

Т.Н. Литвинова,
Е.Д. Мельникова, М.В. Соловьёва,
Л.Т. Ажипа, Н.К. Выскубова

ХИМИЯ

В ЗАДАЧАХ

ДЛЯ ПОСТУПАЮЩИХ В ВУЗЫ

Москва
ОНИКС
Мир и Образование

УДК 54(076.2)

ББК 24я72

Л64

Литвинова Т. Н.

Л64 Химия в задачах для поступающих в вузы / Т. Н. Литвинова, Е. Д. Мельникова, М. В. Соловьёва, Л. Т. Ажипа, Н. К. Выскубова. — М.: ООО «Издательство Оникс»: ООО «Издательство «Мир и Образование», 2009. — 832 с.: ил.

ISBN 978-5-488-02042-9 (ООО «Издательство Оникс»)

ISBN 978-5-94666-517-9 (ООО «Издательство «Мир и Образование»)

Сборник содержит более 2500 задач, охватывающих основные темы школьного курса химии. Среди них представлены качественные и расчетные типовые задачи с решениями и задачи разного уровня сложности для самостоятельного решения. Ко всем задачам даны ответы, а к наиболее трудным — подробные решения.

По каждой теме приведен теоретический материал, преимущественно в виде таблиц, — основные понятия, законы химии, формулы, классификации, свойства, способы получения неорганических и органических веществ.

Пособие поможет при подготовке к выпускным экзаменам в средней школе, сдаче ЕГЭ и вступительным экзаменам в вуз. Книга адресована школьникам старших классов, абитуриентам и преподавателям.

УДК 54(076.2)

ББК 24я72

ISBN 978-5-488-02042-9 (ООО «Издательство Оникс»)

ISBN 978-5-94666-517-9 (ООО «Издательство «Мир и Образование»)

© Литвинова Т. Н., Мельникова Е. Д.,
Соловьёва М. В., Ажипа Л. Т.,
Выскубова Н. К., 2009

© Оформление переплета.

ООО «Издательство Оникс», 2009

Дорогие друзья!

В этой книге мы обращаем внимание прежде всего на решение основных типов задач и кроме того обобщаем и систематизируем весь изученный вами теоретический материал по разным разделам химии, так как без знания теории невозможно научиться решать задачи. Особенность данного пособия — изложение теоретических вопросов в краткой форме в виде схем и таблиц. Фактический материал, представленный в таком виде, легче запоминается. В пособии приведен полный набор уравнений реакций, которые встречаются в материалах Единого государственного экзамена, а также на вступительных экзаменах в вузы.

Теоретические основы химии включают в себя фундаментальные понятия науки, законы, теории. Их ведущая роль заключается в том, что с помощью этих знаний можно систематизировать, обобщать, объяснять все накопленные факты и экспериментальные данные, прогнозировать и моделировать химические явления и процессы, разносторонне описывать химические объекты. При обобщении и систематизации знаний на данном этапе обучения рекомендуем вам активно использовать содержание других учебных предметов (физики, математики, биологии), а также данные, полученные из средств массовой информации, сети Интернет, научной и научно-популярной литературы.

В каждой главе пособия после изложения определенной порции теоретического материала рассматривается решение типовых задач, как качественных, так и расчетных. Приведены, в частности, образцы выполнения заданий в формах, принятых на ЕГЭ: на установление соответствия, на выбор правильного ответа из нескольких предложенных.

Научиться применять теоретические знания при решении задач разной сложности можно лишь в процессе активной собственной деятельности. Поэтому в данном пособии мы собрали более чем 2500 различных задач по химии для самостоятельного решения. Задачи различаются по уровню сложности. Усложненные задачи обозначены знаком *. Значок • показывает, что решение данной задачи приведено в разделе «Решение некоторых усложненных задач», который имеется в пособии. Для самопроверки в конце книги приведены ответы ко всем расчетным и некоторым качественным задачам.

Осознанные и приведенные в систему знания обладают большими функциональными возможностями, могут быть использованы для решения различных проблем. Системные теоретические знания и обобщенные умения помогут вам продолжить обучение, правильно выбрать специальность, будут необходимы в дальнейшей профессиональной деятельности. Химические знания нужны каждому человеку, так как они являются элементом общей культуры. Они служат ориентиром правильного поведения в окружающем нас мире веществ. Без химии не может развиваться ни одна отрасль народного хозяйства, не может обходиться ни один человек. Без знания химической сущности экологических проблем, причин их возникновения, без понимания их влияния на природу и здоровье человека невозможно решать эколого-медицинские проблемы.

Фундаментальные химические знания особенно важны для тех, кто решил выбрать специальности естественно-научного и технического направления.

Желаем вам успехов в овладении курсом химии!

Авторы

I ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ Раздел ОБЩЕЙ ХИМИИ

Глава 1. ОСНОВНЫЕ ТЕОРИИ, ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Основные понятия и законы химии

Окружающий нас мир существует независимо от нашего сознания и представляет собой различные виды движущейся *материи*. Мерой движения материи служит *энергия*.

Материя как объективная реальность существует в двух формах: вещество и поле.

Поле (гравитационное, электромагнитное и др.) — материальная среда, в которой происходит взаимодействие частиц. С позиций современной науки поле рассматривается как поток квантов, не обладающих массой покоя.

Вещество — это устойчивая совокупность частиц (атомы, молекулы, ионы, нейтроны, протоны, электроны, их различные комбинации), обладающих массой покоя и находящихся во взаимодействии друг с другом. Любое вещество обладает макроскопическими свойствами (плотность, твердость, агрегатное состояние, температура плавления), которые отличают его от микроскопических структурных единиц, образующих это вещество. Из различных веществ построены все окружающие нас тела. **Тело** — это все то, что имеет массу и объем. Капли росы на траве, иней на оконном стекле, туман — это тела, состоящие из одного и того же вещества — воды.

Объекты изучения химии принято рассматривать на микроскопическом и макроскопическом уровнях.

Микроскопический уровень:

понятия — электрон, атом, ион, молекула;

свойства — масса иона, атома, молекулы, степень окисления, электроотрицательность.

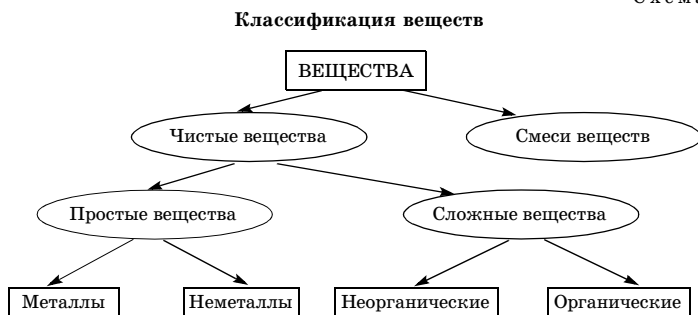
Макроскопический уровень:

понятия — вещество, металл, неметалл, минерал, смесь веществ;

свойства — агрегатное состояние, цвет, твердость, плотность, температура плавления, температура кипения, электрическая проводимость, молярная масса.

Общая классификация веществ представлена на схеме 1.

Схема 1



Чистое вещество (простое или сложное) состоит из одинаковых частиц — формульных единиц.

Формульная единица — атом, молекула, радикал, ион, группа катионов и анионов или любая другая точно определенная и *реально существующая* как единое целое совокупность химических частиц, состав которых и выражает химическая формула. Например, кристалл хлорида натрия состоит из формульных единиц NaCl, а в его растворе существуют катионы натрия Na^+ и анионы хлора Cl^- в количественном соотношении 1:1.

Простое вещество — вещество, состоящее из частиц только одного химического элемента. Например: азот N_2 , кислород O_2 .

Химический элемент и простое вещество — не одно и то же. Элемент может существовать в форме ионов, атомов, простых веществ, входит в состав сложных веществ.

При рассмотрении на *микроскопическом уровне химический элемент* — вид атомов, обладающих одинаковым зарядом ядра.

При рассмотрении на *макроскопическом уровне химический элемент* — набор, совокупность всех атомов, которые имеют один и тот же заряд ядра.

Химический элемент — это абстрактное понятие, а не материальная частица, оно характеризует совокупность атомов, обладающих определенным признаком — одинаковым зарядом ядра.

Химический элемент — это совокупность его изотопов.

Массовое число элемента — это среднее значение массовых чисел его природных изотопов с учетом их распространенности.

Аллотропия — существование одного и того же химического элемента в виде нескольких простых веществ (аллотропных модификаций), отличающихся строением, составом и свойствами. Например, кислород и озон, четыре аллотропные модификации углерода — алмаз, графит, карбин, фуллерены.

Сложное вещество — вещество, состоящее из частиц нескольких элементов, химически связанных друг с другом в определенном массовом отношении. Например: оксид меди(II) CuO , метанол CH_3OH . Сложное вещество состоит из одинаковых частиц — формульных единиц, которые образованы атомами нескольких элементов. Например, нитрат калия KNO_3 состоит из формульных единиц, которые образованы одним катионом калия и одним нитрат-анионом, а углекислый газ состоит из молекул CO_2 .

Сложное вещество иначе называют **химическим соединением**. При рассмотрении на *микроскопическом уровне химическое соединение* — это образование, состоящее из многих атомов, которые удерживаются вместе благодаря химическим связям.

При рассмотрении на *макроскопическом уровне химическое соединение* — вещество, в котором атомы нескольких элементов связаны друг с другом и между массами которых существует определенное стехиометрическое соотношение.

Смесь веществ состоит из частиц различных веществ. Например, воздух содержит молекулы кислорода, азота, углекислого газа и частицы других веществ. Смеси отличаются от химических соединений:

- состав смесей переменный, а химических соединений — постоянный;
- вещества, входящие в состав смесей, сохраняют свои свойства, а вещества, образующие химические соединения, свои свойства не сохраняют;
- вещества, входящие в состав смесей, можно разделить физическими способами, а химические соединения можно разложить только с помощью химических реакций;

• образование смесей не сопровождается выделением теплоты или другими признаками химических реакций, а при образовании химических соединений всегда проявляются какие-либо признаки химических реакций (выпадение осадка, выделение теплоты, изменение окраски и др.).

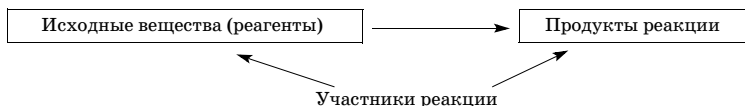
Молекула — наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Молекулы состоят из атомов.

Ион — электроразряженная частица, образующаяся вследствие потери или присоединения электронов атомом или группой атомов.

Атом — это сложная электромагнитная система, состоящая из протонов и нейтронов, заключенных в ядре, а также электронов.

Радикал — молекула (ион), содержащая хотя бы один неспаренный электрон. Например: $\cdot\text{Cl}$, $\cdot\text{NO}$, $\cdot\text{CH}_3$, $\cdot\text{O}_2$. Радикалы весьма реакционноспособны.

Химическая реакция — процесс превращения веществ, связанный с превращением энергии, сопровождающийся образованием новых веществ с другими свойствами:



Макроскопический уровень: превращение веществ сопровождается изменением энтальпии и объема веществ системы (при изобарно-изотермических условиях).

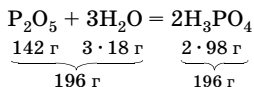
Микроскопический уровень: превращение частиц сопровождается изменением их энергии из-за перестройки химических связей в частицах реагентов.

Физические явления — изменение формы или агрегатного состояния веществ, в результате которых не образуются новые вещества. Например: плавление льда, испарение йода, ковка металла.

В понимании связей и отношений химических объектов огромное значение имеют законы химии. Закон — это выражение существенных связей и отношений предметов, явлений объективного мира. Законы конкретных наук, в том числе химии, будучи познаны, используются в качестве инструмента изучения природы, на их основе формулируются правила, руководства к действию. Познанные законы становятся важным методом познания химии, ключом к пониманию сущности изучаемых веществ и реакций.

Между атомами элементов в составе вещества, между веществами, вступающими в химическую реакцию (реагентами), и веществами, образующимися в результате реакции (продуктами реакции), существуют строгие количественные соотношения. Эти соотношения подчиняются следующим **стехиометрическим законам химии**.

Закон сохранения массы веществ (М. В. Ломоносов, 1748; А. Лавуазье, 1789). Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции. Например:



На основании этого закона производят расчеты по уравнениям химических реакций.

Закон постоянства состава (Ж. Пруст, 1799). Качественный и количественный состав индивидуального химического соединения строго постоянен и не зависит от способа его получения.

В настоящее время установлено, что наряду с соединениями постоянного состава (*далтонидами*) существуют и соединения переменного состава (*бертоллиды*), состав которых изменяется в зависимости от условий проведения реакции и не отвечает целочисленным стехиометрическим отношениям. К соединениям переменного состава относится большинство бинарных соединений переходных металлов в твердом состоянии: оксиды, сульфиды, нитриды, карбиды, силициды и др. Переменный химический состав характерен для веществ, имеющих атомные, металлические и ионные решетки. Закон постоянства состава был в свое время сформулирован применительно к молекулам, поэтому справедлив только для веществ с молекулярной структурой.

Этот закон не применим также к соединениям с измененным изотопным составом (что влияет на массовый состав соединения). Например, тяжелая вода содержит около 20 % (по массе) водорода, а обычная вода — лишь 11 % водорода. Таким образом, закон постоянства состава не позволяет определить состав тяжелой воды. Определенные границы применения имеют и другие законы.

Современная формулировка этого закона такова: состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа их получения.

Основные величины и единицы в химии

Абсолютная масса атома химического элемента (m_a) — масса атома элемента, выраженная в стандартных единицах массы (кг, г):

$$m_a = A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

Атомная единица массы (а.е.м.) — единица массы, равная 1/12 массы атома изотопа углерода $^{12}_6\text{C}$:

$$1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Относительная атомная масса химического элемента (A_r) — величина, равная отношению средней массы атома элемента естественного изотопного состава к $1/12$ массы атома изотопа углерода $^{12}_6\text{C}$, т. е. к атомной единице массы (а. е. м.):

$$A_r(\text{X}) = \frac{m_a}{1 \text{ а.е.м.}}$$

Относительная молекулярная масса формульной единицы (M_r) — безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса формульной единицы больше 1 а.е.м.:

$$M_r(\text{X}) = \frac{m_f}{1 \text{ а.е.м.}}$$

Массовая доля химического элемента в формульной единице вещества равна отношению относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества:

$$w(\text{X}) = \frac{A_r(\text{X}) \cdot n}{M_r(\text{в-ва})} \cdot 100 \%,$$

где $w(\text{X})$ — массовая доля элемента X; $A_r(\text{X})$ — относительная атомная масса элемента X; n — число атомов элемента X в формульной единице вещества; $M_r(\text{в-ва})$ — относительная молекулярная масса вещества.

Количество вещества (n) — физическая величина, введенная для оценки числа структурных единиц (атомы, молекулы, ионы, электроны и др.) в порции вещества. Является одной из основных величин в международной системе физических величин (см. табл. 1, 2 приложения). Иногда количество вещества обозначают греческой буквой ν (ню).

Моль — единица количества вещества, определяющая количество вещества системы, которая состоит из такого числа отдельных частиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа $^{12}_6\text{C}$. При использовании единицы «моль» необходимо указывать вид частиц. Например, выражение $n(\text{Cl}_2) = 2$ моль означает 2 моль молекулярного хлора.

Молярная масса вещества (M) — это отношение массы вещества к количеству вещества:

$$M = \frac{m}{n} \text{ (г/моль, кг/кмоль),}$$

где m — масса вещества (г, кг), n — количество вещества (моль, кмоль). Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе M_r .

Молярный объем (V_m) — отношение объема вещества к количеству вещества:

$$V_m = \frac{V}{n}.$$

При нормальных условиях молярный объем газообразного вещества — величина постоянная:

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

Нормальные условия (н. у.): $p = 101325 \text{ Па}$ и $T = 273,15 \text{ К}$.

Постоянная Авогадро (N_A) показывает число частиц в одном моле вещества:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Следовательно, 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ реальных или условных структурных частиц. Связь между числом структурных частиц и количеством вещества выражается соотношением:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Важнейшие константы приведены в табл. 3 приложения.

Выход продукта реакции (η) — это отношение практически полученного количества вещества (массы, объема) продукта к количеству вещества (массе, объему) этого же продукта, теоретически рассчитанному по уравнению реакции, исходя из предположения о полном превращении исходного вещества в продукт:

$$\eta = \frac{n_{\text{пр}}}{n_{\text{т}}} \cdot 100 \% ; \quad \eta = \frac{m_{\text{пр}}}{m_{\text{т}}} \cdot 100 \% ; \quad \eta = \frac{V_{\text{пр}}}{V_{\text{т}}} \cdot 100 \% .$$

Решение типовых задач

Вычисление массовой доли химического элемента в соединении

Задача 1. Вычислите массовые доли углерода, водорода и кислорода в уксусной кислоте.

Решение

1. Определяем относительную молекулярную массу уксусной кислоты:

$$M_r(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60.$$

2. По формуле

$$w(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r} \cdot 100 \%$$

рассчитываем массовую долю элементов в соединении:

$$w(C) = \frac{12 \cdot 2}{60} \cdot 100 \% = 40,0 \%; \quad w(H) = \frac{1 \cdot 4}{60} \cdot 100 \% = 6,67 \%;$$

$$w(O) = \frac{16 \cdot 2}{60} \cdot 100 \% = 53,33 \%.$$

Ответ: $w(C) = 40,0 \%$; $w(H) = 6,67 \%$; $w(O) = 53,33 \%$.

Задача 2. Вычислите молярную массу дихлорпроизводного некоторого углеводорода, если массовая доля хлора в нем составляет 71,717 %.

Решение

1. Запишем химическую формулу дихлорпроизводного как $C_xH_yCl_2$.

2. По формуле

$$w(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r} \cdot 100 \%$$

рассчитываем относительную молекулярную массу дихлорпроизводного:

$$M_r(C_xH_yCl_2) = \frac{35,5 \cdot 2}{71,717 \%} \cdot 100 \% = 99.$$

3. Молярная масса M численно равна M_r , поэтому $M(C_xH_yCl_2) = 99$ г/моль.

Ответ: $M(C_xH_yCl_2) = 99$ г/моль.

Задача 3. Массовая доля кислорода в оксиде трехвалентного металла составляет 47,06 %. Определите металл.

Решение

1. Запишем формулу оксида в виде Me_2O_3 и определим его молярную массу:

$$w(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r} \cdot 100 \%;$$

$$M_r = \frac{A_r(O) \cdot n}{w(O)} \cdot 100 \%;$$

$$M_r(Me_2O_3) = \frac{16 \cdot 2}{47,06 \%} = 102;$$

$$M(Me_2O_3) = 102 \text{ г/моль.}$$

2. Рассчитаем молярную массу металла:

$$M(\text{Me}) = \frac{M(\text{Me}_2\text{O}_3) - 3M(\text{O})}{2};$$

$$M(\text{Me}) = \frac{102 - 3 \cdot 16}{2} = 27 \text{ (г/моль)}.$$

Следовательно, металл — алюминий.

О т в е т: Al.

Расчеты с использованием величины выхода продукта реакции

Задача 4. Рассчитайте массу чистого железа, которое можно получить из 1 т магнетита — руды, содержащей 80 % Fe_3O_4 , если выход железа составляет 75 %.

Р е ш е н и е

1. Найдем массу Fe_3O_4 в 1 т (1000 кг) руды:

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{w(\text{Fe}_3\text{O}_4) \cdot m(\text{руды})}{100 \%}; \quad m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{80 \% \cdot 1000 \text{ кг}}{100 \%} = 800 \text{ кг}.$$

2. Определим $n(\text{Fe}_3\text{O}_4)$, учитывая, что $M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ кг/кмоль}$:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{800 \text{ кг}}{232 \text{ кг/кмоль}} = 3,45 \text{ кмоль}.$$

3. Поскольку 1 моль Fe_3O_4 содержит 3 моль атомов железа, то

$$n(\text{Fe}) = 3 \cdot 3,45 \text{ кмоль} = 10,35 \text{ кмоль}.$$

4. Находим $m_{\text{т}}(\text{Fe})$:

$$m = nM; \quad m_{\text{т}}(\text{Fe}) = 10,35 \text{ кмоль} \cdot 56 \text{ кг/кмоль} = 580 \text{ кг}.$$

5. Находим $m_{\text{пр}}(\text{Fe})$:

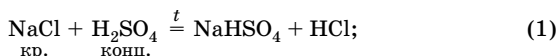
$$m_{\text{пр}}(\text{Fe}) = \frac{\eta \cdot m_{\text{т}}(\text{Fe})}{100 \%}; \quad m_{\text{пр}}(\text{Fe}) = \frac{75 \% \cdot 580 \text{ кг}}{100 \%} = 435 \text{ кг}.$$

О т в е т: $m_{\text{пр}}(\text{Fe}) = 435 \text{ кг}$.

Задача 5. Из 17,55 г хлорида натрия получили сульфатным способом хлороводород, который пропустили через раствор нитрата серебра. При этом образовался осадок массой 32,29 г. Определите выход хлороводорода в первой реакции, считая, что выход продукта второй реакции количественный.

Решение

1. Напишем уравнения протекающих реакций:



2. Находим $n(\text{AgCl})$:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{AgCl}) = \frac{32,29 \text{ г}}{143,5 \text{ г/моль}} = 0,225 \text{ моль.}$$

3. Находим количество вещества HCl, который прореагировал с нитратом серебра (практически получен в первой реакции).

Так как выход продукта второй реакции количественный, т. е. 100 % -ный, то

$$n_{\text{пр}}(\text{HCl}) = n(\text{AgCl}) = 0,225 \text{ моль.}$$

4. Рассчитываем количество вещества NaCl:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{17,55 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

5. Определяем $n_{\text{т}}(\text{HCl})$.

Из уравнения (1) следует, что $n_{\text{т}}(\text{HCl}) = n(\text{NaCl}) = 0,3 \text{ моль.}$

6. Находим выход хлороводорода :

$$\eta(\text{HCl}) = \frac{n_{\text{пр}}(\text{HCl})}{n_{\text{т}}(\text{HCl})} \cdot 100 \%;$$

$$\eta(\text{HCl}) = \frac{0,225 \text{ моль}}{0,3 \text{ моль}} \cdot 100 \% = 75 \%.$$

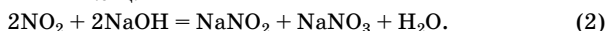
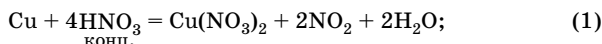
Ответ: $\eta(\text{HCl}) = 75 \%.$

Расчеты по химическим уравнениям, если одно из исходных веществ взято в избытке

Задача 6. Медь массой 12,8 г растворили в избытке концентрированной азотной кислоты. Выделившийся газ пропустили через раствор, содержащий 18 г гидроксида натрия. Какие соли образовались в этом растворе? Вычислите количество вещества каждой соли.

Решение

1. Напишем уравнения происходящих реакций:



2. Рассчитаем количество вещества меди и гидроксида натрия:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{Cu}) = \frac{12,8 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}; \quad n(\text{NaOH}) = \frac{18 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,45 \text{ моль}.$$

3. Находим количество вещества диоксида азота.

По уравнению (1) $n(\text{NO}_2) = 2n(\text{Cu}) = 0,4$ моль.

4. Определяем, какой из реагентов реакции (2) взят в избытке.

По уравнению (2) $n(\text{NO}_2) = n(\text{NaOH})$, а из условия следует, что $n(\text{NO}_2) < n(\text{NaOH})$, следовательно, гидроксид натрия взят в избытке, а диоксид азота прореагирует полностью. Расчет количества вещества образующихся солей ведем по веществу, прореагировавшему полностью:

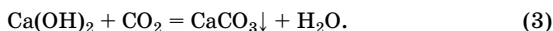
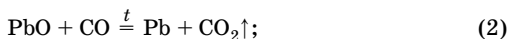
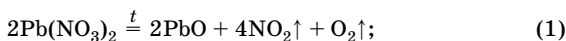
$$n(\text{NaNO}_2) = n(\text{NaNO}_3) = 1/2n(\text{NO}_2) = 0,2 \text{ моль}.$$

Ответ: $n(\text{NaNO}_2) = n(\text{NaNO}_3) = 0,2$ моль.

Задача 7. Твердый продукт, полученный при прокаливании 66,2 г нитрата свинца(II), восстановили монооксидом углерода. Определите массу осадка, который выпадет, если полученный после восстановления газ пропустить через раствор, содержащий 11,1 г гидроксида кальция.

Решение

1. Напишем уравнения реакций:



2. Рассчитываем количество вещества нитрата свинца(II), оксида свинца(II), диоксида углерода и гидроксида кальция:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{66,2 \text{ г}}{331 \text{ г/моль}} = 0,20 \text{ моль};$$

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{11,1 \text{ г}}{74 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль};$$

по уравнению (1) $n(\text{PbO}) = n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,20$ моль;

по уравнению (2) $n(\text{CO}_2) = n(\text{PbO}) = 0,20$ моль.

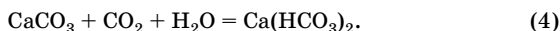
3. Определяем, какое из веществ взято в избытке.

По уравнению (3) $n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n(\text{CO}_2)$, следовательно, CO_2 — в избытке ($0,20 > 0,15$), $\text{Ca}(\text{OH})_2$ прореагирует полностью. Дальнейший расчет ведем по $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

4. Определяем количество вещества CaCO_3 :

$$n(\text{CaCO}_3) = n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,15 \text{ моль.}$$

Обратите внимание: вещество, находящееся в избытке (CO_2), реагирует с полученным продуктом CaCO_3 , в результате чего часть осадка растворяется:



5. Находим остаток CO_2 .

По уравнению (3) количество вещества CO_2 , прореагировавшего с гидроксидом кальция, равно 0,15 моль. Отсюда найдем количество вещества оставшегося углекислого газа:

$$n'(\text{CO}_2) = 0,20 \text{ моль} - 0,15 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль.}$$

Этот остаток прореагирует с карбонатом кальция:

$$n''(\text{CaCO}_3) = n'(\text{CO}_2) = 0,05 \text{ моль.}$$

6. Определяем количество вещества и массу осадка CaCO_3 после его частичного растворения:

$$n''(\text{CaCO}_3) = 0,15 - 0,05 = 0,10 \text{ (моль);}$$

$$m''(\text{CaCO}_3) = 0,10 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 10 \text{ г.}$$

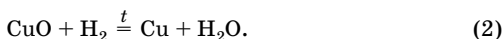
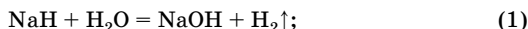
О т в е т: $m''(\text{CaCO}_3) = 10 \text{ г.}$

Вычисление массы или объема продукта реакции по известной массе или объему исходного вещества, содержащего примеси

Задача 8. Избыток водорода, полученного при взаимодействии гидрида натрия с водой, пропустили над раскаленным минералом теноритом CuO массой 40 г. При этом образовалось 6,07 мл воды. Рассчитайте массовую долю оксида меди(II) в минерале (в %), учитывая, что примеси с водородом не реагируют.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнения протекающих реакций:



2. Определяем массу и количество вещества воды, учитывая, что плотность воды равна 1 г/мл:

$$m = \rho V; \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл} \cdot 6,07 \text{ мл} = 6,07 \text{ г};$$

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{6,07 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,337 \text{ моль}.$$

3. Определяем массу и количество вещества оксида меди(II), содержащегося в минерале.

По уравнению (2) $n(\text{CuO}) = n(\text{H}_2\text{O}) = 0,337$ моль;

$$m = nM;$$

$$m(\text{CuO}) = 0,337 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 26,96 \text{ г}.$$

4. Рассчитываем массовую долю CuO в минерале:

$$w(\text{CuO}) = \frac{m(\text{CuO})}{m(\text{минерала})} \cdot 100 \%;$$

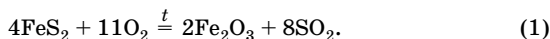
$$w(\text{CuO}) = \frac{26,96 \text{ г}}{40 \text{ г}} \cdot 100 \% = 67,4 \%.$$

Ответ: $w(\text{CuO}) = 67,4 \%.$

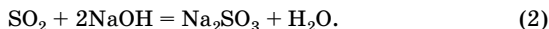
Задача 9. Газ, полученный при обжиге 120 г пирита, использовали для полной нейтрализации раствора, содержащего 152 г гидроксида натрия. Определите массовую долю примесей в пирите.

Решение

1. Записываем уравнения происходящих реакций:



По условию задачи нейтрализация щелочи полная, значит, образуется *средняя* соль:



2. Находим количество вещества NaOH:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{152 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 3,8 \text{ моль}.$$

3. Находим количество вещества SO_2 и FeS_2 .

По уравнению (2) $n(\text{SO}_2) = 1/2 n(\text{NaOH}) = 1,9$ моль.

По уравнению (1) $n(\text{SO}_2) : n(\text{FeS}_2) = 2 : 1$, следовательно, $n(\text{FeS}_2) = 1,9 \cdot 1/2 = 0,95$ (моль).

4. Находим массу FeS_2 :

$$m = nM; \quad m(\text{FeS}_2) = 0,95 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 114 \text{ г.}$$

5. Рассчитываем массу и массовую долю примесей в пирите:

$$m(\text{примесей}) = m(\text{руды}) - m(\text{FeS}_2);$$

$$m(\text{примесей}) = 120 \text{ г} - 114 \text{ г} = 6 \text{ г};$$

$$w(\text{примесей}) = \frac{m(\text{примесей})}{m(\text{руды})} \cdot 100 \%;$$

$$w(\text{примесей}) = \frac{6 \text{ г}}{120 \text{ г}} \cdot 100 \% = 5 \%.$$

Ответ: $w(\text{примесей}) = 5 \%.$

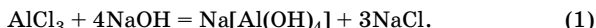
Задачи на определение количественного состава смеси

Задача 10. Смесь хлоридов алюминия и железа(III) массой 6,26 г растворили в воде, затем к полученному раствору прибавили избыток раствора щелочи. Образовавшийся осадок отфильтровали, промыли и прокалили. Масса твердого остатка после прокаливания составила 2,4 г. Определите массовые доли солей в исходной смеси.

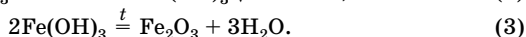
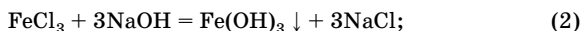
Решение

1. Составляем уравнения происходящих реакций.

Гидроксид алюминия *не образуется*, так как щелочь взята в избытке и амфотерный гидроксид алюминия легко в ней растворяется:



Гидроксид железа(III) обладает амфотерными свойствами, но с преобладанием основных свойств, поэтому при обычных условиях он не взаимодействует со щелочами:



Исходя из химизма процессов, очевидно, что твердым остатком является оксид железа(III).

2. Находим количество вещества оксида железа(III):

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{2,4 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,015 \text{ моль.}$$

3. Находим количество вещества гидроксида железа(III) и хлорида железа(III).

По уравнению (3) $n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 2n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,03$ моль.

По уравнению (2) $n(\text{FeCl}_3) = n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,03$ моль.

4. Рассчитываем массу хлорида железа(III):

$$m = nM;$$

$$m(\text{FeCl}_3) = 0,03 \text{ моль} \cdot 162,5 \text{ г/моль} = 4,88 \text{ г}.$$

5. Определяем массовые доли солей в исходной смеси:

$$w(\text{FeCl}_3) = \frac{m(\text{FeCl}_3)}{m(\text{смеси})} \cdot 100 \% ;$$

$$w(\text{FeCl}_3) = \frac{4,88 \text{ г}}{6,26 \text{ г}} \cdot 100 \% = 77,96 \% ;$$

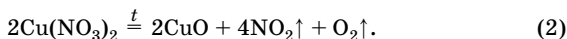
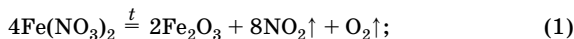
$$w(\text{AlCl}_3) = 100 \% - 77,96 \% = 22,04 \% .$$

Ответ: $w(\text{AlCl}_3) = 22,04 \% ; w(\text{FeCl}_3) = 77,96 \% .$

Задача 11. При прокаливании 54,8 г смеси нитратов железа(II) и меди(II) образовалось 15,68 л (н. у.) газовой смеси. Определите массу твердой смеси, образовавшейся после прокалывания.

Решение

1. Записываем уравнения химических реакций, учитывая, что при прокаливании нитрата железа(II) железо окисляется до трехвалентного состояния:



2. Рассчитываем общее количество вещества газов (NO_2 и O_2), выделившихся в обеих реакциях:

$$n = \frac{V}{V_m} ;$$

$$n(\text{газов}) = \frac{15,68 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,7 \text{ моль}.$$

3. Примем, что $n(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = x$ моль, тогда по уравнению (1)

$$n_1(\text{газов}) = \frac{9n(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2)}{4} = \frac{9x}{4} = 2,25x.$$

Количество вещества газов, выделившихся в реакции (2), равно разности между общим количеством вещества газов и количеством вещества газов, которые выделились в реакции (1):

$$n_2(\text{газов}) = 0,7 - 2,25x.$$

4. Выразим количество вещества нитрата меди(II).

По уравнению (2) $n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) : n_2(\text{газов}) = 2 : 5$, следовательно,

$$n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \frac{2}{5} \cdot n_2(\text{газов}) = \frac{2}{5} \cdot (0,7 - 2,25x) = 0,28 - 0,9x.$$

5. Для нахождения количества вещества солей составляем алгебраическое уравнение:

$$m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) + m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 54,8 \text{ г};$$

$$m = nM;$$

$$m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = 180x;$$

$$m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 188 \cdot (0,28 - 0,9x) = 52,64 - 169,2x;$$

$$180x + 52,64 - 169,2x = 54,8.$$

Решая уравнение, находим, что $x = 0,2$ моль, следовательно,

$$n(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,28 - 0,9x = 0,1 \text{ моль}.$$

6. Рассчитываем количество вещества оксидов железа(III) и меди(II).

По уравнению (1) $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1/2 n(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = 0,1$ моль.

По уравнению (2) $n(\text{CuO}) = n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,1$ моль.

7. Вычисляем массы оксидов Fe_2O_3 и CuO и, соответственно, массу смеси оксидов:

$$m = nM;$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 16 \text{ г};$$

$$m(\text{CuO}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 8 \text{ г};$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) + m(\text{CuO}) = 16 \text{ г} + 8 \text{ г} = 24 \text{ г}.$$

О т в е т: $m(\text{смеси}) = 24 \text{ г}.$

Нахождение простейших и истинных формул химических соединений

Эмпирическая (простейшая) формула показывает наименьшее целочисленное соотношение атомов, групп атомов или ионов в хими-

ческом соединении, не предоставляя при этом информации о числе атомов в формульной единице. Например, для бензола и ацетилена простейшая формула одинакова — CH .

Молекулярная или истинная формула характеризует качественный и количественный состав химического соединения. Например: C_6H_6 , C_2H_2 .

Вывод формул по массовым долям элементов, входящих в состав молекулы

Задача 12. Определите молекулярную формулу оксида фосфора, содержащего 43,7 % фосфора. Плотность по воздуху паров этого оксида 9,8.

Решение

1. Запишем простейшую формулу вещества как P_xO_y , молекулярную — $(\text{P}_x\text{O}_y)_p$.

2. Пусть $m(\text{оксида}) = 100$ г, тогда $m(\text{P}) = m(\text{оксида}) \cdot w(\text{P})$;

$$m(\text{P}) = 43,7 \text{ г};$$

$$m(\text{O}) = 100 - m(\text{P}); \quad m(\text{O}) = 100 \text{ г} - 43,7 \text{ г} = 56,3 \text{ г}.$$

3. Находим количество вещества атомарных фосфора и кислорода:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{P}) = \frac{43,7 \text{ г}}{31 \text{ г/моль}} = 1,41 \text{ моль}; \quad n(\text{O}) = \frac{56,3 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 3,52 \text{ моль}.$$

4. Находим отношение числа атомов элементов в химическом соединении, т. е. простейшую формулу:

$$x : y = n(\text{P}) : n(\text{O}) = 1,41 : 3,52 = 1 : 2,5.$$

Так как в формулах соединений индексы должны быть целыми числами, то оба числа в правой части равенства умножаем на 2:

$$n(\text{P}) : n(\text{O}) = 2 : 5, \text{ следовательно, простейшая формула } \text{P}_2\text{O}_5.$$

5. Атомному соотношению 2 : 5 соответствуют формулы $(\text{P}_2\text{O}_5)_p$, где $p = 1, 2, 3 \dots$

Для нахождения p вычислим молярную массу соединения по относительной плотности:

$$M = 29D_{\text{возд}}; \quad M((\text{P}_2\text{O}_5)_p) = 29 \text{ г/моль} \cdot 9,8 = 284 \text{ г/моль};$$

$$p = \frac{M((\text{P}_2\text{O}_5)_p)}{M(\text{P}_2\text{O}_5)}; \quad p = \frac{284 \text{ г/моль}}{142 \text{ г/моль}} = 2.$$

Следовательно, молекулярная формула оксида $(\text{P}_2\text{O}_5)_2$, или P_4O_{10} .

Ответ: P_4O_{10} .

Задача 13. Плотность по водороду вещества, содержащего 54,55 % углерода, 9,09 % водорода и 36,36 % кислорода, равна 22. Выведите формулу вещества.

Решение

1. Находим соотношение числа атомов элементов в химическом соединении $C_xH_yO_z$:

$$x : y : z = n(C) : n(H) : n(O).$$

Учитывая, что $n = \frac{m}{M}$, а массы элементов в соединении пропорциональны их массовым долям, получаем:

$$x : y : z = \frac{m(C)}{M(C)} : \frac{m(H)}{M(H)} : \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{w(C)}{M(C)} : \frac{w(H)}{M(H)} : \frac{w(O)}{M(O)}.$$

Таким образом,

$$x : y : z = \frac{54,55}{12} : \frac{9,09}{1} : \frac{36,36}{16} = 2 : 4 : 1.$$

Следовательно, простейшая формула этого вещества C_2H_4O .

2. Атомному соотношению 2 : 4 : 1 соответствуют формулы $(C_2H_4O)_p$, где $p = 1, 2, 3...$ Для нахождения p вычислим молярную массу вещества по его относительной плотности по водороду:

$$M((C_2H_4O)_p) = 2 \text{ г/моль} \cdot 22 = 44 \text{ г/моль};$$

$$p = \frac{M((C_2H_4O)_p)}{M(C_2H_4O)}; \quad p = \frac{44 \text{ г/моль}}{44 \text{ г/моль}} = 1.$$

Следовательно, истинная формула соединения C_2H_4O .

Ответ: C_2H_4O .

Вывод формул химических соединений по данным о продуктах сгорания веществ

Задача 14. При сжигании 0,46 г вещества получено 0,448 л (н. у.) оксида углерода(IV) и 0,54 г воды. Плотность паров этого вещества по водороду 23. Выведите молекулярную формулу этого вещества.

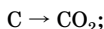
Решение

1. Устанавливаем элементный состав вещества.

Поскольку при сгорании вещества в кислороде образуются CO_2 и H_2O , то в состав вещества, кроме углерода и водорода, может входить и кислород.

2. Находим количество вещества атомов углерода и водорода, входящих в состав соединения.

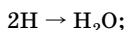
Весь углерод превращается в углекислый газ:



$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(CO_2) = \frac{0,448 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,02 \text{ моль};$$

$$n(C) = n(CO_2) = 0,02 \text{ моль}.$$

Весь водород переходит в воду:



$$n = \frac{m}{M}; \quad n(H_2O) = \frac{0,54 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль};$$

$$n(H) = 2n(H_2O) = 0,06 \text{ моль}.$$

3. Рассчитываем массу кислорода, входящего в состав вещества:

$$m(O) = m(\text{в-ва}) - m(C) - m(H);$$

$$m(O) = 0,46 - 0,02 \cdot 12 - 0,06 \cdot 1 = 0,16 \text{ (г)}.$$

4. Определяем количество вещества атомарного кислорода:

$$n(O) = \frac{0,16 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,01 \text{ моль}.$$

Таким образом, искомое вещество состоит из атомов углерода, водорода и кислорода, простейшая формула вещества $C_xH_yO_z$, а $(C_xH_yO_z)_p$ — его молекулярная формула.

5. Находим атомное соотношение элементов в веществе:

$$x : y : z = n(C) : n(H) : n(O);$$

$$x : y : z = 0,02 : 0,06 : 0,01 = 2 : 6 : 1,$$

следовательно, простейшая формула C_2H_6O , $M(C_2H_6O) = 46 \text{ г/моль}$.

Для нахождения p воспользуемся дополнительным условием, приведенным в задаче:

$$M((C_2H_6O)_p) = 2D_{H_2};$$

$$M((C_2H_6O)_p) = 2 \text{ г/моль} \cdot 23 = 46 \text{ г/моль},$$

следовательно, $p = 1$.

Таким образом, C_2H_6O — не только простейшая, но и истинная формула.

Ответ: C_2H_6O .

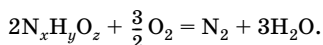
**Вывод формул химических соединений
по объемным отношениям
реагирующих газообразных веществ**

Задача 15. При сжигании смеси, состоявшей из двух объемов неизвестного газа и полутора объемов кислорода, образовалась смесь из одного объема азота и трех объемов водяного пара. Во всех случаях объемы газов измерены при одинаковых условиях. Какова формула неизвестного газа?

Решение

1. Так как при сгорании неизвестного газа в кислороде образуются N_2 и H_2O , то в состав газа входят азот, водород и, возможно, кислород: $N_xH_yO_z$.

Согласно закону объемных отношений объемы газов пропорциональны их количествам вещества и равны коэффициентам в уравнении реакции. С учетом этого напомним уравнение реакции:



2. По закону сохранения массы веществ число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения одинаково, поэтому

$$2x = 2; \text{отсюда } x = 1;$$

$$2y = 6; y = 3;$$

$$2z + 3 = 3; z = 0.$$

Следовательно, формула неизвестного газа NH_3 .

Ответ: NH_3 .

Вывод формул кристаллогидратов

Задача 16. Выведите формулу кристаллогидрата фосфата цинка, если известно, что массовая доля соли в нем равна 84,2 %.

Решение

1. Пусть в состав формульной единицы кристаллогидрата входит n молекул воды, т. е. формула данного кристаллогидрата $Zn_3(PO_4)_2 \cdot nH_2O$.

Рассчитаем молярную массу безводной соли:

$$M(Zn_3(PO_4)_2) = 385 \text{ г/моль.}$$

Способ 1

2. Находим молярную массу кристаллогидрата:

$$w(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{M(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2)}{M(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})} \cdot 100 \% ;$$

$$M(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}) = \frac{385 \text{ г/моль} \cdot 100 \%}{84,2 \%} = 457 \text{ г/моль}.$$

3. Находим число молекул воды:

$$457 = 385 + 18n; \quad n = 4.$$

Следовательно, формула кристаллогидрата $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Способ 2

2. Находим массовую долю воды в кристаллогидрате:

$$w(\text{H}_2\text{O}) = 100 \% - w(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2);$$

$$w(\text{H}_2\text{O}) = 100 \% - 84,2 \% = 15,8 \% .$$

3. Определяем число молекул воды в формульной единице кристаллогидрата:

$$w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18n}{385 + 18n} ;$$

$$\frac{18n}{385 + 18n} = 0,158.$$

Отсюда $n = 4$.

Способ 3

2. Пусть $m(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г}$, тогда $m(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2) = 84,2 \text{ г}$;

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г} - 84,2 \text{ г} = 15,8 \text{ г}.$$

3. Находим количество вещества соли и воды:

$$n(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{84,2 \text{ г}}{385 \text{ г/моль}} = 0,219 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{15,8 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,878 \text{ моль}.$$

4. Находим молярное соотношение соли и воды в кристаллогидрате:

$$n(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2) : n(\text{H}_2\text{O}) = 0,219 : 0,878 = 1 : 4.$$

Следовательно, формула кристаллогидрата $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

О т в е т: $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Газы, жидкости и твердые вещества. Газовые законы

Каждое вещество имеет определенные физические и химические свойства. К физическим свойствам относятся агрегатное состояние, плотность, растворимость, температура плавления, температура кипения, цвет, вкус, запах и др. Различают три агрегатных состояния веществ: твердое, жидкое и газообразное.

Сильнее всего каждый атом притягивается к тем атомам, с которыми он связан в молекуле. Между самими молекулами также существуют слабые, но вполне заметные силы взаимодействия. Они вызываются, в частности, мгновенными флюктуациями (колебаниями) электронной плотности и называются **ван-дер-ваальсовыми силами** (по имени датского физика Ван-дер-Ваальса). Именно эти силы ответственны за агрегатное состояние вещества при различной температуре.

В настоящее время выделяют еще одно состояние веществ — жидкокристаллическое, которое характеризуется наличием у вещества одновременно свойств жидкости (текучесть) и кристалла (анизотропия).

Любое вещество при изменении условий, например температуры, может переходить из одного агрегатного состояния в другое.

Газ — одно из агрегатных состояний вещества, в котором частицы вещества (атомы, молекулы) слабо связаны между собой межмолекулярными взаимодействиями и движутся хаотически, заполняя весь объем, который им предоставлен. Газы смешиваются друг с другом в любых соотношениях, т. е. не образуют поверхности раздела, не имеют собственного объема и формы.

Жидкость — агрегатное состояние вещества, характеризующееся текучестью, наличием поверхности раздела; жидкость принимает форму того сосуда, в котором она находится; в отличие от газов, жидкость имеет вполне определенный объем. При определенных температуре и давлении жидкость переходит в пар.

Температура кипения — это температура, при которой давление пара над поверхностью жидкости становится равным внешнему давлению.

Твердое тело отличается от жидкости и газа наличием собственной формы, определенного объема и характером теплового движе-

ния структурных единиц (атомы, ионы, молекулы), которые совершают колебательные движения относительно некоторых фиксированных положений равновесия. Различают две формы твердых веществ — **кристаллическую** и **аморфную**. Кристаллические твердые вещества характеризуются постоянной температурой плавления.

Температура плавления — это температура фазового перехода твердое тело — жидкость.

Аморфные вещества (стекла, смолы) при нагревании постепенно размягчаются, пока не станут жидкими. Они не имеют постоянной температуры плавления. На этом свойстве аморфных веществ основано стеклодувное дело.

Для идеальных газов выведены газовые законы, которые приблизительно верны и для реальных газов, если они не находятся при очень высоком давлении. Эти законы справедливы для постоянной массы определенного газа ($m = \text{const}$, $M = \text{const}$). Газовые законы связывают между собой давление p , объем V и температуру T по шкале Кельвина.

Закон Бойля — Мариотта (Р. Бойль, 1662; Э. Мариотт, 1676). Для данной массы газа при постоянной температуре произведение давления газа и его объема остается постоянной величиной:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \text{ или } pV = \text{const} (m = \text{const}, T = \text{const}).$$

Закон Гей-Люссака (1802). Для данной массы газа при постоянном давлении отношение объема газа к его абсолютной температуре остается постоянным:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ или } \frac{V}{T} = \text{const} (m = \text{const}, p = \text{const}).$$

Уравнение Клапейрона:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \text{ или } \frac{pV}{T} = \text{const}.$$

Уравнение Клапейрона — Менделеева:

$$pV = nRT,$$

где $R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ — универсальная газовая постоянная.

Закон объемных отношений газов (Ж. Л. Гей-Люссак, 1808). Объемы вступающих в реакцию газов и образующихся газообразных продуктов, измеренные в одинаковых условиях, относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Закон Авогадро (1811). В равных объемах газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро

• Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.

• Один моль разных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.

При нормальных условиях (давление 1 атм или $1,013 \cdot 10^5$ Па, температура 0°C или 273 K) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л, т. е. молярный объем газа $V_m = 22,4$ л/моль (н. у.).

• Отношение объемов реагирующих газов, измеренных при одинаковых условиях, равно отношению стехиометрических коэффициентов, т. е. равно отношению количеств веществ.

• При одинаковых температуре и давлении отношение масс равных объемов газов равно отношению их молярных масс:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Отношение $\frac{M_1}{M_2}$ называется **относительной плотностью** первого газа по второму:

$$D = \frac{M_1}{M_2}.$$

Эта зависимость позволяет использовать закон Авогадро для определения молярных масс газов:

$$M_1 = D \cdot M_2.$$

Если плотность газа определяется по отношению к водороду, то

$$M_1 = D_{\text{H}_2} \cdot M(\text{H}_2) = 2D_{\text{H}_2}.$$

Если плотность газа определяется по отношению к воздуху, то

$$M_1 = D_{\text{возд}} \cdot M_{\text{возд}} = 29D_{\text{возд}},$$

где 29 — средняя молярная масса воздуха.

Состав газовых смесей часто выражают при помощи объемной доли.

Объемная доля $\varphi(X)$ — это отношение объема данного компонента к общему объему системы. Это безразмерная величина, ее выражают в долях единицы или процентах:

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V}.$$

Решение типовых задач

Задача 17. Масса 10,75 л смеси водорода и кислорода (н. у.) составляет 2 г. Найдите объемные доли газов в смеси.

Решение

1. Находим плотность смеси газов:

$$\rho(\text{смеси}) = \frac{m}{V}; \quad \rho(\text{смеси}) = \frac{2 \text{ г}}{10,75 \text{ л}} = 0,186 \text{ г/л.}$$

2. Рассчитываем среднюю молярную массу газов:

$$M(\text{смеси}) = \rho(\text{смеси}) \cdot V_m;$$

$$M(\text{смеси}) = 0,186 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,16 \text{ г/моль.}$$

3. Вычисляем объемные доли газов.

$$M(\text{смеси}) = \varphi(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) + \varphi(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2).$$

Введем обозначения: $\varphi(\text{H}_2) = x$, тогда $\varphi(\text{O}_2) = 1 - x$;

$$M(\text{смеси}) = x \cdot 2 + (1 - x) \cdot 32;$$

$$4,16 = 2x + 32(1 - x);$$

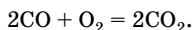
$$x = \varphi(\text{H}_2) = 0,927, \text{ или } 92,7 \% ; \varphi(\text{O}_2) = 7,3 \% .$$

Ответ: $\varphi(\text{H}_2) = 92,7 \% ; \varphi(\text{O}_2) = 7,3 \% .$

Задача 18. Определите объем (н. у.) оксида углерода(II), вступившего в реакцию с кислородом, если образовалось 10 л оксида углерода(IV), объем которого измерен при температуре 0 °С и давлении 1,5 атм.

Решение

1. Напишем уравнение реакции окисления оксида углерода(II):



2. Вычисляем количество вещества оксида углерода(IV), используя уравнение Клапейрона — Менделеева.

Для расчетов необходимо исходные данные выразить в единицах СИ:

$$R = 8,31 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$p = 1,5 \cdot 1,01 \cdot 10^5 \text{ Па} = 1,515 \cdot 10^5 \text{ Па};$$

$$T = t + 273 = 273 \text{ К}; V = 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-2} \text{ м}^3.$$

$$n = \frac{pV}{RT}; \quad n = \frac{1,515 \cdot 10^5 \cdot 10^{-2}}{8,31 \cdot 273} = 0,668 \text{ (моль).}$$

3. Рассчитываем, используя уравнение реакции, количество вещества оксида углерода(II):

$$n(\text{CO}) = n(\text{CO}_2) = 0,668 \text{ моль.}$$

4. Находим объем оксида углерода(II) при н. у.:

$$V = nV_m;$$

$$V(\text{CO}) = 0,668 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 15 \text{ л.}$$

О т в е т: $V(\text{CO}) = 15 \text{ л.}$

Задачи для самостоятельного решения

1.1. Рассчитайте относительную молекулярную массу, молярную массу и абсолютную массу молекул: а) кислорода; б) азотной кислоты; в) пентагидрата сульфата меди(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

1.2. Рассчитайте массу (в граммах) одной молекулы хлора, двух атомов железа, трех молекул азота.

1.3. Определите абсолютную массу молекулы инсулина, если относительная молекулярная масса этого гормона равна 5734.

1.4. Рассчитайте молярную массу хлорофилла, если абсолютная масса его молекулы составляет $1,485 \cdot 10^{-18}$ мг.

1.5. Определите молярную массу неизвестного вещества, если масса одной его молекулы составляет $7,97 \cdot 10^{-23}$ г.

1.6. Абсолютная масса молекулы фосфора равна $2,06 \cdot 10^{-22}$ г. Определите число атомов в молекуле фосфора.

1.7. Определите массу водорода, содержащегося в $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул метана.

1.8. Для одного и того же количества вещества определите, во сколько раз число атомов кислорода в гидросульфите натрия больше, чем в углекислом газе.

1.9. Сколько моль и молекул составляют: а) 1 кг азотистой кислоты; б) 19,6 г фосфорной кислоты; в) 26,1 г оксида марганца(IV)?

1.10. Какова масса: а) $1,806 \cdot 10^{24}$ молекул оксида азота(IV); б) $1,204 \cdot 10^{24}$ молекул озона?

1.11. Имеется 0,25 моль ортофосфата магния. Вычислите количество вещества: а) атомов магния; б) атомов кислорода; в) атомов фосфора; г) фосфат-ионов; д) электронов.

1.12. Определите число атомов каждого элемента в воде массой 36 г.

1.13. В образце ортофосфорной кислоты содержится 1,5 г атомов водорода. Определите количество вещества ортофосфорной кислоты.

1.14. Определите количество вещества атомов водорода в 25,5 г аммиака.

- 1.15.** Сколько молекул воды содержится в стакане воды (200 мл)?
- 1.16.** Сколько атомов водорода содержится: а) в 5 моль воды; б) в 2,24 л аммиака (н. у.)?
- 1.17.** Определите массу алюмокалиевых квасцов $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, если в этой порции вещества содержится: а) 2,7 г алюминия; б) 0,06 моль воды; в) 0,1 моль атомов кислорода.
- *1.18.** Содержание в воздухе различных загрязняющих веществ не опасно для здоровья людей, если их концентрация не превышает некоторого предельного значения (ПДК). В 1 м^3 воздуха допускается содержание 0,085 мг NO_2 ; 3,0 мг CO ; 0,05 мг SO_2 ; 0,08 мг H_2S . В среднем для дыхания человеку необходимо 10 м^3 воздуха в сутки. Определите предельно допустимое количество вещества NO_2 , CO , SO_2 , H_2S в этом объеме воздуха.
- 1.19.** Хлор используют для обеззараживания воды. Рассчитайте массу хлора, который потребуется для хлорирования 500 г воды, если при этом расходуется 0,002 мг хлора на 1 л воды. Напишите уравнение реакции хлора с водой и объясните химико-биологическую сущность процесса хлорирования.
- 1.20.** Определите массовую долю водорода в гидроксиде алюминия.
- 1.21.** Определите массу фтора в костях человека массой 70 кг, если массовая доля костей составляет 20 % от массы тела, а массовая доля фторида кальция в костях — 0,3 %.
- 1.22.** Известно, что массовая доля крови в организме человека составляет около 8 %. После озоления (сжигания) 32 г крови получили 0,33 г золы. Экспериментально установлено, что в 150 мг золы содержится 16 мг железа. Определите массу железа в крови человека массой 80 кг.
- 1.23.** Масса иода составляет 0,446 мг на каждые 100 г крови человека, масса крови человека составляет 8 % от массы тела. Определите массу иода в крови человека, если масса его тела 70 кг.
- 1.24.** Массовая доля иода в щитовидной железе составляет 0,044 %. Масса щитовидной железы 40 г. Определите массу иода, который содержится в щитовидной железе.
- 1.25.** Сколько атомов железа содержится в гемоглобине крови человека, если масса этих атомов равна 3 г?
- 1.26.** В состав клеток организма человека входит в среднем 65 % кислорода, 18 % углерода и 10 % водорода по массе. Атомов какого из этих элементов больше всего в нашем организме?
- 1.27.** В плазме крови человека соотношение количества вещества ионов Na^+ , K^+ и Ca^{2+} строго постоянно и составляет 1 : 1,4 : 9,6. Это важнейший индикатор здоровья, его изменение сигнализирует о заболевании. Определите количество вещества этих ионов в плазме крови здорового человека, если масса ионов Na^+ в ней равна 17,7 г.

1.28. Клинический анализ крови человека показывает, что в 100 мл ее содержится 16 мг ионов калия и 0,97 мг ионов кальция. Сколько ионов калия и кальция содержится в крови взрослого человека, если усредненный ее объем составляет 5,6 л?

1.29. Массовая доля кислорода в оксиде трехвалентного элемента составляет 0,316. Вычислите относительную атомную массу элемента.

1.30. При сгорании металла массой 5,6 г образовался оксид, в котором этот металл трехвалентен, массой 8 г. Определите металл.

1.31. Определите количество вещества серной кислоты, в котором содержится такое же количество вещества атомов кислорода, что и в 8,96 л (н. у.) озона.

***1.32.** Общее число атомов в образце оксида металла ПА группы, в котором массовая доля кислорода больше массовой доли металла, равна $3,01 \cdot 10^{21}$. Вычислите массу образца оксида. Определите оксид.

1.33. Определите массу хлорида бария, теоретически необходимого для полного осаждения сульфат-ионов из раствора, содержащего 0,1 моль сульфата железа(III).

***1.34.** Общее число атомов в образце галогенида кальция, в котором массовая доля металла больше массовой доли галогена, равно $9,03 \cdot 10^{23}$. Определите формулу соли. Вычислите массу образца этой соли.

1.35. В человеческом организме в общей сложности содержится примерно 25 мг иода (входящего в состав различных соединений), причем 70 % всей массы иода находится в щитовидной железе. Подсчитайте, сколько атомов иода находится: а) в щитовидной железе; б) в человеческом организме в целом.

***1.36.** В одном опыте при сжигании 40 г водорода получили 360,0 г воды. В другом опыте при полном разложении 40 г воды получили 4,44 г водорода. Сопоставляются ли данные этих опытов и соответствуют ли они закону постоянства состава?

1.37. В закрытом фарфоровом тигле нагрели смесь, состоящую из 18,6 г порошка железа и 13,4 г серы. В результате получили 29,3 г сульфида железа. Как объяснить результаты эксперимента с позиции закона сохранения массы веществ?

1.38. Образец гематита содержит 82 % Fe_2O_3 . Какова массовая доля железа в данном образце?

1.39. Химическим анализом установлено, что содержание азота в образце селитры составляет 30 %. Какой массовой доле нитрата аммония это соответствует?

***1.40.** В некоторой порции кристаллогидрата нитрата железа(III) число атомов кислорода в 18 раз больше числа Авогадро, а число атомов железа соответствует числу Авогадро. Выведите формулу кристаллогидрата.

1.41. Массовая доля кислорода в кристаллогидрате сульфата железа(II) равна 0,633. Установите формулу кристаллогидрата.

1.42. При прокаливании масса кристаллогидрата хлорида кальция уменьшается на 49,315 %. Установите формулу кристаллогидрата.

***1.43.** Из кристаллогидратов $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, взятых в мольном соотношении 1:2, приготовили смесь. Вычислите массовую долю ионов Al^{3+} в данной смеси.

1.44. Вычислите массовую долю кислорода в тринитрате глицерина $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3(\text{NO}_2)_3$.

1.45. Вычислите массовую долю кислорода в высшем оксиде некоторого химического элемента, если известно, что этот элемент образует соединение с водородом, массовая доля которого в соединении составляет 8,8 %. Назовите элемент.

1.46. Молярные массы высших хлорида и оксида некоторого элемента IV группы Периодической системы относятся как 17 : 6. Определите элемент.

1.47. При сгорании газообразного органического вещества, не содержащего кислород, выделилось 2,24 л (н. у.) углекислого газа, 1,8 г воды и 3,65 г хлороводорода. Установите молекулярную формулу сгоревшего вещества, рассчитайте его массу и объем (н. у.).

***1.48.** При сгорании 1,96 г вещества образовалось 1,743 г углекислого газа и 0,712 г воды. При обработке 0,06 г этого вещества азотной кислотой и нитратом серебра образовалось 0,174 г хлорида серебра. Молярная масса вещества равна 99 г/моль. Какова молекулярная формула этого вещества?

***1.49.** При сжигании 8,2 г вещества получено 5,3 г карбоната натрия, 3,36 л (н. у.) углекислого газа и 2,7 г воды. Определите истинную формулу сожженного вещества, соответствующую его простейшей формуле.

1.50. Вещество состоит из углерода, водорода и хлора, применяется в медицине в качестве наркотического препарата. При сжигании 0,956 г его получено 0,352 г углекислого газа и 0,072 г воды. Молекулярная масса вещества 119,5. Найдите его формулу.

1.51. Определите состав английской (горькой) соли, используемой медиками, если она содержит 9,86 % магния, 13,01 % серы, 71,40 % кислорода и 5,73 % водорода.

1.52. Фторотан, применяемый в медицине для наркоза, относится к классу галогенопроизводных и имеет относительную молекулярную массу 197,5. Элементный состав его в массовых долях: С — 12,2 %; Н — 0,51 %; Вг — 40,4 %; F — 28,9 %; Cl — 18,0 %. Выведите эмпирическую формулу фторотана.

***1.53.** Установите формулу неорганического соединения, содержащего 43,75 % азота, 6,25 % водорода, 50,0 % кислорода. Назовите это соединение и приведите химическую формулу другого соединения с тем же качественным составом, относящегося к тому же классу веществ.

***1.54.** Выведите молекулярную формулу янтарной кислоты — продукта обмена веществ в организме, на основании следующих данных: $w(\text{C}) = 40,68\%$; $w(\text{H}) = 5,08\%$; $w(\text{O}) = 54,24\%$. Янтарная кислота образует с натрием две соли: кислую и среднюю.

•1.55. Установите формулу неорганического соединения, содержащего 36,51 % натрия, 38,09 % кислорода и 25,40 % некоторого элемента. Назовите это соединение и укажите класс, к которому оно относится.

***1.56.** Некоторое азотсодержащее вещество, имеющее молярную массу 75 г/моль, сожгли и при этом получили 0,45 г воды и газообразные продукты объемом 560 мл (н. у.). При пропускании полученной газовой смеси через раствор гидроксида калия ее объем уменьшился до 112 мл (н. у.). Установите формулу вещества.

1.57. Какова формула соединения, если при сжигании 2,4 г этого вещества получили 1,44 г воды, 896 мл (н. у.) углекислого газа и 0,896 л (н. у.) азота? Учтите, что простейшая формула совпадает с истинной.

***1.58.** При сжигании 6,3 г неизвестного вещества образовалось 1,59 г соды, 2,07 г поташа, 2,016 л углекислого газа (н. у.) и 1,08 г воды. Определите молекулярную формулу вещества, учитывая, что она совпадает с эмпирической.

1.59. При окислении 6,72 г органического вещества получено 3,36 л углекислого газа (н. у.), 2,7 мл воды и 4,14 г карбоната калия. Установите формулу неизвестного вещества.

1.60. При сжигании 12 г органического соединения образовалось 14,4 г воды и оксид углерода(IV), при пропускании которого в раствор гидроксида кальция образовалось 60 г осадка. Определите молекулярную формулу исходного соединения, если относительная плотность его паров по воздуху равна 2,069.

1.61. При сгорании 0,6 г вещества образуется 448 мл (н. у.) диоксида углерода и 0,36 г воды. Масса 1 л (н. у.) газа равна 2,68 г. Выведите молекулярную формулу вещества и определите, какой объем воздуха необходим для полного сгорания 5 л этого вещества.

1.62. Гидроксид цинка массой 19,8 г растворили в азотной кислоте. Масса полученного кристаллогидрата составила 59,4 г. Выведите формулу кристаллогидрата.

1.63. При взаимодействии металла с избытком соляной кислоты выделилось 3,36 л газа (н. у.) и образовалось 13,35 г хлорида. Какой металл был взят?

•**1.64.** Для полной нейтрализации раствора, полученного при гидролизе 2,75 г некоторого галогенида фосфора, потребовалось 50 мл 2,0 М раствора гидроксида калия. Определите формулу галогенида.

1.65. При растворении 14 г неизвестного металла в разбавленной серной кислоте выделяется 5,6 л (н.у.) водорода и образуется соль MeSO_4 , из которой можно получить 69,5 г кристаллогидрата. Определите формулу кристаллогидрата.

1.66. Природный фосфорит содержит 95 % (по массе) ортофосфата кальция. Определите массу дигидрофосфата кальция, который можно получить из 1 т фосфорита при его обработке избытком ортофосфорной кислоты, если выход продукта составляет 75 %.

1.67. Вычислите массу технического оксида марганца(IV), содержащего 15 % примесей, который потребуется для получения 127,8 кг хлора, если потери при реакции составляют 10 %.

1.68. К 100 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 8 % прилили раствор, содержащий 24 г сульфата меди(II). Полученный осадок отфильтровали, высушили и прокалили, после чего его масса составила 7,6 г. Каков выход продукта второй реакции в процентах?

1.69. Определите массу 10%-ного раствора азотной кислоты, которую можно получить из 44,8 л аммиака (н. у.), если выход продукта на каждой стадии составляет 80 %.

1.70. Какой объем аммиака (н. у.) необходим для получения 1 т безводной азотной кислоты, если выход основного продукта на каждой стадии составляет 80 %?

1.71. При каталитическом окислении 10 кг оксида серы(IV) получили 10 кг оксида серы(VI). Вычислите выход оксида серы(VI) в процентах.

1.72. Кислород, выделившийся при каталитическом разложении 15,38 г бертолетовой соли, полностью затратили на сжигание серы. При этом было получено 3,89 л (н. у.) оксида серы(IV). Определите выход (в %) кислорода в первой реакции.

1.73. Определите массовую долю основного карбоната меди(II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ в малахите, если на растворение этого вещества из навески малахита массой 8,8 г израсходовано 0,14 моль азотной кислоты. Содержащиеся в малахите примеси с азотной кислотой не реагируют.

1.74. Вычислите массу гидроксида натрия, содержащего 5 % примесей, который необходим для получения фосфата натрия массой 5,58 г, если выход продукта реакции равен 85 %.

1.75. При прокаливании 13,5 г известняка потеря массы составила 5,5 г. Вычислите массовую долю карбоната кальция в известняке, считая, что содержащиеся в нем примеси не разлагаются.

1.76. Из медной руды массой 2 т получили 325 кг технического металла, массовая доля меди в котором 98,46 %. Определите массовую долю халькозина Cu_2S в руде, если других соединений меди в ней нет.

***1.77.** Определите массовую долю бромида натрия в его смеси с иодидом натрия, если в 45,9 г смеси этих солей содержится 9,2 г натрия.

***1.78.** Определите массу кристаллогидрата $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, который надо прибавить к 4,83 г кристаллогидрата $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, чтобы из полученной смеси можно было получить 5,1 г оксида алюминия.

***1.79.** Смесь перманганата калия и нитрата натрия массой 6,56 г подвергли полному термическому разложению, в результате чего выделилось 0,672 л кислорода (н. у.). Каково молярное соотношение солей в исходной смеси?

1.80. При взаимодействии 1,308 г некоторого металла с соляной кислотой выделилось 448 мл водорода (н. у.). Определите металл.

1.81. На 3,84 г меди подействовали избытком концентрированной серной кислоты. Полученный в результате реакции газ пропустили через раствор, содержащий 7,84 г гидроксида калия. Какая соль образовалась? Какова ее масса?

1.82. Определите объем 32 %-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,35$ г/мл), который потребуется для растворения кремния, образовавшегося при прокаливании 12 г магния с 12 г оксида кремния(IV).

1.83. При взаимодействии соляной кислоты с 1,5 г сплава магния с алюминием выделилось 1,42 л водорода, объем которого измерен при температуре 23 °С и давлении 121,2 кПа. Вычислите массовые доли металлов в смеси.

1.84. Некоторый сложный эфир массой 30 г подвергли щелочному гидролизу. При этом было получено 34 г натриевой соли предельной одноосновной кислоты и 16 г спирта. Установите возможную химическую формулу этого эфира и назовите его.

***1.85.** При взаимодействии 72,8 г смеси неизвестного двухвалентного металла и его карбоната с соляной кислотой выделилось 8,96 л газов (н. у.). После сжигания этой смеси газов и конденсации водяного пара объем газов уменьшился до 6,72 л (н. у.). Определите массовую долю металла в его смеси с карбонатом.

***1.86.** При обработке соляной кислотой смеси веществ, получившихся в результате прокалывания 30 г оксида кремния(IV) и 30 г магния, выделилось 4,48 л водорода (н. у.). Определите массу образовавшегося кремния.

***1.87.** В 150 г раствора, содержащего смесь соляной и азотной кислот, полностью растворили 24,0 г оксида меди(II). Далее раствор упарили, остаток прокалили. Полученный остаток количественно прореагировал с раствором гидроксида натрия. Образовавшийся раствор вновь упарили и прокалили. Масса остатка составила 35,7 г. Определите массовые доли кислот в исходном растворе.

***1.88.** При приливании раствора, содержащего 1,02 г соли сероводородной кислоты, к раствору, содержащему 2,7 г хлорида двухвалентного металла, выпало 1,92 г осадка. Какие соли взяты для проведения реакции, если они прореагировали полностью?

1.89. Так называемый свинцовый сахар — тригидрат ацетата свинца(II) $Pb(CH_3COO)_2 \cdot 3H_2O$ — входит в состав свинцовой примочки — раствора, который обладает охлаждающим, вяжущим и противомикробным действием и незаменим при ушибах. Рассчитайте массу воды в 1 моль этой соли; количество вещества и число атомов кислорода и водорода в том же количестве соли.

1.90. Массовая доля цинка в составе яда кобры (ценное лекарство) равна 0,5 %. Сколько атомов цинка содержится в 1 капле (30 мг) этого яда?

1.91. На 44,83 г сплава, состоящего из двух металлов, один из которых цинк, подействовали избытком раствора щелочи. При этом выделилось 4,48 л (н. у.) газа. Для окисления нерастворившегося остатка потребовалось 5,6 л кислорода (н. у.). Определите качественный и количественный состав сплава, если известно, что оба металла окислились до степени окисления +2.

1.92. Рассчитайте массу серебра, израсходованного при получении нитрата серебра (ляписа) взаимодействием серебра с азотной кислотой, если при этом выделяется 4,48 л (н. у.) оксида азота(IV), а потери газа составляют 20 %.

1.93. При отравлениях ляписом желудок промывают 2 %-ным раствором хлорида натрия. Рассчитайте массу хлорида серебра, который получится при реакции 0,1 г нитрата серебра с избытком хлорида натрия.

1.94. Какой объем занимают при н. у. $3,01 \cdot 10^{24}$ молекул азота, хлора, воды?

1.95. Определите объем кислорода, в котором при н. у. содержится $3,01 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода.

1.96. Определите объем оксида серы(IV), в котором содержится столько же атомов, сколько их содержится в 2 л аргона. Объемы измерены при одинаковых условиях.

1.97. Какую плотность (г/л) имеют при н. у. криптон, аммиак?

1.98. При н. у. один из газов, являющийся простым веществом, имеет плотность 3,17 г/л. Определите газ.

1.99. Плотность кислорода при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ и 1 атм равна 1,43 г/л. Определите плотность этого газа при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ и 20 атм.

1.100. При одинаковых условиях объем каждого из двух газов — оксида углерода(IV) и аргона — составляет 300 л. Во сколько раз число атомов в заданном объеме одного газа больше числа атомов в таком же объеме второго газа?

1.101. Рассчитайте массу 400 л смеси (н. у.), состоящей из равных объемов углекислого и угарного газов. Определите объем данной смеси при температуре $7\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении 200 кПа.

1.102. Вычислите, какой объем займет при температуре $22\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении 735 мм рт. ст. кислород, полученный разложением 1,7 кг пероксида водорода.

1.103. Дана смесь простых газообразных веществ, в которой содержится одинаковое число атомов водорода, кислорода и неона. Вычислите массу 10 л этой смеси (н. у.).

1.104. Вычислите массовые доли газов в смеси аммиака и водорода, если плотность газовой смеси по гелию равна 1,625.

***1.105.** Смесь азота и водорода в 2,3 раза тяжелее водорода. Как изменится объем смеси, если в ней половина исходного азота превратится в аммиак?

***1.106.** Смесь кислорода и озона при температуре $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении 81,04 кПа занимает объем 7 л. После полного превращения озона в кислород газ при той же температуре занял объем 8 л. При этом давление в системе составило 85,1 кПа. Определите количество вещества газов в исходной смеси.

1.107. Смесь угарного и углекислого газов при 101,3 кПа и $68\text{ }^{\circ}\text{C}$ занимает объем 14,0 л. После охлаждения до $12\text{ }^{\circ}\text{C}$ и длительного выдерживания над свежеприготовленным оксидом кальция объем газа составил 4,68 л при том же давлении. Определите количество вещества газов в исходной смеси.

1.108. Смесь метана и оксида углерода(II) объемом 40 мл смешали с 60 мл кислорода и взорвали. После взрыва и охлаждения смеси объем газов стал равен 70 мл. Рассчитайте объемные доли газов в исходной смеси. Объемы всех газов даны при н. у., объемом воды и давлением ее пара пренебречь.

***1.109.** В некоторых объемах азота и метана содержится одинаковое число электронов. Определите плотность по водороду газовой смеси, полученной смешением этих объемов газов.

***1.110.** В замкнутый сосуд для синтеза аммиака объемом 10 л при $310\text{ }^{\circ}\text{C}$ поместили 20 моль азота и 60 моль водорода. После того как прореагировало 12 % азота, в системе установилось равновесие. Как изменилось давление в сосуде к моменту установления равновесия?

1.111. В закрытом сосуде взорвали 22,4 л (н. у.) стехиометрической смеси водорода и хлора. Полученный продукт реакции пропус-

тили через раствор гидроксида натрия. В результате образовалось 50,0 г хлорида натрия. Вычислите суммарный выход конечного продукта в процентах от теоретически возможного.

*1.112. При нагревании 24,0 г оксида серы(VI) образовалось 10,0 л газов, объем которых измерен при температуре 600 °С и давлении 290 кПа. Рассчитайте степень разложения оксида серы(VI).

1.113. Какой объем занимает водяной пар массой 45 г при температуре 100 °С и давлении 76 мм рт. ст. при условии, что он ведет себя как идеальный газ?

*1.114. В баллоне содержится смесь газов: 2 моль азота, 3 моль кислорода, 1 моль углекислого газа и 1 моль угарного газа. Вычислите молярную массу смеси, процентный состав смеси по объему и по массе.

1.115. Рассчитайте объем, занимаемый 68 г аммиака при температуре 27 °С и давлении 200 кПа.

1.116. Сосуд вместимостью 30 л заполнили газом массой 60,6 г при давлении внутри сосуда 122 кПа. Определите молярную массу газа.

1.117. Определите объем кислорода, необходимого для сжигания 80 л смеси монооксида и диоксида углерода, если 7,2 г ее при температуре 27 °С и давлении 3 атм занимают объем 2,05 л.

*1.118. Определите процентный состав газовой смеси (по объему), образовавшейся при смешивании 60 мл монооксида углерода, 40 мл монооксида азота и 120 мл воздуха. Объемную долю кислорода в воздухе принять равной 20 %, а азота — 80 %.

*1.119. К 15 л смеси аммиака и оксида углерода(II) добавили 10 л хлороводорода, после чего плотность газовой смеси стала равной 1,354 г/л. Вычислите объемные доли газов в исходной смеси.

1.120. Литр одного газа (н. у.) имеет массу 1,43 г, второго — 0,09 г. Найдите число молекул во взятых объемах газов. Исключите лишние данные из условия задачи.

1.121. Определите массу 1 л (н. у.) смеси оксидов азота(II) и (IV), учитывая, что массы газов равны.

1.122. Газовая смесь объемом 12 л (н. у.), состоящая из аммиака и углекислого газа, имеет массу 18 г. Сколько литров каждого газа содержит смесь?

1.123. Смесь водорода и ацетилена объемом 1 л имеет массу 0,5 г. Определите объемную долю ацетилена в смеси.

1.124. Определите молярную массу смеси, состоящей из 2 л водорода и 10 л азота (н. у.).

1.125. Сколько молекул азота и кислорода находится при н. у. в 896 мл газовой смеси, содержащей по объему 50 % азота и 50 % кислорода? Исключите из условия лишние данные.

*1.126. При сжигании 3,28 г смеси этана, этена и этина образовалось 5,376 л углекислого газа (н. у.). Определите массу полученной при этом воды.

1.127. Определите газ, если 0,685 г его занимают объем 400 мл при температуре 27 °С и давлении 133,322 кПа.

1.128. В каком объемном отношении следует смешать метан и водород, чтобы на полное сгорание любого объема этой смеси расходовался такой же объем кислорода, взятого при тех же условиях? Изменится ли это отношение, если изменить условия, при которых измеряются объемы смеси и кислорода?

1.129. Смесь пропана с избытком кислорода объемом 100 мл сожгли. После конденсации водяного пара объем полученных газов, приведенный к первоначальным условиям, равен 55 мл. Определите объемную долю пропана в исходной смеси.

1.130. Какой объем природного газа с объемной долей метана 94 % требуется для получения 125,475 л хлороформа ($\rho = 1,5$ г/мл)? Выход хлороформа 80 %.

1.131. Для окисления примеси сероводорода, содержащегося в 1,6 л (н. у.) воздуха, до элементарной серы необходимо 100 г 1,27 %-ного водного раствора иода. Вычислите содержание сероводорода в воздухе в объемных процентах.

1.132. Сосуд вместимостью 1 л выдерживает давление 50 атм. Определите максимальную массу карбоната аммония, который можно поместить в сосуд, чтобы он выдержал нагревание до 500 °С?

1.133. Определите молярную массу газа, если масса 560 мл этого газа при давлении 1,1 атм и температуре 25 °С равна 1,109 г.

1.134. Смесь алюминия и олова массой 20 г обработали при нагревании раствором щелочи. При этом выделилось 12,66 л газа, объем которого измерен при температуре 27 °С и давлении 108,3 кПа. Определите массовую долю металлов в смеси.

1.135. После взрыва 40 мл смеси водорода и кислорода осталось 4 мл водорода. Определите объемные доли газов в исходной смеси.

1.136. Через избыток известковой воды пропустили смесь газов объемом 5 л (н. у.), состоящую из угарного и углекислого газов и азота. При этом образовался осадок массой 5 г. Оставшуюся смесь газов пропустили над нагретым оксидом железа(III) и получили железо массой 5,6 г. Определите объемные доли газов в исходной смеси.

•1.137. Смесь азота и водорода ввели в аппарат для синтеза аммиака. Полученную на выходе смесь газов объемом 1,344 л (н. у.) пропустили над раскаленным оксидом меди(II), при этом масса трубки с оксидом меди(II) уменьшилась на 0,96 г. Затем оставшуюся смесь газов пропустили над фосфорным ангидридом, получив на выходе 0,448 л газа (н. у.). Определите состав газовой смеси, взятой для синтеза аммиака (в моль), и выход аммиака.

***1.138.** Газовая смесь, состоящая из угарного и углекислого газов, полностью поглощена гидроксидом натрия при нагревании. Продукты реакции при взаимодействии с раствором нитрата бария

образуют 7,88 г осадка. К раствору, полученному после удаления осадка, добавили концентрированный раствор серной кислоты и нагрели. При этом образовалось 448 мл газа (н. у.). Определите плотность исходной смеси оксидов углерода(II) и (IV) по гелию. Летучестью азотной кислоты пренебречь.

*1.139. При хлорировании 3,36 г порошкообразного железа газовой смесью хлора и хлороводорода получили 9,04 г продуктов реакции. Определите плотность исходной газовой смеси по водороду.

*1.140. Смесь гидрокарбоната, гидросульфита и гидроксида натрия массой 35,2 г обработали избытком соляной кислоты и получили 6,72 л (н. у.) газовой смеси с плотностью по водороду 25,33. Вычислите массу хлорида натрия, который можно выделить из полученного раствора.

*1.141. Воздух объемом 46 л (н. у.), содержащий примесь угарного газа, пропустили через порошок оксида марганца(IV). Полученную при этом сухую смесь веществ обработали концентрированной соляной кислотой и собрали 7,84 л (н. у.) газовой смеси с плотностью по воздуху 2,315. Определите объемную долю оксида углерода(II) в воздухе и массу оксида марганца(IV), израсходованного в ходе всех превращений. Окислением угарного газа воздухом пренебречь.

*1.142. При взаимодействии 2,54 г натрия, содержащего примесь гидрида натрия, с водой выделилось 2 л водорода, объем которого измерен при температуре 16 °С и давлении 72,1 кПа. Определите массовую долю гидрида натрия в исходной смеси.

*1.143. Гидразин при умеренном нагревании разлагается, образуя либо смесь простых веществ, либо смесь продуктов диспропорционирования азота. Некоторые металлы ускоряют одну из этих реакций, другие — обе указанные реакции. При полном разложении гидразина в присутствии металлического родия образуется газовая смесь плотностью 0,260 г/л (1 атм, 227 °С). В аналогичных условиях в присутствии меди образуется смесь плотностью 0,418 г/л. Использование кобальта приводит к образованию газовой смеси с относительной плотностью по гелию 4,8. Приведите уравнения реакций разложения гидразина. Установите, какие металлы катализируют каждую из указанных реакций. Ответ подтвердите расчетами. Какой металл катализирует обе реакции? Какова в этом случае молярная доля гидразина, распадающегося на простые вещества? Установите объемный состав (%) газовых смесей, приведенных в условии.

*1.144. В реакторе вместимостью 5 л полностью сожгли 5,1 г бутановой кислоты в атмосфере кислорода массой 16 г. Определите давление газовой смеси после ее охлаждения до 27 °С.

*1.145. Аммиак объемом 9 л пропустили над раскаленным оксидом меди(II) при температуре 400 °С и давлении 620 кПа. Какой

объем займут продукты реакции после их охлаждения до $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ при постоянном давлении? Рассчитайте, какой объем 20 %-ной азотной кислоты ($\rho = 1,12\text{ г/мл}$) потребуется для растворения твердого продукта реакции.

1.146. Стеклянный сосуд, заполненный азотом, имеет массу 206,6 г. Этот же сосуд, заполненный неизвестным газом, имеет массу 207,2 г. Масса сосуда, из которого откачаны газы, равна 202,4 г. Определите молярную массу неизвестного газа, учитывая, что азот и неизвестный газ находятся в сосуде при одинаковых условиях.

***1.147.** Плотность смеси кислорода и озона по водороду равна 17. Определите массовую, объемную и мольную доли кислорода в смеси.

***1.148.** При нагревании аммиака половина его разложилась на простые вещества. Рассчитайте плотность полученной газовой смеси при 101,3 кПа и 273 К.

***1.149.** При температуре $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении $1,01 \cdot 10^5\text{ Па}$ в одном объеме воды растворяется 4,6 объема газа. В результате образуется раствор кислоты с массовой долей вещества 0,694 %. Установите формулу газа. Определите растворимость газа в граммах на 100 г воды при $40\text{ }^{\circ}\text{C}$, если при этой температуре она в три раза меньше, чем при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Почему растворимость этого вещества уменьшается при увеличении температуры?

***1.150.** Смесь кислорода и углекислого газа при температуре $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении 84,04 кПа находится в замкнутом реакторе объемом 13,5 л. Через длительное время после введения в реактор свежеприготовленного оксида кальция давление в реакторе понизилось до 50,40 кПа при той же температуре. Определите количество вещества газов в смеси.

Глава 2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

Строение атома

Атом — сложная *система* взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра (образованного протонами и нейтронами) и электронов (табл. 1).

Таблица 1

Характеристика элементарных частиц

Элементарная частица, обозначение	Заряд, Кл	Условный заряд	Масса, кг	Масса, а.е.м.	Нахождение в атоме
Протон, 1_1p	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1	В ядре
Нейтрон, 1_0n	0	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1	В ядре
Электрон, \bar{e}	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,1 \cdot 10^{-31}$	Ничтожно мала	В электронной оболочке

Атом электронейтрален: число протонов равно числу электронов. Атом является обязательной и сохраняемой в химических реакциях составной частью всех веществ.

Наряду с понятием «атом» в настоящее время в химии широко используется более обобщенное понятие — **атомная частица**, под которой понимают не только изолированный атом, но и производные от него: атомный радикал, атомный ион, атомный ион-радикал, образующиеся вследствие ионизации или возбуждения атома и способные к самостоятельному существованию (табл. 2). В соответствии с принятой в настоящее время классификацией к атомам относят не все атомные системы, а только те, которые не содержат неспаренные электроны (атомы щелочно-земельных элементов, благородных газов и др.). Все остальные изолированные атомы представляют собой, как правило, **атомные радикалы**, т. е. атомы, имеющие неспаренные электроны в основном или возбужденном состояниях. Например, атомные частицы бериллия в невозбужденном состоянии имеют электронную конфигурацию $1s^2 2s^2$, а в возбужденном — $1s^2 2s^1 2p^1$. Это означает, что изолированные атомные частицы бериллия в невозбужденном состоянии относятся к атомам, а в возбужденном состоянии — к радикалам. **Атомные ионы** характеризуются наличием положительного или отрицательного заряда и одновременным отсутствием неспаренных электронов. **Ион-радикалы** — это, как правило, ионы переходных металлов, содержащие в ионизированном состоянии неспаренные электроны.

Таблица 2

Атомные частицы

Атомная частица	Примеры
Атом	He, Ar, Ca, Ba
Радикал	$\cdot\text{H}$, $\cdot\text{Cl}$, $\cdot\text{Na}$
Ион	Na^+ , K^+ , Cl^- , S^{2-}
Ион-радикал	$\cdot\text{Fe}^{2+}$, $\cdot\text{Cr}^{3+}$, $\cdot\text{Mn}^{2+}$

Протоны и нейтроны, входящие в состав ядра, определяют важнейшие количественные характеристики атома:

- число протонов в ядре атома определяет заряд ядра и порядковый номер элемента в Периодической системе (Z);
- суммарное число протонов и нейтронов составляет массовое число атома.

От электронов зависят качественные характеристики атома: реакционная способность, способность образовывать химические связи, особенности химических свойств.

Электрон, по современным представлениям, имеет двойственную природу, проявляя одновременно свойства как частицы, так и волны. Как частица электрон обладает массой и зарядом, а способность пучка электронов к дифракции и интерференции свидетельствует о волновых свойствах электрона, которые могут быть описаны определенной амплитудой и частотой колебаний, длиной волны. Поэтому нельзя говорить о какой-либо траектории движения электрона, можно лишь судить о той или иной степени вероятности его нахождения в данной точке пространства.

Пространство вокруг ядра, в котором вероятность пребывания электрона наибольшая (свыше 90 %), называется **атомной орбиталью**. В связи с этим электрон представляют не в виде материальной точки, а как бы размазанным по всему объему атома в виде так называемого **электронного облака**, имеющего области сгущения и разрежения электрического заряда. Оно не имеет резко очерченных границ, поэтому для характеристики формы электронного облака введено понятие атомной орбитали. Обычно орбитали обозначают квадратиком \square или черточкой —, а находящиеся на них электроны — стрелкой \uparrow или \downarrow .

Для характеристики состояния и движения электрона используют данные квантовой химии и квантовой механики, описывающих поведение микрочастиц.

По теории немецкого физика М. Планка атомы излучают энергию квантами, т. е. мельчайшими, далее неделимыми порциями.

Энергия таких квантов связана с частотой электромагнитных колебаний (световых волн) соотношением $E = h\nu$, где E — энергия кванта; h — постоянная Планка; ν — частота колебаний. Это соотношение, являющееся математической формой одного из фундаментальных законов природы, сыграло важнейшую роль в развитии учения о строении атома и вещества. Французский ученый Луи де Бройль вывел уравнение, характеризующее волновые свойства электрона, следствием которых является квантованность энергетического состояния электрона:

$$\lambda = \frac{h}{mv},$$

где λ — длина волны, h — постоянная Планка, m — масса электрона, v — скорость движения электрона.

Энергия электрона в реальном атоме — величина квантованная, поэтому согласно современной модели атома состояние в нем электрона определяется энергетическими параметрами — квантовыми числами.

Главное квантовое число n характеризует энергию электрона, нахождение его на определенном энергетическом уровне и степень удаления от ядра. Оно принимает любые целочисленные значения от 1 до ∞ ($n = 1, 2, 3, \dots, \infty$). Электроны, обладающие приблизительно одинаковой энергией, образуют *энергетический уровень*, обозначаемый цифрами 1, 2, 3, 4... или буквами K, L, M, N... На первом энергетическом уровне, самом близком к ядру, энергия электронов минимальна. Чем дальше электроны от ядра, чем больше номер уровня, на котором они находятся, тем большей энергией они обладают: $E_1 < E_2 < E_3 < \dots < E_n$.

Побочное (орбитальное) квантовое число l определяет форму атомной орбитали. Оно может принимать целочисленные значения от 0 до $n - 1$ ($l = 0, 1, \dots, n - 1$). Каждому значению l соответствует орбиталь особой формы. При $l = 0$ атомная орбиталь независимо от значения главного квантового числа имеет сферическую форму (*s*-орбиталь). Значению $l = 1$ соответствует атомная орбиталь, имеющая форму гантели (*p*-орбиталь). Еще более сложную форму имеют орбитали при $l = 2, 3$ и 4 (*d*-, *f*-, *g*-орбитали).

Магнитное квантовое число m определяет положение атомной орбитали в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля. Магнитное квантовое число связано с орбитальным квантовым числом, изменяясь от $-l$ до $+l$, включая 0. Следовательно, каждому значению l соответствует $2l + 1$ значение магнитного квантового числа. Значению выражения $2l + 1$ соответствуют и число орбиталей на каждом подуровне.

Эти три квантовых числа являются по своей сути орбитальными, так как характеризуют состояние и движение электрона в атоме в виде атомных орбиталей.

Спиновое квантовое число s может принимать лишь два значения: $+1/2$ и $-1/2$. Они соответствуют двум возможным и противоположным друг другу направлениям собственного магнитного момента электрона. Упрощенно считают, что это число характеризует вращение электрона вокруг собственной оси при его быстром движении в атомном пространстве.

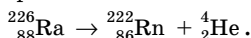
Заполнение электронами уровней и подуровней происходит согласно **принципу наименьшей энергии** — сначала заполняются уровни и подуровни с наименьшей энергией. Уровни заполняются от первого ко второму, третьему и т. д., а подуровни от s - к p -, d - и т. д. Этот принцип выражает общее термодинамическое требование к устойчивости системы: максимуму устойчивости системы соответствует минимум ее энергии. Необходимо обратить внимание на то, что в состоянии максимальной устойчивости электронной системы в атоме связь электронов с ядром наиболее прочная. Чем ближе к ядру находится электрон, тем прочнее его связь с ядром. Принцип наименьшей энергии отражается **правилом Клечковского**: порядок заполнения энергетических уровней и подуровней определяется стремлением к минимальному значению суммы главного и побочного квантовых чисел, т. е. от меньшей суммы ($n + l$) к большей сумме ($n + l$); при равенстве значений ($n + l$) в первую очередь заполняются подуровни, отвечающие минимальным значениям n .

Рассмотрим пример. Где в первую очередь будут располагаться электроны: на $3d$ -, $4s$ - или $4p$ -орбиталях? Для $3d$ -орбитали: $n + l = 3 + 2 = 5$. Для $4s$ -орбитали: $n + l = 4 + 0 = 4$. Для $4p$ -орбитали: $n + l = 4 + 1 = 5$. Следовательно, в соответствии с принципом минимума энергии, по правилу Клечковского сначала заполняется $4s$ -орбиталь, затем $3d$ -орбиталь, а потом $4p$ -орбиталь.

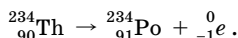
Число электронов на каждой орбитали строго определено и ограничено. Согласно **принципу Паули**, на орбитали может находиться не более двух электронов, которые должны иметь противоположные (антипараллельные) спины. Заполненную орбиталь обозначают следующим образом: $\uparrow\downarrow$ или $\uparrow\downarrow$.

Максимальное число электронов на s -подуровне (одна s -орбиталь) равно двум, на p -подуровне (три p -орбитали) — шести, на d -подуровне (пять d -орбиталей) — десяти, а на f -подуровне (семь f -орбиталей) — четырнадцати.

α -Излучение — испускание положительно заряженных α -частиц (ядер атомов гелия ${}^4_2\text{He}^{2+}$) со скоростью 20 000 км/с. Заряд ядра атома Z , которое испускает α -частицу, уменьшается на 2 единицы, массовое число A атома уменьшается на 4 единицы (в атомных единицах массы). Например:

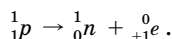


β -Излучение — излучение ядром атома потока электронов со скоростью 100 000–300 000 км/с. Электрон образуется при распаде нейтрона ядра: нейтрон может распадаться на протон и электрон. При β -распаде массовое число изотопа не изменяется, поскольку общее число протонов и нейтронов сохраняется, а заряд ядра увеличивается на 1 (образуется химический элемент, располагающийся в Периодической системе на одну клетку правее):

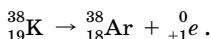


Выделяют две разновидности β -излучения: β^- -излучение (обычно называется просто β -излучением) и β^+ -излучение.

β^+ -Излучение — испускание радионуклидами позитронов. *Позитроны* — это аналоги электронов, имеющие положительный заряд. Они образуются в результате превращения протона в нейтрон:



При β^+ -излучении заряд ядра уменьшается на 1, массовое число не изменяется. Например:



γ -Излучение — электромагнитное излучение высокой энергии, подобное рентгеновским лучам, но с меньшими длинами волн. При испускании γ -лучей химический элемент не изменяется, его массовое число также не изменяется и лишь ядро его атома переходит из одного возбужденного состояния в другое. Этим излучением сопровождается испускание радионуклидом α - и β -частиц. γ -Лучи не отклоняются в электрических и магнитных полях. Их используют в медицине для лечения злокачественных опухолей.

Период полураспада ($\tau_{1/2}$) — время, за которое количество радиоактивного вещества уменьшается в 2 раза. Период полураспада связан с константой скорости реакции радиоактивного распада соотношением:

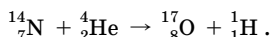
$$\tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} \text{ (с, мин, ч, сутки, годы).}$$

Кинетическое уравнение для реакций радиоактивного распада имеет вид:

$$c = c_0 e^{-kt} \text{ или } \ln \frac{c}{c_0} = -kt,$$

где c — концентрация изотопа через время t , c_0 — начальная концентрация изотопа, k — константа скорости реакции радиоактивного распада.

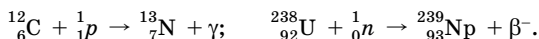
Ядерные реакции — превращения атомных ядер, обусловленные их взаимодействием с другими ядрами или элементарными частицами. Обычно осуществляются при бомбардировке тяжелых ядер вещества-мишени пучками более легких ядер или частиц. Первая искусственная ядерная реакция была осуществлена Э. Резерфордом (1919) при бомбардировке ядер азота α -частицами:



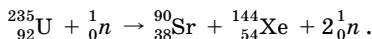
С помощью ядерных реакций были получены изотопы многих химических элементов и ядра всех химических элементов с порядковыми номерами от 93.

Ядерные реакции подразделяют на несколько групп.

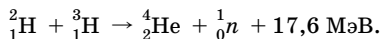
• **Реакции захвата** — введение протонов или нейтронов в ядра мишени, например:



• **Расщепление ядра** на два осколочных ядра или больше:



• **Ядерный синтез** — слияние двух атомных ядер с образованием нового атомного ядра; для легких ядер синтез сопровождается значительным высвобождением энергии, например:



За счет этой реакции поддерживается энергетический баланс звезд, она также лежит в основе действия водородной бомбы.

• **Цепные ядерные реакции** — реакции, при которых необходимые частицы высокой энергии, как правило, нейтроны, всегда образуются заново. На таких реакциях основано получение энергии в ядерных реакторах, в неконтролируемой форме они протекают при взрыве атомной бомбы.

Решение типовых задач

Задача 1. Определите относительную атомную массу бора, если известно, что массовая доля изотопа ^{10}B равна 19,6 %, а ^{11}B — 80,4 %.

Решение

Изотопы — это атомы одного и того же химического элемента, имеющие разные массовые числа (одинаковое число протонов, но разное число нейтронов). Средняя относительная атомная масса смеси изотопов рассчитывается по формуле:

$$A_r = \frac{A_{r1} \cdot w_1 + A_{r2} \cdot w_2}{100}$$

Рассчитываем среднюю относительную атомную массу бора:

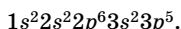
$$A_r(\text{B}) = \frac{10 \cdot 19,6 + 11 \cdot 80,4}{100} = 10,8 \text{ (а.е.м.)}$$

Ответ: $A_r(\text{B}) = 10,8$ а.е.м.

Задача 2. Сколько p -электронов в ионе Cl^- ?

Решение

1. Электронная формула нейтрального атома хлора Cl :



2. В любом анионе число электронов больше, чем в соответствующем атоме на число отрицательных зарядов. Ион Cl^- содержит на один электрон больше: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Общее число p -электронов (подчеркнуты) равно 12.

Ответ: 12 p -электронов.

Задача 3. Напишите электронные формулы частиц: Fe , Fe^{2+} , Fe^{3+} .

Решение

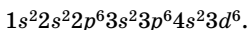
1. Охарактеризуем химический элемент железо Fe : порядковый номер 26, заряд ядра +26, общее число электронов в атоме 26;

период — четвертый, атом имеет четыре энергетических уровня с подуровнями $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$, $3d$, $4s$;

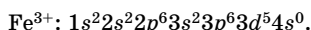
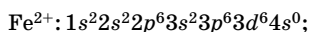
побочная подгруппа VIII группы, d -элемент;

на внешнем (4-м) уровне два электрона на $4s$ -подуровне, на предвнешнем (3-м) уровне на $3d$ -подуровне 6 электронов;

полная электронная формула атома железа:



2. Положительно заряженные ионы образуются вследствие отрыва электронов с внешнего s -подуровня, а затем — с предвнешнего d -подуровня:



Ответ: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^0$;
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^0$.

Задача 4. Определите емкость подуровня, для которого магнитное квантовое число принимает пять значений.

Решение

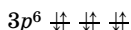
Пять значений принимает магнитное квантовое число для d -подуровня. Емкость подуровня — это максимальное число электронов на подуровне. Число орбиталей на подуровне определяется по формуле $2l + 1$; на каждой орбитали могут находиться два электрона. Для d -подуровня $l = 2$, поэтому емкость d -подуровня равна: $2(2 \cdot 2 + 1) = 10$, следовательно, d -подуровень максимально вмещает 10 электронов.

Ответ: 10 электронов.

Задача 5. Охарактеризуйте квантовыми числами все электроны, которые находятся на $3p$ -подуровне.

Решение

На p -подуровне 3-го уровня находятся шесть электронов:



Их можно охарактеризовать следующими квантовыми числами:

$$n = 3; l = 1; m = -1, 0, +1; s = +1/2, -1/2.$$

Ответ: $n = 3; l = 1; m = -1, 0, +1; s = +1/2, -1/2$.

Задача 6. Напишите наборы всех четырех квантовых чисел для двух электронов, которые находятся на $4s$ -подуровне.

Решение

Строение $4s$ -подуровня: $4s^2 \uparrow\downarrow$.

Для первого электрона: $n = 4; l = 0; m = 0; s = +1/2$.

Для второго электрона: $n = 4; l = 0; m = 0; s = -1/2$.

Ответ: $n = 4; l = 0; m = 0; s = +1/2; n = 4; l = 0; m = 0; s = -1/2$.

Задача 7. По электронной формуле внешнего энергетического уровня атома определите, какой это элемент: $\dots 4s^2 4p^4$.

Решение

1. Атом содержит четыре энергетических уровня, следовательно, элемент находится в четвертом периоде.

2. Последним заполняется p -подуровень, следовательно, элемент находится в главной подгруппе.

3. На внешнем уровне 6 электронов, следовательно, это элемент VI группы.

4. Данный элемент — селен. Его полная электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$. Общее число электронов 34. Следовательно, порядковый номер тоже 34.

Ответ: селен.

Задача 8. Установите соответствие между символами химических элементов и электронными конфигурациями атомов в основном состоянии.

Символы элементов *Электронные конфигурации*

- | | |
|-------|----------------------------|
| 1) S | А) ... $3d^5 4s^1$ |
| 2) Zn | Б) ... $3d^4 4s^2$ |
| 3) Cr | В) ... $3d^{10} 4s^2 4p^2$ |
| 4) Ge | Г) ... $3s^2 3p^4$ |
| | Д) ... $3d^{10} 4s^2$ |
| | Е) ... $3d^6$ |

Решение

1. Порядковый номер серы S — 16, поэтому в атоме серы 16 электронов. Сера является элементом третьего периода VIA группы, следовательно, в ее атоме происходит заполнение 3-го электронного слоя, на котором находится 6 электронов (соответственно номеру группы). Электронная конфигурация внешнего слоя атома серы $3s^2 3p^4$ (ответ Г).

2. В атоме цинка Zn всего 30 электронов. Цинк — элемент четвертого периода IIB группы, следовательно, в его атоме происходит заполнение 4-го электронного слоя, 1, 2 и 3-й электронные слои содержат соответственно 2, 8 и 8 электронов — в сумме 18. На 4-м электронном слое атома находятся два электрона. Следовательно, 10 электронов, оставшихся из суммарных 30 ($30 - 18 - 2 = 10$), расположены на $3d$ -подуровне: $3d^{10} 4s^2$ (ответ Д).

3. В атоме хрома Cr всего 24 электрона. Хром расположен в четвертом периоде, VIB группе. Так как хром — элемент побочной подгруппы, в его атоме происходит заполнение $3d$ - и $4s$ -орбиталей. Все-

го валентных электронов в атоме хрома 6 (соответственно номеру группы). Можно было бы ожидать для валентных электронов атома хрома электронную формулу $3d^44s^2$, но следует **знать**, что в этом атоме происходит проскок одного электрона с $4s$ - на $3d$ -подуровень и электронная конфигурация имеет вид $...3d^54s^1$ (ответ А).

4. Германий Ge располагается в четвертом периоде, IVA группе, его атом имеет 32 электрона. Это p -элемент, на внешнем 4-м энергетическом уровне его атома содержатся 4 электрона: два из них на $4s$ -орбитали и два — на $4p$ -орбитали. Следовательно, электронная формула внешнего уровня атома Ge $4s^24p^2$ (ответ В).

О т в е т:

1	2	3	4
Г	Д	А	В

Задача 9. Установите соответствие между формулами частиц и их электронными конфигурациями.

Формулы частиц *Электронные конфигурации*

- | | |
|--------------|------------------|
| 1) Cl^- | А) $...3d^34s^2$ |
| 2) Mg^{2+} | Б) $...3s^23p^5$ |
| 3) Fe^{3+} | В) $...3d^54s^0$ |
| 4) Mn^{2+} | Г) $...3s^23p^6$ |
| | Д) $...2s^22p^6$ |
| | Е) $...3s^23p^2$ |

Решение

1. На внешнем электронном слое атома Cl 7 электронов ($3s^23p^5$). Ион Cl^- содержит на один электрон больше, следовательно, электронная конфигурация его внешнего слоя $3s^23p^6$ (ответ Г).

2. Катионы образуются вследствие отрыва электронов от атома ($\text{Э} - n\bar{e} = \text{Э}^{n+}$). Атомы элементов главных подгрупп (s - и p -элементов) отдают электроны с внешнего электронного слоя, атомы элементов побочных подгрупп (d -элементов) — сначала с внешнего s -подуровня, а затем с d -подуровня предвнешнего слоя.

Ион Mg^{2+} содержит на 2 электрона меньше, чем атом Mg ($1s^22s^22p^63s^2$), т. е. его конфигурация $1s^22s^22p^63s^0$, а следовательно, внешними будут электроны $2s^22p^6$ (ответ Д).

3. Ион Fe^{3+} содержит на 3 электрона меньше, чем атом Fe ($1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$), следовательно, электронная конфигурация иона $...3d^54s^0$ (ответ В).

4. Ион Mn^{2+} содержит на 2 электрона меньше, чем атом Mn ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$), следовательно, электронная конфигурация внешнего и предвнешнего уровней $3d^5 4s^0$ (ответ В).

Ответ:

1	2	3	4
Г	Д	В	В

Задача 10. Какой из перечисленных ионов имеет наименьший радиус: S^{2-} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} ?

Решение

1. Определяем электронную конфигурацию предложенных ионов, число занятых электронами энергетических уровней (слоев) и общее число электронов в данных частицах:

S^{2-} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, 3 слоя, число электронов 18;

Cl^- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, 3 слоя, число электронов 18;

K^+ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, 3 слоя, число электронов 18;

Ca^{2+} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, 3 слоя, число электронов 18.

2. Из полученных данных видно, что все частицы имеют одинаковое число занятых электронами слоев, все они изоэлектронны, т. е. имеют одинаковое число электронов. В таком случае радиус иона определяется зарядом ядра: с увеличением заряда ядра радиус иона уменьшается.

В ряду предложенных частиц радиус ионов уменьшается, так как растет заряд ядра, следовательно, минимальный радиус у иона Ca^{2+} .

Ответ: Ca^{2+} .

Задача 11. Химическому элементу главной подгруппы соответствует высший оксид состава RO_3 . Какова электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома этого элемента?

Решение

Необходимо определить к какой группе Периодической системы относится элемент, образующий высший оксид состава RO_3 . Поскольку в оксидах кислород проявляет постоянную валентность равную II, то высшая валентность элемента в оксиде RO_3 равна VI.

Отсюда следует, что это элемент VIA группы, в его атоме 6 валентных электронов. Этому требованию соответствует элемент с электронной формулой $ns^2 np^4$.

Ответ: $ns^2 np^4$.

Задача 12. Выберите правильный ответ.

Элемент, образующий высший оксид R_2O_7 , имеет строение электронной оболочки атома

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
2) $1s^2 2s^2 2p^5$ 4) $1s^2 2s^2 2p^3$

Решение

1. В высшем оксиде R_2O_7 атом элемента R проявляет степень окисления +7, т. е. элемент находится в VII группе Периодической системы и его атом имеет 7 валентных электронов.

Электронные формулы (1) и (4) соответствуют элементам VIII и V групп.

2. Электронную формулу (2) имеет атом фтора (VII группа), но для фтора не характерны положительные степени окисления, т. е. он не может образовать оксид.

3. Электронную формулу (3) имеет элемент, в атоме которого 25 электронов — это Mn, находится в VIII группе и проявляет высшую степень окисления +7.

Ответ: 3.

Задача 13. Исходя из строения внешнего уровня атома меди, объясните, какие значения степени окисления могут быть характерны для меди.

Решение

1. Напишем электронную формулу атома меди в основном состоянии, учитывая, что для меди характерен проскок электрона с 4s-подуровня на 3d-подуровень, который объясняется тем, что завершённый подуровень энергетически более выгоден: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$. 4s-Электрон является валентным.

2. В возбужденном состоянии один из d-электронов возвращается на 4-й уровень, таким образом, там оказываются 2 валентных электрона.

Итак, для меди характерны два значения степени окисления: +1, +2.

Ответ: +1, +2.

Задача 14. Сокращенная электронная формула атома элемента ...5p³. Какой это элемент? Напишите полную электронную формулу и набор квантовых чисел для p-электронов внешнего электронного слоя.

Решение

1. Записываем полную электронную формулу атома на основании сокращенной электронной формулы, из которой следует, что это p-элемент пятого периода главной подгруппы V группы:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$. Следовательно, этот элемент — сурьма Sb.

Можно составить электронно-графическую формулу p -подуровня внешнего уровня в соответствии с правилом Хунда: $\uparrow \uparrow \uparrow$.

2. Определяем набор квантовых чисел для p -электронов внешнего слоя: главное квантовое число $n = 5$; орбитальное $l = 1$; магнитное квантовое число для p -орбиталей принимает значения $-1, 0, +1$; значения спинового квантового числа $+\frac{1}{2}$ или $-\frac{1}{2}$.

Ответ: сурьма; $n = 5, l = 1, m = -1, 0, +1, s = +\frac{1}{2}$ или $s = -\frac{1}{2}$.

Задача 15. В атоме какого элемента при его образовании из субатомных частиц последним займет свое место в электронной оболочке электрон с таким набором квантовых чисел: $n = 3, l = 2, m = -1, s = +1/2$? Напишите полную электронную формулу атома этого элемента.

Решение

1. По значениям квантовых чисел определяем атомную орбиталь, которую займет последний электрон: так как $n = 3$, а $l = 2$, то идет заполнение d -подуровня 3-го уровня. Для d -подуровня магнитное квантовое число принимает значения $-2, -1, 0, +1, +2$. Значение магнитного квантового числа $m = -1$ означает, что последним поступает d -электрон на вторую орбиталь. Это могут быть либо второй, либо седьмой электроны. Согласно принятому допущению первыми «заселяются» электроны, имеющие спин $+1/2$, что совпадает с условием задачи. Следовательно, последним будет неспаренный электрон, попадающий на вторую $3d$ -орбиталь.

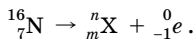
2. Напишем полную электронную формулу атома элемента, учитывая, что это второй d -элемент четвертого периода — титан Ti: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$.

Ответ: титан; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$.

Задача 16. Напишите уравнение β -распада азота-16.

Решение

1. Напишем уравнение β -распада азота-16 в общем виде:



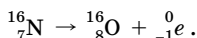
В уравнениях ядерных реакций суммы массовых чисел, которые показывают число нуклонов, и суммы атомных номеров, показывающих число протонов, одинаковы в правой и левой частях уравнения.

2. Находим n , приравнявая массовые числа: $16 = n + 0$, откуда $n = 16$.

3. Находим m , приравнявая атомные номера: $7 = m + (-1)$, откуда $m = 8$.

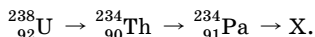
4. Определим изотоп X, пользуясь полученными данными: заряд ядра равен 8, а массовое число — 16. Следовательно, в реакции получен изотоп кислорода ${}^{16}_8\text{O}$.

5. Напишем уравнение ядерной реакции:



Ответ: ${}^{16}_7\text{N} \rightarrow {}^{16}_8\text{O} + {}^0_{-1}e$.

Задача 17. В ряду радиоактивного превращения урана имеются следующие стадии:



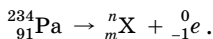
Какие частицы испускаются на первых двух стадиях? Какой изотоп X образуется на третьей стадии, если она сопровождается испусканием β -частицы?

Решение

1. Определяем, как изменяются массовое число и заряд ядра радионуклида на первой стадии. Массовое число уменьшается на 4 единицы, а заряд ядра — на 2 единицы, следовательно, на первой стадии происходит α -распад.

2. Определяем изменение массового числа и заряда ядра радионуклида на второй стадии. Массовое число не изменяется, а заряд ядра увеличивается на единицу, что свидетельствует о β -распаде.

3. Напишем в общем виде уравнение радиоактивного распада, происходящего на третьей стадии:



4. Находим n и m (см. задачу 16):

$$n = 234; \quad 91 = m + (-1); \quad m = 92.$$

5. Определяем изотоп X: заряд ядра — 92, а массовое число — 234, следовательно, X — это ${}^{234}_{92}\text{U}$.

Ответ: α ; β ; ${}^{234}_{92}\text{U}$.

Задача 18. Период полураспада радия ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ равен 1590 годам. Определите значение константы скорости распада. Какая часть радия распадётся за 1 год?

Решение

1. Пользуясь формулой $\tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$, находим константу скорости распада радия:

$$k = \frac{\ln 2}{\tau_{1/2}}; \quad k = \frac{0,693}{1590} = 4,36 \cdot 10^{-4} \text{ лет}^{-1}.$$

2. Рассчитаем, какая часть радия распадется за 1 год, для чего воспользуемся формулой

$$\ln \frac{c}{c_0} = -kt:$$

$$\ln \frac{c}{c_0} = -4,36 \cdot 10^{-4} \text{ лет}^{-1} \cdot 1 \text{ год} = -4,36 \cdot 10^{-4}.$$

Доля нераспавшегося радия:

$$\frac{c}{c_0} = e^{-0,000436} = 0,999564, \text{ или } 99,9564 \%.$$

Полученный результат означает, что за 1 год распадается 0,0436 % изотопа (100 % – 99,9564 %).

Ответ: $k = 4,36 \cdot 10^{-4} \text{ лет}^{-1}$; 0,0436 %.

Химическая связь. Строение молекул

Химические реакции — проявление движения материи, когда между атомами образуются химические связи либо разрываются связи в исходных веществах и возникают новые в продуктах реакции.

Химическая связь — это совокупность сил, связывающих атомы, ионы или молекулы друг с другом в новые устойчивые образования: молекулы, сложные ионы, ассоциаты. Химическая связь — результат перекрывания электронных оболочек (орбиталей) атомов, на которых находятся электроны, имеющие противоположно направленные спины.

Возникновение химических связей — процесс самопроизвольный, иначе в природе не существовало бы сложных молекул белков, нуклеиновых кислот и др. Причиной образования химической связи между частицами является уменьшение энергии системы. Образование любой химической связи всегда сопровождается выделением энергии, а ее разрыв всегда требует затраты энергии.

Энергия связи ($E_{\text{св}}$, кДж/моль) — энергия, которая выделяется в процессе образования связи и характеризует ее прочность.

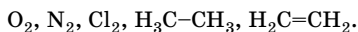
Различают связь ковалентную (полярную и неполярную), ионную, металлическую, водородную.

Ковалентная связь — внутримолекулярная химическая связь, образованная за счет общей пары электронов двух атомов.

Ковалентная полярная связь образуется между атомами неметаллов, имеющих разную электроотрицательность (см. табл. 4 приложения):



Ковалентная неполярная связь образуется между атомами элементов, имеющих одинаковую электроотрицательность:



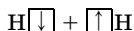
Ковалентную связь можно классифицировать не только по степени полярности, но и по способу перекрывания атомных орбиталей.

σ -Связь — ковалентная связь, при образовании которой атомные орбитали перекрываются вдоль линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов. Между каждой парой атомов может быть только одна σ -связь. Одинарная связь — *всегда* σ -связь.

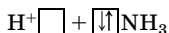
π -Связь — ковалентная связь, при образовании которой атомные орбитали перекрываются над и под линией, соединяющей центры взаимодействующих атомов (линией σ -связи). π -Связь может только дополнять σ -связь в двойной или тройной связи.

δ -Связь — ковалентная связь, возникающая при перекрывании всех четырех лепестков d -орбиталей, расположенных в параллельных плоскостях.

Различают два механизма образования ковалентной связи. При образовании связи по **обменному механизму** в формировании общей электронной пары от каждого атома участвуют и атомная орбиталь, и неспаренный электрон на этой орбитали:



Донорно-акцепторный механизм реализуется, когда один атом имеет неподеленную электронную пару, а другой атом может ее принять (имеет вакантную орбиталь):



Основные характеристики ковалентной связи представлены в табл. 3.

Таблица 3

Основные характеристики ковалентной связи

Параметр	Смысловое значение	Примеры
Кратность	Число общих электронных пар (э.п.) между соединяющимися атомами: одна общая э.п. — одинарная связь две общие э.п. — двойная связь три общие э.п. — тройная связь	H—H, C—C, H—Cl C=C, S=S C≡C, N≡N
Длина связи	Расстояние между ядрами взаимодействующих атомов. Как правило, выражается в нм; 1 нм = 10 ⁻⁹ м	C—C — 0,154 нм C=C — 0,134 нм C≡C — 0,121 нм
Валентный угол	Угол между линиями двух связей одного атома	НОН — 104,5° HНH — 107,5°
Насыщаемость	Обусловлена способностью атома образовывать <i>определённое</i> число ковалентных связей, что зависит от его электронной конфигурации. Число ковалентных связей — количественная мера валентности. Валентность — число ковалентных связей, образуемых одним атомом с другими атомами в молекуле. Валентность знака не имеет и определяется числом неспаренных электронов, неподделенными электронными парами, свободными орбиталями	Насыщаемость связей атома углерода может быть равна 4, так как в возбужденном атоме углерода 4 неспаренных электрона. Поэтому атом углерода образует <i>не более</i> 4-х связей: O=C=O
Полярность	Полярная связь образуется между атомами элементов с разной электроотрицательностью. Мерой полярности связи служит дипольный момент: $\vec{\mu} = \delta l,$ где δ — заряд полюса диполя; l — длина диполя. Единица полярности связи — дебай: $1 D = 3,3 \cdot 10^{-30}$ Кл · м. Дипольный момент — векторная величина, вектор направлен к атому более электроотрицательного элемента. Если молекула двухатомная и ковалентная связь между атомами полярна, то и молекула полярна. Если молекула многоатомная, то ее полярность зависит от суммы векторов дипольных моментов связей	$\vec{\mu}_{\text{HCl}} = 1,0 D$ $\vec{\mu}_{\text{H}_2\text{O}} = 1,85 D$ O=C=O, $\vec{\mu}_{\text{CO}_2} = 0$ BeF ₂ , $\vec{\mu}_{\text{BeF}_2} = 0$

Для объяснения геометрического строения молекул или ионов используется гипотеза гибридизации атомных орбиталей, предложенная американским химиком, дважды лауреатом Нобелевской премии Л. Полингом.

Гибридизация — процесс смешения различных по форме, но близких по энергии орбиталей данного атома с возникновением такого же числа новых (гибридных) орбиталей, одинаковых по энергии и форме. Гибридизация атомных орбиталей происходит при возникновении ковалентной связи.

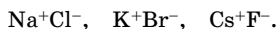
В табл. 4 приведены примеры взаимосвязи типа гибридизации и пространственной конфигурации молекул.

Таблица 4

Типы гибридизации и пространственная конфигурация молекул

Атомные орбитали, участвующие в гибридизации	Тип гибридизации	Пространственная форма молекулы и валентный угол	Примеры соединений
s, p	sp	Линейная, 180°	$\text{BeCl}_2, \text{C}_2\text{H}_2, [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
s, p, p	sp^2	Плоский треугольник, 120°	$\text{BF}_3, \text{C}_2\text{H}_4, \text{NO}_3^-$
s, p, p, p	sp^3	Тетраэдрическая, $109^\circ 28'$	$\text{CH}_4, \text{PO}_4^{3-}, [\text{BF}_4]^-$
s, p, p, d	sp^2d	Плоский квадрат, 90°	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
s, p, p, p, d, d	sp^3d^2	Октаэдр, 90°	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$

Ионная связь возникает между атомами типичных металлов и неметаллов, резко отличающимися электроотрицательностью, при этом общая пара электронов практически полностью смещена к более электроотрицательному атому, который превращается в отрицательный ион, а другой атом превращается в положительный ион:



Между противоположно заряженными ионами действует электростатическое притяжение. Электрическое поле иона имеет сферическую симметрию, поэтому ионная связь не обладает направленно-стью и насыщаемостью.

Металлическая связь — особый вид связи, возникающей в кристаллах металлов между атомами и ионами металлов, которые находятся в узлах кристаллической решетки, и относительно свободными электронами — «электронным газом». В кристаллах металлов орбитали атомов металлов перекрываются и образуют совокупность близких по энергии общих орбиталей. Валентные электроны атомов металлов могут свободно перемещаться по этим

орбиталям. При этом электроны становятся общими для всех атомов, образующих металлический кристалл.

Наличием металлической связи объясняются характерные физические свойства металлов: высокая электропроводность, теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск.

Водородная связь возникает между атомом водорода, который несет частичный положительный заряд, и сильно электроотрицательным атомом, имеющим неподеленную электронную пару:



Водородная связь — невалентное взаимодействие между группой ХН одной молекулы (RXH) и атомом Y другой или той же молекулы (YR₁). В результате этого взаимодействия образуется устойчивый комплекс $\overset{\delta+}{\text{R}}\overset{\delta-}{\text{X}}\cdots\overset{\delta+}{\text{Y}}\overset{\delta-}{\text{R}}_1$, в котором атом водорода играет роль мостика, соединяющего фрагменты RX и YR₁.

Водородная связь обусловлена специфическими особенностями поляризованного атома водорода, который способен соединяться одновременно с двумя другими атомами, входящими в состав или разных молекул (межмолекулярная водородная связь), или одной молекулы (внутримолекулярная водородная связь).

Водородная связь характерна для спиртов, карбоновых кислот, белков, нуклеиновых кислот, воды, аммиака, плавиковой кислоты.

Межмолекулярные взаимодействия — электромагнитные взаимодействия электронов и ядер одной молекулы с электронами и ядрами другой, приводящие к образованию ассоциатов с достаточно определенной структурой. К ним относится взаимодействие ионизированных молекул белков, молекул белков с катионами металлов, ионов с полярными молекулами, полярных молекул с неполярными молекулами и др.

Различают межмолекулярные взаимодействия ион-ионные, ион-дипольные, диполь-дипольные, индукционные, дисперсионные, гидрофобные, водородные связи.

Итак, строение вещества обусловлено видом, числом, размером частиц, а также видом химической связи между атомами, молекулами, ионами, пространственным расположением частиц. Строение веществ меняется в зависимости от агрегатного состояния.

При достаточно низкой температуре практически все вещества находятся в твердом состоянии, при этом расстояния между частицами вещества сопоставимы с размерами самих частиц, движение которых ограничено только незначительными колебаниями и вращениями относительно занимаемого положения. Поступательное движение частиц отсутствует. Это приводит к внутренней упорядоченности в расположении частиц (табл. 5). В зависимости от степени упорядоченности частиц, твердые вещества разделяют на *кристаллические* и *аморфные*.

Таблица 5

Типы кристаллических решеток

Тип кристаллической решетки	Краткая характеристика решетки	Свойства веществ с данным типом решетки	Примеры веществ
Атомная	В узлах решетки находятся отдельные атомы, соединенные между собой прочными ковалентными связями	Обладают большой прочностью, твердостью, высокими температурами плавления и кипения, нерастворимы в воде	Алмаз, графит, кремний, оксид кремния(IV)
Молекулярная	В узлах решетки находятся отдельные молекулы, связанные друг с другом слабыми межмолекулярными силами	В обычных условиях являются газами, жидкостями или легкоплавкими твердыми веществами, плохо растворимы в воде, летучи	Твердый углекислый газ («сухой лед»), аммиак, хлороводород, галогены, большинство органических соединений: этанол, глюкоза и др.
Ионная	В узлах решетки находятся разноименно заряженные атомные или молекулярные ионы, прочно связанные между собой силами электростатического притяжения	Тугоплавки, мало летучи, без запаха, часто хорошо растворимы в воде, в твердом состоянии не проводят электрический ток, так как в ионных кристаллах нет свободных электронов, а сами ионы не могут свободно перемещаться по кристаллу, в растворе электропроводны	Основные оксиды, щелочи, соли
Металлическая	В узлах решетки находятся нейтральные и ионизированные атомы, окруженные «электронным газом», т. е. свободными электронами	Обладают высокой электро-, теплопроводностью, ковкостью, металлическим блеском. Переходные металлы имеют высокие температуры плавления, кипения и плотность; металлы главных подгрупп — более легкие, имеют более низкие температуры плавления и кипения	Металлы

Решение типовых задач

Задача 19. Выберите правильный ответ.

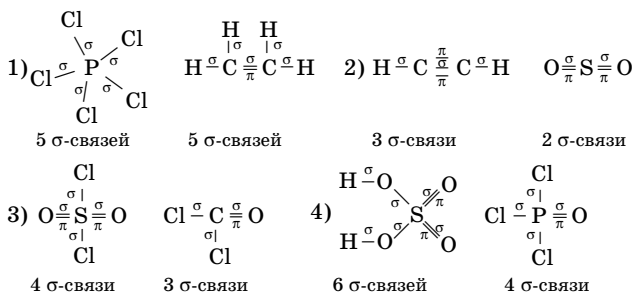
Число σ -связей одинаково в молекулах набора

- 1) PCl_5 , C_2H_4 2) C_2H_2 , SO_2 3) SO_2Cl_2 , COCl_2 4) H_2SO_4 , POCl_3

Решение

Одинарные связи всегда являются σ -связями. Любая двойная связь состоит из одной σ - и одной π -связи. Тройная связь, образованная тремя общими электронными парами, состоит из одной σ - и двух π -связей.

Для определения числа σ -связей в молекулах веществ необходимо написать их структурные формулы:



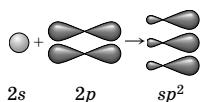
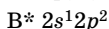
Число σ -связей одинаково (по 5) в молекулах первого набора.

Ответ: 1.

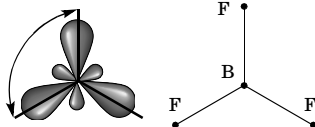
Задача 20. Опишите пространственную структуру следующих молекул: BF_3 , BeCl_2 .

Решение

1. Фторид бора BF_3 . Пространственная структура этой молекулы определяется тем, что при образовании связей B – F происходит гибридизация одной s - и двух p -орбиталей возбужденного атома бора (sp^2 -гибридизация), при этом образуются три одинаковые sp^2 -гибридные атомные орбитали (АО), расположенные под углом 120° друг к другу.

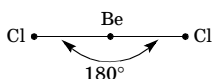
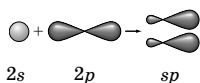
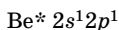


120°



Таким образом, BF_3 — плоская молекула с валентным углом 120° .

2. Хлорид бериллия BeCl_2 . При образовании молекулы происходит sp -гибридизация орбиталей атома бериллия, возникают химические связи, направленные под углом 180° друг к другу. Молекула линейная.



Задача 21. Установите соответствие между типами кристаллических решеток и формулами веществ.

Типы кристаллических решеток *Формулы веществ*

- | | |
|------------------|--------------------------|
| 1) Атомная | А) CO_2 |
| 2) Ионная | Б) SiO_2 |
| 3) Металлическая | В) Na_2O |
| 4) Молекулярная | Г) KNO_3 |
| | Д) Na |

Решение

1. В атомных решетках атомы связаны ковалентной связью. Атомная решетка может быть построена атомами одного элемента (в случае простого вещества) или чередующимися атомами различных элементов (в случае сложного вещества). Вещества с атомной решеткой твердые, тугоплавкие, практически нерастворимые в воде. Примером вещества с атомной решеткой является SiO_2 (ответ Б).

2. Ионная решетка состоит из ионов противоположного знака. Ионы могут быть простыми (кристалл Na_2O) и сложными (кристалл KNO_3) (ответы В, Г).

3. Металлическая решетка состоит из атомов и положительно заряженных ионов металла, например натрия (ответ Д).

4. Молекулярные кристаллические решетки образованы молекулами. Поскольку межмолекулярные силы слабы, вещества с молекулярной решеткой летучи, легкоплавки. Молекулярную решетку имеет CO_2 (ответ А).

Ответ:

1	2	3	4
Б	В, Г	Д	А

Задача 22. Выберите правильный ответ.

Число двойных связей одинаково в молекулах набора

- 1) CO_2 , SO_3 2) H_2SO_4 , HClO_4 3) SO_2 , H_2SO_4 4) N_2 , C_2H_2

Решение

Представим структурные формулы предложенных соединений, учитывая, что водород проявляет постоянную валентность I, а валентность кислорода равна II.

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{O}=\text{C}=\text{O}$
2 двойные связи | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}=\text{S}=\text{O} \end{array}$
3 двойные связи |
| 2) $\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \diagdown \\ \text{S} \\ \diagup \\ \text{H}-\text{O} \end{array} \begin{array}{l} =\text{O} \\ \\ =\text{O} \end{array}$
2 двойные связи | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{Cl}=\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}$
3 двойные связи |
| 3) $\text{O}=\text{S}=\text{O}$
2 двойные связи | $\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \diagdown \\ \text{S} \\ \diagup \\ \text{H}-\text{O} \end{array} \begin{array}{l} =\text{O} \\ \\ =\text{O} \end{array}$
2 двойные связи |
| 4) $\text{N}\equiv\text{N}$
тройная связь | $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$
тройная связь |

Одинаковое число двойных связей (по две) в молекулах SO_2 и H_2SO_4 .

Ответ: 3.

Задача 23. Сколько формул веществ с неполярной связью представлено в наборе F_2 , H_2O , HI , CO_2 , N_2 , HF , O_2 , NH_3 ?

Решение

Полярность связи зависит от электроотрицательности (ЭО) атомов, которые участвуют в образовании связи. Если ковалентная связь образуется между атомами с одинаковой ЭО, то общая электронная пара (область перекрывания электронных облаков) находится на одинаковом расстоянии от ядер обоих атомов. Такая связь называется неполярной. Неполярные связи существуют в молекулах простых веществ, образованных атомами одного элемента.

В перечисленном наборе простыми веществами являются F_2 , N_2 , O_2 — всего три вещества.

Ответ: 3.

Задача 24. Выберите правильный ответ.

Водородные связи образуются между молекулами

1) сероводорода 2) бромоводорода 3) воды 4) бензола

Решение

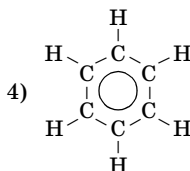
Водородная связь образуется в случаях, когда атомы водорода связаны с атомами самых электроотрицательных элементов (F, O, N).

Изобразим строение молекул перечисленных веществ:

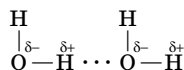
1) H-S-H

2) H-Br

3) H-O-H



Только в молекуле воды атомы водорода связаны с атомом кислорода, поэтому между молекулами воды образуется водородная связь:



Ответ: 3.

Задача 25. Сколько веществ молекулярного строения представлено в ряду: этанол, медь, сера, алмаз, оксид кремния, сероводород, метан?

Решение

Молекулярное строение свойственно веществам, представляющим собой при обычных условиях газы, жидкости или легкоплавкие и легколетучие твердые вещества. Этому условию отвечают следующие из перечисленных веществ: этанол (жидкость), сера (легкоплавкое твердое вещество), сероводород (газ), метан (газ). Всего 4 вещества.

Ответ: 4.

Периодический закон. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Периодический закон (Д. И. Менделеев, 1869). Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

Современная формулировка. Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов.

Значение периодического закона:

- отражает взаимосвязь *всех* химических элементов;
- имеет прогностический характер, так как позволяет предсказывать новые элементы, новые соединения с запланированными свойствами;
- имеет философское значение, так как подтверждает наиболее общие законы развития природы.

С момента открытия периодического закона и создания на его базе естественной классификации химических элементов — Периодической системы было сделано немало попыток их графического отображения. Многие известные ученые предлагали свои варианты таблиц, отражающих их взгляды на структуру Периодической системы. Ориентировочное число опубликованных таблиц и графиков не менее 500. Их можно разбить на 5 типов, принципиально отличных между собой:

- 1) короткая форма шахматного распределения элементов, которой чаще всего мы и пользуемся;
- 2) длинная форма шахматного распределения элементов;
- 3) лестничная форма;
- 4) радиально-круговой график;
- 5) спиралевидный график.

Научные сведения о строении ядра и распределении электронов в атомах дают возможность рассматривать Периодическую систему химических элементов Д. И. Менделеева с фундаментальных физических позиций. Из данных о строении ядра следует, что главным, однозначным признаком химического элемента является заряд ядра Z , равный числу протонов в ядре и порядковому (атомному) номеру элемента в периодической таблице. Относительные атомные массы элементов, приведенные в периодической таблице, представляют собой усредненные значения относительных атомных масс изотопов, составляющих естественную природную смесь. Общее число электронов в нейтральных атомах равно числу протонов в ядре, т. е. порядковому (атомному) номеру элемента Z . Число энергетических уровней, на которых располагаются электроны в атоме, определяется номером периода. Чем больше номер периода, тем больше энергетических уровней, на которых находятся электроны, и тем больше внешние энергетические уровни удалены от ядра.

В настоящее время все химические элементы подразделяют на s -, p -, d -, f - семейства. В атомах s -элементов последним заполняется электронами s -подуровень внешнего слоя, в атомах p -элементов — p -подуровень внешнего слоя, в атомах d -элементов — d -подуровень

предвнешнего слоя, в атомах f -элементов — f -подуровень третьего снаружи слоя. К s -семейству относятся водород, гелий, а также элементы главных (А) подгрупп I и II групп. К p -семейству относятся элементы главных (А) подгрупп III–VIII групп, т. е. последние шесть элементов каждого периода (кроме гелия). Группа d -элементов включает элементы побочных (В) подгрупп (вставные декады). f -Элементы — это лантаноиды и актиноиды.

Алгоритм характеристики элемента по его положению в Периодической системе

1. Положение элемента в Периодической системе: порядковый номер, относительная атомная масса элемента, группа, подгруппа, период.
2. Строение атома: число протонов, нейтронов, электронов. Электронная и электронно-графическая формулы. Электронное семейство. Валентные возможности. Степени окисления.
3. Простое вещество: формула, вид связи, тип кристаллической решетки, электронная схема строения молекулы (для вещества молекулярного строения).
4. Высший оксид: формула, вид связи, тип кристаллической решетки, характер химических свойств.
5. Высший гидроксид: формула, агрегатное состояние, характер свойств.
6. Летучее водородное соединение (для неметаллов): формула, электронная схема строения молекулы, вид химической связи.
7. Другие соединения элемента: формулы и названия (3–5 формул).

Пример характеристики элемента

Сера

1. S: № 16, $A_r(S) = 32$, VI группа, главная подгруппа, третий период.

2. $16p$, $16n$, $16\bar{e}$.

Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Электронно-графическая формула:

↑↑ ↑↑ ↑↑ — — — — —

3s 3p 3d

↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑

2s 2p

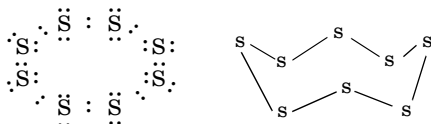
↑↑

1s

Сера — p -элемент, неметалл; возможны валентности: II, IV, VI.

Степени окисления: $-2, 0, +4, +6$.

3. Устойчивая аллотропная модификация — ромбическая сера (S_8) — простое вещество с ковалентной неполярной связью, молекулярной кристаллической решеткой, твердое:



4. Высший оксид SO_3 , связь ковалентная полярная, молекулярная кристаллическая решетка, характер свойств — кислотный оксид.

5. Высший гидроксид — серная кислота H_2SO_4 , тяжелая маслянистая жидкость. Сильная кислота.

6. Летучее водородное соединение — сероводород H_2S , связи ковалентные полярные:



Валентный угол $\approx 90^\circ$.

7. Другие соединения серы: Na_2SO_4 — сульфат натрия; Na_2SO_3 — сульфит натрия; Na_2S — сульфид натрия.

В Периодической системе химических элементов с ростом порядкового номера свойства атомов элементов, физические и химические свойства простых веществ и соединений изменяются **периодически**, через правильные интервалы. Например, щелочные металлы, галогены и благородные газы располагаются в таблице через 8, 18 или 32 элемента. Периодические изменения свойств атомов химических элементов и образованных ими веществ обусловлены периодическим повторением электронной конфигурации внешнего энергетического уровня (валентных электронов) атомов по мере роста заряда ядра.

Характеристики атомов

Атомный радиус ($r_{ат}$) рассчитывают для свободного атома квантово-механическими методами. Радиусы катионов всегда меньше радиусов атомов соответствующих элементов; радиусы анионов всегда больше радиусов атомов.

Энергия ионизации (I) — энергия, необходимая, для превращения 1 моль атомов в газовой фазе в 1 моль катионов в газовой фазе, выражается в кДж/моль. Первая энергия ионизации характеризует способность атома отдавать один электрон. Энергию ионизации часто приводят в электронвольтах и называют **потенциалом ионизации**.

Сродство к электрону ($E_{ср}$) характеризует способность атома образовывать отрицательно заряженные ионы.

Электроотрицательность (χ) — условная величина, характеризующая способность атома в химическом соединении притягивать к себе электроны, связывающие его с другими атомами.

Эти характеристики атомов элементов закономерно изменяются в периодах и группах Периодической системы (табл. 6).

Таблица 6

Характер изменений основных характеристик атомов химических элементов и их соединений

Параметр	Изменение в периодах (для <i>s</i> - и <i>p</i> -элементов)	Изменение в главных подгруппах
Атомный радиус	Уменьшается, так как растет заряд ядра и увеличивается сила взаимодействия электронов с ядром	Увеличивается, так как возрастает число занятых электронами энергетических уровней
Энергия ионизации	Увеличивается, так как уменьшается радиус атома, вследствие чего возрастает прочность связи электронов с ядром	Уменьшается, так как атомный радиус увеличивается, связь внешних электронов с ядром ослабевает
Сродство к электрону	Увеличивается, достигает максимальных значений у галогенов, что связано со строением внешнего энергетического уровня ns^2np^5 , в котором не достает 1 электрона до энергетически выгодной конфигурации ns^2np^6	Уменьшается вследствие увеличения атомного радиуса
Относительная электроотрицательность (ЭО)	Увеличивается	Уменьшается
Металлические и восстановительные свойства	Уменьшаются, так как растет энергия ионизации	Увеличиваются, так как энергия ионизации уменьшается
Неметаллические и окислительные свойства	Увеличиваются, так как растут сродство к электрону и ЭО	Уменьшаются, так как сродство к электрону и ЭО уменьшаются
Основные свойства оксидов и гидроксидов элементов	Уменьшаются, так как растет ЭО атомов элементов, и уменьшаются металлические свойства	Увеличиваются, так как уменьшается ЭО атомов элементов
Кислотные свойства оксидов и гидроксидов элементов	Увеличиваются, так как растет ЭО атомов элементов, и усиливаются неметаллические свойства	Уменьшаются, так как уменьшается ЭО атомов элементов

Побочные подгруппы Периодической системы образованы *d*-элементами. Для этих элементов изменение энергии ионизации и сродства к электрону носит обратный характер: они увеличиваются сверху вниз. Это объясняется значительным возрастанием заряда ядра по сравнению с незначительным увеличением радиуса их атомов в связи с заполнением электронами внутренних энергетических уровней (4*f*- и 5*f*-электронных оболочек).

Решение типовых задач

Задача 26. Как изменяются свойства высших оксидов элементов третьего периода?

Решение

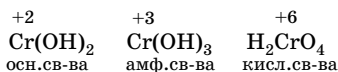


В ряду высших оксидов усиливаются кислотные свойства, ослабевают основные свойства.

Задача 27. Расположите формулы гидроксидов в порядке возрастания кислотных свойств веществ: $\text{Cr}(\text{OH})_2$, H_2CrO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Решение

С увеличением степени окисления элемента кислотные свойства его гидроксидов усиливаются:



Задача 28. Расположите символы элементов в порядке увеличения неметаллических свойств атомов: O, S, P, Si.

Решение

Неметаллические свойства в периодах увеличиваются слева направо, а в главных группах — снизу вверх: Si — P — S — O.

Задача 29. Расположите формулы в порядке увеличения основных свойств соединений: KOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_4SiO_4 .

Решение

Основные свойства гидроксидов в главных подгруппах усиливаются сверху вниз, в периодах — справа налево: H_4SiO_4 — $\text{Al}(\text{OH})_3$ — $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — KOH.

Задача 30. Выберите правильный ответ.

Электроотрицательность атомов элементов возрастает слева направо в ряду

- 1) S, Se, Te 2) B, Be, Li, Na 3) O, N, P, As 4) Ge, Si, S, Cl

Решение

Электроотрицательность (ЭО) элементов возрастает в периодах слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх.

Проанализировав положение данных элементов в Периодической системе, видим, что только в ряду (4) элементы расположены в порядке увеличения ЭО: Ge и Si перечислены в порядке их расположения в группе снизу вверх, а Si, S, Cl — в порядке их расположения в периоде слева направо.

Ответ: 4.

Задача 31. Выберите правильный ответ.

Символы химических элементов расположены в порядке уменьшения атомного радиуса в ряду

- 1) O, N, C, B 3) Mg, Al, Si, P
2) Be, Mg, Ca, Sr 4) Cl, S, P, Si

Решение

Атомный радиус элементов уменьшается в периодах Периодической системы слева направо, а в группах — снизу вверх.

В рядах (1) и (4) перечислены химические элементы одного периода, причем в порядке справа налево, т. е. в порядке увеличения атомного радиуса.

Элементы ряда (2) относятся ко ПА группе и расположены в Периодической системе сверху вниз, следовательно, в этом ряду атомный радиус увеличивается.

В ряду (3) представлены элементы третьего периода в порядке слева направо, т. е. в порядке уменьшения атомного радиуса.

Ответ: 3.

Задачи для самостоятельного решения

2.1. Определите число элементарных частиц в атомах калия, магния, железа, цинка, аргона.

2.2. Чему равен порядковый номер элемента, массовое число одного из изотопов которого 31, а число нейтронов 16?

2.3. Электронная оболочка атома содержит 34 электрона. Какой это элемент и чему равен заряд ядра атома?

2.4. Относительная атомная масса некоторого элемента 127. В электронной оболочке атома содержится 53 электрона. Какой это элемент? Сколько ядерных частиц содержит атом?

2.5. Средняя относительная атомная масса природного хлора равна 35,45. Определите массовые доли двух изотопов хлора, если их массовые числа равны 35 и 37.

2.6. Природный магний состоит из изотопов ${}_{12}^{24}\text{Mg}$ (78,6 %), ${}_{12}^{25}\text{Mg}$ (10,1 %) и ${}_{12}^{26}\text{Mg}$ (11,3 %). Определите относительную атомную массу магния.

2.7. Определите молярную массу воды, молекулы которой содержат: а) один атом дейтерия; б) два атома дейтерия.

2.8. Даны два элемента с зарядами ядер $Z = 17$ и $Z = 18$. Простое вещество, образованное первым элементом, — ядовитый газ с резким запахом, а вторым — не ядовитый, лишенный запаха, не поддерживающий дыхания газ. Напишите электронные формулы атомов обоих элементов. Какой из них образует ядовитый газ?

2.9. Сколько различных видов молекул оксида серы(IV) можно получить из изотопа серы ${}^{32}\text{S}$ и трех изотопов кислорода: ${}^{16}\text{O}$, ${}^{17}\text{O}$, ${}^{18}\text{O}$. Напишите формулы всех оксидов и рассчитайте их молярные массы.

2.10. Определите число элементарных частиц в атоме наименее распространенного в природе изотопа хлора.

2.11. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержат следующие частицы: ${}^3_1\text{H}$, ${}^{64}_{29}\text{Cu}^{2+}$, ${}^1_1\text{H}$, ${}^1_1\text{H}^+$, ${}^{37}_{17}\text{Cl}^-$, ${}^{35}\text{Cl}_2$?

2.12. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержат следующие частицы: SO_4^{2-} , NO_3^- , H_3O^+ , ион аммония?

2.13. Представьте, что у вас имеются точнейшие весы, на которых можно взвешивать атомы элементов. Укажите, какая из частиц в каждой паре будет тяжелее: а) F и F^- ; б) Na и Na^+ ; в) F^- и Ne; г) Na^+ и Ne.

2.14. Атом какого элемента содержит столько же электронов, как и молекула аммиака?

2.15. Сколько электронов содержится в молекуле воды? в 1 моль воды? в 1 г воды?

2.16. Сколько электронов и протонов содержит молекула аммиака NH_3 ?

2.17. Назовите элементы, в атомах которых распределение электронов по энергетическим уровням в основном состоянии отвечает рядам чисел: а) 2, 8, 7; б) 2, 8, 8, 1; в) 2, 8, 13, 1; г) 2, 8, 18, 1.

Какие из них относятся к одной группе? Какие находятся в одном периоде?

2.18. На каком энергетическом уровне и подуровне находится электрон, для которого $n = 3$, $l = 1$? Какую форму имеет облако этого электрона?

2.19. Чему равны все квантовые числа для электронов, которые находятся на $4s$ -подуровне?

2.20. Чем отличается электронное облако, которое характеризуется квантовыми числами $n = 4$; $l = 0$; $m = 0$, от электронного облака, которое характеризуется квантовыми числами $n = 3$; $l = 0$; $m = 0$?

2.21. Какие значения имеют орбитальные квантовые числа для энергетических подуровней, емкость которых равна 2, 6, 10, 14?

2.22. Электрон принадлежит к p -подуровню 4-го энергетического уровня. Чему равны значения главного и орбитального квантовых чисел для этого электрона?

2.23. Чему равно наибольшее значение главного квантового числа для электронов атома серебра в основном состоянии?

2.24. Укажите, какую атомную орбиталь и почему выберет очередной электрон согласно принципу наименьшей энергии: $3d$ или $4p$; $5s$ или $4d$; $4s$ или $3p$; $4d$ или $5p$.

2.25. Какие из перечисленных подуровней не существуют: $2s$, $4f$, $2p$, $3d$, $1p$, $2d$, $1s$, $3f$?

***2.26.** Охарактеризуйте квантовыми числами электроны 3-го энергетического уровня с наибольшим и наименьшим запасом энергии. Укажите, какие из них слабее связаны с ядром атома.

***2.27.** Сокращенная электронная формула атома элемента $\dots 3d^8 4s^2$. Какой это элемент? Напишите полную электронную формулу и набор квантовых чисел для 8-го электрона на d -подуровне.

2.28. Напишите полную электронную формулу и нарисуйте электронно-графическую формулу атома ${}_{19}\text{K}$. Запишите набор квантовых чисел для последнего (наиболее далекого от ядра) электрона этого атома.

***2.29.** Для атома какого элемента последним в электронной оболочке будет электрон с таким набором квантовых чисел: $n = 4$, $l = 1$, $m = -1$, $s = -1/2$? Напишите полную электронную формулу атома этого элемента. Сколько в нем неспаренных электронов?

***2.30.** Для атома какого элемента последним в электронной оболочке будет электрон с таким набором квантовых чисел: $n = 2$, $l = 1$, $m = 0$, $s = -1/2$? Напишите полную электронную формулу. Почему этот элемент не может быть благородным? Какой подуровень не заполнен по сравнению с ближайшим благородным элементом? Какой благородный элемент наиболее близок по электронному строению?

2.31. Сколько электронов находится на внешнем уровне атома брома, атома кальция, бромид-иона, иона кальция?

2.32. Изобразите, как располагаются 6 электронов на внешнем 3-м уровне. Сколько орбиталей при этом окажутся вакантными на этом уровне?

2.33. Как изменяется число электронов на внешнем уровне: а) от Li к Ne; б) от Li к Fr; в) от F к Li?

2.34. Приведите формулы, по которым можно определить: а) число орбиталей на данном энергетическом уровне; б) максимальное число электронов на нем.

2.35. Сколько завершенных энергетических уровней имеют атомы бериллия, магния, кальция, стронция и бария?

2.36. Напишите набор четырех квантовых чисел для всех 3*p*-электронов.

2.37. Атом элемента имеет следующую электронную конфигурацию: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Укажите: а) заряд ядра; б) число завершенных энергетических уровней в электронной оболочке этого атома; в) максимально возможную степень окисления; г) валентность атома в соединении с водородом.

2.38. Исходя из электронного строения объясните, какой из двух ионов: Fe^{2+} или Fe^{3+} — более устойчив и почему?

2.39. Приведены электронные формулы валентных электронов атомов элементов: а) $2s^2 2p^5$; б) $3s^2 3p^4$; в) $3d^1 4s^2$. Составьте полные электронные формулы и определите порядковые номера элементов. Какие это элементы?

2.40. Электронная конфигурация атома аргона совпадает с электронными конфигурациями ионов нескольких элементов. Приведите 4 такие частицы.

2.41. Укажите три элемента, в атомах которых в основном состоянии на предвнешнем энергетическом уровне находятся 18 электронов и имеется 1 неспаренный электрон на внешнем уровне. Напишите их электронные формулы.

2.42. Напишите электронные формулы атомов: а) третьего *p*-элемента четвертого периода; б) второго *s*-элемента пятого периода; в) девятого *d*-элемента четвертого периода.

2.43. Назовите элементы четвертого периода, в атомах которых нет неспаренных электронов. Какой из этих атомов имеет наименьший радиус?

2.44. Назовите элементы, атомы которых в основном состоянии имеют три неспаренных электрона: а) на 3*d*-подуровне; б) на 5*p*-подуровне.

2.45. По какому принципу химические элементы Периодической системы делят на *s*-, *p*-, *d*-, *f*-семейства? Дайте краткую характеристику каждому из этих семейств.

2.46. По электронным формулам внешних энергетических уровней атомов определите, какие это элементы. Напишите их названия, символы и порядковые номера: $2s^22p^4$; $4s^24p^6$; $3s^1$; $3s^23p^1$; $5s^25p^3$. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

2.47. Конфигурация внешнего энергетического уровня атома элемента X ns^2np^5 . Общее число электронов в молекуле X_2 равно 18. Определите элемент X. Есть ли в задаче лишние данные?

2.48. Даны атомные номера химических элементов: а) 29; б) 11; в) 20; г) 18. Какой из них образует простое вещество, по химическим свойствам наиболее похожее на вещество, образованное атомами с зарядом ядра +19? Ответ поясните.

***2.49.** Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов марганца и хлора. Укажите их сходство и различие. Определите возможные для этих атомов высшую и низшую степени окисления. Напишите формулы высших оксидов этих элементов и соответствующих им гидроксидов. Укажите свойства этих гидроксидов. Объясните, почему хлор и марганец включены в VII группу Периодической системы, но в разные подгруппы.

2.50. Даны формулы валентных электронов атомов химических элементов: $5s^2$; $3s^23p^4$; $3d^54s^1$. Назовите эти элементы. Для каждого элемента определите: заряд ядра атома; положение элемента в Периодической системе; к каким элементам (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) он принадлежит; его степень окисления в высшем оксиде и характер свойств этого оксида.

2.51. Приведите электронную формулу атома хрома. Сколько неспаренных электронов имеет атом хрома в основном состоянии?

2.52. Напишите электронные формулы внешних оболочек следующих атомов: ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{34}\text{Se}$, ${}_{52}\text{Te}$. Три элемента из этого ряда являются электронными аналогами, образованные ими вещества проявляют сходные химические свойства. Какие это элементы?

2.53. Между собой реагируют вещества: а) сурьма и азот; б) алюминий и хлор. Не записывая уравнений реакций, укажите в каждой из этих пар окислитель и восстановитель, пользуясь только Периодической системой.

2.54. Каждый из перечисленных ниже элементов способен образовывать ионы в химических реакциях. С помощью Периодической системы предскажите заряды наиболее устойчивых ионов лития, стронция, алюминия, титана, астата. Ответ обоснуйте.

2.55. Сравните электронные конфигурации атомов азота и фосфора. Какие валентности и степени окисления они могут проявлять в химических соединениях? Приведите формулы соединений этих элементов с водородом и их высших оксидов.

2.56. Приведите электронную формулу атома иода в максимальном возбужденном состоянии. Укажите число d -электронов в атоме иода в этом состоянии.

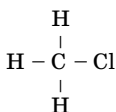
2.57. Укажите валентные возможности атома серы в нормальном и возбужденном состояниях.

2.58. По формулам соединений определите степени окисления атомов и вид химической связи в соединениях: CH_4 , NaCl , HF , CaO , HCl , NH_3 , H_2S , KBr , $(\text{H}_2\text{O})_n$. Покажите схематично образование связей.

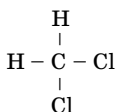
2.59. По формулам определите степени окисления атомов в молекулах: HClO_4 , HClO_3 , HClO_2 , HClO , Cl_2 , PH_3 , H_3PO_4 , SiH_4 , O_2 , O_3 .

2.60. Изобразите структурные формулы и определите степени окисления всех атомов в молекулах: H_2S , SO_2 , SO_3 , O_2F_2 .

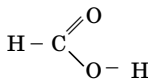
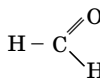
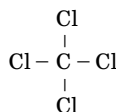
2.61. Численное значение степени окисления может не совпадать с валентностью атома. Ниже приведены структурные формулы нескольких соединений углерода. Напишите их молекулярные формулы и определите степени окисления атомов углерода в каждой молекуле.



хлорметан



дихлорметан

муравьиная
кислотамуравьиный
альдегид

тетрахлорметан

2.62. Общая формула формула высшего оксида химического элемента третьего периода ЭO_3 . Изобразите схему строения его атома и напишите формулу соответствующего высшего оксиду гидроксида.

***2.63.** В чем сходство и различие в строении хлорида натрия и хлорида аммония? Как на основе электронной теории объяснить форму молекулы аммиака и иона аммония?

2.64. Установите соответствие между формулами веществ и типами кристаллических решеток, ответ поясните.

Формулы веществ

Типы кристаллических решеток

1) С (алмаз)

А) Атомная

2) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

Б) Ионная

3) CaO

В) Металлическая

4) K_2SO_4

Г) Молекулярная

5) Fe

***2.65.** Составьте схему строения атома бора, электронную формулу фторида бора. С каким ионом молекула фторида бора образует

ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму: H^+ или F^- ? Составьте схему образования этой связи. Ответ поясните.

2.66. Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов самых активных металла и неметалла 3-го периода. Предложите схему взаимодействия этих атомов. Определите вид химической связи между ними.

2.67. Относительная плотность углеводорода по водороду равна 8. Массовая доля углерода в веществе составляет 75 %. Определите углеводород. Сколько связей в молекуле этого углеводорода? Какие это связи? Каково пространственное строение молекулы?

2.68. Даны атомы с зарядами ядер $Z = 3$ и $Z = 19$. Какой из них лучший донор электронов?

2.69. Даны символы элементов: O, Na, Al, Mg, F. Разделите элементы на доноры и акцепторы электронов. Сколько электронов нужно отдать или принять атому каждого из них, чтобы приобрести электронную оболочку благородного газа неона? Напишите формулы соответствующих ионов этих элементов.

2.70. Атом превращается в ион, если принимает или отдает валентные электроны. Напишите электронные формулы атомов элементов с зарядами ядер $Z = 3$ и $Z = 9$. Руководствуясь правилом октета, ответьте на вопрос: какой из этих атомов образует отрицательно заряженные, а какой — положительно заряженные ионы?

2.71. Даны атомы с зарядами ядер $Z = 7$ и $Z = 15$. Какой из них лучший акцептор электронов?

2.72. Как изменяется число валентных электронов и высшая валентность атомов элементов третьего периода?

***2.73.** По какому механизму образуются связи в молекуле воды и ионе гидроксония H_3O^+ ? Приведите схемы образования частиц.

2.74. Определите степени окисления хрома в соединениях по формулам: Cr_2O_3 , K_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

2.75. Какой гидроксид является более сильным основанием: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Ba}(\text{OH})_2$; NaOH или KOH ? Ответ поясните.

2.76. Как изменяются свойства летучих водородных соединений элементов VI группы с увеличением порядкового номера (сверху вниз)?

2.77. Как с точки зрения электронной теории объяснить тетраэдрическое строение молекулы метана?

2.78. Определите относительную атомную массу элемента VA группы, массовая доля которого в водородном соединении составляет 82,4 %.

***2.79.** Изобразите схемы образования ионов NH_4^+ и PH_4^+ . Определите валентность и степень окисления атомов в этих ионах.

*2.80. Изобразите схемы образования частиц CO и BF_4^- . Определите валентность и степень окисления атомов в этих частицах.

2.81. Электронная формула атома элемента в основном состоянии имеет вид: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Приведите формулы высшего оксида и летучего водородного соединения этого элемента.

*2.82. К какой группе и подгруппе Периодической системы относится элемент, образующий с водородом газообразное соединение, если его высший оксид имеет относительную молекулярную массу 108, а массовая доля кислорода в оксиде составляет 74 %?

*2.83. Укажите число элементов третьего периода, образующих растворимые в щелочах оксиды.

*2.84. Какой гидроксид, образуемый элементом третьего периода, взаимодействует с оксидом кремния(IV) с образованием растворимой в воде средней соли? Составьте соответствующее уравнение реакции и приведите относительную молекулярную массу гидроксида.

2.85. Какой из элементов третьего периода образует два оксида, взаимодействие которых с водой приводит к образованию двухосновных кислот?

2.86. Какой элемент VI группы Периодической системы не проявляет в своих соединениях степень окисления, равную номеру группы?

*2.87. Дигидрат ацетата металла ПА группы количеством вещества 0,25 моль содержит $1,535 \cdot 10^{25}$ электронов. Установите металл, входящий в состав кристаллогидрата.

*2.88. Растворимый в воде карбонат количеством вещества 0,1 моль содержит 5,2 моль электронов. Приведите возможную формулу карбоната.

2.89. Расположите элементы в порядке возрастания металлических свойств атомов: цезий, барий, германий, стронций, кальций.

2.90. По положению элементов в Периодической системе определите: а) какое вещество более сильный окислитель — сера или фосфор; б) селен или мышьяк проявляет более выраженные металлические свойства.

2.91. Существует соединение иода с хлором, имеющее формулу ICl. Атомы в этой молекуле связаны полярной ковалентной связью. Только на основании закономерностей Периодической системы определите атом, на котором имеется избыточная электронная плотность (частичный отрицательный заряд).

*2.92. Азот ($Z = 7$) и висмут ($Z = 83$) принадлежат к главной подгруппе V группы, их атомы имеют одинаковое строение внешней электронной оболочки $ns^2 np^3$. Тем не менее, один из них образует газ (типичный неметалл), а другой — мягкий серебристо-белый металл с розоватым оттенком, плавящийся при температуре 271 °С.

Объясните причину такого существенного различия в свойствах этих веществ.

2.93 Расположите элементы в порядке возрастания неметаллических свойств атомов: кислород, сера, теллур, селен. Как изменяется электроотрицательность элементов в следующих рядах: а) O, S, Te; б) As, Ge, Si; в) F, N, As; г) Br, Se, Ga.

2.94. Как изменяются в пределах одной и той же главной подгруппы с возрастанием атомного номера: а) радиус атома; б) электроотрицательность; в) число валентных электронов; г) число протонов в ядре; д) энергия ионизации?

2.95. Как изменяется радиус ионов в рядах: а) Na^+ , F^- , O^{2-} ; б) S^{2-} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} ?

2.96. Как изменяется прочность химической связи в молекулах галогеноводородов с ростом порядкового номера элемента?

2.97. Как изменяется длина связей в следующих рядах веществ: а) SO_2 , SeO_2 , TeO_2 ; б) CBr_4 , CCl_4 , CF_4 ; в) C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 ? Почему?

2.98. Укажите формулы соединений, в которых есть ионная связь: HF, CaBr_2 , Na_2SO_4 , K_2S , BaO, BaO_2 , BF_3 , $\text{K}[\text{BF}_4]$.

***2.99.** Выберите формулы соединений, в которых есть связи, образованные по донорно-акцепторному механизму: а) HCN; б) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; в) NH_4NO_3 ; г) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; д) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; е) NH_3 .

2.100. Выберите соединения, в молекулах которых есть π -связи: CCl_4 , N_2 , CO, HNO_2 , BCl_3 , CH_3COCH_3 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, циклобутен, циклобутан.

***2.101.** Молекулы каких веществ содержат σ -связи, образованные за счет перекрывания *p*-орбиталей атомов: Br_2 , CH_3Cl , CaBr_2 , N_2 , HF, CsF, Na_2O ?

***2.102.** Выберите формулы веществ, содержащих кратные связи: F_2 , N_2 , C_2H_4 , C_3H_8 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CH_3COOH , COS, CH_3COCH_3 . Укажите соединения, в молекулах которых все валентные углы равны 120° : BCl_3 , CF_4 , NH_3 , C_2H_4 , C_6H_6 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$, стирол.

***2.103.** Молекула BF_3 легко присоединяет молекулу HF. Напишите формулу полученного соединения, укажите схему образования связей в его молекуле.

2.104. Что называют гибридизацией атомных орбиталей? Как влияет тип гибридизации на форму молекул? Изобразите схемы перекрывания электронных облаков в молекулах BeCl_2 , BCl_3 , CCl_4 .

***2.105.** Какой тип гибридизации характерен для атома кислорода в молекуле воды и атома азота в молекуле аммиака? Какова особенность строения этих молекул? Изобразите схемы образования связей в данных молекулах.

2.106. Как изменяется полярность связей в ряду молекул: H_2O — H_2S — H_2Se — H_2Te ? Ответ поясните.

*2.107. Дипольные моменты молекул CO_2 и CS_2 равны нулю. Какова пространственная структура этих молекул? Составьте схемы образования связей.

*2.108. Укажите ряд соединений, расположенных в порядке возрастания длины связи между атомами углерода:

- а) этин, этен, бензол, этан; в) этин, бензол, этен, этан;
 б) этан, этен, этин, бензол; г) этин, этан, бензол, этен

2.109. Какие орбитали атома кремния подвергаются гибридизации при образовании молекул силана и тетрахлорида кремния? Укажите тип гибридизации. Какова пространственная структура этих молекул, чему равны валентные углы?

2.110. Выберите формулу углеводорода неразветвленного строения, в молекуле которого атомы углерода слева направо имеют типы гибридизации sp^3 , sp^2 , sp^2 , sp^3 , sp^3 :

- а) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; в) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$;
 б) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; г) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

2.111. Укажите тип гибридизации орбиталей каждого атома углерода в соединении на основании его структурной формулы: $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$.

2.112. Выберите вещество, в молекуле которого все атомы углерода находятся в sp^2 -гибридном состоянии: а) пентадиен-1,3; б) стирол; в) изопрен; г) пропадиен.

2.113. Какой нуклид из перечисленных содержит наибольшее число нейтронов: а) ${}_{103}^{257}\text{Lr}$; б) ${}_{102}^{254}\text{No}$; в) ${}_{101}^{256}\text{Md}$; г) ${}_{99}^{253}\text{Es}$?

2.114. Для ядерной реакции ${}^9_4\text{Be} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{12}_6\text{C} + \text{X}$ укажите символ частицы X.

2.115. В Дубне группой ученых под руководством академика Г. Н. Флерова был открыт новый химический элемент, атомы которого были получены при помощи ядерной реакции: ${}^{238}_{92}\text{U} + {}^{22}_{10}\text{Ne} \rightarrow {}^{256}_{?}\text{X} + 4{}^1_0\text{n}$. Какой элемент был открыт?

*2.116. Международной комиссией признано, что в открытие 106-го элемента наибольший вклад внесла Лаборатория ядерных реакций в Дубне, где атомы этого элемента были получены в ходе ядерной реакции: ${}^{208}_{82}\text{Pb} + {}^?_2\text{X} \rightarrow {}^{259}_{106}\text{Sg} + 3{}^1_0\text{n}$. Ядра какого элемента использовались в этой работе?

*2.117. При авариях на АЭС в организм человека попадают радиоактивные изотопы. Например, ${}^{90}\text{Sr}$ замещает кальций в костях, вызывая так называемый стронциевый рахит. Кроме того ${}^{90}\text{Sr}$ ис-

пускает β -лучи, способствующие развитию злокачественной опухоли — саркомы. Изотоп какого элемента образуется из ^{90}Sr при испускании β -лучей?

2.118. Технеций — первый химический элемент, полученный синтетическим путем при облучении $^{98}_{42}\text{Mo}$ атомами дейтерия ^2_1H (^2_1D). Какое возбужденное ядро при этом образуется? В ядро какого элемента оно превращается после выброса нейтрона?

***2.119.** Период полураспада радионуклида равен 5 суткам. Какая доля этого радионуклида распадается в течение 15 суток?

***2.120.** Сколько α - и β -частиц выделится за счет последовательных реакций радиоактивного распада при переходе от $^{232}_{90}\text{Th}$ до $^{220}_{86}\text{Rn}$?

2.121. Восстановите пропущенные в уравнениях ядерных реакций атомные номера и массовые числа: а) $^{14}_6\text{C} \rightarrow \text{N} + {}^0_{-1}\text{e}$;
б) $^{222}_{88}\text{Ra} \rightarrow ^{222}_{86}\text{Rn} + {}^4_2\text{He}$.

2.122. Радиоактивный изотоп висмута $^{210}_{83}\text{Bi}$ испускает β -частицы. Образующийся при этом изотоп нового элемента испускает α -частицы. Напишите уравнения радиоактивных превращений.

***2.123.** Э. М. Макмиллан и П. Х. Абелсон в 1940 г. получили изотоп нептуния $^{239}_{93}\text{Np}$, используя для этого бомбардировку урана-239 атомами дейтерия высокой энергии. Изотоп, полученный в результате этой реакции, самопроизвольно испускал β -частицы, что и привело к образованию изотопа нептуния-239. Напишите уравнения радиоактивных превращений.

***2.124.** Период полураспада свинца с массовым числом 210 равен 19,7 года. Через какое время после получения образца этого изотопа в нем останется 1/10 его исходной массы?

***2.125.** Изотоп полония-210, излучающий α -частицы, применяется в смеси с бериллием в нейтронных источниках. Через какое время интенсивность таких источников уменьшится в 32 раза? Период полураспада полония-210 равен 138 дням.

***2.126.** В изотоп какого элемента превращается изотоп бериллия-9, поглощая одну α -частицу и испуская нейтрон? Напишите уравнение данной ядерной реакции.

Глава 3. ЭНЕРГЕТИЧЕСКАЯ И КИНЕТИЧЕСКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Тепловые эффекты химических реакций

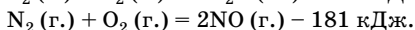
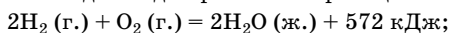
Термохимия — раздел химии, в котором изучаются тепловые эффекты реакций.

Тепловой эффект реакции — количество теплоты, которая выделяется или поглощается в результате химической реакции.

Экзотермические реакции — химические реакции, протекающие с выделением теплоты.

Эндотермические реакции — реакции, протекающие с поглощением теплоты.

Термохимическое уравнение — уравнение химической реакции с указанием теплового эффекта. Тепловой эффект Q указывают в правой части уравнения со знаком «+» для экзотермической реакции и со знаком «-» для эндотермической реакции:



Теплота (Q , кДж/моль) — энергетическая мера хаотических форм движения частиц в процессе взаимодействия системы с окружающей средой.

Внутренняя энергия (U , кДж или кДж/моль) — полная энергия системы, равная сумме потенциальной, кинетической и других видов энергии всех частиц этой системы. Это функция состояния, приращение которой равно количеству теплоты, полученной системой в изохорном процессе ($V = \text{const}$).

Энтальпия (H , кДж или кДж/моль) — функция состояния, характеризующая энергетическое состояние системы в изобарно-изотермических условиях ($p = \text{const}$, $T = \text{const}$).

Энтальпия реакции (ΔH_p , кДж) — количество теплоты, которое выделяется или поглощается при проведении химических реакций в изобарно-изотермических условиях.

Энтропия (S , Дж/(моль · К)) — функция состояния, характеризующая меру неупорядоченности системы, т. е. неоднородности расположения и движения ее частиц.

Изменение энтропии реакции ΔS_p° при стандартных условиях определяют по формуле:

$$\Delta S_p^\circ = \sum n_i S_i^\circ (\text{прод.}) - \sum n_i S_i^\circ (\text{исх. в-в}).$$

Стандартные условия (с. у.) — давление 101 325 Па (760 мм рт. ст.), температура 25 °С (298 К).

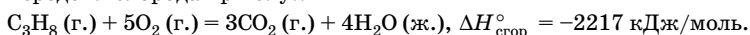
Стандартная энтальпия образования простых веществ в их наиболее термодинамически устойчивом агрегатном и аллотропном состоянии ($\Delta H_{\text{обр}, 298}^{\circ}(X)$, кДж/моль) при с. у. принимается равной нулю. Индекс 298 часто опускают.

Стандартная энтальпия образования сложных веществ ($\Delta H_{\text{обр}, 298}^{\circ}(X)$, кДж/моль) — энтальпия реакции (часто гипотетической) образования 1 моль этого сложного вещества из простых веществ, устойчивых при с. у.:

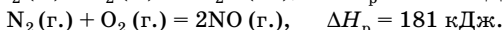
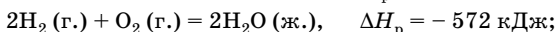


$$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ} = -1274 \text{ кДж/моль.}$$

Стандартная энтальпия сгорания ($\Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}(X)$, кДж/моль) — энтальпия сгорания (окисления) 1 моль вещества до высших оксидов в среде кислорода при с. у.:



Термодинамическое уравнение — уравнение химической реакции с указанием энтальпии реакции. Для экзотермической реакции $\Delta H_{\text{р}} < 0$, для эндотермической реакции $\Delta H_{\text{р}} > 0$:



Энергия Гиббса (G , кДж или кДж/моль) — свободная энергия, обобщенная термодинамическая функция состояния системы, учитывающая энергетику и неупорядоченность системы в изобарно-изотермических условиях:

$$G = H - TS; \quad \Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Энергию Гиббса реакции определяют по уравнению:

$$\Delta G_{\text{р}}^{\circ} = \sum n_i \Delta G_i^{\circ}(\text{прод.}) - \sum n_i \Delta G_i^{\circ}(\text{исх. в-в}).$$

При $\Delta G_{\text{р}}^{\circ} < 0$ химическая реакция протекает **самопроизвольно**.

Важнейшие термодинамические свойства некоторых веществ ($\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$, $\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}$, S° , $\Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}$) приведены в табл. 5, 6 приложения.

Закон Гесса. Энтальпия реакции ($\Delta H_{\text{р}}$), т. е. тепловой эффект реакции при изобарно-изотермических условиях ($p, T = \text{const}$), зависит от природы и состояния исходных веществ и продуктов реакции, но *не зависит от пути*, по которому протекает реакция.

Следствие из закона Гесса. В соответствии с законом Гесса можно рассчитать тепловой эффект реакции по энтальпиям образования или сгорания веществ, не прибегая к эксперименту:

$$\Delta H_p^\circ = \sum n_i \Delta H_{i \text{обр}}^\circ (\text{прод.}) - \sum n_i \Delta H_{i \text{обр}}^\circ (\text{исх. в-в});$$

$$\Delta H_p^\circ = \sum n_i \Delta H_{i \text{сгор}}^\circ (\text{исх. в-в}) - \sum n_i \Delta H_{i \text{сгор}}^\circ (\text{прод.}).$$

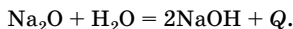
Калорийность питательных веществ — энергия, выделяемая при полном окислении (сгорании) 1 г питательных веществ (табл. 7 приложения). Выражается в кДж/г или ккал/г (1 калория = 4,184 Дж). Калорийность жиров составляет 37,7–39,8 кДж/г (9,0–9,5 ккал/г), углеводов — 16,5–17,2 кДж/г (4,0–4,1 ккал/г), белков — 16,5–17,2 кДж/г (4,0–4,1 ккал/г).

Решение типовых задач

Задача 1. При взаимодействии 10 г оксида натрия с водой выделяется 36,46 кДж. Какое количество теплоты (кДж) выделилось, если в результате реакции образовалось 200 г гидроксида натрия?

Решение

1. Напишем термохимическое уравнение реакции:



2. Определяем количество вещества оксида натрия:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Na}_2\text{O}) = \frac{10 \text{ г}}{62 \text{ г/моль}} = 0,16 \text{ моль}.$$

3. Определяем количество вещества гидроксида натрия, образовавшегося при растворении 10 г Na_2O :

$$n(\text{Na}_2\text{O}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 2 \text{ (по уравнению),}$$

следовательно, $n(\text{NaOH}) = 2n(\text{Na}_2\text{O}) = 0,32 \text{ моль}$.

4. Определяем количество вещества гидроксида натрия, соответствующее 200 г NaOH:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{200 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль}.$$

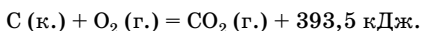
5. Определяем количество теплоты, выделившейся при образовании 5 моль NaOH.

При образовании 0,32 моль NaOH выделится 36,46 кДж, при образовании 5 моль NaOH выделится x кДж;

$$x = \frac{5 \text{ моль} \cdot 36,46 \text{ кДж}}{0,32 \text{ моль}} = 569,7 \text{ кДж.}$$

Ответ: $Q = 569,7$ кДж.

Задача 2. Термохимическое уравнение реакции горения углерода:



Какова масса сгоревшего углерода, если в результате реакции выделилось 167 600 кДж?

Решение

1. Из анализа термохимического уравнения следует, что при сгорании 1 моль углерода выделяется 393,5 кДж, а по условию задачи в результате сгорания x моль выделилось 167 600 кДж.

$$\text{Отсюда } x = \frac{167600 \text{ кДж} \cdot 1 \text{ моль}}{393,5 \text{ кДж}} = 425,9 \text{ моль.}$$

2. Рассчитаем массу сгоревшего углерода:

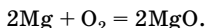
$$m = nM; \quad m(\text{C}) = 425,9 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 5111 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{C}) = 5111$ г.

Задача 3. Магний массой 6,0 г сожгли в кислороде, при этом выделилось 150,5 кДж. Определите энтальпию образования оксида магния, напишите термохимическое и термодинамическое уравнения.

Решение

1. Напишем уравнение реакции горения магния:



2. Находим количество вещества магния:

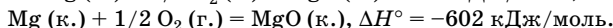
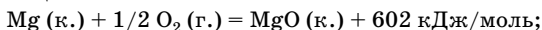
$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Mg}) = \frac{6,0 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль.}$$

3. Для определения энтальпии образования оксида магния необходимо рассчитать количество теплоты, которое выделяется при сгорании 1 моль магния, а следовательно, при образовании 1 моль оксида магния:

$$Q = \frac{150,5 \text{ кДж}}{0,25 \text{ моль}} = 602 \text{ кДж/моль.}$$

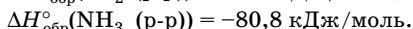
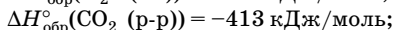
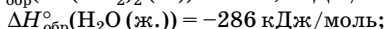
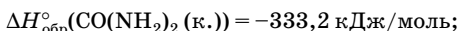
Энтальпия равна тепловому эффекту реакции с противоположным знаком: $\Delta H_{\text{обр}}(\text{MgO}) = -Q = -602 \text{ кДж/моль.}$

4. Напишем термохимическое и термодинамическое уравнения данной реакции:



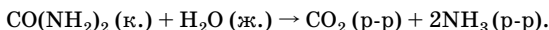
О т в е т: $\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{MgO (к.)}) = -602 \text{ кДж/моль}$.

Задача 4. Мочевина — один из важнейших продуктов жизнедеятельности организма. Определите значение энтальпии реакции гидролиза мочевины при температуре 298 К, если известны стандартные энтальпии образования веществ, участвующих в реакции:



Р е ш е н и е

1. Напишем уравнение реакции гидролиза мочевины:



2. Согласно следствию из закона Гесса тепловой эффект химической реакции при $p, T = \text{const}$ (энтальпия реакции) равен разности между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования реагирующих веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta H_{\text{р}}^\circ = \sum n_i \Delta H_{i \text{обр}}^\circ(\text{прод.}) - \sum n_i \Delta H_{i \text{обр}}^\circ(\text{исх. в-в});$$

$$\Delta H_{\text{р}}^\circ = [\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{CO}_2 \text{ (р-р)}) + 2\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{NH}_3 \text{ (р-р)})] -$$

$$- [\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{CO(NH}_2)_2 \text{ (к.)}) + \Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{H}_2\text{O (ж.)})].$$

3. Подставим значения стандартных энтальпий образования в данное выражение:

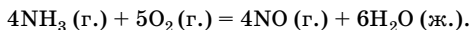
$$\Delta H_{\text{р}}^\circ = [1 \text{ моль} \cdot (-413 \text{ кДж/моль}) + 2 \text{ моль} \cdot (-80,8 \text{ кДж/моль})] -$$

$$- [1 \text{ моль} \cdot (-333,2 \text{ кДж/моль}) + 1 \text{ моль} \cdot (-286 \text{ кДж/моль})] =$$

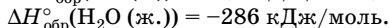
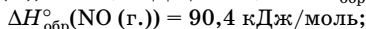
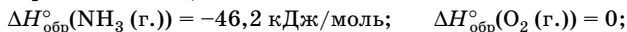
$$= +44,6 \text{ кДж}.$$

О т в е т: $\Delta H_{\text{р}}^\circ + 44,6 \text{ кДж}$. Процесс эндотермический.

Задача 5. Вычислите тепловой эффект реакции ($\Delta H_{\text{р}}^\circ$) при с. у.:



Используйте справочные значения стандартных энтальпий (теплот) образования веществ:



Решение

1. По закону Гесса:

$$\Delta H_p^\circ = \sum n_i \Delta H_{i \text{обр}}^\circ(\text{прод.}) - \sum n_i \Delta H_{i \text{обр}}^\circ(\text{исх. в-в});$$

$$\Delta H_p^\circ = [4\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{NO (г.)}) + 6\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{H}_2\text{O (ж.)})] - [4\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{NH}_3 \text{ (г.)}) + 5\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{O}_2 \text{ (г.)})].$$

2. Подставим в уравнение значения стандартных энтальпий образования:

$$\Delta H_p^\circ = [4 \text{ моль} \cdot 90,4 \text{ кДж/моль} + 6 \text{ моль} \cdot (-286 \text{ кДж/моль})] - [4 \text{ моль} \cdot (-46,2 \text{ кДж/моль}) + 5 \text{ моль} \cdot 0 \text{ кДж/моль}] = -1169,6 \text{ кДж}.$$

Ответ: $\Delta H_p^\circ = -1169,6 \text{ кДж}$; процесс экзотермический.

Задача 6. Вычислите тепловой эффект реакции спиртового брожения глюкозы (ΔH_p°) при с. у.:



Используйте справочные значения стандартных энтальпий (теплот) образования веществ:

$$\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (р-р)}) = -1263 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (ж.)}) = -277 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{CO}_2 \text{ (г.)}) = -393,5 \text{ кДж/моль}.$$

Решение

1. По закону Гесса:

$$\Delta H_p^\circ = \sum n_i \Delta H_{i \text{обр}}^\circ(\text{прод.}) - \sum n_i \Delta H_{i \text{обр}}^\circ(\text{исх. в-в});$$

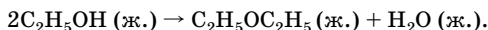
$$\Delta H_p^\circ = [2\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (ж.)}) + 2\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{CO}_2 \text{ (г.)})] - [\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (р-р)})].$$

2. Подставим в уравнение значения стандартных энтальпий образования веществ:

$$\Delta H_p^\circ = [2 \text{ моль} \cdot (-277 \text{ кДж/моль}) + 2 \text{ моль} \cdot (-393,5 \text{ кДж/моль})] - [1 \text{ моль} \cdot (-1263 \text{ кДж/моль})] = -78 \text{ кДж}.$$

Ответ: $\Delta H_p^\circ = -78 \text{ кДж}$.

Задача 7. Определите тепловой эффект реакции синтеза диэтилового эфира, применяемого для наркоза, при температуре 298 К:



Известны стандартные энтальпии сгорания веществ, участвующих в реакции:

$$\Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5 \text{ (ж.)}) = -2727 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (ж.)}) = -1371 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}(\text{H}_2\text{O (ж.)}) = 0 \text{ кДж/моль}.$$

Решение

1. Согласно следствию из закона Гесса тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой энтальпий (теплот) сгорания исходных веществ и суммой энтальпий сгорания продуктов реакции с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta H_{\text{р}}^{\circ} = 2\Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (ж.)}) - [\Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5 \text{ (ж.)}) + \Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}(\text{H}_2\text{O (ж.)})].$$

2. Подставим в уравнение значения стандартных энтальпий сгорания вещества:

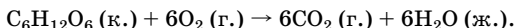
$$\Delta H_{\text{р}}^{\circ} = 2 \text{ моль} \cdot (-1371 \text{ кДж/моль}) - [1 \text{ моль} \cdot (-2727 \text{ кДж/моль}) + 0] = -15 \text{ кДж}.$$

Ответ: $\Delta H_{\text{р}}^{\circ} = -15 \text{ кДж}$.

Задача 8. Вычислите количество теплоты, которое выделится при окислении 90 г глюкозы при с. у.

Решение

1. Напишем уравнение реакции окисления глюкозы:



2. Определим тепловой эффект реакции в расчете на 1 моль глюкозы, пользуясь следствием из закона Гесса:

$$\Delta H_{\text{р}}^{\circ} = [6\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}(\text{CO}_2 \text{ (г.)}) + 6\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}(\text{H}_2\text{O (ж.)})] - [\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (к.)}) + 6\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}(\text{O}_2 \text{ (г.)})];$$

$$\Delta H_{\text{р}}^{\circ} = (6(-393,5) + 6(-286)) - (-1274 + 6 \cdot 0) = -2803 \text{ (кДж)}.$$

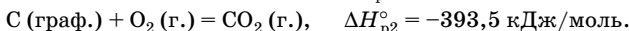
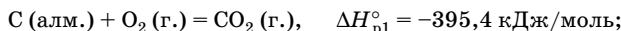
3. Рассчитаем количество теплоты, выделяющейся при окислении 90 г глюкозы:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{90 \text{ г}}{180 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}; \quad Q = -\Delta H_{\text{р}}^{\circ}.$$

Согласно уравнению реакции при окислении 1 моль глюкозы выделяется 2803 кДж, следовательно, при окислении 0,5 моль выделяется 1401,5 кДж.

Ответ: $Q = 1401,5 \text{ кДж}$.

Задача 9. Сгорание алмаза и графита в кислороде можно представить уравнениями:



Рассчитайте тепловой эффект реакции превращения алмаза в графит: $\text{C (алм.)} \rightarrow \text{C (граф.)}$, $\Delta H_{\text{p3}}^{\circ}$.

Решение

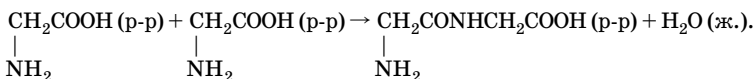
Из закона Гесса следует: если из разных исходных веществ образуется одно и то же конечное, то тепловой эффект реакции перехода одного исходного вещества в другое, равен разности тепловых эффектов этих реакций:

$$\Delta H_{\text{p3}}^{\circ} = \Delta H_{\text{p1}}^{\circ} - \Delta H_{\text{p2}}^{\circ};$$

$$\Delta H_{\text{p3}}^{\circ} = -395,4 - (-393,5) = -1,9 \text{ (кДж/моль)}.$$

Ответ: $\Delta H_{\text{p3}}^{\circ} = -1,9$ кДж/моль (непосредственно этот тепловой эффект измерить невозможно из-за низкой скорости реакции).

Задача 10. Вычислите изменение энтропии реакции при с. у.:



Используйте справочные данные:

$$S^{\circ} (\text{глицилглицин (p-p)}) = 231,4 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$S^{\circ} (\text{H}_2\text{O (ж.)}) = 70 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$S^{\circ} (\text{глицин (p-p)}) = 159 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Решение

Изменение энтропии химической реакции ($\Delta S_{\text{p}}^{\circ}$) при с. у. определяется разностью алгебраических сумм значений стандартной энтропии продуктов реакции и исходных веществ с учетом соответствующих коэффициентов:

$$\Delta S_{\text{p}}^{\circ} = \sum n_i S_i^{\circ} (\text{прод.}) - \sum n_i S_i^{\circ} (\text{исх. в-в});$$

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{p}}^{\circ} &= [1 \text{ моль} \cdot 231,4 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} + 1 \text{ моль} \cdot 70 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} - \\ &- [1 \text{ моль} \cdot 159 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} + 1 \text{ моль} \cdot 159 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}] = \\ &= -16,6 \text{ Дж/К}. \end{aligned}$$

Ответ: $\Delta S_{\text{p}}^{\circ} = -16,6$ Дж/К, т. е. энтропия уменьшается.

Задача 11. Вычислите энергию Гиббса при с. у. для реакции гликолиза, имеющей большое значение в процессе обмена веществ в организме:



Этот процесс происходит, главным образом, при физической нагрузке, накапливающаяся молочная кислота вызывает болевые ощущения в мышцах.

Решение

1. Энергия Гиббса реакции равна алгебраической сумме значений энергии Гиббса образования стехиометрического количества продуктов реакции за вычетом алгебраической суммы значений энергии Гиббса образования стехиометрического количества реагентов:

$$\Delta G_p^\circ = \sum n_i \Delta G_i^\circ (\text{прод.}) - \sum n_i \Delta G_i^\circ (\text{исх. в-в}).$$

2. Для решения используем справочные данные:

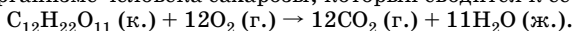
$$\Delta G_{\text{обр}}^\circ (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{p-p})) = -917 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{\text{обр}}^\circ (\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 (\text{p-p})) = -539 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_p^\circ = 2 \text{ моль} \cdot (-539 \text{ кДж/моль}) - \\ - 1 \text{ моль} \cdot (-917 \text{ кДж/моль}) = -161 \text{ кДж.}$$

О т в е т: $\Delta G_p^\circ = -161 \text{ кДж}$, при с. у. реакция протекает самопроизвольно.

Задача 12. Пользуясь справочными данными, рассчитайте изменение энтропии, энергии Гиббса и энтальпии в процессе усвоения в организме человека сахарозы, который сводится к ее окислению:



Решение

1. Выписываем справочные данные:

$$\Delta H_{\text{обр}}^\circ (\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{к.})) = -2222 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{обр}}^\circ (\text{O}_2 (\text{г.})) = 0 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{обр}}^\circ (\text{CO}_2 (\text{г.})) = -393,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{обр}}^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{ж.})) = -286 \text{ кДж/моль};$$

$$S^\circ (\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{к.})) = 360 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$S^\circ (\text{O}_2 (\text{г.})) = 205 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$S^\circ (\text{CO}_2 (\text{г.})) = 214 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$S^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{ж.})) = 70 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$\Delta G_{\text{обр}}^\circ (\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{к.})) = -1545 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{\text{обр}}^\circ (\text{O}_2 (\text{г.})) = 0 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{\text{обр}}^\circ (\text{CO}_2 (\text{г.})) = -394,4 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{\text{обр}}^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{ж.})) = -237 \text{ кДж/моль}.$$

2. Находим изменение энтальпии реакции окисления сахарозы:

$$\Delta H_p^\circ = [12\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{CO}_2(\text{г.})) + 11\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}))] - \\ - [\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{к.})) + 12\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{O}_2(\text{г.}))]; \\ \Delta H_p^\circ = [12(-393,5) + 11(-286)] - [1 \cdot (-2222) + 12 \cdot 0] = -5646 \text{ (кДж)}.$$

3. Находим изменение энтропии в реакции окисления сахарозы:

$$\Delta S_p^\circ = [12S^\circ(\text{CO}_2(\text{г.})) + 11S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}))] - \\ - [S^\circ(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{к.})) + 12S^\circ(\text{O}_2(\text{г.}))]; \\ \Delta S_p^\circ = [12 \cdot 214 + 11 \cdot 70] - [1 \cdot 360 + 12 \cdot 205] = (518 \text{ Дж/К}).$$

4. Находим изменение энергии Гиббса реакции окисления сахарозы:

$$\Delta G_p^\circ = [12\Delta G_{\text{обр}}^\circ(\text{CO}_2(\text{г.})) + 11\Delta G_{\text{обр}}^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}))] - \\ - [\Delta G_{\text{обр}}^\circ(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{к.})) + 12\Delta G_{\text{обр}}^\circ(\text{O}_2(\text{г.}))]; \\ \Delta G_p^\circ = [12(-394,4) + 11(-237)] - [1 \cdot (-1545) - 12 \cdot 0] = \\ = -5794,8 \text{ (кДж)}.$$

О т в е т: $\Delta H_p^\circ = -5646$ кДж; $\Delta S_p^\circ = 518$ Дж/К; $\Delta G_p^\circ = -5794,8$ кДж, реакция протекает самопроизвольно.

Задача 13. Определите калорийность 350 г пищевого продукта, содержащего 50 % воды, 30 % белков, 15 % жиров и 5 % углеводов.

Р е ш е н и е

1. Находим массы белков, жиров и углеводов, исходя из их массовых долей:

$$m(\text{белк.}) = 350 \cdot 0,30 = 105 \text{ (г)}; \quad m(\text{угл.}) = 350 \cdot 0,05 = 17,5 \text{ (г)}; \\ m(\text{жир.}) = 350 \cdot 0,15 = 52,5 \text{ (г)}.$$

2. Калорийность пищи рассчитывается на 1 г пищевого продукта. Калорийность белков и углеводов составляет 17 кДж/г, а калорийность жиров — 39 кДж/г. Зная массы белков, жиров и углеводов в 350 г пищевого продукта, рассчитываем его калорийность:

$$105 \cdot 17 + 17,5 \cdot 17 + 52,5 \cdot 39 = 4130 \text{ (кДж)}.$$

3. Калорийность можно выражать в ккал, зная, что 1 ккал = 4,18 кДж:

$$\frac{4130}{4,18} = 988 \text{ (ккал)}.$$

О т в е т: 4130 кДж или 988 ккал.

Химическая кинетика

Важнейшие величины и положения химической кинетики приведены в табл. 7.

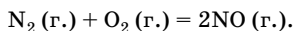
Таблица 7

Основные кинетические величины

Параметр, закон	Обозначение, единица, формула	Смысловое значение
Средняя скорость реакции	v , моль/(л · с) $v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$	Усредненная скорость реакции за данный промежуток времени
Закон действующих масс	Для реакции $aA + bB = cC + dD$ $v = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$	Скорость элементарной реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам
Константа скорости реакции	k	Индивидуальная характеристика реакции; численно равна скорости реакции при концентрациях реагентов, равных 1 моль/л. Зависит от температуры и природы реагентов, но не зависит от их концентрации
Правило Вант-Гоффа	$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ $k_2 = k_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ γ — температурный коэффициент скорости реакции; v_1 и v_2 — скорости реакции при температуре T_1 и T_2 соответственно	С увеличением температуры на каждые 10 °С скорость большинства химических реакций возрастает в 2–4 раза (для биохимических реакций γ достигает значений 7–9)
Энергия активации	E_a , кДж/моль	Минимальная избыточная энергия (по сравнению со средней энергией движения) взаимодействующих частиц, достаточная для того, чтобы эти частицы вступили в химическую реакцию

Решение типовых задач

Задача 14. Напишите кинетическое уравнение для реакции:



Считайте, что уравнение реакции отражает ее механизм.

Решение

Кинетическое уравнение химической реакции показывает зависимость скорости процесса от концентрации компонентов реакционной смеси. Кинетическое уравнение может иметь сложный вид, но если уравнение реакции отражает ее механизм, то скорость является степенной функцией концентраций исходных веществ:

$$v = k \cdot c(\text{N}_2) \cdot c(\text{O}_2).$$

Ответ: $v = k \cdot c(\text{N}_2) \cdot c(\text{O}_2)$.

Задача 15. Вычислите среднюю скорость реакции, если начальная концентрация исходных веществ 6 моль/л, а через 2 мин — 2 моль/л.

Решение

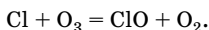
$$v = \pm \frac{c_{\text{к}} - c_{\text{н}}}{\Delta t} \text{ или } v = \left| \frac{\Delta c}{\Delta t} \right|; \quad v = \left| \frac{2 - 6}{2} \right| = 2 \text{ (моль/(л} \cdot \text{мин))}.$$

Ответ: $v = 2$ моль/(л · мин).

Задача 16. Атмосферные загрязнения постепенно уничтожают защитный озоновый слой Земли. Озоновому слою угрожают поступающие в атмосферу фторированные и хлорированные углеводороды — фреоны, например CCl_3F , CCl_2F_2 , CClF_3 . Они химически стабильны в нижних слоях атмосферы, но в стратосфере под действием ультрафиолетового излучения Солнца разрушаются, выделяя атомарный хлор, который взаимодействует с озоном. Рассчитайте скорость такой реакции, протекающей с образованием кислорода и монооксида хлора, если через 15 с после ее начала молярная концентрация озона была 0,3 моль/л, а через 35 с (от начала реакции) стала равна 0,15 моль/л.

Решение

1. Напишем уравнение реакции:



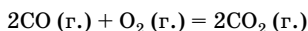
2. Скорость реакции определяется как изменение концентрации участвующего в ней вещества, отнесенное к промежутку времени, за который произошло это изменение:

$$v = \frac{c_1(\text{O}_3) - c_2(\text{O}_3)}{\tau_2 - \tau_1};$$

$$v = \frac{0,30 - 0,15}{35 - 15} = 0,0075 \text{ (моль/л} \cdot \text{с)}.$$

О т в е т: $v = 0,0075 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$.

Задача 17. Как изменится скорость реакции



при увеличении концентрации оксида углерода(II) в 3 раза?

Р е ш е н и е

1. Напишем кинетическое уравнение реакции, предполагая, что она является простой (закон действующих масс применим к элементарным (простым) гомогенным и гетерогенным реакциям):

$$v_1 = k \cdot c^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2).$$

2. Выразим скорость этой реакции при условии увеличения концентрации CO в 3 раза:

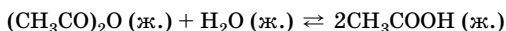
$$v_2 = k \cdot (3c)^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2).$$

3. Выразим соотношение скоростей реакции:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot (3c)^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2)}{k \cdot c^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2)} = 9.$$

О т в е т: скорость реакции увеличится в 9 раз.

Задача 18. Константа скорости реакции



при температуре 15 °C равна 0,0454 мин⁻¹. Исходная концентрация уксусного ангидрида была равна 0,5 моль/л. Определите скорость реакции в тот момент, когда концентрация уксусной кислоты станет равной 0,1 моль/л.

Р е ш е н и е

1. Поскольку вода в избытке, скорость данной реакции зависит только от концентрации ангидрида, поэтому кинетическое уравнение данной реакции имеет вид:

$$v = k \cdot c((\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}).$$

2. По уравнению реакции из 1 моль $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$ образуется 2 моль CH_3COOH ; по условию задачи образуется 0,1 моль CH_3COOH , следовательно, прореагировало 0,05 моль $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$.

3. На момент, когда концентрация уксусной кислоты стала равной 0,1 моль/л, концентрация уксусного ангидрида уменьшилась:

$$c((\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}) = 0,5 \text{ моль/л} - 0,05 \text{ моль/л} = 0,45 \text{ моль/л}.$$

4. Константа скорости реакции от концентрации реагентов не зависит, поэтому:

$$v = 0,0454 \text{ мин}^{-1} \cdot 0,45 \text{ моль/л} = 0,0204 \text{ моль/(л} \cdot \text{мин)}.$$

$$\text{О т в е т: } v = 0,0204 \text{ моль/(л} \cdot \text{мин)}.$$

Задача 19. Константа скорости распада пенициллина при температуре 36°C равна $6 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$, а при 41°C — $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции.

Р е ш е н и е

Температурный коэффициент скорости реакции вычисляем по правилу Вант-Гоффа:

$$k_2 = k_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

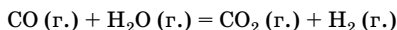
Подставляем данные:

$$\gamma^{\frac{41 - 36}{10}} = \frac{k_2}{k_1}; \quad \gamma^{0,5} = \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{0,6 \cdot 10^{-5}} = 2.$$

Следовательно, $\gamma = 4$.

О т в е т: $\gamma = 4$.

Задача 20. Начальные концентрации веществ в реакции



были равны (моль/л): $c(\text{CO}) = 0,5$; $c(\text{H}_2\text{O}) = 0,6$; $c(\text{CO}_2) = 0,4$; $c(\text{H}_2) = 0,2$. Вычислите концентрацию всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60 % воды.

Р е ш е н и е

1. Примем объем системы за 1 л, тогда количество вещества в начальный момент времени численно равно его концентрации. Определяем количество вещества воды, которая вступила в реакцию, учитывая, что прореагировало 60 %:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,6 \text{ моль} \cdot 60 \%}{100 \%} = 0,36 \text{ моль}.$$

2. Определяем количество вещества CO, который вступил в реакцию с водой.

По уравнению реакции $n(\text{CO}) = n(\text{H}_2\text{O}) = 0,36$ моль.

3. Вычисляем количество вещества реагентов CO и H₂O, оставшихся в системе после реакции:

$$n_{\text{ост}} = n_{\text{исх}} - n_{\text{реак}};$$

$$n_{\text{ост}}(\text{CO}) = 0,5 \text{ моль} - 0,36 \text{ моль} = 0,14 \text{ моль};$$

$$n_{\text{ост}}(\text{H}_2\text{O}) = 0,6 \text{ моль} - 0,36 \text{ моль} = 0,24 \text{ моль}.$$

4. Находим количество вещества образовавшихся продуктов реакции.

По уравнению $n(\text{CO}_2) = n(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{O})$;

$$n_{\text{обр}}(\text{H}_2) = 0,36 \text{ моль}; \quad n_{\text{обр}}(\text{CO}_2) = 0,36 \text{ моль}.$$

5. Определяем количество вещества продуктов реакции в системе к моменту, когда прореагировало 60 % воды:

$$n = n_{\text{исх}} + n_{\text{обр}};$$

$$n(\text{CO}_2) = 0,4 \text{ моль} + 0,36 \text{ моль} = 0,76 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль} + 0,36 \text{ моль} = 0,56 \text{ моль}.$$

Так как объем системы принят за 1 л, то концентрации веществ, участвующих в реакции, численно равны количеству вещества:

$$c(\text{CO}) = 0,14 \text{ моль/л}; \quad c(\text{H}_2\text{O}) = 0,24 \text{ моль/л};$$

$$c(\text{CO}_2) = 0,76 \text{ моль/л}; \quad c(\text{H}_2) = 0,56 \text{ моль/л}.$$

Ответ: $c(\text{CO}) = 0,14$ моль/л; $c(\text{H}_2\text{O}) = 0,24$ моль/л; $c(\text{CO}_2) = 0,76$ моль/л; $c(\text{H}_2) = 0,56$ моль/л.

Химическое равновесие

Обратимые процессы протекают одновременно в двух взаимно противоположных направлениях. Все обратимые процессы стремятся привести систему в устойчивое равновесное состояние.

Обратимые реакции — химические реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях. Реакцию, протекающую в одну сторону, называют **прямой**, в другую — **обратной**.

Химическое равновесие — такое динамическое состояние системы веществ, при котором скорости прямой и обратной реакций равны и которое характеризуется постоянством параметров при по-

стоянных внешних условиях. Кинетическое условие химического равновесия:

$$\vec{v} = \vec{v};$$

термодинамическое условие химического равновесия:

$$G = G_{\min}; \quad \Delta \vec{G} = 0.$$

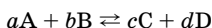
Состояние химического равновесия имеет следующие особенности:

- 1) динамический характер;
- 2) подвижность;
- 3) постоянство во времени при неизменных внешних условиях;
- 4) возможность подхода к состоянию равновесия как со стороны исходных веществ, так и со стороны продуктов реакции.

Равновесные концентрации ($[X]$) — концентрации всех веществ системы в состоянии химического равновесия.

Константа равновесия химической реакции ($K_{\text{равн}}$, (моль/л) $^{\Delta n}$, где Δn зависит от значений стехиометрических коэффициентов перед формулами веществ) равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций реагентов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам.

Для реакции



$$K_{\text{равн}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}.$$

Константа равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры.

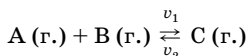
Смещение химического равновесия определяется **принципом Ле Шателье** (1884): если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать воздействие путем изменения концентрации реагентов, давления, температуры, то равновесие смещается в направлении той реакции, протекание которой ослабляет это воздействие.

Аналогично принципу Ле Шателье в природе действует **принцип адаптивных перестроек**: любая живая система при воздействии на нее перестраивается так, чтобы уменьшить это воздействие.

Способы смещения равновесия

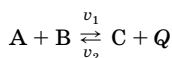
1. Увеличение давления (для газов) смещает равновесие в сторону реакции, ведущей к образованию меньшего числа молекул газообразных веществ (если в результате протекания химической реак-

ции число молекул газообразных веществ не изменяется, то химическое равновесие не смещается при изменении давления):

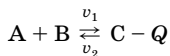


Увеличение $p \Rightarrow v_1 > v_2$

2. Увеличение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции (т. е. в сторону реакции, протекающей с поглощением теплоты):

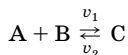


Увеличение $t \Rightarrow v_2 > v_1$



Увеличение $t \Rightarrow v_1 > v_2$

3. Увеличение концентраций исходных веществ и удаление продуктов из сферы реакции смещает равновесие в сторону прямой реакции:



Увеличение $c(A)$ и $c(B) \Rightarrow v_1 > v_2$

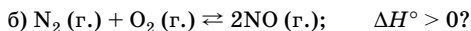
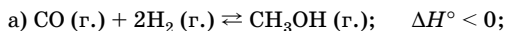
Увеличение $c(C) \Rightarrow v_2 > v_1$

Обратите внимание: изменение количества вещества, находящегося в *твердом* агрегатном состоянии, *не влияет* на химическое равновесие, т. е. не вызывает его смещения.

4. Катализаторы не влияют на положение равновесия.

Решение типовых задач

Задача 21. Как повлияет повышение давления и температуры на равновесие следующих обратимых реакций:



Задача 23. В системе $2\text{NO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г.})$ равновесные концентрации веществ равны: $[\text{NO}] = 0,2$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,3$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,4$ моль/л. Рассчитайте константу равновесия и оцените положение равновесия.

Решение

1. В соответствии с законом действующих масс для обратимых реакций

$$K_{\text{равн}} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}.$$

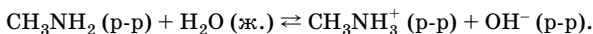
Подставляем значения равновесных концентраций:

$$K_{\text{равн}} = \frac{(0,4)^2}{(0,2)^2 \cdot 0,3} = 13,3 \text{ (моль}^{-1} \cdot \text{л)};$$

$K_{\text{равн}} > 1$, следовательно, преобладает прямая реакция.

О т в е т: $K_{\text{равн}} = 13,3$ моль⁻¹ · л.

Задача 24. В водном растворе метиламин является слабым основанием:



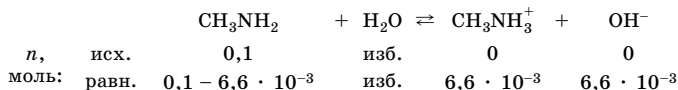
Определите значение константы равновесия, если исходная концентрация метиламина составляла 0,1 моль/л, а концентрация гидроксид-ионов после установления равновесия равна $6,6 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Решение

1. В соответствии с условием задачи используем способ выражения константы равновесия через равновесные концентрации:

$$K_c^* = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]};$$

2. Примем объем раствора равным 1 л и определим количество вещества каждого участника реакции в исходном растворе и в состоянии равновесия:



3. Так как вода находится в избытке ($[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} \approx 55,55$ моль/л) по отношению к реагентам и продуктам реакции и

при протекании реакции ее концентрация остается практически постоянной, то концентрацию воды вносят в константу:

$$K_c = K_c^* \cdot [\text{H}_2\text{O}].$$

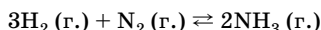
Тогда

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]};$$

$$K_c = \frac{6,6 \cdot 10^{-3} \cdot 6,6 \cdot 10^{-3}}{0,1 - 6,6 \cdot 10^{-3}} = 4,7 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л)}.$$

Ответ: $K_c = 4,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Задача 25. Константа равновесия реакции



при некоторой температуре равна 2. Определите количество вещества азота, который следует ввести в расчете на 1 л газовой смеси, чтобы 75 % водорода превратить в аммиак, если исходная концентрация водорода была равна 10 моль/л.

Решение

1. Определяем количество вещества водорода, прореагировавшего с азотом, учитывая, что объем газовой смеси равен 1 л:

$$n_{\text{реак}}(\text{H}_2) = n_{\text{исх}}(\text{H}_2) \cdot 0,75; \quad n_{\text{реак}}(\text{H}_2) = 10 \text{ моль} \cdot 0,75 = 7,5 \text{ моль}.$$

2. Находим равновесную концентрацию водорода:

$$c(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2)}{V(\text{см.})}, \text{ где } V(\text{см.}) = 1 \text{ л};$$

$$n(\text{H}_2) = 10,0 \text{ моль} - 7,5 \text{ моль} = 2,5 \text{ моль},$$

следовательно, $[\text{H}_2] = 2,5$ моль/л.

3. Находим количество вещества аммиака, который образовался в 1 л газовой смеси.

Так как по уравнению $n_{\text{реак}}(\text{H}_2) : n(\text{NH}_3) = 3 : 2$, то

$$n(\text{NH}_3) = \frac{2}{3} n_{\text{реак}}(\text{H}_2); \quad n(\text{NH}_3) = \frac{2}{3} \cdot 7,5 \text{ моль} = 5 \text{ моль},$$

где $n_{\text{реак}}(\text{H}_2)$ — это количество вещества водорода, вступившего в реакцию к моменту достижения равновесия.

Таким образом, $[\text{NH}_3] = 5$ моль/л.

4. Из выражения для $K_{\text{равн}}$ находим равновесную концентрацию азота $[N_2]$:

$$K_{\text{равн}} = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} \Rightarrow [N_2] = \frac{[NH_3]^2}{K_{\text{равн}} \cdot [H_2]^3};$$

$$[N_2] = \frac{5^2}{2 \cdot (2,5)^3} = 0,8 \text{ (моль/л)}.$$

5. Определяем концентрацию азота, который расходуется в реакции.

По уравнению $n_{\text{реак}}(H_2) : n_{\text{реак}}(N_2) = 3 : 1$, следовательно, $c_{\text{реак}}(N_2) = 2,5$ моль/л.

6. Исходная концентрация азота складывается из равновесного количества вещества и затраченного в реакции:

$$c_{\text{исх}}(N_2) = 0,8 \text{ моль/л} + 2,5 \text{ моль/л} = 3,3 \text{ моль/л}.$$

О т в е т: $n_{\text{исх}}(N_2) = 3,3$ моль.

Задачи для самостоятельного решения

3.1. Составьте термохимическое уравнение образования жидкой воды из простых веществ, если известно, что при образовании 1 моль воды выделяется 286 кДж.

3.2. Определите тепловой эффект реакции: C (граф.) + O_2 (г.) = CO_2 (г.) + Q , если известно, что при сгорании 1,2 г графита выделяется 39,35 кДж.

3.3. При сжигании 1 моль ацетиленов выделяется 1300 кДж. Какое количество теплоты выделится при сжигании 1 м³ (н. у.) ацетиленов?

3.4. Определите тепловой эффект реакции каталитического окисления аммиака (в пересчете на 1 моль аммиака), используя табличные данные энтальпий образования.

3.5. Определите энтальпию образования аммиака из простых веществ, если известно, что при каталитическом окислении 68 г аммиака выделяется 905,6 кДж.

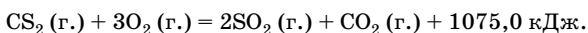
3.6. Составьте термохимическое уравнение образования воды в газообразном состоянии из простых веществ, если известно, что при образовании 18 г воды выделяется 242 кДж.

3.7. При образовании 20 г карбоната кальция по реакции $CaO + CO_2 = CaCO_3$ выделилось 32 кДж. Определите тепловой эффект реакции разложения 1 моль карбоната кальция.

3.8. По термохимическому уравнению $C(\text{к.}) + O_2(\text{г.}) = CO_2(\text{г.}) + 393,5 \text{ кДж}$ рассчитайте: а) какое количество теплоты выделится при сгорании 1 т угля; б) сколько литров кислорода (н. у.) вступает в реакцию, если выделяется 182 кДж; в) сколько кубометров углекислого газа (н. у.) образуется, если выделяется 787 кДж?

3.9. Рассчитайте количество теплоты, которая выделится при образовании 10 л аммиака (н. у.), если термодинамическое уравнение имеет следующий вид: $1/2N_2(\text{г.}) + 3/2H_2(\text{г.}) \rightleftharpoons NH_3(\text{г.})$, $\Delta H_p^\circ = -46,2 \text{ кДж/моль}$.

3.10. Вычислите стандартную энтальпию образования сероуглерода CS_2 по термохимическому уравнению реакции:



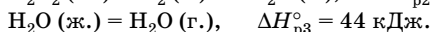
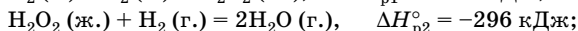
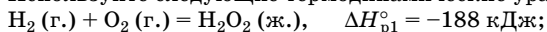
3.11. Определите стандартную энтальпию образования бензола из углерода и водорода, если стандартная энтальпия его сгорания равна 3268 кДж/моль.

3.12. Теплота сгорания (окисления) углеводов и белков в организме человека составляет 4,1 ккал/г, жиров — 9,3 ккал/г. Среднесуточная потребность в белках, жирах и углеводах для старшекласника составляет соответственно 113, 106 и 451 г. Рассчитайте суточную энергетическую потребность среднестатистического старшекласника.

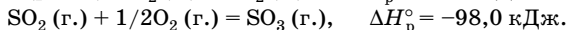
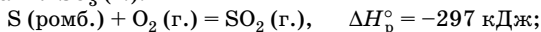
3.13. Какова калорийность стакана молока, содержащего 7 г жира, 9 г углеводов и 6 г белков? Используйте данные табл. 7 приложения.

3.14. На основании закона Гесса рассчитайте стандартную энтальпию реакции $2H_2(\text{г.}) + O_2(\text{г.}) = 2H_2O(\text{ж.})$.

Используйте следующие термодинамические уравнения:



3.15. По тепловым эффектам реакций вычислите энтальпию образования $SO_3(\text{г.})$:



Почему при горении серы преимущественно образуется SO_2 , а не SO_3 ?

3.16. На основании закона Гесса рассчитайте тепловой эффект реакции $C(\text{к.}) + 2H_2(\text{г.}) = CH_4(\text{г.})$, если известно, что энтальпия сгорания метана равна $-890,3 \text{ кДж/моль}$, а энтальпии сгорания углерода и водорода равны энтальпиям образования углекислого газа

и жидкой воды, соответственно. Сравните рассчитанный тепловой эффект с табличным значением энтальпии образования метана.

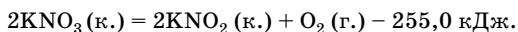
3.17. При с. у. энтальпия сгорания белого фосфора равна 760,1 кДж/моль, а энтальпия сгорания черного фосфора равна 722,1 кДж/моль. Определите энтальпию превращения черного фосфора в белый при с. у.

3.18. При с. у. энтальпия сгорания водорода в кислороде равна 286 кДж/моль, а энтальпия сгорания водорода в озоне равна 332,9 кДж/моль. Определите энтальпию образования озона из кислорода при с. у.

3.19. Тепловой эффект реакции полного бромирования белого фосфора равен 230,7 кДж/моль, а тепловой эффект полного бромирования красного фосфора равен 212,3 кДж/моль. Определите тепловой эффект реакции превращения красного фосфора в белый при с. у.

3.20. Вычислите количество теплоты, которая выделится при сгорании 240 г серы, если известно, что энтальпия образования сернистого газа из кислорода и серы равна 297 кДж/моль.

3.21. Рассчитайте количество теплоты, которая поглотится в реакции разложения нитрата калия при получении 8,96 л (н. у.) кислорода, по термохимическому уравнению:

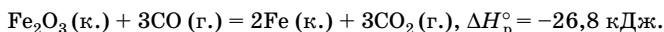


3.22. Вычислите тепловой эффект реакции горения этилена, учитывая, что ее продуктами являются углекислый газ и жидкая вода.

3.23. Найдите стандартную энтальпию образования газообразного аммиака, зная, что его окисление протекает по уравнению:



3.24. Исходя из термодинамического уравнения реакции, рассчитайте энтальпию образования оксида железа(III):



***3.25.** Минерал массой 48 г, содержащий 46,7 % железа и 53,3 % серы (по массе), сожгли в избытке кислорода, а твердый продукт сгорания прокалили с 18,1 г алюминия. Определите количество теплоты, которая выделилась в результате каждой из реакций, если известно, что реакции проводились при постоянной температуре, а энтальпии образования при данной температуре равны: дисульфида железа — -177,4 кДж/моль; оксида железа(III) — -822,2 кДж/моль; оксида серы(IV) — -297,0 кДж/моль; оксида алюминия — -1676,0 кДж/моль.

***3.26.** Один моль газовой смеси, состоящей из азота и водорода, пропустили через трубку с избытком оксида меди(II), при этом выделилось 40,0 кДж. При пропускании 1 моль исходной газовой смеси сначала через реактор для синтеза аммиака, а затем — через трубку с избытком оксида меди(II), выделилось 30,76 кДж. По значениям необходимых стандартных энтальпий образования (см. табл. 5 приложения) определите степень превращения газовой смеси в реакции образования аммиака.

***3.27.** При сжигании этановой кислоты в кислороде выделилось 235,9 кДж и осталось 10 л непрореагировавшего кислорода (при давлении 104,1 кПа и температуре 40 °С). Рассчитайте массовые доли компонентов в исходной смеси, если известно, что энтальпии образования углекислого газа, водяного пара и этановой кислоты составляют соответственно -393,5 кДж/моль; -242,0 кДж/моль; -484,0 кДж/моль.

***3.28.** Энтальпия образования некоторого газообразного углеводорода равна 24,82 ккал/моль. В результате сгорания образца этого углеводорода выделилось 133,2651 ккал. Образовавшийся при этом углекислый газ имеет массу в 3 раза больше, чем исследуемый образец. Зная, что энтальпия сгорания угля равна 94,048 ккал/моль, а энтальпия сгорания водорода — 68,317 ккал/моль, вычислите энтальпию сгорания исследуемого углеводорода (ккал/моль). Какова масса сожженного образца этого углеводорода?

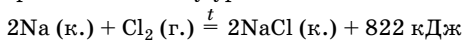
3.29. Рассчитайте для реакции гидрирования этена: а) стандартную энтальпию реакции; б) энергию Гиббса. Сделайте вывод из полученного результата.

3.30. При полном сгорании 3 г углерода выделилось 98,375 кДж. Составьте термохимическое уравнение реакции. Рассчитайте энтальпию образования оксида углерода(IV).

3.31. Определите количество теплоты, выделившейся при сгорании ацетилена объемом 1,12 л (н. у.), по термохимическому уравнению реакции: $2\text{C}_2\text{H}_2(\text{г.}) + 5\text{O}_2(\text{г.}) = 4\text{CO}_2(\text{г.}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + 2600 \text{ кДж}$.

•3.32. Определите тепловой эффект реакции сжигания 50 г термита (смесь алюминия и железной окалины Fe_3O_4), если энтальпии образования Fe_3O_4 и Al_2O_3 составляют -1117,0 кДж/моль и -1676,0 кДж/моль соответственно (смесь взята в стехиометрическом соотношении).

3.33. По термохимическому уравнению

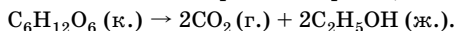


рассчитайте массу натрия, прореагировавшего с хлором, если при этом выделилось 41 кДж.

3.34. Тепловой эффект реакции образования хлороводорода равен 92,3 кДж. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при образовании 1 л (н. у.) хлороводорода.

3.35. Рассчитайте стандартную энтальпию реакции сгорания этанола, если известно, что при сгорании 4,6 г спирта выделяется 137,1 кДж.

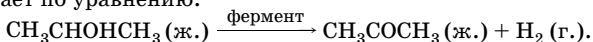
3.36. Рассчитайте тепловой эффект реакции (ΔH_p) спиртового брожения 54 г глюкозы при с. у., исходя из стандартных энтальпий сгорания глюкозы и этанола. Уравнение реакции:



***3.37.** Глицерин — один из продуктов обмена веществ, который в организме в конечном счете превращается в углекислый газ и воду. Вычислите энергию Гиббса реакции окисления глицерина, если $\Delta G_{\text{обр}}^\circ$ (глицерина) = -477 кДж/моль.

3.38. В организме человека этанол окисляется в две стадии: до уксусного альдегида ($\Delta H_1^\circ = -175$ кДж/моль), а затем до уксусной кислоты ($\Delta H_2^\circ = -318$ кДж/моль). На основании закона Гесса рассчитайте энтальпию реакции окисления этанола до уксусной кислоты.

***3.39.** Ферментативная реакция дегидрирования пропанола-2 протекает по уравнению:



Определите тепловой эффект (ΔH_p) этой реакции по энтальпиям сгорания:

$$\Delta H_{\text{сгор}}^\circ (CH_3CHONCH_3 (\text{ж.})) = -1986 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{сгор}}^\circ (CH_3COCH_3 (\text{ж.})) = -1786 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{сгор}}^\circ (H_2 (\text{г.})) = -286 \text{ кДж/моль}.$$

3.40. При сжигании серы получили 32 г оксида серы(IV), при этом выделилось 148,5 кДж. Составьте термохимическое и термодинамическое уравнения данной реакции.

***3.41.** Какое количество теплоты выделится при сгорании 2,24 л (н. у.) смеси метана и ацетилена, имеющей плотность по водороду 10,5? Какой объем (н. у.) такой смеси расходуется для получения 1000 кДж?

3.42. Найдите стандартную энтальпию образования угарного газа, если энтальпия образования углекислого газа равна -393,5 кДж/моль, а тепловой эффект реакции $CO (\text{г.}) + 1/2 O_2 (\text{г.}) = CO_2 (\text{г.})$ составляет 283 кДж.

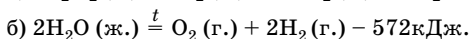
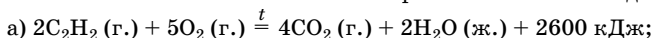
***3.43.** Энтальпии образования высших оксидов фосфора и бора равны соответственно -1507 и -1270 кДж/моль. В каком случае выделится больше теплоты: при сгорании в кислороде 5 г фосфора или 5 г бора? Во сколько раз?

3.44. Дано термохимическое уравнение: $2\text{H}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + 572 \text{ кДж}$. Определите количество теплоты, которая выделится при взаимодействии 3,0 г водорода с избытком кислорода.

3.45. Дано термохимическое уравнение: $2\text{NO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{NO}_2(\text{г.}) + 114,6 \text{ кДж}$. Определите количество теплоты, которая выделится при взаимодействии 100 г оксида азота(II) с избытком кислорода.

3.46. Дано термохимическое уравнение: $2\text{Na}(\text{к.}) + \text{Cl}_2(\text{г.}) = 2\text{NaCl}(\text{к.}) + 822 \text{ кДж}$. В результате реакции выделилось 2055 кДж. Определите массу натрия, прореагировавшего с хлором.

3.47. По термохимическим уравнениям вычислите минимальный объем (м^3 , н. у.) ацетилена, который надо сжечь, чтобы полученного количества теплоты хватило на полное разложение 18 кг воды:



***3.48.** При сгорании 1 моль метана выделяется 890,3 кДж. Определите количество вещества и массу оксида ртути(II), который можно разложить, используя это количество теплоты на 80 %, если известно, что при сгорании 1 г ртути выделяется 0,455 кДж.

***3.49.** При сгорании 24,0 г углерода в избытке кислорода выделяется 787 кДж, а при сгорании 33,6 л угарного газа (при 25 °С и 101,3 кПа) выделяется 424,5 кДж. Рассчитайте энтальпию образования угарного газа.

•**3.50.** При сгорании 6 г этана выделилось 312 кДж. При сгорании 34,4 г смеси пентана и гептана выделилось 1680 кДж. Каково молярное соотношение пентана и гептана в смеси, если известно, что в гомологическом ряду алканов энтальпия сгорания увеличивается на 660 кДж на каждый моль CH_2 -групп?

***3.51.** Рассчитайте энтропию реакции хлорирования метана до трихлорметана.

3.52. Рассчитайте энергию Гиббса реакции фотосинтеза: $6\text{CO}_2(\text{г.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{р-р}) + 6\text{O}_2(\text{г.})$. Сделайте вывод из полученного результата.

***3.53.** Для реакции $\text{CO}_2(\text{г.}) + \text{C}(\text{граф.}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{г.})$ рассчитайте: а) энергию Гиббса при 298 К; б) температуру, при которой оба направления процесса равновероятны. Известно, что $\Delta H_p^\circ = 172,5 \text{ кДж}$; $\Delta S_p^\circ = 176,3 \text{ Дж/К}$.

3.54. Вычислите тепловой эффект реакции получения диэтилового эфира из этанола при с. у., пользуясь справочными значениями стандартных энтальпий образования веществ.

3.55. Вычислите энтальпию реакции $C_2H_2(g) + 2H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$ при с. у., пользуясь справочными значениями стандартных энтальпий сгорания веществ.

3.56. Определите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1 м^3 (н. у.) водяного газа, содержащего 40 % угарного газа, 50 % водорода и 10 % негорючих примесей (в объемных долях), если известно, что при сгорании 1 моль водорода и 1 моль угарного газа выделяется соответственно 286 и 283 кДж.

***3.57.** Определите массу угля, содержащего 80 % углерода и 20 % негорючих компонентов, который нужно сжечь, чтобы выделившегося количества теплоты хватило для разложения 1 кг известняка, в котором массовая доля неразлагающихся примесей равна 10 %, а остальная масса приходится на карбонат кальция. Термохимические уравнения: $C(\text{граф.}) + O_2(g) = CO_2(g) + 393,5 \text{ кДж}$; $CaCO_3(\text{к.}) = CaO(\text{к.}) + CO_2(g) - 178,5 \text{ кДж}$.

3.58. В 100 г трески в среднем содержится 11,6 г белков и 0,3 г жиров. Рассчитайте энергию (в кДж и ккал), которая выделится при усвоении порции трески массой 228 г. Калорийность белков 17,1 кДж/г, жиров 38,8 кДж/г.

3.59. Как изменится скорость прямой реакции $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ при увеличении давления в 2 раза?

3.60. Определите скорость реакции $N_2(g) + O_2(g) = 2NO(g)$, если на моменты времени 74 и 124 с после начала реакции концентрация азота составляла соответственно 0,07 и 0,02 моль/л.

3.61. В закрытом сосуде вместимостью 600 мл протекает реакция $H_2(g) + Br_2(g) = 2HBr(g)$. В какой-то момент времени количество вещества водорода и брома составляло соответственно 0,02 и 0,03 моль. Как изменится скорость реакции, если в этот сосуд дополнительно ввести по 0,01 моль водорода и брома?

3.62. Как изменится скорость протекающей в водном растворе реакции $FeCl_3 + 3KCN = Fe(CNS)_3 + 3KCl$ при разбавлении реагирующей смеси водой в 2 раза?

3.63. Реакция идет по уравнению $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$. Начальные концентрации реагирующих веществ были таковы: $c(NO) = 0,8 \text{ моль/л}$; $c(O_2) = 0,6 \text{ моль/л}$. Как изменится начальная скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота(II) — до 1,2 моль/л?

***3.64.** Реакция протекает по уравнению $2NO + O_2 = 2NO_2$. Исходные концентрации монооксида азота и кислорода равны соответственно 1,6 и 0,8 моль/л. Вычислите скорость реакции в начальный момент, а также в тот момент, когда концентрация монооксида азота уменьшится на 0,2 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,9.

3.65. Реакция между веществами А и В протекает по уравнению $2A + B = 2C$. В начале $c(A) = 0,3$ моль/л, $c(B) = 0,5$ моль/л; константа скорости равна $0,8 \text{ л}^2/(\text{моль}^2 \cdot \text{мин})$. Рассчитайте начальную скорость реакции и ее скорость через некоторое время, когда концентрация вещества А уменьшится на $0,1$ моль.

3.66. Определите скорость реакции $\text{CO}_2 (\text{г.}) + \text{H}_2 (\text{г.}) = \text{H}_2\text{O} (\text{г.}) + \text{CO} (\text{г.})$, если через $1 \text{ мин } 20 \text{ с}$ после ее начала концентрация водяного пара была $0,24$ моль/л, а через $2 \text{ мин } 7 \text{ с}$ она стала равной $0,28$ моль/л.

3.67. В сосудах одинаковой вместимости происходят реакции: а) $\text{FeO} (\text{к.}) + \text{H}_2 (\text{г.}) = \text{Fe} (\text{к.}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г.})$; б) $\text{CoO} (\text{к.}) + \text{H}_2 (\text{г.}) = \text{Co} (\text{к.}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г.})$. Рассчитайте, во сколько раз скорость реакции (а) отличается от скорости реакции (б), если в течение одного и того же интервала времени в реакции (а) израсходовано $2,24$ л водорода (н. у.), а в реакции (б) — 2 г водорода.

3.68. При 170°C реакция заканчивается за 6 с. Сколько времени будет длиться эта реакция при 100°C , если $\gamma = 3,3$?

3.69. Как изменится скорость реакции при понижении температуры на 70°C , если температурный коэффициент скорости этой реакции равен 2 ?

3.70. Две реакции протекают при 20°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2 , а второй — 4 . Определите отношение скоростей этих реакций при 70°C .

***3.71.** Температурный коэффициент скорости реакции $2AB (\text{г.}) + B_2 (\text{г.}) = 2AB_2 (\text{г.})$ равен 4 . На сколько градусов нужно понизить температуру, чтобы при повышении давления в 4 раза скорость реакции не изменилась?

***3.72.** При 0°C образец цинка растворяется в соляной кислоте за 80 мин, а при 40°C — за 5 мин. За какой период времени такой же образец цинка растворится при 70°C ?

3.73. Рассчитайте константу скорости реакции $\text{C} (\text{к.}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г.}) = \text{CO} (\text{г.}) + \text{H}_2 (\text{г.})$, если при концентрации водяного пара, равной $0,025$ моль/л, скорость реакции составила $5,5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л · с).

3.74. Во сколько раз увеличится скорость реакции водорода с парами брома, если концентрации исходных веществ увеличатся в 2 раза?

3.75. Как изменится скорость реакции, протекающей по схеме $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$, если объем системы уменьшить в 5 раз? Считайте, что уравнение реакции отражает ее механизм.

3.76. Во сколько раз необходимо увеличить давление, чтобы скорость реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ увеличилась в 1000 раз?

3.77. Как изменится скорость химической реакции $\text{CO} (\text{г.}) + 2\text{H}_2 (\text{г.}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH} (\text{ж.})$ при понижении концентрации исходных веществ в 4 раза?

3.78. Как нужно изменить концентрацию гидроксида натрия в реакции $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, чтобы ее скорость увеличилась в 16 раз?

3.79. Реакции протекают в соответствии со схемами: а) $\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{г.})$; б) $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к.}) + \text{H}_2(\text{г.}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{г.}) + \text{Fe}(\text{к.})$. Рассчитайте, как изменится скорость реакций при повышении концентрации исходных веществ в 3 раза; понижении давления в 2 раза; повышении температуры на 30°C ($\gamma = 3$).

3.80. Химическая реакция при 10°C заканчивается за 16 мин. При какой температуре она закончится за 1 мин, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

3.81. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 10 до 60°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

***3.82.** Две реакции при 10°C протекают с одинаковой скоростью. Температурные коэффициенты скорости первой и второй реакций равны соответственно 2,5 и 3,0. Определите отношение скоростей этих реакций, если первую из них проводят при 77°C , а вторую — при 57°C ?

3.83. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 50°C ее скорость увеличивается в 32 раза.

3.84. На сколько градусов надо понизить температуру реакционной смеси для уменьшения скорости реакции в 27 раз, если при повышении температуры на 10°C скорость этой реакции увеличивается в 3 раза?

3.85. Как изменится скорость образования оксида азота(IV) в соответствии с уравнением $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если давление в системе увеличить в 3 раза, а температуру оставить неизменной?

3.86. При 60°C реакция протекает за 270 с. За какое время произойдет эта же реакция при 80°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3,0?

3.87. В системе, в которой реакция протекает по уравнению $2\text{N}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{NO}$, концентрация оксида азота(I) было увеличена с 0,25 до 0,45 моль/л, а концентрация кислорода уменьшена от 0,6 до 0,2 моль/л. Рассчитайте, как изменится скорость реакции.

3.88. В результате некоторой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 12,15 г бромоводорода, в результате другой реакции при тех же условиях образовалось 12,8 г иодоводорода. Какая из реакций идет с большей скоростью?

3.89. Скорость некоторой реакции увеличивается в 3 раза при повышении температуры реакционной смеси на 10°C . Во сколько раз увеличится скорость при повышении температуры от 50 до 90°C ?

3.90. При 150 °С реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2, рассчитайте, через какое время закончится эта реакция, если ее проводить при 200 °С.

3.91. Константа скорости реакции $A + B = C$ равна 0,8 л/(моль · с). Начальные концентрации веществ А и В были равны соответственно 3 и 2 моль/л. Через некоторое время концентрация вещества А уменьшилась на 0,5 моль/л. Вычислите скорость реакции к этому моменту (при условии постоянства температуры).

3.92. При 0 °С некоторая реакция заканчивается за 25 с. При какой температуре она может закончиться за 1 с, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2 и не зависит от температуры?

3.93. Температурный коэффициент скорости некоторой ферментативной реакции равен 7. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при изменении температуры от 37 до 42 °С?

3.94. Определите температурный коэффициент скорости реакции разложения муравьиной кислоты на углекислый газ и водород в присутствии золотого катализатора, если константа скорости этой реакции при 140 °С равна $5,5 \cdot 10^{-4} \text{ с}^{-1}$, а при 185 °С — $9,2 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$.

3.95. В равновесной системе $3A + B \rightleftharpoons 2C + D$ равновесные концентрации веществ С и А равны соответственно 1 и 1,5 моль/л. Определите исходную концентрацию вещества А.

3.96. Исходные концентрации веществ, которые реагируют по уравнению $2A + B \rightleftharpoons A_2B$, равны 4 моль/л, равновесная концентрация вещества A_2B составляет 0,5 моль/л. Определите равновесную концентрацию вещества А.

3.97. При протекании обратимой реакции $2SO_2 (\text{г.}) + O_2 (\text{г.}) \rightleftharpoons 2SO_3 (\text{г.})$ исходные концентрации сернистого газа и кислорода были равны соответственно 0,4 и 0,3 моль/л. В состоянии равновесия $[SO_3] = 0,2$ моль/л. Определите константу равновесия данной реакции.

3.98. Константа равновесия реакции $FeO (\text{к.}) + CO (\text{г.}) \rightleftharpoons Fe (\text{к.}) + CO_2 (\text{г.})$ при некоторой температуре равна 0,5. Найдите равновесные концентрации угарного и углекислого газов, если начальные концентрации этих веществ были равны соответственно 0,05 и 0,01 моль/л.

3.99. Для проведения реакции $PCl_5 (\text{г.}) \rightleftharpoons PCl_3 (\text{г.}) + Cl_2 (\text{г.})$ было взято 2 моль хлорида фосфора(V). Равновесие наступило, когда израсходовалось 50 % этого вещества. Определите общее количество вещества всех участников реакции в состоянии равновесия.

3.100. Константа равновесия реакции $A (\text{г.}) + B (\text{г.}) \rightleftharpoons C (\text{г.}) + D (\text{г.})$ равна 1. Смешали 3 моль вещества А и 5 моль вещества В. Какая

часть (%) вещества А прореагирует к моменту наступления равновесия?

***3.101.** Реакция между раскаленным железом и водяным паром протекает по уравнению: $3\text{Fe}(\text{к.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к.}) + 4\text{H}_2(\text{г.})$. При достижении равновесия парциальные давления водорода и водяного пара равны 3,2 и 2,4 кПа соответственно. Рассчитайте константу равновесия.

***3.102.** В загрязненном воздухе содержится примесь монооксида углерода, который образуется при неполном сгорании твердого топлива и работе двигателей внутреннего сгорания. Монооксид углерода медленно окисляется кислородом воздуха до диоксида углерода. При определенных условиях скорость такой реакции составляет 0,05 моль/(л · с), а концентрация диоксида углерода становится равной 0,2 моль/л. Рассчитайте концентрацию диоксида углерода через 10 с после указанного момента.

3.103. Причиной образования опасного для здоровья тумана — смога — считают большое количество выхлопных газов автомобилей при высокой влажности воздуха. В смоге присутствует ядовитый диоксид азота, который получается при взаимодействии монооксида азота с атомарным кислородом. Рассчитайте скорость этой реакции, если через 5 мин после ее начала концентрация диоксида азота равна 0,05 моль/л, а через 20 мин — 0,08 моль/л.

3.104. Напишите выражения для констант равновесия обратимых реакций, выразив их через равновесные концентрации и парциальные давления: $4\text{HCl}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г.}) + 2\text{Cl}_2(\text{г.})$; $\text{FeO}(\text{к.}) + \text{H}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{к.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г.})$.

3.105. В каком направлении смещается равновесие в обратимых системах (1–3) при повышении: а) температуры; б) давления.

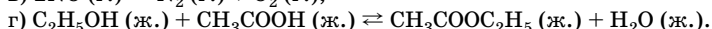
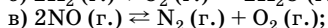
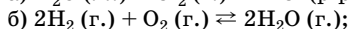
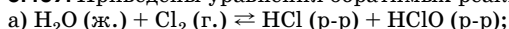
- 1) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - 180 \text{ кДж}$;
- 2) $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$; $\Delta H^\circ < 0$;
- 3) $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$; $\Delta H^\circ > 0$.

3.106. Как необходимо изменить температуру, давление и концентрацию веществ, чтобы увеличить выход хлора в реакции $4\text{HCl}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г.}) + 2\text{Cl}_2(\text{г.})$, $\Delta H^\circ < 0$?

3.107. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации иода и водорода в системе $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$, если известны равновесные концентрации веществ: $[\text{I}_2] = 0,025 \text{ моль/л}$; $[\text{H}_2] = 0,004 \text{ моль/л}$; $[\text{HI}] = 0,35 \text{ моль/л}$.

3.108. На основании принципа Ле Шателье объясните, куда сместится равновесие системы $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2 + 566 \text{ кДж}$ при повышении: а) концентрации оксида углерода(II); б) температуры; в) концентрации оксида углерода(IV); г) давления.

3.109. Приведены уравнения обратимых реакций:



Выберите реакции, равновесие которых не нарушается при изменении давления.

***3.110.** Смешали 7,0 л монооксида азота и 3,0 л кислорода. Определите объемные доли газов в равновесной смеси, если в момент наступления равновесия прореагировало 14 % молекул NO.

***3.111.** В состоянии равновесия системы $2\text{SO}_2 (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 (\text{г.})$ концентрации веществ составили: $[\text{SO}_2] = 0,01$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,015$ моль/л; $[\text{SO}_3] = 0,02$ моль/л. Определите исходные концентрации реагентов.

3.112. Смешали по 4 моль веществ А, В, С, D. После установления равновесия $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ в смеси обнаружили 2 моль вещества А. Рассчитайте константу равновесия этой гомогенной реакции.

3.113. В колбе вместимостью 1 л содержится 3,0 г оксида азота(II), 0,8 г кислорода, 2,3 г оксида азота(IV). Рассчитайте константу равновесия реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, выразив через молярные концентрации.

***3.114.** В колбе вместимостью 10 л установилось химическое равновесие $\text{H}_2 (\text{г.}) + \text{I}_2 (\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{HI} (\text{г.})$. В этом состоянии $[\text{HI}] = 0,2$ моль/л. Как изменится скорость обратной реакции, если в колбу добавить 128 г иодоводорода? Обратную реакцию можно считать простой.

***3.115.** В сосуде вместимостью 5 л установилось химическое равновесие $\text{H}_2 (\text{г.}) + \text{I}_2 (\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{HI} (\text{г.})$. При этом $[\text{HI}] = 0,1$ моль/л. Определите массу иодоводорода, который надо добавить в сосуд, чтобы скорость обратной реакции увеличилась в 4 раза. Обратную реакцию можно считать простой.

***3.116.** Константа равновесия реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ равна 0,1 при 673 К. Равновесные концентрации водорода и аммиака равны соответственно 0,6 и 0,18 моль/л. Вычислите начальную и равновесную концентрации азота.

Глава 4. РАСТВОРЫ

Растворы и их количественная характеристика. Способы выражения концентрации вещества в растворе

Раствор — это однородная система переменного состава.

Истинным раствором называется устойчивая гомогенная система переменного количественного состава, состоящая из двух и более компонентов, между которыми существуют достаточно сильные взаимодействия.

В истинных растворах вещества распадаются на молекулы или ионы. Размеры этих частиц составляют 10^{-7} – 10^{-8} см.

Образование раствора — физико-химический процесс. Состав растворов в некотором интервале концентраций, температур и давлений может меняться. Отсутствием постоянства состава и неприменимостью к ним закона кратных отношений растворы приближаются к механическим смесям. С химическими соединениями их роднит однородность (часть тождественна целому); другой общий признак — довольно значительные объемные и энергетические эффекты, сопровождающие процессы растворения многих веществ.

Движущими силами образования растворов являются энтропийный и энтальпийный факторы. При растворении газов в жидкости энтропия всегда уменьшается ($\Delta S < 0$), а при растворении кристаллов возрастает ($\Delta S > 0$). Чем сильнее взаимодействие растворенного вещества и растворителя, тем больше роль энтальпийного фактора в образовании растворов. Энтальпия растворения определяется суммой всех тепловых эффектов процессов, сопровождающих растворение, из которых основной вклад вносят разрушение кристаллической решетки на свободные ионы ($\Delta H > 0$) и взаимодействие образовавшихся ионов с молекулами растворителя — сольватация ($\Delta H < 0$). При этом независимо от того, положительна или отрицательна энтальпия растворения (абсолютно нерастворимых веществ нет), всегда $\Delta G < 0$, так как переход вещества в раствор сопровождается значительным возрастанием энтропии вследствие разупорядочивания системы. Процесс образования жидких растворов (расплавов) идет самопроизвольно ($\Delta G < 0$) до установления динамического равновесия между раствором и твердой фазой.

Растворы играют важную роль в живой и неживой природе. Физиологические и биохимические процессы в организмах человека, животных и в растениях, всевозможные промышленные и геологи-

ческие процессы в большинстве своем протекают в растворах. Это объясняется, в частности, тем, что процесс растворения самопроизволен, т. е. сопровождается уменьшением энергии Гиббса. Поэтому найти чистые вещества в естественных условиях или приготовить их в лаборатории чрезвычайно трудно.

Растворы бывают газообразные (газовые смеси), жидкие и твердые. Газообразным раствором является, например, воздух. Морская вода — наиболее распространенный жидкий раствор различных солей и газов в воде. Твердыми являются растворы водорода в паллади, воды и других жидкостей в цеолитах и т. д. Многие металлические сплавы из-за их однородности относят к твердым растворам.

Растворимость вещества в том или ином растворителе характеризуется составом его насыщенного раствора.

Насыщенный раствор — это раствор, находящийся в равновесии с твердой фазой растворенного вещества при данной температуре, такой раствор содержит максимально возможное количество растворенного вещества при данных условиях.

Ненасыщенный раствор — это раствор, который при данных условиях содержит растворенного вещества меньше, чем насыщенный.

Существует условное понятие **концентрированный раствор** — раствор с высоким содержанием растворенного вещества. Однако такие растворы могут быть как насыщенными, так и ненасыщенными в зависимости от природы растворенного вещества и растворителя, растворимости веществ в данном растворителе, условий процесса растворения, состояния равновесия в растворе. Если вещество хорошо растворимо в данном растворителе, то концентрированный раствор может быть и насыщенным, и ненасыщенным при данных условиях. Если вещество малорастворимо или практически не растворимо в данном растворителе, то насыщенный раствор будет разбавленным.

Способы количественной характеристики насыщенных растворов

• **Молярная растворимость вещества (S)** — количество вещества (моль), способное раствориться в 1 л указанного растворителя при данной температуре с образованием насыщенного раствора. Например, $S_{\text{H}_2\text{O}}^{20}(\text{NaCl}) = 6,154$ моль/1 л H_2O . Растворимость выражают также в граммах растворенного вещества на 100 г растворителя. В этом случае растворимость часто называют **коэффициентом растворимости**. Например, в 100 г воды при 20 °С растворяется 36,0 г хлорида натрия с образованием насыщенного раствора, значит $S_{\text{H}_2\text{O}}^{20}(\text{NaCl}) = 36$ г/100 г H_2O .

• **Коэффициент поглощения газа** — наибольший объем газа, который может раствориться в единице объема растворителя при данной температуре и парциальном давлении газа 1 атм. Например, молекулы азота и кислорода неполярны, поэтому для полярного растворителя — воды — коэффициенты поглощения этих газов при 20 °С составляют всего 0,016 и 0,031 соответственно. Для газов, молекулы которых полярны, коэффициенты их поглощения водой значительно выше, например для хлороводорода — 500, а для аммиака — 1300.

Способы выражения количественного состава насыщенных растворов

• **Массовая доля растворенного вещества ($w(X)$)** — отношение массы растворенного вещества X к общей массе раствора. Являясь безразмерной величиной, массовая доля выражается в долях единицы или процентах:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(p-pa)} \quad \text{или} \quad w(X) = \frac{m(X)}{m(p-pa)} \cdot 100 \% .$$

• **Молярная концентрация вещества в растворе (c , моль/л)** показывает, какое количество вещества (моль) содержится в 1 л раствора. Молярная концентрация вещества в растворе (**молярность раствора**) равна отношению количества растворенного вещества к объему раствора:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(p-pa)} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V(p-pa)} \quad (\text{моль/л}),$$

где $n(X)$ — количество вещества частиц X, содержащихся в растворе (моль), $V(p-pa)$ — объем раствора (л).

Запись «0,25 М H_2SO_4 » означает, что в 1 л данного раствора содержится 0,25 моль серной кислоты, т. е. молярная концентрация серной кислоты в растворе составляет 0,25 моль/л: $c(H_2SO_4) = 0,25$ моль/л.

В аналитической практике используют следующие обозначения молярной концентрации вещества X в растворе:

1 М — молярный (одномолярный) раствор, $c(X) = 1,0$ моль/л;

0,1 М — децимолярный раствор, $c(X) = 0,1$ моль/л;

0,01 М — сантимольярный раствор, $c(X) = 0,01$ моль/л;

0,001 М — миллимолярный раствор, $c(X) = 0,001$ моль/л.

Молярная концентрация растворенного вещества X связана с массовой долей этого вещества в данном растворе соотношением:

$$c(X) = \frac{10 \cdot w(X) \cdot \rho}{M(X)},$$

где ρ — плотность раствора (г/мл), $w(X)$ — массовая доля вещества X (%).

• **Моляльная концентрация вещества в растворе** (c_m , моль/кг) показывает, какое количество вещества (моль) содержится в 1 кг растворителя. Моляльная концентрация вещества в растворе (**моляльность раствора**) равна отношению количества растворенного вещества к массе растворителя:

$$c_m(X) = \frac{n(X)}{m(\text{р-ля})} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m(\text{р-ля})} \text{ (моль/кг)}.$$

• **Объемная доля вещества** — отношение объема вещества (газа или жидкости) в системе к объему всей системы. Выражается в долях единицы или процентах:

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V(\text{системы})} \text{ или } \varphi(X) = \frac{V(X)}{V(\text{системы})} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Решение типовых задач

Задача 1. В 300 г насыщенного раствора при 50 °С содержится 81 г хлорида натрия. Рассчитайте растворимость соли при данной температуре и массовую долю хлорида натрия в растворе.

Решение

1. Растворимость, или коэффициент растворимости, показывает, какая масса вещества при данной температуре растворяется в 100 г растворителя с образованием насыщенного раствора:

$$S(X) = \frac{m(X)}{m(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100 \text{ (г/100 г р-ля)}.$$

2. Находим массу растворителя и рассчитываем растворимость:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г} - 81 \text{ г} = 219 \text{ г};$$

$$S(\text{NaCl}) = \frac{81 \text{ г}}{219 \text{ г}} \cdot 100 \text{ г} = 37 \text{ г/100 г H}_2\text{O}.$$

3. Рассчитываем массовую долю хлорида в этом растворе:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \text{ \%};$$

$$w(\text{NaCl}) = \frac{81 \text{ г}}{300 \text{ г}} \cdot 100 \text{ \%} = 27 \text{ \%}.$$

Ответ: $S(\text{NaCl}) = 37 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$; $w(\text{NaCl}) = 27 \text{ \%}$.

Задача 2. Растворимость нитрата калия при 60 °С составляет 110 г, а при 0 °С — 15 г на 100 г воды. Определите массу соли, выпавшей в осадок при охлаждении 840 г насыщенного при 60 °С раствора до 0 °С.

Решение

1. Определяем массу (x) KNO_3 , растворенного в 840 г раствора при 60 °С:

$$110 = \frac{x}{840 - x} \cdot 100; \quad x = 440 \text{ г.}$$

2. Определяем массу воды, в которой растворяется соль при 60 °С:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 840 \text{ г} - 440 \text{ г} = 400 \text{ г.}$$

3. Рассчитываем массу соли (y), которая растворяется в 400 г воды при 0 °С, так как масса воды в растворе при его охлаждении не изменяется:

$$15 = \frac{y}{400} \cdot 100; \quad y = 60 \text{ г.}$$

4. Определяем массу осадка.

Из 440 г соли при охлаждении до 0 °С в растворе останется 60 г, а остальная соль выделится из раствора в виде кристаллов:

$$m(\text{осадка}) = 440 \text{ г} - 60 \text{ г} = 380 \text{ г.}$$

О т в е т: $m(\text{осадка}) = 380 \text{ г.}$

Задача 3. Коэффициент растворимости соли при температуре 50 °С равен 40 г, а при температуре 10 °С — 15 г на 100 г воды. Определите массу осадка, полученного при охлаждении насыщенного при температуре 50 °С раствора массой 70 г до температуры 10 °С.

Решение

1. Зная, что показывает коэффициент растворимости, определяем массу раствора при температуре 50 °С:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{соли});$$

$$m(\text{р-ра}) = 100 \text{ г} + 40 \text{ г} = 140 \text{ г.}$$

2. Определяем массу соли в 70 г насыщенного раствора при температуре 50 °С:

в 140 г раствора содержится 40 г соли;

в 70 г раствора — x г соли;

$$x = \frac{70 \text{ г} \cdot 40 \text{ г}}{140 \text{ г}} = 20 \text{ г}; \quad m(\text{соли}) = 20 \text{ г.}$$

3. Определяем массу воды, содержащуюся в 70 г этого раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{соли});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 70 \text{ г} - 20 \text{ г} = 50 \text{ г.}$$

4. Определяем массу соли, которая растворится в 50 г воды при температуре 10 °С, учитывая коэффициент растворимости при данной температуре:

в 100 г H₂O растворяется 15 г соли;

в 50 г H₂O растворяется x г соли;

$$x = \frac{50 \text{ г} \cdot 15 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 7,5 \text{ г}.$$

5. Находим массу осадка.

В растворе, насыщенном при температуре 50 °С, содержалось 20 г соли, а при температуре 10 °С в растворе остается 7,5 г, следовательно:

$$m(\text{осадка}) = 20 \text{ г} - 7,5 \text{ г} = 12,5 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{осадка}) = 12,5 \text{ г}$.

Задача 4. Определите массу хлорида натрия, который надо добавить к 200 г 10 %-ного раствора, чтобы получить 20 %-ный раствор.

Решение

1. К раствору надо добавить x г NaCl, в связи с чем масса раствора увеличится и станет $(200 + x)$ г.

2. Определяем массу соли, содержащейся в исходном растворе:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%, \text{ отсюда } m(X) = \frac{w(X) \cdot m(\text{р-ра})}{100 \%};$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{10 \% \cdot 200 \text{ г}}{100 \%} = 20 \text{ г}.$$

3. В растворе, который нужно получить, будет содержаться $(20 + x)$ г соли, а массовая доля соли должна быть 20 %, следовательно:

$$20 \% = \frac{20 + x}{200 + x} \cdot 100 \%.$$

Решая это уравнение, получаем, что $x = 25$ г.

Ответ: $m(\text{NaCl}) = 25 \text{ г}$.

Задача 5. Из 200 г 15 %-ного раствора сахарозы выпарили 50 г воды. Определите массовую долю сахарозы в полученном растворе.

Решение

1. При выпаривании воды меняется (уменьшается) масса раствора, а масса растворенного вещества остается прежней.

Находим массу растворенного вещества:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \% \Rightarrow m(\text{сах.}) = \frac{15 \% \cdot 200 \text{ г}}{100 \%} = 30 \text{ г}.$$

2. Находим массу раствора после выпаривания воды:

$$m(\text{р-ра}) = 200 \text{ г} - 50 \text{ г} = 150 \text{ г}.$$

3. Определяем массовую долю сахарозы в растворе после выпаривания воды:

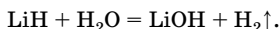
$$w(\text{сах.}) = \frac{30 \text{ г}}{150 \text{ г}} \cdot 100 \% = 20 \%.$$

Ответ: $w(\text{сах.}) = 20 \%.$

Задача 6. Определите массу гидрида лития, который нужно растворить в 100 мл воды, чтобы получить раствор с массовой долей гидроксида 5 %. Какой цвет приобретет лакмус при добавлении его в полученный раствор?

Решение

1. Щелочные металлы образуют с водородом солеподобные гидриды, в которых степень окисления водорода -1 . Такие гидриды легко реагируют с водой, образуя гидроксиды:



Полученный гидроксид придает раствору щелочной характер, а в щелочной среде лакмус имеет синюю окраску.

2. Обозначим количество вещества гидрида лития как x моль. По уравнению $n(\text{LiH}) = n(\text{LiOH}) = n(\text{H}_2) = x$ моль. В таком случае $m(\text{LiH}) = 8x$ г, $m(\text{LiOH}) = 24x$ г, а $m(\text{H}_2) = 2x$ г.

3. Найдем массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{LiH}) - m(\text{H}_2).$$

Плотность воды равна 1 г/мл, поэтому $m(\text{H}_2\text{O}) = 100$ г;

$$m(\text{р-ра}) = 100 + 8x - 2x = 100 + 6x.$$

4. Зная, что $w(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%$, составляем уравнение:

$$0,05 = \frac{24x}{100 + 6x}.$$

Отсюда $x = 0,211$ моль.

5. Найдем массу гидрида лития:

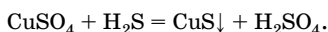
$$m(\text{LiH}) = 8 \text{ г/моль} \cdot 0,211 \text{ моль} = 1,69 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{LiH}) = 1,69$ г, синий цвет лакмуса.

Задача 7. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в растворе, полученном при пропускании 2,24 л (н. у.) сероводорода через 250 г 10 %-ного раствора сульфата меди(II).

Решение

1. Записываем уравнение реакции:



2. Определяем массу сульфата меди(II) в растворе:

$$m(\text{X}) = \frac{w(\text{X}) \cdot m(\text{р-ра})}{100 \%}; \quad m(\text{CuSO}_4) = \frac{250 \text{ г} \cdot 10 \%}{100 \%} = 25 \text{ г}.$$

3. Вычисляем количество вещества сероводорода и сульфата меди(II):

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{CuSO}_4) = \frac{25 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,156 \text{ моль};$$

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{2,24 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции $n(\text{CuSO}_4) : n(\text{H}_2\text{S}) = 1 : 1$. Из расчета следует, что сульфат меди(II) взят в избытке, поэтому все дальнейшие расчеты надо вести по сероводороду.

4. Находим массу сероводорода:

$$m = nM; \quad m(\text{H}_2\text{S}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 34 \text{ г/моль} = 3,4 \text{ г}.$$

5. Рассчитываем массы веществ, образовавшихся в ходе реакции. По уравнению реакции $n(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{CuS}) = 0,1 \text{ моль}$;

$$m = nM; \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 9,8 \text{ г};$$

$$m(\text{CuS}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 96 \text{ г/моль} = 9,6 \text{ г}.$$

6. Определяем массу полученного раствора $m'(\text{р-ра})$, учитывая, что CuS выпадает в осадок:

$$m'(\text{р-ра}) = m(\text{р-ра}) + m(\text{H}_2\text{S}) - m(\text{CuS});$$

$$m'(\text{р-ра}) = 250 \text{ г} + 3,4 \text{ г} - 9,6 \text{ г} = 243,8 \text{ г}.$$

7. Рассчитываем массовую долю серной кислоты в полученном растворе:

$$w(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m'(\text{р-ра})}; \quad w(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{9,8 \text{ г}}{243,8 \text{ г}} \cdot 100 \% = 4,02 \%.$$

О т в е т: $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,02 \%.$

Задача 8. Определите массовую долю и молярную концентрацию сульфата меди(II) в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса в 750 г воды. Плотность полученного раствора 1,04 г/мл.

Решение

1. Определяем количество вещества медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и безводной соли:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{50 \text{ г}}{250 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль}.$$

2. Находим массу CuSO_4 :

$$m = nM; \quad m(\text{CuSO}_4) = 0,2 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 32 \text{ г}.$$

3. Рассчитываем массу и объем полученного раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{р-ра}) = 50 \text{ г} + 750 \text{ г} = 800 \text{ г};$$

$$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho}; \quad V(\text{р-ра}) = \frac{800 \text{ г}}{1,04 \text{ г/мл}} = 769 \text{ мл} = 0,769 \text{ л}.$$

4. Теперь имеются все данные для расчета массовой доли и молярной концентрации вещества в растворе:

$$w(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m(\text{р-ра})}; \quad w(\text{CuSO}_4) = \frac{32 \text{ г}}{800 \text{ г}} \cdot 100 \% = 4,0 \%;$$

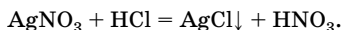
$$c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{р-ра})}; \quad c(\text{CuSO}_4) = \frac{0,2 \text{ моль}}{0,796 \text{ л}} = 0,26 \text{ моль/л, или } 0,26 \text{ М}.$$

О т в е т: $w(\text{CuSO}_4) = 4,0 \%$; $c(\text{CuSO}_4) = 0,26 \text{ М}$.

Задача 9. К 100 г 17 %-ного раствора нитрата серебра добавили 100 г 5,5 М соляной кислоты ($\rho = 1,10 \text{ г/мл}$). Определите массовые доли и молярные концентрации веществ, содержащихся в растворе после завершения реакции. Плотность конечного раствора 1,02 г/мл.

Решение

1. Записываем уравнение реакции:



2. Определяем массу и количество вещества нитрата серебра в исходном растворе:

$$m(\text{X}) = \frac{m(\text{р-ра}) \cdot w(\text{X})}{100 \%}; \quad m(\text{AgNO}_3) = \frac{100 \text{ г} \cdot 17 \%}{100 \%} = 17 \text{ г};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{AgNO}_3) = \frac{17 \text{ г}}{170 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

3. Рассчитываем объем соляной кислоты и количество вещества HCl:

$$V(\text{p-ра}) = \frac{m(\text{p-ра})}{\rho}; \quad V(\text{p-ра HCl}) = \frac{100 \text{ г}}{1,10 \text{ г/мл}} = 90,9 \text{ мл} = 0,0909 \text{ л.}$$

Молярная концентрация вещества в растворе определяется по формуле $c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{p-ра})}$, из которой следует, что $n(X) = c(X) \cdot V(\text{p-ра})$;

$$n(\text{HCl}) = 0,0909 \text{ л} \cdot 5,5 \text{ моль/л} = 0,5 \text{ моль.}$$

4. По уравнению реакции $n(\text{AgNO}_3) = n(\text{HCl})$, а по условию $n(\text{HCl}) > n(\text{AgNO}_3)$. Следовательно, нитрат серебра прореагирует полностью, и все расчеты надо вести по его количеству. Кроме того, поскольку HCl взята в избытке, то в конечном растворе содержится избыток HCl и образовавшаяся HNO_3 .

Определяем количество вещества и массу азотной кислоты в конечном растворе:

$$n(\text{HNO}_3) = n(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{HNO}_3) = 0,1 \text{ моль} \cdot 63 \text{ г/моль} = 6,3 \text{ г.}$$

5. Находим количество вещества и массу избытка HCl.

По уравнению реакции $n(\text{HCl}) = n(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ моль}$.

После окончания реакции в растворе остался избыток HCl:

$$n_{\text{изб}}(\text{HCl}) = 0,5 \text{ моль} - 0,1 \text{ моль} = 0,4 \text{ моль};$$

$$m(\text{HCl}) = 0,4 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 14,6 \text{ г.}$$

6. Для нахождения массы конечного раствора $m'(\text{p-ра})$ необходимо определить массу осадка хлорида серебра:

$$n(\text{AgCl}) = n(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{AgCl}) = 143,5 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 14,35 \text{ г.}$$

Таким образом:

$$m'(\text{p-ра}) = m(\text{p-ра AgNO}_3) + m(\text{p-ра HCl}) - m(\text{AgCl});$$

$$m'(\text{p-ра}) = 100 \text{ г} + 100 \text{ г} - 14,35 \text{ г} = 185,65 \text{ г.}$$

7. Определяем массовые доли азотной и соляной кислот в конечном растворе:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(\text{p-ра})} \cdot 100\%; \quad w(\text{HNO}_3) = \frac{6,3 \text{ г}}{185,65 \text{ г}} \cdot 100\% = 3,39\%;$$

$$w(\text{HCl}) = \frac{14,6 \text{ г}}{185,65 \text{ г}} \cdot 100\% = 7,86\%.$$

8. Чтобы определить молярные концентрации кислот, необходимо найти объем конечного раствора $V(\text{р-ра})$:

$$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho}; \quad V'(\text{р-ра}) = \frac{185,65 \text{ г}}{1,02 \text{ г/мл}} = 182 \text{ мл} = 0,182 \text{ л.}$$

Находим молярные концентрации соляной и азотной кислот:

$$c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{р-ра})}; \quad c(\text{HNO}_3) = \frac{0,1 \text{ моль}}{0,182 \text{ л}} = 0,55 \text{ моль/л, или } 0,55 \text{ М;}$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{0,4 \text{ моль}}{0,182 \text{ л}} = 2,2 \text{ моль/л, или } 2,2 \text{ М.}$$

Отв е т: $w(\text{HNO}_3) = 3,39 \%$; $c(\text{HNO}_3) = 0,55 \text{ моль/л}$; $w(\text{HCl}) = 7,86 \%$; $c(\text{HCl}) = 2,2 \text{ моль/л}$.

Задача 10. В 180 г воды растворили 9,8 г серной кислоты. Определите молярную концентрацию серной кислоты в растворе.

Р е ш е н и е

1. Молярную концентрацию выражают в моль/кг:

$$c_{\text{м}}(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{m(\text{р-ля})} = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X}) \cdot m(\text{р-ля})}.$$

2. Определяем количество вещества серной кислоты и вычисляем молярность ее раствора:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{9,8 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль};$$

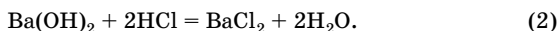
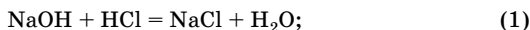
$$c_{\text{м}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,1 \text{ моль}}{0,180 \text{ кг}} = 0,556 \text{ моль/кг.}$$

Отв е т: $c_{\text{м}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,556 \text{ моль/кг}$.

Задача 11. Смесь гидроксида натрия и гидроксида бария массой 3,82 г растворили в 71,18 мл воды. Для полной нейтрализации полученного раствора потребовалось 12,5 мл 4 М раствора хлороводорода. Определите массовую долю гидроксида бария в исходном растворе.

Р е ш е н и е

1. При добавлении HCl происходят следующие реакции:



2. Находим количество вещества HCl, пошедшего на нейтрализацию:

$$n = c \cdot V(\text{р-ра}); \quad n(\text{HCl}) = 4 \text{ моль/л} \cdot 0,0125 \text{ л} = 0,05 \text{ моль}.$$

Дальше можно решать задачу двумя способами.

Способ 1

3. Пусть в смеси было x моль NaOH и y моль $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Выразим массу смеси гидроксидов:

$$m(\text{смеси}) = m(\text{NaOH}) + m(\text{Ba}(\text{OH})_2);$$

$$m(\text{смеси}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) + n(\text{Ba}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ba}(\text{OH})_2);$$

$$m(\text{смеси}) = 40x + 171y = 3,82 \text{ г}.$$

4. В реакции (1) и (2) вступило $(x + 2y)$ моль HCl, следовательно, $x + 2y = 0,05$ моль.

Решим систему уравнений:

$$\begin{cases} 40x + 171y = 3,82 \\ x + 2y = 0,05 \end{cases}$$

Отсюда $x = n(\text{NaOH}) = 0,01$ моль; $y = n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,02$ моль.

Способ 2

3. Пусть $n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = x$, тогда по уравнению реакции (2) $n_2(\text{HCl}) = 2x$, по уравнению реакции (1) $n_1(\text{HCl}) = 0,05 - 2x$.

По уравнению (1) $n(\text{NaOH}) = n_1(\text{HCl}) = 0,05 - 2x$.

4. Составляем и решаем уравнение:

$$171x + 40(0,05 - 2x) = 3,82;$$

$x = 0,02$ моль, следовательно, $n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,02$ моль.

Дальнейшее решение одинаково для обоих способов.

5. Найдем массу и массовую долю $\text{Ba}(\text{OH})_2$ в исходном растворе:

$$m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,02 \text{ моль} \cdot 171 \text{ г/моль} = 3,42 \text{ г};$$

$$w(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \% ; \quad w(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{m(\text{Ba}(\text{OH})_2) \cdot 100 \%}{m(\text{смеси}) + m(\text{H}_2\text{O})} ;$$

$$w(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{3,42 \text{ г} \cdot 100 \%}{3,82 \text{ г} + 71,18 \text{ г}} = 4,56 \% .$$

Ответ: $w(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 4,56 \% .$

Задача 12. В 60 мл воды растворили 20 г этанола. Вычислите объемную долю (в %) этанола, если плотность этилового спирта равна 0,8 г/мл. Изменение объемов при смешивании можно не учитывать.

Решение

1. Определяем объем этанола по его массе и плотности:

$$V = \frac{m}{\rho}; \quad V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{20 \text{ г}}{0,8 \text{ г/мл}} = 25 \text{ мл.}$$

2. Находим объем раствора:

$$V(\text{р-ра}) = V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + V(\text{H}_2\text{O});$$

$$V(\text{р-ра}) = 25 \text{ мл} + 60 \text{ мл} = 85 \text{ мл.}$$

3. Определяем объемную долю этанола:

$$\varphi(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{V(\text{р-ра})} \cdot 100 \%;$$

$$\varphi(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{25 \text{ мл}}{85 \text{ мл}} \cdot 100 \% = 29,4 \%.$$

О т в е т: $\varphi(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 29,4 \%.$

Электролитическая диссоциация. Ионные реакции в растворах

Электролитическая диссоциация — распад электролита на ионы в растворе или расплаве.

Степень диссоциации (α) — отношение числа молекул (реальных или условных — для ионных соединений), распавшихся на ионы (n), к общему числу растворенных молекул (N):

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

Из этого выражения видно, что α может изменяться от 0 (диссоциации нет) до 1 (полная диссоциация). Степень диссоциации часто выражают в процентах. Степень диссоциации электролита может быть определена только экспериментальным путем, например по изменению температуры замерзания раствора, по электропроводности раствора. По степени диссоциации электролиты подразделяют на **сильные** и **слабые** (табл. 8).

Таблица 8

Сильные и слабые электролиты

Сильные электролиты	Слабые электролиты
Степень диссоциации близка к 100 % и почти не зависит от концентрации; процесс диссоциации необратим	Степень диссоциации $\ll 100\%$; процесс диссоциации обратим
Соли	
Большинство солей. Практически все соли с однозарядными катионами	Галогениды некоторых металлов (Cd, Hg(II), Bi). Соли многоосновных органических кислот (например, цитрат кальция)
Кислоты	
HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₃ , HClO ₄ , HMnO ₄	Остальные неорганические кислоты, например H ₂ S, HCN, HClO; органические кислоты
Основания	
Гидроксиды элементов групп IA (Li–Fr) и IIA (Ca–Ra)	Остальные основания
Амфолиты	
—	Все амфотерные гидроксиды, аминокислоты, вода и др.
Комплексные соединения	
Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу	Комплексные соединения, не имеющие внешней сферы

Степень диссоциации как сильных, так и слабых электролитов зависит от нескольких факторов.

• *От концентрации раствора.* Степень диссоциации тем выше, чем более разбавлен раствор.

Закон разведения Оствальда: степень диссоциации слабых бинарных электролитов обратно пропорциональны корню квадратному из концентрации или прямо пропорциональна корню квадратному из разведения:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}}; \quad \alpha = \sqrt{K_d V},$$

где K_d — константа диссоциации слабого электролита, c — молярная концентрация, V — разведение — величина, обратная концентрации ($V = 1/c$).

- *От природы растворителя.* Более полярный растворитель способствует усилению диссоциации, так как сила электростатического взаимодействия заряженных частиц обратно пропорциональна диэлектрической проницаемости растворителя.

- *От температуры раствора.* С увеличением температуры диссоциация усиливается.

- *От влияния одноименных ионов.* В соответствии с принципом Ле Шателъе равновесие диссоциации, например, уксусной кислоты $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ в присутствии ацетат-ионов, добавленных в раствор в виде ацетата натрия, смещается влево, в сторону образования недиссоциированных молекул CH_3COOH , т. е. α уменьшается.

Реакции между водными растворами электролитов — это реакции, в которых участвуют ионы. Такие реакции называют **реакциями ионного обмена** (ионными реакциями, ионообменными реакциями). В них не изменяются степени окисления атомов в реагирующих частицах.

В ионообменных реакциях реагирующими частицами являются ионы и полярные молекулы, поэтому эти реакции протекают по электрофильно-нуклеофильному механизму. Катионы — это электрофилы, а анионы — нуклеофилы.

Электрофилы — это катионы или молекулы, в которых один из фрагментов имеет дефицит электронной плотности. К электрофилам относятся катионы (H^+ , Mg^{2+}), молекулы с вакантными орбиталями

($\square\text{AlCl}_3$, $\square\text{BF}_3$), положительные полюса диполей ($\overset{\delta+}{\text{R}} - \overset{\delta-}{\text{Cl}}$, $\overset{\delta+}{\text{H}_2\text{C}} = \overset{\delta-}{\text{O}}$).

Нуклеофилы — это анионы или молекулы, для которых характерен избыток электронной плотности. К нуклеофилам относятся анионы (OH^- , Cl^-), молекулы с неподеленными электронными парами ($:\text{NH}_3$, H_2O); молекулы с неполярными системами π -связей ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$, бензол).

Для описания реакций ионного обмена кроме обычных уравнений реакций используют ионные или ионно-молекулярные уравнения, отражающие взаимодействия ионов и молекул электролитов в растворе.

Алгоритм составления ионно-молекулярного уравнения

1. Написать уравнение химической реакции и расставить коэффициенты.

2. Нерастворимые вещества отметить стрелками, направленными вниз (\downarrow), газообразные вещества — стрелками, направленными вверх (\uparrow), слабые электролиты подчеркнуть (H_2O).

3. Нерастворимые, газообразные вещества, слабые и средней силы электролиты записать в молекулярной форме, а сильные растворимые электролиты — в виде ионов с учетом индексов и коэффициентов.

4. Одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения сократить и записать сокращенное ионно-молекулярное уравнение.

Пример:

$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ — молекулярное уравнение;

$\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ — полное ионное уравнение;

$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$ — сокращенное ионное уравнение.

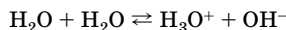
Возможность протекания ионообменной реакции и полнота превращения исходных веществ в продукты реакции зависит от силы электролитов и их растворимости.

Практически **необратимо** протекают ионообменные реакции, приводящие к связыванию ионов в осадок малорастворимого электролита, в молекулы слабодиссоциирующих или газообразных веществ.

Ионообменные реакции **обратимы**, если и среди исходных веществ, и среди продуктов реакции есть малорастворимые вещества или слабые электролиты.

Реакция между электролитами в растворе **не происходит**, если среди продуктов ионного обмена нет малорастворимых веществ, газов или слабых электролитов.

Вода — очень слабый амфотерный электролит. При комнатной температуре только одна молекула из $5,6 \cdot 10^8$ молекул воды распадается на ионы. Электролитическая диссоциация воды выражается равновесием:



или упрощенно $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

По закону действующих масс константа данного равновесия при 25 °C равна:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Отсюда $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_d[\text{H}_2\text{O}]$.

Концентрация недиссоциированных молекул воды равна:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л}} = 55,56 \text{ моль/л.}$$

Следовательно,

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1,0 \cdot 10^{-14}.$$

Ионное произведение воды ($K_{\text{H}_2\text{O}}$ или K_w) — постоянная при данной температуре для воды и любых водных растворов величина, равная произведению концентраций ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- :

$$\text{при } 25 \text{ }^\circ\text{C} \quad K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Постоянство ионного произведения воды означает, что в любом водном растворе — нейтральном, кислотном или щелочном — имеются и ионы водорода, и гидроксид-ионы, но произведение концентраций этих ионов всегда равно K_w при данной температуре. Следовательно, можно рассчитать концентрацию ионов H^+ и OH^- в любых водных растворах, используя уравнения:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} \quad \text{и} \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]}$$

Поскольку $K_w \neq 0$, не может быть водного раствора, в котором $[\text{H}^+]$ или $[\text{OH}^-]$ равнялись бы нулю. Следовательно, в любом водном растворе всегда присутствуют и ионы водорода, и гидроксид-ионы.

Значения K_w возрастают при увеличении температуры.

Характер водной среды определяется теми ионами, концентрация которых преобладает. Для характеристики кислотности водных растворов используют значение молярной концентрации ионов водорода (моль/л).

В нейтральной среде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/л.

Для удобства оценки характера водной среды используют безразмерную величину — водородный показатель рН.

Водородный показатель — количественная характеристика кислотности среды, он равен отрицательному десятичному логарифму концентрации свободных ионов водорода в растворе:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

Например, если $[\text{H}^+] = 10^{-5}$ моль/л, то $\text{pH} = 5$.

Иногда кроме рН используют гидроксильный показатель рОН:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

Логарифмируя ионное произведение воды, получим:

$$\lg[\text{H}^+] + \lg[\text{OH}^-] = -14 \quad \text{или} \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (\text{при } 25^\circ \text{C}).$$

В нейтральной среде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, $\text{pH} = 7$.

В кислотной среде $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, $\text{pH} < 7$.

В щелочной среде $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, $\text{pH} > 7$ (табл. 9).

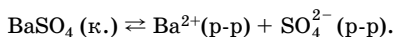
Таблица 9

Взаимосвязь концентрации ионов H^+ , OH^- и pH среды

Среда	$[\text{H}^+]$, моль/л	$[\text{OH}^-]$, моль/л	pH
Нейтральная	10^{-7}	10^{-7}	7
Кислотная	$>10^{-7}$	$<10^{-7}$	< 7
Щелочная	$<10^{-7}$	$>10^{-7}$	> 7

Водородный показатель pH широко используется для характеристики кислотно-основных свойств различных биологических сред. Значение pH оказывает влияние на протекание физико-химических процессов в живых организмах, технологических процессов на производстве, в сельском хозяйстве.

Вещества подразделяют на хорошо растворимые и малорастворимые. К малорастворимым относятся вещества, концентрация которых в насыщенном растворе при данных условиях не больше 0,1 моль/л или 1 г на 100 г растворителя. При растворении малорастворимого электролита в растворе устанавливается гетерогенное равновесие, например:



Константу гетерогенного равновесия называют константой растворимости (K_S) или произведением растворимости (ПП). Эта величина постоянна при постоянной температуре.

Константа растворимости (K_S) — произведение концентраций ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе при данных условиях.

$$\text{Например, } K_S(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}].$$

Величина K_S характеризует растворимость малорастворимого электролита при данной температуре и зависит от его природы. Значения K_S (или ПП) приводятся в справочниках (см. табл. 8 приложения).

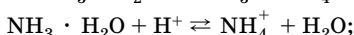
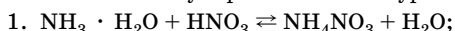
Решение типовых задач

Задача 13. Установите соответствие между схемами реакций и возможностью их протекания в водном растворе.

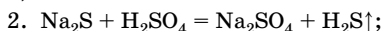
<i>Схемы реакций</i>	<i>Протекание в водном растворе</i>
1) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow$	А) Протекает до конца, необратима
2) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	Б) В растворе не протекает
3) $\text{AlCl}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$	В) Является обратимой
4) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow$	
5) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	

Решение

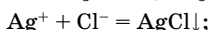
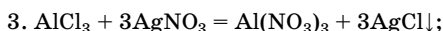
Напишем молекулярные и ионные уравнения реакций.



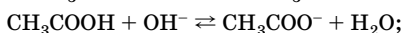
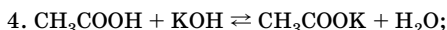
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и H_2O — слабые электролиты, поэтому реакция обратима, ответ В.



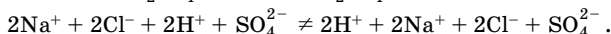
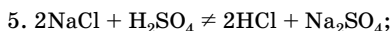
H_2S — газ, реакция необратима, ответ А.



AgCl — малорастворимое вещество, следовательно, реакция необратима, ответ А.



CH_3COOH и H_2O — слабые электролиты, реакция обратима, ответ В.



Исходные вещества — сильные электролиты, которые при взаимодействии не образуют ни малорастворимых, ни малодиссоциирующих веществ, в растворе образуется смесь ионов, ответ Б.

Ответ:

1	2	3	4	5
В	А	А	В	Б

Задача 14. В водном растворе концентрация ионов водорода H^+ равна 10^{-3} моль/л при 25°C . Определите концентрацию ионов OH^- в этом растворе.

Решение

Исходим из ионного произведения воды:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-],$$

откуда

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]};$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ (моль/л)}.$$

Ответ: $[\text{OH}^-] = 10^{-11}$ моль/л.

Задача 15. Вычислите рН 0,01 М раствора гидроксида калия, считая, что щелочь продиссоциировала полностью. Как изменится цвет фенолфталеина в этом растворе?

Решение

1. Находим концентрацию ионов OH^- в 0,01 М растворе КОН:

$$[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 0,01 \text{ моль/л},$$

так как для КОН в водном растворе $\alpha = 1$ — полная диссоциация.

2. Определяем концентрацию ионов H^+ :

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ (моль/л)}.$$

3. Определяем водородный показатель:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \quad \text{pH} = -\lg 10^{-12} = 12.$$

Среда раствора щелочная, так как $\text{pH} > 7$. Фенолфталеин в щелочной среде окрашивается в малиновый цвет.

Ответ: $\text{pH} = 12$.

Задача 16. В 1 л раствора хлорида бария содержится 2,64 моль ионов Ba^{2+} и Cl^- . Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) хлорида бария в растворе, если степень диссоциации соли равна 88 %.

Решение

Способ 1

1. Необходимо помнить, что степень диссоциации α — это отношение числа молекул, распавшихся на ионы n , к общему числу растворенных молекул N :

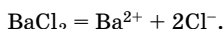
$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100 \ %.$$

Степень диссоциации можно выразить и через количество вещества:

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{n_{\text{общ}}} \cdot 100 \% .$$

BaCl_2 — сильный электролит, однако в данном растворе диссоциирует не полностью, степень диссоциации не 100, а 88 %.

2. Напишем уравнение диссоциации:



Оно показывает, что ионов хлора образуется в 2 раза больше, чем ионов бария, следовательно, из суммарного числа ионов (2,64 моль по условию) 2/3 приходится на ионы хлора, а 1/3 — на ионы бария:

$$n(\text{Ba}^{2+}) = 2,64 \cdot 1/3 = 0,88 \text{ (моль)};$$

$$n(\text{Cl}^-) = 2,64 \cdot 2/3 = 1,76 \text{ (моль)} .$$

По уравнению диссоциации $n(\text{BaCl}_2) = n(\text{Ba}^{2+}) = 0,88$ моль, следовательно, $n_{\text{дис}} = 0,88$ моль.

3. Количество вещества исходной соли выражаем через степень диссоциации:

$$n_{\text{общ}} = \frac{n_{\text{дис}} \cdot 100 \%}{\alpha} ; \quad n_{\text{общ}} = \frac{0,88 \text{ моль} \cdot 100 \%}{88 \%} = 1,0 \text{ моль} .$$

4. Определим молярную концентрацию хлорида бария:

$$c = \frac{n}{V} ; \quad c(\text{BaCl}_2) = \frac{1,0 \text{ моль}}{1,0 \text{ л}} = 1,0 \text{ моль/л} .$$

Способ 2

1. Пусть количество вещества продиссоциировавшей соли равно x моль, тогда $n(\text{Ba}^{2+}) = x$ моль, а $n(\text{Cl}^-) = 2x$ моль.

2. По условию задачи суммарное количество ионов бария и хлора 2,64 моль, следовательно, $2,64 = x + 2x$, откуда $x = 0,88$ моль. Таким образом, мы нашли количество вещества продиссоциировавшей соли.

Дальнейшее решение одинаково для обоих способов.

О т в е т: $c(\text{BaCl}_2) = 1,0$ моль/л.

Задача 17. Рассчитайте количество вещества (число моль) положительных ионов в 140 г 10 %-ного раствора гидроксида натрия, если степень диссоциации основания равна 90 % .

Решение

1. Записываем уравнение диссоциации электролита:



2. По имеющимся данным находим массу и количество вещества NaOH:

$$m(\text{X}) = \frac{w(\text{X}) \cdot m(\text{p-ра})}{100 \%};$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{10 \% \cdot 140 \text{ г}}{100 \%} = 14 \text{ г};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{NaOH}) = \frac{14 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,35 \text{ моль}.$$

3. Зная количество вещества растворенной щелочи и степень диссоциации, находим количество вещества продиссоциировавшей щелочи:

$$n_{\text{дис}} = \alpha \cdot n_{\text{общ}}; \quad n_{\text{дис}} = 0,9 \cdot 0,35 \text{ моль} = 0,315 \text{ моль}.$$

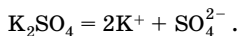
4. По уравнению диссоциации NaOH видно, что при диссоциации 1 моль щелочи образуется 1 моль положительных ионов Na^+ , следовательно, при диссоциации 0,315 моль щелочи образуется 0,315 моль ионов Na^+ .

О т в е т: $n(\text{Na}^+) = 0,315$ моль.

Задача 18. Сульфат калия массой 34,8 г растворили в воде и довели объем раствора до 1 л. В полученном растворе концентрация ионов калия равна 0,38 моль/л. Рассчитайте степень диссоциации сульфата калия в растворе.

Решение

1. Напишем уравнение диссоциации электролита:



2. По массе соли находим количество вещества ($n_{\text{общ}}$) в 1 л раствора:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n_{\text{общ}}(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{34,8 \text{ г}}{174 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

3. Если бы соль диссоциировала полностью, то, судя по уравнению диссоциации сульфата калия, образовалось бы 0,4 моль ($0,2 \cdot 2$) ионов калия и 0,2 моль сульфат-ионов. По условию задачи концент-

рация ионов калия в растворе составляет 0,38 моль, значит, сульфат-ионов в 2 раза меньше — 0,19 моль. Следовательно, не весь сульфат калия продиссоциировал:

$$n_{\text{дис}} = 0,19 \text{ моль.}$$

4. Рассчитываем степень диссоциации:

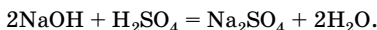
$$\alpha = \frac{0,19}{0,2} = 0,95 \text{ (95 \%)}.$$

Ответ: $\alpha = 95 \%$.

Задача 19. В каком массовом соотношении следует смешать 10 %-ные растворы гидроксида натрия и серной кислоты для получения нейтрального раствора сульфата натрия? Определите массовую долю соли в таком растворе.

Решение

1. Напишем уравнение реакции:



Далее задачу можно решать двумя способами.

Способ 1

2. Предположим, что массы сливаемых растворов равны 100 г, а следовательно, массы веществ в этих растворах равны 10 г.

3. Находим количество вещества щелочи и кислоты в растворах:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{10 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,102 \text{ моль};$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{10 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,250 \text{ моль.}$$

4. По уравнению реакции видим соотношение реагентов, необходимое для полной нейтрализации:

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 : 1.$$

При равной массе растворов ($m_1(\text{р-ра}) = m_2(\text{р-ра}) = 100 \text{ г}$) такого соотношения не получается. Количество вещества серной кислоты должно быть не 0,102 моль, а 0,125 моль. Недостающее количество серной кислоты может быть восполнено за счет увеличения массы раствора серной кислоты (или уменьшения массы раствора щелочи).

5. Найдем массу кислоты, соответствующую 0,125 моль:

$$m = nM; \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,125 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 12,25 \text{ г.}$$

6. Находим массу раствора $m_2(\text{р-ра})$, в котором содержится 12,25 г серной кислоты:

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{в-ва}) \cdot 100 \%}{w};$$

$$m_2(\text{р-ра}) = \frac{12,25 \text{ г} \cdot 100 \%}{10 \%} = 122,5 \text{ г}.$$

7. Определим массовое соотношение растворов реагентов.

Если взять 100 г 10 %-ного раствора щелочи NaOH, то для полной нейтрализации надо 122,5 г 10 %-ного раствора серной кислоты, т. е. $m_1(\text{р-ра}) : m_2(\text{р-ра}) = 100 : 122,5 = 1 : 1,225$.

8. Чтобы найти массовую долю соли в полученном растворе, надо определить массу этого раствора $m_3(\text{р-ра})$ и массу соли:

$$m_3(\text{р-ра}) = 100 \text{ г} + 122,5 \text{ г} = 222,5 \text{ г}.$$

По уравнению реакции

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,125 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,125 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 17,75 \text{ г}.$$

9. Определяем массовую долю соли в полученном растворе:

$$w(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%;$$

$$w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{17,75 \text{ г} \cdot 100 \%}{222,5 \text{ г}} = 8,0 \%.$$

Способ 2

2. По уравнению реакции 1 моль H_2SO_4 реагирует с 2 моль NaOH. Найдем массы реагирующих веществ:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 98 \text{ г};$$

$$m(\text{NaOH}) = 2 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 80 \text{ г}.$$

3. Рассчитываем массы растворов и их соотношение:

$$m_1(\text{р-ра}) = \frac{80 \text{ г}}{10 \%} \cdot 100 \% = 800 \text{ г};$$

$$m_2(\text{р-ра}) = \frac{98 \text{ г}}{10 \%} \cdot 100 \% = 980 \text{ г};$$

$$m_1(\text{р-ра}) : m_2(\text{р-ра}) = 800 : 980 = 1 : 1,225.$$

3. Определяем количество вещества соли Na_2SO_4 :

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль.}$$

4. Определяем массу соли:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 142 \text{ г.}$$

5. Находим массу полученного раствора:

$$m_3(\text{р-ра}) = 800 \text{ г} + 980 \text{ г} = 1780 \text{ г.}$$

6. Рассчитываем массовую долю соли в растворе:

$$w(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \% ;$$

$$w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{142 \text{ г} \cdot 100 \%}{1780 \text{ г}} = 8,0 \% .$$

О т в е т: $m_1(\text{р-ра}) : m_2(\text{р-ра}) = 1 : 1,225$; $w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 8,0 \% .$

Задача 20. Рассчитайте степень диссоциации гидрата аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ в растворе с массовой долей аммиака 10 %. Плотность раствора 0,96 г/мл, $K_d(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

Р е ш е н и е

1. По закону разведения Оствальда для слабых электролитов

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}} ,$$

где в данном случае K_d — константа диссоциации слабого основания, c — молярная концентрация гидрата аммиака в растворе.

2. Определяем молярную концентрацию гидрата аммиака в растворе по массовой доле аммиака:

$$c(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = c(\text{NH}_3) = \frac{n(\text{NH}_3)}{V(\text{р-ра})} ;$$

$$n(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} ;$$

$$m(\text{NH}_3) = \frac{w(\text{NH}_3) \cdot m(\text{р-ра})}{100 \%} .$$

С учетом того, что плотность выражена в г/мл, а для определения молярной концентрации объем должен быть выражен в литрах, получаем:

$$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho \cdot 1000} .$$

$$\text{Отсюда } c(\text{NH}_3) = \frac{w(\text{NH}_3) \cdot m(\text{p-ра}) \cdot \rho \cdot 1000}{100 \% \cdot M(\text{NH}_3) \cdot m(\text{p-ра})} = \frac{10w(\text{NH}_3) \cdot \rho}{M(\text{NH}_3)};$$

$$c(\text{NH}_3) = \frac{10 \cdot 10 \cdot 0,96}{17} = 5,65 \text{ (моль/л)}.$$

3. Вычисляем степень диссоциации гидрата аммиака в растворе:

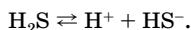
$$\alpha = \sqrt{\frac{1,74 \cdot 10^{-5}}{5,65}} = 1,7 \cdot 10^{-3}.$$

Ответ: $\alpha = 1,7 \cdot 10^{-3}$.

Задача 21. Вычислите pH 0,1 М раствора сероводорода, если даны константы диссоциации сероводородной кислоты: $K_1 = 10^{-7}$, $K_2 = 10^{-13}$.

Решение

1. Записываем уравнение диссоциации кислоты, учитывая, что она идет преимущественно по первой ступени ($K_2 \ll K_1$):



2. Рассчитываем концентрацию ионов H^+ в растворе по закону разведения Оствальда, используя K_1 :

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_1}{c}}; \quad [\text{H}^+] = \alpha \cdot c;$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_1}{c}} \cdot c = \sqrt{K_1 \cdot c};$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{10^{-7} \cdot 10^{-1}} = 10^{-4} \text{ (моль/л)}.$$

3. Находим pH данного раствора:

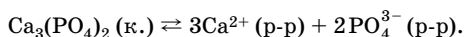
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \quad \text{pH} = -\lg 10^{-4} = 4,0.$$

Ответ: $\text{pH} = 4,0$.

Задача 22. Напишите выражение для константы растворимости K_S фосфата кальция.

Решение

1. Напишем уравнение гетерогенного равновесия:



2. Используя закон действующих масс, напишем выражение для расчета K_S (ПР):

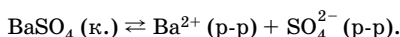
$K_S = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$, где концентрации ионов являются молярными (моль/л).

О т в е т: $K_S = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$.

Задача 23. Вычислите растворимость сульфата бария, если $K_S(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

Р е ш е н и е

1. Записываем уравнение гетерогенного равновесия:



2. Пусть в 1 л насыщенного раствора находится x моль сульфата бария, тогда по уравнению гетерогенного равновесия

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = x \text{ моль/л.}$$

3. В выражение для K_S подставим значения концентраций x :

$$K_S(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}];$$

$$K_S(\text{BaSO}_4) = x^2.$$

Так как $x = S$, то $K_S(\text{BaSO}_4) = S^2$, где S — растворимость соли.

4. Находим растворимость соли:

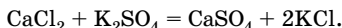
$$S = \sqrt{K_S}; \quad S = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ (моль/л).}$$

О т в е т: $S = 1,05 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Задача 24. Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов 0,1 М раствора хлорида кальция и 0,1 М раствора сульфата калия? $K_S(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$.

Р е ш е н и е

1. Записываем уравнение реакции:



2. Условие образования осадка сульфата кальция можно записать в виде соотношения $\Pi_c > K_S$, где Π_c — произведение концентраций ионов Ca^{2+} и SO_4^{2-} :

$$c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) > K_S(\text{CaSO}_4).$$

3. По условию задачи смешали равные объемы растворов реагентов, поэтому их концентрации уменьшились вдвое:

$$c(\text{Ca}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{0,1 \text{ M}}{2} = 0,05 \text{ M}.$$

4. Определяем произведение концентраций ионов кальция и сульфат-ионов:

$$c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = 0,05 \cdot 0,05 = 2,5 \cdot 10^{-3} > K_{\text{с}},$$

следовательно, осадок выпадет.

О т в е т: осадок выпадет.

Гидролиз неорганических и органических соединений

Вода не только хорошо растворяет многие вещества, но и вступает с ними в химические реакции. К числу таких реакций относится **гидролиз** — разложение веществ водой.

Процессы гидролиза необходимы для жизнедеятельности организмов. Пища, которую мы употребляем, состоит из белков, жиров, углеводов. В желудочно-кишечном тракте белки гидролизуются до аминокислот, жиры — до глицерина и жирных кислот, полисахариды — до моносахаров. Эти процессы происходят постепенно:

белки → полипептиды → крупные пептиды → мелкие пептиды → дипептиды → α -аминокислоты;

полисахариды → декстрины → дисахариды → моносахариды.

Через стенки тонкого кишечника продукты гидролиза всасываются в кровь.

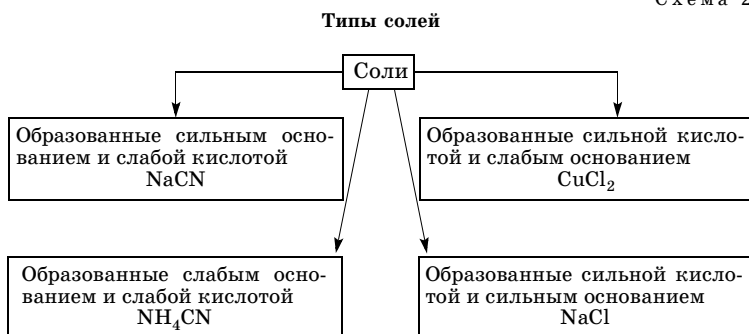
При растворении некоторых солей в воде кроме их диссоциации и гидратации полученных ионов самопроизвольно протекает кислотно-основная реакция между ионами соли и молекулами воды — гидролиз соли.

Гидролиз соли — процесс ионообменного взаимодействия ионов соли с молекулами воды, в результате которого образуются слабо диссоциирующие молекулы или ионы.

Способность солей подвергаться гидролизу и глубина протекания этого процесса зависят от природы ионов, образующих соль, а также от растворимости соли в воде, ее концентрации и температуры раствора.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием. В зависимости от силы исходных кислоты и основания соли можно разделить на четыре типа (схема 2).

Схема 2



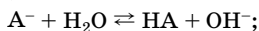
Гидролиз солей наблюдается только в тех случаях, когда ионы соли могут при взаимодействии с молекулами воды образовать слабо диссоциирующие кислоты или основания. Поэтому гидролизу подвергаются соли, образованные:

- анионами слабых кислот и катионами сильных оснований (гидролиз по аниону соли);
- катионами слабых оснований и анионами сильных кислот (гидролиз по катиону соли);
- катионами слабых оснований и анионами слабых кислот (гидролиз и по катиону, и по аниону соли).

Гидролиз перечисленных выше солей — процесс *обратимый*, так как вода — слабый электролит и в результате гидролиза образуется слабый электролит. Вследствие обратимости гидролиз не приводит к полному разложению соли. Гидролиз *преимущественно происходит по первой ступени*. Обратимый гидролиз характеризуется константой гидролиза.

Константа гидролиза (K_r) характеризует состояние равновесия при гидролизе солей.

Гидролиз по аниону:



$$K_{\text{равн}} = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-] \cdot [H_2O]};$$

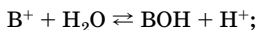
так как $[H_2O] = \text{const}$, то

$$K_r = K_{\text{равн}} \cdot [H_2O] = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}.$$

Умножаем числитель и знаменатель дроби на $[H^+]$:

$$K_r = \frac{[HA] \cdot [OH^-] \cdot [H^+]}{[A^-] \cdot [H^+]} = \frac{K_w}{K_a(HA)}.$$

Гидролиз по катиону:



$$K_r = \frac{K_w}{K_b(BOH)}.$$

Здесь K_w — ионное произведение воды, K_a — константа диссоциации слабой кислоты, K_b — константа диссоциации слабого основания (справочные данные).

Степень гидролиза (h) — это отношение числа частиц, подвергшихся гидролизу, к их числу до начала гидролиза:

$$h = \frac{c(H^+)}{c_0}; \quad h = \frac{c(OH^-)}{c_0}; \quad h = \sqrt{\frac{K_r}{c_0}},$$

где c_0 — исходная концентрация соли в растворе.

Некоторые соли, гидролизующиеся по катиону и по аниону, например сульфиды, сульфиты и карбонаты алюминия и трехвалентных железа и хрома, разлагаются полностью и *необратимо*, так как при взаимодействии их ионов с водой образуются малорастворимые основания и неустойчивые или летучие кислоты. Такие соли не существуют в водных растворах и не могут быть получены по ионообменным реакциям в водных растворах — вместо них образуются продукты их полного гидролиза.

Соли, образованные катионами сильных оснований и анионами сильных кислот, *гидролизу не подвергаются*, так как ни катион, ни анион не могут при взаимодействии с водой образовать слабые электролиты.

Практически не гидролизуются и труднорастворимые соли (например, $CaCO_3$, $BaSO_4$) из-за чрезвычайно малой концентрации их ионов в воде.

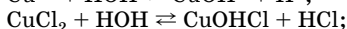
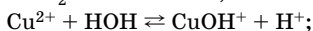
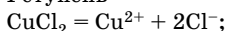
Решение типовых задач

Задача 25. Для гидролизующихся веществ напишите уравнения гидролиза: $CuCl_2$, Na_2CO_3 , CrS , Cr_2S_3 , $NaCl$, тристеарид, глицилглицин, этилэтаноат.

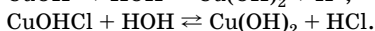
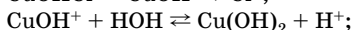
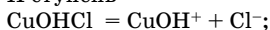
Решение

1. $CuCl_2$ — растворимая в воде соль, образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, подвергается гидролизу. Гидролиз протекает по катиону слабого основания, $pH < 7$:

I ступень



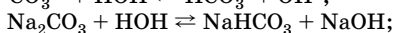
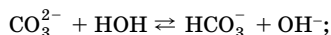
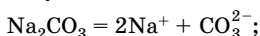
II ступень



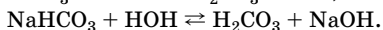
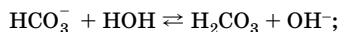
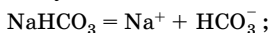
При обычных условиях гидролиз протекает преимущественно по I ступени.

2. Na_2CO_3 — растворимая в воде соль, образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, подвергается гидролизу. Гидролиз протекает по аниону слабой кислоты, $\text{pH} > 7$:

I ступень

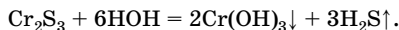


II ступень



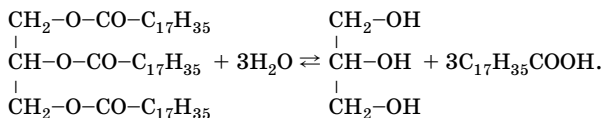
3. CrS — малорастворимая соль, не гидролизуеться из-за низкой концентрации ионов в водном растворе.

4. Cr_2S_3 — соль, образованная слабым нерастворимым в воде основанием и слабой летучей кислотой. В водном растворе соль не существует, так как подвергается *полному гидролизу*:

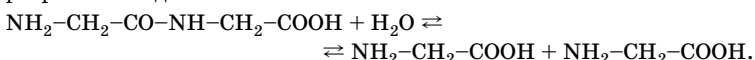


5. NaCl — растворимая в воде соль, образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты. Гидролизу не подвергается.

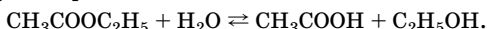
6. Тристеарид — это жир, образованный многоатомным спиртом глицерином и стеариновой кислотой, эти вещества и получаются при гидролизе:



7. Глицилглицин — дипептид, при его гидролизе происходит разрыв пептидной связи:



8. Этилэтаноат — сложный эфир, при гидролизе которого образуются спирт и карбоновая кислота:



Задача 26. Установите соответствие между названиями солей и средой их водных растворов.

Названия солей *Среда растворов*

- | | |
|-------------------|----------------|
| 1) Хлорид цинка | А) Кислотная |
| 2) Хлорид калия | Б) Нейтральная |
| 3) Силикат натрия | В) Щелочная |
| 4) Нитрат калия | |

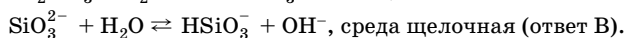
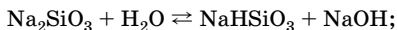
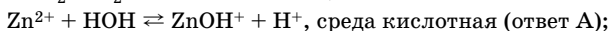
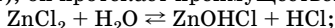
Решение

1. Среда водного раствора соли зависит от того, подвергается ли данная соль гидролизу и как протекает гидролиз.

Гидролизу подвергаются соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой (хлорид цинка), сильным основанием и слабой кислотой (силикат натрия), слабым основанием и слабой кислотой (таких солей нет). Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются и характер водной среды не меняют. Такими солями являются хлорид калия (2) и нитрат калия (4), следовательно, в водных растворах этих солей среда нейтральная (ответ Б).

2. Для определения среды в растворах остальных солей необходимо написать уравнения их гидролиза.

Обратите внимание: гидролиз — процесс обратимый (и в левой, и в правой частях уравнения гидролиза есть слабый электролит), он протекает преимущественно по первой ступени:



О т в е т:

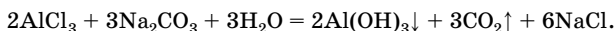
1	2	3	4
А	Б	В	Б

Задача 27. Что произойдет при сливании растворов хлорида алюминия и карбоната натрия? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения данной реакции.

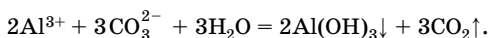
Решение

1. Соль AlCl_3 образована слабым основанием и сильной кислотой (реакция среды кислая, H^+), а соль Na_2CO_3 — сильным основанием и слабой кислотой (реакция среды щелочная, OH^-). Ионы H^+ и OH^- обязательно взаимодействуют между собой с образованием очень слабого электролита воды, реакция смещается в сторону ее образования, поэтому карбонат алюминия не образуется, а вместо него образуются продукты полного гидролиза.

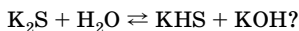
2. Напишем молекулярное уравнение реакции совместного гидролиза:



3. Напишем уравнение реакции в сокращенном ионном виде:

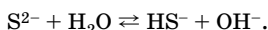


Задача 28. Как можно усилить протекание следующей реакции в растворе:



Решение

Запишем уравнение гидролиза в ионном виде:



Равновесия, которые устанавливаются в растворах гидролизующихся солей, могут смещаться в ту или иную сторону в соответствии с принципом Ле Шателье. На положение равновесия и глубину протекания гидролиза влияют температура, концентрация соли и добавление в раствор соли небольших количеств сильных кислот или сильных оснований.

Рассмотрим влияние различных факторов на смещение гидролитического равновесия.

1. Гидролиз — эндотермическая реакция, поэтому для усиления гидролиза раствор соли надо нагреть.

2. Разбавление раствора соли также смещает равновесие вправо, т. е. усиливает гидролиз.

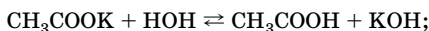
3. Добавление небольшого количества сильной кислоты (ионов H^+) вызывает усиление гидролиза данной соли, так как ионы водорода связывают гидроксид-ионы, образующиеся в результате гидролиза.

Ответ: повысить температуру, разбавить раствор, добавить сильную кислоту.

Задача 29. Определите рН раствора, константу и степень гидролиза ацетата калия, если молярная концентрация соли равна 0,1 моль/л, а $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Решение

1. Напишем уравнение гидролиза соли:



2. Рассчитаем степень гидролиза:

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \cdot c_0}},$$

где h — степень гидролиза; K_w — ионное произведение воды, при 25 °С равное $1 \cdot 10^{-14}$; K_a — константа диссоциации кислоты; c_0 — молярная концентрация соли;

$$h = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}}} = 7,5 \cdot 10^{-5}.$$

3. Вычисляем константу гидролиза K_r :

$$K_r = \frac{K_w}{K_a}; \quad K_r = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}.$$

4. Определяем концентрацию гидроксид-ионов в растворе и рОН:

$$c(\text{OH}^-) = hc_0; \quad c(\text{OH}^-) = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1} = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ (моль/л);}$$

$$\text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-); \quad \text{pOH} = -\lg 7,5 \cdot 10^{-6} = 5,12.$$

5. Находим рН раствора.

Так как $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (25 °С), то $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$;

$$\text{pH} = 14 - 5,12 = 8,88.$$

Ответ: $\text{pH} = 8,88$; $K_r = 5,6 \cdot 10^{-10}$; $h = 7,5 \cdot 10^{-5}$.

Задачи для самостоятельного решения

4.1. Вычислите коэффициент растворимости хлорида бария в воде при 0 °С, если при этой температуре в 13,1 г раствора содержится 3,1 г этой соли.

***4.2.** Растворимость бромиды калия при 20 и 80 °С равна соответственно 65 и 95 г на 100 г воды. Найдите массу насыщенного при 80 °С раствора, из которого при охлаждении до 20 °С выпадет 150 г соли. Определите массы воды и соли, необходимых для его приготовления.

4.3. Массовая доля некоторой соли в ее насыщенном при комнатной температуре растворе равна 20 %. Найдите массу соли, которая выпадет в осадок при охлаждении до этой температуры 250 г раствора с массовой долей этой соли 30 %.

4.4. В воде массой 100 г при температуре 20 °C растворяется гидроксид натрия массой 108,7 г. Определите массу щелочи и воды, которые надо взять для приготовления насыщенного при температуре 20 °C раствора массой 40 г.

4.5. Коэффициент растворимости соли при 80 °C равен 50 г на 100 г воды, а при 20 °C — 20 г на 100 г воды. Определите массу осадка, полученного из 700 г насыщенного при 80 °C раствора при его охлаждении до 20 °C.

4.6. Определите массу хлорида калия, который выпадет в осадок из 300 мл насыщенного при 20 °C раствора ($\rho = 1,174$ г/мл), если раствор охладить до 0 °C. $S^{20}(\text{KCl}) = 34,4$ г/100 г H_2O ; $S^0(\text{KCl}) = 28$ г/100 г H_2O .

4.7. Вычислите массу сульфата калия, который выпадет в осадок из 400 г раствора, насыщенного при 80 °C, при его охлаждении до 20 °C. Растворимость соли составляет 21,4 г на 100 г воды при 80 °C и 11,1 г на 100 г воды при 20 °C.

4.8. Коэффициент растворимости хлорида кальция в воде при 10 °C равен 159 г на 100 г воды. Определите массу соли, которая может раствориться в 750 г воды.

4.9. Определите массу сулемы HgCl_2 , которая требуется для приготовления 200 г насыщенного при 20 °C раствора, если ее растворимость при данной температуре составляет 6,6 г. Какова массовая доля сулемы в этом растворе?

4.10. Растворимость фторида натрия при 0 °C равна 4,1 г, а при 40 °C — 4,5 г на 100 г воды. Определите массу фторида натрия, который выпадет в осадок при охлаждении 500 г раствора от 40 до 0 °C.

4.11. Из 400 мл 17 %-ного раствора сульфата меди(II) ($\rho = 1,19$ г/мл) при охлаждении выпал осадок пентагидрата сульфата меди(II) массой 50 г. Определите массовую долю сульфата меди(II) в растворе, полученном после отделения осадка.

4.12. Через 150 г 5 %-ного раствора нитрата свинца пропустили 0,448 л (н. у.) сероводорода. Рассчитайте массовую долю азотной кислоты в полученном после реакции растворе.

4.13. Сероводород объемом 0,112 л (н. у.) пропустили через 90 г раствора с массовой долей бромида меди(II) 8 %. Рассчитайте массовую долю бромида меди(II) в полученном после реакции растворе.

4.14. Перманганат калия можно использовать для оказания первой помощи при змеиных укусах, если отсутствует специальная сыворотка. Для этого в место укуса вводят шприцем 0,5–1,0 мл 1 %-ного раствора перманганата калия. Рассчитайте массу перманганата ка-

лия и объем воды, необходимых для приготовления 75 мл такого раствора, имеющего плотность 1,006 г/мл.

4.15. При нагревании и на свету растворы пероксида водорода разлагаются и теряют лечебные свойства, поэтому их хранят в склянках из темного стекла в прохладном месте. Определите объем кислорода (н. у.), который выделится при разложении 100 мл 3 %-ного раствора пероксида водорода. Плотность раствора примите равной 1 г/мл.

4.16. При укусах муравьев, соприкосновении с крапивой в результате действия муравьиной кислоты на кожу возникает чувство жжения. Определите массу муравьиной кислоты, которая может быть нейтрализована 10 мл 2 %-ного раствора пищевой соды NaHCO_3 , плотность которого равна 1,013 г/мл.

4.17. В желудочном соке человека массовая доля соляной кислоты составляет в среднем 0,5 %. Определите количество вещества хлороводорода в 500 г желудочного сока.

4.18. Нашатырный спирт — это водный раствор аммиака. Для получения нашатырного спирта в 300 г воды растворили 112 л аммиака (н. у.). Вычислите массовую долю аммиака (в %) в полученном растворе.

4.19. При кипячении с водой аспирин распадается на салициловую и уксусную кислоты. Рассчитайте число молекул салициловой кислоты и ее молярную концентрацию в растворе, который образуется после растворения 1 таблетки аспирина в 100 мл воды и последующего кипячения. Масса таблетки 0,5 г. Молярная масса аспирина 180 г/моль.

***4.20.** Хлор, выделившийся в результате взаимодействия 8,7 г диоксида марганца со 112,9 мл 30 %-ной соляной кислоты ($\rho = 1,149$ г/мл), вступил в реакцию с 2,8 г железа. Образовавшуюся соль растворили в 200 г воды. Определите массовую долю соли в растворе.

4.21. К раствору, полученному при добавлении 24 г гидрида натрия к 1 л воды, прилили 100 мл 30 %-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,18$ г/мл). Определите массовые доли веществ в конечном растворе.

***4.22.** К 400 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 4 % прилили раствор с массовой долей HCl 7,3 %. Определите массу раствора кислоты, который надо взять для полной нейтрализации щелочи. Сколько воды (г) надо выпарить из образовавшегося после сливания раствора, чтобы массовая доля хлорида натрия в нем стала равной 20 %?

***4.23.** При растворении пероксида лития в горячей воде образуется гидроксид лития и выделяется некоторый газ. Напишите уравнение этой реакции и определите массовую долю гидроксида лития в растворе, полученном растворением 4,6 г пероксида лития в 125 г воды.

***4.24.** В растворе хромовоаммонийных квасцов массовая доля водорода составляет 10,06 %. Определите массовую долю ионов хрома в этом растворе.

4.25. Через раствор соды, содержащий 1000 мл воды и 132,5 г безводного карбоната натрия, пропустили избыток углекислого газа, в результате чего образовался осадок. Вычислите массу соли, выпавшей в осадок после реакции, если ее растворимость при температуре опыта составляет 8 г на 100 г воды.

***4.26.** В 1 объеме воды при н. у. растворяется 500 объемов хлороводорода. Сколько объемов раствора гидрокарбоната кальция с концентрацией 0,001 моль/л вступит в реакцию с 1 объемом такого раствора хлороводорода ($\rho = 1,19$ г/мл)?

4.27. К воде массой 40 г прилили ацетон объемом 100 мл и получили раствор с плотностью 0,88 г/мл. Определите объемную долю ацетона в растворе, если плотность ацетона 0,79 г/мл.

4.28. В органическом растворителе ($\rho = 1,2$ г/мл) растворили углеводород, плотность которого равна 0,8 г/мл. Полученный раствор имеет плотность 0,9 г/мл. Определите объемную долю (%) углеводорода в растворе. Изменением объемов при смешивании можно пренебречь.

***4.29.** Из 62 г фосфата кальция, содержащего 50 % примесей, количественно получили фосфор, а затем оксид фосфора(V), который растворили в 100 г воды. К полученному раствору добавили 31,6 г ацетата кальция. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

***4.30.** Фенол массой 18,8 г растворили в 110,62 мл 12,7 %-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,139$ г/мл). Через полученный раствор пропустили газ, образовавшийся при полном обжиге 38,8 г сульфида цинка на воздухе. Вычислите массовые доли веществ, содержащихся в полученном растворе, учитывая, что растворимость фенола составляет 2 г на 100 г воды.

4.31. К водному раствору, содержащему хлорид хрома(III) массой 3,17 г, прилили раствор, содержащий 3,85 г сульфида калия. Определите массу образовавшегося осадка.

4.32. Уместится ли в мерной колбе вместимостью 250 мл 16 %-ный раствор гидроксида натрия ($\rho = 1,175$ г/мл), содержащий 62 г щелочи?

4.33. Рассчитайте массовую долю соли в растворе, полученном при растворении 1,3 г цинка в 36,5 г 10 %-ной соляной кислоте.

4.34. Определите массовую долю карбоната натрия в растворе, полученном осторожным кипячением 150 г 8,4 %-ного раствора гидрокарбоната натрия. Определите объем 15,6 %-ного раствора хлорида бария ($\rho = 1,154$ г/мл), который прореагирует с полученным карбонатом натрия.

4.35. Смешали 135 мл 20 %-ного раствора гидроксида калия ($\rho = 1,186$ г/мл) и 436 г раствора гидроксида калия, содержащего 1,2 моль растворенного вещества. Полученный раствор упарили до массы 250 г. Определите массовую долю гидроксида калия в конечном растворе.

4.36. Определите массу гексагидрата нитрата цинка, необходимого для приготовления 750 г раствора с массовой долей нитрата цинка 12,6 %.

4.37. После упаривания 4,75 л 7,5 %-ного раствора хлорида натрия ($\rho = 1,0527$ г/мл) масса раствора уменьшилась на 1,875 кг. Определите массовую долю хлорида натрия в конечном растворе.

4.38. Определите количество вещества сульфата магния, который следует добавить к 270 г 5,55 %-ного раствора этого вещества, чтобы получить 15 %-ный раствор.

4.39. Рассчитайте массу 50 %-ного раствора муравьиной кислоты, который нужно добавить к 400 г раствора с массовой долей муравьиной кислоты 10 %, чтобы получить 30 %-ный раствор этой кислоты.

4.40. Определите объем воды, которую нужно добавить к 400 мл раствора с массовой долей серной кислоты 98 % ($\rho = 1,84$ г/мл), чтобы получить раствор с массовой долей серной кислоты 10 %.

4.41. Вычислите массу кристаллогидрата бромиды меди(II) $\text{CuBr}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, который надо добавить к 351 г раствора с массовой долей бромиды меди(II) 1,61 %, чтобы получить раствор с массовой долей соли 10,68 %.

4.42. Необходимо приготовить 945 г 15 %-ного раствора азотной кислоты. Найдите объем воды и массу 63 %-ного раствора азотной кислоты, которые для этого требуются.

4.43. Из 426 г фосфорного ангидрида нужно приготовить раствор с массовой долей ортофосфорной кислоты 49 %. Какой объем воды для этого потребуется?

***4.44.** Определите массу серного ангидрида, который надо растворить в 300 г 49 %-ного раствора серной кислоты, чтобы образовался раствор с массовой долей серной кислоты 78,4 %.

4.45. Определите массу лития, который необходимо добавить к 1 л воды, чтобы получить раствор с массовой долей гидроксида лития 2,4 %.

4.46. Определите объем раствора с массовой долей гидроксида натрия 50 % ($\rho = 1,53$ г/мл), который необходим для получения 2 л раствора щелочи с плотностью 1,012 г/мл. Какова массовая доля гидроксида натрия в конечном растворе?

***4.47.** В распоряжении лаборанта имеются 5 %-ный раствор сульфата натрия и кристаллическая глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. В каком массовом соотношении лаборант должен их взять, чтобы приготовить раствор с массовой долей сульфата натрия 20 %?

***4.48.** В каком объемном соотношении необходимо смешать 20 %-ные растворы серной кислоты ($\rho = 1,14$ г/мл) и гидроксида натрия ($\rho = 1,22$ г/мл), чтобы получить раствор с $\text{pH} = 7$?

4.49. Раствор с массовой долей гидроксида калия 11,2 % полностью нейтрализовали раствором с массовой долей серной кислоты

24,5 %. Определите массовую долю сульфата калия в образовавшемся растворе.

4.50. Какой объем 33 %-ного раствора пероксида водорода ($\rho = 1,13$ г/мл) необходим для получения кислорода, которого было бы достаточно для сжигания 16 г серы?

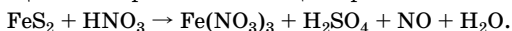
4.51. Определите объем 2 М соляной кислоты, прореагировавшей с диоксидом марганца, если известно, что выделившийся при этом газ может вытеснить из раствора иодида калия 25,4 г иода.

***4.52.** Смешали 41,66 мл 22,2 %-ного раствора хлорида кальция ($\rho = 1,20$ г/мл) и 24,59 мл 23 %-ного раствора карбоната калия ($\rho = 1,22$ г/мл). В результате реакции выпал осадок, который отфильтровали. Определите массовые доли веществ в фильтрате.

***4.53.** Раствор хлороводорода массой 100 г постепенно прилили к 100 г раствора карбоната натрия. Масса полученного раствора составила 200 г. Затем процедуру сливания растворов провели в обратном порядке: 100 г раствора карбоната натрия постепенно прилили к 100 г раствора хлороводорода. Масса полученного раствора составила 197 г. Объясните происходящие явления и определите массовую долю хлороводорода в исходном растворе.

***4.54.** При разложении 9,43 мл 17 %-ного раствора пероксида водорода ($\rho = 1,06$ г/мл) выделилось 0,448 л газа (н. у.). Во сколько раз уменьшилась молярная концентрация пероксида водорода в растворе, если объем раствора за счет реакции уменьшился на 0,7 мл?

***4.55.** Какой объем раствора с массовой долей азотной кислоты 53 % ($\rho = 1,39$ г/мл) потребуется для полного окисления 12,5 г пирида, содержащего 4 % примесей? Реакция протекает по схеме:



4.56. Рассчитайте массу воды, в которой надо растворить 57,4 г кристаллогидрата $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ для приготовления 8 %-ного раствора сульфата цинка.

***4.57.** Определите массы кристаллической соды и 10 %-ного раствора карбоната натрия, необходимых для приготовления 400 г 20 %-ного раствора карбоната натрия.

***4.58.** Кристаллогидрат карбоната натрия массой 5 г растворили в 74,56 г 7 %-ной соляной кислоты. Массовая доля хлороводорода в полученном растворе составила 5 %. Определите формулу кристаллогидрата.

4.59. Определите массу 6 %-ного раствора хлорида алюминия, к которому следует добавить 30 г хлорида алюминия для получения 12 %-ного раствора этой соли.

4.60. Определите объем 15 %-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,16$ г/мл), который потребуется для нейтрализации 100 мл соляной кислоты молярной концентрацией 8,7 моль/л.

4.61. Вычислите количество вещества сульфата натрия, который прореагирует с хлоридом бария, содержащимся в 54,5 мл 15 %-ного раствора ($\rho = 1,145$ г/мл).

***4.62.** Даны алюмокалиевые квасцы $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ и вода. Какой объем воды потребуется для приготовления 300 г раствора с массовой долей сульфата алюминия 10 %?

4.63. В 1 л воды растворили 50 г оксида серы(VI). К полученному раствору добавили 400 мл 20 %-ного раствора гидроксида калия ($\rho = 1,186$ г/мл). Какую среду (кислотную, нейтральную или щелочную) имеет образовавшийся раствор?

4.64. Какая среда (кислотная, нейтральная или щелочная) будет в растворе, приготовленном путем смешивания 50 г 10 %-ного раствора серной кислоты и 50 г 10 %-ного раствора гидроксида калия? Определите количество вещества сульфат-ионов в этом растворе.

4.65. Для полной нейтрализации 50 мл 20 %-ной соляной кислоты ($\rho = 1,098$ г/мл) использован 20 %-ный раствор гидроксида калия. Определите количество вещества воды в полученном растворе.

4.66. В 200 г 10 %-ного раствора ортофосфорной кислоты растворили 14,2 г оксида фосфора(V). Определите массовую долю ортофосфорной кислоты в полученном растворе.

4.67. Имеется раствор иодида калия. Для определения массовой доли соли в растворе через 200 г его пропустили 100 мл газовой смеси, содержащей хлор. При этом выделилось 0,508 г кристаллического иода. Определите массовую долю иодида калия в анализируемом растворе и объем хлора (н. у.) в газовой смеси.

4.68. Натрий массой 35,4 г растворили в 300 г воды. Определите массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.

4.69. При насыщении 50 г 6,8 %-ного раствора аммиака оксидом серы(IV) масса раствора увеличилась до 62,8 г. Определите состав и количество вещества образовавшейся при этом соли.

4.70. Необходимо получить 2 %-ный раствор ортофосфорной кислоты. Вычислите объем воды, в которой следует растворить 14,2 г оксида фосфора(V).

4.71. Определите объем воды, в которой надо растворить $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул оксида серы(VI), чтобы получить раствор с массовой долей серной кислоты 10 %.

•**4.72.** Пентахлорид фосфора массой 2,085 г осторожно внесли в 200 г 15 %-ного раствора карбоната натрия, при этом газ не выделялся. Напишите уравнение реакции и рассчитайте массовую долю гидрофосфата натрия в полученном растворе.

•**4.73.** Определите массу нитрида магния, подвергнувшегося полному разложению водой, если для солеобразования с продуктами гидролиза потребовалось 150 мл 4 %-ной соляной кислоты ($\rho = 1,018$ г/мл).

4.74. Карбид алюминия обработали 320 г 22 %-ной соляной кислоты. При этом выделилось 6,72 л метана (н. у.). Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

4.75. Определите массу глицерина плотностью 1,26 г/мл, необходимого для приготовления водного раствора объемом 50 мл с объемной долей глицерина 30 %.

4.76. Для нейтрализации 42 мл раствора серной кислоты потребовалось 14 мл 0,3 М раствора гидроксида натрия. Какова молярная концентрация серной кислоты в исследуемом растворе?

4.77. В воде массой 500 г растворили натрий массой 4,6 г. Рассчитайте молярную концентрацию полученного вещества в растворе, если плотность раствора равна 1,09 г/мл.

4.78. Вычислите молярную концентрацию 20 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,139$ г/мл).

4.79. Определите объем раствора с массовой долей карбоната натрия 0,15 ($\rho = 1,16$ г/мл), необходимого для приготовления 0,45 М раствора этой соли объемом 120 мл.

4.80. Хлорид кальция широко используют в медицинской практике. Вычислите массы кристаллогидрата состава $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и воды, требующихся для приготовления 100 мл 3 %-ного раствора хлорида кальция ($\rho = 1,023$ г/мл). Какова молярная концентрация хлорида кальция в таком растворе?

***4.81.** К 250 мл раствора нитрата алюминия добавили 250 мл раствора сульфида натрия. Данные растворы содержат эквимольные количества веществ. В результате реакции, проходящей при температуре 25 °С и давлении 780 мм рт. ст., выделилось 0,336 л газа. Вычислите молярную концентрацию веществ в исходных растворах, пренебрегая растворимостью газа в воде.

***4.82.** К 40 г 10 %-ного раствора гидроксида натрия добавили 5 %-ный раствор азотной кислоты. После реакции массовая доля щелочи в растворе составила 0,0194. Определите массу добавленного раствора азотной кислоты.

***4.83.** На полное окисление в серноокислотной среде сульфата железа(II), содержащегося в растворе, который получен растворением 3,56 г кристаллогидрата сульфата железа(II), потребовалось 100 мл 0,04 М раствора перманганата калия. Установите формулу кристаллогидрата сульфата железа(II).

•**4.84.** Сульфид металла MeS (металл проявляет в соединениях степени окисления +2 и +3) массой 4,4 г подвергли обжигу в избытке кислорода. Твердый остаток растворили в точно рассчитанном объеме 37,8 %-ной азотной кислоты. Массовая доля соли в полученном растворе составила 41,7 %. При охлаждении этого раствора выпало 8,08 г кристаллогидрата, а массовая доля соли в растворе уменьшилась до 34,7 %. Установите формулу кристаллогидрата.

•**4.85.** В насыщенный водный раствор бромида кальция массой 80 г добавили 20 г безводной соли. Полученную смесь нагрели до полного растворения соли, а затем охладили до исходной температуры. В результате охлаждения выпало 41,5 г осадка кристаллогидрата. Какова формула кристаллогидрата, если известно, что насыщенный раствор содержит 58,7 % безводной соли?

***4.86.** К 200 г 0,525 М раствора хлорида бария ($\rho = 1,092$ г/мл) добавили 20 г 0,93 М раствора сульфата натрия ($\rho = 1,10$ г/мл). Определите массовую долю и молярную концентрацию веществ, содержащихся в растворе после завершения реакции, если плотность конечного раствора равна 1,025 г/мл.

4.87. Какова молярная концентрация растворенного вещества в 67 % -ном растворе сахарозы?

4.88. Мочевину $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ массой 3 г растворили в 500 г воды. Определите молярную концентрацию вещества в полученном растворе.

4.89. Раствор глюкозы применяют для восполнения потерь жидкости в организме и как источник легкоусвояемого организмом питательного вещества. Вычислите молярную и молярную концентрации глюкозы в растворе, если ее массовая доля в нем равна 5,45 %. Плотность раствора примите равной единице.

4.90. Показаниями к применению хлорида калия в медицине являются снижение уровня калия в крови, аритмия различного происхождения. Вычислите молярную и молярную концентрации хлорида калия в растворе, содержащем 245,7 г соли в 1000 г воды ($\rho = 1,131$ г/мл).

4.91. Рассчитайте молярность и молярность водного раствора с массовой долей этанола равной 47 %. Плотность раствора равна 0,92 г/мл.

4.92. Медный купорос массой 13,24 г растворили в 250 мл этанола ($\rho = 0,789$ г/мл). Рассчитайте массовые доли сульфата меди(II) и воды в этом растворе.

4.93. Рассчитайте объем 12,2 М раствора азотной кислоты, из которого можно приготовить путем разбавления водой 0,2 л 10 % -ного раствора ($\rho = 1054$ г/л).

4.94. Рассчитайте, во сколько раз следует разбавить водой 60 % -ный раствор уксусной кислоты ($\rho = 1,0685$ г/мл) для приготовления 1 М раствора.

4.95. Определите, какой объем воды выпарили из 3,5 л 30 % -ной серной кислоты ($\rho = 1,218$ г/мл), если получен раствор с массовой долей кислоты 60 %.

4.96. Упарили 2 л 12 % -ного раствора хромата калия ($\rho = 1,1$ г/мл) до объема 1 л. Рассчитайте молярную концентрацию соли в конечном растворе.

4.97. Определите, до какого объема необходимо упарить 2,5 л 6 %-ного раствора нитрата кальция ($\rho = 1,045$ г/мл), чтобы приготовить 1,2 М раствор.

4.98. К 375 г 6 %-ного раствора соли добавили эту же соль до образования 14 %-ного раствора. Рассчитайте массу добавленной соли.

4.99. Смешали 0,3 л 1 М раствора и 0,1 л 3 М раствора азотной кислоты. Определите молярность конечного раствора.

4.100. Рассчитайте объемы (в литрах) 60 %-ного и 11 %-ного растворов серной кислоты (плотность растворов соответственно 1,50 и 1,07 г/мл), которые надо смешать для приготовления 2 л 25 %-ного раствора кислоты ($\rho = 1,18$ г/мл).

4.101. Из 250 г 10 %-ного раствора серной кислоты приготовили 25 %-ный раствор путем добавления 500 г более концентрированного раствора. Рассчитайте массовую долю кислоты в концентрированном растворе.

4.102. Соляную кислоту с массовой долей хлороводорода 24 % ($\rho = 1,118$ г/мл) разбавили тройным количеством воды по объему. Определите молярную концентрацию HCl в полученном растворе.

4.103. Смешали 46,1 мл 20,0 %-ного раствора аммиака ($\rho = 0,92$ г/мл) и 28,3 мл 40 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,30$ г/мл). Определите массовую долю соли в полученном растворе.

4.104. Раствор сульфата калия получили при растворении необходимого количества вещества карбоната калия в растворе с массовой долей серной кислоты 5 %. Определите массовую долю сульфата калия в полученном растворе.

•4.105. Вычислите массу гептагидрата сульфата натрия, который надо добавить к 200 г 15 %-ного раствора нитрата бария для получения 5 %-ного раствора сульфата натрия.

***4.106.** Смесь массой 1 г, состоящую из хлоридов натрия и калия в мольном отношении 1:2, растворили в 9 г воды. Вычислите массу 10 %-ного раствора нитрата серебра, который потребуется для полного осаждения хлорид-ионов из полученного раствора. Определите массовые доли всех веществ, оставшихся в растворе после отделения осадка.

4.107. Щелочной металл массой 1,39 г растворили в 100 г воды, при этом образовался раствор с массовой долей растворенного вещества 4,72 %. Определите неизвестный металл.

4.108. Определите массу натрия, который надо внести в 5 %-ный раствор гидроксида натрия массой 120 г, чтобы массовая доля щелочи повысилась до 25 %.

***4.109.** В каких массовых соотношениях надо взять 78 %-ный раствор серной кислоты и 10 %-ный олеум для получения 100 %-ной серной кислоты?

***4.110.** Определите массу воды, необходимой для приготовления 30 %-ного раствора серной кислоты из 100 г 30 %-ного олеума.

***4.111.** Определите массовые доли всех веществ в растворе, полученном при сливании 100 г 15 %-ного раствора ортофосфорной кислоты и 200 г 10 %-ного раствора гидроксида калия.

4.112. Уголь массой 1,2 г сожгли, а газ, полученный при этом, пропустили через 100 г 20 %-ного раствора гидроксида натрия. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

4.113. Раствор, содержащий 13 г нитрата серебра, смешали с 41,7 мл 26 %-ного раствора хлорида натрия ($\rho = 1,197$ г/мл). Какие вещества остались в растворе после того, как осадок был отфильтрован? Найдите их массы.

4.114. Определите состав и массовую долю соли в растворе, полученном при растворении в 19,1 мл 32 %-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,348$ г/мл) всего диоксида углерода, образовавшегося при сжигании 2,24 л (н. у.) метана.

4.115. Вычислите объем 20 %-ного раствора гидроксида калия ($\rho = 1,186$ г/мл), который требуется для перевода в осадок всего железа, содержащегося в 16,25 г хлорида железа(III).

4.116. При пропускании 11,2 л (н. у.) диоксида углерода через раствор гидроксида калия образовалось 57,6 г смеси кислой и средней солей. Определите массовые доли карбоната и гидрокарбоната калия в образовавшейся смеси.

4.117. Какой объем 96 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) необходимо взять для приготовления 100 мл 15 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,10$ г/мл)?

4.118. В воде одновременно растворили 1 моль хлорида алюминия, 3 моль гидроксида натрия, 2 моль хлорида бария, 1 моль сульфата калия, 2 моль нитрата серебра. Какие ионы присутствуют в растворе после отделения осадков? Вычислите количество вещества каждого иона.

4.119. Определите массы 20 %-ного раствора карбоната натрия и 25 %-ного раствора хлорида кальция, которые следует смешать для получения 50 г осадка.

4.120. К 170 г раствора с массовой долей ортофосфорной кислоты 12 % добавили 142 г раствора с массовой долей гидроксида калия 11 %. Определите количество вещества воды в полученном растворе.

4.121. Определите массовую долю ортофосфорной кислоты в растворе, полученном при растворении 35,5 г оксида фосфора(V) в 100 мл 85 %-ного раствора кислоты ($\rho = 1,69$ г/мл).

***4.122.** В лаборатории юного химика имеется медный купорос, содержащий 10 % хлорида аммония, но нет безводного сульфата ме-

ди(II). Предложите способ выделения сульфата меди(II) из этой смеси, если это возможно. Юный химик взвесил 10 г загрязненного медного купороса и растворил навеску в 150 мл воды. Какова массовая доля сульфата меди(II) в полученном растворе?

*4.123. Предельную монокарбоновую кислоту массой 1,20 г растворили в 100 мл воды, добавили немного фенолфталеина и по каплям прилили раствор гидроксида натрия до появления малинового окрашивания. Образовавшийся раствор упарили до начала кристаллизации и охладили. Масса выпавших кристаллов оказалась равной 1,77 г, что составило 75 % от теоретически возможной. В результате прокаливания кристаллов при 120 °С их масса уменьшилась до 1,23 г. Определите формулу карбоновой кислоты и состав выпавших кристаллов.

4.124. К 40 мл раствора с массовой долей азотной кислоты 42 % ($\rho = 1,26$ г/мл) прилили до полной нейтрализации раствор едкого кали с массовой долей 33,3 %. Затем раствор охладили до 0 °С. Определите массу соли, выделившейся при охлаждении раствора, если коэффициент ее растворимости при 0 °С равен 12,2 г на 100 г воды.

4.125. Определите объем 1 М раствора хлорида магния, который требуется для полного осаждения ионов Ag^+ из 300 мл 0,5 М раствора нитрата серебра.

4.126. При взаимодействии пероксида водорода с нитратом серебра в аммиачном растворе выделилось 560 мл (н. у.) бесцветного газа, поддерживающего горение. Вычислите массовую долю нитрата аммония в полученном растворе массой 200 г. Реакция протекает по схеме: $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

4.127. Напишите выражение для констант растворимости K_S гидроксидов магния и железа(III).

*4.128. При 20 °С $K_S(\text{PbCl}_2) = 1,6 \cdot 10^{-5}$. Рассчитайте молярную концентрацию соли в ее насыщенном растворе при данной температуре.

*4.129. Вычислите молярную концентрацию ионов серебра в насыщенном растворе фосфата серебра, если $K_S(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-20}$.

*4.130. Рассчитайте молярную концентрацию ионов бария и фтора в насыщенном растворе фторида бария, если $K_S(\text{BaF}_2) = 1,1 \cdot 10^{-6}$.

*4.131. Вычислите константу растворимости хромата бария, если его растворимость при 25 °С равна $2,77 \cdot 10^{-3}$ г/л.

4.132. Какова степень электролитической диссоциации воды при 25 °С?

*4.133. В растворе с молярной концентрацией 0,5 моль/л степень диссоциации уксусной кислоты равна 0,6 %. При какой концентрации уксусной кислоты степень ее диссоциации будет в 10 раз больше?

*4.134. Определите минимальную молярную концентрацию хлорида натрия в растворе, при которой прибавление к этому рас-

творю равного объема раствора нитрата серебра с концентрацией $0,005$ моль/л вызовет появление осадка. $K_S(\text{AgCl}) = 1,78 \cdot 10^{-10}$.

*4.135. Выпадет ли осадок, если смешать равные объемы $0,01$ М растворов нитрата кальция и сульфата натрия? $K_S(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$.

4.136. Вычислите массы катионов и анионов в 500 мл $0,3$ М раствора нитрата бария.

4.137. В 500 мл $0,002$ М раствора электролита содержится $2 \cdot 10^{20}$ недиссоциированных молекул. Определите степень диссоциации электролита.

*4.138. Определите общее число частиц в растворе, содержащем $0,1$ моль слабой одноосновной кислоты, если степень ее диссоциации равна 2% .

4.139. В растворе слабой одноосновной кислоты содержится $2 \cdot 10^6$ молекул, $4 \cdot 10^3$ ионов водорода и $4 \cdot 10^3$ ионов кислотного остатка. Определите степень диссоциации этого электролита.

4.140. Определите, сколько молекул электролита продиссоциирует в растворе, если степень его диссоциации равна $0,1$, а в раствор введено $3,01 \cdot 10^{20}$ молекул.

4.141. В 100 мл раствора содержится $0,2$ моль нитрата кальция, степень диссоциации которого 72% . Определите массу катионов кальция в 1 л такого раствора.

*4.142. Определите массу муравьиной кислоты в $0,3$ л раствора, если pH раствора $6,04$, а $K_a = 1,79 \cdot 10^{-4}$.

4.143. Вычислите количество вещества ионов H^+ в 1000 г раствора с массовой долей фтороводорода $0,4\%$, если степень диссоциации составляет 2% .

*4.144. Вычислите массовую долю сульфат-ионов в растворе, который в сумме содержит 9% (по массе) сульфатов хрома(III) и натрия, причем на 1 атом хрома в растворе приходится 7 атомов натрия.

4.145. Степень диссоциации азотистой кислоты в $0,1$ М растворе равна $0,3\%$. Вычислите общее число частиц (молекул и ионов) в 100 мл такого раствора.

4.146. Степени диссоциации уксусной и монохлоруксусной кислот в растворах концентрацией $0,1$ моль/л равны соответственно $1,3$ и $11,1\%$. Определите молярные концентрации ионов водорода в каждом из растворов и отношение констант диссоциации этих кислот.

4.147. Хлорид кальция используют в медицине в качестве лечебного препарата. Определите молярные концентрации ионов кальция и хлора в $2,22\%$ -ном растворе соли ($\rho = 1,117$ г/мл), если степень диссоциации соли в нем составляет 90% .

4.148. Вычислите количество вещества ионов водорода в 50 г 1% -ного раствора синильной кислоты HCN , если степень ее диссоциации составляет $2,5\%$, а плотность раствора примерно равна 1 г/мл.

4.149. Определите степень диссоциации одноосновной кислоты в 0,005 М растворе, если $K_d = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

4.150. В 100 мл раствора содержится $1,204 \cdot 10^{23}$ условных молекул нитрата кальция, степень диссоциации которого составляет 72 %. Вычислите массу нитрат-ионов в 1 л такого раствора.

4.151. Содержание ионов хлора в растворе хлорида бария равно 50 г/л. Степень диссоциации этой соли равна 70 %. Вычислите молярную концентрацию соли в растворе.

4.152. Степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени в 0,1 М растворе равна 0,173 %. Определите константу диссоциации этой кислоты.

4.153. Напишите формулы электролитов, в водных растворах которых содержатся ионы: а) Al^{3+} и SO_4^{2-} ; б) K^+ и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; в) Ba^{2+} и OH^- ; г) Ca^{2+} и NO_2^- ; д) Cr^{3+} и NO_3^- ; е) Mn^{2+} и Br^- ; ж) Na^+ и HCO_3^- ; з) K^+ и CO_3^{2-} ; и) Na^+ и ClO_4^- ; к) Ca^{2+} и HCO_3^- .

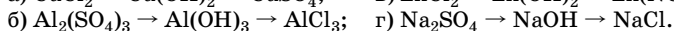
4.154. Составьте уравнения диссоциации следующих электролитов: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_4 , NaHCO_3 , $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$.

4.155. Составьте уравнения диссоциации следующих электролитов: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, AlOHCl_2 , K_2HPO_4 , Na_2S , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, H_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Какие из этих электролитов образуют в растворе гидроксид-ионы? Процессы гидролиза не учитывать.

4.156. Выберите формулы электролитов, которые образуют при диссоциации одновременно ионы водорода и гидроксид-ионы: KOH , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, H_2O , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$. Напишите уравнения электролитической диссоциации этих веществ. Учитывать только процесс диссоциации.

4.157. Выпишите отдельно формулы сильных и слабых электролитов: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2CO_3 , CuSO_4 , H_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, HF , H_2S , HCN .

4.158. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций по схемам:



Для каждого случая рассчитайте количество вещества конечного продукта, если количество исходного вещества составило 0,5 моль.

4.159. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в водном растворе между: а) сульфатом меди(II) и сульфидом натрия; б) хлоридом натрия и нитратом серебра; в) хлоридом железа(III) и ортофосфатом натрия; г) нитратом бария и сульфатом алюминия. Что наблюдается при протекании этих реакций? Идут ли они до конца? Определите массу осадка хлорида серебра, образовавшегося при смешивании 10 %-ных растворов реагентов массой по 100 г.

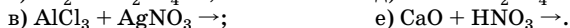
4.160. Напишите уравнения диссоциации веществ Na_3PO_4 , H_2S , ZnSO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ и укажите степень диссоциации ($\alpha = 1$; $\alpha \ll 1$) для каждого уравнения.

4.161. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между: а) нитратом кальция и карбонатом калия; б) нитратом серебра и хлороводородной кислотой; в) нитратом серебра и сульфатом натрия; г) нитратом бария и серной кислотой; д) нитратом серебра и ортофосфатом натрия. Определите количество вещества исходных реагентов, которые вступили в реакцию (д), если образовалось 100 г осадка.

4.162. Составьте ионные уравнения реакций образования из соответствующих кислот и оснований: а) сульфата меди(II); б) хлорида алюминия; в) дигидроксохлорида алюминия; г) дигидрофосфата кальция; д) гидрокосульфата меди(II). Как называются такие реакции? Рассчитайте массу соли, образовавшейся в реакции (а), если в реакцию вступила кислота количеством вещества 0,1 моль.

***4.163.** Водный раствор содержит по 0,1 моль ионов магния и бария. Какие из перечисленных реагентов помогут разделить эти ионы: а) карбонат калия; б) хлорид натрия; в) сульфат калия; г) гидроксид натрия? Составьте молекулярные и ионные уравнения возможных реакций. Рассчитайте массы выпавших осадков.

4.164. Даны левые части схем реакций:

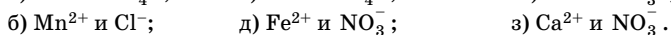


Какие реакции протекают до конца, какие являются обратимыми, какие в растворе не протекают? Почему?

4.165. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения:



4.166. Напишите формулы электролитов, в водных растворах которых содержатся ионы:



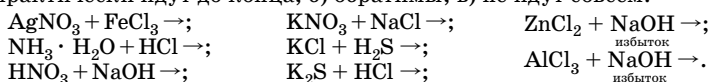
Назовите эти вещества.

4.167. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих электролитов: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HBr , H_2SiO_3 , KHCO_3 , PbOHNO_3 . Какие из этих электролитов образуют при диссоциации катионы водорода?

4.168. Даны формулы электролитов: $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, Na_3PO_4 , Li_2S , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, H_2SO_3 , $\text{Co}(\text{OH})_2$. Составьте уравнения электролитической диссоциации веществ. Какие из этих электролитов образуют при диссоциации в растворе гидроксид-ионы? Учтите только процесс диссоциации.

4.169. Напишите уравнение диссоциации гидроксида хрома(III), а также молекулярные и ионные уравнения реакций растворения его в : а) азотной кислоте; б) растворе гидроксида натрия.

4.170. Закончите уравнения реакций и укажите, какие из них: а) практически идут до конца; б) обратимы; в) не идут совсем:



4.171. Какие ионы (попарно) будут связываться в малодиссоциирующие вещества в растворе, содержащем ионы H^+ , Ba^{2+} , OH^- , Cu^{2+} , SO_4^{2-} , K^+ , Cl^- , Mg^{2+} ? Напишите уравнения реакций.

4.172. Могут ли в растворе одновременно находиться следующие пары веществ: NaOH и P_2O_5 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и SO_2 ; KOH и NaOH ; KOH и $\text{Zn}(\text{OH})_2$; NaHSO_4 и BaCl_2 ; HCl и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

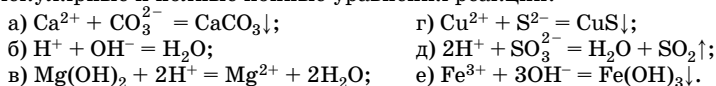
4.173. К раствору смеси двух солей добавили избыток соляной кислоты. После окончания реакции в растворе кроме ионов H^+ и Cl^- оказались только ионы Na^+ . Какие соли могли находиться в исходном растворе? Напишите уравнения реакций.

4.174. Даны следующие вещества: сульфат железа(II), сульфид железа(II), аммиак, нитрат меди(II), хлороводород, оксид кремния(IV), серная кислота, едкий натр. Напишите не менее трех уравнений реакций обмена, протекающих между предложенными веществами.

4.175. К раствору, содержащему смесь сульфита калия и хлорида натрия, сначала добавили избыток соляной кислоты, а затем — нитрата серебра. Какие ионы остались в растворе? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

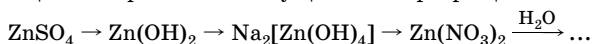
4.176. К раствору нитрата цинка по каплям добавляли раствор гидроксида натрия. Опишите протекающие процессы с помощью уравнений химических реакций.

4.177. На основании сокращенных ионных уравнений напишите молекулярные и полные ионные уравнения реакций:



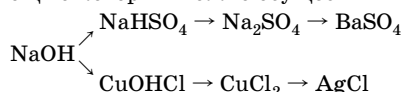
4.178. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию следующих солей: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, K_2S , NaHSO_4 , $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$.

4.179. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



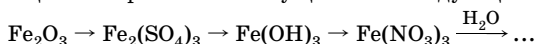
Назовите вещества.

4.180. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



Назовите вещества, укажите классы веществ.

4.181. Приведите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Назовите вещества, укажите классы веществ.

4.182. Допишите уравнения реакций образования основных солей в молекулярном виде, напишите ионные уравнения, назовите соли: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$.

4.183. Выберите формулы веществ, которые реагируют с гидроксидом калия: CuCl_2 , Al_2O_3 , BaO , SO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Напишите уравнения возможных реакций в молекулярном и ионном виде.

4.184. Как одним реагентом различить водные растворы ZnCl_2 , MgCl_2 , KCl ? Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите их признаки.

4.185. К раствору нитрата хрома(III) по каплям добавляли раствор гидроксида натрия. Опишите протекающие процессы с помощью уравнений химических реакций.

4.186. Какие исходные вещества необходимо взять, чтобы получить осадки AgCl , BaSO_4 , PbI_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, CuS ? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

4.187. Предложите набор солей, при действии на которые растворами и кислот, и щелочей выделяются газы. Ответ поясните и подтвердите уравнениями реакций.

4.188. Как можно обнаружить примесь сульфида аммония в растворе сульфата натрия?

4.189. Прореагируют ли без остатка растворы, содержащие 66,2 г нитрата свинца и 38,8 г хромата калия.

4.190. Определите концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе уксусной кислоты, если $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

4.191. Рассчитайте pH раствора с концентрацией гидроксида калия $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

4.192. Определите pH раствора, в 3 л которого содержится $8,1 \cdot 10^{-4}$ моль ионов OH^- .

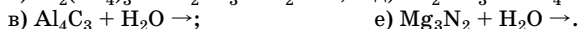
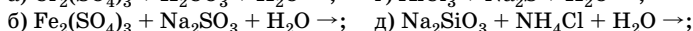
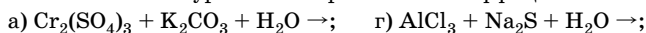
4.193. Вычислите молярную концентрацию гидроксид-ионов в растворе, pH которого равен 3,28.

4.194. К 10 мл 0,1 М соляной кислоты добавили 6 мл 0,1 М раствора гидроксида натрия. Рассчитайте молярную концентрацию ионов водорода в полученном растворе и pH раствора.

4.195. К 10 мл 0,1 М соляной кислоты добавили 0,6 г уксусной кислоты. Произошло ли существенное изменение концентрации ионов водорода? Ответ поясните.

4.196. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: MgCl_2 , Na_2SO_3 , K_2CO_3 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$. Какова среда (кислотная, нейтральная или щелочная) раствора каждой из этих солей? В каких растворах лакмус имеет синий цвет?

4.197. Закончите уравнения и расставьте коэффициенты:



4.198. Какие из следующих солей: AlBr_3 , CaCO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, FeCl_2 , CoSO_4 , Na_2SiO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NaNO_3 — подвергаются гидролизу: а) только по катиону; б) только по аниону; в) и по катиону, и по аниону? Составьте уравнения гидролиза солей.

4.199. Установите соответствие между названиями солей и средой их водных растворов.

Названия солей

Среда раствора

1) Хлорид меди(II)

А) Нейтральная

2) Нитрат цезия

Б) Кислотная

3) Карбонат натрия

В) Щелочная

4) Дигидрофосфат натрия

4.200. Установите соответствие между названиями веществ и средой их водных растворов.

Названия веществ

Среда раствора

1) Нитрит натрия

А) Нейтральная

2) Фенолят калия

Б) Кислотная

3) Сульфат меди(II)

В) Щелочная

4) Нитрат бария

***4.201.** По какому иону (аниону или катиону) идет гидролиз в растворе: а) сульфида натрия; б) сульфата алюминия; в) карбоната калия; г) нитрата железа(II)? Определите среду растворов солей. Какую окраску в этих растворах имеют лакмус, фенолфталеин, метилоранж? Определите количество вещества металлосодержащих катионов в 100 г 10 %-ного раствора каждой соли.

4.202. Выберите формулы веществ, добавление которых к раствору хлорида алюминия усилит гидролиз этой соли: HNO_3 , KOH , $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, K_2CO_3 , H_2O .

4.203. Выберите формулы веществ, добавление которых к раствору сульфида калия ослабит гидролиз этой соли: HNO_3 , KOH , KCl , NaOH , H_2O .

4.204. Как с помощью лакмуса можно различить растворы хлорида аммония и карбоната натрия? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.

4.205. В воде растворили по 2 г гидроксида натрия и серной кислоты. Какова среда полученного раствора? Как изменится окраска раствора при добавлении фенолфталеина?

4.206. Смешали 200 мл 5 %-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,054$ г/мл) и 100 мл 10 %-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,054$ г/мл). Определите среду полученного раствора и массовую долю соли в нем.

4.207. Хлороводород объемом 2,69 л (н. у.) был полностью поглощен раствором, содержащим 3,2 г гидроксида натрия. Какова среда полученного раствора? Как экспериментально это проверить? Рассчитайте количество вещества гидроксида натрия, который необходимо добавить, чтобы нейтрализовать кислоту.

4.208. С помощью какого вещества можно различить водные растворы бромоводорода, фторида натрия, гидроксида калия, хлорида алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

•4.209. Вычислите pH 0,1 М раствора сернистой кислоты, если $K_1 = 1,66 \cdot 10^{-2}$, $K_2 = 6,31 \cdot 10^{-8}$. С учетом приведенных констант диссоциации рассчитайте для процесса гидролиза сульфита калия по первой ступени константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0,01 М раствора этой соли.

***4.210.** Вычислите pH 0,1 М раствора карбоната калия, а также константу и степень гидролиза этой соли по первой ступени, если известны константы диссоциации угольной кислоты: $K_1 = 4,26 \cdot 10^{-7}$, $K_2 = 4,68 \cdot 10^{-11}$.

Глава 5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Основные понятия

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов в реагирующих веществах и сопровождаются переносом электронов от восстановителя к окислителю.

Степень окисления — это условный заряд атома, вычисленный исходя из предположения, что все связи между атомами ионные.

Правила вычисления степеней окисления атомов элементов

1. Степень окисления атомов в простых веществах всегда равна нулю (H_2^0 , Cl_2^0 , Fe^0).

2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы (реальной или условной в случае ионных соединений), всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.

3. Постоянную степень окисления в соединениях имеют: щелочные металлы (+1), металлы II группы (+2), кроме ртути (+1 и +2), алюминий (+3), фтор (-1).

4. Степень окисления водорода в большинстве соединений равна +1, но в гидридах металлов (NaH , CaH_2) степень окисления водорода -1.

5. Для кислорода характерна степень окисления -2, однако в соединении со фтором степень окисления кислорода +2, а в пероксидах, содержащих группу $-\text{O}-\text{O}-$, степень окисления кислорода -1.

6. Положительная степень окисления атома любого элемента не может превышать номер группы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, в которой находится данный элемент.

Пример. В соединении $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ степень окисления хрома (x) равна:

$$2(+1) + 2x + 7(-2) = 0, \quad x = +6.$$

В органических соединениях, как и в неорганических, степени окисления атомов углерода вычисляют на основании предположения, что общая пара электронов, образующая ковалентную связь между двумя атомами, полностью смещена к атому более электроотрицательного элемента. Если ковалентная связь образо-

вана атомами углерода, то общая пара электронов принадлежит им в одинаковой мере и поэтому не учитывается при определении степени окисления каждого из них. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы органического соединения, равна нулю, а в случае иона — заряду иона (табл. 10).

Таблица 10

Степени окисления атомов углерода
в молекулах органических веществ

Степень окисления атома углерода	Примеры соединений
-4	CH ₄
-3	C ₂ H ₆
-2	C ₂ H ₄ , CH ₃ Cl, CH ₃ OH, CH ₃ NH ₂
-1	C ₂ H ₂ , C ₆ H ₆
0	CH ₂ Cl ₂ , H ₂ C=O, RC≡CR
+1	RCHO, R ₃ COH
+2	CHCl ₃ , HCOOH, R ₂ C=O
+3	CCl ₃ , RCOOH
+4	CCl ₄ , CBr ₄

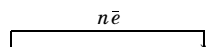
Степени окисления атомов являются условными величинами, однако изменение их значений в ходе реакции однозначно указывает на ее окислительно-восстановительный характер.

Изменение степеней окисления связано с перемещением электронов от одного атома к другому. Одни атомы отдают электроны, а другие их присоединяют.

Процесс отдачи электронов называется **окислением**, при этом степень окисления атома элемента повышается.

Процесс присоединения электронов называется **восстановлением**, при этом степень окисления атома элемента понижается.

ОВР — совокупность одновременно протекающих двух процессов: окисления и восстановления, при этом окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется:



восстановитель + окислитель → продукты реакции.

Предсказать окислительно-восстановительные свойства вещества можно, зная степени окисления входящих в него атомов. Вещест-

ва, содержащие атомы элементов в максимальных степенях окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов. Например, перманганат калия KMnO_4 за счет атомов Mn^{+7} может быть только окислителем. Соединения, содержащие атомы элементов в минимальных степенях окисления, наоборот, могут быть только восстановителями за счет этих атомов, например аммиак NH_3 за счет атомов N^{-3} , сероводород H_2S за счет атомов S^{-2} . Соединения, содержащие атомы элементов в промежуточных степенях окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями в зависимости от реагента, с которым взаимодействуют, а также от условий проведения реакций. Например, SO_2 (S^{+4}), NO_2 (N^{+4}).

Типичные окислители:

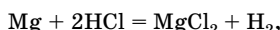
- простые вещества хлор, фтор, кислород и озон;
- некоторые соединения, содержащие атомы элементов в максимальных степенях окисления (H_2SO_4 , HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , PbO_2 и др.);
- катион водорода H^+ в растворах большинства кислот.

Типичные восстановители:

- металлы в свободном состоянии;
- молекулярный (H_2) и атомарный (H) водород, углерод (C), оксид углерода(II);
- некоторые соединения, содержащие атомы элементов в минимальных степенях окисления (Na_2S , KI, KBr и др.).

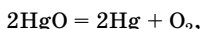
Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

- 1) *межмолекулярные* — окислителем и восстановителем являются различные вещества:



магний — восстановитель, а хлороводород за счет ионов водорода — окислитель;

- 2) *внутримолекулярные* — окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества, но представляют собой атомы разных элементов:



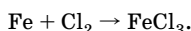
в молекуле оксида ртути(II) происходит переход электронов от атома кислорода к атому ртути;

- 3) *диспропорционирования* (самоокисления-самовосстановления) — окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента, входящие в одну молекулу:

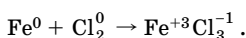


Составление уравнений ОВР**Метод электронного баланса**

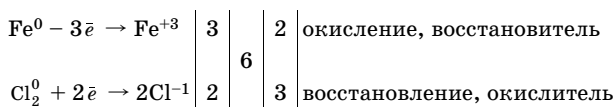
При использовании этого метода сравнивают степени окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции. Коэффициенты подбирают на основе правила электронного баланса: общее число электронов, отданных восстановителем, равно общему числу электронов, присоединенных окислителем. Рассмотрим пример:



1. Определим степени окисления железа и хлора в исходных веществах и продуктах реакции

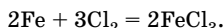


2. Изменение степеней окисления выразим схемами:



Атом железа отдает 3 электрона (восстановитель), молекула хлора присоединяет 2 электрона (окислитель). Всего участвуют 6 электронов, поэтому перед формулой железа необходим коэффициент 2, а перед формулой хлора — 3.

3. Подобранные коэффициенты ставим в уравнение:

**Метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций)**

В основе метода лежат следующие правила:

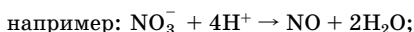
1. ОВР — совокупность двух полуреакций — окисления и восстановления.

2. Окислитель, восстановитель и продукты их взаимодействия записывают в виде частиц (ионов или молекул), реально существующих в водном растворе с учетом характера среды.

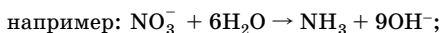
3. В процессах окисления и восстановления могут принимать участие молекулы H_2O , ионы H^+ или OH^- в зависимости от характера среды. При этом надо учитывать:

а) если исходная молекула или ион содержит *больше* атомов кислорода, чем продукт, то каждый атом кислорода связывается:

в кислотной среде с 2H^+ , образуя молекулу H_2O ,

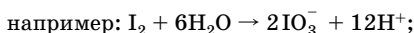


в нейтральной и щелочной средах — с молекулой H_2O , образуя 2OH^- ,



б) если исходная молекула или ион содержит *меньше* атомов кислорода, чем продукт, то недостаток каждого атома кислорода восполняется:

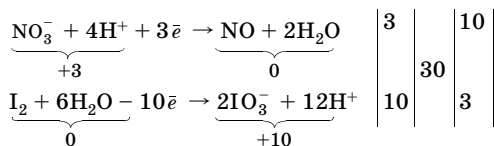
в кислотной и нейтральной средах за счет молекулы H_2O с выделением 2H^+ ,



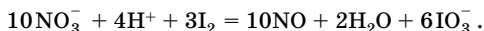
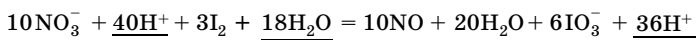
в щелочной среде за счет 2OH^- с образованием молекулы H_2O ,



4. Суммарный заряд в левой и правой частях схемы полуреакции должен быть одинаков, что достигается путем прибавления или вычитания электронов; число электронов, отданных в полуреакции окисления, должно быть равно числу электронов, присоединенных в полуреакции восстановления, например:



5. Общее ионно-молекулярное уравнение ОВР составляют путем суммирования полученных схем полуреакций с учетом найденных для них коэффициентов:



6. Коэффициенты из ионно-молекулярного уравнения переносят в полное уравнение реакции. При этом необходимо убедиться, что число атомов каждого элемента одинаково в левой и правой частях уравнения реакции.

В основе определения направления самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций лежит следующее правило: окислительно-восстановительные реакции **самопроизвольно протекают** в сторону превращения сильного окислителя в слабый сопряженный восстановитель или сильного восстановителя в слабый сопряженный окислитель.

Количественной мерой окислительно-восстановительной способности данной сопряженной окислительно-восстановительной пары служит ее **восстановительный потенциал** φ , который зависит от:

- природы окисленной и восстановленной форм данной сопряженной пары;
- соотношения концентраций окисленной и восстановленной форм данной сопряженной пары;
- температуры.

Способа определения абсолютного значения потенциалов для сопряженных окислительно-восстановительных пар не существует. В связи с этим пользуются относительными величинами, характеризующими потенциалы сопряженных пар относительно эталонной пары $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$, потенциал которой при стандартных условиях ($T = 298 \text{ K}$, концентрация ионов водорода 1 моль/л, давление газообразного водорода 1 атм) принят условно равным нулю: $\varphi^\circ(2\text{H}^+, \text{H}_2) = 0$.

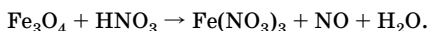
Положительное значение φ° имеют окислительно-восстановительные пары, в которых окисленная форма присоединяет электроны легче, чем катион водорода в эталонной паре. Отрицательное значение φ° имеют окислительно-восстановительные пары, в которых окисленная форма присоединяет электроны труднее, чем катион водорода в эталонной паре. Следовательно, чем больше положительное значение φ° данной сопряженной окислительно-восстановительной пары, тем сильнее выражены ее окислительные свойства, а, соответственно, восстановительные — слабее.

В табл. 9 приложения приведены стандартные значения потенциалов некоторых сопряженных окислительно-восстановительных пар. Сопоставляя потенциалы сопряженных пар, участвующих в окислительно-восстановительной реакции, можно определить направление, в котором будет самопроизвольно протекать реакция.

При взаимодействии двух сопряженных окислительно-восстановительных пар окислителем всегда будет окисленная форма той пары, потенциал которой имеет большее положительное значение, т. е. более *высокому* потенциалу соответствует более сильный *окислитель*, а более *низкому* потенциалу — более сильный *восстановитель*.

Решение типовых задач

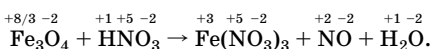
Задача 1. Определите коэффициент перед формулой продукта окисления:



Решение

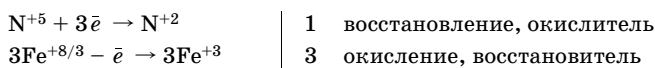
1. Fe_3O_4 — двойной оксид $\overset{+2}{\text{Fe}}\text{O} \cdot \overset{+3}{\text{Fe}}_2\text{O}_3$, средняя степень окисления атомов железа равна $+8/3$.

2. Определяем степени окисления атомов всех элементов:

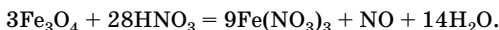


Теперь видно, что продуктом окисления является $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

3. Составляем схемы процессов окисления и восстановления:



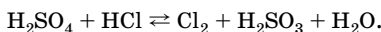
Подставив найденные коэффициенты в схему реакции, получаем уравнение:



Коэффициент перед формулой продукта окисления — 9.

Ответ: 9.

Задача 2. Определите, в каком направлении протекает самопроизвольно данная окислительно-восстановительная реакция при стандартных условиях:



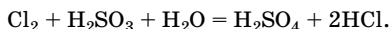
Решение

1. По таблице стандартных потенциалов (табл. 9 приложения) находим значения потенциалов пар:

$$\varphi^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ В}; \quad \varphi^\circ(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}) = 0,22 \text{ В}.$$

2. Сравнивая значения потенциалов, определяем, что окисленная форма пары $\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$, имеющей большее положительное значение потенциала, является окислителем, а восстановленная форма второй пары $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}$, имеющей меньшее значение потенциала — восстановителем. Следовательно, Cl_2 — окислитель, а SO_3^{2-} — восстановитель.

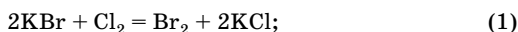
При стандартных условиях самопроизвольно реакция идет по уравнению:



Задача 3. Определите, какая из реакций пойдет в первую очередь при добавлении хлора к смеси бромида и иодида калия, если $\varphi^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 1,08 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{I}_2/2\text{I}^-) = 0,54 \text{ В}$.

Решение

1. Напишем уравнения реакций:



2. Определим разность потенциалов (ЭДС) для каждой реакции:

$$E_1 = \varphi^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) - \varphi^\circ(\text{Br}_2/2\text{Br}^-); \quad E_1 = 1,36 \text{ В} - 1,08 \text{ В} = 0,28 \text{ В};$$

$$E_2 = \varphi^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) - \varphi^\circ(\text{I}_2/2\text{I}^-); \quad E_2 = 1,36 \text{ В} - 0,54 \text{ В} = 0,82 \text{ В}.$$

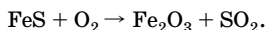
3. Сравним значения E_1 и E_2 . Чем больше значение ЭДС, тем энергичнее протекает реакция. Так как $E_2 > E_1$, в первую очередь пойдет реакция (2).

Ответ: реакция (2).

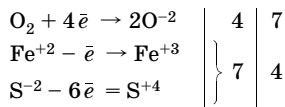
Задача 4. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций: а) $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow$; б) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

Решение

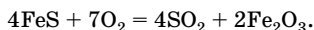
1. В уравнении (а) O_2 — окислитель, восстанавливается до O^{-2} , а Fe^{+2} и S^{-2} — восстановители, окисляются до Fe^{+3} и S^{+4} , следовательно, можно записать формулы продуктов реакции:



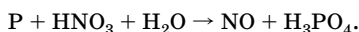
2. Составляем электронный баланс:



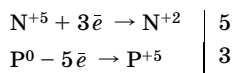
3. Переносим полученные коэффициенты в уравнение реакции:



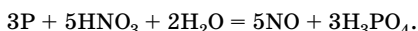
4. В уравнении (б) N^{+5} — окислитель, восстанавливается до N^{+2} , P — восстановитель, окисляется до P^{+5} :



5. Составляем электронный баланс:



6. Переносим полученные коэффициенты в уравнение реакции:

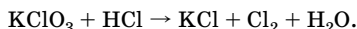


Задача 5. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:

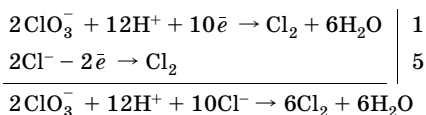
- а) $KClO_3 + HCl \rightarrow$;
 б) $Si + NaOH + H_2O \rightarrow$;
 в) $KNO_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow$.

Решение

1. В уравнении (а) $KClO_3$ — окислитель, восстанавливается до Cl_2 ; Cl^- — восстановитель, окисляется до Cl_2 :

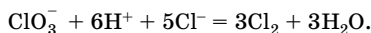


2. Составляем схемы полуреакций окисления и восстановления с учетом характера среды:



Обратите внимание: в левой части схемы процесса окисления записаны два хлорид-иона, так как продуктом окисления является двухатомная молекула Cl_2 .

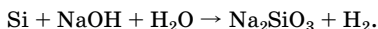
Все коэффициенты в полученном ионно-молекулярном уравнении кратны 2, их можно сократить:



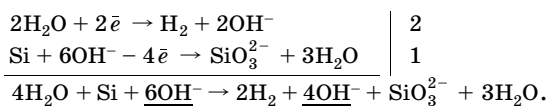
3. Переносим коэффициенты в молекулярное уравнение реакции:



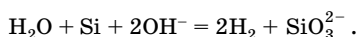
4. В уравнении (б) H_2O — окислитель, восстанавливается до H_2 ; Si — восстановитель, окисляется в щелочной среде до SiO_3^{2-} :



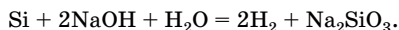
5. Составляем схемы полуреакций окисления и восстановления:



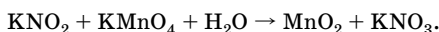
Приводим «подобные члены»:



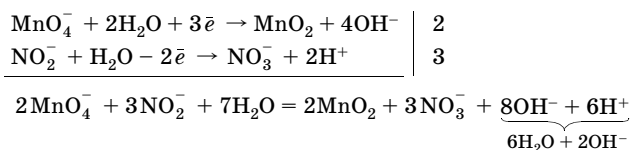
6. Переносим коэффициенты в молекулярное уравнение реакции:



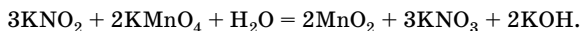
7. В уравнении (в) MnO_4^- — окислитель, восстанавливается в нейтральной среде до MnO_2 ; NO_2^- — восстановитель, окисляется до NO_3^- :



8. Составляем схемы полуреакций окисления и восстановления:



9. Переносим коэффициенты в молекулярное уравнение реакции:



Электролиз растворов и расплавов

Электролиз — окислительно-восстановительный процесс, происходящий на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую.

Процессы окисления и восстановления протекают на различных электродах — аноде и катоде.

Анод — это электрод, на котором происходит процесс **окисления**. При электролизе анод заряжен **положительно**.

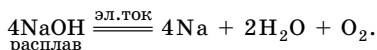
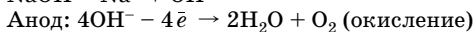
Катод — это электрод, на котором происходит процесс **восстановления**. При электролизе катод заряжен **отрицательно**.

На окислительно-восстановительные процессы, протекающие при электролизе, влияют различные факторы:

- природа электролита и растворителя;
- материал электродов;
- режим электролиза (напряжение, сила тока, температура).

Устройство для электролиза называется *электролизером* или *электролизной ячейкой*, в зависимости от размера. Это сосуд с раствором или расплавом электролита, в который опущены электроды из металла или графита. К электродам прикладывают разность потенциалов от внешнего источника постоянного тока. Катод отдает электроны частицам вещества в электролите и восстанавливает их. Анод принимает электроны от частиц в электролите, окисляя их.

Электролиз расплавов электролитов



Электролиз водных растворов

При определении продуктов электролиза следует помнить, что:

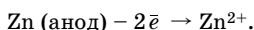
1. Процесс, протекающий *на катоде*, зависит от положения металла в электрохимическом ряду напряжений металлов (см. табл. 10 приложения):

Li Rb K Ba Ca Na Mg Al	Mn Zn Cr Fe Co Pb H	Cu Hg Ag Pt Au
Восстанавливается только водород из воды	Восстанавливается металл и частично водород из воды	Восстанавливается только металл

2. Процесс, протекающий *на аноде*, зависит как от материала анода, так и от природы аниона:

а) на инертном аноде (Pt, C) окисляются ионы Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} (анионы бескислородных кислот), OH^- , а если в растворе есть анионы кислородсодержащих кислот (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}) или ионы F^- , то кислород воды;

б) неинертный анод (Cu, Ag, Ni, Zn) растворяется, например:



Количественная характеристика электролиза отражается в законах Фарадея.

Первый закон Фарадея. Масса вещества, образующегося на электроде, пропорциональна количеству пропущенного электричества, т. е. силе тока и времени:

$$m \sim It;$$
$$m = \frac{MIt}{zF},$$

где m — масса образовавшегося при электролизе вещества (г); M — молярная масса вещества (г/моль); I — сила тока (А); t — продолжительность процесса (с); z — число электронов, участвующих в реакции, протекающей на электроде; F — постоянная Фарадея (96500 Кл/моль).

Второй закон Фарадея. Количества различных веществ, выделившихся на электродах при прохождении одинакового количества электричества, обратно пропорциональны числам элементарных зарядов:

$$n_1 : n_2 = z_2 : z_1.$$

Из этого следует, что массы веществ, образующихся на электродах при прохождении равного количества электричества, соотносятся как молярные массы, деленные на число элементарных зарядов:

$$m_1 : m_2 = \frac{M_1}{z_1} : \frac{M_2}{z_2}.$$

Решение типовых задач

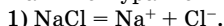
Задача 6. Установите соответствие между формулами веществ и характером среды в анодном пространстве при электролизе их растворов с нерастворимым анодом.

Формулы веществ *Среда в анодном пространстве*

- | | |
|----------------------|----------------|
| 1) NaCl | А) Кислотная |
| 2) KNO ₃ | Б) Нейтральная |
| 3) NaF | В) Щелочная |
| 4) FeCl ₂ | |

Решение

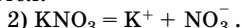
Напишем уравнения электролиза.



Катод: Na^+ не восстанавливается;



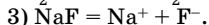
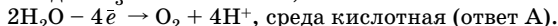
Анод: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2$, среда нейтральная (ответ Б); H_2O не окисляется.



Катод: K^+ не восстанавливается;



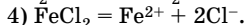
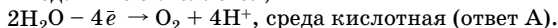
Анод: NO_3^- не окисляется;



Катод: Na^+ не окисляется;



Анод: F^- не окисляется;



Катод: $\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}$;



Анод: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2$, среда нейтральная (ответ Б); H_2O не окисляется.

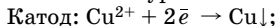
Ответ:

1	2	3	4
Б	А	А	Б

Задача 7. Какие вещества будут находиться в растворе после полного электролиза нитрата меди(II) с инертными электродами, если после отключения электрического тока электроды на короткое время оставили в растворе?

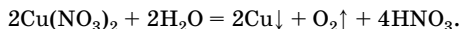
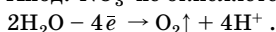
Решение

1. Напишем уравнение электролиза.

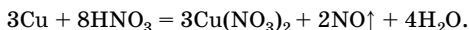


H_2O не восстанавливается.

Анод: NO_3^- не окисляется;



2. Так как электроды некоторое время были в растворе, то осаждаемая на катоде медь прореагировала с азотной кислотой:



3. По условию электроды находились в растворе короткое время, следовательно, медь и азотная кислота прореагировали не полностью, поэтому в растворе будут находиться соль и кислота.

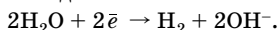
О т в е т: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и HNO_3 .

Задача 8. В 150 мл воды растворили сульфат калия массой 20 г и провели электролиз соли с инертными электродами, в результате чего массовая доля сульфата калия стала равной 15 %. Определите объемы выделившихся газов (л) при температуре 20 °С и давлении 101 325 Па.

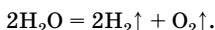
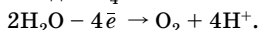
Р е ш е н и е

1. Напишем уравнение электролиза.

Катод: K^+ не восстанавливается;



Анод: SO_4^{2-} не окисляется;



2. Из уравнения электролиза видно, что ионы соли не принимают участие в электродных процессах, следовательно, масса соли остается неизменной, т. е. равной 20 г, а масса воды уменьшается, следовательно, уменьшается масса раствора.

Находим массу раствора после электролиза $m'(\text{р-ра})$, зная из условия задачи массовую долю соли в растворе и массу соли:

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{X})}{w(\text{X})} \cdot 100 \% ; \quad m'(\text{р-ра}) = \frac{20 \text{ г}}{15 \%} \cdot 100 \% = 133,3 \text{ г}.$$

3. Рассчитываем массу разложившейся воды $m_{\text{разл}}(\text{H}_2\text{O})$:

$$m_{\text{разл}}(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m'(\text{р-ра});$$

$$m_{\text{разл}}(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ г} + 20 \text{ г} - 133,3 \text{ г} = 36,7 \text{ г}.$$

4. Рассчитаем количество вещества воды, разложившейся в ходе электролиза:

$$n = \frac{m}{M} ; \quad n_{\text{разл}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{36,7 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 2,04 \text{ моль}.$$

5. Определим количество вещества водорода, выделившегося в ходе электролиза:

$$n(\text{H}_2) : n_{\text{разл}}(\text{H}_2\text{O}) = 1 : 1 \Rightarrow n(\text{H}_2) = n_{\text{разл}}(\text{H}_2\text{O}) = 2,04 \text{ моль}.$$

6. Определим количество вещества кислорода, выделившегося в ходе электролиза:

$$n(\text{O}_2) : n_{\text{разл}}(\text{H}_2\text{O}) = 1 : 2 \Rightarrow n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} n_{\text{разл}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,02 \text{ моль}.$$

7. Так как условия не соответствуют нормальным, то для определения объемов выделяющихся при электролизе газов воспользуемся уравнением Клапейрона — Менделеева:

$$pV = nRT; \quad V = \frac{nRT}{p};$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{2,04 \cdot 8,31 \cdot (273 + 20)}{101325} = 0,049 \text{ (м}^3\text{)} = 49 \text{ (л)};$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{1,02 \cdot 8,31 \cdot (273 + 20)}{101325} = 0,0245 \text{ (м}^3\text{)} = 24,5 \text{ (л)}.$$

О т в е т: $V(\text{H}_2) = 49$ л; $V(\text{O}_2) = 24,5$ л.

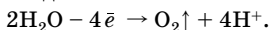
Задача 9. Выберите правильный(е) ответ(ы).

Выделение кислорода **не происходит** при электролизе водного раствора соли (с инертными электродами)

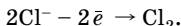
- 1) NaNO_3 2) NaF 3) NaCl 4) CH_3COONa

Р е ш е н и е

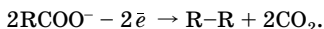
1. При электролизе водных растворов, содержащих анионы фтора и кислотных остатков кислородсодержащих кислот, на аноде окисляются молекулы воды:



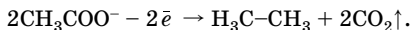
2. При окислении остальных галогенид-ионов выделяются галогены:



3. Анионы органических кислот окисляются по схеме:



Таким образом,



4. Следовательно, кислород не выделяется при электролизе водных растворов хлорида и ацетата натрия.

О т в е т: 3 и 4.

Химические источники тока. Гальванические элементы

В химических источниках тока происходит преобразование химической энергии в электрическую. Их достоинства: высокий КПД, бесшумность, безвредность, возможность использования в космосе

и под водой, в переносных устройствах, на транспорте и т. д. К химическим источникам тока относят гальванические элементы, аккумуляторы и топливные элементы.

Гальванический элемент — устройство, в котором химическая энергия окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую за счет пространственного разделения процессов окисления и восстановления.

Гальванический элемент состоит из двух металлических электродов, каждый из которых опущен в сосуд с раствором соли данного металла, например из цинка в растворе сульфата цинка и меди в растворе сульфата меди(II). Сосуды соединены электролитическим (солевым) мостиком — трубкой, заполненной концентрированным раствором хлорида калия или нитрата аммония. Электролитический мостик служит ионным проводником между двумя сосудами с растворами электролитов (внутренняя цепь).

Электроды в гальванической цепи соединяют металлическим проводником, это внешняя цепь

В гальваническом элементе различают катод и анод. Потенциал металла анода всегда *более отрицательный*, чем катода.

Анод — электрод, на котором протекает процесс **окисления**. Катионы металла переходят в раствор, масса анода уменьшается. Анод заряжается **отрицательно**.

Катод — электрод, на котором протекает процесс **восстановления** катионов металла из раствора, масса катода увеличивается. Катод заряжается **положительно**.

Условная запись гальванического элемента:

(–) Анод | Анодный раствор || Катодный раствор | Катод (+)

Например: (–) Zn | Zn²⁺ || Cu²⁺ | Cu (+).

В схеме гальванического элемента согласно правилам **ИЮПАК слева** записывают **анод**, а **справа** — **катод**. Границу раздела между металлом и раствором обозначают одной вертикальной чертой, границу раздела двух растворов — двумя сплошными вертикальными чертами.

Способность гальванического элемента к переносу электронов во внешней цепи характеризуют **электродвижущей силой** (ЭДС).

ЭДС (E) гальванического элемента равна разности потенциалов катода и анода:

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}.$$

ЭДС гальванического элемента зависит от:

- природы электродов;
- молярной концентрации потенциалопределяющих ионов в анодном и катодном растворах;
- температуры.

Наибольшее влияние на значение ЭДС оказывает природа электродов. Чем дальше друг от друга располагаются металлы в электрохимическом ряду напряжений, тем больше ЭДС.

Решение типовых задач

Задача 10. Какие процессы происходят в гальваническом элементе Даниэля — Якоби?

Решение

1. Этот элемент состоит из медной пластинки, погруженной в раствор сульфата меди(II), и цинковой пластинки, погруженной в раствор сульфата цинка. Растворы соединены между собой солевым мостиком, заполненным хлоридом калия.

Схема элемента Даниэля — Якоби:

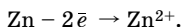


Вместо соединений, находящихся в растворах, можно указывать только потенциалопределяющие ионы:



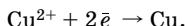
2. При замыкании внешней и внутренней цепей в гальваническом элементе возникает электрический ток за счет протекания следующих процессов.

На аноде ионы цинка переходят в раствор, и масса цинковой пластинки уменьшается:



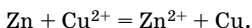
Электроны по внешней цепи переходят с цинковой пластинки на медную.

На катоде ионы меди осаждаются из раствора на медной пластинке, масса катода увеличивается:



3. Во внутренней цепи электрический ток переносят в основном ионы калия и хлора солевого мостика. Анионы хлора перемещаются в анодное пространство, катионы калия — в катодное. В результате возникает замкнутая электрическая цепь.

4. Электрический ток обусловлен суммарной окислительно-восстановительной реакцией:



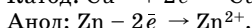
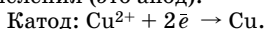
Задача 11. Напишите схему гальванического элемента, состоящего из медного и цинкового электродов, погруженных в 1 М растворы солей этих металлов. Рассчитайте ЭДС этого элемента. Напишите уравнения электродных процессов.

Решение

1. Выпишем табличные значения стандартных электродных потенциалов меди и цинка (см. табл. 9 приложения):

$$\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,35 \text{ В}; \quad \varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}.$$

2. Так как $\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) > \varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$, то на медном электроде идет процесс восстановления (это катод), а на цинковом — процесс окисления (это анод).



При работе такого элемента протекает реакция:

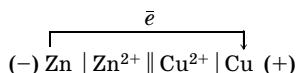


3. ЭДС медно-цинкового гальванического элемента определим по формуле:

$$E^\circ = \varphi^\circ_{\text{к}} - \varphi^\circ_{\text{а}};$$

$$E^\circ = 0,35 \text{ В} - (-0,76 \text{ В}) = 1,11 \text{ В}.$$

4. Схема гальванического элемента:



Задачи для самостоятельного решения

5.1. Расположите вещества в порядке возрастания степени окисления азота: хлорид аммония, диоксид азота, азот, азотная кислота, нитрит калия.

5.2. По формулам веществ и ионов определите степень окисления атома хрома: Cr_2O_3 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$; CrO_4^{2-} ; $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$; CrO_3 .

5.3. Определите степень окисления каждого атома углерода по формулам следующих соединений: CH_4 , CCl_4 , C_2H_2 , C_2H_4 , HCHO , CH_3CHO , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$, $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COONa}$, CH_3COCH_3 , $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$, $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

5.4. Какие из следующих соединений являются только восстановителями за счет атомов серы: сероводород, серная кислота, оксид

серы(VI), гидросульфат калия, гидросульфит калия, гидросульфид калия?

5.5. Расположите формулы в порядке возрастания окислительных свойств веществ: K_2MnO_4 , MnO_2 , KMnO_4 , Mn_2O_3 , MnCl_2 , Mn .

5.6. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях могут выполнять следующие ионы: Cl^- , Fe^{2+} , S^{2-} , NO_2^- , SO_3^{2-} , Cu^{2+} ?

5.7. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях могут выполнять: а) H_2SO_4 и H_2S (за счет атомов серы); б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Cr и CrCl_3 (за счет атомов хрома)? Ответ поясните.

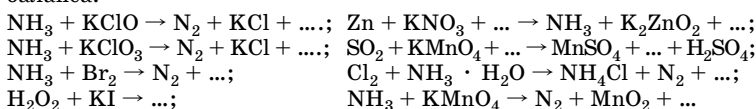
5.8. Расположите формулы ионов в порядке уменьшения восстановительных свойств ионов: F^- , At^- , Cl^- , I^- , Br^- .

5.9. Какую роль могут играть в окислительно-восстановительных реакциях вещества NH_3 , NO_2 , HNO_3 за счет атомов азота? Приведите уравнения соответствующих реакций.

5.10. Разделите формулы веществ: H_2SO_4 , NH_3 , HCl , KMnO_4 , FeSO_4 , Na , H_2 , HNO_2 , HClO_4 , H_2O_2 , F_2 — на три группы: а) формулы веществ, проявляющих только окислительные свойства; б) формулы веществ, проявляющих только восстановительные свойства; в) формулы веществ, проявляющих как окислительные, так и восстановительные свойства.

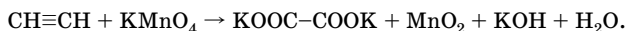
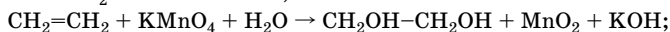
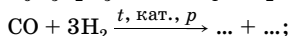
5.11. Напишите уравнения реакций металлов с кислотами. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

5.12. Составьте уравнения ОВР, используя метод электронного баланса:



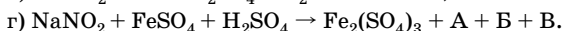
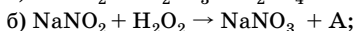
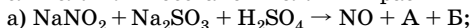
Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления, восстановления.

5.13. Составьте уравнения ОВР с участием органических веществ:

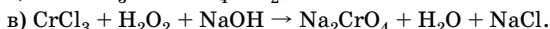
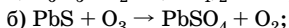
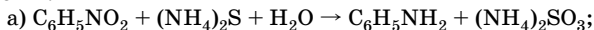


5.14. Укажите формулы веществ, которые могут проявлять только окислительные свойства (свойства катионов не учитывать): $K_2Cr_2O_7$, H_2O_2 , $KMnO_4$, HCl (конц.), HNO_3 (разб.), Cl_2 , SO_2 , HBr .

5.15. Составьте уравнения реакций, укажите, какую роль — окислителя или восстановителя — играет в них нитрит натрия:

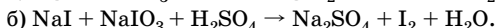
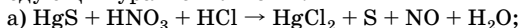


5.16. Определите сумму коэффициентов в следующих уравнениях ОВР:

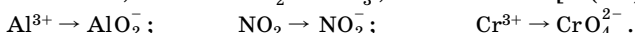


5.17. Определите сумму коэффициентов перед формулами веществ в левой части уравнения реакции окисления меди концентрированной азотной кислотой.

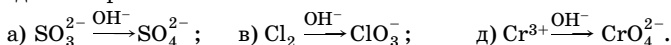
5.18. Определите коэффициент перед формулой восстановителя в следующих уравнениях ОВР:



5.19. Выберите превращения, представляющие собой процессы: а) окисления; б) восстановления:

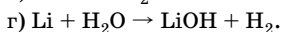
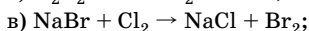
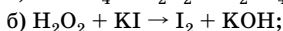


5.20. Какие из приведенных ниже схем химических превращений соответствуют процессам окисления, а какие — процессам восстановления? Для каждого процесса укажите направление перехода электронов:

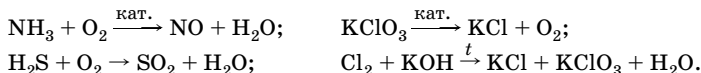


5.21. Выберите схемы процессов окисления: а) $Cl_2 \rightarrow ClO^-$; б) $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$; в) $N_2 \rightarrow NH_3$; г) $BrO_3^- \rightarrow Br_2$; д) $2Cl^- \rightarrow Cl_2$.

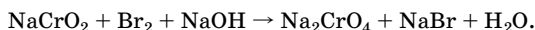
5.22. В каких реакциях простые вещества образуются за счет процессов окисления, а в каких — за счет процессов восстановления:



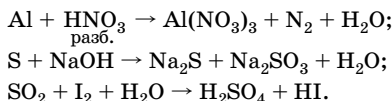
5.23. Подберите коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, определите тип окислительно-восстановительных реакций:



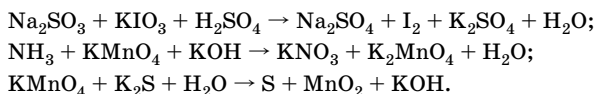
5.24. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления:



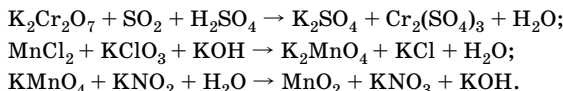
***5.25.** Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления:



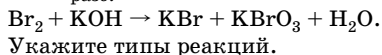
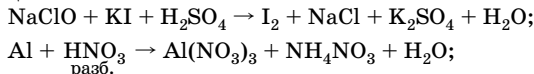
***5.26.** Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионного баланса, укажите процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель:



***5.27.** Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электроно-ионного баланса, укажите процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель:



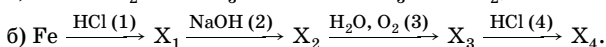
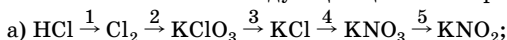
***5.28.** Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты к схемам реакций, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления:



*5.29. Предскажите продукты следующих ОВР и составьте уравнения реакций:

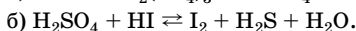
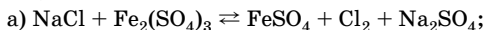


*5.30. Укажите ОВР в следующих цепочках превращений веществ:



Напишите уравнения реакций.

*5.31. Определите направление самопроизвольного протекания реакций, пользуясь значениями восстановительных потенциалов при с. у.:



*5.32. Пользуясь таблицей стандартных восстановительных потенциалов, укажите, какие окислители могут окислить Fe^{2+} до Fe^{3+} : KMnO_4 , H_2O_2 , Cl_2 , N_2 . Ответ поясните.

5.33. Какие из галогенид-ионов (F^- , Cl^- , Br^- , I^-) не могут быть окислены диоксидом марганца при с. у. до свободных галогенов в кислотной среде?

5.34. Укажите, какая из частиц: MnO_4^- , MnO_2 , NO_2 , NO_3^- — обладает более сильными окислительными свойствами при указанных условиях, если:

$$\varphi^\circ(\text{MnO}_4^-, \text{H}_2\text{O}/\text{MnO}_2) = 0,60 \text{ В}; \quad \varphi^\circ(\text{NO}_3^-, \text{H}^+/\text{NO}_2) = 0,80 \text{ В}.$$

*5.35. Бромную воду часто используют в лабораторной практике. Какие из перечисленных ниже ионов можно окислить бромной водой при с. у.: а) золота(I); б) олова(II); в) кобальта(II); г) меди(I)? Ответ подтвердите расчетами. $\varphi^\circ(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 1,07 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}^+) = 1,41 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}) = 1,81 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = 0,15 \text{ В}$.

*5.36. Раствор содержит анионы Cl^- и SO_3^{2-} в равной концентрации. В раствор добавили перманганат калия. Какая реакция пойдет в первую очередь?

*5.37. Определите, можно ли окислить медь концентрированным (а) и разбавленным (б) растворами азотной кислоты, если $\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}_2) = 0,80 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ В}$? Ответ поясните, напишите уравнения реакций, укажите протекающие на электродах процессы, рассчитайте значение ЭДС.

5.38. Сравните окислительную способность озона и кислорода по отношению к нейтральному водному раствору иодида калия. Ответ

подтвердите расчетами. Напишите уравнение возможной реакции. $\varphi^\circ(\text{O}_2, 2\text{H}_2\text{O}/4\text{OH}^-) = 0,40 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{O}_3, \text{H}_2\text{O}/\text{O}_2) = 1,24 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{I}_2/2\text{I}^-) = 0,54 \text{ В}$.

***5.39.** Окисление сероводорода водным раствором дихромата калия в кислотной среде протекает по схеме: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Определите объем сероводорода (н. у.), который прореагирует с 250 мл 0,25 М раствора дихромата калия, и массу образовавшейся серы.

5.40. Через 500 г горячего раствора с массовой долей гидроксида натрия 20 % пропустили избыток газообразного хлора. Определите массу образовавшихся солей.

5.41. При взаимодействии хлорида железа(II) со смесью соляной и азотной кислот образовалось 4,88 г хлорида железа(III). Вычислите объем (н. у.) выделившегося при этом газа, плотность которого по неону равна 1,5.

5.42. Технический сульфит натрия массой 10 г растворили в воде и добавили 40 г раствора с массовой долей перманганата калия 7,9 %. Реакция протекает в присутствии серной кислоты. Определите массовую долю сульфита натрия в техническом образце.

5.43. Для окисления Fe(II) из раствора сульфата железа(II), подкисленного серной кислотой (масса раствора 800 г), до Fe(III) потребовалось 316 г раствора с массовой долей перманганата калия 2 %. Найдите массовую долю сульфата железа(II) в растворе.

5.44. Вычислите массу оксида марганца(IV) и объем соляной кислоты с массовой долей HCl 24 % ($\rho = 1,118 \text{ г/мл}$), которые были израсходованы для получения хлора, если при действии его на раствор иодида калия образовалось 25,4 г иода.

5.45. При растворении в соляной кислоте смеси железа и магния массой 10,4 г выделилось 6,72 л водорода (н. у.). Найдите массу каждого металла в смеси.

5.46. Какова массовая доля пероксида водорода в растворе, если 25,12 мл этого раствора ($\rho = 1,015 \text{ г/мл}$) израсходовано на взаимодействие в нейтральной среде с перманганатом калия, содержащимся в 100 мл 0,225 М раствора?

5.47. На 10,4 г смеси алюминия и оксида алюминия подействовал раствором гидроксида натрия. Выделившийся газ сожгли и получили 7,2 г воды. Определите массовые доли компонентов в смеси.

5.48. Имеется раствор смеси солей: нитрата серебра, нитрата калия и нитрата марганца(II). Какие вещества и в какой последовательности будут выделяться на катоде при электролизе этого раствора?

5.49. Какие процессы протекают на инертных (платиновых) электродах при электролизе водного раствора, содержащего смесь сульфата натрия, хлорида цинка и сульфата меди(II)? Укажите последовательность восстановления веществ на катоде. Ответ поясните.

5.50. Какие процессы протекают на инертных (платиновых) электродах при электролизе водного раствора, содержащего смесь электролитов состава CoSO_4 , $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$? В какой последовательности протекают процессы на электродах? Ответ поясните.

5.51. В какой последовательности будут осаждаться металлы на цинковой пластинке, опущенной в раствор, содержащий смесь солей: сульфат никеля(II), сульфат железа(II), сульфат меди(II)? Ответ поясните, подтвердите уравнениями реакций.

5.52. Медную пластинку массой 10 г погрузили в раствор нитрата серебра, затем промыли и высушили. Масса ее оказалась равной 11 г. Определите массу серебра, выделившегося из раствора.

5.53. Образец цинка массой 73 г поместили в раствор сульфата никеля(II) массой 240 г. Через некоторое время масса образца стала равной 71,8 г. Определите массовую долю сульфата цинка в растворе после реакции.

5.54. Какова окраска лакмуса у катода и анода после электролиза водного раствора хлорида калия?

5.55. Изменится ли количество вещества карбоната натрия в растворе, если его подвергнуть электролизу, применив нерастворимый анод? Составьте схему электролиза.

5.56. При электролизе водного раствора нитрата серебра на аноде выделилось 11,2 л газа (н. у.), который прореагировал с 31 г фосфора с образованием оксида фосфора(V). Определите количество вещества образовавшегося оксида фосфора(V) и массу прореагировавшего нитрата серебра.

5.57. При пропускании электрического тока через раствор сульфата меди(II) в растворе образовалась кислота, на нейтрализацию которой затрачено 16 мл раствора гидроксида калия с массовой долей 6 % и плотностью 1,05 г/мл. Определите массу меди, полученной на катоде.

5.58. При электролизе расплава хлорида металла(III) на аноде выделилось 336 мл газа (н. у.), а на катоде — 0,52 г металла. Хлорид какого металла был взят?

5.59. В раствор сульфата меди(II) массой 248 г поместили порошок магния массой 20 г. Через некоторое время металлический осадок собрали и высушили. Его масса составила 28 г. Определите массовую долю сульфата магния в полученном растворе.

5.60. При сливании 135 г 20 %-ного раствора хлорида меди(II) и 680 г 10 %-ного раствора нитрата серебра образовался осадок, который отделили, а оставшийся раствор подвергли электролизу. Определите массы веществ, выделившихся на электродах.

5.61. Раствор хлорида натрия массой 300 г с массовой долей соли 11,7 % подвергли полному электролизу. К образовавшемуся раство-

ру добавили 50 г раствора фосфорной кислоты с массовой долей 39,2 %. Какая соль образовалась? Какова ее масса?

5.62. Как изменится массовая доля сульфата меди(II) в растворе после проведения электролиза, если электролизу подвергли 100 г раствора с массовой долей сульфата меди(II) 20 %, а на катоде при этом выделилось 3,2 г меди? Определите объем газа (н. у.), выделившегося на аноде.

5.63. В 400 г воды растворили 46,8 г хлорида натрия. Через полученный раствор пропустили электрический ток, при этом собрали 2,24 л (н. у.) хлора. Определите массовую долю соли в растворе после проведения электролиза.

***5.64.** Вычислите ЭДС серебряно-кадмиевого гальванического элемента, в котором молярные концентрации ионов Ag^+ и Cd^{2+} равны 1 моль/л. Напишите уравнение реакции, протекающей при работе данного гальванического элемента, и составьте схему гальванического элемента. $\varphi^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ В}$, $\varphi^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ В}$.

5.65. Используя ряд напряжений металлов, определите, какие из металлов, символы которых перечислены ниже, могут вытеснить газ из соляной кислоты: Mg, Ag, Hg, Al, Cu, Zn. Ответ поясните.

5.66. Дан ряд металлов: Ag, Al, Cu, Fe, Mn, Ni, Ti. Какие металлы вытесняются цинком из растворов их солей?

5.67. Можно ли хранить: а) раствор нитрата ртути(II) в алюминиевом сосуде; б) раствор хлорида магния в цинковом сосуде; в) растворы сульфата меди(II) или хлорида цинка в железном сосуде? Ответ поясните, приведите соответствующие уравнения реакций.

5.68. В каких гальванических элементах, состав которых представлен ниже, железо является анодом: а) Fe/Fe^{2+} и Zn/Zn^{2+} ; б) Fe/Fe^{2+} и Co/Co^{2+} ; в) Fe/Fe^{2+} и Cu/Cu^{2+} ; г) Fe/Fe^{2+} и Mg/Mg^{2+} ?

5.69. Какая реакция протекает в гальваническом элементе, составленном из цинкового и железного электродов? Приведите схему гальванического элемента.

5.70. Железную пластину опустили в раствор, содержащий смесь хлоридов меди(II) и железа(II). После окончания реакции масса пластины увеличилась на 1,6 г. Определите массу солей в исходном растворе, если количество вещества солей было одинаковым.

5.71. В раствор, содержащий 27 г хлорида меди(II), поместили 24 г железных стружек. Определите массу меди, выделившейся в результате реакции. Останется ли хлорид меди(II) в растворе после окончания реакции?

***5.72.** Железную пластинку погрузили сначала в разбавленную серную кислоту, а затем — в раствор сульфата меди(II). При этом в ходе первой реакции было получено 1,12 л газа (н. у.), а в результате второй реакции масса пластинки увеличилась на 2,4 г. Определите массу всего прореагировавшего железа.

5.73. Чтобы посеребрить медную пластинку массой 10 г, ее опустили в 250 г 20 %-ного раствора нитрата серебра. Когда пластинку вынули, оказалось, что масса нитрата серебра в растворе уменьшилась на 20 %. Вычислите массу посеребренной пластинки и массовую долю нитрата серебра в оставшемся растворе.

5.74. При электролизе водного раствора нитрата серебра с инертными электродами на аноде выделилось 5,6 л (н. у.) кислорода. Определите молярную концентрацию соли в исходном растворе, если его объем 2 л.

5.75. При электролизе 500 г водного раствора хлорида цинка на аноде выделился газ, который прореагировал с раствором иодида калия, при этом выделилось 88,9 г иода. Определите массовую долю хлорида цинка в исходном растворе.

***5.76.** После погружения железной пластинки в 100 мл 14,5 %-ного раствора сульфата меди(II) ($\rho = 1,161$ г/мл) масса ее увеличилась на 0,391 г. Определите число прореагировавших атомов железа и массовую долю сульфата меди(II) в растворе после окончания реакции.

5.77. Вычислите массу 5 %-ной иодной настойки, которую можно приготовить из иода, полученного электролизом 150 г расплава иодида натрия.

5.78. Электролизу подвергли 350 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 9 % ($\rho = 1,098$ г/мл). В результате на аноде выделилось 28 л газа (н. у.). Вычислите массовую долю вещества, находящегося в растворе после электролиза.

***5.79.** При электролизе 21,6 г расплава вещества на аноде выделилось 1,35 моль водорода. Такое же количество вещества водорода получается при обработке водой 10,8 г этого же вещества. Какое это вещество? Установите его формулу.

5.80. Раствор массой 250 г, содержащий нитраты серебра и меди(II) общей массой 25,6 г, подвергли электролизу до полного выделения из него металлов. Масса катода увеличилась на 10,68 г. Определите массовые доли солей в исходном растворе.

***5.81.** Газы, полученные в результате электролиза раствора соли калия, прореагировали на свету. Образовавшийся продукт реакции растворили в воде. К полученному раствору добавили раствор нитрата серебра, при этом образовалось 5,73 г осадка. Определите, какую соль подвергли электролизу. Вычислите ее массу и объем газа (н. у.), который растворили в воде.

•**5.82.** К 200 г раствора с массовой долей сульфата меди(II) 16 % прилили 200 г раствора с массовой долей хлорида калия 29,8 %. Полученный раствор подвергли электролизу с инертными электродами. Электролиз закончили, когда массовая доля сульфат-ионов в

растворе стала равной 5,61 %. Рассчитайте массу продуктов, выделившихся на электродах.

5.83. Электролизу подвергли 5,1 %-ный раствор нитрата серебра массой 1000 г. При этом на катоде выделилось 10,8 г вещества. Затем в электролизер добавили 500 г 13,5 %-ного раствора хлорида меди(II) и раствор снова подвергли электролизу до выделения на аноде 8,96 л (н. у.) газа. Каковы массовые доли веществ в конечном растворе?

5.84. Определите объем раствора с массовой долей ацетата натрия 20 % ($\rho = 1,102$ г/мл), который необходимо подвергнуть электролизу, чтобы собравшийся на аноде после завершения электролиза газообразный продукт при пропускании через известковую воду дал 80 г осадка.

5.85. Электролизу подвергли 410 г 20 %-ного раствора ацетата натрия. Выделившийся на аноде газ сожгли. Определите объем 8 %-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,087$ г/мл), необходимого для поглощения образовавшегося при сгорании оксида углерода(IV). Считайте, что в растворе образуется кислая соль. Углекислый газ, образовавшийся при электролизе, не учитывайте.

5.86. Оксид углерода(IV), образовавшийся при электролизе расплава оксида алюминия на угольном аноде, нейтрализовали раствором объемом 263,5 мл с массовой долей гидроксида натрия 5 % ($\rho = 1,054$ г/мл). При этом образовалась кислая соль. Рассчитайте объем образовавшегося углекислого газа (н. у.) и массу полученного алюминия.

5.87. Раствор сульфата никеля(II) подвергли электролизу постоянным электрическим током. Сила тока 15 А. Определите массу никеля, выделившегося на катоде за 1 ч, если выход металла составляет 60 %.

5.88. При электролизе расплава хлорида магния получили 2,4 г магния. Электролиз проводили в течение 5 ч. Определите силу тока, прошедшего через электролитическую ячейку.

5.89. При электролизе 16 г расплава некоторого соединения водорода с одновалентным элементом на аноде выделился 1 моль водорода. Какое вещество взято для электролиза?

5.90. Определите массу меди, выделившейся на катоде при пропускании электрического тока через раствор хлорида меди(II) в течение 10 мин. Сила тока в цепи 2 А.

5.91. При электролизе расплава хлорида натрия на катоде получили 400 г натрия, что составило 95 % от теоретически возможного. Рассчитайте объем (н. у.) хлора, который выделился на аноде, если выход его составил 90 % от теоретически возможного.

5.92. Электролиз раствора нитрата серебра проводили при силе тока 2 А в течение 4 ч. Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах. Определите массу серебра, выделившегося на катоде, и объем газа (н. у.), выделившегося на аноде.

5.93. При электролизе раствора сульфата меди(II) на аноде выделилось 168 см^3 газа (н. у.). Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах. Вычислите массу меди, выделившейся на катоде.

5.94. При электролизе водного раствора сульфата железа(III) на катоде возможны три химические реакции. Приведите уравнения возможных катодных процессов.

5.95. При электролизе раствора хлорида двухвалентного металла на катоде выделилось $0,16 \text{ г}$ металла. При растворении металла такой же массы в концентрированной азотной кислоте выделилось $0,112 \text{ л}$ газа (н. у.). Какая соль подвергнута электролизу? Определите ее массу.

***5.96.** Составьте уравнения процессов, происходящих при электролизе раствора гидроксида калия. Определите силу тока, если в течение $1 \text{ ч } 15 \text{ мин}$ на аноде выделилось $6,4 \text{ г}$ газа. Вычислите объем газа (н. у.), выделившегося при этом на катоде.

5.97. Вычислите массу медного купороса, который потребуется для получения 16 г меди электролизом водного раствора сульфата меди(II), и объем кислорода (н. у.), выделившегося при этом на аноде.

***5.98.** В результате электролиза 130 мл раствора с массовой долей нитрата меди(II) $25,6 \%$ ($\rho = 1,25 \text{ г/мл}$) с применением инертных электродов на аноде выделилось $3,36 \text{ л}$ газа (н. у.). После завершения электролиза электроды были оставлены в образовавшемся растворе до прекращения изменения их массы. Вычислите массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

***5.99.** Металлическую пластинку размером $10 \times 10 \text{ см}$ требуется покрыть с обеих сторон равномерным слоем металлического никеля толщиной $0,05 \text{ мм}$. Вычислите, какое время потребуется для покрытия пластинки, если использовать электрический ток (2 А) и принять, что плотность никеля равна $8,9 \text{ г/см}^3$, а выход металла составляет 90% .

***5.100.** При электролизе 100 мл раствора с массовой долей хлорида калия 5% ($\rho = 1,03 \text{ г/мл}$) использовали электрический ток (8 А) в течение $1 \text{ ч } 10 \text{ мин}$. На инертном аноде выделилось $2,34 \text{ л}$ газов (н. у.). Вычислите массовые доли растворенных веществ в образовавшемся после электролиза растворе.

***5.101.** Медный стержень массой $140,8 \text{ г}$ выдержали в растворе нитрата серебра, после чего масса стержня составила $171,2 \text{ г}$. Рассчитайте объем 32% -ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,194 \text{ г/мл}$), необходимого для растворения медного стержня после его выдерживания в растворе нитрата серебра.

II НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Раздел

Глава 6. МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Классификация неорганических веществ

В настоящее время число известных веществ достигло 10 млн, поэтому крайне важна их классификация.

Индивидуальные вещества подразделяют на простые (их, с учетом аллотропных модификаций, всего около 400) и сложные (все остальные вещества). Сложные вещества подразделяют на две большие группы: **неорганические** (около 300 тыс.) и **органические** (их значительно больше).

Неорганическая химия изучает химические элементы и их соединения, за исключением большинства соединений углерода, которые изучает органическая химия.

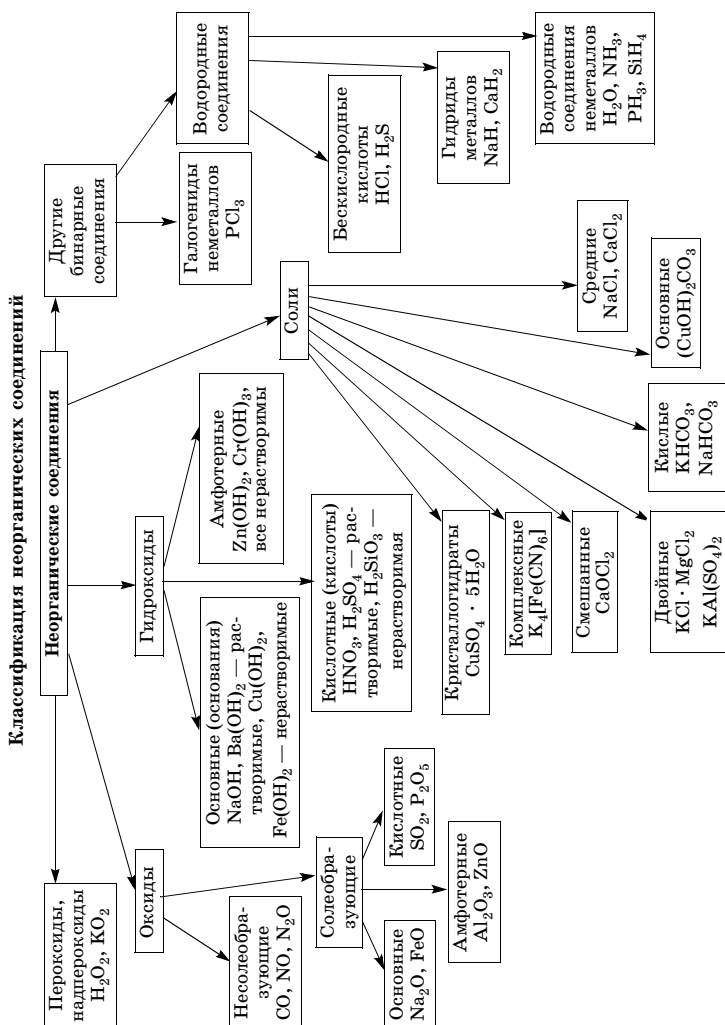
Неорганические соединения на основании важнейших химических свойств можно подразделить на следующие классы (схема 3):

- оксиды (солеобразующие — основные, кислотные, амфотерные — и несолеобразующие);
- пероксиды, надпероксиды (супероксиды);
- другие бинарные соединения (бескислородные кислоты и другие соединения неметаллов с водородом, гидриды металлов, галогениды неметаллов);
- гидроксиды (основные, кислотные, амфотерные);
- соли (средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные, кристаллогидраты).

Оксиды — это соединения химических элементов с кислородом, в которых атом кислорода имеет степень окисления -2 .

Основные оксиды образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами.

Схема 3



Кислотные оксиды образуют соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами.

Амфотерные оксиды образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями.

Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют с водой и не образуют солей.

Основные гидроксиды (основания) — гидроксиды металлов, образующие при диссоциации в качестве анионов только гидроксид-ионы OH^- , создают в растворе щелочную среду.

Кислотные гидроксиды (кислоты) — соединения, образующие при диссоциации в качестве катионов только катионы H^+ (протоны), создают в растворе кислотную среду.

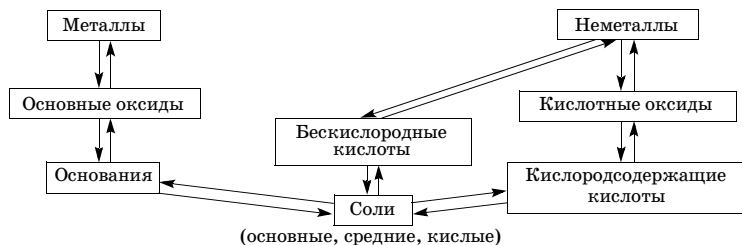
Амфотерные гидроксиды — гидроксиды, способные образовывать соли при взаимодействии как с кислотами, так и со щелочами.

Соли — сложные вещества, которые диссоциируют в водных растворах с образованием катионов металла и анионов кислотного остатка.

Генетическая связь между классами неорганических веществ, заключающаяся в возможности получения веществ одного класса из веществ другого класса, представлена на схеме 4.

Схема 4

Генетическая связь между классами неорганических веществ



Все химические элементы подразделяют на металлы и неметаллы (табл. 11).

Таблица 11

**Характерные свойства металлов и неметаллов —
элементов и простых веществ**

Металлы	Неметаллы
Число электронов на внешнем электронном слое атомов от 1 до 3	Число электронов на внешнем электронном слое атомов от 4 до 8
Атомы металлов соединяются в кристаллы металлической связью (обобществление валентных электронов всей кристаллической решетки)	Атомы неметаллов в большинстве простых веществ соединены ковалентной связью
Только восстановители	Могут быть и окислителями, и восстановителями
Простые вещества — все твердые (кроме ртути), имеют металлический блеск	Простые вещества газообразные (H_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , He , Ne и др.), жидкие (Br_2), твердые (I_2 , C , Si , S , P и др.), не имеют блеска, различаются окраской
В твердом состоянии ковкие и пластичные	В кристаллическом состоянии хрупкие, имеют различную твердость
Хорошо проводят тепло и электричество	Плохо проводят тепло и электричество
Аллотропия не характерна	Аллотропия характерна для ряда неметаллов: кислород и озон; графит, алмаз, фуллерен и карбин; аллотропные модификации серы, фосфора, кремния
В водных растворах существуют в виде катионов	В водных растворах существуют в составе анионов

Хотя неметаллов значительно меньше, чем металлов, они играют важную роль на Земле, в природе, Космосе. Так, 99 % массы Солнца и других звезд составляют неметаллы водород и гелий. Воздух, которым мы дышим, содержит азот, кислород и благородные газы. Вода, жизненно необходимое вещество, состоит из водорода и кислорода. В организме человека ткани состоят из шести неметаллов, которые называют *органогенными элементами*: C , O , H , N , P , S .

Общие сведения о металлах

К металлам относится большинство химических элементов (более 80 %). Это s -элементы I и II групп, все d - и f -элементы и p -элементы главных подгрупп III (кроме В), IV (Ge , Sn , Pb), V (Sb , Bi) и VI (Po) групп.

Физические свойства

Металлы имеют кристаллическую структуру, в которой валентные электроны обобществлены и легко перемещаются по всему образцу металла. Наличие металлической связи обуславливает следующие физические свойства металлов:

- электрическую проводимость (увеличивается с увеличением температуры);
- теплопроводность (наибольшая у Ag и Cu, наименьшая у Bi и Hg);
- ковкость, пластичность (уменьшается в ряду Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe; не обладают пластичностью Mn и Bi — это хрупкие металлы);
- металлический блеск и непрозрачность (обусловлены взаимодействием свободных электронов с падающими на металл квантами света);
- способность образовывать сплавы.

Кроме общих характерных свойств металлы проявляют и различные свойства:

- разные температуры плавления и кипения (металлы, плавящиеся при температуре выше 1000 °С, называют *тугоплавкими*, ниже — *легкоплавкими*; самый тугоплавкий — W, $t_{пл} = 3390$ °С, самый легкоплавкий — Hg, $t_{пл} = -38,9$ °С);
- разную плотность (различают *легкие* ($\rho < 5$ г/см³) и *тяжелые* ($\rho > 5$ г/см³) металлы; самый легкий металл — Li, самый тяжелый — Os);
- разную твердость (различают *мягкие* и *твердые* металлы; Na и K можно резать ножом, Cr и Ti очень твердые).

Общие способы получения металлов

В свободном виде в природе встречаются только наименее активные металлы (Au, Pt, Ag, Hg и др.), большинство же металлов — в виде оксидов, сульфидов, сульфатов, хлоридов, карбонатов, фосфатов, нитратов и других соединений.

Металлургия — область науки, техники и отрасль промышленности, связанная с процессом получения металлов из их соединений (руд) (схемы 5, 6).

Схема 5

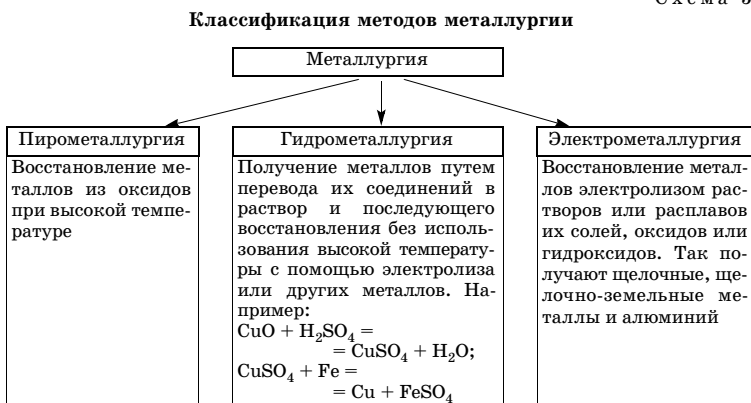
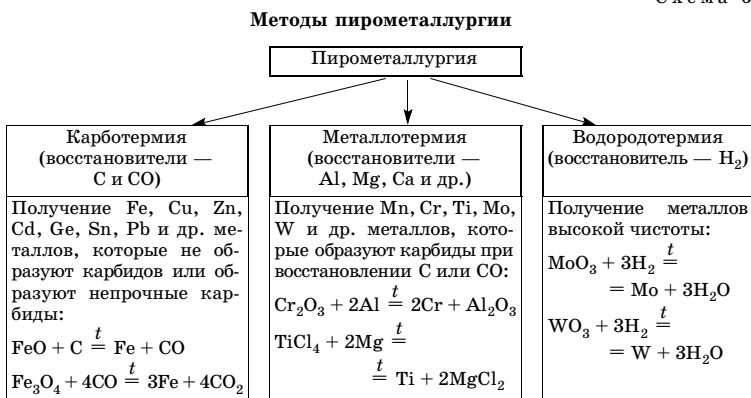


Схема 6



Сплавы металлов

Сплавы — это системы, образующиеся при затвердевании расплавленной смеси металлов. Свойства сплавов отличаются от свойств веществ, входящих в их состав. Различают сплавы:

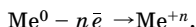
- **на основе железа**, например **сталь** (сплав железа с углеродом (до 1,7 %), марганцем, кремнием, серой, фосфором), **чугун** (сплав

железа с углеродом (>2 %) и примесями кремния, марганца, фосфора и серы);

- **на основе цветных металлов**, например **бронза** (сплав меди с другими металлами); **латунь** (сплав меди (65–70 %) с цинком (30–35 %)); **баббиты** (сплавы на основе олова или свинца с добавками сурьмы, меди и др.); **нихром** (сплав никеля (67,5 %), хрома (15 %), железа (16 %) и марганца (1,5 %)); **дуралюмин** (сплав алюминия (95 %) с магнием, медью и марганцем).

Общие химические свойства металлов

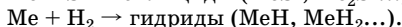
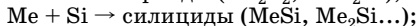
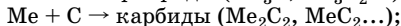
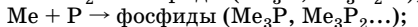
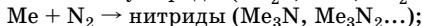
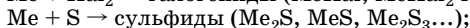
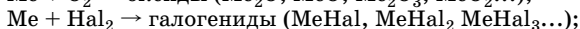
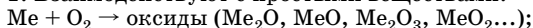
В свободном виде металлы являются восстановителями:



Восстановительные свойства металлов в водных растворах зависят от их положения в электрохимическом ряду напряжений (см. табл. 10 приложения).

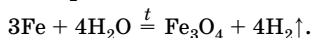
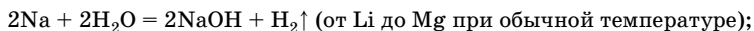
Металлы как восстановители вступают в реакции с различными окислителями.

1. Взаимодействуют с простыми веществами:



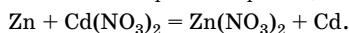
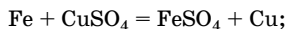
2. Взаимодействуют со сложными веществами.

- С водой:



- С солями.

Каждый металл вытесняет следующие за ним в электрохимическом ряду напряжений из растворов их солей:



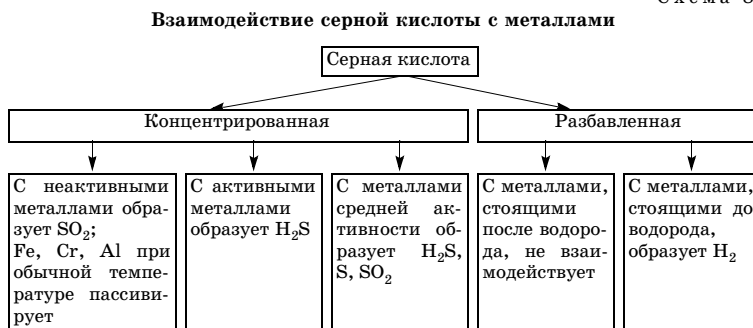
- С кислотами.

При взаимодействии металлов с концентрированной серной и азотной кислотами водород не вытесняется, в зависимости от активности металлов образуются различные продукты восстановления серы и азота (схемы 7, 8).

Схема 7

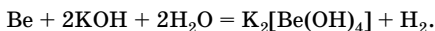


Схема 8



• Со щелочами.

В реакции вступают металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды (цинк, алюминий и др.):



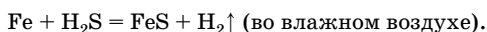
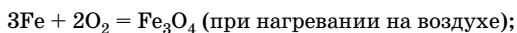
Коррозия металлов

Коррозия металлов — это разрушение металлов вследствие взаимодействия их с окружающей средой.

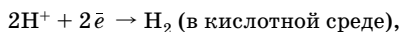
По механизму коррозионного процесса различают несколько видов коррозии.

Химическая коррозия — это процесс разрушения металла вследствие взаимодействия со средой, не проводящей электрический ток.

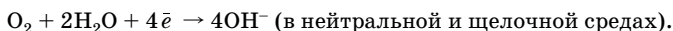
Газовая коррозия — разновидность химической коррозии. Это взаимодействие металлов с такими активными газообразными веществами, как кислород, сернистый газ, галогены, сероводород, водяной пар и др. Например:



Электрохимическая коррозия — это процесс разрушения металла, находящегося в контакте с другим металлом в среде электролита с возникновением внутри системы электрического тока. При этом более активный металл переходит в раствор в виде ионов, а на поверхности менее активного металла происходит, в зависимости от реакции среды, либо восстановление ионов водорода



либо восстановление растворенного в воде кислорода



Скорость коррозии в основном зависит от активности контактирующих металлов, pH среды, температуры и концентрации окислителей: чем больше разница в значениях стандартных электродных потенциалов и выше кислотность среды, тем больше скорость коррозии; с увеличением температуры и концентрации окислителей скорость коррозии также увеличивается.

Электрическая коррозия — разновидность электрохимической коррозии, вызывается блуждающими токами, исходящими от трамваев, поездов метро, электрических железных дорог, работающих на постоянном токе. Блуждающие токи от источников переменного тока вызывают слабую коррозию у подземных изделий из стали и сильную — у изделий из цветных металлов.

Методы защиты от коррозии разнообразны, их можно разделить на четыре группы.

- *защитные поверхностные покрытия металлов:*

металлические (покрытие цинком, оловом, свинцом, никелем, хромом, алюминием и др.);

неметаллические (покрытие лаком, краской, эмалью, оксидирование, фосфатирование);

- *обработка коррозионной среды* (из среды удаляют вещества, вызывающие коррозию, или добавляют вещества, замедляющие коррозию, — ингибиторы);

- *создание сплавов с антикоррозионными свойствами;*

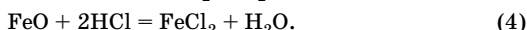
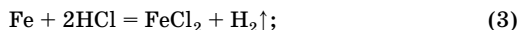
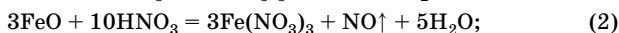
• *протекторная защита и электрозащита* (конструкцию соединяют с более активным металлом (протектором), который служит анодом и разрушается. При электрозащите защищаемое изделие также соединяется с другим металлом, но через внешний источник тока).

Решение типовых задач

Задача 1. При действии на смесь, состоящую из железа и оксида железа(II), разбавленной азотной кислотой выделилось 6,72 л (н. у.) оксида азота(II). При действии на такую же порцию смеси соляной кислотой выделилось 2,24 л (н. у.) газа. Определите массовую долю железа в смеси.

Решение

1. Записываем уравнения реакций с учетом того, что при взаимодействии Fe и FeO с HNO_3 образуются нитраты железа(III):



2. Рассчитываем количество вещества выделившегося водорода и количество вещества железа, вступившего в реакцию с HCl:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{H}_2) = \frac{2,24 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,1 \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}) = n(\text{H}_2) = 0,1 \text{ моль}.$$

3. Рассчитываем общее количество вещества NO, выделившегося в реакциях (1) и (2):

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n_{\text{общ}}(\text{NO}) = \frac{6,72 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,3 \text{ моль}.$$

4. Находим количество вещества NO, выделившегося в реакциях (1) и (2) по отдельности:

$$n_1(\text{NO}) : n(\text{Fe}) = 1:1, \text{ следовательно, } n(\text{Fe}) = n_1(\text{NO}) = 0,1 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{NO}) = n_{\text{общ}}(\text{NO}) - n_1(\text{NO}); \quad n_2(\text{NO}) = 0,3 \text{ моль} - 0,1 \text{ моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

5. Рассчитываем количество вещества и массу FeO:

$$n(\text{FeO}) : n_2(\text{NO}) = 3:1, \text{ следовательно, } n(\text{FeO}) = 3n_2(\text{NO}) = 0,6 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{FeO}) = 0,6 \text{ моль} \cdot 72 \text{ г/моль} = 43,2 \text{ г}.$$

6. Вычисляем массу Fe и массу исходной смеси:

$$m = nM; \quad m(\text{Fe}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 5,6 \text{ г};$$

$$m(\text{см.}) = m(\text{Fe}) + m(\text{FeO}); \quad m(\text{см.}) = 5,6 \text{ г} + 43,2 \text{ г} = 48,8 \text{ г}.$$

7. Вычисляем массовую долю Fe в исходной смеси:

$$w(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{m(\text{см.})}; \quad w(\text{Fe}) = \frac{5,6 \text{ г}}{48,8 \text{ г}} = 0,115.$$

О т в е т: $w(\text{Fe}) = 0,115$.

Задача 2. Определите массу железа и титана, которые можно получить из руды массой 300 кг, содержащей магнетит Fe_3O_4 (массовая доля 55 %), ильменит FeTiO_3 (массовая доля 15 %) и другие вещества, не содержащие железо и титан.

Р е ш е н и е

1. Рассчитываем массы магнетита и ильменита, содержащихся в руде массой 300 кг:

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{w(\text{Fe}_3\text{O}_4) \cdot m(\text{руды})}{100 \%}; \quad m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{55 \% \cdot 300 \text{ кг}}{100 \%} = 165 \text{ кг};$$

$$m(\text{FeTiO}_3) = \frac{w(\text{FeTiO}_3) \cdot m(\text{руды})}{100 \%}; \quad m(\text{FeTiO}_3) = \frac{15 \% \cdot 300 \text{ кг}}{100 \%} = 45 \text{ кг}.$$

2. Рассчитываем количество вещества Fe_3O_4 и FeTiO_3 :

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{165 \text{ кг}}{232 \text{ кг/кмоль}} = 0,711 \text{ кмоль};$$

$$n(\text{FeTiO}_3) = \frac{45 \text{ кг}}{152 \text{ кг/кмоль}} = 0,296 \text{ кмоль}.$$

3. Определяем количество вещества Fe и Ti с учетом того, что Fe содержится и в магнетите, и в ильмените:

$$n_1(\text{Fe}) = 3n(\text{Fe}_3\text{O}_4); \quad n_1(\text{Fe}) = 3 \cdot 0,711 \text{ кмоль} = 2,133 \text{ кмоль};$$

$$n_2(\text{Fe}) = n(\text{FeTiO}_3) = 0,296 \text{ кмоль};$$

$$n_{\text{общ}}(\text{Fe}) = 2,133 \text{ кмоль} + 0,296 \text{ кмоль} = 2,429 \text{ кмоль};$$

$$n(\text{Ti}) = n(\text{FeTiO}_3) = 0,296 \text{ кмоль}.$$

4. Рассчитываем массы Fe и Ti:

$$m = nM; \quad m_{\text{общ}}(\text{Fe}) = 2,429 \text{ кмоль} \cdot 56 \text{ кг/кмоль} = 136 \text{ кг};$$

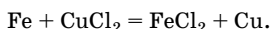
$$m(\text{Ti}) = 0,296 \text{ кмоль} \cdot 48 \text{ кг/кмоль} = 14,21 \text{ кг}.$$

О т в е т: $m(\text{Fe}) = 136 \text{ кг}$; $m(\text{Ti}) = 14,21 \text{ кг}$.

Задача 3. Железное изделие некоторое время выдерживали в растворе хлорида меди(II), в результате масса изделия увеличилась на 0,8 г и составила 116 г. Определите массу изделия до травления.

Решение

1. Записываем уравнение реакции:



2. Обозначим количество вещества прореагировавшего железа как x моль, тогда количество вещества выделившейся меди, согласно уравнению реакции, также равно x моль. Определяем массу железа, вступившего в реакцию, и массу выделившейся меди:

$$m(\text{Fe}) = 56x; \quad m(\text{Cu}) = 64x.$$

3. Учитывая, что изменение массы изделия равно 0,8 г, составим уравнение:

$$\Delta m = m(\text{Cu}) - m(\text{Fe}); \quad 0,8 = 64x - 56x.$$

Решая уравнение, получаем $x = 0,1$, т. е. количество вещества прореагировавшего железа и выделившейся меди равно 0,1 моль.

4. Определяем массу железного изделия до травления:

$$m_1 = m_2 - m(\text{Cu}) + m(\text{Fe}),$$

где m_1 — масса изделия до травления, m_2 — масса изделия после травления;

$$m_1 = 116 \text{ г} - 0,1 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} + 0,1 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 115,2 \text{ г}.$$

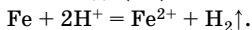
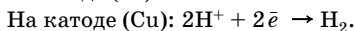
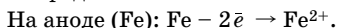
Ответ: $m_1 = 115,2 \text{ г}$.

Задача 4. Как будет протекать коррозия железного изделия с медными деталями в кислотной и щелочной средах, не содержащих других окислителей, кроме ионов водорода и растворенного кислорода?

Решение

Так как железо более активный металл, чем медь (см. электрохимический ряд напряжений), то железо будет переходить в раствор в виде ионов (анод), а на меди (катод), в зависимости от характера среды, будет происходить восстановление либо ионов водорода, либо кислорода.

1. Среда кислотная.

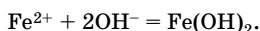


2. Среда нейтральная или щелочная.

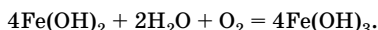
На аноде (Fe): $\text{Fe} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.

На катоде (Cu): $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$.

Образовавшиеся в растворе гидроксид-ионы вступают в реакцию с ионами Fe^{2+} :



Гидроксид железа(II) — нестойкое соединение, окисляется растворенным кислородом:



Задача 5. Железная и цинковая пластинки контактируют в водной среде, содержащей кислород. Объясните причину появления белого осадка на поверхности цинковой пластинки.

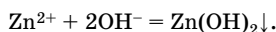
Решение

При контакте пластинок из железа и цинка в воде возникает гальваническая пара. Так как электродный потенциал цинка меньше, чем электродный потенциал железа ($-0,76 \text{ В} < -0,44 \text{ В}$; см. табл. 10 приложения), то цинк служит анодом, на нем происходит процесс окисления, а железо — катодом, на нем восстанавливается кислород.

На аноде (Zn): $\text{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$.

На катоде (Fe): $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$.

Образующиеся гидроксид-ионы взаимодействуют с катионами цинка с образованием белого осадка:



Щелочные металлы

Общая характеристика

К щелочным металлам относятся *s*-элементы IA группы литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. На внешнем энергетическом уровне их атомов находится один *s*-электрон (ns^1). Атомы легко отдают его и проявляют постоянную степень окисления +1. Металлы IA группы — сильные восстановители, так как значения энергий ионизации их атомов по сравнению с атомами других элементов самые низкие, а радиусы атомов и ионов — наибольшие. Некоторые характеристики щелочных металлов представлены в табл. 12.

Таблица 12

Характеристика щелочных металлов

Химический элемент	Электронная конфигурация внешнего слоя	Металлический радиус атома, нм	Радиус иона, нм	Энергия ионизации, эВ	Температура кипения, °С	Температура плавления, °С	Плотность, кг/м ³	Молярная доля атомов в земной коре, %
Литий (₃ Li)	2s ¹	0,155	0,068	5,39	1336,5	180,5	530	0,02
Натрий (₁₁ Na)	3s ¹	0,189	0,098	5,14	882,9	97,8	970	2,4
Калий (₁₉ K)	4s ¹	0,236	0,133	4,34	760	63,7	860	1,4
Рубидий (₃₇ Rb)	5s ¹	0,248	0,149	4,18	685	38,9	1530	7 · 10 ⁻²
Цезий (₅₅ Cs)	6s ¹	0,268	0,165	3,89	667,6	28,7	1870	9,5 · 10 ⁻⁹
Франций (₈₇ Fr)	7s ¹	0,280	0,175	3,98	–	8,0	2480	–

Все эти элементы не встречаются в природе в виде простых веществ. В табл. 13 представлены их важнейшие природные соединения.

Таблица 13

Важнейшие природные соединения щелочных металлов

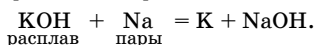
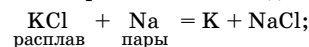
Химический элемент	Названия и формулы природных соединений
Li	Сподунмент LiAl(SiO ₃) ₂ ; амблигонит LiAlPO ₄ F; лепидолит Li ₂ Al ₂ (SiO ₃) ₂ (F,OH) ₂
Na	Каменная соль, галит NaCl; мирабилит, глауберова соль Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O; криолит Na ₃ AlF ₆ ; бура Na ₂ B ₄ O ₇ · 10H ₂ O
K	Сильвин KCl; сильвинит NaCl · KCl; карналлит KCl · MgCl ₂ · 6H ₂ O; каинит KCl · MgSO ₄ · 3H ₂ O
Rb, Cs	Содержатся в минералах калия

Способы получения

1. Электролиз расплавов солей (хлоридов) и, реже, щелочей:

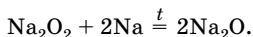


2. Вытеснение калия из расплавов его соединений парами натрия:



Химические свойства

На воздухе щелочные металлы легко окисляются: литий с образованием оксида Li_2O , остальные металлы — с образованием пероксидов (Na_2O_2), надпероксидов (KO_2 , RbO_2 , CsO_2). Косвенным путем получены озониды (KO_3 , RbO_3 , CsO_3). Оксиды этих металлов также получают косвенным путем:



Взаимодействуют практически со всеми неметаллами и со многими сложными веществами (табл. 14).

Таблица 14

Химические свойства щелочных металлов

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с неметаллами	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$; $2\text{Na} + 2\text{C} = \text{Na}_2\text{C}_2$ $3\text{Na} + \text{P} = \text{Na}_3\text{P}$; $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$ $2\text{Na} + n\text{S} = \text{Na}_2\text{S}_n$ $6\text{Na} + \text{N}_2 = 2\text{Na}_3\text{N}$	С F_2 и Cl_2 при обычных условиях самовоспламеняются, с жидким Br_2 — со взрывом (K, Rb, Cs), с другими неметаллами — при нагревании $1 \leq n \leq 5$ (для Li $n = 2$, для K — до $n = 6$) Li — при комнатной температуре
2. Взаимодействие с водой	$2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$	Бурно, Rb и Cs — со взрывом
3. Взаимодействие с кислотами-неокислителями	$2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$	
4. Взаимодействие с кислотами-окислителями	$8\text{Na} + 5 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} = 4\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $8\text{Na} + 10 \text{HNO}_3 \text{ конц.} = 8\text{NaNO}_3 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ $8\text{Na} + 10 \text{HNO}_3 \text{ разб.} = 8\text{NaNO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
5. Взаимодействие с другими сложными неорганическими и органическими веществами	$2\text{Na} + 2\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Na} + 2\text{NH}_3 \text{ (ж.)} = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Na} + 2\text{CH}_3\text{Cl} = 2\text{NaCl} + \text{CH}_3-\text{CH}_3$ $2\text{Na} + 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Na} + 2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} = 2\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\uparrow$	Реакция Вюрца

Соединения щелочных металлов

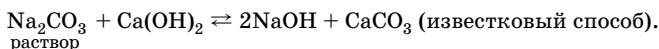
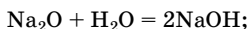
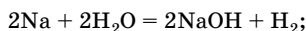
В табл.15 представлены свойства соединений щелочных металлов.

Таблица 15

Химические свойства соединений щелочных металлов

Свойство	Химизм процесса
Оксиды — типичные основные оксиды	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ (взаимодействуют с водой, в отличие от многих других основных оксидов) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Пероксиды, надпероксиды и озониды — сильные окислители, легко разлагаются водой	$\text{Na}_2\text{O}_2 + \underset{\text{холодная}}{2\text{H}_2\text{O}} = \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{NaOH}$ $2\text{Na}_2\text{O}_2 + \underset{\text{горячая}}{2\text{H}_2\text{O}} = \text{O}_2\uparrow + 4\text{NaOH}$ $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$ (используется для получения кислорода в закрытых помещениях) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$ $4\text{KO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{KOH} + 3\text{O}_2\uparrow$ $2\text{KO}_2 + \text{S} = \text{K}_2\text{SO}_4$ $4\text{KO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{KOH} + 5\text{O}_2\uparrow$
Нитриды, карбиды и гидриды энергично разлагаются водой и кислотами	$\text{Li}_3\text{N} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{LiOH} + \text{NH}_3\uparrow$ $\text{Na}_2\text{C}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow$ $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{KH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\uparrow$

Гидроксиды щелочных металлов — основания, сильные электролиты, в водных растворах диссоциируют нацело, термически устойчивы (кроме LiOH). Получение гидроксидов:



Гидроксид натрия, полученный известковым способом, называется *каустической содой*.

Соли щелочных металлов окрашивают пламя горелки в различные цвета (табл. 16).

Таблица 16

Окраска пламени ионами щелочных металлов

Ион	Цвет пламени
Li ⁺	Красно-коричневый
Na ⁺	Желтый
K ⁺	Фиолетовый
Rb ⁺	Красный
Cs ⁺	Фиолетовый

Металлы IIА группы

Общая характеристика

В группу IIА входят бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra (радиоактивный элемент). Это s-элементы, электронное строение внешнего слоя атомов — ns^2 , валентность постоянна и равна II, степени окисления 0, +2. Некоторые характеристики s-элементов IIА группы представлены в табл. 17.

Таблица 17

Характеристика s-элементов IIА группы

Химический элемент	Электронная конфигурация внешнего слоя	Радиус атома, нм	Энергия ионизации, эВ	Температура кипения, °С	Температура плавления, °С	Плотность, кг/м ³
Бериллий (₄ Be)	2s ²	0,113	27,58	2507	1287	1,85
Магний (₁₂ Mg)	3s ²	0,160	26,68	1097	650	1,74
Кальций (₂₀ Ca)	4s ²	0,197	17,98	1495	842	1,54
Стронций (₃₈ Sr)	5s ²	0,215	16,72	1390	768	2,63
Барий (₅₆ Ba)	6s ²	0,221	15,21	1640	727	3,76
Радий (₈₈ Ra)	7s ²	0,235	15,43	1500	991	-6

В табл. 18 представлены важнейшие природные соединения элементов IIА группы.

Таблица 18

Важнейшие природные соединения металлов IIА группы

Химический элемент	Названия и формулы природных соединений
Mg	Магнезит $MgCO_3$; доломит $MgCO_3 \cdot CaCO_3$; горькая (английская) соль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$
Ca	Кальцит, мрамор $CaCO_3$; ангидрит $CaSO_4$; гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; флюорит CaF_2 ; апатит $Ca_5(PO_4)_3(F, Cl, OH)$
Sr	Стронцианит $SrCO_3$; целестин $SrSO_4$
Ba	Барит (тяжелый шпат) $BaSO_4$; виверит $BaCO_3$

Получают металлы электролизом расплавов их солей.

Химические свойства

Все металла IIА группы менее реакционноспособны по сравнению со щелочными металлами (табл. 19).

Таблица 19

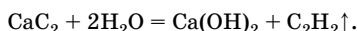
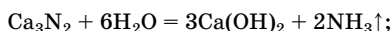
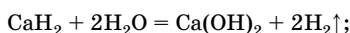
Химические свойства металлов IIА группы

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с неметаллами	$2Ca + O_2 = 2CaO$; $Ba + O_2 = BaO_2$ $Ca + Cl_2 = CaCl_2$; $Ca + S = CaS$ $3Ca + 2P = Ca_3P_2$; $Ca + H_2 = CaH_2$	Ca, Sr и Ba энергично взаимодействуют с активными неметаллами уже при обычных условиях, с менее активными (N_2 , H_2 , C, Si и др.) — при более или менее сильном нагревании; Be, Mg — медленно
2. Взаимодействие с водой	$Mg + 2H_2O = Mg(OH)_2 + H_2 \uparrow$ $Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2 \uparrow$ $Be + H_2O \rightarrow$	При нагревании На холоде Не взаимодействует
3. Взаимодействие с кислотами-неокислителями	$Ca + 2HCl = CaCl_2 + H_2 \uparrow$ $Ca + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2 \uparrow$ <div style="text-align: center; font-size: small;">разб.</div>	
4. Взаимодействие с кислотами-окислителями	$4Ca + 10HNO_3 =$ <div style="text-align: center; font-size: x-small;">разб.</div> $= 4Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$ $4Ca + 10HNO_3 =$ <div style="text-align: center; font-size: x-small;">конц.</div> $= 4Ca(NO_3)_2 + N_2O \uparrow + 5H_2O$ $4Ca + 5H_2SO_4 =$ <div style="text-align: center; font-size: x-small;">конц.</div> $= 4CaSO_4 + H_2S \uparrow + 4H_2O$	

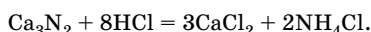
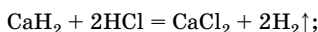
Химические свойства соединений элементов IIА группы

Оксиды ЭО — основные (BeO — амфотерный), гидроксиды Э(OH)₂ — основные (Be(OH)₂ — амфотерный), термически неустойчивы. В водных растворах гидроксиды Ca(OH)₂, Sr(OH)₂ и Ba(OH)₂ — сильные электролиты.

Бинарные соединения кальция и его аналогов разлагаются водой, например:



В кислотной среде:



Соли щелочно-земельных металлов окрашивают пламя горелки в различные цвета (табл. 20).

Таблица 20

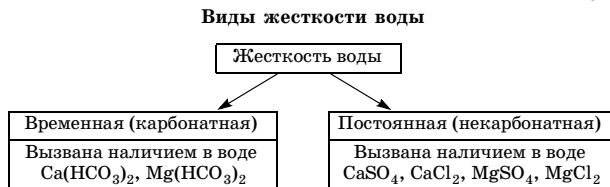
Окраска пламени ионами щелочно-земельных металлов

Ион	Цвет пламени
Ca ²⁺	Кирпично-красный
Sr ²⁺	Карминово-красный
Ba ²⁺	Зеленовато-желтый

Жесткость воды и способы ее устранения

Жесткость воды — совокупность свойств, обусловленных содержанием в воде ионов Ca²⁺ и Mg²⁺ (схема 9).

Схема 9



Способы устранения жесткости воды приведены в табл. 21.

Таблица 21

Способы устранения жесткости воды

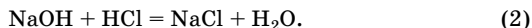
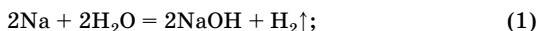
Название способа	Химизм способа устранения жесткости	
	временной	постоянной
Кипячение	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{CO}_2 \uparrow$	Не устраняется
Известково-содовый (добавление гашеной извести и соды)	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 =$ $= 2\text{CaCO}_3 \downarrow + \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 =$ $= \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3$	$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 =$ $= \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{MgCl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$ $= \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{CaCl}_2$
Фосфатный	$3\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 =$ $= \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{NaHCO}_3$	$3\text{CaSO}_4 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 =$ $= \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$
Ионо-обменный (катионитный)	$\text{Na}_2\text{R} + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{CaR} + 2\text{NaHCO}_3$ Здесь R — сложный алюмосиликатный анион $[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8 \cdot n\text{H}_2\text{O}]^{2-}$	$\text{Na}_2\text{R} + \text{CaSO}_4 \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{CaR} + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Решение типовых задач

Задача 6. Образец натрия массой 0,5 г растворили в воде. На нейтрализацию полученного раствора израсходовали 29,2 г 1,5 %-ной соляной кислоты. Какова массовая доля (%) натрия в исходном образце?

Решение

1. Записываем уравнения реакций:



2. Определяем массу и количество вещества HCl:

$$m(\text{HCl}) = \frac{w(\text{HCl}) \cdot m(\text{р-ра})}{100 \%}; \quad m(\text{HCl}) = \frac{1,5 \% \cdot 29,2 \text{ г}}{100 \%} = 0,438 \text{ г};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{HCl}) = \frac{0,438 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,012 \text{ моль}.$$

3. Определяем количество вещества NaOH, прореагировавшего с HCl:

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) = 1:1,$$

следовательно, $n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl}) = 0,012$ моль.

4. Определяем количество вещества, массу и массовую долю Na в исходном образце:

$$n(\text{Na}) : n(\text{NaOH}) = 1:1,$$

следовательно, $n(\text{Na}) = n(\text{NaOH}) = 0,012$ моль,

$$m = nM; \quad m(\text{Na}) = 0,012 \text{ моль} \cdot 23 \text{ г/моль} = 0,276 \text{ г};$$

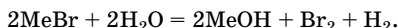
$$w(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na}) \cdot 100 \%}{m(\text{обр.})}; \quad w(\text{Na}) = \frac{0,276 \text{ г} \cdot 100 \%}{0,5 \text{ г}} = 55,2 \%.$$

О т в е т: $w(\text{Na}) = 55,2 \%.$

Задача 7. При электролизе раствора бромида одновалентного металла, содержащего 41,2 г этой соли, выделилось 4,48 л (н. у.) водорода. Определите, бромид какого металла взяли. Считайте разложение соли полным.

Р е ш е н и е

1. Записываем уравнение электролиза:



2. Определяем количество вещества водорода и соли:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{H}_2) = \frac{4,48 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{MeBr}) : n(\text{H}_2) = 2:1,$$

следовательно, $n(\text{MeBr}) = 2n(\text{H}_2) = 0,4$ моль.

3. Определяем молярные массы соли и металла:

$$M = \frac{m}{n}; \quad M(\text{MeBr}) = \frac{41,2 \text{ г}}{0,4 \text{ моль}} = 103 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Me}) = M(\text{MeBr}) - M(\text{Br});$$

$$M(\text{Me}) = 103 \text{ г/моль} - 80 \text{ г/моль} = 23 \text{ г/моль},$$

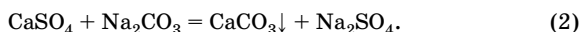
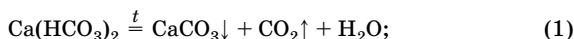
следовательно, соль — бромид натрия NaBr.

О т в е т: NaBr.

Задача 8. Для умягчения воды, содержащей сульфат и гидрокарбонат кальция, 100 мл ее прокипятили, при этом образовалось 0,2 г осадка. Затем воду обработали избытком соды, в результате чего выпало 0,1 г осадка. Рассчитайте массы солей в 1 кг воды (плотность воды примите равной 1 г/мл).

Решение

1. Записываем уравнения реакций:



2. Рассчитываем количество вещества осадков, образовавшихся в результате процессов (1) и (2):

$$n = \frac{m}{M}; \quad n_1(\text{CaCO}_3) = \frac{0,2 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 0,002 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{CaCO}_3) = \frac{0,1 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 0,001 \text{ моль}.$$

3. Рассчитываем количество вещества и массы $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и CaSO_4 , содержащихся в образце воды объемом 100 мл:

$$n(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = n_1(\text{CaCO}_3) = 0,002 \text{ моль};$$

$$n(\text{CaSO}_4) = n_2(\text{CaCO}_3) = 0,001 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m_0(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 0,002 \text{ моль} \cdot 162 \text{ г/моль} = 0,324 \text{ г};$$

$$m_0(\text{CaSO}_4) = 0,001 \text{ моль} \cdot 136 \text{ г/моль} = 0,136 \text{ г}.$$

4. Рассчитываем массы солей кальция, содержащихся в 1 кг воды.

Так как плотность воды равна 1 г/мл, то объем 1 кг воды составляет 1000 мл, следовательно,

$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 10m_0(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 3,24 \text{ г};$$

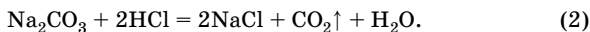
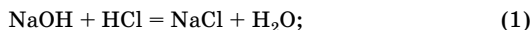
$$m(\text{CaSO}_4) = 10m_0(\text{CaSO}_4) = 1,36 \text{ г}.$$

О т в е т: $m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 3,24 \text{ г}$; $m(\text{CaSO}_4) = 1,36 \text{ г}$.

Задача 9. Для превращения 2,92 г смеси гидроксида и карбоната натрия в хлорид натрия потребовалось 1,344 л (н. у.) хлороводорода. Вычислите количественный состав исходной смеси и объем выделившегося газа (н. у.).

Решение

1. Записываем уравнения реакций:



2. Определяем общее количество вещества израсходованного хлороводорода:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n_{\text{общ}}(\text{HCl}) = \frac{1,344 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,06 \text{ моль}.$$

3. Выражаем количество вещества NaOH и Na_2CO_3 через количество вещества HCl .

Пусть $n_2(\text{HCl}) = x$ моль, тогда $n_1(\text{HCl}) = (0,06 - x)$ моль;

$$n(\text{NaOH}) = n_1(\text{HCl}) = (0,06 - x) \text{ моль};$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} n_2(\text{HCl}) = 0,5x \text{ моль}.$$

4. Определяем массы NaOH и Na_2CO_3 и составляем алгебраическое уравнение:

$$m = nM; \quad m(\text{NaOH}) = (0,06 - x) \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 40(0,06 - x) \text{ г};$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,5x \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 53x \text{ г}.$$

Так как масса смеси NaOH и Na_2CO_3 известна, то, подставив значения масс NaOH и Na_2CO_3 , получаем следующее уравнение:

$$2,92 = 40(0,06 - x) + 53x.$$

5. Решаем уравнение и находим массы гидроксида натрия и карбоната натрия:

$$x = 0,04, \text{ следовательно, } n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,5 \cdot 0,04 \text{ моль} = 0,02 \text{ моль};$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,02 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 2,12 \text{ г};$$

$$m(\text{NaOH}) = m(\text{см.}) - m(\text{Na}_2\text{CO}_3); \quad m(\text{NaOH}) = 2,92 \text{ г} - 2,12 \text{ г} = 0,8 \text{ г}.$$

6. Определяем количество вещества и объем (н. у.) выделившегося CO_2 :

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,02 \text{ моль};$$

$$V = nV_m; \quad V(\text{CO}_2) = 0,02 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 0,448 \text{ л}.$$

$$\text{О т в е т: } m(\text{NaOH}) = 0,8 \text{ г}; \quad m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2,12 \text{ г}; \quad V(\text{CO}_2) = 0,448 \text{ л}.$$

Алюминий и его соединения

Общая характеристика элементов IIIA группы

В главную подгруппу III группы входят химические элементы бор В, алюминий Al, галлий Ga, индий In, таллий Tl. Все они, кроме бора, образуют простые вещества — металлы. На внешнем энергетическом уровне в атомах этих элементов содержится по три электрона — два на s - и один на p -подуровне, следовательно, электронная конфигурация внешнего уровня ns^2np^1 . Наиболее характерная степень окисления для бора, алюминия, галлия и индия — +3, для таллия — +1, что связано с особенностями строения его атома. Некоторые характеристики элементов IIIA группы приведены в табл. 22.

Таблица 22

Характеристика элементов IIIA группы

Химический элемент	Электронная конфигурация внешнего слоя	Металлический радиус атома, нм	Радиус иона Z^{3+} , нм	Энергия ионизации, эВ	Сродство к электрону, эВ	Электроотрицательность	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С
Бор (${}_{5}\text{B}$)	$2s^22p^1$	0,091	0,020	8,298	0,30	2,01	2300	3658
Алюминий (${}_{13}\text{Al}$)	$3s^23p^1$	0,143	0,057	5,986	0,20	1,47	660	2467
Галлий (${}_{31}\text{Ga}$)	$4s^24p^1$	0,139	0,062	5,998	0,39	1,82	29,8	2227
Индий (${}_{49}\text{In}$)	$5s^25p^1$	0,166	0,092	5,786	0,20	1,49	156	2080
Таллий (${}_{81}\text{Tl}$)	$6s^26p^1$	0,171	0,105	6,110	0,32	1,44	304	1457

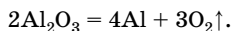
Элементы главной подгруппы III группы образуют оксиды R_2O_3 : B_2O_3 — кислотный, Al_2O_3 , Ga_2O_3 , In_2O_3 — амфотерные, Tl_2O_3 — основный. В щелочах легко растворяются B_2O_3 , Al_2O_3 , Ga_2O_3 , с трудом — In_2O_3 . Характер свойств гидроксидов: H_3BO_3 — кислотный, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ga}_2(\text{OH})_3$ и $\text{In}(\text{OH})_3$ — амфотерные.

Алюминий в природе

По распространенности на Земле алюминий занимает четвертое место среди всех химических элементов (после O, H, Si) и первое — среди металлов. В земной коре содержится 8,8 % по массе алюминия. В свободном виде этот металл не встречается. Важнейшие минералы: боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 11\text{H}_2\text{O}$, корунд Al_2O_3 , криолит Na_3AlF_6 , алюмосиликаты $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (белая глина) и $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2$ (полевой шпат).

Получение алюминия

Алюминий получают электролизом раствора глинозема Al_2O_3 в расплавленном криолите Na_3AlF_6 при 960–970 °С. Оксид алюминия диссоциирует на ионы Al^{3+} и AlO_3^{3-} ; на аноде выделяется кислород, а на катоде — алюминий:



Анодом служат угольные пластины, а катодом — подина (дно) ванны. Выделяющийся кислород взаимодействует с материалом анода с образованием оксидов CO и CO₂, поэтому угольные пластины со временем сгорают и их заменяют другими.

Химические свойства алюминия

Алюминий — химически активный металл, уже в обычных условиях он покрывается прочной оксидной пленкой, которая ослабляет его металлический блеск и определяет его высокую коррозионную стойкость. При снятии оксидной пленки алюминий взаимодействует со многими веществами, с водородом непосредственно не взаимодействует (табл. 23).

Таблица 23

Химические свойства алюминия

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с водой	$2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$	
2. Взаимодействие с кислотой	$4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Q}$	На воздухе
3. Взаимодействие с другими неметаллами	$2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ $2\text{Al} + \text{N}_2 = 2\text{AlN}$ $\text{Al} + \text{P} = \text{AlP}$ $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ $4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$	С галогенами — без нагревания, с I ₂ — в присутствии H ₂ O Al ₂ S ₃ и Al ₄ C ₃ в растворе не существуют
4. Взаимодействие с кислотами	$2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \begin{matrix} \text{разб.} \\ \text{конц.} \end{matrix} \begin{matrix} t \\ t \end{matrix} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al} + 6\text{HNO}_3 \begin{matrix} t \\ \text{конц.} \end{matrix} = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al} + 4\text{HNO}_3 \begin{matrix} \text{разб.} \end{matrix} = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}\uparrow$	С концентрированными азотной, серной, а также сильно разбавленной азотной кислотами алюминий не взаимодействует на холоду из-за образования защитной оксидной пленки. Могут образоваться N ₂ O, NH ₄ NO ₃ в зависимости от концентрации HNO ₃
5. Взаимодействие с щелочами	$2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$	Наряду с солью состава Na[Al(OH) ₄] образуются и комплексные соли состава Na[Al(OH) ₄ (H ₂ O) ₂], Na ₃ [Al(OH) ₆], но для простоты пишут Na[Al(OH) ₄]

Окончание табл. 23

Свойство	Химизм процесса	Примечание
6. Взаимодействие с нитратом калия	$8\text{Al} + 18\text{H}_2\text{O} + 3\text{KNO}_3 + 5\text{KOH} = 8\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NH}_3 \uparrow$	В сильнощелочной среде
7. Взаимодействие с карбонатами и фосфатами щелочных металлов	$2\text{Al} + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 2\text{NaHCO}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$	Используют концентрированные растворы солей
8. Взаимодействие с другими солями	$2\text{Al} + 3\text{CuSO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Cu}$	В водных растворах
9. Взаимодействие с оксидами металлов	$2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$ $10\text{Al} + 3\text{V}_2\text{O}_5 = 6\text{V} + 5\text{Al}_2\text{O}_3$ $8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 = 9\text{Fe} + 4\text{Al}_2\text{O}_3$	Восстановление металлов из их оксидов — алюмотермия, реакции сопровождаются выделением большого количества теплоты Выделяется 3240 кДж, температура достигает 2500 °С, что используется для сварки стальных изделий. Смесь эквивалентных количеств алюминия и оксида железа(II, III) называют <i>термитом</i>

Соединения алюминия

Оксид алюминия Al_2O_3 — белый порошок или твердые белые кристаллы, тугоплавкое вещество ($t_{\text{пл}} = 2055$ °С). Его химические свойства представлены в табл. 24.

Получение:

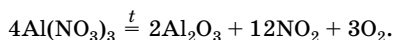
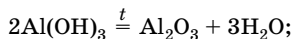
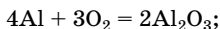


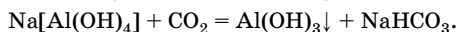
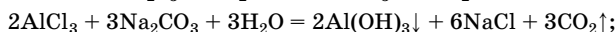
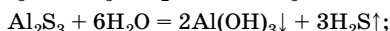
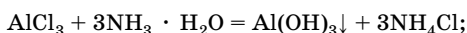
Таблица 24

Химические свойства оксида алюминия

Свойство	Химизм процесса
Амфотерный оксид, с разбавленными кислотами и щелочами не взаимодействует, но при нагревании медленно реагирует с концентрированными растворами кислот и щелочей	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
При сплавлении взаимодействует с основными оксидами, щелочами и карбонатами щелочных металлов с образованием метаалюминатов, а также с гидросульфатом калия	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{KHSO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ — белый рыхлый порошок, не растворимый в воде.

Получение:



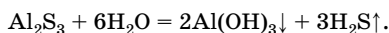
Химические свойства гидроксида алюминия представлены в табл. 25.

Таблица 25

Химические свойства гидроксида алюминия

Свойство	Химизм процесса
1. Амфотерный гидроксид, диссоциирует и по типу кислоты, и по типу основания	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{OH})_4]^- + \text{H}^+$
2. Взаимодействует с кислотами	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
3. Взаимодействует с щелочами	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ <p style="text-align: center;">раствор</p> $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
4. Растворяется в сульфидах щелочных металлов	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} =$ $= \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{NaHS}$
5. При нагревании разлагается	$2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Соли алюминия и сильных кислот хорошо растворимы в воде, легко гидролизуются, создавая сильно кислотную среду, в которой растворяются такие металлы, как магний, цинк. Соли очень слабых кислот (H_2CO_3 , H_2S) не могут быть получены осаждением из водных растворов вследствие полного гидролиза:

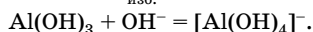
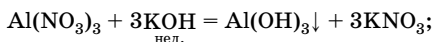


Решение типовых задач

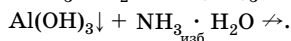
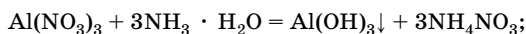
Задача 10. Объясните, почему при действии избытка щелочи на соли алюминия осадок гидроксида алюминия не образуется, а при действии раствора аммиака (среда щелочная) — образуется.

Решение

При постепенном добавлении раствора щелочи к раствору соли алюминия сначала наблюдается образование осадка амфотерного гидроксида алюминия, который растворяется в избытке щелочи:



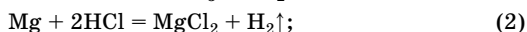
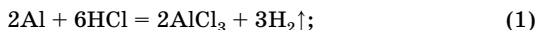
При действии раствора аммиака выпадает осадок гидроксида алюминия, который не растворяется в избытке раствора аммиака:



Задача 11. Смесь алюминия с магнием разделили на две части. Одну часть обработали избытком соляной кислоты, выделился газ объемом 16,8 л (н. у.). При обработке второй части смеси концентрированным раствором щелочи выделился газ объемом 5,6 л (н. у.). Определите массовые доли металлов в исходной смеси.

Решение

1. Записываем уравнения реакций:



2. Рассчитываем количество вещества водорода, выделившегося в реакциях (1) и (2):

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{H}_2) = \frac{16,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,75 \text{ моль.}$$

3. Рассчитываем количество вещества водорода, выделившегося в реакции (3), и количество вещества алюминия, прореагировавшего со щелочью:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n_3(\text{H}_2) = \frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,25 \text{ моль;}$$

$$n(\text{Al}) : n_3(\text{H}_2) = 2:3 \Rightarrow n(\text{Al}) = \frac{2n_3(\text{H}_2)}{3}; \quad n(\text{Al}) = \frac{2 \cdot 0,25 \text{ моль}}{3} = 0,17 \text{ моль.}$$

4. Определяем массу алюминия в смеси. Так как в половине смеси содержится 0,17 моль алюминия, то в исходной смеси количество вещества алюминия в 2 раза больше:

$$n_{\text{исх}}(\text{Al}) = 2n(\text{Al}); \quad n_{\text{исх}}(\text{Al}) = 0,17 \text{ моль} \cdot 2 = 0,34 \text{ моль;}$$

$$m = nM; \quad m_{\text{исх}}(\text{Al}) = 0,34 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 9,18 \text{ г.}$$

5. Рассчитываем количество вещества водорода, выделившегося при взаимодействии алюминия с кислотой:

$$n_1(\text{H}_2) : n(\text{Al}) = 3 : 2 \Rightarrow n_1(\text{H}_2) = \frac{3n(\text{Al})}{2};$$

$$n_1(\text{H}_2) = \frac{3 \cdot 0,17 \text{ моль}}{2} = 0,255 \text{ моль.}$$

6. Вычисляем количество вещества водорода, выделившегося при взаимодействии магния с кислотой, а также количество вещества и массу магния в смеси:

$$n_2(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) - n_1(\text{H}_2);$$

$$n_2(\text{H}_2) = 0,75 \text{ моль} - 0,255 \text{ моль} = 0,495 \text{ моль;}$$

$$n(\text{Mg}) : n_2(\text{H}_2) = 1:1 \Rightarrow n(\text{Mg}) = n_2(\text{H}_2) = 0,495 \text{ моль.}$$

Так как смесь была разделена на две равные части, то в исходной смеси магния в 2 раза больше:

$$n_{\text{исх}}(\text{Mg}) = 2n(\text{Mg}); \quad n_{\text{исх}}(\text{Mg}) = 0,495 \text{ моль} \cdot 2 = 0,99 \text{ моль;}$$

$$m = nM; \quad m_{\text{исх}}(\text{Mg}) = 0,99 \text{ моль} \cdot 24 \text{ г/моль} = 23,76 \text{ г.}$$

7. Определяем массу исходной смеси и массовые доли металлов:

$$m(\text{см.}) = m_{\text{исх}}(\text{Al}) + m_{\text{исх}}(\text{Mg}); \quad m(\text{см.}) = 9,18 \text{ г} + 23,76 \text{ г} = 32,94 \text{ г};$$

$$w(\text{Al}) = \frac{m_{\text{исх}}(\text{Al})}{m(\text{см.})} \cdot 100 \% ; \quad w(\text{Al}) = \frac{9,18 \text{ г} \cdot 100 \%}{32,94 \text{ г}} = 27,87 \% ;$$

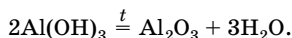
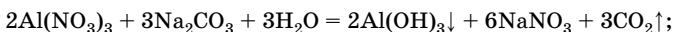
$$w(\text{Mg}) = 100 \% - w(\text{Al}); \quad w(\text{Mg}) = 100 \% - 27,87 \% = 72,13 \% .$$

О т в е т: $w(\text{Al}) = 27,87 \% ; w(\text{Mg}) = 72,13 \% .$

Задача 12. При сливании 250 г 10,25 %-ного раствора нитрата алюминия и 200 мл 0,75 М раствора карбоната натрия образовался осадок, который отфильтровали и прокалили. Определите массу твердого остатка.

Р е ш е н и е

1. Записываем уравнения реакций:



2. Определяем массу и количество вещества нитрата алюминия в растворе:

$$m(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 250 \text{ г} \cdot 0,1025 = 25,625 \text{ г};$$

$$n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = \frac{25,625 \text{ г}}{213 \text{ г/моль}} = 0,12 \text{ моль}.$$

3. Определяем количество вещества карбоната натрия в растворе:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,2 \text{ л} \cdot 0,75 \text{ моль/л} = 0,15 \text{ моль}.$$

4. Определяем, какая соль взята в избытке.

По уравнению $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) : n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 3:2$,

следовательно, $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{3n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3)}{2}$;

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{3 \cdot 0,12 \text{ моль}}{2} = 0,18 \text{ моль}.$$

По условию $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,15$ моль, следовательно, Na_2CO_3 в недостатке и прореагирует полностью.

5. Определяем количество вещества гидроксида алюминия:

$n(\text{Al}(\text{OH})_3) : n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2:3$, следовательно, $n(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{2n(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{3}$;

$$n(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{2 \cdot 0,15 \text{ моль}}{3} = 0,1 \text{ моль}.$$

6. Определяем количество вещества и массу оксида алюминия:

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{Al}(\text{OH})_3); \quad n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,05 \text{ моль} \cdot 102 \text{ г/моль} = 5,1 \text{ г}.$$

Отв е т: $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1 \text{ г}$.

Задача 13. Неизвестный металл массой 2,16 г полностью прореагировал с 2,69 л (н. у.) хлора. Определите неизвестный металл.

Р е ш е н и е

1. Записываем уравнение реакции в общем виде, приняв валентность металла за x :



2. Определяем количество вещества хлора и металла:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{Cl}_2) = \frac{2,69 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,12 \text{ моль};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Me}) = \frac{2,16}{M} \text{ моль}.$$

3. Выражаем количество вещества металла через количество вещества хлора и составляем уравнение:

$$n(\text{Me}) : n(\text{Cl}_2) = 1 : 0,5x \Rightarrow n(\text{Me}) = \frac{n(\text{Cl}_2)}{0,5x}; \quad n(\text{Me}) = \frac{0,12}{0,5x}; \quad \frac{2,16}{M} = \frac{0,12}{0,5x}.$$

4. Решаем уравнение и определяем металл:

$$M = 9x.$$

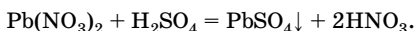
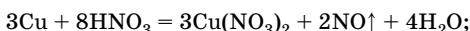
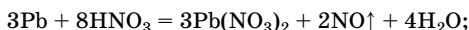
Пусть валентность металла равна 1, тогда $M(\text{Me}) = 9 \text{ г/моль}$, но одновалентного металла с такой молярной массой не существует. Если валентность металла равна 2, то $M(\text{Me}) = 18 \text{ г/моль}$; такой металл тоже не существует. Допустим, что валентность металла равна 3, тогда $M(\text{Me}) = 27 \text{ г/моль}$; это — алюминий.

Отв е т: алюминий.

Задача 14. Сплав свинца, алюминия и меди массой 5,44 г растворили в 40 %-ном растворе азотной кислоты. В полученный раствор добавили раствор серной кислоты, выпал осадок массой 3,03 г. Осадок отделили, а в оставшийся раствор пропустили сероводород, при этом образовался осадок, который отделили и прокалили на воздухе до постоянной массы. Масса твердого остатка оказалась равной 3,2 г. Определите массовые доли металлов в сплаве.

Решение

1. Записываем уравнения реакций металлов с разбавленной азотной кислотой (растворяются все металлы) и образования осадка при действии серной кислоты:



(Обратите внимание на то, что приведено уравнение лишь одной из возможных реакций алюминия с азотной кислотой; продуктами восстановления азота могут быть также NO, NH_4NO_3 .)

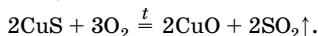
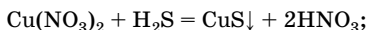
2. Так как сульфаты меди и алюминия в воде растворимы, а сульфат свинца — нет, то 3,03 г — это масса сульфата свинца. Определяем количество вещества сульфата свинца, а также количество вещества и массу свинца в сплаве:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{PbSO}_4) = \frac{3,03 \text{ г}}{303 \text{ г/моль}} = 0,01 \text{ моль};$$

$$n(\text{Pb}) = n(\text{PbSO}_4) = 0,01 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{Pb}) = 0,01 \text{ моль} \cdot 207 \text{ г/моль} = 2,07 \text{ г}.$$

3. Определяем состав осадка, образующегося при пропускании через раствор сероводорода, и вещества, полученное при прокаливании его на воздухе. В растворе остались только нитраты меди и алюминия. При пропускании сероводорода образуется осадок CuS , который нерастворим в кислотах; Al_2S_3 в осадок не выпадает вследствие полного гидролиза, а осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$ также не образуется, так как в растворе присутствует азотная кислота:



Следовательно, твердый остаток массой 3,2 г — это CuO .

4. Определяем количество вещества CuO , а также количество вещества и массу Cu :

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{CuO}) = \frac{3,2 \text{ г}}{80 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль}; \quad n(\text{Cu}) = n(\text{CuO}) = 0,04 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{Cu}) = 0,04 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 2,56 \text{ г}.$$

5. Определяем массу алюминия в сплаве:

$$m(\text{Al}) = m(\text{спл.}) - m(\text{Pb}) - m(\text{Cu}); \quad m(\text{Al}) = 5,44 \text{ г} - 2,07 \text{ г} - 2,56 \text{ г} = 0,81 \text{ г}.$$

6. Определяем массовые доли металлов в сплаве:

$$w(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})}{m(\text{спл.})} \cdot 100 \% ;$$

$$w(\text{Pb}) = \frac{2,07 \text{ г} \cdot 100 \%}{5,44 \text{ г}} = 38,05 \% ;$$

$$w(\text{Cu}) = \frac{2,56 \text{ г} \cdot 100 \%}{5,44 \text{ г}} = 47,06 \% ;$$

$$w(\text{Al}) = 100 \% - w(\text{Pb}) - w(\text{Cu}) ;$$

$$w(\text{Al}) = 100 \% - 38,05 \% - 47,06 \% = 14,89 \% .$$

О т в е т : $w(\text{Pb}) = 38,05 \% ; w(\text{Cu}) = 47,06 \% ; w(\text{Al}) = 14,89 \% .$

Общая характеристика переходных элементов

Переходные элементы (d -элементы) расположены в побочных подгруппах больших периодов (между s - и p -элементами). Их характерная особенность заключается в том, что в атомах заполняются орбитали не внешнего, а предвнешнего слоя. На внешнем слое атомов d -элементов находится 1–2 электрона, остальные валентные электроны расположены на предвнешнем слое, т. е. $(n-1)d$ -подуровне. Электронная конфигурация валентных электронов $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$, поэтому переходные металлы в соединениях проявляют переменные степени окисления.

В периодах с увеличением заряда ядра металлические свойства изменяются более медленно по сравнению со свойствами s - и p -элементов. В побочных подгруппах сверху вниз восстановительные свойства атомов d -элементов уменьшаются, поэтому d -элементы четвертого периода образуют металлы средней активности, пятого — седьмого периодов — малоактивные или инертные металлы.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов d -элементов, а также окислительно-восстановительные свойства их соединений зависят от степени окисления металла. Оксиды и гидроксиды, содержащие элементы в низшей степени окисления, проявляют основные свойства, в высшей — кислотные, в промежуточных — амфотерные. Например, CrO и $\text{Cr}(\text{OH})_2$ — это основные оксид и гидроксид; Cr_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$ — амфотерные; CrO_3 , H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — кислотные. Простые вещества — металлы проявляют только восстановительные свойства, соединения элементов в высшей степени

окисления — окислительные свойства, а если степень окисления промежуточная, вещества могут быть и окислителями, и восстановителями.

Для *d*-элементов характерно образование комплексных соединений.

Хром и его соединения

Хром находится в VIВ группе четвертого периода Периодической системы элементов. Электронная конфигурация валентных электронов — $3d^54s^1$. Наиболее характерны степени окисления +3 и +6, менее устойчивы соединения хрома в степени окисления +2. Наиболее типичны координационные числа 4 и 6. Имеет 4 изотопа с массовыми числами 52, 53, 54 и 56.

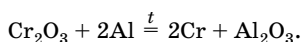
Содержание хрома в земной коре составляет $3,3 \cdot 10^{-2}$ % по массе. Важнейшие минералы: хромистый железняк $Fe(CrO_2)_2$, крокоит $PbCrO_4$, уваровит $Ca_3Cr_2(SiO_4)_3$.

Физические свойства

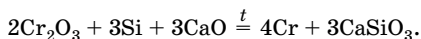
Хром — блестящий серебристо-белый металл, плотность $7,2 \text{ г/см}^3$, $t_{пл} = 1890 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{кип} = 2680 \text{ }^\circ\text{C}$, хорошо проводит ток и теплоту.

Получение

1. Алюмотермическое восстановление оксида хрома(III):



2. Кремнетермическое восстановление оксида хрома(III):



3. Электролиз растворов солей хрома или расплавов фторида хрома(III) с галогенидами щелочных металлов.

Химические свойства

При комнатной температуре хром малоактивен из-за образования на его поверхности прочной оксидной пленки, но при нагревании оксидная пленка разрушается и хром вступает в различные химические реакции (табл. 26).

Таблица 26

Химические свойства хрома

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с неметаллами	$4\text{Cr} + 3\text{O}_2 = 2\text{Cr}_2\text{O}_3$ $2\text{Cr} + 3\text{S} = \text{Cr}_2\text{S}_3$ $2\text{Cr} + \text{N}_2 = 2\text{CrN}$ $2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{CrCl}_3$	При нагревании
2. Взаимодействие с парами воды	$2\text{Cr} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$	При высокой температуре
3. Взаимодействие с кислотами-неокислителями	$\text{Cr} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CrSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ разб.	В отсутствие O_2
	$4\text{Cr} + 12\text{HCl} + 3\text{O}_2 = 4\text{CrCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$	В присутствии O_2
4. Взаимодействие с кислотами-окислителями	$\text{Cr} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ разб.	При нагревании
	$\text{Cr} + 6\text{HNO}_3 = \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ конц. $2\text{Cr} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ конц.	При нагревании
5. Взаимодействие с щелочными расплавами окислителей	$\text{Cr} + \text{KClO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	
6. Взаимодействие с солями	$\text{Cr} + \text{CuSO}_4 = \text{CrSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{Cr} + 2\text{CrCl}_3 = 3\text{CrCl}_2$	При нагревании

Соединения хрома

В табл. 27 и 28 представлены свойства и способы получения соединений хрома.

Таблица 27

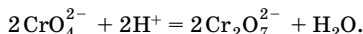
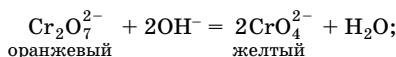
Соединения хрома

Соединение	Получение	Химические свойства
Оксид хрома(II) CrO — кристаллическое вещество черного цвета, нерастворимое в воде	Окисление амальгамы хрома на воздухе: $2\text{Cr} + \text{O}_2 = 2\text{CrO}$	Основный оксид: $\text{CrO} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (в отсутствие воздуха)

Окончание табл. 27

Соединение	Получение	Химические свойства
Оксид хрома(III) Cr_2O_3 — порошкообразное вещество зеленого цвета, нерастворимое в воде	$4\text{Cr} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Cr}_2\text{O}_3$ $2\text{Cr}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t} \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{CrO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} \xrightarrow{t} \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{C} \xrightarrow{t} \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}$ $4\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t} 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2 + 3\text{O}_2$	<p>Амфотерный оксид:</p> $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{сплавление}} 2\text{NaCrO}_2 + \text{CO}_2$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Оксид хрома(VI) CrO_3 — кристаллическое вещество красного цвета, растворимое в воде	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{конц. р-р}]{\text{конц.}} \text{CrO}_3 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{конц. р-р}]{\text{конц.}} 2\text{CrO}_3 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaCrO}_4 + 2\text{HNO}_3 = \text{CrO}_3 \downarrow + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>Кислотный оксид:</p> $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4 \text{ изб.}$ $2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ изб.}$ $\text{CrO}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CrO}_4$ $\text{CrO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Сильный окислитель:</p> $4\text{CrO}_3 + 3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{CH}_3\text{COOH} + 3\text{H}_2\text{O} \text{ (в присутствии } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{; используется для обнаружения спирта в выдыхаемом воздухе)}$ $4\text{CrO}_3 + 3\text{S} = 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_2 \uparrow$ $4\text{CrO}_3 + 3\text{C} = 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{CO}_2 \uparrow$
Гидроксид хрома(III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$	$\text{CrCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cr}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$	<p>Основный гидроксид:</p> $\text{Cr}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CrO} + \text{H}_2\text{O} \text{ (в отсутствие } \text{O}_2 \text{)}$
Гидроксид хрома(III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$	$\text{Cr}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	<p>Амфотерный гидроксид:</p> $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} \text{NaCrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Неустойчивые кислоты H_2CrO_4 и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ существуют только в водных растворах, образуют соли — хроматы и дихроматы, по первой ступени обе кислоты диссоциируют как сильные электролиты. Хроматы существуют в щелочной среде, дихроматы — в кислотной:



Качественная реакция:

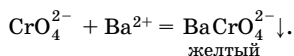


Таблица 28

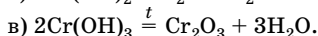
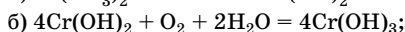
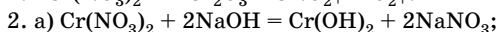
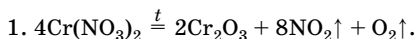
Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома

Степень окисления хрома	Свойства соединений	Уравнения реакций
+2	Восстановители, легко окисляются в соединения хрома(III)	$4\text{CrCl}_2 + \text{O}_2 + 4\text{HCl} = 4\text{CrCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Cr}(\text{OH})_3$ желтый серо-зеленый
+3	Проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства	$2\text{CrCl}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CrCl}_2 + 2\text{HCl}$ $2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{t} 2\text{CrS} + \text{S} + 6\text{HCl}$ $2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 10\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + 4\text{KOH} \xrightarrow{t} 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{KNO}_3 \xrightarrow{\text{сплавление}} 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{CO}_2$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Br}_2 + 10\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaBr} + 5\text{H}_2\text{O}$ $2\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + 3\text{Br}_2 + 8\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KBr} + 8\text{H}_2\text{O}$
+6	Сильные окислители	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{KOH}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ $2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O}$

Решение типовых задач

Задача 15. Предложите два способа получения оксида хрома(III) из нитрата хрома(II).

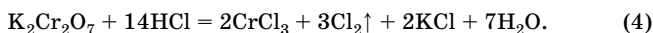
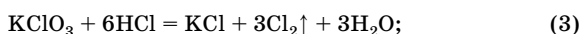
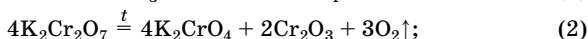
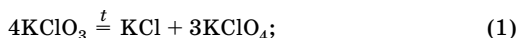
Решение



Задача 16. Образец смеси бертолетовой соли и дихромата калия массой 19,50 г прокалили и получили 0,672 л (н. у.) газа. Другой образец исходной смеси такой же массы обработали концентрированной соляной кислотой и получили 6,72 л (н. у.) газа. Определите массовую долю примесей в исходной смеси.

Решение

1. Записываем уравнения реакций с учетом того, что прокаливание проводили в отсутствие катализатора (см. условие):



2. Определяем количество вещества газа, выделившегося при прокаливании дихромата калия, а также количество вещества и массу дихромата калия:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{O}_2) = \frac{0,672 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,03 \text{ моль};$$

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) : n(\text{O}_2) = 4:3 \Rightarrow n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{4n(\text{O}_2)}{3};$$

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{4 \cdot 0,03 \text{ моль}}{3} = 0,04 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,04 \text{ моль} \cdot 294 \text{ г/моль} = 11,76 \text{ г}.$$

3. Рассчитываем количество вещества газа, выделившегося при обработке смеси соляной кислотой:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{Cl}_2) = \frac{6,72 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,3 \text{ моль}.$$

4. Определяем количество вещества хлора, выделившегося в реакции (3) и реакции (4):

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) : n_4(\text{Cl}_2) = 1:3 \Rightarrow n_4(\text{Cl}_2) = 3n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7);$$

$$n_4(\text{Cl}_2) = 3 \cdot 0,04 \text{ моль} = 0,12 \text{ моль};$$

$$n_3(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) - n_4(\text{Cl}_2); \quad n_3(\text{Cl}_2) = 0,3 \text{ моль} - 0,12 \text{ моль} = 0,18 \text{ моль}.$$

5. Рассчитываем количество вещества и массу бертолетовой соли, а также массу солей в смеси:

$$n(\text{KClO}_3) : n_3(\text{Cl}_2) = 1:3 \Rightarrow n(\text{KClO}_3) = \frac{n_3(\text{Cl}_2)}{3};$$

$$n(\text{KClO}_3) = \frac{0,18 \text{ моль}}{3} = 0,06 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{KClO}_3) = 0,06 \text{ моль} \cdot 122,5 \text{ г/моль} = 7,35 \text{ г};$$

$$m(\text{солей}) = m(\text{KClO}_3) + m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7);$$

$$m(\text{солей}) = 7,35 \text{ г} + 11,76 \text{ г} = 19,11 \text{ г}.$$

6. Определяем массу и массовую долю примесей в смеси:

$$m(\text{пр.}) = m(\text{см.}) - m(\text{солей}); \quad m(\text{пр.}) = 19,50 \text{ г} - 19,11 \text{ г} = 0,39 \text{ г};$$

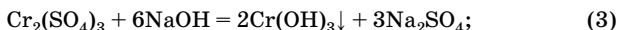
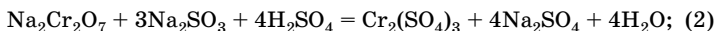
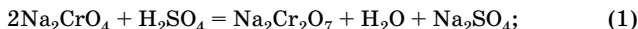
$$w(\text{пр.}) = \frac{m(\text{пр.}) \cdot 100 \%}{m(\text{см.})}; \quad w(\text{пр.}) = \frac{0,39 \text{ г} \cdot 100 \%}{19,50 \text{ г}} = 2,0 \%.$$

О т в е т: $w(\text{пр.}) = 2,0 \%$.

Задача 17. Навеску соли натрия желтого цвета массой 14,58 г растворили в воде, затем подкислили серной кислотой и добавили избыток сульфита натрия, при этом окраска раствора изменилась на зеленоватую. При постепенном добавлении щелочи к полученному раствору сначала выпал студенистый осадок зеленого цвета, который затем полностью растворился в избытке щелочи. Определите объем 20 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,2 г/мл), который потребуется для полного растворения выпавшего осадка.

Решение

1. Соль натрия желтого цвета — это хромат натрия $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$. Записываем уравнения реакций:



2. Рассчитываем количество вещества Na_2CrO_4 и определяем количество вещества $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Na}_2\text{CrO}_4) = \frac{14,58 \text{ г}}{162 \text{ г/моль}} = 0,09 \text{ моль};$$

$$n(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{2} n(\text{Na}_2\text{CrO}_4);$$

$$n(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{2} \cdot 0,09 \text{ моль} = 0,045 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = n(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,045 \text{ моль}.$$

3. Определяем количество вещества $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и количество вещества NaOH , израсходованного на растворение осадка:

$$n(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 2n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3); \quad n(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 2 \cdot 0,045 \text{ моль} = 0,09 \text{ моль};$$

$$n(\text{NaOH}) = 3n(\text{Cr}(\text{OH})_3); \quad n(\text{NaOH}) = 3 \cdot 0,09 \text{ моль} = 0,27 \text{ моль}.$$

4. Рассчитываем массу щелочи, массу раствора и объем раствора щелочи:

$$m = nM; \quad m(\text{NaOH}) = 0,27 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 10,8 \text{ г};$$

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{NaOH}) \cdot 100 \%}{w(\text{NaOH})}; \quad m(\text{р-ра}) = \frac{10,8 \text{ г} \cdot 100 \%}{20 \%} = 54 \text{ г};$$

$$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho}; \quad V(\text{р-ра}) = \frac{54 \text{ г}}{1,2 \text{ г/мл}} = 45 \text{ мл}.$$

О т в е т: $V(\text{р-ра}) = 45 \text{ мл}$.

Железо и его соединения

Железо находится в VIII группе четвертого периода Периодической системы элементов. Электронная конфигурация валентных электронов — $3d^64s^2$, это d -элемент. Наиболее характерны степени окисления +2 и +3, менее характерна +6. Координационные числа 4 и 6. Железо имеет четыре стабильных изотопа с массовыми числами 54, 56 (основной), 57, 58 и два радиоактивных изотопа с массовыми числами 55 и 59.

По распространенности на Земле среди металлов железо занимает второе место после алюминия. В земной коре содержится 5,1 % железа. Важнейшие минералы: магнитный железняк Fe_3O_4 , красный железняк Fe_2O_3 , бурый железняк $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, серный (железный) колчедан (пирит) FeS_2 , сидерит FeCO_3 . Редко встречается самородное железо космического или земного происхождения. Железо в виде иона Fe^{2+} — составная часть гемоглобина.

Физические свойства

Железо — блестящий серебристо-белый металл, его плотность $7,87 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 1539 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} = 3200 \text{ }^\circ\text{C}$; пластично, легко намагничивается и размагничивается.

Получение

Железо получают электролизом растворов его солей и восстановлением оксидов водородом при нагревании. Получение железа из руд основано на восстановлении его оксидов углем (коксом) и оксидом углерода(II). При этом получается не чистое железо, а его сплав с углеродом и другими примесями.

В зависимости от содержания углерода в железе различают два сплава: чугун и сталь.

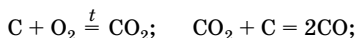
Чугун содержит углерода до 4,5 %, кремния — 0,5–2 %, марганца — 1–3 %, серы — 0,005–0,08 %, фосфора — 0,02–2,5 %. Серый чугун содержит углерод в виде графита, а белый — в виде цементита Fe_3C . Белый чугун идет на переработку в сталь.

Сталь содержит до 2,06 % углерода (твердая — 0,3–2,06 %; мягкая — до 0,3 %). Легированная сталь содержит легирующие добавки Cr, Ni, Mn, Mo, V и др.

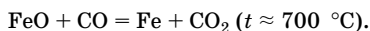
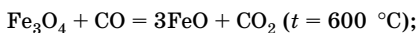
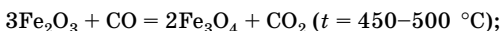
Чугун получают в доменных печах, сталь — в мартеновских печах, конвертерах и электропечах.

В домне происходят следующие процессы:

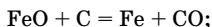
- получение восстановителя:



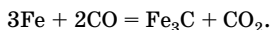
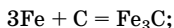
- восстановление руды:



В восстановлении руды принимает участие и уголь (кокс):



- науглероживание железа — растворение в нем углерода:



Расплавленное железо растворяет в себе углерод, цементит, кремний, марганец, фосфор, серу и образует жидкий чугун. Для удаления пустой породы руды используют флюсы (CaCO_3). Переработка чугуна в сталь сводится к удалению избытка углерода и других примесей.

Химические свойства

Железо — металл средней активности (табл. 29).

Таблица 29

Химические свойства железа

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с неметаллами	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ $3\text{Fe} + \text{C} = \text{Fe}_3\text{C}$ $4\text{Fe} + \text{N}_2 = 2\text{Fe}_2\text{N}$ (или Fe_4N) $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$)	При нагревании в особенности, в мелкодробленном состоянии Сильные окислители окисляют до Fe^{+3} , менее сильные — до Fe^{+2} В сухом воздухе
2. Взаимодействие с водой	$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$ $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$	При высокой температуре На воздухе в присутствии влаги — ржавление
3. Взаимодействие с разбавленными кислотами	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ <small>разб.</small> $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}\uparrow$ <small>разб.</small>	Могут выделиться N_2O , N_2 и NH_4NO_3
4. Взаимодействие с концентрированными кислотами	$\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 +$ <small>конц.</small> $+ 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe} + 6\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 +$ <small>конц.</small> $+ 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	Только при нагревании
5. Взаимодействие с солями	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{Fe} + \text{SnCl}_2 = \text{Sn} + \text{FeCl}_2$ $\text{Fe} + 2\text{FeCl}_3 = 3\text{FeCl}_2$	Вытесняет менее активные металлы

Соединения железа

Свойства и способы получения соединений железа представлены в табл. 30 и 31.

Таблица 30

Химические свойства соединений железа

Соединение	Получение	Химические свойства
Оксид железа(II) FeO — твердое вещество черного цвета, нерастворимое в воде	Разложение соединений Fe ²⁺ в отсутствие кислорода: $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{FeCO}_3 \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{CO}_2$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \xrightarrow{t} 3\text{FeO} + \text{CO}_2$	Основный оксид: $\text{FeO} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{FeO} + 10\text{HNO}_3 =$ $= 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 5\text{H}_2\text{O}$
Оксид железа(III) Fe ₂ O ₃ — твердое вещество красно-бурого цвета, нерастворимое в воде	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t} 4\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2\uparrow$ $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 +$ $+ 12\text{NO}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow$ $4\text{FeSO}_4 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2 + \text{O}_2$	Слабо-амфотерный оксид: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавливание}}$ $= 2\text{NaFeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{сплавливание}}$ $= 2\text{NaFeO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$
Двойной оксид Fe ₃ O ₄ (FeO · Fe ₂ O ₃) — твердое вещество черного цвета, нерастворимое в воде и обладающее магнитными свойствами	При взаимодействии Fe с O ₂ в сухом воздухе: $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$	При взаимодействии с кислотами образует смесь солей: $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{HCl} =$ $= 2\text{FeCl}_3 + \text{FeCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
Гидроксид железа(II) Fe(OH) ₂ — студнеобразное вещество белого цвета, нерастворимое в воде	Только в отсутствие воздуха: $\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} =$ $= \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{FeSO}_4 + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} =$ $= \text{Fe}(\text{OH})_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	На воздухе быстро буреет вследствие окисления: $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} =$ $= 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ Слабое основание: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Гидроксид железа(III) Fe(OH) ₃ — студнеобразное вещество красно-бурого цвета, нерастворимое в воде	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} =$ $= \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ Строго говоря, гидроксид состава Fe(OH) ₃ не существует, так как при осаждении из водного раствора образуется гидрат оксида железа(III) неопределенного состава Fe ₂ O ₃ · nH ₂ O: $2\text{Fe}^{3+} + 6\text{OH}^- + (n-3)\text{H}_2\text{O} =$ $= \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}\downarrow$	Слабо амфотерный гидроксид с преобладанием основных свойств (более слабое основание, чем Fe(OH) ₂): $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавливание}}$ $= \text{NaFeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{сплавливание}}$ $= 2\text{NaFeO}_2 + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

Соли железа и сильных кислот хорошо растворяются в воде, подвергаются гидролизу, причем соли Fe^{3+} в большей степени как соли более слабого основания.

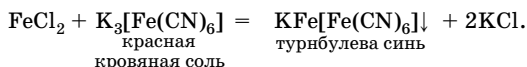
Таблица 31

Окислительно-восстановительные свойства соединений железа

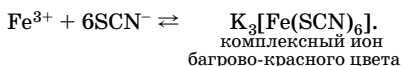
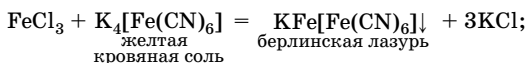
Степень окисления железа	Свойства соединений	Уравнения реакций
+2	Сильные восстановители	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 10\text{HNO}_3 = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{FeBr}_2 + 6\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Br}_2 + 3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $3\text{FeCl}_2 + \text{KNO}_3 + 4\text{HCl} = 3\text{FeCl}_3 + \text{NO} + \text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{HNO}_3 = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{FeCl}_2 + 4\text{HCl} + \text{O}_2 = 4\text{FeCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $10\text{FeSO}_4 + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $2\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
+3	Слабые окислители, поэтому FeI_3 и Fe_2S_3 в растворе получить нельзя При действии сильных окислителей проявляют восстановительные свойства и переходят в соединения железа(VI) (ферраты), которые устойчивы только в щелочной среде	$2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} \downarrow + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$ $2\text{FeCl}_3 + 6\text{KI} = 2\text{FeI}_2 + \text{I}_2 + 6\text{KCl}$ $2\text{FeCl}_3 + \text{Cu} = \text{CuCl}_2 + 2\text{FeCl}_2$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{HI} = 3\text{FeI}_2 + \text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + 4\text{KOH} \xrightarrow{\text{сплавление}}$ $= 2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{Br}_2 + 10\text{KOH} =$ конц. $= 2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 6\text{KBr} + 8\text{H}_2\text{O}$

Качественные реакции

- На ион Fe^{2+} :



- На ион Fe^{3+} :

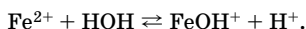
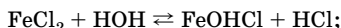


Решение типовых задач

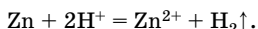
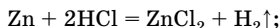
Задача 18. Какие процессы будут протекать при погружении цинковой пластинки в раствор хлорида железа(II)? Как изменится масса хлорида железа(II) в растворе?

Решение

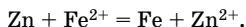
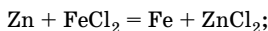
1. Хлорид железа(II) в растворе подвергается гидролизу:



2. Цинк будет взаимодействовать с кислотой:



3. Так как цинк более активный металл, чем железо (расположен в ряду напряжений левее железа), то он вытесняет железо из соли:



4. В результате масса хлорида железа(II) в растворе уменьшится.

Задача 19. Имеется смесь порошков железа, серы и серебра. Как, основываясь на различии в физических свойствах, разделить смесь на индивидуальные компоненты?

Решение

1. Залить смесь водой, железо и серебро останутся на дне стакана, а сера всплывет.

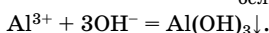
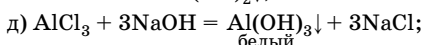
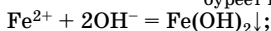
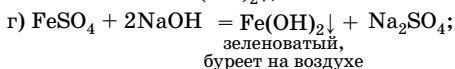
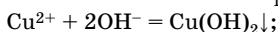
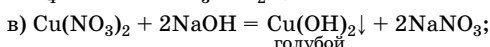
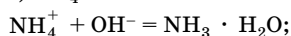
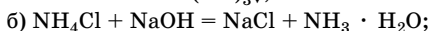
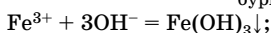
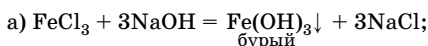
2. Слить воду с серой через фильтр, сера остается на фильтре.

3. Железо обладает магнитными свойствами, а серебро нет, поэтому с помощью магнита можно отделить железо.

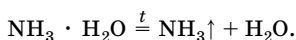
Задача 20. В пяти пробирках находятся разбавленные растворы хлорида железа(III), хлорида аммония, нитрата меди(II), сульфата железа(II) и хлорида алюминия. Как с помощью одного вещества распознать эти растворы?

Решение

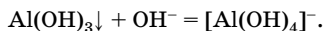
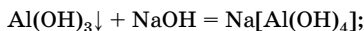
1. Так как катионы всех металлов, входящих в состав солей, за исключением катиона алюминия, образуют нерастворимые основания, а гидроксид алюминия — амфотерный, то сначала надо осторожно по каплям добавлять раствор щелочи:



2. Пробирку (б) нужно нагреть; будет ощущаться запах аммиака:



3. В пробирку (д) надо добавить избыток раствора щелочи, осадок растворится:



Задача 21. Железная окалина Fe_3O_4 массой 10 г была сначала обработана 150 мл соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл) с массовой долей хлороводорода 20 %, а затем в полученный раствор добавили избыток железа. Определите состав раствора (в % по массе).

Решение

1. Записываем уравнения реакций:



2. Определяем количество вещества HCl:

$$m = V\rho; \quad m(\text{р-ра HCl}) = 150 \text{ мл} \cdot 1,1 \text{ г/мл} = 165 \text{ г};$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{w(\text{HCl}) \cdot m(\text{р-ра})}{100 \%};$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{20 \% \cdot 165 \text{ г}}{100 \%} = 33,0 \text{ г};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{HCl}) = \frac{33,0 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,904 \text{ моль}.$$

3. Определяем количество вещества Fe_3O_4 и вещество, находящееся в избытке:

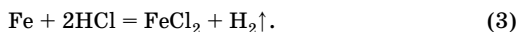
$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{10 \text{ г}}{232 \text{ г/моль}} = 0,043 \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) : n(\text{HCl}) = 1 : 8 \Rightarrow n(\text{HCl}) = 8n(\text{Fe}_3\text{O}_4);$$

$n(\text{HCl}) = 8 \cdot 0,043 \text{ моль} = 0,344 \text{ моль}$ — по уравнению, а по условию $n(\text{HCl}) = 0,904 \text{ моль}$.

Следовательно, HCl в избытке и будет протекать еще одна реакция с железом:



4. Определяем количество вещества FeCl_2 и FeCl_3 , образующихся по уравнению (1), и количество вещества HCl, прореагировавшего с Fe_3O_4 :

$$n_1(\text{FeCl}_2) : n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 1:1 \Rightarrow n_1(\text{FeCl}_2) = n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,043 \text{ моль};$$

$$n_1(\text{FeCl}_3) : n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 2:1 \Rightarrow n_1(\text{FeCl}_3) = 2n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,086 \text{ моль};$$

$$n_1(\text{HCl}) : n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 8:1 \Rightarrow n_1(\text{HCl}) = 8n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,344 \text{ моль}.$$

5. Определяем количество вещества HCl, которое не прореагировало в реакции (1), и количество вещества FeCl_2 , образовавшегося в реакции (3):

$$n_{\text{ост}}(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) - n_1(\text{HCl});$$

$$n_{\text{ост}}(\text{HCl}) = 0,904 \text{ моль} - 0,344 \text{ моль} = 0,56 \text{ моль};$$

$$n_3(\text{FeCl}_2) : n_{\text{ост}}(\text{HCl}) = 1:2 \Rightarrow n_3(\text{FeCl}_2) = \frac{n_{\text{ост}}(\text{HCl})}{2} = 0,28 \text{ моль}.$$

6. Определяем количество вещества FeCl_2 , образовавшегося в реакции (2), общее количество вещества и массу FeCl_2 :

$$n_2(\text{FeCl}_3) = n_1(\text{FeCl}_3) = 0,086 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{FeCl}_2) : n_2(\text{FeCl}_3) = 3:2 \Rightarrow n_2(\text{FeCl}_2) = \frac{3n_2(\text{FeCl}_3)}{2};$$

$$n_2(\text{FeCl}_2) = \frac{3 \cdot 0,086 \text{ моль}}{2} = 0,129 \text{ моль};$$

$$n_{\text{общ}}(\text{FeCl}_2) = n_1(\text{FeCl}_2) + n_2(\text{FeCl}_2) + n_3(\text{FeCl}_2);$$

$$n_{\text{общ}}(\text{FeCl}_2) = 0,043 \text{ моль} + 0,129 \text{ моль} + 0,28 \text{ моль} = 0,452 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m_{\text{общ}}(\text{FeCl}_2) = 0,452 \text{ моль} \cdot 127 \text{ г/моль} = 57,404 \text{ г}.$$

7. Определяем количество вещества и массу железа, вступившего в реакции (2) и (3):

$$n_2(\text{Fe}) : n_2(\text{FeCl}_3) = 1:2 \Rightarrow n_2(\text{Fe}) = \frac{n_2(\text{FeCl}_3)}{2};$$

$$n_2(\text{Fe}) = \frac{0,086 \text{ моль}}{2} = 0,043 \text{ моль};$$

$$n_3(\text{Fe}) : n_{\text{ост}}(\text{HCl}) = 1:2 \Rightarrow n_3(\text{Fe}) = \frac{n_{\text{ост}}(\text{HCl})}{2};$$

$$n_3(\text{Fe}) = \frac{0,56 \text{ моль}}{2} = 0,28 \text{ моль}; \quad n_{\text{общ}}(\text{Fe}) = n_2(\text{Fe}) + n_3(\text{Fe});$$

$$n_{\text{общ}}(\text{Fe}) = 0,043 \text{ моль} + 0,28 \text{ моль} = 0,323 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m_{\text{общ}}(\text{Fe}) = 0,323 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 18,088 \text{ г}.$$

8. Вычисляем количество и массу водорода, выделившегося в реакции (3):

$$n(\text{H}_2) = \frac{m_{\text{ост}}(\text{HCl})}{2}; \quad n(\text{H}_2) = \frac{0,56 \text{ моль}}{2} = 0,28 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{H}_2) = 0,28 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 0,56 \text{ г}.$$

9. Определяем массу полученного раствора m' (р-ра) и массовую долю FeCl_2 в нем:

$$m'(\text{р-ра}) = m(\text{р-ра HCl}) + m(\text{Fe}_3\text{O}_4) + m_{\text{общ}}(\text{Fe}) - m(\text{H}_2);$$

$$m'(\text{р-ра}) = 165 \text{ г} + 10 \text{ г} + 18,088 \text{ г} - 0,56 \text{ г} = 192,528 \text{ г};$$

$$w(\text{FeCl}_2) = \frac{m_{\text{общ}}(\text{FeCl}_2) \cdot 100 \%}{m'(\text{р-ра})}; \quad w(\text{FeCl}_2) = \frac{57,404 \text{ г} \cdot 100 \%}{192,528 \text{ г}} = 29,82 \%.$$

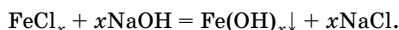
О т в е т: $w(\text{FeCl}_2) = 29,82 \%.$

Задача 22. Раствор, содержащий хлорид железа массой 5,715 г, обработали избытком щелочи без доступа воздуха, при этом образовался осадок массой 4,05 г. Определите степень окисления железа в хлориде.

Решение

1. Пусть степень окисления железа равна x , тогда формула хлорида FeCl_x .

2. Записываем уравнение реакции:



3. Определяем количество вещества хлорида железа и количество вещества Fe(OH)_x :

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{FeCl}_x) = \frac{5,715}{56 + 35,5x} \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe(OH)}_x) = \frac{4,05}{56 + 17x} \text{ моль}.$$

4. Согласно уравнению, $n(\text{FeCl}_x) = n(\text{Fe(OH)}_x)$, следовательно,

$$\frac{5,715}{56 + 35,5x} = \frac{4,05}{56 + 17x}; \quad x = 2.$$

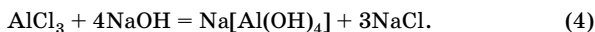
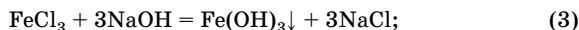
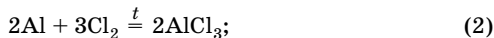
Следовательно, степень окисления железа +2.

Ответ: +2.

Задача 23. На полное хлорирование смеси железа и алюминия с молярным соотношением металлов 2:3 израсходовано 2,69 л (н. у.) хлора. Определите массу осадка, который образуется при обработке смеси хлоридов избытком раствора щелочи.

Решение

1. Записываем уравнения реакций:



2. По условию $n(\text{Fe}) : n(\text{Al}) = 2 : 3 = 1 : 1,5$, поэтому обозначим количество вещества железа как x моль, тогда $n(\text{Al}) = 1,5x$ моль.

3. Находим количество вещества хлора, вступившего в реакции с Fe и Al, и вычисляем количество вещества железа и алюминия:

$$n_1(\text{Cl}_2) = 1,5n(\text{Fe}) = 1,5x \text{ моль};$$

$$n_2(\text{Cl}_2) = 1,5n(\text{Al}) = 2,25x \text{ моль};$$

$$n_{\text{общ}}(\text{Cl}_2) = n_1(\text{Cl}_2) + n_2(\text{Cl}_2);$$

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n_{\text{общ}}(\text{Cl}_2) = \frac{2,69 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,12 \text{ моль};$$

$0,12 = 1,5x + 2,25x$; $x = 0,32$, следовательно, $n(\text{Fe}) = 0,32$ моль, $n(\text{Al}) = 1,5 \cdot 0,32$ моль = $0,48$ моль.

4. При обработке солей раствором щелочи в осадок выпадает только $\text{Fe}(\text{OH})_3$, так как $\text{Al}(\text{OH})_3$ — амфотерный гидроксид. Определим массу осадка:

$$n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = n(\text{FeCl}_3) = n(\text{Fe}) = 0,32 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,32 \text{ моль} \cdot 107 \text{ г/моль} = 34,24 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 34,24 \text{ г}$.

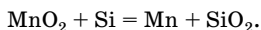
Марганец и его соединения

Марганец находится в VIII группе четвертого периода Периодической системы химических элементов. Электронная конфигурация валентных электронов — $3d^54s^2$. Наиболее устойчивые и характерные степени окисления +2, +4, +7; менее устойчивы соединения марганца в степенях окисления +3 и +6.

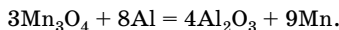
Содержание в земной коре — 0,1 %. Важнейшие минералы: пиролюзит MnO_2 , браунит Mn_2O_3 и гусманит Mn_3O_4 .

Получение

1. Восстановлением оксидов MnO_2 , Mn_3O_4 , Mn_2O_3 , MnO углеродом, кремнием:



2. Алюмотермическим способом:



3. Электролизом растворов солей, например MnSO_4 .

Химические свойства

На воздухе марганец пассивируется из-за образования оксидной пленки, но вступает в химические реакции в мелкораздробленном состоянии (табл. 32).

Таблица 32

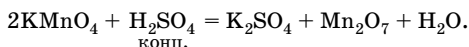
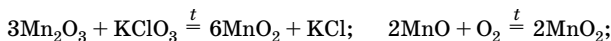
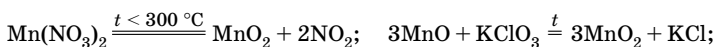
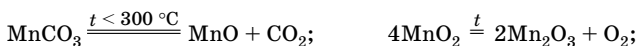
Химические свойства марганца

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с неметаллами	$\text{Mn} + \text{O}_2 = \text{MnO} \text{ (MnO}_2, \text{Mn}_2\text{O}_3, \text{Mn}_3\text{O}_4)$ $\text{Mn} + \text{S} = \text{MnS} \text{ (а также MnS}_2)$ $3\text{Mn} + \text{N}_2 = \text{Mn}_3\text{N}_2$	При нагревании (кроме взаимодействия с хлором). Состав оксидов зависит от температуры
2. Взаимодействие с кислотами-неокислителями	$\text{Mn} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$ $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{H}_2$	Без нагревания
3. Взаимодействие с концентрированными серной и азотной кислотами	$\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn} + 4\text{HNO}_3 = \text{Mn(NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	При нагревании
4. Взаимодействие с водой	$\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mn(OH)}_2 + \text{H}_2$	При нагревании, без нагревания очень медленно
5. Взаимодействие с щелочными расплавами окислителей	$\text{Mn} + \text{KClO}_3 + 2\text{KOH} =$ $= \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	
6. Взаимодействие с растворами солей	$\text{Mn} + \text{CuSO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Cu}$	
7. Взаимодействие с оксидами металлов	$3\text{Mn} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} 3\text{MnO} + 2\text{Fe}$	

Оксиды и гидроксиды марганца

Марганец образует несколько оксидов: MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , MnO_3 (в свободном виде не получен), Mn_2O_7 и Mn_3O_4 (двойной).

Получение:



Кислотно-основные характеристики оксидов и гидроксидов марганца приведены в табл. 33.

Таблица 33

Кислотно-основные характеристики оксидов и гидроксидов марганца

MnO Основный оксид	Mn_2O_3 Основный оксид	MnO_2 Амфотерный оксид	MnO_3 Кислотный оксид	Mn_2O_7 Кислотный оксид
$\text{Mn}(\text{OH})_2$ Слабое основание	$\text{Mn}(\text{OH})_3$ Слабое основание	$\text{Mn}(\text{OH})_4$ Амфотерный гидроксид	H_2MnO_4 Слабая кислота, существует только в водном растворе	HMnO_4 Сильная кислота, неустойчива

Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца

Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца зависят от его степени окисления. В ряду Mn^0 , Mn^{+2} , Mn^{+3} , Mn^{+4} , Mn^{+6} , Mn^{+7} окислительные свойства соединений марганца усиливаются (табл. 34).

Таблица 34

**Окислительно-восстановительные свойства
соединений марганца**

Степень окисления марганца	Свойства соединений	Уравнения реакций
+2	<p>Проявляют окислительно-восстановительную двойственность, но восстановительные свойства преобладают. Под действием сильных окислителей в кислотной среде превращаются в кислоты H_2MnO_4 и HMnO_4, в щелочной — в их соли, в нейтральной — в MnO_2</p> <p>Окислительные свойства проявляют при действии сильных восстановителей</p>	$2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 5\text{PbO}_2 + 6\text{HNO}_3 =$ $= 2\text{HMnO}_4 + 5\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnSO}_4 + 2\text{KBrO} + 4\text{KOH} =$ $= \text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{KBr} +$ $+ \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} =$ $= 5\text{MnO}_2 + 4\text{HNO}_3 + 2\text{KNO}_3$ $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 =$ <p align="center">воздух</p> $= 2\text{Mn}(\text{OH})_4 \text{ (точнее, оксидгидроксид марганца(IV) } \text{MnO}(\text{OH})_2)$ $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 = \text{MnO}_2 + 2\text{HBr}$ $\text{MnCl}_2 + \text{Mg} = \text{MgCl}_2 + \text{Mn}.$
+4	<p>Обладают выраженными окислительными свойствами</p> <p>При действии более сильных окислителей проявляют восстановительные свойства: в кислотной среде образуются производные марганца(VII) (перманганаты малиново-фиолетового цвета); в щелочной среде — производные марганца(VI) (манганаты зеленого цвета)</p>	$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $\text{MnO}_2 + 2\text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{MnO}_2 + 3\text{PbO}_2 + 6\text{HNO}_3 =$ $= 2\text{HMnO}_4 + 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{MnO}_2 + 4\text{KOH} + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$ $= 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} + \text{KNO}_3 \xrightarrow{\text{сплав.}}$ $= \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + 6\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплав.}}$ $= 3\text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$

Окончание табл. 34

Степень окисления марганца	Свойства соединений	Уравнения реакций
+6	Сильные окислители, особенно в кислотной среде При действии более сильных окислителей проявляют восстановительные свойства В растворах слабых кислот и в нейтральной среде диспропорционируют	$\begin{aligned} \text{K}_2\text{MnO}_4 + 8\text{HCl} &= \\ &= \text{MnCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} \\ 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 &= \\ &= 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KCl} \\ 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{CO}_2 &= \\ &= \text{MnO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{K}_2\text{CO}_3 \\ 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} &= \\ &= \text{MnO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{KOH} \end{aligned}$
+7	Сильные окислители, в зависимости от pH среды перманганат ион MnO_4^- (раствор малиново-фиолетового цвета) может восстанавливаться: в кислотной среде — до марганца(II) (бесцветный раствор); в нейтральной — до марганца(IV) (осадок бурого цвета); в щелочной — до марганца(VI) (раствор зеленого цвета) При нагревании KMnO_4 разлагается	$\begin{aligned} 2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 &= \\ &= 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{O}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O} \\ 2\text{KMnO}_4 + 10\text{FeSO}_4 + \\ &+ 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \\ &+ 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{H}_2\text{O} \\ 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 + 5\text{Zn} &= \\ &= 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \\ &+ 5\text{ZnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} \\ 2\text{KMnO}_4 + 3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} &= \\ &= 5\text{MnO}_2\downarrow + 4\text{HNO}_3 + 2\text{KNO}_3 \\ 2\text{KMnO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} &= \\ &= 2\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \\ 2\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} &= \\ &= \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \\ 2\text{KMnO}_4 &\stackrel{t}{=} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 \end{aligned}$

Медь и ее соединения

Медь находится в IB группе четвертого периода Периодической системы химических элементов. Электронная конфигурация валентных электронов — $3d^{10}4s^1$. Степени окисления: 0, +1, +2, +3. Наиболее устойчива степень окисления +2.

Важнейшие природные соединения: медный блеск Cu_2S , медный колчедан CuFeS_2 , куприт Cu_2O , малахит $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ или $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

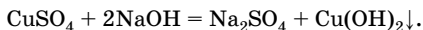
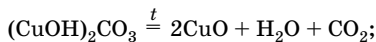
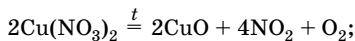
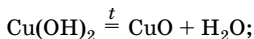
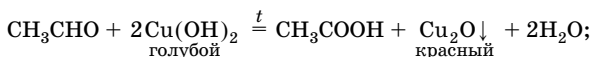
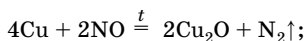
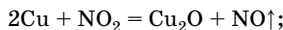
Окончание табл. 35

Свойство	Химизм процесса	Примечание
2. Взаимодействие с кислотами-неокислителями	$2\text{Cu} + \text{O}_2 + 4\text{HCl} = 2\text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	В присутствии окислителей
3. Взаимодействие с кислотами-окислителями	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <small>конц.</small> $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ <small>разб.</small> $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <small>конц.</small>	
4. Взаимодействие с солями	$\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ $\text{Cu} + 2\text{FeCl}_3 = 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$	

Соединения меди

Медь образует оксиды Cu_2O (порошок желтого или красного цвета), CuO (порошок черного цвета) и гидроксиды CuOH (желтого цвета), $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (голубого цвета).

Получение:



Важнейшие свойства оксидов и гидроксидов меди представлены в табл. 36, а окислительно-восстановительные свойства соединений меди — в табл. 37.

Таблица 36

Химические свойства оксидов и гидроксидов меди

Формула соединения	Свойства	Уравнения реакций
Cu_2O	Проявляет слабые основные свойства В ОВР — и окислительные, и восстановительные свойства Нерастворим в воде, растворяется в кислотах, концентрированных растворах щелочей и аммиака	$\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{CuCl}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{Cu}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{конц.}} 2\text{Na}[\text{Cu}(\text{OH})_2]$ $\text{Cu}_2\text{O} + 4\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
CuOH	Неустойчив, разлагается Легко окисляется Взаимодействует с кислотами и концентрированными растворами щелочей	$2\text{CuOH} \xrightarrow{t} \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{CuOH} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Cu}(\text{OH})_2$ $\text{CuOH} + \text{HCl} = \text{CuCl}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuOH} + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Cu}(\text{OH})_2]$ $\text{CuOH} + 2\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ <p style="text-align: center;">водн.</p>
CuO	Проявляет слабые амфотерные свойства (основные преобладают), в воде нерастворим; растворяется в кислотах, щелочах (при сплавлении)	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">разб.</p> $\text{CuO} + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} \text{K}_2\text{CuO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 4\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Слабо амфотерный (с преобладанием основных свойств), в воде нерастворим	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$ <p style="text-align: center;">конц.</p> $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ <p style="text-align: center;">водн.</p>

Таблица 37

Окислительно-восстановительные свойства соединений меди

Степень окисления меди	Свойства соединений	Уравнения реакций
+1	Обладают окислительно-восстановительной двойственностью Окислительные свойства Восстановительные свойства Диспропорционирование	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{CO} \xrightarrow{t} 2\text{Cu} + \text{CO}_2$ $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{Al} \xrightarrow{t} 6\text{Cu} + \text{Al}_2\text{O}_3$ $4\text{CuCl} + \text{O}_2 + 4\text{HCl} = 4\text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CuCl} + 3\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$ $\text{Cu}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{Cu}$ $2\text{CuCl} \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{CuCl}_2$
+2	Проявляют окислительные свойства Иодид и цианид неустойчивы	$\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{CuSO}_4 + 4\text{KI} = 2\text{CuI}_2 + \text{I}_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$ $\text{CuCl}_2 + \text{Cu} = 2\text{CuCl}$ $2\text{CuI}_2 = 2\text{CuI} + \text{I}_2$ $2\text{Cu}(\text{CN})_2 = 2\text{CuCN} + \text{C}_2\text{N}_2$

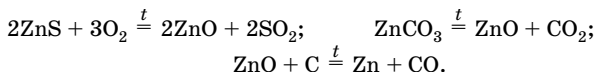
Цинк и его соединения

Цинк находится во IIВ группе четвертого периода Периодической системы химических элементов. Электронная конфигурация валентных электронов — $3d^{10}4s^2$. Цинк в соединениях проявляет постоянную степень окисления +2.

Важнейшие природные соединения: цинковая обманка ZnS , цинковый шпат ZnCO_3 и др.

Получение

1. Пирометаллургический метод:



2. Гидрометаллургический метод: оксид цинка, полученный при прокаливании цинкового шпата или цинковой обманки, растворяют в разбавленной серной кислоте и из полученного сульфата выделяют цинк электролизом.

Химические свойства

Цинк — активный металл (табл. 38), но на воздухе устойчив, так как покрывается тонким слоем оксида.

Таблица 38

Химические свойства цинка

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с неметаллами	$2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}; \quad \text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$ $\text{Zn} + \text{Cl}_2 = \text{ZnCl}_2; \quad 3\text{Zn} + 2\text{P} = \text{Zn}_3\text{P}_2$	При нагревании
2. Взаимодействие с водой	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \stackrel{t}{=} \text{ZnO} + \text{H}_2\uparrow$	При разрушении оксидной пленки
3. Взаимодействие с кислотами	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $3\text{Zn} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \underset{\text{конц.}}{=} 3\text{ZnSO}_4 + \text{S}\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \underset{\text{конц.}}{=} 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 \underset{\text{очень разб.}}{=} 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn} + 4\text{HNO}_3 \underset{\text{конц.}}{=} \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
4. Взаимодействие с щелочами	$\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$	
5. Взаимодействие с солями	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$	В водных растворах

Соединения цинка

Свойства соединений цинка представлены в табл. 39.

Таблица 39

Химические свойства оксида и гидроксида цинка

Свойства соединений	Уравнения реакций
Оксид цинка ZnO — белый порошок, в воде практически нерастворим, обладает амфотерными свойствами	$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$ $ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$ $ZnO + 2NaOH \xrightarrow{\text{сплавление}} Na_2ZnO_2 + H_2O$ $ZnO + CaO \xrightarrow{\text{сплавление}} CaZnO_2$ $ZnO + SiO_2 \xrightarrow{\text{сплавление}} ZnSiO_3$ $ZnO + BaCO_3 \xrightarrow{\text{сплавление}} BaZnO_2 + CO_2$
Гидроксид цинка $Zn(OH)_2$ — белый рыхлый порошок, нерастворим в воде, обладает амфотерными свойствами	$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$ раствор $Zn(OH)_2 + 2NaOH \xrightarrow{\text{сплавление}} Na_2ZnO_2 + 2H_2O$ $Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$
При подкислении раствора $Na_2[Zn(OH)_4]$ снова выпадает $Zn(OH)_2$	$Na_2[Zn(OH)_4] + CO_2 = Zn(OH)_2 \downarrow + 2NaHCO_3$
При нагревании разлагается	$Zn(OH)_2 \xrightarrow{t} ZnO + H_2O$

Серебро и его соединения

Серебро располагается в IV группе пятого периода Периодической системы химических элементов. Электронная конфигурация двух последних энергетических уровней — $4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$. В соединениях обычно проявляет степень окисления +1, реже +2.

Важнейшие минералы: аргентит (акантит) Ag_2S , прустит Ag_3AsS_3 . В виде самородков серебро встречается реже, чем медь и золото.

Химические свойства

Серебро — менее активный металл, чем медь: с кислородом непосредственно не взаимодействует, но реагирует с озоном и обладает большим сродством к сере (табл. 40).

Химические свойства серебра

Таблица 40

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с озоном	$2\text{Ag} + \text{O}_3 \xrightarrow{t} \text{Ag}_2\text{O} + \text{O}_2$	
2. Взаимодействие с серой	$2\text{Ag} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{Ag}_2\text{S}$ черный	
3. Взаимодействие с сероводородом	$4\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	
4. Взаимодействие с кислотами-окислителями	$2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[t]{\text{кбнц.}} \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 \xrightarrow[t]{\text{конц.}} \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{разб.}} 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	Не взаимодействует с разбавленной серной и соляной кислотами

Соединения серебра

Оксид серебра(I) Ag_2O коричнево-черного цвета, плохо растворим в воде, образуется при обработке нитрата серебра растворами щелочей:



В табл. 41 представлены свойства соединений серебра.

Таблица 41

Химические свойства соединений серебра

Соединение	Свойства	Уравнения реакций
Оксид серебра(I) Ag_2O	Основной оксид Как и соли серебра, легко растворяется в аммиаке Разлагается даже при небольшом нагревании Восстанавливается до металла	$\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{HNO}_3 = 2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{HF} = 2\text{AgF} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag}_2\text{O} + 4\text{HCl} = 2\text{H}[\text{AgCl}_2] + \text{H}_2\text{O}$ конц. $\text{Ag}_2\text{O} + 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{OH}) + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{AgCl} + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{40^\circ\text{C}} 4\text{Ag} + \text{O}_2$ $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag}_2\text{O} + \text{CO} \xrightarrow{10^\circ\text{C}} 2\text{Ag} + \text{CO}_2$ $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Окончание табл. 41

Соединение	Свойства	Уравнения реакций
Гидроксид серебра(I) AgOH	Неустойчив, разлагается при комнатной температуре	$2\text{AgOH} = \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
Соли	Галогениды серебра(I) легко разлагаются под действием света, нитраты — при нагревании	$2\text{AgBr} \xrightarrow{h\nu} 2\text{Ag} + \text{Br}_2$ $2\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$

Решение типовых задач

Задача 24. Напишите уравнения реакций, в которых манганат калия проявляет: а) одновременно и окислительные, и восстановительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) только окислительные свойства.

Решение

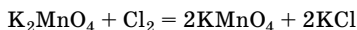
а) Манганаты диспропорционируют (проявляют одновременно и окислительные, и восстановительные свойства):



$\text{Mn}^{+6} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$ (окислитель, процесс восстановления);

$\text{Mn}^{+6} - \bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+7}$ (восстановитель, процесс окисления).

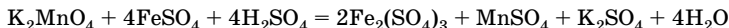
б) Манганаты являются восстановителями по отношению к хлору:



$\text{Mn}^{+6} - \bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+7}$ (восстановитель, окисляется);

$\text{Cl}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^{-1}$ (окислитель, восстанавливается).

в) Манганаты являются окислителями по отношению к сере, сероводороду, оксиду серы(IV), солям железа(II):



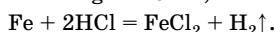
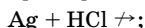
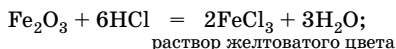
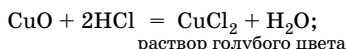
$\text{Mn}^{+6} + 4\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ (окислитель, восстанавливается);

$\text{Fe}^{+2} - \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ (восстановитель, окисляется).

Задача 25. В четырех пробирках находятся порошкообразные оксид меди(II), оксид железа(III), серебро и железо. Как, используя только один реактив, можно распознать эти вещества?

Решение

В каждую пробирку прильем соляную кислоту:



Задача 26. К раствору, содержащему 3,16 г перманганата калия, прибавили раствор, содержащий 22,8 г сульфата железа(II) и 19,6 г серной кислоты. Определите количественный состав образовавшегося раствора.

Решение

1. Записываем уравнение реакции:



2. Рассчитываем количество вещества KMnO_4 , FeSO_4 и H_2SO_4 (исходных веществ):

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{KMnO}_4) = \frac{3,16 \text{ г}}{158 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль};$$

$$n(\text{FeSO}_4) = \frac{22,8 \text{ г}}{152 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{19,6 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

3. Определяем, какие исходные вещества взяты в избытке.

По уравнению реакции:

$$n(\text{FeSO}_4) : n(\text{KMnO}_4) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10 : 2 : 8 = 5 : 1 : 4.$$

По условию:

$$n(\text{FeSO}_4) : n(\text{KMnO}_4) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,15 : 0,02 : 0,2 = 7,5 : 1 : 10,$$

следовательно, полностью прореагирует KMnO_4 , а FeSO_4 и H_2SO_4 — в избытке.

4. Рассчитываем количество вещества продуктов реакции — MnSO_4 , K_2SO_4 и $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$n(\text{MnSO}_4) = n(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ моль};$$

$$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} n(\text{MnSO}_4); \quad n(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 0,02 \text{ моль} = 0,01 \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{5n(\text{KMnO}_4)}{2}; \quad n(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{5 \cdot 0,02 \text{ моль}}{2} = 0,05 \text{ моль}.$$

5. Определяем количество вещества FeSO_4 , вступившего в реакцию $n_{\text{реар}}$ и оставшегося после реакции $n_{\text{ост}}$:

$$n_{\text{реар}}(\text{FeSO}_4) = \frac{10n(\text{KMnO}_4)}{2};$$

$$n_{\text{реар}}(\text{FeSO}_4) = \frac{10 \cdot 0,02 \text{ моль}}{2} = 0,10 \text{ моль};$$

$$n_{\text{ост}}(\text{FeSO}_4) = n_{\text{исх}}(\text{FeSO}_4) - n_{\text{реар}}(\text{FeSO}_4);$$

$$n_{\text{ост}}(\text{FeSO}_4) = 0,15 \text{ моль} - 0,10 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль}.$$

6. Определяем количество вещества H_2SO_4 , вступившей в реакцию и оставшейся после реакции:

$$n_{\text{реар}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{8n(\text{KMnO}_4)}{2};$$

$$n_{\text{реар}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{8 \cdot 0,02 \text{ моль}}{2} = 0,08 \text{ моль};$$

$$n_{\text{ост}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = n_{\text{исх}}(\text{H}_2\text{SO}_4) - n_{\text{реар}}(\text{H}_2\text{SO}_4);$$

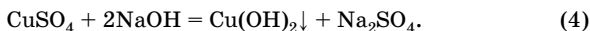
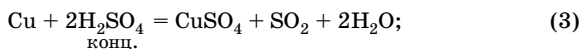
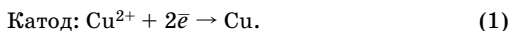
$$n_{\text{ост}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ моль} - 0,08 \text{ моль} = 0,12 \text{ моль}.$$

О т в е т: $n(\text{MnSO}_4) = 0,02$ моль; $n(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,01$ моль; $n(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,05$ моль; $n(\text{FeSO}_4) = 0,05$ моль; $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,12$ моль.

Задача 27. В водный раствор хлорида меди(II) опустили медные электроды по 20 г каждый и подключили их к источнику постоянного тока. Через некоторое время катод вынули и растворили при нагревании в концентрированной серной кислоте, а затем добавили в раствор избыток гидроксида натрия, в результате чего выпал осадок массой 49 г. Определите массу анода после электролиза.

Решение

1. Записываем уравнения реакций.



2. Рассчитываем количество вещества гидроксида меди (осадка):

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{49 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

3. Рассчитываем количество вещества и массу меди (катода) по окончании реакции:

$$n_{\text{кон}}(\text{Cu}) = n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,5 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m_{\text{кон}}(\text{Cu}) = 0,5 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 32 \text{ г.}$$

4. Рассчитываем массу меди, осажденной на катоде:

$$m(\text{Cu}) = m_{\text{кон}}(\text{Cu}) - m_{\text{исх}}(\text{Cu}); \quad m(\text{Cu}) = 32 \text{ г} - 20 \text{ г} = 12 \text{ г.}$$

5. Вычисляем массу анода по окончании реакции. Масса анода уменьшилась ровно настолько, насколько выросла масса катода:

$$m(\text{анода}) = m_{\text{исх}}(\text{анода}) - m(\text{Cu}); \quad m(\text{анода}) = 20 \text{ г} - 12 \text{ г} = 8 \text{ г.}$$

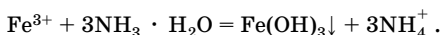
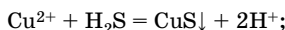
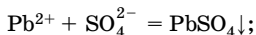
О т в е т: $m(\text{анода}) = 8 \text{ г.}$

Задача 28. Сплав из меди, свинца, железа и цинка массой 6,49 г обработали раствором азотной кислоты. К полученному раствору прилили избыток раствора серной кислоты, при этом образовался осадок массой 3,03 г. В оставшийся раствор пропустили сероводород, в результате чего образовался осадок массой 3,84 г. В оставшийся раствор добавили концентрированный раствор аммиака, при этом выпал осадок массой 1,07 г. Рассчитайте массовые доли металлов в смеси.

Р е ш е н и е

В растворе азотной кислоты растворяются все металлы сплава. При добавлении раствора серной кислоты в осадок выпадает сульфат свинца(II) PbSO_4 , остальные сульфаты растворимы; при пропускании сероводорода в осадок выпадает только сульфид меди(II) CuS , так как только этот сульфид не растворим в кислотной среде. При добавлении концентрированного раствора аммиака в осадок выпадает гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, так как гидроксид цинка растворим в избытке аммиака.

1. Записываем уравнения реакций:



2. Рассчитываем количество вещества PbSO_4 , CuS и $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{PbSO}_4) = \frac{3,03 \text{ г}}{303 \text{ г/моль}} = 0,01 \text{ моль};$$

$$n(\text{CuS}) = \frac{3,84 \text{ г}}{96 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{1,07 \text{ г}}{107 \text{ г/моль}} = 0,01 \text{ моль}.$$

3. Определяем количество вещества и массу Pb , Cu , Fe :

$$n(\text{Pb}) = n(\text{PbSO}_4) = 0,01 \text{ моль}; \quad m(\text{Pb}) = 207 \text{ г} \cdot 0,01 \text{ моль} = 2,07 \text{ г};$$

$$n(\text{Cu}) = n(\text{CuS}) = 0,04 \text{ моль}; \quad m(\text{Cu}) = 64 \text{ г} \cdot 0,04 \text{ моль} = 2,56 \text{ г};$$

$$n(\text{Fe}) = n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,01 \text{ моль}; \quad m(\text{Fe}) = 56 \text{ г} \cdot 0,01 \text{ моль} = 0,56 \text{ г}.$$

4. Рассчитываем массу цинка:

$$m(\text{Zn}) = m(\text{спл.}) - m(\text{Pb}) - m(\text{Cu}) - m(\text{Fe});$$

$$m(\text{Zn}) = 6,49 \text{ г} - 2,07 \text{ г} - 2,56 \text{ г} - 0,56 \text{ г} = 1,3 \text{ г}.$$

5. Рассчитываем массовые доли металлов в сплаве:

$$w(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot 100 \%}{m(\text{спл.})};$$

$$w(\text{Pb}) = \frac{2,07 \text{ г} \cdot 100 \%}{6,49 \text{ г}} = 31,90 \%;$$

$$w(\text{Cu}) = \frac{2,56 \text{ г} \cdot 100 \%}{6,49 \text{ г}} = 39,44 \%;$$

$$w(\text{Fe}) = \frac{0,56 \text{ г} \cdot 100 \%}{6,49 \text{ г}} = 8,63 \%;$$

$$w(\text{Zn}) = \frac{1,3 \text{ г} \cdot 100 \%}{6,49 \text{ г}} = 20,03 \%.$$

Отвeт: $w(\text{Pb}) = 31,90 \%$; $w(\text{Cu}) = 39,44 \%$; $w(\text{Fe}) = 8,63 \%$;
 $w(\text{Zn}) = 20,03 \%$.

Задачи для самостоятельного решения

6.1. Объясните различие в строении внешнего энергетического уровня атомов металлов и неметаллов.

6.2. Если каплю ртути поместить в раствор нитрата серебра, то на ней вырастут блестящие кристаллы. Объясните это явление и напишите уравнение соответствующей реакции.

6.3. Чем объясняется снижение электропроводности металлов при нагревании?

6.4. Какие металлы и почему получают карботермией (пирометаллургическим восстановлением углем)? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.5. Какие металлы получают гидрометаллургическим методом? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.6. Какими особенностями металлической связи обусловлены физические свойства металлов?

6.7. Чем объясняется полная взаимная растворимость серебра и золота? Могут ли аналогично растворяться серебро и медь, медь и никель?

6.8. Объясните, почему для получения металлов очень высокой чистоты не может применяться пирометаллургия.

6.9. Чтобы очистить металлическую ртуть от часто присутствующих в ней примесей цинка, олова и свинца, ее взбалтывают с насыщенным раствором сульфата ртути. Объясните, какие реакции при этом протекают.

6.10. В одном из учебников химии говорится: «Если поместить железный гвоздь в раствор соли золота, можно вынуть его позолоченным. Этим экспериментом древние иллюзионисты обманывали как простых людей, так и властителей». Поясните, в чем состоит обман.

6.11. Как изменится масса алюминиевой проволоки, очищенной от оксида алюминия и помещенной в растворы: а) нитрата магния; б) нитрата свинца(II)?

6.12. Укажите, какие из перечисленных ниже сплавов и почему полностью растворятся при обработке: а) разбавленной серной кислотой; б) концентрированной серной кислотой. Сплавы: 1) ни-хром ($\text{Ni} + \text{Cr} + \text{Fe} + \text{Mn}$); 2) бронза ($\text{Cu} + \text{Sn} + \text{Al} + \text{Pb} + \text{Cr}$); 3) латунь ($\text{Cu} + \text{Zn}$); 4) дуралюмин ($\text{Al} + \text{Mg} + \text{Cu} + \text{Mn}$).

6.13. Напишите ионные уравнения возможных реакций между: а) цинком и гидроксидом бария; б) магнием и гидроксидом калия; в) хромом и гидроксидом натрия; г) цинком и нитратом серебра; д) хлоридом алюминия и серебром.

6.14. С растворами каких веществ взаимодействует железо: серной кислоты (концентрированной и разбавленной растворы), сульфата магния, нитрата серебра, хлороводорода, гидроксида натрия? Составьте молекулярные и ионные уравнения возможных реакций.

6.15. Как из латуни (справ меди и цинка) можно получить цинк? Напишите уравнения реакций.

6.16. В раствор серной кислоты опустили пластинки из: а) железа и олова; б) железа и меди. Затем эти металлы привели в соприкосновение. В каком случае железо будет более энергично растворяться и почему?

6.17. К какому типу коррозии относится разрушение цилиндров двигателей внутреннего сгорания под воздействием топлива, содержащего примеси серы?

6.18. Как изменится скорость коррозии цинка при изменении значения рН среды от 7 в сторону: а) уменьшения; б) увеличения? Дайте обоснованный ответ.

6.19. Как протекает коррозия в случае повреждения поверхностного слоя оцинкованного и никелированного железа в водной среде?

6.20. Одинаково ли корродирует железо в пресной и морской воде? Ответ поясните.

6.21. Никель находится в контакте с медью в водной среде. Сохранятся ли оба металла в неизменном виде?

6.22. В каком случае больше скорость коррозии: а) в кислотном растворе окислителя при повышенной температуре; б) в щелочном растворе окислителя; в) в кислотном растворе окислителя при умеренной температуре?

6.23. Железо находится в воде и контактирует: а) с оловом; б) с цинком. В каком случае коррозии подвергается железо?

6.24. Объясните, почему не совпадают оценки способности железа и алюминия к коррозии по значениям их стандартных электродных потенциалов и по их поведению в воде.

6.25. Железное изделие поместили: а) в дистиллированную воду; б) в воду, насыщенную кислородом и оксидом углерода(IV); в) в воду, насыщенную кислородом. В каком случае железное изделие корродирует сильнее и почему?

6.26. В растворе сульфата меди(II) некоторое время выдерживали 8,00 г железных опилок. К моменту окончания реакции масса опилок составила 8,77 г. Определите массы железа, вступившего в реакцию, и меди, выделившейся в результате реакции.

6.27. Железную пластинку опустили в раствор сульфата меди(II) массой 200 г. После окончания реакции (полного вытеснения меди из раствора) масса пластинки увеличилась на 1 г. Определите массовую долю сульфата меди(II) в исходном растворе.

6.28. В раствор нитрата никеля опустили цинковую пластинку. После окончания реакции (полного вытеснения никеля) раствор от-

делили и выпарили, образовавшийся сухой остаток прокалили. Масса твердого остатка оказалась равной 6,48 г. Определите массу нитрата никеля в исходном растворе.

6.29. Магниевую пластинку некоторое время выдерживали в 150 г 18,9 % -ного раствора нитрата цинка, в результате чего масса пластинки увеличилась на 4,1 г. Определите массовые доли солей в конечном растворе.

6.30. При взаимодействии 20 г сплава, состоящего из меди и алюминия, с соляной кислотой выделилось 16 л газа (н. у.). Определите массовые доли металлов в сплаве.

6.31. При взаимодействии латуни (сплав меди с цинком) с соляной кислотой выделилось 0,561 л (н. у.) водорода, а на полное хлорирование такой же навески сплава потребовалось 1,035 л (н. у.) хлора. Определите массовые доли металлов в сплаве.

6.32. Вычислите массу олова, которое надо добавить к 400 г медно-оловянного сплава, содержащего 4,7 % олова, чтобы после этого состав сплава соответствовал интерметаллическому соединению Cu_3Sn .

6.33. Один из сплавов меди с цинком (латунь) содержит 60 % меди и 40 % цинка. Данный сплав представляет собой интерметаллическое соединение. Определите его формулу. Вычислите массу каждого металла, необходимого для получения 250 кг латуни указанного состава.

6.34. В раствор сульфата меди(II) поместили металлическую пластинку. В ходе реакции неизвестный металл переходит в раствор в виде двухзарядных катионов. Определите, какой это металл, если на пластинке выделилось 0,25 моль меди, после чего пластинка стала тяжелее на 2 г.

6.35. Определите массу сплава феррохрома, который надо добавить к стали массой 60 кг, чтобы массовая доля хрома в стали составила 1 %. Массовая доля хрома в феррохроме равна 0,65.

6.36. Заменителем сплава нихром служит более дешевый сплав фехраль. В его состав входят железо, хром и алюминий. Определите состав этого сплава, если известно, что при обработке 100 г этого сплава раствором щелочи выделилось 4,98 л газа (н. у.), а при дальнейшем растворении остатка сплава в соляной кислоте выделилось 38,8 л газа (н. у.).

6.37. Железную пластинку массой 8 г некоторое время выдерживали в 15 % -ном растворе сульфата меди(II) массой 200 г, после этого масса пластинки составила 8,8 г. Определите массовую долю (%) сульфата меди(II) в растворе после реакции.

6.38. При взаимодействии 35,7 г металлического олова с избытком соляной кислоты выделился водород в количестве, достаточном

для получения 19,2 г меди из оксида меди(II). Определите валентность олова в полученном соединении.

6.39. Установите формулу соли, если при прокаливании 0,612 г ее выделилось 0,2647 г воды, а остаток, состоящий из сульфатов калия и хрома(III), содержал 0,1071 г сульфата калия.

6.40. Для определения содержания серебра в его сплаве с медью 0,5 г этого сплава обработали азотной кислотой. К полученному раствору после разбавления водой добавили соляную кислоту. Масса образовавшегося осадка равна 0,43 г. Определите массовую долю (%) серебра в сплаве.

***6.41.** При обжиге соли металла(II) на воздухе получили смесь двух оксидов, один из которых газообразный. Такое же количество этого газообразного оксида выделяется при нагревании 25,6 г меди с концентрированной серной кислотой. Второй оксид, содержащий 80,24 % двухвалентного металла, обработали соляной кислотой объемом 146 мл ($w(\text{HCl}) = 0,1$; $\rho = 1,05$ г/мл). Определите массу нерастворившегося осадка.

***6.42.** Магниевую пластинку массой 4,8 г опустили в раствор сульфата неизвестного металла. Через некоторое время масса пластинки стала равной 6,7 г, а масса сульфата магния в растворе — 2,4 г. Определите неизвестный металл, если валентность его в сульфате равна II.

•6.43. Пластинку из неизвестного металла массой 10 г опустили в раствор нитрата серебра. Через некоторое время масса металлической пластинки стала равной 26 г, а масса нитрата неизвестного металла — 18 г. Определите неизвестный металл, если его степень окисления в нитрате равна +2.

***6.44.** В открытом тигле прокалили образец цинковой руды массой 15 г. После прокаливании масса образца уменьшилась на 3,4 г. Другой образец той же руды такой же массы обработали избытком соляной кислоты, а выделившийся газ пропустили через реактор, содержащий раствор перманганата калия, подкисленный серной кислотой. При этом в реакцию вступило 4,74 г перманганата калия и образовалось эквивалентное количество серы. Определите состав руды, если известно, что она содержит сульфид цинка, карбонат цинка и оксид кремния(IV).

6.45. При растворении смеси железных и медных опилок в растворе нитрата серебра выделилось серебро массой 54 г. При внесении такого же количества смеси в раствор медного купороса масса опилок увеличилась на 0,8 г. Определите массовые доли металлов в смеси.

6.46. В раствор, содержащий равное количество вещества нитратов меди(II), серебра и цинка, опустили медную пластинку. Опреде-

лите массы всех солей в исходном растворе, если по окончании реакции масса медной пластинки увеличилась на 15,2 г.

***6.47.** Некоторое количество смеси железа с хлоридом железа(II) разделили на две равные части. Одну из них обработали соляной кислотой, в результате чего выделилось 6,72 л газа (н. у.). Другую обработали хлором при нагревании, на что потребовалось 42,6 г хлора. Вычислите массу исходной смеси.

***6.48.** При взаимодействии 72,8 г смеси неизвестного металла, который в соединениях двухвалентен, и его карбоната с соляной кислотой выделилось 8,96 л газов (н. у.). После сжигания смеси газов и конденсации водяных паров объем газов уменьшился до 6,72 л (н. у.). Определите массовую долю (%) металла в его смеси с карбонатом.

•6.49. В 6,027 М соляную кислоту объемом 150 мл ($\rho = 1,097$ г/мл) добавили сначала 10 г железной окалины Fe_3O_4 , а затем — избыток железа. Определите состав образовавшейся соли и ее массовую долю в растворе.

6.50. Сплав алюминия и меди обработали избытком раствора гидроксида натрия, а затем — избытком разбавленной азотной кислоты. Вычислите массовые доли металлов в сплаве, если известно, что объемы газов, образующихся в реакциях, равны.

6.51. Определите состав латуни (сплав меди с цинком), если известно, что при взаимодействии этого сплава с соляной кислотой выделилось 0,561 л водорода (н. у.), а на полное хлорирование такой же навески сплава потребовалось 0,763 л хлора (при температуре 25 °С и давлении 150 кПа).

6.52. Смесь опилок меди, магния и алюминия массой 1 г обработали избытком соляной кислоты. Раствор отфильтровали и к фильтрату добавили избыток гидроксида натрия. Полученный осадок отделили от раствора, промыли водой и прокалили до постоянной массы 0,2 г. Нерастворившийся остаток смеси опилок прокалили на воздухе до постоянной массы 0,8 г. Определите массовую долю (%) алюминия в исходной смеси.

•6.53. Две пластинки одинаковой массы, изготовленные из металла, способного проявлять в своих соединениях валентность, равную двум, погрузили в растворы солей одинаковой концентрации: одну — в раствор соли свинца, другую — в раствор соли меди. Через некоторое время оказалось, что масса пластинки, находившейся в растворе соли свинца, увеличилась на 19 %, а масса другой пластинки уменьшилась на 9,6 %. Определите, из какого металла изготовлены пластинки.

***6.54.** Две пластинки одинаковой массы, изготовленные из металла, проявляющего в своих соединениях валентность, равную

двум, опустили в растворы солей одинаковой концентрации: одну — в раствор соли кадмия, другую — в раствор соли свинца. Через некоторое время оказалось, что масса первой пластинки увеличилась на 0,47 %, второй — на 1,42 %. Определите, из какого металла изготовлены пластинки.

6.55. Почему щелочные металлы не применяют для восстановления менее активных металлов из растворов их солей?

6.56. В раствор сульфата меди(II) поместили кусочек калия. Какие процессы при этом будут протекать? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.57. Напишите уравнения реакций, протекающих при хранении натрия на воздухе, содержащем кислород, азот, пары воды и углекислый газ.

6.58. Как изменится характер среды при взаимодействии гидрида натрия с: а) водой; б) раствором хлороводорода? Составьте уравнения соответствующих реакций.

6.59. Объясните, почему для получения углекислого газа мрамор обрабатывают соляной кислотой, а не серной.

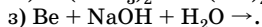
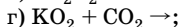
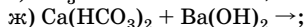
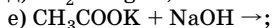
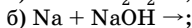
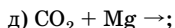
6.60. Напишите уравнения реакций, которые могут протекать при хранении лития на воздухе, содержащем кислород, азот, углекислый газ и пары воды.

6.61. Объясните, почему в электрохимическом ряду напряжений металлов литий расположен перед другими щелочными металлами.

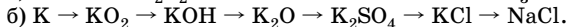
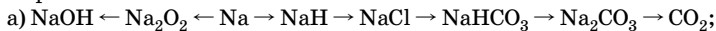
6.62. Объясните, почему многие горящие вещества можно потушить водой, а горящие щелочные металлы нельзя (натрий, например, тушат этиловым спиртом). Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.63. Как с помощью химических реакций доказать, что оксид магния содержит примесь карбоната магния?

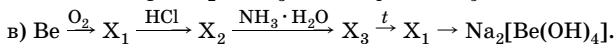
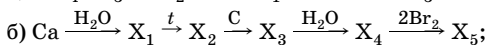
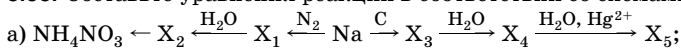
6.64. Закончите уравнения возможных реакций, укажите условия их протекания, назовите вещества, классы, к которым они относятся:



6.65. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, назовите вещества, классы, к которым они относятся:

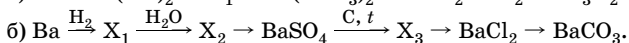
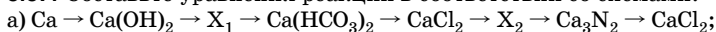


6.66. Составьте уравнения реакций в соответствии со схемами:



Назовите вещества X_1 – X_5 и укажите классы, к которым они относятся.

6.67. Составьте уравнения реакций в соответствии со схемами:



Назовите вещества X_1 – X_3 и укажите классы, к которым они относятся.

6.68. Гидриды щелочных металлов используют в лабораторной практике как восстановители. Объясните почему. Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.69. Объясните, почему при одних и тех же условиях и одинаковых концентрациях солей значение pH в растворе гидрокарбоната натрия меньше значения pH в растворе карбоната натрия.

6.70. Почему растворы гидросульфита и гидрокарбоната натрия при одинаковых концентрациях солей имеют разные значения pH?

6.71. Определите объем углекислого газа, измеренный при 17 °С и $1,013 \cdot 10^6$ Па, который потребуется для получения кристаллической соды массой 143 кг из гидроксида натрия.

6.72. При разложении 6,06 г нитрата щелочного металла образовалось 5,1 г нитрита металла. Определите, какой металл входил в состав соли.

6.73. Некоторый химический элемент образует с азотом соединение, в котором атомов элемента в 3 раза больше, чем атомов азота. Массовая доля элемента в соединении 60 %. Определите элемент.

6.74. Определите массовую долю калия в соли, полученной при взаимодействии 2 моль гидроксида калия и 1 моль фосфорной кислоты.

6.75. В каком объеме воды необходимо растворить 7,8 г калия, чтобы массовая доля щелочи в полученном растворе составила 7,1 %?

6.76. Вычислите массу калия, который необходимо добавить к 150 мл 6 %-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,05 г/мл), чтобы массовая доля гидроксида калия стала равной 10 %.

6.77. Слили 80,0 мл 7 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,08 г/мл) и 168 г 10 %-ного раствора гидрокарбоната натрия. Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.

6.78. Определите массы гидроксида натрия и металлического натрия, вступивших в реакцию, если выделившийся при этом газ полностью прореагировал с ацетальдегидом массой 4,84 г.

6.79. При действии избытка воды на сплав натрия с калием массой 0,85 г выделилось 336 мл газа (н. у.). Сколько атомов натрия приходится на 1 атом калия в этом сплаве?

6.80. Определите максимальный объем углекислого газа (н. у.), который может быть поглощен раствором, содержащим гидроксид кальция массой 200 г.

6.81. Взаимодействием кальцинированной соды массой 10 т с гашеной известью получена каустическая сода массой 6,7 т. Определите выход продукта в процентах от теоретически возможного.

6.82. Вычислите объем раствора карбоната натрия концентрацией 1 моль/л, который потребуется для полной нейтрализации одномолярного раствора ортофосфорной кислоты объемом 200 мл.

6.83. При обжиге известняка, содержащего 20 % (по массе) инертных примесей, на образование 5,6 л (н. у.) газа затрачивается 45 кДж. Рассчитайте массу известняка, подвергнутого разложению, если на этот процесс было затрачено 756 МДж.

6.84. Установите формулу карналлита $x\text{KCl} \cdot y\text{MgCl}_2 \cdot z\text{H}_2\text{O}$, если при прокаливании 5,55 г его масса уменьшилась на 2,16 г, а при прокаливании осадка, полученного действием раствора щелочи на раствор, содержащий 5,55 г карналлита, потери составили 0,36 г.

6.85. Для осаждения всего кальция из 645 мл 0,5 М раствора его хлорида потребовалось 200,7 мл раствора ортофосфорной кислоты (плотность 1,05 г/мл). Рассчитайте массовую долю кислоты в исходном растворе.

6.86. При взаимодействии 1 г амальгамы натрия (раствор натрия в ртути) с водой был получен раствор щелочи, на нейтрализацию которой было израсходовано 50 мл 0,2 М соляной кислоты. Рассчитайте массовую долю (%) натрия в амальгаме.

6.87. При полном электролитическом разложении 33,3 г хлорида некоторого двухвалентного металла выделилось 6,72 л (н. у.) хлора. Определите металл. Имеют ли значение для решения задачи условия, в которых проводился эксперимент (раствор или расплав соли)?

6.88. Гидроксид калия массой 10 г, содержащий примесь хлорида калия, растворили в воде и подвергли полному электролизу. При этом на аноде выделилось 224 мл хлора (н. у.). Вычислите массовую долю (%) примесей в гидроксиде калия.

***6.89.** При действии воды на 4,6 г сплава рубидия с другим щелочным металлом выделилось 2,24 л (н. у.) водорода. Определите, какой щелочной металл входил в сплав и какова его массовая доля.

6.90. Суспензию сульфата бария применяют для рентгенографии желудочно-кишечного тракта. Рассчитайте массы 49 %-ного раствора серной кислоты и 26 %-ного раствора хлорида бария, которые необходимо взять, чтобы получить 250 г (1 стакан) 45 %-ной суспензии

сульфата бария. Объясните, почему сульфат бария нельзя заменить карбонатом бария. Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.91. К смеси сульфатов бария, меди(II) и натрия массой 30 г добавили воду, часть смеси не растворилась. Осадок массой 10 г отделили, а в раствор добавили избыток раствора гидроксида натрия, при этом выпал осадок массой 9,8 г. Определите массы сульфатов металлов в исходной смеси.

6.92. Раствор хлорида двухвалентного металла разделили на две равные части. К одной добавили избыток раствора сульфата натрия, при этом образовался осадок массой 4,66 г. К другой части раствора добавили избыток раствора нитрата серебра, в результате чего образовался осадок массой 5,74 г. Определите, хлорид какого металла находился в растворе.

6.93. При электролизе 400 мл 1,25 М раствора хлорида натрия на аноде выделился газ, который пропустили через 664 мл раствора с массовой долей иодида калия 10 % (плотность раствора 1,10 г/мл). Определите массу образовавшегося иода.

6.94. Образец поваренной соли массой 10 г обработали концентрированным раствором серной кислоты. Выделившийся хлороводород растворили в воде и получили 50 г раствора с массовой долей HCl 10,95 %. Определите массовую долю (%) примесей в поваренной соли.

***6.95.** При электролизе расплава некоторого вещества массой 18 г на аноде выдилось 7,56 л (н. у.) водорода, что составило 90 % от теоретически возможного. Определите, какое вещество подвергли электролизу. Можно ли провести электролиз раствора данного вещества? Ответ поясните уравнениями соответствующих реакций.

6.96. К 150 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей 20 % (плотность 1,22 г/мл) добавили 45 г гидрида натрия. Определите массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.

6.97. Определите массовую долю карбоната натрия в растворе, полученном кипячением 150 г 8,4 %-ного раствора гидрокарбоната натрия. Рассчитайте объем 15,6 %-ного раствора хлорида бария (плотность 1,11 г/мл), который прореагирует с полученным карбонатом натрия. Испарением воды пренебречь.

6.98. Определите массовую долю гидроксида натрия в растворе, полученном при смешивании 40 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 15 % и 16,4 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей 20 % (плотность 1,22 г/мл). Какой объем (н. у.) углекислого газа может поглотить полученный раствор, если при этом образуется средняя соль? Определите массовую долю (%) соли в образующемся растворе.

6.99. Смесь гидроксида натрия и карбоната натрия массой 5,84 г обработали соляной кислотой, при этом было израсходовано 0,5 л

0,24 М раствора. Вычислите массовую долю (%) гидроксида натрия в исходной смеси.

6.100. К 200 мл 10 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,1 г/мл) прибавили 30,36 г металлического натрия. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе и определите массу алюминия, который прореагирует с данным раствором гидроксида натрия, если образуется соль состава $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

6.101. Для определения содержания хлорида натрия в техническом нитрате натрия образец его массой 2 г растворили в воде и к полученному раствору прилили избыток раствора нитрата серебра. Масса образовавшегося осадка равна 0,287 г. Вычислите массовую долю (%) хлорида натрия в техническом нитрате натрия.

6.102. Оксид щелочного металла массой 2,82 г растворили в 125 мл воды. Вычислите массовую долю (%) гидроксида в полученном растворе, если массовая доля водорода в соответствующем гидриде металла равна 0,746 %.

6.103. Надпероксид, образовавшийся при сгорании на воздухе некоторого щелочного металла массой 5,85 г, полностью прореагировал с газом, выделившимся при обработке водой нитрида натрия массой 5,25 г. Определите, какой металл был взят.

6.104. Пероксид натрия массой 29,25 г обработали горячей водой. Выделившийся газ пропустили над 15 г магния. Полученную смесь обработали избытком соляной кислоты, при этом наблюдалось выделение газа. Рассчитайте объем выделившегося газа (н. у.).

6.105. В дыхательном аппарате для получения кислорода используют оксилит (прессованная в виде таблеток смесь порошков Na_2O_2 и KO_2 , взятых в эквимольных количествах). Рассчитайте объем кислорода, выделившегося при полном использовании оксилита массой 745 г.

6.106. Смесь ацетата и гидроксида натрия прокалили. Образовавшийся после прокаливания твердый остаток был нейтрализован 387,9 мл раствора с массовой долей HCl 10 % (плотность 1,035 г/мл). При этом выделилось 7,84 л (н. у.) газа. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в исходной смеси.

***6.107.** Смесь карбоната и гидрокарбоната кальция прокалили до постоянной массы. Выделившийся газ пропустили через раствор баритовой воды, при этом образовался осадок массой 78,8 г. Оставшийся после прокаливания продукт нагрели с избытком углерода, полученное вещество обработали водой, в результате чего выделился газ объемом 5,6 л (н. у.). Определите массу исходной смеси.

6.108. При взаимодействии некоторого металла, проявляющего в соединениях валентность II, с концентрированной серной кислотой выделился газ, при пропускании которого через раствор сульфа-

та меди(II) образовался осадок черного цвета, масса которого равна массе металла. Определите металл.

6.109. Смесь гидрокарбоната и карбоната натрия массой 6,85 г нейтрализовали 2 М раствором серной кислоты объемом 25 мл. Выделившийся газ был поглощен баритовой водой, при этом образовался осадок массой 14,775 г. Определите массовую долю веществ в исходной смеси и объем выделившегося газа (н. у.).

6.110. При прокаливании смеси глауберовой соли и кристаллической соды (декагидрат карбоната натрия) массой 12,16 г выделилась вода массой 7,2 г. Определите массовые доли (%) веществ в смеси. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей серной кислоты 30 % (плотность 1,22 г/мл) необходимо израсходовать, чтобы перевести содержащуюся в исходной смеси кристаллическую соду в сульфат натрия?

6.111. При прокаливании 115,4 г смеси хлорида и гидрокарбоната натрия масса смеси уменьшилась до 110,1 г. Полученную смесь нагрели с избытком концентрированной серной кислоты, выделившиеся газы поглощены 200 мл воды (растворимость углекислого газа в воде не учитывать). Определите массовые доли веществ в исходной смеси и массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

***6.112.** Смесь оксида и пероксида натрия растворили в холодной воде. Образовавшийся раствор последовательно обработали сначала раствором, содержащим 9,8 г серной кислоты (образовалась средняя соль), а затем 125 мл подкисленного раствора перманганата калия концентрацией 0,2 моль/л. Вычислите массовую долю оксида натрия в смеси.

6.113. Магний массой 28,8 г прокалили с оксидом кремния(IV) массой 24 г. Полученную смесь обработали избытком соляной кислоты, при этом выделился водород объемом 14,1 л (при нормальном давлении и температуре 500 °С). Рассчитайте массу полученного кремния.

6.114. Рассчитайте объем 4 %-ной соляной кислоты (плотность 1,02 г/мл), которая прореагирует с нитридом магния массой 2,14 г.

6.115. Нитрид кальция массой 2,96 г обработали 10 %-ной соляной кислотой объемом 70 мл (плотность 1,05 г/мл). Определите массовую долю (%) хлороводорода в полученном растворе.

***6.116.** Смесь карбоната и гидрокарбоната натрия массой 100 г нагревали до постоянной массы. После нагревания масса остатка оказалась равной 69 г. Определите массовые доли солей в исходной смеси и массу осадка, который образуется при пропускании выделившегося газа через раствор, содержащий 29,6 г гидроксида кальция.

***6.117.** Смесь, содержащую кальций и карбид кальция, обработали водой, при этом выделились газы, которые в присутствии платино-

вого катализатора полностью прореагировали между собой. На полное сгорание образовавшегося алкана израсходовано 11,2 л (н. у.) кислорода. Установите, в каком молярном соотношении находится вещества в исходной смеси.

6.118. Пероксид натрия растворили в горячей воде. На нейтрализацию полученного раствора с образованием средней соли израсходовали 22,9 мл 10 %-ного раствора серной кислоты (плотность 1,07 г/мл). Определите массу пероксида натрия.

6.119. Жесткая вода содержит гидрокарбонат кальция (0,015 %) и гидрокарбонат магния (0,005 %). Определите массу гашеной извести, которую необходимо добавить к воде объемом 10 л (плотность 1 г/мл) для устранения жесткости.

6.120. В 100 мл жесткой воды содержится 4,008 мг ионов Ca^{2+} и 3,648 мг ионов Mg^{2+} . Рассчитайте массу карбоната натрия, который необходимо добавить к 4 л такой воды для устранения общей жесткости.

***6.121.** В каком массовом соотношении необходимо смешать карбонаты кальция и магния, чтобы после прокаливания смеси массовая доля магния в ней была в 2 раза больше массовой доли кальция?

***6.122.** Смесь карбонатов натрия и кальция прокалили до постоянной массы, при этом выделился газ объемом 4,48 л (н. у.). Твердый остаток обработали избытком соляной кислоты и полученный раствор осторожно выпарили. Масса осадка оказалась равной 35,25 г. Определите массовую долю (%) карбоната натрия в исходной смеси.

***6.123.** При прокаливании 20,5 г смеси гидрокарбонатов калия и двухвалентного металла масса твердых продуктов оказалась равной 12,1 г. Выделившийся газ был полностью поглощен 171 г 15 %-ной баритовой воды с образованием средней соли. Вычислите массу полученного осадка и определите, гидрокарбонат какого металла находился в смеси.

6.124. На смесь магния и кальция подействовали избытком соляной кислоты. В каком массовом соотношении находятся металлы в смеси, если объемы газа, выделившегося в обеих реакциях, одинаковы?

***6.125.** Смесь гидрида и карбида кальция массой 2,96 г обработали избытком соляной кислоты, при этом выделилось 2,24 л (н. у.) газов, которые пропустили над платиновым катализатором. Вычислите объемные доли газов в конечной газовой смеси.

6.126. Смесь гидроксида и карбоната кальция массой 11,2 г обработали избытком соляной кислоты, при этом выделился газ объемом 1,68 л (н. у.). Вычислите массы веществ в исходной смеси и объем (н. у.) хлороводорода, израсходованного на получение соляной кислоты.

6.127. Смесь гидрокарбоната и гидросульфата калия массой 45,76 г обработали избытком раствора гидроксида бария, при этом образовался осадок массой 42,28 г. Определите массовые доли солей в исходной смеси и массу израсходованного гидроксида бария.

6.128. Кальций высокой чистоты получают в технике при нагревании хлорида кальция с алюминием. Определите массу кальция, который можно получить из 200 кг безводного хлорида кальция, содержащего 2 % примесей, если выход кальция составляет 88 %.

6.129. Оксид бария, содержащий в качестве примеси 10,48 % карбоната бария, обработали 6 М раствором азотной кислоты. При этом выделилось 1,12 л газа (н. у.). Какова масса взятой смеси и какой объем раствора азотной кислоты был израсходован?

6.130. Смесь оксидов натрия и калия массой 7 г растворили в воде. К полученному раствору добавили 69,13 мл 12 %-ной соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл). После этого для полной нейтрализации раствора потребовалось 14 г раствора с массовой долей гидроксида калия 20 %. Рассчитайте массовые доли (%) оксидов в исходной смеси.

6.131. Смесь оксидов натрия и калия массой 14,5 г обработали 100 мл воды. Для полной нейтрализации полученного раствора потребовалось 336 г 10 %-ного раствора гидрокарбоната натрия. Рассчитайте массовые доли солей в полученном растворе.

6.132. Раствор, содержащий гидрокарбонат и карбонат натрия, осторожно прокипятили. Выделившийся газ пропустили через трубку с раскаленным магнием, после чего масса трубки увеличилась на 1,1 г. Образовавшийся раствор обработали избытком хлорида бария, при этом получили осадок массой 8,865 г. Определите массы солей в исходном растворе.

6.133. Смесь магния, оксида магния и карбоната магния, взятых в молярном соотношении 1:3:4, прокалили на воздухе до постоянной массы. При этом выделилось 2,24 л газа, объем которого измерен при температуре 0 °С и давлении 0,8 атм. Вычислите массовую долю (%) магния в исходной смеси.

6.134. Смесь гидроксида и карбоната кальция прокалили до постоянной массы. Масса остатка после прокаливания составила 60 % от первоначальной массы смеси. Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси.

6.135. Элементы А и В образуют вещество, содержащее 34,06 % по массе элемента В. При обработке этого вещества водой образуется малорастворимое вещество и выделяется газ, содержащий элемент В и 8,82 % по массе водорода. Определите формулу вещества и напишите уравнения реакций.

6.136. Для определения содержания кальция в мраморе взяли навеску массой 10,0 г и растворили в соляной кислоте. Из полученного раствора ионы кальция осадили в виде оксалата кальция $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Осадок отфильтровали, высушили и прокалили до постоянной массы. Масса остатка (CaO) равна 5,6 г. Определите массовую долю (%) кальция в мраморе.

6.137. Смесь, образовавшуюся при взаимодействии 0,936 г пероксида натрия и 0,576 г натрия, обработали водой. На полную нейтрализацию полученного раствора затрачено 14,08 мл соляной кислоты (плотность 1,06 г/мл). Какова массовая доля хлороводорода в соляной кислоте?

6.138. К раствору хлорида кальция массой 20 г добавили избыток карбоната натрия. Полученный осадок отфильтровали и прокалили до постоянной массы. На полное растворение твердого остатка израсходовано 47,25 мл 6 %-ной соляной кислоты (плотность 1,03 г/мл). Рассчитайте массовую долю (%) хлорида кальция в исходном растворе.

6.139. При термическом разложении нитрата одновалентного металла выделился газ объемом 4,48 л (н. у.). Массовая доля кислорода в составе нитрата равна 47,52 %. Определите массу разложившегося нитрата.

6.140. Объясните, чем определяется бóльшая коррозионная стойкость алюминия по сравнению с другими металлами.

6.141. Почему алюминий не растворяется в холодных концентрированных растворах серной и азотной кислот, а в горячих растворяется?

6.142. Объясните, почему сульфид алюминия получают исключительно сухим способом в атмосфере водорода или углекислого газа. Напишите уравнения реакций.

6.143. Объясните, чем обусловлена способность алюминия восстанавливать многие металлы из их оксидов.

6.144. Объясните, почему пожары, вызванные возгоранием алюминия, нельзя тушить водой, сернистым или углекислым газом.

6.145. Объясните, что произойдет с осадком гидроксида алюминия, если сначала к нему добавить концентрированный раствор щелочи, а затем через полученный раствор пропустить углекислый газ. Напишите уравнения реакций.

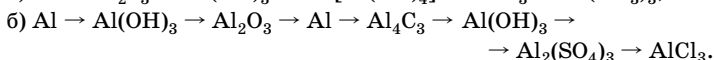
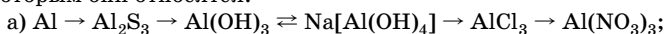
6.146. Объясните, почему при действии растворов карбоната или силиката натрия на алюмокалиевые квасцы $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ образуются осадки одинакового состава. Приведите примеры солей других кислот, при действии растворов которых на раствор соли алюминия образуется осадок такого же состава.

6.147. Что произойдет, если в алюминиевую посуду налить горячий концентрированный раствор: а) карбоната натрия; б) хлорида аммония? Ответ поясните уравнениями реакций.

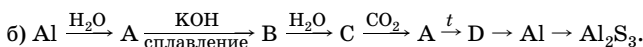
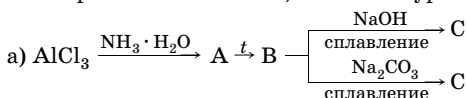
6.148. В склянке находится раствор, содержащий хлориды алюминия и аммония. Предложите способ разделения этих солей.

6.149. При внесении порошка магния в раствор хлорида алюминия выделяются пузырьки газа. Объясните наблюдаемое явление и напишите уравнения реакций.

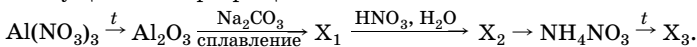
6.150. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, назовите вещества, классы, к которым они относятся:



6.151. В цепочках превращений определите формулы алюминий-содержащих продуктов А, В, С, D, назовите вещества, укажите классы, к которым они относятся, напишите уравнения реакций:

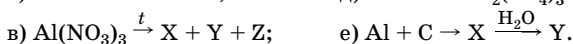
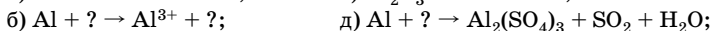


6.152. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

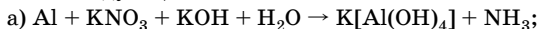


Укажите формулы алюминийсодержащих продуктов X_1 и X_2 , а также X_3 . Назовите эти вещества, укажите классы, к которым они относятся, и определите степень окисления атомов азота в продукте X_3 .

6.153. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить процессы, выраженные схемами:



6.154. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций:



Укажите окислители и восстановители.

6.155. Почему при добавлении по каплям раствора соли алюминия к раствору щелочи осадок не образуется, тогда как добавление

по каплям раствора щелочи к раствору соли алюминия вызывает образование осадка? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.156. Объясните, почему: а) алюминий растворяется в концентрированном растворе карбоната натрия; б) при действии на раствор соли алюминия раствором аммиака можно получить гидроксид алюминия, а при действии раствором щелочи нельзя. Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.157. В раствор ортофосфата натрия внесли порошок алюминия. Какие процессы при этом протекают? Напишите уравнения реакций.

6.158. В двух пробирках находятся растворы хлорида магния и хлорида алюминия. С помощью какого одного реактива можно распознать растворы этих солей? Напишите уравнения реакций.

6.159. Если алюминиевую пластинку протереть ваткой, смоченной в растворе нитрата ртути, то она начнет покрываться на воздухе белым рыхлым налетом и с течением времени вся разрушится. Если же эту пластинку обработать концентрированной азотной кислотой, то разрушение пластинки прекращается, и она снова приобретает металлический блеск. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения соответствующих реакций.

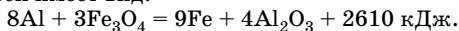
6.160. Предложите химический способ удаления оксида и гидроксида алюминия с поверхности алюминиевой пластинки, исключаящий контакт реагентов с металлом.

6.161. В трех пробирках находятся оксиды кальция, магния и алюминия. Как распознать их, основываясь на различии химических и физических свойств веществ?

6.162. Вычислите массу алюминия, который можно получить из 1 т руды с массовой долей оксида алюминия 90 %, если выход продукта составляет 96 % от теоретически возможного.

6.163. Определите степень разложения нитрата алюминия и состав твердого остатка, если после нагревания 21,3 г соли масса твердого остатка составила 9,15 г.

6.164. Термохимическое уравнение реакции горения термитной смеси имеет вид:



Рассчитайте массу сгоревшего алюминия, если выделилось 1305 кДж.

6.165. Вычислите массовую долю примесей (%) в техническом алюминии, если при взаимодействии 9 г навески его с избытком гидроксидом натрия выделился газ объемом 12,96 л ($t = 50^\circ\text{C}$, $p = 98 \text{ кПа}$).

6.166. Установите состав соли, образующейся при сплавлении оксида алюминия с карбонатом натрия, если массовая доля натрия в полученной соли равна 28,05 %, кислорода — 39,02 %, алюминия — 32,93 %.

6.167. Определите минимальную массу раствора гидроксида натрия с массовой долей щелочи 20 %, который потребуется для извлечения алюминия из 1 кг его смеси с серебром, если известно, что при действии соляной кислоты на 15,0 г этой смеси выделяется 10,08 л газа (н. у.).

6.168. Технический карбид алюминия массой 31,3 г, содержащий 8 % примесей, обработали избытком воды. Определите выход продуктов реакции, если выделилось 10,75 л (н. у.) газа.

6.169. Имеется смесь порошков алюминия и магния. При обработке такой смеси массой 2,28 г концентрированным раствором едкого натра при нагревании выделилось 1,344 л (н. у.) газа. Определите состав (%) исходной смеси.

6.170. Оксид алюминия массой 18 г растворили в 60 мл 30 % -ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,33 г/мл). Определите массовую долю гидроксида натрия в растворе после реакции.

6.171. При обработке карбида алюминия массой 14,4 г соляной кислотой ($w(\text{HCl}) = 13,69\%$) выделилось 6,05 л (н. у.) газа. Определите выход выделившегося газа и массу израсходованного раствора кислоты.

6.172. Массовое отношение карбида кальция и карбида алюминия в их смеси равно 1:3. Определите объем воды, необходимой для химического взаимодействия с 38,4 г такой смеси.

6.173. Порошок частично окисленного алюминия массой 4,17 г обработали избытком соляной кислоты. Выделилось 2,02 л (н. у.) водорода. Вычислите массовую долю (%) алюминия в образце.

6.174. К раствору, содержащему 2,67 г хлорида трехвалентного металла, добавили избыток концентрированного раствора аммиака. Осадок отделили, а в фильтрат добавили избыток раствора нитрата серебра, при этом образовался осадок массой 8,61 г. Определите металл.

6.175. Смесь алюминия и меди обработали избытком раствора щелочи. Выделившийся газ пропустили при нагревании над оксидом меди(II), при этом образовалась медь массой 96 г. Вычислите массу алюминия в исходной смеси.

6.176. Определите массу воды, которая образуется при сжигании водорода, выделившегося при действии концентрированного раствора щелочи на смесь, полученную при взаимодействии 5,4 г алюминия и 12,8 г оксида железа(III).

6.177. Смесь массой 2,5 г, состоящую из порошков алюминия, магния и песка, обработали раствором гидроксида натрия, при этом выделился водород объемом 1,12 л (н. у.). При обработке смеси такой же массы соляной кислотой выделяется водород объемом 2,24 л (н. у.). Определите массовые доли веществ в смеси.

6.178. Вычислите объем 0,5 М раствора гидроксида натрия, который необходим для полного растворения осадка, полученного при

взаимодействии 876 мл раствора аммиака (концентрация 2 моль/л) и 200 мл раствора хлорида алюминия (плотность 1,3 г/мл), в котором массовая доля соли равна 30 %.

6.179. Раствор массой 125 г, содержащий хлориды магния и алюминия массой 11,25 г, обработали избытком раствора щелочи. Образовавшийся осадок отделили и прокалили до постоянной массы. При прокаливании масса осадка уменьшилась на 1,35 г. Определите массовые доли солей в исходном растворе.

6.180. Вычислите минимальный объем раствора щелочи с массовой долей гидроксида натрия 35 %, который потребуется для растворения навески, состоящей из 5,4 г алюминия, 10,2 г его оксида и 15,6 г его гидроксида. Плотность раствора щелочи равна 1,38 г/мл.

6.181. При растворении навески массой 24,18 г, состоящей из алюминия, оксида и гидроксида алюминия, в растворе гидроксида калия выделилось 5,38 л (н. у.) водорода. На растворение исходной навески было затрачено 26,32 г гидроксида калия. Определите массовые доли веществ в исходной навеске.

6.182. Смесь состоит из меди и алюминия. При обработке 3 г такой смеси избытком концентрированной азотной кислоты выделился газ, который полностью прореагировал с 10 г 24 %-ного раствора гидроксида натрия. Какова масса алюминия в смеси?

6.183. Раствор сульфата трехвалентного металла разделили на две равные части. К одной части добавили избыток раствора аммиака, в результате образовался осадок массой 1,56 г. К другой части добавили избыток раствора хлорида бария, в результате образовался осадок массой 6,99 г. Определите, сульфат какого металла находился в растворе.

6.184. При растворении навески, состоящей из алюминия и его оксида, в разбавленной серной кислоте выделилось 3,36 л газа (н. у.). На растворение навески такой же массы в растворе щелочи израсходовано 25 г 32 %-ного раствора гидроксида натрия. Определите массу навески.

6.185. Раствор нитрата калия объемом 60 мл и концентрацией 2 моль/л прокипятили в сильнощелочной среде с 6,48 г алюминия. Выделившийся газ пропустили при нагревании через трубку с оксидом меди(II) массой 11,2 г. Рассчитайте массовую долю меди в полученном твердом остатке.

6.186. Алюминий обработали концентрированным раствором щелочи. Через полученный раствор пропустили избыток углекислого газа. Образовался осадок, который отделили от раствора и прокалили. Масса полученного твердого остатка оказалась равной 15,3 г. Рассчитайте массу алюминия, вступившего в реакцию.

6.187. При сливании 200 г 8 %-ного раствора хлорида алюминия и 195 г 12 %-ного раствора сульфида натрия выделился газ, кото-

рый сожгли в избытке кислорода. Рассчитайте объем израсходованного кислорода (н. у.).

6.188. Определите объем 40 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,43 г/мл), который потребуется для растворения смеси алюминия с оксидом алюминия массой 1,41 г, если при этом выделился газ объемом 1,12 л (н. у.).

6.189. При обработке смеси алюминия и магния избытком соляной кислоты выделился газ объемом 4,48 л, а при обработке такого же количества смеси избытком раствора щелочи выделился газ объемом 2,02 л (н. у.). Определите массовые доли металлов в смеси.

6.190. Нитрат трехвалентного металла массой 42,6 г прокалили до постоянной массы. Масса уменьшилась на 32,4 г. Какой металл входит в состав соли?

6.191. Вычислите массу алюминия, выделившегося на катоде при электролизе расплава оксида алюминия с графитовыми стержнями, если выделившийся на аноде углекислый газ был полностью поглощен 200 мл 5 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,05 г/мл) с образованием средней соли.

***6.192.** При сливании равных объемов (по 500 мл) растворов нитрата алюминия и сульфида натрия, содержащих эквимольные количества этих веществ, выделилось 1,008 л (н. у.) газа. Вычислите молярные концентрации солей в исходных растворах.

***6.193.** При электролизе расплава оксида алюминия массой 3,83 г с графитовыми электродами на аноде выделился углекислый газ, который пропустили через раствор, содержащий взвесь гидроксида кальция массой 2,22 г. Определите массу полученного карбоната кальция, если выход алюминия равен 80 %.

6.194. Смесь алюминия и меди обработали концентрированным раствором щелочи. Масса смеси уменьшилась на 2,16 г. При обработке концентрированной азотной кислотой смеси такой же массы выделился газ объемом 0,672 л (н. у.). Рассчитайте массовые доли (%) металлов в исходной смеси.

***6.195.** Оксид алюминия, полученный при прокаливании осадка, образовавшегося при сливании 133,5 г 15 %-ного раствора хлорида алюминия и 200 г 10 %-ного раствора гидроксида натрия, сплавляли с 7,95 г карбоната натрия. Какова масса образовавшейся соли?

6.196. Смесь кальция и алюминия массой 11,78 г прокалили без доступа воздуха с избытком углерода. Полученную смесь продуктов обрабатывали водой, объем выделившихся газов равен 6,72 л (н. у.). Какова массовая доля алюминия в исходной смеси?

•6.197. Смесь кальция и алюминия (молярное отношение металлов в смеси 2:3) прокалили с избытком углерода без доступа возду-

ха. Полученную смесь продуктов обработали водой. Выделившиеся газы пропустили через склянку с бромной водой. Масса склянки увеличилась на 2,6 г. Определите массу исходной смеси.

***6.198.** При действии избытка раствора щелочи на 23,5 г смеси двух металлов, катионы которых трех- и двухзарядны, выделилось 13,44 л газа (н. у.). Нерастворившийся осадок массой 12,7 г полностью растворился в горячей концентрированной серной кислоте, при этом выделилось 4,48 л (н. у.) газа. Какие металлы входили в состав смеси?

***6.199.** К раствору сульфата трехвалентного металла прилили избыток концентрированного раствора аммиака. Выделившийся осадок отделили, высушили и прокалили до постоянной массы. Определите, соль какого металла была взята, если при прокаливании образовался оксид массой 7,65 г, содержащий 47,06 % кислорода.

***6.200.** Неизвестный металл массой 3,24 г полностью прореагировал с соляной кислотой, при этом выделился газ объемом 7,72 л (при $t = 250\text{ }^{\circ}\text{C}$ и $p = 101,325\text{ кПа}$). Определите неизвестный металл, если в соединениях он трехвалентен.

***6.201.** При хлорировании смеси меди, железа и алюминия в реакцию вступило 12,5 л (н. у.) хлора. Для взаимодействия соляной кислоты с такой же навеской смеси потребовалось 343,64 мл раствора (плотность 1,1 г/мл) с массовой долей HCl 10 %, а для взаимодействия раствора щелочи с такой же навеской — 13,33 г гидроксида натрия. Определите массовые доли металлов в смеси.

***6.202.** Алюминий массой 8,64 г сплавили с серой массой 14,4 г. Полученную смесь обработали избытком соляной кислоты, в результате чего выделился газ. Определите плотность выделившегося газа по гелию.

***6.203.** В раствор, содержащий хлориды магния и алюминия, добавили избыток раствора гидроксида натрия. Образовавшийся осадок отделили и высушили, его масса оказалась равной 4,64 г. Через оставшийся раствор пропустили углекислый газ, полученный при прокаливании 6,25 г карбоната кальция. Образовавшийся осадок отделили, высушили и прокалили. Масса твердого остатка оказалась равной 2,55 г. Определите массу хлоридов магния и алюминия в растворе и выход углекислого газа.

***6.204.** На полное растворение смеси нитридов алюминия и кальция израсходовано 146 г 15 %-ной соляной кислоты. Полученный раствор обработали избытком раствора карбоната натрия, в результате чего выделилось 3,36 л газа (н. у.) и образовался осадок. Определите состав и массу полученного осадка.

6.205. Металл массой 2,025 г полностью прореагировал с хлором. Образовавшуюся соль растворили в воде и добавили избыток

нитрата серебра. Выпал осадок массой 32,29 г. Определите неизвестный металл, если его валентность в соли равна трем.

6.206. При обработке смеси карбидов кальция и алюминия массой 5,92 г соляной кислотой израсходовано 100 г раствора с массовой долей HCl 15 %. Рассчитайте массовые доли карбидов металлов в смеси.

6.207. При обработке смеси карбидов кальция и алюминия массой 3,52 г соляной кислотой объемом 100 мл выделились газы объемом 1,4 л (н. у.). Рассчитайте молярную концентрацию хлороводорода в соляной кислоте.

***6.208.** Смесь состоит из двух металлов, для которых характерны степени окисления +3 и +2 соответственно. При действии избытка щелочи на эту смесь массой 11,75 г выделился газ объемом 6,72 л (н. у.). Остаток массой 6,35 г растворили в концентрированной серной кислоте, при этом выделился сернистый газ объемом 2,24 л (н. у.). Из каких металлов состоит смесь?

6.209. Объясните, в чем заключается особенность строения атома хрома. Напишите электронную и электронно-графическую формулы Cr⁰, Cr⁺², Cr⁺³, Cr⁺⁶. В какой степени окисления атом хрома более устойчив?

6.210. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома с увеличением степени окисления хрома?

6.211. Установите соответствие между формулами веществ и степенями окисления атома хрома.

<i>Формулы веществ</i>	<i>Степени окисления</i>
1) K ₂ Cr ₂ O ₇	A) +6
2) (CrOH) ₂ SO ₄	B) +3
3) KCr(SO ₄) ₂	B) +2
4) Na ₃ [Cr(OH) ₆]	Г) +7

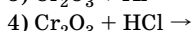
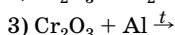
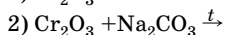
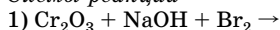
6.212. Установите соответствие между названиями веществ и классами (группами) неорганических соединений, к которым они принадлежат.

<i>Названия веществ</i>	<i>Классы (группы) соединений</i>
1) Хромат аммония	A) Средняя соль
2) Дихромат серебра	B) Основная соль
3) Гидросульфат хрома(III)	B) Кислотный оксид
4) Оксид хрома(VI)	Г) Основной оксид
	Д) Кислая соль

6.213. В водной среде дихромат- и хромат-ионы образуют равновесную систему. Напишите уравнение, характеризующее это равновесие, и объясните, как повлияет добавление кислоты и щелочи на смещение данного равновесия.

6.214. Установите соответствие между схемами реакций и характером свойств, которые оксид хрома(III) проявляет в этих реакциях.

Схемы реакций



Характер свойств оксида

А) Кислотные

Б) Восстановительные

В) Основные

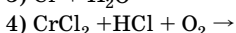
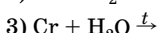
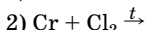
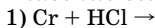
Г) Окислительные

Д) Амфотерные

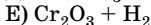
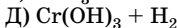
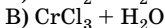
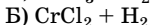
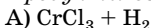
6.215. Какой из оксидов хрома: CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 — растворяется в воде, щелочи, разлагается при нагревании и является сильным окислителем? Ответ поясните соответствующими уравнениями реакций.

6.216. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами их взаимодействия.

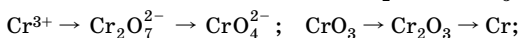
Исходные вещества



Продукты взаимодействия



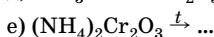
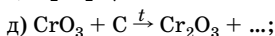
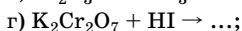
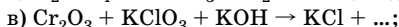
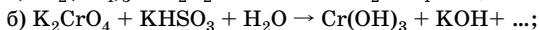
6.217. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить процессы, выраженные схемами:



6.218. Объясните, почему при сливании раствора сульфата калия-хрома с растворами сульфида натрия и карбоната калия образуются осадки одинакового состава. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

6.219. Напишите уравнения не менее трех процессов, протекающих на катоде при электролизе раствора нитрата хрома(III) с угольным анодом.

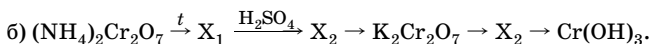
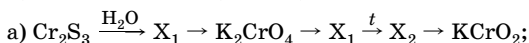
6.220. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите роль соединений хрома в каждой реакции:



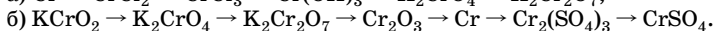
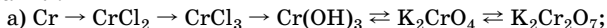
6.221. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций, происходящих между:

- а) CrO_3 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$; г) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и NaOH ;
 б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и H_2SO_4 (конц); д) K_2CrO_4 и H_2SO_4 ;
 в) $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$ и HNO_3 ; е) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и NaOH .

6.222. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, определите вещества X_1 , X_2 и укажите, к какому классу относится каждое из них:

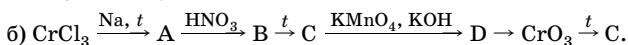
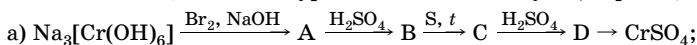


6.223. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, укажите условия их протекания:



6.224. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить хром из дихромата калия.

6.225. В цепочках превращений определите формулы хромосодержащих продуктов А, В, С, D, укажите классы веществ, к которым они относятся, напишите уравнения соответствующих реакций:



6.226. Какие вещества будут содержаться в растворе, если в подкисленный серной кислотой раствор сульфата хрома(III) опустить цинк? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

6.227. Гидроксид хрома(III) растворили в избытке раствора щелочи. Осадок какого состава образуется при разбавлении или кипячении полученного раствора?

6.228. Даны вещества: хлорид хрома(III), сероводородная кислота, гидроксид натрия. Напишите не менее четырех уравнений возможных реакций, протекающих между этими веществами при соответствующих условиях.

6.229. Даны вещества: хлорид хрома(II), гидроксид натрия, хлор. Напишите не менее четырех уравнений возможных реакций, протекающих между этими веществами. Укажите условия их протекания.

6.230. Имеется смесь сульфата хрома(III) и сульфата алюминия. Предложите способ получения из нее в чистом виде гидроксида алюминия и гидроксида хрома.

6.231. Какие вещества образуются при гидролизе сульфата и сульфида хрома(III)? Что необходимо сделать, чтобы ослабить гидролиз сульфата хрома(III)?

6.232. Смешали растворы сульфата калия и сульфата хрома(III) в стехиометрически необходимых количествах. Соль какого состава образуется при выпаривании такого раствора?

6.233. В подкисленный серной кислотой раствор дихромата калия опустили кусочек цинка. Как изменится при этом окраска раствора? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

6.234. Какие продукты образуются, если растворение хрома в соляной или разбавленной серной кислоте проводить: а) в контакте с воздухом; б) в атмосфере инертного газа? Как при этом будет изменяться окраска раствора?

6.235. Определите массу хрома, который прореагирует с газом, выделившимся при взаимодействии 100 мл 2 М раствора дихромата калия с избытком концентрированной соляной кислоты.

6.236. Смесь магния и хрома обработали концентрированным раствором серной кислоты. Выделившийся газ пропустили через подкисленный раствор дихромата калия, при этом образовался осадок массой 9,6 г. Смесь такой же массы растворили в избытке соляной кислоты, при этом выделился газ объемом 33,6 л (н. у.). Рассчитайте массовую долю хрома в смеси.

6.237. К 10 %-ному раствору сульфата хрома(III) массой 392 г добавили 200 г 12 %-ного раствора гидроксида натрия. Образовавшийся осадок отделили, высушили и прокалили до постоянной массы. Определите массу твердого остатка.

6.238. Образец хрома полностью прореагировал с соляной кислотой. Другой образец такой же массы полностью прореагировал с хлором. Масса хлорида хрома, образовавшегося в первой реакции, меньше массы хлорида хрома, образовавшегося во второй реакции, на 3,55 г. Определите массу хрома в образце.

6.239. Определите массу осадка, который образуется при растворении в воде смеси, полученной при прокаливании хрома массой 10,4 г и серы массой 11,2 г.

6.240. Навеску хрома массой 5,2 г растворили в соляной кислоте и оставили раствор на воздухе. К полученному раствору постепенно приливали раствор щелочи. Вначале выпал студенистый осадок зеленоватого цвета, который полностью растворился при дальнейшем добавлении щелочи. Рассчитайте объем (н. у.) водорода, который выделился при растворении хрома в кислоте, и минимальный объем 40 %-ного раствора щелочи (плотность 1,43 г/мл), необходимого для полного растворения выпавшего вначале осадка.

6.241. Вычислите массу хрома, который растворили в соляной кислоте без доступа воздуха, если выделившегося газа было достаточно для полного гидрирования 1,12 л (н. у.) ацетилена.

•6.242. Смесь хрома и железа массой 1,6 г полностью прореагировала с газом, выделившимся при электролизе 30,4 г 20 %-ного раствора хлорида меди(II). Определите массовые доли металлов в смеси.

•6.243. Продукты реакции, образовавшиеся при сплавлении смеси, содержащей оксид хрома(III), гидроксид калия и хлорат калия в стехиометрических количествах, растворили в воде и добавили избыток раствора хлорида бария. При этом образовался осадок массой 50,6 г. Найдите массу оксида хрома(III) в смеси.

6.244. К раствору сульфата хрома(III) массой 200 г добавили щелочь и бромную воду в избытке. К полученному раствору добавили избыток хлорида бария, при этом образовался осадок массой 90,375 г. Рассчитайте массовую долю сульфата хрома(III) в исходном растворе.

•6.245. Смесь оксидов алюминия и хрома(III) обработали избытком концентрированного раствора щелочи. Раствор отфильтровали. Осадок отделили, промыли, высушили и прокалили с гидроксидом натрия, при этом образовалась соль массой 16,05 г. Через фильтрат пропустили избыток углекислого газа, в результате чего образовался осадок массой 3,9 г. Определите массовую долю оксида хрома(III) в смеси.

***6.246.** Кристаллы соли натрия оранжевого цвета массой 5,24 г растворили в воде, подкисленной серной кислотой. Через раствор пропустили избыток сероводорода. Окраска раствора стала зеленовато-фиолетовой. К полученному раствору осторожно добавляли раствор щелочи, при этом сначала образовался студенистый осадок зеленоватого цвета, который затем полностью растворился в избытке щелочи. Какое вещество было взято? Определите минимальный объем израсходованного 40 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,43 г/мл).

***6.247.** Навеску оксидов хрома(III) и хрома(VI) растворили в избытке щелочи. Масса навески уменьшилась на 15 г. Нерастворившееся вещество отделили, высушили и сплавляли с окислительно-щелочной смесью, содержащей гидроксид калия и перманганат калия в стехиометрических количествах. Образовавшуюся смесь растворили в воде и добавили избыток хлорида бария, при этом образовался осадок массой 63,25 г. Определите массу навески оксидов.

***6.248.** Навеску смеси хрома и оксида хрома(III) растворили при нагревании в концентрированной серной кислоте, при этом выделился газ, который был поглощен 20 %-ным раствором гидроксида

натрия массой 60 г с образованием средней соли. Раствор, полученный при растворении навески, обработали раствором перманганата калия, в результате чего образовался осадок массой 17,4 г. Определите массовую долю оксида хрома(III) в навеске.

6.249. Образец хлорида хрома(II) с примесью хлорида хрома(III) массой 21,62 г растворили в воде и добавили избыток раствора нитрата серебра, в результате чего образовался осадок массой 51,66 г. Рассчитайте массовую долю примеси в образце.

6.250. Навеску смеси хрома и алюминия обработали при нагревании избытком концентрированного раствора щелочи и через полученный раствор пропустили углекислый газ, при этом образовался осадок массой 23,4 г. Нерастворившийся твердый остаток отделили и обработали разбавленной серной кислотой, при этом выделился газ объемом 3,36 л (н. у.). Рассчитайте массовые доли металлов в смеси.

***6.251.** Смесь оксида хрома(III) и металлического хрома массой 19,2 г нагрели в токе водорода до температуры 1500 °С, а затем обработали при нагревании концентрированной азотной кислотой. Образовавшуюся соль выделили из раствора, высушили и прокалили. Масса твердого остатка оказалась равной 22,8 г. Определите массовую долю хрома в исходной смеси.

6.252. Навеску соли натрия желтого цвета растворили в воде, подкисленной серной кислотой, получив раствор оранжевого цвета. Полученный раствор полностью прореагировал с газом, выделившимся при нагревании серы массой 0,64 г с концентрированной серной кислотой, раствор при этом приобрел зеленовато-фиолетовый цвет. Какая соль натрия была растворена? Вычислите массу хрома, который может быть получен при электролизе конечного раствора.

6.253. Установите формулу кристаллогидрата нитрата хрома(III), если массовая доля азота в нем равна 11,26 %.

6.254. Один моль оксида хрома(II) обработали избытком раствора азотной кислоты. Полученный раствор осторожно выпарили. При прокаливании масса выпавшего кристаллогидрата уменьшилась на 324 г. Установите формулу полученного кристаллогидрата.

***6.255.** К подкисленному серной кислотой раствору, содержащему 9,17 г дихромата натрия, прилили 117 г раствора с массовой долей сульфида натрия 6 %, в результате чего образовался осадок. Определите объем 98 %-ной серной кислоты (плотность 1,84 г/мл), которая потребуется для полного растворения этого осадка при нагревании.

***6.256.** Насыщенный раствор дихромата калия массой 137,2 г обработали избытком концентрированного раствора серной кислоты.

Найдите массу этанола, который может прореагировать с продуктом реакции, если растворимость дихромата калия при 20 °С равна 12 г в 100 г воды.

6.257. Хлорид хрома массой 2,46 г растворили в воде и добавили избыток нитрата серебра, в результате чего образовался осадок массой 5,74 г. Определите степень окисления хрома в хлориде.

•6.258. Смесь хлоридов алюминия и хрома(III) массой 317 г обработали сначала избытком раствора гидроксида калия, а затем — избытком хлорной воды. К полученному раствору прилили избыток раствора нитрата бария, при этом образовалось 126,5 г осадка желтого цвета. Рассчитайте массовую долю хлорида хрома(III) в исходной смеси.

•6.259. При гидролизе средней соли образовалось 20,4 г вещества H_2X , массовая доля водорода в котором равна 5,88 %, и 41,2 г вещества $M(OH)_3$, массовая доля M в котором равна 50,49 %. Определите формулу соли.

•6.260. Газ, образовавшийся при разложении дихромата аммония массой 126 г, смешали с газом, выделившимся при растворении 42 г гидрида натрия в 900 мл 2 М раствора хлороводорода, и пропустили при соответствующих условиях над никелевым катализатором. Продукт реакции растворили в избытке раствора азотной кислоты. Рассчитайте, на сколько граммов увеличится масса раствора азотной кислоты.

***6.261.** Образец смеси бертолетовой соли и дихромата калия прокалили и получили 0,379 л газа, объем которого измерен при температуре 27 °С и давлении 740 мм рт. ст. Другой образец исходной смеси такой же массы обработали концентрированной соляной кислотой и получили 3,36 л (н. у.) газа. Определите массовую долю дихромата калия в смеси.

6.262. Навеску хрома массой 0,78 г растворили в избытке соляной кислоты и оставили на воздухе. Вычислите массу соли в полученном растворе, если выход продукта реакции равен 90 %.

6.263. Какова плотность по водороду смеси газов, образовавшихся при разложении 25,2 г дихромата аммония и 58,8 г дихромата калия?

6.264. Хромовый ангидрид массой 7,5 г растворили в растворе гидроксида калия массой 75 г с массовой долей щелочи 12 %. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

6.265. Навеску смеси хрома и меди обработали при нагревании концентрированной серной кислотой, при этом выделился газ объемом 6,72 л (н. у.). При обработке навески такой же массы разбавленной соляной кислотой выделилось 2,69 л (н. у.) газа. Вычислите массовую долю хрома в смеси.

6.266. Напишите электронные и электронно-графические формулы следующих частиц: Fe, Fe²⁺, Fe³⁺. В какой частице больше неспаренных электронов?

6.267. Для атома железа характерны степени окисления +2 и +3. В какой из них атом железа более устойчив и почему?

6.268. Сравните кислотно-основные свойства гидроксидов железа(II) и (III). Объясните причину их различия.

6.269. Как из железной окалины получить сульфат железа(II)? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.270. Приведите не менее четырех способов получения сульфата железа(II).

6.271. Приведите не менее пяти способов получения сульфата железа(III).

6.272. Предложите способ получения в три стадии: а) сульфата железа(III) из оксида железа(II); б) оксида железа(III) из железа.

6.273. Объясните, почему при приготовлении раствора сульфата железа(III) в воду добавляют серную кислоту, а при приготовлении раствора хлорида железа(III) — соляную. Подтвердите ответ уравнениями реакций.

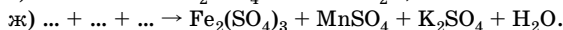
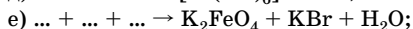
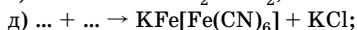
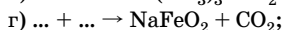
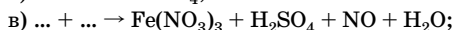
6.274. При сливании растворов хлорида железа(III) и карбоната натрия выделяется газ и образуется осадок. Объясните данные явления и напишите уравнения соответствующих реакций.

6.275. Объясните, почему белый хлопьевидный осадок гидроксида железа(II) может быть получен только в условиях полного отсутствия кислорода.

6.276. Раствор какой соли: сульфата железа(II) или сульфата железа(III) — более кислотный и почему? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.277. Объясните, почему при взаимодействии железа с разбавленной и концентрированной (при нагревании) серной кислотой образуются соли двух- и трехвалентного железа, а при взаимодействии с разбавленной и концентрированной азотной кислотой (при нагревании) — только соли трехвалентного железа.

***6.278.** Допишите уравнения реакций (формулы в правой части приведены без коэффициентов):



6.285. В четырех склянках без этикеток находятся растворы хлоридов магния и железа(III), карбоната натрия и аммиака. Как различить растворы этих веществ, не используя других реактивов? Напишите уравнения реакций.

6.286. Имеется раствор, содержащий катионы Fe^{3+} и Ba^{2+} . Предложите способ их разделения.

6.287. Составьте уравнения реакций, протекающих при прокаливании на воздухе: а) железа; б) сульфида железа(II); в) карбоната железа(II).

6.288. Даны водные растворы хлорида железа(III), гидроксида натрия, иодида натрия, фосфата натрия и серной кислоты. Приведите уравнения пяти возможных реакций между этими веществами в молекулярном и сокращенном ионном виде.

6.289. Даны водные растворы сульфата железа(II), аммиака, перманганата калия и серной кислоты. Приведите уравнения четырех возможных реакций между ними.

6.290. В двух склянках без надписей находятся растворы солей Fe^{2+} и Fe^{3+} . С помощью растворов каких веществ можно обнаружить эти ионы? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.291. На завод в железной цистерне была доставлена серная кислота. После выгрузки кислоты опорожненная открытая цистерна была оставлена для ремонта. Ночью прошел дождь. Утром, когда электро-сварщик начал ремонт, произошел взрыв. Объясните причину взрыва.

6.292. Какие реакции лежат в основе доменного процесса? В чем отличие белого чугуна от серого?

6.293. Какие виды стали вам известны? Чем различаются чугун и сталь по составу и свойствам?

6.294. Какие существуют способы переработки чугуна? В чем заключается отличие мартеновского способа от электротермического, бессемеровского от томасовского?

6.295. При выплавке чугуна к шихте добавляют флюсы. В каких процессах они участвуют?

6.296. Какие металлы используют в производстве легированной стали и какие свойства при этом приобретает сталь?

6.297. Какие процессы протекают при погружении магниевой пластины в раствор хлорида железа(II)? Напишите уравнения реакций.

6.298. В раствор, содержащий хлориды никеля(II), цинка и меди(II), поместили железные опилки. Какие металлы и в какой последовательности будут выделяться из раствора?

6.299. В раствор сульфата меди(II) насыпали порошок железа. Какие процессы при этом будут протекать? Объясните причину их протекания и напишите уравнения реакций.

6.300. В растворе сульфата железа(II) имеется примесь сульфата меди(II). Предложите способ очистки раствора от примеси.

6.301. Определите массу железа, которое можно восстановить алюминием из оксида железа(III) массой 3 кг, содержащего 10 % примесей.

6.302. На восстановление оксида железа массой 46,4 г израсходовано 22,4 г оксида углерода(II). Определите формулу оксида железа.

6.303. На полное растворение смеси железа с оксидом железа(II) израсходовано 59,73 мл 20 % -ной соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл). При этом выделился газ объемом 2,24 л (н. у.). Определите массовую долю оксида железа(II) в смеси.

***6.304.** Смесь железа и оксида железа(III) обработали избытком соляной кислоты в отсутствие кислорода. При этом выделился газ объемом 1,12 л (н. у.) и образовалась смесь хлоридов железа массой 19,35 г. Определите массу исходной смеси.

•**6.305.** К раствору хлорида железа, содержащему 13,0 г соли, прибавили избыток гидроксида калия. При этом образовался осадок массой 8,56 г. Определите валентность железа в хлориде.

6.306. Определите массу чугуна, содержащего 4,5 % углерода и 5,5 % других элементов, который можно получить из 1 т железной руды, в которой массовая доля железа равна 80 %.

6.307. Массовые доли примесей в чугуне соответственно равны: углерода — 4 %, кремния — 1,5 %, фосфора — 2,2 %, серы — 0,2 %. Рассчитайте объем кислорода (н. у.), который необходим для окисления указанных примесей в чугуне массой 500 кг.

6.308. Смесь железа и оксида железа(II) была обработана избытком соляной кислоты в отсутствие кислорода. При этом выделился газ, который полностью прореагировал при нагревании с 14,4 г оксида меди(II). При добавлении нитрата серебра в полученный раствор образовался осадок массой 74,62 г. Определите массовую долю железа в смеси.

6.309. Смесь оксидов железа(II) и (III) массой 14,24 г восстановили избытком водорода и получили 4,68 г воды. Определите массовые доли оксидов в смеси.

***6.310.** Смесь железа, оксидов железа(II) и (III) массой 9,4 г обработали избытком соляной кислоты и получили 1,68 л (н. у.) газа. При восстановлении исходной смеси такой же массы водородом получили металлическое железо массой 8,12 г. Определите массы оксидов в смеси.

***6.311.** Смесь железа и магния массой 2,16 г полностью прореагировала с газом, выделившимся при взаимодействии 4,11 г перманганата калия с 20 % -ной соляной кислотой массой 43 г. Определите массы металлов в смеси.

6.312. Определите степень разложения нитрата железа(II) и состав твердого остатка, если при прокаливании 21,6 г его масса твердого остатка составила 15,6 г.

6.313. К раствору хлорида железа, содержащему 63,5 г соли, добавили избыток гидроксида натрия в отсутствие кислорода, при этом образовался осадок массой 45 г. Определите степень окисления железа в хлориде.

6.314. Металл массой 6,72 г обработали хлором. Полученную соль растворили и добавили избыток нитрата серебра, при этом образовался осадок массой 51,66 г. Определите, какой металл был взят, если валентность его равна трем.

6.315. При восстановлении углеродом железнорудного концентрата массой 800 т, содержащего 90 % оксида железа(III), получено 500 т чугуна, содержащего 3 % углерода. Рассчитайте выход железа в процентах.

6.316. При взаимодействии раствора щелочи с хлоридом железа(II) образовался осадок, масса которого при стоянии на воздухе увеличилась на 5,1 г. Определите массу первоначального осадка.

6.317. При взаимодействии раствора щелочи с водным раствором хлорида железа(III) образовался осадок массой 23,54 г, который отделили, высушили и прокалили. Масса твердого остатка составила 18,14 г. Определите состав полученного остатка.

6.318. Определите массовую долю железа в чугуне, если при обработке образца массой 6,02 г соляной кислотой выделился газ объемом 2,24 л (н. у.). Вычислите объем 20 %-ной соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл), которая была израсходована, если она была взята в полуторакратном избытке.

6.319. Навеску сплава железа с алюминием обработали раствором щелочи, при этом выделился газ объемом 4,032 л (н. у.). При обработке навески такой же массы соляной кислотой выделилось 6,72 л газа (н. у.). Определите массу навески.

6.320. Навеску сплава железа с алюминием массой 4,15 г обработали раствором щелочи, при этом выделился газ объемом 1,68 л (н. у.). Определите массовую долю железа в сплаве.

6.321. Железо массой 4,2 г сплавили с серой массой 1,6 г. Определите объем газа (н. у.), выделившегося при обработке полученной смеси избытком соляной кислоты.

6.322. Вычислите массу карбида железа, образовавшегося при восстановлении оксида железа(III) массой 320 г оксидом углерода(II). Восстановление протекает с выходом 80 %, а образование карбида — 2 %.

6.323. Навеску хлорида железа(II) массой 13,41 г, содержащую примесь хлорида железа(III), обработали избытком раствора нитра-

та серебра. При этом образовался осадок массой 31,57 г. Определите массовую долю хлорида железа(III) в навеске.

6.324. Карбонат железа(II) массой 2,9 г прокалили на воздухе. Твердый остаток растворили в соляной кислоте массой 32,85 г (массовая доля HCl равна 10 %). Определите массовую долю соли в растворе.

***6.325.** Избыток железа сплавили с серой и полученную смесь обработали избытком соляной кислоты. Выделившиеся газы объемом 4,48 л (н. у.) пропустили через бромную воду, при этом образовался осадок массой 4,8 г. Определите массу израсходованного железа.

***6.326.** Навеску смеси железа с оксидом железа(II) и оксидом железа(III) массой 7,04 г восстановили водородом и получили 1,62 г воды. При обработке навески такой же массы разбавленной серной кислотой выделился водород объемом 795 мл (объем измерен при 50 °C и 101,325 кПа). Вычислите массовые доли оксидов в смеси.

•6.327. Смесь металла и сульфида данного металла полностью растворилась в 10 %-ной соляной кислоте, при этом выделилось 11,2 л (н. у.) газа. При добавлении к образовавшемуся раствору раствора красной кровяной соли образуется осадок синего цвета. При пропускании выделившегося газа через избыток раствора нитрата свинца образуется 47,8 г осадка черного цвета. Определите массовые доли компонентов смеси.

***6.328.** Неизвестный металл массой 10 г опустили в раствор нитрата серебра. Через некоторое время масса металлического осадка стала равной 26 г, а масса нитрата неизвестного металла — 18 г. Определите неизвестный металл, если степень окисления его в нитрате равна +2.

6.329. Навеску карбоната железа(II) массой 2,7 г прокалили на воздухе. Твердый остаток растворили в 25 г 10 %-ной соляной кислоте. Массовая доля соли в образовавшемся растворе равна 12,22 %. Определите массовую долю примесей в исходной навеске.

6.330. Смесь железа с алюминием обработали избытком соляной кислоты, при этом выделился газ объемом 6,72 л (н. у.). Полученный раствор обработали избытком раствора щелочи в отсутствие кислорода. Образовавшийся осадок отделили, высушили и прокалили в атмосфере инертного газа. Масса осадка при прокаливании уменьшилась на 2,7 г. Определите массу исходной смеси.

6.331. Смесь оксидов железа(II) и (III) массой 17,12 г восстановили оксидом углерода(II). Образовавшийся углекислый газ пропустили через раствор гидроксида натрия массой 240 г с массовой долей щелочи 10 %. Избыток щелочи был нейтрализован 36,5 г 8 %-ной соляной кислоты. Определите массу полученного железа.

***6.332.** Оксид неизвестного двухвалентного металла массой 14,4 г восстановили смесью водорода и угарного газа. В результате

реакции образовалось 1,8 г воды и 4,4 г углекислого газа. Определите неизвестный металл.

*6.333. Оксид неизвестного трехвалентного металла массой 32 г восстановили смесью водорода и угарного газа. В результате реакции образовалось 5,4 г воды и 13,2 г углекислого газа. Определите неизвестный металл.

•6.334. Смесью железа и магния обработали концентрированной серной кислотой и собрали газ объемом 1,68 л (н. у.). Нерастворившийся остаток отделили и обработали разбавленной азотной кислотой, при этом остаток полностью растворился. Полученный раствор осторожно выпарили, соль прокалили. Масса твердого остатка составила 12 г. Определите количественное соотношение металлов в смеси.

6.335. На полное растворение смеси оксидов железа(II) и (III) массой 4,28 г израсходовано 102 мл 10 %-ного раствора азотной кислоты (плотность 1,05 г/мл). Определите массовую долю соли в полученном растворе.

6.336. Смесью железа с оксидом железа(II) массой 24,8 г обработали разбавленной серной кислотой, при этом выделилось 5,6 л (н. у.) газа. Раствор осторожно выпарили. Определите состав и массу полученного остатка.

6.337. Смесью железа с алюминием и магнием массой 3,43 г обработали избытком концентрированного раствора щелочи, при этом выделилось 1,68 л (н. у.) газа. Нерастворившийся остаток отделили и обработали 86 мл соляной кислоты с массовой долей HCl 5,0 % (плотность 1,02 г/мл). Определите массовые доли металлов в смеси.

6.338. Какой объем (н. у.) сероводорода необходимо пропустить через раствор хлорида железа(III), чтобы масса хлорида железа(II) оказалась равной 2,54 г?

6.339. Через 300 г раствора, содержащего 58,5 г хлорида железа(III), пропустили 3,36 л (н. у.) сероводорода. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

*6.340. Смесью железных и цинковых опилок массой 2,5 г растворили в 30,7 мл серной кислоты (плотность 1,14 г/мл) с массовой долей кислоты 19,6 %. Для нейтрализации избытка кислоты израсходовали 25 мл раствора гидрокарбоната калия концентрацией 2,4 моль/л. Определите массовые доли металлов в исходной смеси и объем газа (н. у.), выделившегося при растворении.

6.341. Объясните, в чем заключается особенность строения атомов *d*-элементов в отличие от атомов *s*- и *p*-элементов.

6.342. Составьте электронные и электронно-графические формулы частиц Mn, Mn⁺⁷, Cu, Cu²⁺, Zn, Zn²⁺ и укажите число полностью заполненных электронами энергетических уровней в них.

6.343. Объясните, почему атом цинка проявляет только одну положительную степень окисления, а атом марганца — несколько. Приведите примеры соответствующих соединений.

6.344. Атом марганца проявляет несколько степеней окисления. Какие степени окисления для него наиболее характерны? Приведите примеры соединений.

6.345. Расположите формулы указанных соединений в порядке уменьшения основных свойств веществ: а) MnO , MnO_3 , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 ; б) H_2MnO_4 , $\text{Mn}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, HMnO_4 , $\text{Mn}(\text{OH})_4$.

6.346. Объясните, как зависят окислительно-восстановительные свойства соединений марганца от степени его окисления. Расположите формулы соединений K_2MnO_4 , MnO_2 , MnCl_2 , Mn_2O_3 , Mn , KMnO_4 в порядке увеличения окислительных свойств веществ.

6.347. Перманганат калия обладает сильными окислительными свойствами, которые зависят от характера (рН) среды. В какой среде — кислотной, щелочной или нейтральной — эти свойства проявляются наиболее сильно? Объясните эту закономерность с использованием значений восстановительных потенциалов. Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.348. Объясните, как изменится окраска раствора перманганата калия при взаимодействии его с восстановителем в различных средах. Приведите примеры соответствующих реакций.

6.349. Цинк в своих соединениях проявляет высшую положительную степень окисления. Объясните, почему для него не характерны окислительные свойства.

6.350. Сравните свойства цинка и его соединений со свойствами щелочно-земельных металлов и их соединений и объясните, в чем заключаются их сходство и различие.

6.351. Медь не окисляется в разбавленной соляной кислоте. Чем объясняется ее растворимость в концентрированной соляной кислоте? Напишите уравнение реакции.

6.352. Напишите уравнения диссоциации веществ: MnSO_4 , H_2MnO_4 , $\text{Mn}(\text{OH})_3$, HMnO_4 , K_2MnO_4 .

6.353. Поясните, одинаковый ли образуется продукт, если оксид марганца(IV) сплавить с: а) гидроксидом калия; б) гидроксидом и нитратом калия. Напишите уравнения реакций.

6.354. Напишите уравнения возможных реакций, с помощью которых из пиролюзита можно получить: а) марганец; б) перманганат калия.

6.355. Какие процессы будут протекать, если поместить цинк в раствор хлорида аммония? Составьте уравнения реакций.

6.356. Установите соответствие между уравнениями окислительно-восстановительных реакций и схемами, описывающими процессы восстановления.

Уравнения ОВР

- 1) $\text{Mn} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$
- 2) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 =$
 $= \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $2\text{KMnO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$
 $= 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$
- 4) $\text{MnS} + 8\text{HNO}_3 = \text{MnSO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Схемы процессов восстановления

- А) $\text{Mn}^{+7} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$
- Б) $\text{H}^{+1} + \bar{e} \rightarrow \text{H}^0$
- В) $\text{Mn}^{+4} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$
- Г) $\text{N}^{+5} + \bar{e} \rightarrow \text{N}^{+4}$
- Д) $\text{S}^{+6} + 8\bar{e} \rightarrow \text{S}^{-2}$

6.357. Установите соответствие между формулами гидроксидов марганца и формулами соответствующих им оксидов.

Формулы гидроксидов

- 1) $\text{Mn}(\text{OH})_4$
- 2) H_2MnO_4
- 3) $\text{Mn}(\text{OH})_3$
- 4) $\text{Mn}(\text{OH})_2$
- 5) HMnO_4

Формулы оксидов

- А) MnO
- Б) Mn_2O_3
- В) MnO_3
- Г) Mn_2O_7
- Д) Mn_3O_4
- Е) MnO_2

6.358. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:

- а) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- д) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$;
- е) $\text{C}_6\text{H}_5\text{C}_2\text{H}_5 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} +$
 $+ \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

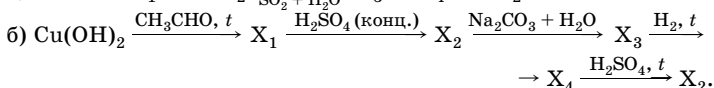
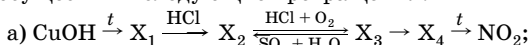
Определите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления. Укажите роль марганца в указанных реакциях.

6.359. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод электронного баланса:

- а) $\text{CuCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$;
- б) $\text{CH}_3\text{CHO} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{Cu} + \text{O}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{CO}_3$;
- г) $\text{CuSO}_4 + \text{KCl} + \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl} + \text{K}_2\text{SO}_4$;
- д) $\text{Zn} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + \text{H}_2$;
- е) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
очень разб.

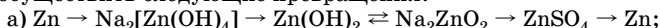
Определите окислитель и восстановитель. Укажите роль меди и цинка в данных реакциях.

6.369. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Назовите медьсодержащие вещества X_1 , X_2 , X_3 , X_4 и укажите классы веществ, к которым они относятся.

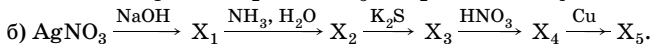
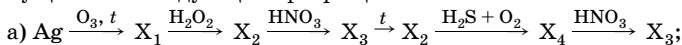
6.370. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



б) цинк \rightarrow сульфид цинка \rightarrow оксид цинка \rightarrow цинк \rightleftharpoons нитрат цинка \rightarrow оксид цинка \rightarrow цинкат натрия.

Уравнения реакций напишите в молекулярном и ионном виде (где возможно).

6.371. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Назовите вещества X_1 , X_2 , X_3 , X_4 , X_5 и укажите классы веществ, к которым они относятся.

6.372. Избыток сероводорода пропустили через 79 г 10 %-ного раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой. Определите массу выделившегося осадка.

6.373. Определите массу пиролюзита с массовой долей оксида марганца(IV) 96 %, необходимого для выплавки стали массой 800 т, если массовая доля марганца в ней равна 1,1 %.

6.374. Соли марганца применяются в сельском хозяйстве для борьбы с некоторыми болезнями злаковых. Рассчитайте массу тетрагидрата сульфата марганца(II), который необходимо внести на 40 га почвы для предупреждения поражения злаковых твердой головней, если норма внесения 1 кг марганца на 1 га.

6.375. Смешали 200 мл 0,045 М раствора сульфата марганца(II) и 100 мл 0,2 М раствора перманганата калия. Вычислите массу образовавшегося осадка.

6.376. Свежеприготовленный гидроксид марганца(II) массой 20,03 г оставили на воздухе. Через некоторое время масса осадка увеличилась на 7,14 г. Сколько процентов гидроксида марганца(II) прореагировало?

6.377. Для смачивания обожженной кожи используется 4 %-ный раствор перманганата калия. Какой объем воды необходимо доба-

вить к 100 г 25 %-ного раствора перманганата калия, чтобы получить раствор необходимой концентрации?

6.378. При нагревании перманганата калия массой 31,6 г выделилось 1,68 л (н. у.) газа. Определите количественный состав твердого остатка (в моль) и объем (н. у.) газа, выделившегося при обработке полученного остатка избытком соляной кислоты.

6.379. Навеску железных опилок массой 0,56 г растворили в 10,75 мл 20,0 %-ного раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл). Полученный раствор обработали 20 мл 0,1 М раствора перманганата калия. Вычислите молярное соотношение солей в полученном растворе.

***6.380.** Нитрат марганца(II) нагрели до 200 °С и полученный твердый остаток обработали концентрированной соляной кислотой. При этом выделилось 673 мл (н. у.) газа. Этот газ был полностью поглощен 19,6 г 20 %-ного горячего раствора гидроксида калия. Рассчитайте массовые доли солей в полученном растворе и массу израсходованного нитрата марганца(II).

***6.381.** Навеску смеси марганца и оксида марганца(II) массой 18,1 г обработали соляной кислотой, а затем добавили избыток раствора гидроксида натрия и оставили на воздухе, при этом студнеобразный белый осадок полностью превратился в осадок бурого цвета и его масса увеличилась на 10,2 г. Определите массы веществ в исходной смеси.

***6.382.** Кислород, выделившийся при разложении перманганата калия, был полностью израсходован на превращение оксида марганца(IV) в манганат калия в щелочной среде. Определите массу разложившегося перманганата калия и массу всего образовавшегося манганата калия, если в реакцию вступило 50,5 мл 22 %-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,19 г/мл).

•**6.383.** Навеску смеси порошкообразных хрома и марганца обработали хлором без нагревания, масса навески при этом увеличилась на 2,13 г. Полученную смесь растворили в воде. Нерастворившийся твердый остаток отделили и обработали при нагревании концентрированной серной кислотой. Выделившийся газ был поглощен 60 мл 0,2 М раствора перманганата калия. Вычислите массу исходной навески.

***6.384.** Навеску смеси бертолетовой соли и перманганата калия разделили на две равные части. Одну из них прокалили до постоянной массы, при этом выделился газ объемом 3,70 л (н. у.). Другую часть обработали избытком соляной кислоты. Выделившийся при этом газ пропустили через трубку с нагретым хромом, в результате чего образовалось 63,4 г соли. Рассчитайте массу исходной навески.

6.385. Навеску сульфата железа(II) массой 0,38 г, содержащую примесь сульфата железа(III), растворили в воде, получив 100 мл раствора. Из полученного раствора отобрали 25 мл и постепенно до-

бавляли подкисленный раствор перманганата калия до тех пор, пока раствор не перестал обесцвечиваться. Всего было израсходовано 20 мл 0,005 М раствора перманганата калия. Вычислите массовую долю сульфата железа(III) в исходной навеске.

6.386. Навеску медных опилок растворили при нагревании в концентрированной серной кислоте, при этом выделился газ, при взаимодействии которого с сероводородом образовался осадок массой 7,2 г. Какова масса навески медных опилок?

6.387. Для полного осаждения катионов меди(II) из раствора сульфата меди(II) через раствор массой 64 г пропустили газ, полученный при взаимодействии 3,52 г сульфида железа(II) с избытком раствора серной кислоты. Определите массовую долю сульфата меди(II) в растворе.

6.388. При электролизе водного раствора сульфата меди(II) с инертными электродами на катоде выделилось 6,4 г меди. Определите объем раствора с массовой долей гидроксида натрия 30 % (плотность 1,33 г/мл), необходимого для нейтрализации кислоты, образовавшейся в результате электролиза.

6.389. Хлорид меди массой 1,99 г обработали избытком раствора нитрата серебра, при этом образовался осадок массой 2,87 г. Определите степень окисления атомов меди в хлориде.

***6.390.** Медную пластинку массой 50 г на некоторое время погрузили в раствор нитрата ртути(II), после чего масса пластинки стала равной 55 г. Затем пластинку нагрели до приобретения ею первоначального цвета. Вычислите конечную массу пластинки.

***6.391.** Медь растворили в концентрированной азотной кислоте. Массовая доля кислоты в конечном растворе оказалась на 5 % меньше, чем в исходном. Определите массовую долю нитрата меди(II) в конечном растворе, считая, что выделившийся газ полностью удален из раствора.

6.392. При растворении в соляной кислоте 1,82 г смеси алюминия с неизвестным металлом, стоящим в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода, выделилось 0,672 л водорода (н. у.). Чтобы окислить эту смесь, потребовалось 0,56 л (н. у.) кислорода. Определите неизвестный металл и его массовую долю в смеси.

***6.393.** Нитрат неизвестного металла растворили в воде. Полученный раствор разделили на две равные части. К одной части добавили магний, к другой — цинк такой же массы. По окончании реакции масса осадка во второй части оказалась на 2,05 г меньше, чем в первой. После добавления избытка соляной кислоты к обоим осадкам они частично растворились, и их массы оказались равными и составили 3,2 г. Определите неизвестный металл.

6.394. На воздухе под действием влаги, кислорода и оксида углерода(IV) медь покрывается зеленым налетом гидрокарбоната меди(II). Какой объем воздуха (н. у.) был израсходован, если образовалось 166,5 г гидрокарбоната меди(II)?

***6.395.** Неизвестный металл массой 2,56 г смешали с серой и прокалили без доступа воздуха, при этом образовалась соль, в которой степень окисления металла равна +2. Продукты реакции обработали избытком соляной кислоты, при этом выделился газ X_1 . При сжигании нерастворившегося вещества X_2 в избытке кислорода образуется газ X_3 с характерным запахом. Газы X_1 и X_3 количественно взаимодействуют друг с другом с образованием 1,92 г простого вещества X_2 . Определите неизвестный металл и его массовую долю в исходной смеси.

6.396. При прокаливании смеси оксида и карбоната цинка массой 1,6 г получено 1,215 г оксида цинка. Определите массы компонентов в исходной смеси.

6.397. Цинк массой 13 г сплавили с серой массой 3,2 г. Полученную смесь обработали избытком соляной кислоты. Определите плотность выделившегося газа по гелию.

6.398. При прокаливании смеси, содержащей равные количества вещества гидроксида, карбоната и нитрата двухвалентного металла, масса смеси уменьшилась на 25,5 г. Определите металл, входящий в состав соединений, а также массу смеси, если смесь не содержит примесей, а массовая доля металла в ней равна 46,83 %.

6.399. Навеску цинка массой 3,25 г полностью растворили в сернокислотном растворе перманганата калия. Вычислите суммарную массу солей в образовавшемся растворе.

6.400. Смесь цинка и карбоната цинка обработали избытком соляной кислоты, при этом выделилось 13,44 л газа (н. у.). Газ сожгли, продукты горения охладили до прежней температуры, при этом объем газа уменьшился до 8,96 л. Определите массовую долю цинка в смеси.

***6.401.** Неизвестный металл массой 13 г обработали избытком очень разбавленного раствора азотной кислоты (выделение газа не наблюдалось). К полученному раствору добавили избыток щелочи и прокипятили, при этом выделилось 1,12 л газа (н. у.). Какой металл был растворен?

6.402. При растворении 2,8 г сплава меди и серебра в концентрированной азотной кислоте образовалось 5,28 г смеси нитратов. Определите массовые доли металлов в смеси.

6.403. Железную и серебряную пластины опустили в раствор сульфата меди(II). На какой из них появится красный налет? Объясните наблюдаемое явление.

***6.404.** Нитрат неизвестного металла растворили в воде и полученный раствор разделили на две равные части. К одной части доба-

вили магний, к другой — такую же массу марганца. По окончании реакции масса осадка во второй части оказалась на 3,1 г меньше, чем в первой. После добавления избытка соляной кислоты к обоим осадкам они частично растворились, и их массы оказались равными и составили 21,6 г. Определите неизвестный металл.

6.405. Смесь нитрата цинка и цинка прокалили на воздухе. После охлаждения до обычной температуры масса конечной смеси оказалась равной массе исходной смеси. Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси.

***6.406.** Навеску смеси порошкообразных меди, оксида меди(II) и оксида меди(I) массой 1,42 г обработали соляной кислотой и получили 0,071 г осадка. Другую навеску этой же смеси массой 1,24 г обработали разбавленной серной кислотой и получили 0,31 г осадка. Рассчитайте массу меди, которую можно получить из 1 г такой смеси.

Глава 7. НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Водород и его соединения

Общая характеристика

Водород Н (hydrogenium — «рождающий воду» (А. Лавуазье)) — первый элемент Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Атом водорода состоит из ядра, представляющего собой протон, и одного электрона, который размещается на $1s$ -орбитали. Электронная конфигурация $1s^1$, ЭО = 2,1, степени окисления в соединениях -1 , 0 , $+1$. Особенности строения атома водорода: его единственный электрон не экранирован от действия ядра внутренними электронами; положительно заряженный ион H^+ представляет собой элементарную частицу протон 1_1p ; радиус атома водорода меньше радиусов атомов всех остальных элементов. Такое строение атома объясняет многие отличительные свойства водорода и его двойственное положение в Периодической системе: водород помещают и в IA группу (с щелочными металлами), и в VIIA (с галогенами).

По данным современной космохимии водород является самым распространенным элементом во Вселенной. Основная форма существования водорода в космическом пространстве — отдельные атомы. По распространенности на Земле водород занимает 9 место среди всех элементов. Основное количество водорода на Земле находится в связанном состоянии: в составе воды, нефти, природного газа, каменного угля, живых и растительных организмов. В виде простого вещества встречается редко в составе вулканических газов.

Природный водород состоит из двух стабильных изотопов — протия 1H (99,98 %) и дейтерия 2H (D) (0,015 %) — и радиоактивного изотопа трития 3H (T) (следовые количества, период полураспада 12,5 лет).

Водород — легкий, бесцветный газ без запаха, плотность при н. у. 0,09 г/л, в 14,5 раз легче воздуха, $t_{кип} = -252,8^\circ C$, $t_{пл} = -259,2^\circ C$. Водород плохо растворим в воде и органических растворителях, хорошо растворим в некоторых металлах: никеле, платине, палладии.

Молекула водорода H_2 двухатомна, очень прочная ($E_{св}(H-H) = 436$ кДж/моль). Водород может образовывать ковалентные полярные (HCl), ковалентные неполярные (H_2), ионные (NaN) связи, а также межмолекулярные (HF, H_2O) и внутримолекулярные (ДНК) водородные связи.

Получение

Основной способ получения водорода — это восстановление протона H^+ действием достаточно сильных восстановителей. Способы получения водорода представлены в табл. 42.

Таблица 42

Способы получения водорода

Название способа	Химизм процесса	Примечание
Промышленные способы		
Конверсия метана с водяным паром	$CH_4 + H_2O \xrightleftharpoons[t, \text{кат.}]{} CO + 3H_2$	$t = 750\text{--}900\text{ }^\circ\text{C}$, кат. Ni, MgO, Al_2O_3 $CO + H_2$ — синтез-газ
Газификация твердого топлива	$C_{\text{уголь}} + H_2O \xrightleftharpoons[t]{} CO + H_2$ $CO + H_2O \xrightleftharpoons[t, \text{кат.}]{} CO_2 + H_2$ пар	Происходит восстановление водяного пара раскаленным коксом, полученную смесь CO , H_2 и H_2O , так называемый водяной газ, пропускают над катализатором Fe_2O_3 при $450\text{ }^\circ\text{C}$, что позволяет увеличить выход водорода. Далее CO_2 удаляют из смеси газов, растворяя его в воде под высоким давлением или пропуская реакцию смесь через горячий раствор карбоната калия
Термическое разложение метана (крекинг)	$CH_4 \xrightarrow[t]{} C + 2H_2$	$t = 1200\text{--}1500\text{ }^\circ\text{C}$
Восстановление водяного пара железом	$3Fe + 4H_2O \xrightleftharpoons[t]{} Fe_3O_4 + 4H_2$ $Fe + H_2O \xrightleftharpoons[t]{} FeO + H_2$	$t < 570\text{ }^\circ\text{C}$ Fe_3O_4 ($FeO \cdot Fe_2O_3$) — железная окалина $t > 570\text{ }^\circ\text{C}$
Электролиз воды	$2H_2O \xrightarrow[\text{электролиз}]{} 2H_2 + O_2$	Электропроводность дистиллированной воды мала, поэтому электролиз проводят в присутствии сильных электролитов (например, Na_2SO_4 , H_2SO_4 , $NaOH$)

Окончание табл. 42

Название способа	Химизм процесса	Примечание
Лабораторные способы		
Взаимодействие металлов с кислотами	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$	Используют разбавленные кислоты-неокислители (например, соляную, серную) и металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода. Нельзя использовать азотную кислоту
Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$	
Взаимодействие алюминия, цинка, кремния с водными растворами щелочей	$2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na[Al(OH)}_4] + 3\text{H}_2$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] + \text{H}_2$ $\text{Si} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$	Роль окислителя выполняет вода
Взаимодействие воды с гидридами щелочных и щелочно-земельных металлов (гидролиз)	$\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2$ $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2$	

Во всех реакциях, которые лежат в основе лабораторных способов получения газа, водород сначала образуется в атомарном виде (время жизни H^0 около 0,5 с). Такой водород является более сильным восстановителем, чем молекулярный H_2 , поэтому водород в момент выделения часто используют для восстановления веществ.

Химические свойства

При обычных условиях молекулярный водород проявляет сравнительно низкую реакционную способность, что объясняется высокой прочностью связи в молекуле. При нагревании вступает во взаимодействие практически со всеми простыми веществами, образованными

ми элементами главных подгрупп (кроме благородных газов, В, Si, Р, Al). В химических реакциях водород может выступать как в роли восстановителя (чаще), так и в роли окислителя (реже).

Химические свойства водорода систематизированы в табл. 43.

Таблица 43

Химические свойства водорода

Свойство	Химизм процесса	Примечание
H_2 — восстановитель ($\text{H}_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}^{+1}$)		
I. Реакции с простыми веществами — неметаллами		
1. Взаимодействие с галогенами	$\text{H}_2 + \text{Hal}_2 = 2\text{HHal}$	Со фтором при обычных условиях, в темноте, со взрывом, с хлором — при освещении (или УФ-облучении) по цепному механизму, с бромом и йодом — только при нагревании
2. Взаимодействие с кислородом	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{H}_2\text{O} + Q$	Смесь H_2 и O_2 в объемном отношении 2:1 называют «гремучим газом»
3. Взаимодействие с серой	$\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{S}$	$t = 150\text{--}300\text{ }^\circ\text{C}$
4. Взаимодействие с азотом	$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \xrightleftharpoons[t, p, \text{кат.}]{} 2\text{NH}_3$	$t = 500\text{ }^\circ\text{C}$, p , кат. — Fe, Pt
5. Взаимодействие с углеродом	$2\text{H}_2 + \text{C} \xrightleftharpoons[t, p, \text{кат.}]{} \text{CH}_4$	
II. Реакции со сложными веществами		
1. Взаимодействие с оксидами малоактивных металлов	$\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{WO}_3 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{W} + 3\text{H}_2\text{O}$	Водород восстанавливает только те металлы, которые в ряду напряжений расположены правее цинка. Этот метод применяют для получения металлов высокой чистоты и тугоплавких металлов
2. Взаимодействие с оксидами неметаллов	$\text{H}_2 + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons{t} \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2 + \text{CO} \xrightleftharpoons[t, p, \text{кат.}]{} \text{CH}_3\text{OH}$	$t = 400\text{ }^\circ\text{C}$, $p = 250\text{--}300$ атм, кат. — ZnO, Cr_2O_3

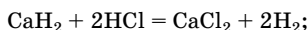
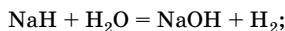
Окончание табл. 43

Свойство	Химизм процесса	Примечание
3. Взаимодействие с органическими веществами	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, \text{кат.}]{} \text{CH}_3-\text{CH}_3$ $\text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, \text{кат.}]{} \text{C}_6\text{H}_{12}$ $\triangle + \text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, \text{кат.}]{} \text{C}_3\text{H}_8$ $\text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, \text{кат.}]{} \rightleftharpoons \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3 + \text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, \text{кат.}]{} \rightleftharpoons \text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$ $\text{Жидкий жир} + \text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, p, \text{кат.}]{} \rightleftharpoons \text{твердый жир}$ $\text{CH}_3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, \text{кат.}]{} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Органические соединения, содержащие π-связи, и напряженные циклоалканы способны вступать в реакции гидрирования (присоединение H ₂). В этих реакциях в качестве катализаторов используют Pt или Ni Гидрирование растительных масел (получение маргарина) Восстановление нитросоединений до аминов
H_2 — окислитель ($\text{H}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}^{-1}$)		
Взаимодействие со щелочными и щелочно-земельными металлами	$2\text{Na} + \text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, p]{} 2\text{NaH}$ $\text{Ca} + \text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, p]{} \text{CaH}_2$	Образуются гидриды — кристаллические ионные соединения (степень окисления водорода -1)

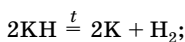
Гидриды

По внешнему виду и многим физическим свойствам гидриды похожи на соответствующие галогениды (белые кристаллические соединения). Однако по химическим свойствам отличаются:

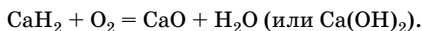
- гидриды — сильные восстановители (за счет гидрид-иона H⁻), разлагаются водой и кислотами:



- при нагревании разлагаются:



- бурно взаимодействуют с кислородом воздуха



Гидриды рубидия и цезия в сухом воздухе воспламеняются.

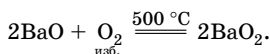
При электролизе расплавов гидридов водород выделяется на аноде.

Пероксид водорода

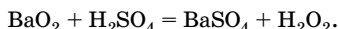
Пероксид водорода H_2O_2 — нестойкая бесцветная вязкая жидкость, в 1,5 раза тяжелее воды (плотность $1,45 \text{ г/см}^3$). В молекуле пероксида водорода связи между атомами Н и О полярные, между атомами О — ковалентная неполярная. В силу несимметричного расположения связей Н–О в пространстве молекула H_2O_2 полярна. Молекулы H_2O_2 сильно ассоциированы за счет образования водородных связей (больше, чем молекулы H_2O), поэтому пероксид водорода — более плотная и вязкая жидкость, чем вода, с более высокой температурой кипения ($150,2^\circ\text{C}$). С водой смешивается в любых соотношениях, хорошо растворим также в спирте, эфире.

Получение

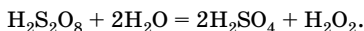
В лаборатории сначала получают пероксид бария:



Затем его обрабатывают разбавленной серной кислотой (на холоду):



В промышленности пероксид водорода получают взаимодействием воды с надсерной кислотой, которую получают электролизом 50 %-ного раствора серной кислоты:



Химические свойства и применение

Химические свойства пероксида водорода представлены в табл. 44.

Степень окисления кислорода в молекуле $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ является промежуточной, поэтому пероксид водорода проявляет окислительно-восстановительную двойственность, но более характерны для него окислительные свойства.

Таблица 44

Химические свойства пероксида водорода

Свойство	Химизм процесса	Примечание
Кислотные свойства		
1. Слабые кислотные свойства	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^-$ гидропероксид-ион	$K_1 = 1,5 \cdot 10^{-12}$ (20 °C) Диссоциация по второй ступени практически не протекает
2. Взаимодействие со щелочами	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{BaO}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ тв. кояц.	Пероксиды металлов можно рассматривать как соли пероксида водорода. Они состоят из катионов металла и анионов O_2^{2-}
Окислительно-восстановительные свойства		
1. Разложение (реакция диспропорционирования)	$2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{O}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{O}_2^0$ $\text{O}^{-1} + \bar{e} \rightarrow \text{O}^{-2}$	Разлагается на свету, при слабом нагревании и при комнатной температуре под действием катализатора (MnO_2 , Cu , Fe , Mn , а также ионы этих металлов)
2. Окислительные свойства	$\text{H}_2\text{O}_2^{-1} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}^{-2}$ или $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^-$ Примеры: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KNO}_2 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KI} = \text{I}_2 + 2\text{KOH}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{HI} = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{CrCl}_3 + 10\text{KOH} =$ $= 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$	Сильный окислитель, особенно в кислотной среде ($\varphi^\circ = +1,776$ В)
3. Восстановительные свойства	$\text{H}_2\text{O}_2^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 2\text{H}^+$ или $\text{H}_2\text{O}_2^{-1} + 2\text{OH}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O}$ Примеры: $5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 2\text{MnSO}_4 + 5\text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ag}_2\text{O} = 2\text{Ag} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KClO}_3 = \text{KCl} + 3\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{AuCl}_3 = 2\text{Au} + 3\text{O}_2 + 6\text{HCl}$	Слабый восстановитель ($\varphi^\circ = +0,68$ В)

Продолжение табл. 45

Свойство	Химизм процесса	Примечание
4. Гидролиз а) солей (см. главу 4)	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$ $\text{NH}_4^+ + \text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HF}$ $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S} + 6\text{NaCl}$	<p>Гидролиз по аниону, среда щелочная (pH>7)</p> <p>Гидролиз по катиону, среда кислотная (pH<7)</p> <p>Гидролиз по катиону и аниону, pH≈7</p> <p>Необратимый гидролиз</p> <p>Совместный гидролиз двух солей</p>
б) бинарных соединений	$\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CH}_4\uparrow$ $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow$ $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_3\uparrow$ $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$ $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{SiH}_4\uparrow$	
в) органических веществ (см. раздел «Органическая химия»)	<p>Продукты гидролиза органических веществ:</p> <p>галогеналканы → спирты</p> <p>дигалогеналканы → альдегиды и кетоны</p> <p>галогенопроизводные бензола → фенолы</p> <p>алкоголяты металлов → спирты</p> <p>ангидриды и галогенангидриды карбоновых кислот → карбоновые кислоты</p> <p>сложные эфиры → карбоновые кислоты и спирты</p> <p>жиры → глицерин и высшие карбоновые кислоты</p> <p>ди- и полисахариды → моносахариды</p> <p>белки → α-аминокислоты</p> <p>нуклеиновые кислоты → пентозы (рибоза или дезоксирибоза), азотсодержащие гетероциклы</p>	
Окислительно-восстановительные свойства		
1. Вода — окислитель а) взаимодействие с металлами	$2\text{Na}^0 + 2\text{H}_2^{+1}\text{O} = 2\text{Na}^{+1}\text{OH} + \text{H}_2^0$ $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{H}_2$ $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$	<p>При обычных условиях вода взаимодействует со щелочными и щелочно-земельными металлами, при нагревании возможно взаимодействие с менее активными металлами</p>

Окончание табл. 45

Свойство	Химизм процесса	Примечание
б) взаимодействие с неметаллами	$\begin{array}{l} \text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{t} \text{CO} + \text{H}_2\uparrow \\ \text{уголь} \\ 2\text{P} + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t, p, \text{кат.}} \rightleftharpoons 2\text{HPO}_3 + 5\text{H}_2\uparrow \\ \text{Si} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\uparrow \end{array}$	Реакции протекают в жестких условиях
в) взаимодействие с гидридами металлов	$\begin{array}{l} \text{NaNH}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow \\ \text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2\uparrow \end{array}$	
г) взаимодействие с металлом и оксидом углерода(II)	$\begin{array}{l} \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{t, \text{кат.}} \text{CO} + 3\text{H}_2\uparrow \\ 2\text{CH}_4 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{t} 2\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\uparrow \\ \text{CO} + \text{H}_2\text{O} (\text{г.}) \xrightleftharpoons{t, \text{кат.}} \text{CO}_2 + \text{H}_2\uparrow \end{array}$	Промышленные способы получения водорода
2. Вода — восстановитель	$2\text{H}_2\text{O}^{-2} + 2\text{F}_2 = 4\text{HF} + \text{O}_2^0$	Кроме O_2 продуктами окисления могут быть O_3 , OF_2 , H_2O_2
3. Внутримолекулярная ОВР	$2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$	

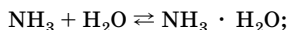
Решение типовых задач

Задача 1. Могут ли реагировать между собой бинарные водородные соединения? Дайте обоснованный ответ. Приведите уравнения возможных реакций на примере водородных соединений элементов второго и третьего периодов Периодической системы.

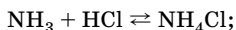
Решение

Бинарные водородные соединения элементов второго и третьего периодов могут вступать во взаимодействие друг с другом, проявляя как кислотно-основные, так и окислительно-восстановительные свойства. Например, между собой реагируют:

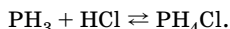
1) аммиак и вода с образованием гидрата аммиака:



2) аммиак и хлороводород (фтороводород) с образованием хлорида (фторида) аммония:

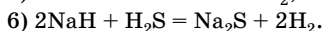
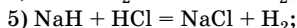
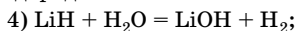


3) фосфин и хлороводород с образованием хлорида фосфония:



В этих реакциях аммиак и фосфин проявляют свойства оснований, а вода, хлороводород и фтороводород — свойства кислот.

Окислительно-восстановительные реакции протекают при взаимодействии гидридов лития и натрия с водой, хлороводородом и сероводородом:

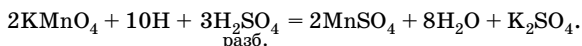
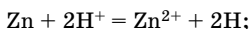


В этих реакциях гидриды металлов выступают в роли восстановителей, а вода, хлороводород и фтороводород — в роли окислителей.

Задача 2. Имеются два раствора перманганата калия, подкисленных серной кислотой. В один из них пропускают водород из аппарата Киппа, а в другой бросили несколько гранул цинка. Какой из этих растворов обесцветится первым?

Решение

Первым обесцветится раствор, в который добавили цинк. В этом случае KMnO_4 восстанавливается атомарным водородом в момент выделения, который образуется в реакционной смеси:



Из аппарата Киппа поступает молекулярный водород, который менее активен.

Атомарный водород обладает более высокой восстановительной способностью, чем молекулярный. Причина таких различий: не требуется затрачивать дополнительную энергию на разрыв связи $\text{H}-\text{H}$ в молекуле H_2 .

Задача 3. Пероксид водорода используют для реставрации картин, потемневших от времени. Объясните процессы, протекающие при старении и реставрации картин. Напишите соответствующие уравнения реакций.

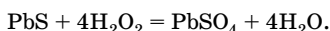
Решение

Если при написании картины были использованы свинцовые белила — карбонат свинца(II), то со временем они темнеют из-за обра-

зования сульфида свинца(II). Карбонат свинца(II) взаимодействует с сероводородом, содержащимся в воздухе:



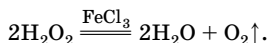
При обработке поверхности картины раствором пероксида водорода черный сульфид свинца(II) превращается в белый сульфат свинца(II):



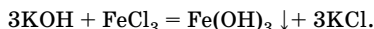
Задача 4. Как отличить воду от растворов пероксида водорода, хлороводорода и гидроксида калия? Составьте уравнения реакций.

Решение

1. Сначала добавим к пробам всех растворов раствор хлорида железа(III). В пробирке с раствором пероксида водорода выделяется кислород:

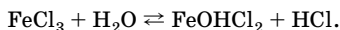


В пробирке с раствором гидроксида калия выпадает бурый осадок:

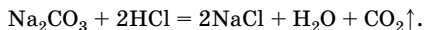


В пробирке с раствором хлороводорода реакция не протекает, признаков реакции нет.

В пробирке с водой видимых изменений нет, так как протекает обратимая реакция гидролиза:



2. В пробирки с водой и раствором хлороводорода добавим раствор карбоната натрия. В пробирке с раствором хлороводорода выделяется газ:



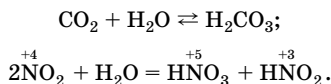
3. Результаты исследования удобно представить в виде таблицы:

Реактив	Исследуемый раствор			
	H_2O_2	HCl	KOH	H_2O
FeCl_3	Выделяется газ	—	Выпадает осадок	—
Na_2CO_3		Выделяется газ		—

Задача 5. Чем различаются реакции с водой оксида азота(IV) и оксида углерода(IV)?

Решение

Оксид азота(IV) и оксид углерода(IV) являются кислотными оксидами, поэтому реакции этих оксидов с водой протекают с образованием кислот. Однако взаимодействие оксида углерода(IV) с водой протекает без изменения степеней окисления атомов элементов, тогда как взаимодействие оксида азота(IV) с водой — окислительно-восстановительная реакция, относящаяся к реакциям диспропорционирования, так как азот является и окислителем, и восстановителем:



Задача 6. Некоторый элемент образует гидрид ЭН₃, массовая доля водорода в котором равна 8,82 %. Определите этот элемент.

Решение

Способ 1

1. Рассчитаем относительную молекулярную массу ЭН₃, воспользовавшись расчетной формулой массовой доли химического элемента в веществе:

$$w(\text{Э}) = \frac{A_r(\text{Э}) \cdot n}{M_r} \cdot 100 \%;$$

$$M_r(\text{ЭН}_3) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot 3}{w(\text{H})} \cdot 100 \%;$$

$$M_r(\text{ЭН}_3) = \frac{1 \cdot 3}{8,82 \%} \cdot 100 \% = 34.$$

2. Рассчитаем относительную атомную массу элемента:

$A_r(\text{Э}) + 1 \cdot 3 = 34$, $A_r(\text{Э}) = 31$, следовательно, элемент — фосфор.

Способ 2

1. Примем массу гидрида ЭН₃ за 100 г, тогда масса водорода и масса элемента будут равны соответственно:

$$m(\text{H}) = m(\text{ЭН}_3) \cdot w(\text{H});$$

$$m(\text{H}) = 100 \text{ г} \cdot 0,0882 = 8,82 \text{ г};$$

$$m(\text{Э}) = 100 \text{ г} - 8,82 \text{ г} = 91,18 \text{ г}.$$

2. Рассчитаем количество вещества водорода:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{H}) = \frac{8,82 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 8,82 \text{ моль.}$$

3. Рассчитаем количество вещества элемента, исходя из соотношения числа атомов водорода и элемента в формуле гидрида:

$$n(\text{H}) : n(\text{Э}) = 3 : 1 ; n(\text{Э}) = 1/3 n(\text{H});$$

$$n(\text{Э}) = 1/3 \cdot 8,82 \text{ моль} = 2,94 \text{ моль.}$$

4. Рассчитаем молярную массу элемента:

$$M = \frac{m}{n};$$

$$M(\text{Э}) = \frac{91,18 \text{ г}}{2,94 \text{ моль}} = 31 \text{ г/моль,}$$

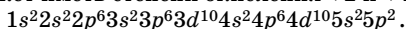
следовательно, элемент — фосфор.

О т в е т: фосфор.

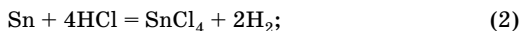
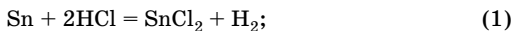
Задача 7. При взаимодействии 23,8 г металлического олова с избытком соляной кислоты выделился водород в количестве, достаточном, чтобы получить 12,8 г металлической меди. Определите степень окисления олова в полученном соединении.

Р е ш е н и е

1. Исходя из электронного строения атома олова и положения этого элемента в Периодической системе, делаем вывод, что олово может иметь степени окисления +2 и +4:



2. Составим уравнения возможных реакций:



3. Находим количество вещества меди:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{Cu}) = \frac{12,8 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,20 \text{ моль.}$$

4. Находим количество вещества водорода по уравнению (3):

$$n(\text{H}_2) = n(\text{Cu}) = 0,20 \text{ моль.}$$

5. Находим количество вещества олова:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{Sn}) = \frac{23,8 \text{ г}}{119 \text{ г/моль}} = 0,20 \text{ моль}$$

6. Сравним количество вещества олова и водорода по уравнениям (1) и (2) и по условию задачи. По уравнению (1):

$$n(\text{Sn}) : n(\text{H}_2) = 1 : 1;$$

по уравнению (2):

$$n(\text{Sn}) : n(\text{H}_2) = 1 : 2.$$

По условию задачи $n(\text{Sn}) : n(\text{H}_2) = 0,20 : 0,20 = 1 : 1$.

Следовательно, олово взаимодействует с соляной кислотой по уравнению (1), и степень окисления олова в полученном соединении +2.

Ответ: +2.

Задача 8. Докажите, что существуют гидриды общей формулы ЭH_x , содержащие 12,5 % водорода.

Решение

1. Рассчитаем массы водорода и неизвестного элемента, приняв массу образца гидрида за 100 г:

$$m(\text{H}) = m(\text{ЭH}_x) \cdot w(\text{H});$$

$$m(\text{H}) = 100 \text{ г} \cdot 0,125 = 12,5 \text{ г};$$

$$m(\text{Э}) = 100 \text{ г} - 12,5 \text{ г} = 87,5 \text{ г.}$$

2. Находим количество вещества водорода и неизвестного элемента:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{H}) = \frac{12,5 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 12,5 \text{ моль};$$

$$n(\text{Э}) = \frac{12,5 \text{ моль}}{x}.$$

3. Находим молярную массу неизвестного элемента:

$$M = \frac{m}{n}; \quad M(\text{Э}) = \frac{87,5 \text{ г} \cdot x}{12,5 \text{ моль}} = 7x \text{ г/моль},$$

где x принимает целочисленные значения 1, 2, 3...

4. Меняя значения x , подбираем молярную массу элемента:

x	1	2	3	4	5
$M(\text{Э})$	7	14	21	28	35
Э	Li	N	—	Si	—

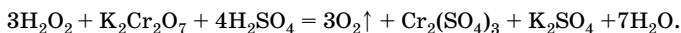
Условию задачи удовлетворяют соединения LiH и SiH₄.

Ответ: LiH и SiH₄.

Задача 9. В результате взаимодействия 1 г пергидроля с раствором дихромата калия в присутствии серной кислоты выделилось 223,7 мл газообразного вещества (объем измерен при 27 °С и 752 мм рт. ст.). Вычислите массовую долю пероксида водорода в пергидроле.

Решение

1. Составим уравнение происходящей реакции:



2. Рассчитаем количество вещества кислорода, используя уравнение Клапейрона — Менделеева, так как объем газа дан не при нормальных условиях. Поскольку давление выражено в миллиметрах ртутного столба, то значение универсальной газовой постоянной R равно 62,4 л · мм рт. ст./ (моль · К):

$$pV = nRT; \quad n = \frac{pV}{RT};$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{752 \cdot 223,7 \cdot 10^{-3}}{62,4 \cdot 300} = 8,986 \cdot 10^{-3} \text{ (моль)}.$$

3. Найдем количество вещества пероксида водорода по уравнению реакции:

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = n(\text{O}_2) = 8,986 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

4. Рассчитаем массу пероксида водорода:

$$m = nM; \quad m(\text{H}_2\text{O}_2) = 8,986 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot 34 \text{ г/моль} = 0,3055 \text{ г}.$$

5. Рассчитаем массовую долю пероксида водорода в пергидроле:

$$w(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}_2)}{m(\text{p-ра})} \cdot 100 \% ;$$

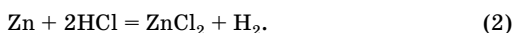
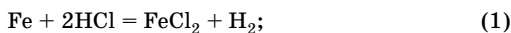
$$w(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{0,3055 \text{ г}}{1 \text{ г}} \cdot 100 \% = 30,55 \% .$$

Ответ: $w(\text{H}_2\text{O}_2) = 30,55 \% .$

Задача 10. При действии соляной кислоты на 4,66 г смеси железа и цинка было получено 1,792 л водорода (н. у.) Определите состав смеси.

Решение

1. Составим уравнения происходящих реакций:



2. Найдем количество вещества водорода:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{H}_2) = \frac{1,792 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,08 \text{ моль}.$$

Рассчитанное количество вещества является общим для реакций (1) и (2).

3. Обозначим количество вещества водорода, выделившегося в реакции (1), через x :

$$n_1(\text{H}_2) = x \text{ моль}.$$

Тогда можно выразить количество вещества водорода, выделившегося в реакции (2):

$$n_2(\text{H}_2) = (0,08 - x) \text{ моль}.$$

4. Найдем количество вещества железа и цинка по уравнениям (1) и (2) соответственно:

$$n(\text{Fe}) = n_1(\text{H}_2) = x \text{ моль};$$

$$n(\text{Zn}) = n_2(\text{H}_2) = (0,08 - x) \text{ моль}.$$

5. Рассчитаем массы железа и цинка:

$$m = nM;$$

$$m(\text{Fe}) = 56x \text{ г};$$

$$m(\text{Zn}) = 65(0,08 - x) \text{ г}.$$

6. Составим алгебраическое уравнение, приравняв найденные значения масс железа и цинка к массе смеси:

$$\begin{aligned}m(\text{Fe}) + m(\text{Zn}) &= 4,66; \\ 56x + 65(0,08 - x) &= 4,66.\end{aligned}$$

Отсюда $x = 0,06$ моль.

7. Рассчитаем массы железа и цинка:

$$\begin{aligned}m(\text{Fe}) &= 56 \text{ г/моль} \cdot 0,06 \text{ моль} = 3,36 \text{ г}; \\ m(\text{Zn}) &= 65 \text{ г/моль} \cdot (0,08 - 0,06) \text{ моль} = 1,3 \text{ г}.\end{aligned}$$

О т в е т: $m(\text{Fe}) = 3,36 \text{ г}$; $m(\text{Zn}) = 1,3 \text{ г}$.

Галогены и их соединения

Общая характеристика

Галогены — это элементы VIIA группы Периодической системы. К ним относят фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I и радиоактивный астат At. Свое название «галогены» («солерожающие») элементы получили за способность образовывать соли с металлами.

Электронное строение внешнего энергетического уровня атомов галогенов — ns^2np^5 . Характерная валентность — I, в возбужденном состоянии — III, V, VII (кроме фтора). Степени окисления —1, 0 (для фтора); —1, 0, +1, +3, +5, +7 (для хлора, брома, иода).

С увеличением порядкового номера элемента в подгруппе увеличивается радиус атома, уменьшаются электроотрицательность и энергия ионизации, ослабевают неметаллические и окислительные свойства простых веществ. В периодах галогены являются самыми электроотрицательными элементами, их характеризуют самые высокие (в пределах периода) значения сродства к электрону.

В соединениях галогенов с другими неметаллами связи ковалентные полярные, с металлами — ионные. Молекулы простых веществ Hal_2 двухатомны (связь ковалентная неполярная). Длина связи $\text{Hal}-\text{Hal}$ в молекулах увеличивается с ростом атомного радиуса галогена; прочность и энергия связи в ряду $\text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2$ уменьшаются. Простые вещества галогены — типичные неметаллы.

Физические свойства галогенов закономерно изменяются с увеличением порядкового номера элементов: увеличиваются температуры кипения и плавления простых веществ, меняется агрегатное состояние (фтор и хлор — газы, бром — жидкость, иод — кристаллическое вещество). Все галогены летучи, обладают резким запахом, токсичны. При нагревании иода происходит его возгонка. По-

скольку молекулы галогенов неполярны, они сравнительно мало растворимы в воде и хорошо растворяются в неполярных органических растворителях (бензол, хлороформ, этиловый спирт и др.).

В свободном виде галогены в природе не встречаются из-за высокой химической активности. За исключением астата все галогены широко распространены в природе в виде солей (галогенидов металлов).

Важнейшие соединения галогенов — галогеноводороды, галогениды металлов, кислородсодержащие соединения (оксиды, кислоты и их соли), галогенорганические вещества.

Химические свойства хлора

Хлор проявляет высокую химическую активность: взаимодействует со всеми простыми веществами, кроме кислорода, азота, углерода (во всех формах) и инертных газов (табл. 46). Хлор — сильный окислитель, окисляет металлы, неметаллы и сложные вещества, превращаясь в устойчивый анион Cl^- :

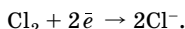


Таблица 46

Химические свойства хлора

Свойство	Химизм процесса	Примечание
Взаимодействие с простыми веществами		
1. Взаимодействие с металлами	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$ $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ $\text{Cu} + \text{Cl}_2 = \text{CuCl}_2$	Реакции протекают быстро при обычных условиях с выделением большого количества теплоты; при отсутствии влаги Cl_2 не взаимодействует с Fe, поэтому его хранят в стальных баллонах
2. Взаимодействие с неметаллами	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{свет}} 2\text{HCl}$ $2\text{P} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_3$ $2\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{S}_2\text{Cl}_2$ $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4$ $\text{F}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{ClF}$ $\text{I}_2 + 3\text{Cl}_2 = 2\text{ICl}_3$	Реакция протекает по цепному механизму со взрывом В избытке хлора — PCl_5
Взаимодействие со сложными веществами		
1. Взаимодействие с водой	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$	Реакция диспропорционирования. В 1 л воды растворяется 2,3 л хлора. Раствор хлора в воде называется хлорной водой (сильный окислитель)

Окончание табл. 46

Свойство	Химизм процесса	Примечание
2. Взаимодействие с растворами щелочей	$\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{на холоде}} \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \xrightarrow{t} 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Cl}_2 + 2\text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCl}_2 + \text{Ca(OCl)}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	<p>Реакции диспропорционирования</p> <p>$\text{CaCl}_2 + \text{Ca(OCl)}_2$ — хлорная известь</p>
3. Взаимодействие с галогенидами	$\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$ $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} = 2\text{KCl} + \text{I}_2$ $\text{Cl}_2 + 2\text{HBr} = 2\text{HCl} + \text{Br}_2$ $\text{Cl}_2 + 2\text{HI} = 2\text{HCl} + \text{I}_2$	Как более активный галоген Cl_2 вытесняет менее активные Br_2 и I_2 из растворов их солей и галогеноводородных кислот при обычных условиях
4. Окисление других веществ	$2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ $2\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$ $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{S} + 2\text{HCl}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 = \text{N}_2 + 6\text{HCl} \text{ (или } \text{NH}_4\text{Cl)}$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$	
Взаимодействие с органическими веществами		
1. Реакция замещения с алканами	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{свет}} \text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{Cl} + \text{HCl}$	Протекает по свободно-радикальному механизму, образуется смесь продуктов, так как процесс малоизбирательный
2. Присоединение к непредельным соединениям	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$	Протекает по месту разрыва кратных связей
3. Взаимодействие с аренами	$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$ $\text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{свет}} \text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$	<p>Реакция замещения, катализатор FeCl_3</p> <p>Реакция присоединения</p>
4. Взаимодействие с карбоновыми кислотами	$\text{R}-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{свет, PCl}_3} \text{R}-\text{CHCl}-\text{COOH} + \text{HCl}$ $\text{HCOOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{HCl}$	<p>Реакция замещения в α-положение</p> <p>Реакция окисления</p>

Химические свойства фтора

Химическая активность фтора исключительно высока. Он самый сильный окислитель из всех простых веществ, взаимодействует почти со всеми простыми веществами. Непосредственно не реагирует только с гелием, неоном, аргоном, азотом, алмазом и при обычных условиях с кислородом.

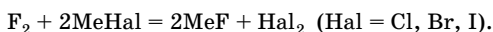
1. В атмосфере фтора при комнатной температуре воспламеняются многие металлы (щелочные, свинец, железо). Некоторые металлы (Fe, Al, Zn, Ni, Cu) на холоду со фтором не взаимодействуют из-за образования на их поверхности защитной пленки фторида. Однако при нагревании фтор реагирует со всеми металлами, в том числе с золотом и платиной.

2. Со многими неметаллами (водород, иод, сера, фосфор, кремний, бор) фтор взаимодействует на холоду, реакции протекают со взрывом (с водородом в темноте). При нагревании фтор реагирует с хлором, криптоном, ксеноном. В соединениях со фтором неметаллы, как правило, проявляют высшие степени окисления:

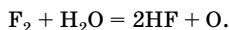


Фтор образует соединения со всеми остальными галогенами, например ClF, ClF₃, BrF₃, IF₇ и др.

3. Фтор вытесняет остальные галогены из соединений, содержащих их в отрицательной степени окисления:

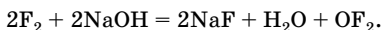


4. Фтор иначе реагирует с водой, чем хлор: разлагает воду со взрывом, вытесняя атомарный кислород:



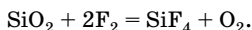
Продуктами этой реакции могут быть O₂, O₃, OF₂, H₂O₂. Поэтому фтор нельзя растворить в воде и получить фторную воду.

5. Фтор может реагировать с растворами щелочей:



Фторид кислорода OF₂ — бесцветный ядовитый газ с запахом озона, сильный окислитель.

6. Фтор разлагает большинство оксидов с вытеснением кислорода, например кварц загорается в атмосфере фтора:

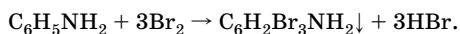
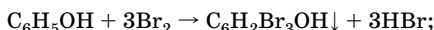


7. Во фторе самовоспламеняются бумага, вата, древесные опилки.

Химические свойства брома и иода

По химическим свойствам бром и иод сходны с хлором. Различаются, главным образом, условия протекания реакций и окислительно-восстановительная активность. Окислительная активность брома и иода меньше, чем хлора, но все-таки достаточно велика. Со многими металлами и неметаллами они способны реагировать при обычных условиях. Бром по активности немного уступает хлору, в то время как иод отличается от него значительно.

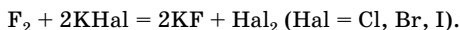
Взаимодействие с бромной водой — качественная реакция на непредельные органические соединения (происходит обесцвечивание бромной воды, имеющей желто-бурую окраску). Легко взаимодействуют с бромной водой фенол и анилин, в результате образуются осадки, что позволяет использовать и эти реакции как качественные:



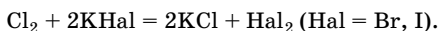
Характерная реакция на свободный иод — посинение крахмального раствора (так называемая иодкрахмальная реакция).

Сравнение окислительно-восстановительной активности галогенов

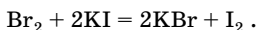
Простые вещества галогены обладают сильными окислительными свойствами. Окислительная способность в ряду F_2 — Cl_2 — Br_2 — I_2 уменьшается. Изменение окислительных свойств можно проследить на примерах взаимодействия галогенов с водородом (см. табл. 49 на с. 330), сравнив условия протекания этих реакций, и реакций вытеснения более активным галогеном менее активного из растворов галогеноводородных кислот и их солей. Фтор окисляет хлориды, бромиды и иодиды:



Хлор окисляет бромиды и иодиды:

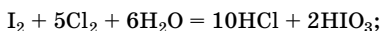
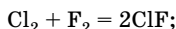


Бром окисляет только иодиды:

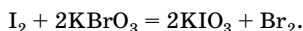
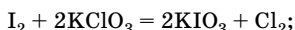


Восстановительные свойства для галогенов менее характерны, чем окислительные. Однако все галогены, за исключением фтора,

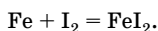
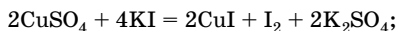
могут быть окислены более сильными окислителями. Восстановительные свойства возрастают от хлора к йоду:



Йод может восстановить хлор и бром из хлоратов и броматов:



С медью йод образует только иодид меди(I), с железом — иодид железа(II), тогда как другие галогены окисляют эти металлы до степеней окисления +2 и +3 соответственно:



Получение галогенов

Способы получения галогенов представлены в табл. 47.

Получение галогенов

Таблица 47

Способ получения	Химизм процесса	Примечание
Получение фтора		
Электролиз расплава фторидов	$2\text{KF} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{K} + \text{F}_2$ Фтор выделяется на аноде: $2\text{F}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{F}_2$	Электролитом служит смесь $\text{KF} \cdot 2\text{HF}$. Электролиз ведут при 100 °С в никелевом электролизере, который является катодом, анодом служит уголь. Катодное и анодное пространство разделяют диафрагмой
Получение хлора		
1. В промышленности: электролиз расплава или раствора хлорида натрия (калия)	$2\text{KCl} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{K} + \text{Cl}_2\uparrow$ $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}}$ $= 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$	Процесс проводят при разделении катодного и анодного пространства диафрагмой, чтобы избежать взаимодействия Cl_2 и NaOH

Окончание табл. 47

Способ получения	Химизм процесса	Примечание
2. В лаборатории: действие различных окислителей на соляную кислоту	$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} =$ $= \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbO}_2 + 4\text{HCl} =$ $= \text{Cl}_2\uparrow + \text{PbCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 5\text{Cl}_2\uparrow +$ $+ 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl} = 3\text{Cl}_2\uparrow +$ $+ 2\text{CrCl}_3 + 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} =$ $= 3\text{Cl}_2\uparrow + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$	В качестве окислителей используют PbO_2 , MnO_2 , KMnO_4 , KClO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Получение брома и иода		
1. В промышленности: окисление бромидов и иодидов хлором	$2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$ $2\text{KI} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{I}_2$	Переработке подвергаются морская вода, буровые воды и озерная рапа (концентрированный раствор некоторых соляных озер), а также морские водоросли (получение I_2). Избыток Cl_2 может привести к образованию побочных продуктов, поэтому также используют другие окислители в кислотной среде (например, NaNO_2)
2. В лаборатории: окисление HBr и HI и их солей различными окислителями	См. получение хлора в лаборатории	

Галогеноводороды

Общая формула галогеноводородов HHal . Связь $\text{H}-\text{Hal}$ ковалентная полярная.

В ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ с возрастанием радиуса атома галогена уменьшаются полярность связи $\text{H}-\text{Hal}$, энергия связи, прочность молекулы, ее термическая устойчивость.

Галогеноводороды — газы с резким запахом, хорошо растворимы в воде. Их водные растворы являются кислотами. Концентрированные растворы фтороводорода называют плавиковой кислотой, раствор хлороводорода — соляной кислотой, растворы бромоводорода и иодоводорода соответственно бромоводородной и иодоводородной кислотами.

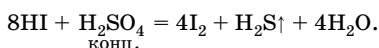
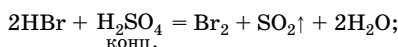
Соляная кислота проявляет все общие свойства кислот, обусловленные присутствием ионов H^+ . Бромоводородная и иодоводородная кислоты по химическим свойствам схожи с соляной кислотой (табл. 48).

Таблица 48

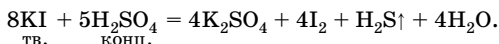
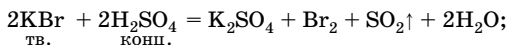
Химические свойства соляной кислоты

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с металлами	$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2 \uparrow$	Реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода
2. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами	$BaO + 2HCl = BaCl_2 + H_2O$ $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$	
3. Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами	$KOH + HCl = KCl + H_2O$ $Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$	
4. Взаимодействие с солями	$MgCO_3 + 2HCl = MgCl_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$ $AgNO_3 + HCl = AgCl \downarrow + HNO_3$	Взаимодействует с солями более слабых кислот Реакция с Ag^+ — качественная реакция на Hal^-
5. Взаимодействие с аммиаком	$NH_3 + HCl = NH_4Cl$	
6. Взаимодействие с органическими соединениями	$CH_3NH_2 + HCl \rightarrow CH_3NH_3Cl$ $NH_2CH_2COOH + HCl \rightarrow$ $\rightarrow ClNH_3CH_2COOH$	Взаимодействует с аминами и аминокислотами

Так как в галогеноводородах атомы галогена находятся в низкой степени окисления -1 , то они могут только окисляться. Восстановительная активность в ряду $\text{Cl}^- \text{---} \text{Br}^- \text{---} \text{I}^-$ увеличивается. Для окисления соляной кислоты нужны более сильные окислители (такие, как KMnO_4 , MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и др.; уравнения реакций см. в табл. 47). Бромоводород и иодоводород окисляются концентрированной серной кислотой:



В связи с этим их невозможно получить из твердых галогенидов по реакции обмена:

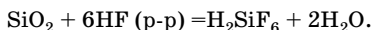
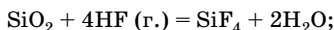
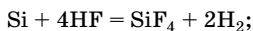


Особое место в ряду галогеноводородов и образованных ими кислот занимают фтороводород и плавиковая кислота, обладающие некоторыми, только им присущими, свойствами.

- По сравнению с другими галогеноводородами фтороводород имеет аномально высокие температуры плавления и кипения, так как молекулы объединяются в прочные ассоциаты $(\text{HF})_n$ за счет водородных связей.

- Благодаря склонности к образованию ионов HF_2^- плавиковая кислота образует два ряда солей — средние и кислые.

- Плавиковая кислота взаимодействует с кремнием и оксидом кремния(IV):



Поэтому плавиковую кислоту нельзя хранить в стеклянной посуде (хранят в полиэтиленовой таре). Ее применяют для изготовления надписей на стекле. Плавиковая кислота ядовита, вызывает сильнейшие ожоги и язвы.

Способы получения галогеноводородов представлены в табл. 49.

Таблица 49

Получение галогеноводородов

Способ получения	Химизм процесса	Примечание
Синтез из простых веществ	$\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$ $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{свет}} 2\text{HCl}$ $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \xrightarrow{t} 2\text{HBr}$ $\text{H}_2 + \text{I}_2 \xrightleftharpoons{t} 2\text{HI}$	<p>Со взрывом в темноте при низкой температуре</p> <p>Со взрывом при освещении</p> <p>Медленно, только при нагревании</p> <p>При сильном нагревании, реакция обратимая, эндотермическая</p>
Вытеснение галогеноводородов из солей	$\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{конц.}]{t} \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$ $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{конц.}]{t} \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$ $\text{KBr} + \text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow[\text{конц.}]{t} \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{HBr}$ $\text{KI} + \text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow[\text{конц.}]{t} \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{HI}$	<p>Лабораторные способы получения HNaI</p> <p>При сильном нагревании образуется Na_2SO_4</p> <p>H_2SO_4 (конц.) не используют, так как бромиды и иодиды взаимодействуют с ней как восстановители</p>
Гидролиз галогенидов фосфора	$\text{PBr}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{HBr}$ $\text{PBr}_5 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HBr}$ $\text{PI}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{HI}$	Лабораторный способ получения
Другие способы	$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = \text{S} + 2\text{HBr}$ $\text{RH} + \text{Cl}_2 = \text{RCl} + \text{HCl},$ <p>где R — органический радикал</p>	<p>Аналогично для HCl, HI</p> <p>Побочный продукт хлорирования органических веществ</p>

Галогениды

Галогениды металлов — соли; это тугоплавкие вещества с ионным видом связи. Галогениды металлов хорошо растворимы в воде, кроме галогенидов серебра и свинца. Исключения: AgF — растворим в воде, CaF_2 , MgF_2 , SrF_2 — нерастворимы. На различной растворимости и разной окраске галогенидов серебра основана идентификация галогенид-ионов в водных растворах. Групповой реактив для обнаружения ионов Hal^- в растворе — AgNO_3 (табл. 50).

Таблица 50

Качественные реакции на галогенид-ионы

Ион	Продукт реакции с AgNO_3 , признак реакции	Примечание
F^-	AgF , осадок не образуется	Растворим в воде
Cl^-	AgCl , белый творожистый осадок	Не растворим в воде и кислотах, но растворим в аммиаке
Br^-	AgBr , желтовато-белый осадок	Не растворим в воде и кислотах, но растворим в избытке аммиака, быстро темнеет на свету
I^-	AgI , желтый осадок	Не растворим в воде, кислотах и аммиаке

Кислородсодержащие соединения галогенов

Галогены образуют ряд соединений с кислородом, однако все они неустойчивы и могут быть получены только косвенным путем. Из кислородных соединений галогенов наиболее устойчивы соли кислородсодержащих кислот, наименее — оксиды и кислоты. Формулы и названия кислородсодержащих кислот хлора и названия соответствующих солей приведены в табл. 51.

Таблица 51

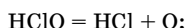
Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли

Формула кислоты	Название кислоты	Название соли
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат

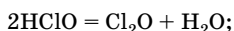
Хлорноватистая кислота HClO — очень слабая (слабее угольной), неустойчивая, существует только в водном растворе, может быть получена взаимодействием хлора с водой. При хранении разлагает-

ся, в зависимости от условий возможны три направления протекания реакции:

- под действием света или катализатора:



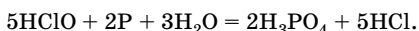
- в присутствии водоотнимающих средств, например CaCl_2 :



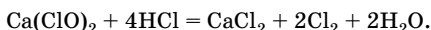
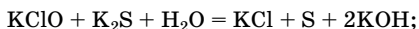
- при нагревании:



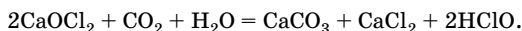
Хлорноватистая кислота — сильный окислитель (например, способна окислять серу, фосфор и другие вещества):



Соли хлорноватистой кислоты — гипохлориты — образуются, например, при пропускании хлора через щелочной раствор на холоду; являются сильными окислителями:

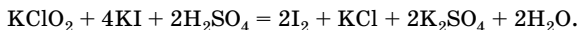


Наибольшее значение из солей имеет хлорная (белильная) известь CaOCl_2 , представляющая собой смешанную соль соляной и хлорноватистой кислот. Во влажном воздухе хлорная известь реагирует с углекислым газом:

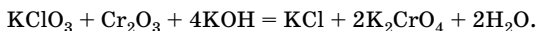


Хлорную известь применяют для дезинфекции и отбеливания.

Хлористая кислота HClO_2 — слабая, неустойчивая. И кислота, и ее соли — сильные окислители:



Хлорноватая кислота HClO_3 — сильная, существует только в растворах, при концентрации выше 40 % быстро разлагается. По свойствам хлорноватая кислота напоминает азотную: в смеси с соляной кислотой растворяет золото. Соли хлорноватой кислоты — хлораты — получают, например, пропуская хлор через горячий раствор щелочи. В водных растворах хлораты проявляют окислительные свойства только в кислотной среде; твердые соли при нагревании — сильные окислители:



Наибольшее применение из хлоратов находит бертолетова соль KClO_3 . При нагревании она легко разлагается:

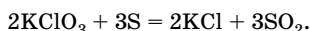
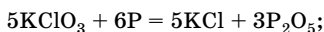
- в присутствии катализатора MnO_2 :



- без катализатора:



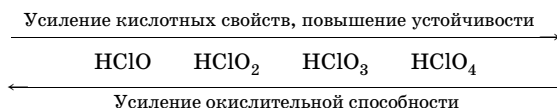
С различными горючими веществами (сера, уголь, фосфор) бертолетова соль образует смеси, взрывающиеся при ударе:



Хлорат калия используют в пиротехнике, производстве спичек.

Хлорная кислота HClO_4 — бесцветная, дымящая на воздухе жидкость; безводная кислота малоустойчива и иногда взрывается при хранении. Растворы хлорной кислоты устойчивы и не обнаруживают окислительных свойств за счет хлора в степени окисления +7, для них характерны типичные свойства кислот. Хлорная кислота — самая сильная из всех неорганических кислот. Из ее солей практическое значение имеет перхлорат аммония NH_4ClO_4 — взрывчатое вещество, окислитель ракетного топлива.

Закономерности изменения свойств в ряду кислородсодержащих кислот хлора:



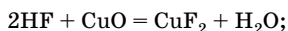
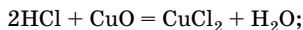
Решение типовых задач

Задача 11. Приведите примеры реакций, подтверждающих сходные и различные свойства соляной и плавиковой кислот.

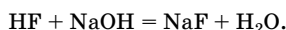
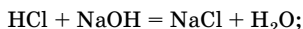
Решение

Общие свойства этих кислот:

- а) взаимодействие с основными оксидами:

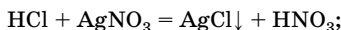


б) взаимодействие с основаниями:



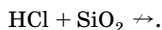
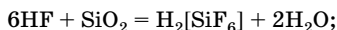
Различия:

а) взаимодействие с нитратом серебра:

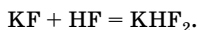


$\text{HF} + \text{AgNO}_3 \nrightarrow$, так как AgF растворим в воде;

б) отношение к оксиду кремния(IV):



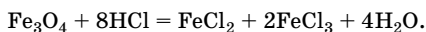
Плавииковая кислота, в отличие от соляной, образует кислые соли:



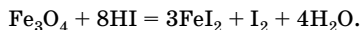
Задача 12. Отличаются ли продукты реакций железной окалины с концентрированными соляной и иодоводородной кислотами? Составьте уравнения протекающих реакций.

Решение

Железная окалина представляет собой двойной (смешанный) оксид $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$, поэтому при взаимодействии с соляной кислотой протекает реакция обмена и образуются две соли: хлорид железа(II) и хлорид железа(III):



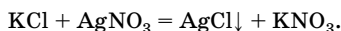
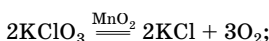
Иодоводородная кислота — сильный восстановитель, поэтому при взаимодействии ее с железной окалиной протекает окислительно-восстановительная реакция и образуются иодид железа(II) и иод:



Задача 13. При термическом разложении соли А в присутствии катализатора образовались соль Б и газ В, поддерживающий горение. При взаимодействии соли А с соляной кислотой выделяется желто-зеленый газ Г и образуется соль Б. Газы В и Г между собой не взаимодействуют. При взаимодействии соли Б с раствором нитрата серебра выпадает белый осадок. Назовите неизвестные вещества, напишите уравнения всех упомянутых реакций.

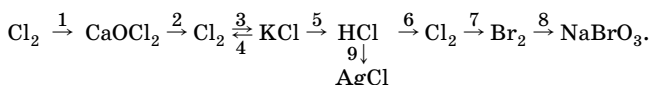
Решение

Газ, поддерживающий горение (В) — кислород. Желто-зеленым газом Г может быть хлор, что удовлетворяет условию задачи: кислород с хлором не взаимодействует. Выпадение белого осадка при взаимодействии с нитратом серебра указывает на то, что соль Б — растворимый хлорид, например хлорид калия КСl. Хлорид калия образуется вместе с кислородом при разложении хлората калия, следовательно, А — это KClO_3 :



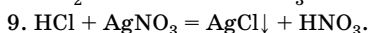
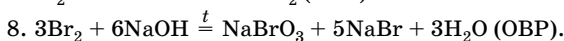
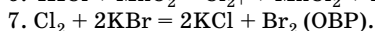
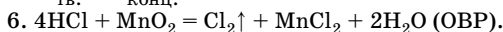
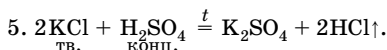
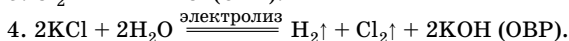
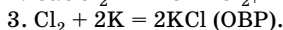
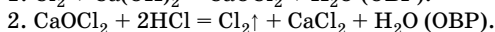
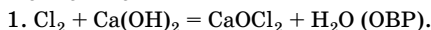
Отв ет: А — KClO_3 ; Б — КСl; В — O_2 ; Г — Cl_2 .

Задача 14. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите условия проведения реакций. Какие из них являются окислительно-восстановительными?

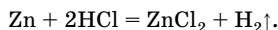
Решение



Задача 15. В стакан, содержащий 200 г 10 %-ной соляной кислоты, опустили цинковую пластинку. Когда ее вынули, промыли и высушили, оказалось, что масса пластинки уменьшилась на 6,5 г. Определите массовую долю хлороводорода в растворе после реакции.

Решение

1. Составим уравнение реакции:



2. Рассчитаем массу HCl в исходном растворе:

$$m(\text{HCl}) = w(\text{HCl}) \cdot m(\text{р-ра});$$

$$m(\text{HCl}) = 0,1 \cdot 200 \text{ г} = 20 \text{ г}.$$

3. Найдем количество вещества прореагировавшего цинка:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Zn}) = \frac{6,5 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

4. Найдем по уравнению реакции количество вещества и массу HCl, вступившего в реакцию:

$$n(\text{HCl}) = 2n(\text{Zn}) = 0,2 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{HCl}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 7,3 \text{ г}.$$

5. Рассчитаем массу HCl, оставшегося в растворе:

$$m_{\text{к}}(\text{HCl}) = 20 \text{ г} - 7,3 \text{ г} = 12,7 \text{ г}.$$

6. Рассчитаем массу раствора, полученного после реакции $m_{\text{к}}(\text{р-ра})$:

$$m_{\text{к}}(\text{р-ра}) = m(\text{р-ра}) + m(\text{Zn}) - m(\text{H}_2);$$

$$m_{\text{к}}(\text{р-ра}) = 200 \text{ г} + 6,5 \text{ г} - 0,1 \cdot 2 \text{ г} = 206,3 \text{ г}.$$

7. Рассчитаем массовую долю хлороводорода в растворе после реакции:

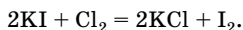
$$w(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \% ; \quad w(\text{HCl}) = \frac{12,7 \text{ г}}{206,3 \text{ г}} \cdot 100 \% = 6,16 \% .$$

О т в е т : $w(\text{HCl}) = 6,16 \% .$

Задача 16. Смесь газов объемом 1 л, состоящую из хлора, водорода и хлороводорода, пропустили через раствор иодида калия. При этом выделилось 2,54 г иода, а объем оставшегося газа составил 500 мл (н. у.). Определите объемные доли (%) веществ в исходной смеси.

Решение

1. Составим уравнение реакции:



Водород и хлороводород с иодидом калия не взаимодействуют. Но поскольку хлороводород хорошо растворим в воде, он поглотится раствором иодида калия и оставшийся газ объемом 500 мл — это водород, который в воде нерастворим.

2. Найдем количество вещества иода:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{I}_2) = \frac{2,54 \text{ г}}{254 \text{ г/моль}} = 0,01 \text{ моль.}$$

3. По уравнению реакции найдем количество вещества хлора:

$$n(\text{Cl}_2) = n(\text{I}_2) = 0,01 \text{ моль.}$$

4. Рассчитаем объем хлора:

$$V = nV_m; \quad V(\text{Cl}_2) = 0,01 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 0,224 \text{ л.}$$

5. Рассчитаем объемную долю каждого газа в смеси:

$$\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{см.})} \cdot 100 \%;$$

$$\varphi(\text{Cl}_2) = \frac{0,224 \text{ л}}{1 \text{ л}} \cdot 100 \% = 22,4 \%;$$

$$\varphi(\text{H}_2) = \frac{0,5 \text{ л}}{1 \text{ л}} \cdot 100 \% = 50 \%;$$

$$\varphi(\text{HCl}) = 100 \% - 22,4 \% - 50 \% = 27,6 \%.$$

Отв ет: $\varphi(\text{Cl}_2) = 22,4 \%$; $\varphi(\text{H}_2) = 50 \%$; $\varphi(\text{HCl}) = 27,6 \%$.

Кислород, сера и их соединения

Общая характеристика элементов VIA группы

В VIA группу Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (подгруппу кислорода) входят *p*-элементы кислород O, сера S, селен Se, теллур Te и полоний Po. Они имеют общее название **халькогены** («образующие руды»).

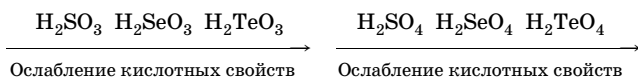
Электронное строение внешнего энергетического уровня атомов — ns^2np^4 . Характерная валентность — II, в возбужденном состоянии — IV, VI (кроме кислорода). Степени окисления $-2, -1, 0, +2$ (для кислорода); $-2, 0, +4, +6$ (для остальных элементов).

Как и в подгруппе галогенов, с увеличением порядкового номера элемента увеличивается радиус атома, уменьшаются электроот-

рицательность и энергия ионизации, ослабевают неметаллические свойства и окислительная способность, возрастают металлические и восстановительные свойства атомов. Простые вещества, образованные этими элементами, — неметаллы (кроме полония). Теллур — неметалл, но обладает металлическим блеском и проводит электрический ток.

Халькогены образуют устойчивые водородные соединения общей формулы H_2E . При обычных условиях вода — жидкость, остальные халькогеноводороды — бесцветные газы с неприятным запахом, ядовиты, сильные восстановители. При растворении их в воде образуются кислоты, сила которых увеличивается в ряду H_2S — H_2Se — H_2Te из-за уменьшения энергии связи $H-E$. Вода — амфолит.

Сера, селен и теллур образуют кислотные оксиды состава EO_2 и EO_3 , которым соответствуют кислоты H_2EO_3 и H_2EO_4 . Закономерности изменения свойств в рядах кислородсодержащих кислот:



Кислоты H_2EO_4 проявляют окислительные свойства, H_2EO_3 — окислительно-восстановительную двойственность.

Для элементов VIA группы характерно явление **аллотропии**. Элемент кислород существует в природе в виде двух простых веществ — кислорода O_2 и озона O_3 . Сера может быть ромбической, моноклинной и пластической. Известны аллотропные модификации и для других халькогенов.

Физические свойства и получение кислорода

Кислород — самый распространенный элемент на Земле (47 % по массе). В воздухе содержание кислорода составляет 21 % по объему. Кислород — составная часть воды, минералов, органических веществ. В растительных и животных тканях содержится 50–85 % кислорода в виде различных соединений. Образование на Земле кислородной атмосферы обусловлено процессом фотосинтеза.

Кислород — газ без цвета, вкуса и запаха, тяжелее воздуха, малорастворим в воде (в 100 л воды при 20 °C растворяется 3 л O_2), жидкий кислород ($t_{\text{кип}} = -183$ °C) голубого цвета, обладает парамагнитными свойствами (втягивается в магнитное поле).

Кислород был впервые получен шведом К. Шееле (1772) при нагревании селитры и англичанином Дж. Пристли (1774) при нагревании оксида ртути(II). Название ему дал А. Лавуазье: *оксигениум* (лат.) — «рождающий кислоты». Способы получения кислорода обобщены в табл. 52.

Таблица 52

Способы получения кислорода

В промышленности	В лаборатории
<p>1. Фракционная дистилляция жидкого воздуха. При этом жидкий азот, имеющий более низкую температуру кипения ($t_{\text{кип}} = -196\text{ }^{\circ}\text{C}$), испаряется, а в жидкой фракции остается кислород ($t_{\text{кип}} = -183\text{ }^{\circ}\text{C}$).</p> <p>2. Электролиз воды (или растворов щелочей):</p> $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ <p>(кислород образуется на аноде)</p>	<p>Термическое разложение некоторых веществ (соли, оксиды, пероксиды):</p> $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{KClO}_3 \xrightarrow[t, \text{кат.}]{} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$ $2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $4\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t} 4\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2\uparrow$ $2\text{HgO} \xrightarrow{t} 2\text{Hg} + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow[t, \text{MnO}_2]{} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{BaO}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Ba} + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$

Химические свойства кислорода

Кислород — сильный окислитель, так как до завершения внешнего энергетического уровня его атому не хватает двух электронов ($1s^2 2s^2 2p^4$) и он легко их присоединяет. По химической активности кислород уступает только фтору (табл. 53). Кислород образует соединения со всеми элементами кроме гелия, неона, аргона. Непосредственно кислород не вступает в реакцию только с галогенами, серебром, золотом и платиной (их соединения получают косвенным путем). Почти все реакции с участием кислорода экзотермические. Характерная особенность многих реакций соединения с кислородом — выделение теплоты и света. Такие процессы называют **горением**.

Таблица 53

Химические свойства кислорода

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с металлами	$4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ $(\text{Na}-\text{O}^{-1}-\text{O}^{-1}-\text{Na})$ $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2 \quad (\text{K}^+[\text{O}-\text{O}]^-)$ $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$ $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3)$	<p>Со щелочными металлами (кроме Li) кислород образует пероксиды или надпероксиды, с остальными — оксиды; непосредственно не взаимодействует с Au, Pt, Ag</p> <p>Fe_3O_4 — железная окалина</p>
2. Взаимодействие с неметаллами	$\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SO}_2$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{P}_2\text{O}_5$ $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{CO}_2$ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{эл. дуга}} 2\text{NO} - \text{Q}$	<p>Кислород непосредственно не взаимодействует с галогенами. Реакции с неметаллами протекают при нагревании; все они экзотермичны, за исключением взаимодействия с N_2 (реакция эндотермическая, происходит при 3000 °C в электрической дуге, в природе — при грозовых разрядах)</p>
3. Взаимодействие со сложными неорганическими веществами	$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{кат}} 4\text{NO}\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2\uparrow$ $2\text{CO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2$ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$ $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $4\text{FeO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $4\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Cr}(\text{OH})_3$	<p>При горении сложных веществ в избытке кислорода образуются оксиды соответствующих элементов</p> <p>Окисляет оксиды и гидроксиды до соединений с более высокой степенью окисления</p>

Окончание табл. 53

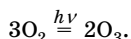
Свойство	Химизм процесса	Примечание
4. Взаимодействие с органическими веществами	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_4 \xrightarrow{[\text{O}]}, \text{CH}_3\text{OH} \xrightarrow{[\text{O}]},$ $\rightarrow \text{CH}_2\text{O} \xrightarrow{[\text{O}]}, \text{НСООН} \xrightarrow{[\text{O}]}, \text{CO}_2$	<p>Практически все органические соединения горят, окисляясь кислородом воздуха до углекислого газа и воды.</p> <p>Кроме реакций горения (полное окисление) возможны также реакции неполного или каталитического окисления, в этом случае продуктами реакций могут быть спирты, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты и другие вещества.</p> <p>Окисление углеводов, жиров, белков служит источником энергии живых организмов</p>

Кислород играет исключительно важную роль в природе. При его участии совершаются процессы дыхания, тления и гниения, при этом сложные органические вещества превращаются в углекислый газ, воду и азот и вновь вступают в общий круговорот веществ в природе.

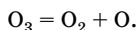
Озон

Озон O_3 — газ синего цвета с запахом свежести (*озо* — от греч. «пахнуть»), токсичен, растворимость в воде выше, чем у кислорода (при 20°C в 100 л воды растворяется 45 л озона). Молекулы озона диамагнитны, полярны, что связано с их угловым строением: угол между связями 117° , центральный атом кислорода находится в sp^2 -гибридном состоянии.

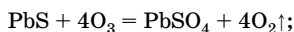
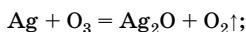
В природе озон образуется в атмосфере при грозовых разрядах и в верхних слоях атмосферы (10–30 км) под действием ультрафиолетового излучения. В лаборатории и промышленности его получают в озонаторах, пропускавая электрический разряд через чистый сухой кислород:



Озон — более сильный окислитель, чем кислород, так как самопроизвольно распадается с образованием атомарного кислорода:

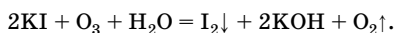


Озон окисляет все металлы (кроме золота, платины и иридия), соединения неметаллов (неметаллы переходят в высшие степени окисления):



Озон, в отличие от кислорода, на холоду окисляет многие органические вещества: резина становится хрупкой, эфир, спирт, смоленная скипидаром вата при действии озонированного воздуха воспламеняются.

Обнаружение озона:



Раствор желтеет, а в присутствии крахмала — синее.

Озон обладает бактерицидным действием, поэтому применяется для обеззараживания воды (что более экологично, чем хлорирование) и дезинфекции воздуха. Сильные окислительные свойства озона используют для отбеливания тканей и бумажной массы. В природе озон, находящийся в верхних слоях атмосферы, защищает все живое на Земле, поглощая губительное ультрафиолетовое излучение Солнца.

Сера

Сера стала известна человечеству за пять тысячелетий до н. э. Еще в Древнем Египте из нее готовили краски, применяли для лечения кожных заболеваний, дезинфекции. В природе встречается как в самородном виде, так и в составе сульфидов и сульфатов: FeS_2 — пирит, железный (серный) колчедан; CuFeS_2 — халькопирит; PbS — свинцовый блеск; ZnS — цинковая обманка; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова соль; $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипс и др.

Сера существует в виде трех аллотропных модификаций: ромбической (α -серы), моноклинной (β -серы) и пластической серы. Наиболее устойчива ромбическая сера. Она представляет собой хрупкое легкоплавкое ($t_{\text{пл}} = 119^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип}} = 445^\circ\text{C}$) кристаллическое вещество желтого цвета. Сера не смачивается водой и не растворяется в ней и других полярных растворителях, но хорошо растворяется в неполярных: сероуглероде CS_2 , бензоле, ацетоне. При нагревании выше 96°C ромбическая сера переходит в моноклинную. Обе аллотроп-

ные модификации имеют молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой находятся циклические коронобразные молекулы S_8 . Различаются α -серы и β -серы взаимным расположением молекул S_8 в кристаллической решетке. Если расплавленную серу, доведенную до кипения, вылить в холодную воду, то образуется пластическая сера, представляющая собой резиноподобную массу (пластическая сера — полимер).

Способы получения серы представлены в табл. 54.

Таблица 54

Способы получения серы

В промышленности	В лаборатории
1. Выплавление из горных пород, содержащих самородную серу. 2. Восстановление сернистого газа (побочный продукт при выплавке металлов из сернистых руд) углеродом: $SO_2 + C = S \downarrow + CO_2 \uparrow$	1. Неполное окисление сероводорода: $2H_2S + O_2 = 2S \downarrow + 2H_2O$ 2. Взаимодействие сероводорода с сернистым газом: $2H_2S + SO_2 = 3S \downarrow + 2H_2O$

Серы — типичный неметалл, взаимодействуя с простыми и сложными веществами, она проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства. Окислительные свойства она проявляет в реакциях с металлами и неметаллами, имеющими меньшую электроотрицательность (H_2 , C , P). При взаимодействии с более сильными окислителями (O_2 , F_2 , Cl_2 , HNO_3 , H_2SO_4 (конц.)) проявляет свойства восстановителя. При обычных условиях химическая активность серы невелика, при нагревании она становится весьма активной (табл. 55).

Таблица 55

Химические свойства серы

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с металлами	$2Na + S = Na_2S$ $Hg + S = HgS$ $Fe + S \xrightarrow{t} FeS$ $2Al + 3S \xrightarrow{t} Al_2S_3$	Серы — окислитель; взаимодействует со всеми металлами, кроме Au и Pt ; со щелочными и щелочно-земельными металлами, Cu , Hg — при обычных условиях, с остальными — при нагревании

Окончание табл. 55

Свойство	Химизм процесса	Примечание
2. Взаимодействие с неметаллами	$\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{S}$ $\text{C} + 2\text{S} \xrightarrow{t} \text{CS}_2$ $2\text{P} + 3\text{S} \xrightarrow{t} \text{P}_2\text{S}_3$ $\text{S} + 3\text{F}_2 = \text{SF}_6$ $\text{S} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} \text{SCl}_2 \text{ (или } \text{S}_2\text{Cl}_2\text{)}$ $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SO}_2$	<p>Сера — окислитель</p> <p>Сера — восстановитель; со фтором взаимодействует при обычных условиях; с азотом, иодом и инертными газами не реагирует</p>
3. Взаимодействие с кислотами-окислителями	$\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{конц.}]{t} 3\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{S} + 6\text{HNO}_3 \xrightarrow[\text{конц.}]{t} \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{S} + 2\text{HNO}_3 \xrightarrow[\text{разб.}]{t} \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}\uparrow$	Сера — восстановитель
4. Взаимодействие с другими сложными веществами	$\text{S} + 2\text{HI} = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}$ $\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\text{сплавле-}} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{\text{кипячение}} \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \text{ тиосульфат натрия}$ $3\text{S} + 6\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	<p>Сера — окислитель</p> <p>Сера — восстановитель</p> <p>$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ используется в фотографии, медицине, текстильной промышленности</p> <p>Реакция диспропорционирования</p>

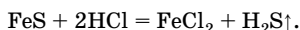
Сероводород и сульфиды

Сероводород H_2S — бесцветный газ с резким запахом тухлых яиц, ядовит, тяжелее воздуха, малорастворим в воде (в 1 л воды — 2,5 л H_2S при 20 °С). Раствор сероводорода в воде называют сероводородной кислотой.

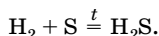
Молекула сероводорода, как и молекула воды, имеет угловую форму с атомом серы в центре; угол между полярными ковалентными связями составляет 92°. Однако, в отличие от молекул воды, молекулы H_2S не способны к образованию водородных связей, так как электроотрицательность атома серы существенно ниже (2,6), чем кислорода (3,5).

Получение сероводорода

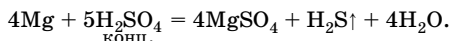
1. Взаимодействие сульфидов металлов с разбавленной серной или соляной кислотой (нельзя использовать концентрированную серную и азотную кислоты, так как они являются окислителями):



2. Синтез из простых веществ (практического значения реакция не имеет):



3. Взаимодействие активных металлов с концентрированной серной кислотой:



В природе сероводород образуется при гниении белковых веществ, содержится в воде некоторых минеральных источников, входит в состав вулканических газов.

Сероводород проявляет свойства сильного восстановителя, так как атом серы находится в низшей степени окисления (-2); глубина окисления зависит от условий (температура, реакция среды), концентрации и силы окислителя.

Водный раствор сероводорода проявляет свойства, общие для класса кислот (табл. 56).

Сероводородная кислота — слабая, слабее угольной, двухосновная, диссоциирует ступенчато:

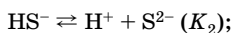
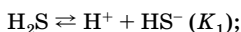


Таблица 56

Химические свойства сероводорода

Свойство	Химизм процесса	Примечание
Восстановительные свойства		
1. Взаимодействие с кислородом	$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <div style="text-align: center; margin-left: 20px;">изб.</div> $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ <div style="text-align: center; margin-left: 20px;">нед.</div>	При нагревании на воздухе воспламеняется, горит голубым пламенем; смеси с воздухом взрывоопасны

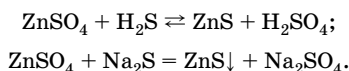
Окончание табл. 56

Свойство	Химизм процесса	Примечание
2. Взаимодействие с галогенами	$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = \text{S}\downarrow + 2\text{HBr}$ $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$	При обычных условиях
3. Взаимодействие с кислотами-окислителями	$3\text{H}_2\text{S} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{SO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	При обычных условиях
4. Взаимодействие с солями-окислителями	$5\text{H}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 5\text{S}\downarrow + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 3\text{S}\downarrow + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + 2\text{FeCl}_3 = \text{S}\downarrow + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$	
Кислотно-основные свойства		
1. Взаимодействие с металлами	$\text{H}_2\text{S} + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Ag} + \text{O}_2 = 2\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	Окислительные свойства за счет H^{+1} . С малоактивными металлами (Ag, Cu, Hg) реагирует в присутствии окислителей
2. Взаимодействие с основными оксидами	$\text{H}_2\text{S} + \text{CaO} = \text{CaS} + \text{H}_2\text{O}$	
3. Взаимодействие с основаниями	$\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	Образует два ряда солей: средние (сульфиды) и кислые (гидросульфиды)
4. Взаимодействие с солями	$\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS}\downarrow + 2\text{HNO}_3$ <p style="text-align: center;">черный</p>	Качественная реакция на сульфид-ион
5. Взаимодействие с аммиаком	$\text{H}_2\text{S} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{HS}$	Средняя соль не образуется, так как подвергается гидролизу

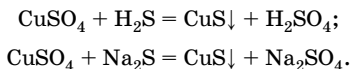
Все гидросульфиды хорошо растворимы в воде. Сульфиды по растворимости можно разделить на несколько групп.

- Сульфиды щелочных и щелочно-земельных металлов и аммония, хорошо растворимые в воде.

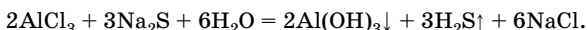
- Сульфиды, нерастворимые в воде, но растворимые в кислотах: MnS, ZnS, FeS. Эти сульфиды нельзя полностью осадить сероводородом из растворов соответствующих кислот; их осаждают растворимыми сульфидами:



- Сульфиды, нерастворимые ни в воде, ни в кислотах: CuS, PbS, HgS, Ag₂S. Их можно осадить из растворов не только сульфидами, но и сероводородом:



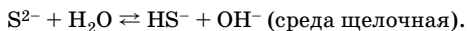
- Сульфиды, не существующие в водных растворах: Al₂S₃, Cr₂S₃. По реакции обмена их получить невозможно, так как протекает совместный гидролиз по катиону и аниону:



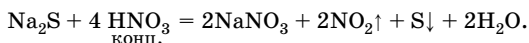
Эти сульфиды получают непосредственным взаимодействием простых веществ.

Многие сульфиды имеют характерную окраску: CuS, FeS и PbS — черную, ZnS — белую, MnS — розовую, CdS — желтую, SnS — коричневою.

Растворимые сульфиды в водном растворе подвергаются гидролизу:



При взаимодействии с окислителями сульфиды проявляют свойства типичных восстановителей:



Соединения серы(IV)

Оксид серы(IV) SO₂ (сернистый газ, сернистый ангидрид, диоксид серы) имеет молекулярное строение. При обычных условиях это бесцветный газ с резким запахом, вызывающим удушье, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде (в 1 л воды — 40 л SO₂).

Молекула имеет угловую форму, угол между полярными ковалентными связями 120° , атом серы находится в sp^2 -гибридном состоянии.

В табл. 57 представлены способы получения оксида серы(IV), а в табл. 58 — его химические свойства.

Таблица 57

Способы получения оксида серы(IV)

В промышленности	В лаборатории
1. Сжигание серы или сероводорода: $S + O_2 \xrightarrow{t} SO_2$ $2H_2S + 3O_2 \xrightarrow[t]{изб.} 2SO_2\uparrow + 2H_2O$	1. Взаимодействие сульфитов (гидросульфитов) с сильными кислотами (серная, соляная): $Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2\uparrow + H_2O$ <small>конц.</small>
2. Обжиг пирита и других сульфидных руд $4FeS_2 + 11O_2 \xrightarrow{t} 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow$ $2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{t} 2ZnO + 2SO_2\uparrow$	2. Взаимодействие конц. серной кислоты с неактивными металлами при нагревании: $Cu + 2H_2SO_4 \xrightarrow[t]{конц.} CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$

Таблица 58

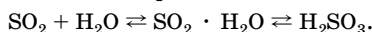
Химические свойства оксида серы(IV)

Свойство	Химизм процесса	Примечание
Общие свойства кислотных оксидов		
1. Взаимодействие с водой	$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$	
2. Взаимодействие с основными оксидами	$SO_2 + BaO = BaSO_3$	
3. Взаимодействие со щелочами	$SO_2 + NaOH = NaHSO_3$ $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$	
Окислительно-восстановительные свойства		
Сера имеет промежуточную степень окисления +4, поэтому в реакциях проявляет окислительно-восстановительную двойственность: $S^0 \xleftarrow{+4\bar{e}} S^{+4} \xrightarrow{-2\bar{e}} S^{+6}$		

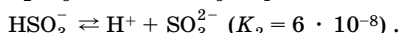
Окончание табл. 58

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Восстановительные свойства	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} 2\text{SO}_3$ $\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{SO}_2 + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$	Восстановительные свойства наиболее характерны. Аналогично с Cl_2 и Br_2 . Обесцвечивание окрашенных окислителей (KMnO_4 и Br_2) — качественная реакция на SO_2 .
2. Окислительные свойства	$\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{CO} \xrightarrow{t, \text{кат.}} \text{S} + 2\text{CO}_2$	Проявляет окислительные свойства в присутствии сильных восстановителей.

Сернистая кислота H_2SO_3 — двухосновная кислота, образуется при растворении сернистого газа в воде, существует только в водном растворе, где устанавливается равновесие:



Кислота средней силы, диссоциирует ступенчато:



Сернистая кислота обладает всеми общими свойствами кислот. Кроме того, атом серы имеет промежуточную степень окисления +4, поэтому сернистая кислота, подобно оксиду серы(IV), может быть как окислителем, так и восстановителем (восстановительные свойства преобладают) (табл. 59).

Таблица 59

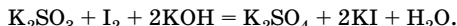
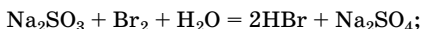
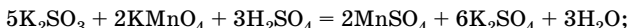
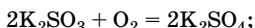
Химические свойства сернистой кислоты

Свойство	Химизм процесса
Кислотно-основные свойства	
1. Взаимодействие с основными оксидами	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2. Взаимодействие с основаниями	$2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3. Взаимодействие с солями	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{KHSO}_3$

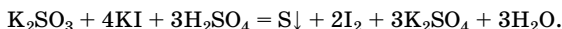
Окончание табл. 59

Свойство	Химизм процесса
Окислительно-восстановительные свойства	
1. Восстановительные свойства	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (аналогично с } \text{Cl}_2 \text{ и } \text{I}_2\text{)}$ $5\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (при стоянии на воздухе)}$
2. Окислительные свойства	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$

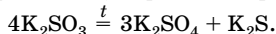
Сернистая кислота образует два ряда солей: средние — сульфиты и кислые — гидросульфиты. Как и кислота, сульфиты и гидросульфиты являются восстановителями:



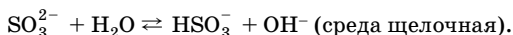
При взаимодействии с более сильными восстановителями соли сернистой кислоты могут быть окислителями:



При сильном нагревании сульфиты диспропорционируют:



Растворимые сульфиты подвергаются гидролизу:



Качественные реакции на SO_3^{2-} :

- при действии сильных кислот образуется оксид серы(IV) — газ с резким запахом, обесцвечивающий подкисленный раствор KMnO_4 ;

- с катионом Ba^{2+} образуется белый осадок BaSO_3 , растворимый в кислотах, в отличие от BaSO_4 .

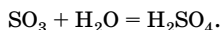
Соединения серы(VI)

Оксид серы(VI) SO_3 (серный ангидрид, триоксид серы) имеет молекулярное строение. При обычных условиях это летучая бесцветная жидкость ($t_{\text{кип}} = 44,8^\circ\text{C}$), которая при температуре ниже 17°C превращается в белую кристаллическую массу. Очень гигроскопичен. На воздухе сильно дымит, образуя мельчайшие капельки серной кислоты.

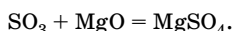
Молекула SO_3 неполярна и представляет собой плоский равно-сторонний треугольник с атомом серы посередине и атомами кисло-рода в вершинах. Угол между полярными ковалентными связями 120° , атом серы находится в sp^2 -гибридном состоянии.

Это кислотный оксид, проявляет общие свойства, характерные для кислотных оксидов.

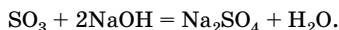
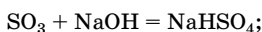
1. Взаимодействует с водой:



2. Взаимодействует с основными оксидами:

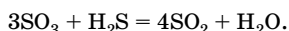
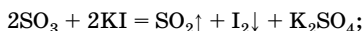


3. Взаимодействует со щелочами:

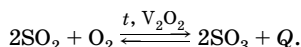


Особое свойство оксида серы(VI) — способность неограниченно растворяться в концентрированной серной кислоте, при этом обра-зуется олеум $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$.

Имея в составе молекулы атом серы в высшей степени окисле-ния +6, оксид серы(VI) является сильным окислителем:



В промышленности оксид серы(VI) получают каталитическим окислением сернистого газа:



Эта реакция используется при получении серной кислоты в про-мышленности (вторая стадия).

Серная кислота H_2SO_4 — это тяжелая, маслянистая, вязкая жидкость без цвета и запаха, очень гигроскопична, не летуча. Сме-шивается с водой в любых соотношениях, при этом выделяется большое количество теплоты, поэтому при приготовлении раство-ров концентрированную серную кислоту *приливают к воде* (а не на-оборот). Концентрированным считается раствор с массовой долей H_2SO_4 больше 70 % .

Разбавленная серная кислота проявляет общие свойства кислот, обусловленные наличием H^+ (табл. 60).

Таблица 60

Химические свойства разбавленной серной кислоты

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с металлами	$Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2 \uparrow$	Реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода (кроме Pb); выступает как окислитель за счет H^{+1}
2. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами	$MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O$ $Al_2O_3 + 3H_2SO_4 =$ $= Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$	
3. Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами	$2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$ $KOH + H_2SO_4 = KHSO_4 + H_2O$ $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O$	Как двухосновная кислота образует средние и кислые соли
4. Взаимодействие с солями	$Na_2CO_3 + H_2SO_4 =$ $= Na_2SO_4 + CO_2 \uparrow + H_2O$ $FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S \uparrow$ $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$	Реагирует с солями более слабых и летучих кислот Качественная реакция (выпадает белый осадок, нерастворимый в кислотах)
5. Взаимодействие с аммиаком	$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4$ $NH_3 + H_2SO_4 = NH_4HSO_4$	

Особенности концентрированной серной кислоты

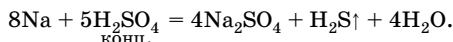
Концентрированная серная кислота — сильный окислитель (особенно при нагревании) за счет аниона SO_4^{2-} , так как в нем атом серы находится в высшей степени окисления +6.

1. Концентрированная серная кислота окисляет практически все металлы (кроме золота и платиновых металлов). Продукты восстановления H_2SO_4 зависят от активности металла.

• При взаимодействии с малоактивными металлами, стоящими в ряду напряжений после H (Cu, Hg, Ag), образуется SO_2 :

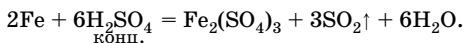


• При взаимодействии с очень активными металлами (например, щелочными и щелочно-земельными) образуется H_2S :

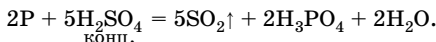
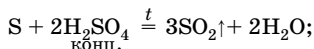
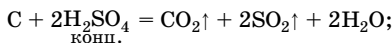


• При взаимодействии с металлами средней активности (Zn, Mg) могут образоваться SO_2 , S или H_2S (в зависимости от концентрации кислоты и условий проведения реакции).

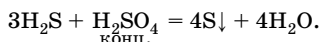
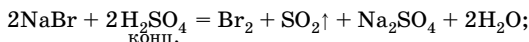
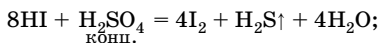
• На холоду пассивирует Fe, Cr, Al, так как на их поверхности образуется прочная оксидная пленка, защищающая их от дальнейшего окисления. Но при нагревании и эти металлы окисляются, например:



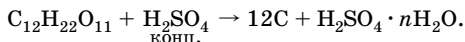
2. Концентрированная серная кислота окисляет и некоторые неметаллы:



3. Концентрированная серная кислота взаимодействует со сложными веществами, проявляющими восстановительные свойства:

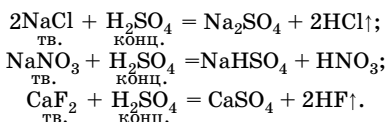


4. Концентрированная серная кислота обладает сильным водоотнимающим действием, поэтому используется в органическом синтезе в реакциях дегидратации и этерификации, а также как осушитель газов и других веществ. Она обугливает органические вещества (сахар, бумага, целлюлоза):



На коже вызывает тяжелые ожоги.

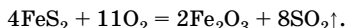
5. Благодаря высокой температуре кипения вытесняет летучие кислоты из их солей при нагревании; это свойство используется для получения этих кислот в лаборатории:



Получение серной кислоты

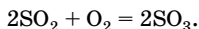
Производство серной кислоты — важнейший промышленный процесс. В его основе лежат химические реакции с участием сульфидов металлов и оксидов серы. Сырьем для производства служат сера, сульфидные руды, в основном пирит FeS_2 . Есть два способа производства серной кислоты — контактный (современный) и башенный, или нитрозный (устаревший). **Контактный способ** включает три стадии.

1. Обжиг пирита:



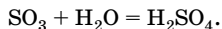
Процесс проводится в печи для обжига при температуре около 800°C в «кипящем слое».

2. Каталитическое окисление оксида серы(IV):



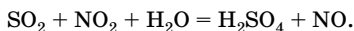
Эта реакция обратимая, экзотермическая, каталитическая (ее проводят в присутствии катализатора V_2O_5 при температуре около 450°C в контактном аппарате).

3. Поглощение оксида серы(VI) водой (гидратация):



В промышленности для поглощения SO_3 используют 98 %-ную серную кислоту, при этом применяют принцип противотока: пары серного ангидрида подаются снизу, а навстречу им сверху течет серная кислота; образуется олеум.

Сущность **нитрозного способа** состоит в окислении оксида серы(IV) оксидом азота(IV) в присутствии паров воды:



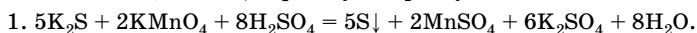
При этом сернистый газ не нужно подвергать очистке от примесей, способных отравить катализатор в контактном аппарате, но можно получить серную кислоту с массовой долей лишь около 70 %.

Решение типовых задач

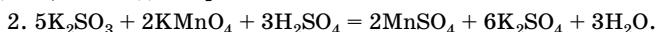
Задача 17. В трех стаканах без надписей находятся растворы сульфида калия, сульфита калия и сульфата калия. С помощью какого одного реактива можно определить, какая соль находится в каждом стакане? Составьте уравнения протекающих реакций.

Решение

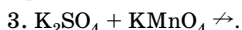
Метод определения может быть основан на способности сульфидов и сульфитов окисляться, в отличие от сульфатов. Добавим к содержимому каждого из трех стаканов подкисленный раствор перманганата калия, имеющий розовую окраску.



Наблюдается обесцвечивание раствора и помутнение за счет выпадающей в осадок серы.



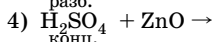
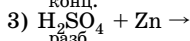
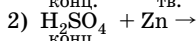
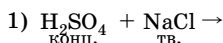
Происходит обесцвечивание раствора.



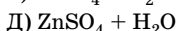
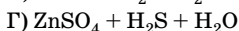
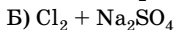
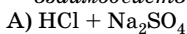
Реакция не протекает.

Задача 18. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

Реагирующие вещества



Продукты взаимодействия



Решение

Составим уравнения реакций, помня о специфических свойствах концентрированной серной кислоты:

1) $\underset{\text{кбнц.}}{H_2SO_4} + 2\underset{\text{тв.}}{NaCl} = 2HCl\uparrow + Na_2SO_4$ (вытесняет летучие кислоты из их солей, ответ А);

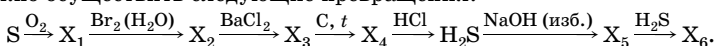
2) $5\underset{\text{кбнц.}}{H_2SO_4} + 4Zn = 4ZnSO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$ (сильный окислитель за счет S^{+6} , ответ Г);

- 3) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ (окислитель за счет H^{+1} , ответ Е);
 разб.
 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnO} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (при взаимодействии с амфотер-
 конц.
 ными оксидами проявляет общие свойства кислот, ответ Д).

О т в е т:

1	2	3	4
А	Г	Е	Д

Задача 19. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Р е ш е н и е

- $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SO}_2.$
- $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}.$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}.$
- $\text{BaSO}_4 + 2\text{C} \xrightarrow{t} \text{BaS} + 2\text{CO}_2 \uparrow$ (или CO).
- $\text{BaS} + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow.$
- $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}.$
- $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} = 2\text{NaHS}.$

Задача 20. Предложите способ получения сульфида железа(II) из медного купороса, не используя другие соединения, содержащие серу. Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения.

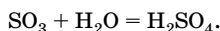
Р е ш е н и е

- $2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Cu} + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4.$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}.$
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{C} \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{S}.$
- $\text{Na}_2\text{S} + \text{FeCl}_2 = \text{FeS} \downarrow + 2\text{NaCl}.$

Задача 21. Рассчитайте массовую долю оксида серы(VI) в oleуме, если для приготовления oleума использовали 900 г серного ангидрида и 150 г воды.

Решение

1. Олеум — это раствор оксида серы(VI) в безводной серной кислоте. Составим уравнение реакции:



2. Найдем количество вещества оксида серы(VI) и воды:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{SO}_3) = \frac{900 \text{ г}}{80 \text{ г/моль}} = 11,25 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{150 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 8,33 \text{ моль}.$$

3. Рассчитаем количество вещества SO_3 , который израсходовался на образование безводной серной кислоты.

По уравнению реакции $n(\text{SO}_3) : n(\text{H}_2\text{O}) = 1:1$, следовательно, SO_3 — в избытке, вода прореагирует полностью:

$$n_{\text{реак}}(\text{SO}_3) = n(\text{H}_2\text{O}) = 8,33 \text{ моль}.$$

4. Найдем избыточное количество вещества и массу оксида серы(VI):

$$n_{\text{изб}}(\text{SO}_3) = 11,25 \text{ моль} - 8,33 \text{ моль} = 2,92 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m_{\text{изб}}(\text{SO}_3) = 2,92 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 233,6 \text{ г}.$$

5. Рассчитаем массу олеума:

$$m(\text{олеума}) = m(\text{SO}_3) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{олеума}) = 900 \text{ г} + 150 \text{ г} = 1050 \text{ г}.$$

6. Рассчитаем массовую долю SO_3 в олеуме:

$$w(\text{SO}_3) = \frac{m(\text{SO}_3)}{m(\text{олеума})} \cdot 100 \%;$$

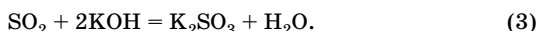
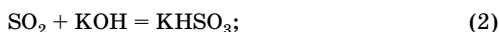
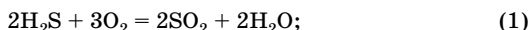
$$w(\text{SO}_3) = \frac{233,6 \text{ г}}{1050 \text{ г}} \cdot 100 \% = 22,2 \%.$$

Ответ: $w(\text{SO}_3) = 22,2 \%.$

Задача 22. Продукты полного сгорания 3,36 л сероводорода (н. у.) поглощены 50,4 мл 23 %-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,21 г/мл). Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

Решение

1. Составим уравнения реакций:



2. Найдем количество вещества сероводорода:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{3,36 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,15 \text{ моль}.$$

3. Найдем количество вещества оксида серы(IV) и воды по уравнению (1):

$$n(\text{SO}_2) = n(\text{H}_2\text{S}) = 0,15 \text{ моль}; \quad n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{S}) = 0,15 \text{ моль}.$$

4. Рассчитаем массу раствора гидроксида калия:

$$m = \rho V; \quad m(\text{р-ра KOH}) = 1,21 \text{ г/мл} \cdot 50,4 \text{ мл} = 61 \text{ г}.$$

5. Рассчитаем массу и количество вещества гидроксида калия:

$$m(\text{KOH}) = w(\text{KOH}) \cdot m(\text{р-ра KOH}); \quad m(\text{KOH}) = 0,23 \cdot 61 \text{ г} = 14,03 \text{ г};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{14,03 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}.$$

6. Определим, какая соль образовалась: кислая (2) или средняя (3). Для этого найдем соотношение количеств вещества реагентов:

$$n(\text{SO}_2) : n(\text{KOH}) = 0,15 : 0,25 = 1 : 1,67.$$

Чтобы образовалась только кислая соль, соотношение реагентов должно быть 1:1 (см. уравнение (2)); чтобы образовалась только средняя соль, соотношение реагентов должно быть 1:2 (см. уравнение (3)). Следовательно, образовались и кислая, и средняя соли.

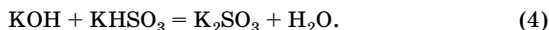
7. По уравнению (2) найдем количество вещества гидроксида калия, вступившего в реакцию, и количество вещества образующейся соли:

$$n(\text{KOH}) = n(\text{SO}_2) = 0,15 \text{ моль}; \quad n(\text{KHSO}_3) = n(\text{SO}_2) = 0,15 \text{ моль}.$$

8. Найдем избыточное количество вещества KOH:

$$n_{\text{изб}}(\text{KOH}) = 0,25 \text{ моль} - 0,15 \text{ моль} = 0,1 \text{ моль}.$$

Избыточное количество KOH прореагирует с частью кислой соли по уравнению:



9. По уравнению (4) найдем количество вещества KHSO_3 , вступившего в реакцию, и количество вещества K_2SO_3 :

$$n(\text{KHSO}_3) = n(\text{K}_2\text{SO}_3) = n_{\text{изб}}(\text{KOH}) = 0,1 \text{ моль.}$$

10. Найдем количество вещества KHSO_3 , оставшегося в растворе:

$$n(\text{KHSO}_3) = 0,15 \text{ моль} - 0,1 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль.}$$

11. Рассчитаем массы солей KHSO_3 и K_2SO_3 в растворе:

$$m = nM; \quad m(\text{KHSO}_3) = 0,05 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 6 \text{ г};$$

$$m(\text{K}_2\text{SO}_3) = 0,1 \text{ моль} \cdot 158 \text{ г/моль} = 15,8 \text{ г.}$$

12. Рассчитаем массу полученного раствора $m'(\text{р-ра})$:

$$m'(\text{р-ра}) = m(\text{р-ра KOH}) + m(\text{SO}_2) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{SO}_2) = 0,15 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 9,6 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,15 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 2,7 \text{ г};$$

$$m'(\text{р-ра}) = 61 \text{ г} + 9,6 \text{ г} + 2,7 \text{ г} = 73,3 \text{ г.}$$

13. Рассчитаем массовые доли солей в растворе:

$$w(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \% ; \quad w(\text{KHSO}_3) = \frac{6 \text{ г}}{73,3 \text{ г}} \cdot 100 \% = 8,19 \% ;$$

$$w(\text{K}_2\text{SO}_3) = \frac{15,8 \text{ г}}{73,3 \text{ г}} \cdot 100 \% = 21,56 \% .$$

О т в е т: $w(\text{KHSO}_3) = 8,19 \% ; w(\text{K}_2\text{SO}_3) = 21,56 \% .$

Азот, фосфор и их соединения

Общая характеристика VA группы

В VA группу Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (подгруппу азота) входят *p*-элементы азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi.

Электронное строение внешнего энергетического уровня их атомов — ns^2np^3 . Характерные валентности для азота — III, IV; для остальных элементов — III и V. Степени окисления $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5$ (для азота); $-3, 0, +3, +5$ (для остальных элементов подгруппы).

Как и в других главных подгруппах, в подгруппе азота с возрастанием порядкового номера закономерно изменяются свойства элементов и образованных ими веществ. Однако, по сравнению с эле-

ментами VIIA и VIA групп, в VA группе по мере увеличения заряда ядра свойства изменяются более резко: металлические свойства заметны уже у мышьяка, сурьма в равной степени обладает и металлическими, и неметаллическими свойствами, у висмута металлические свойства преобладают над неметаллическими.

С водородом элементы подгруппы азота образуют соединения общей формулы ЭН_3 , представляющие собой ядовитые газы с резкими характерными запахами, сильные восстановители. Молекулы ЭН_3 полярны, имеют пирамидальную форму. В ряду NH_3 — PH_3 — AsH_3 — SbH_3 устойчивость молекул резко падает (BiH_3 не получен), растворимость в воде уменьшается, восстановительная способность возрастает. Связь Э—Н в летучих водородных соединениях элементов подгруппы азота менее полярна, чем в соответствующих соединениях галогенов и халькогенов (HCl , H_2S и т. д.), поэтому в водных растворах они не проявляют кислотных свойств.

С кислородом элементы подгруппы азота образуют оксиды состава $\text{Э}_2\text{O}_3$ и $\text{Э}_2\text{O}_5$, которым соответствуют гидроксиды типа HЭO_2 , или $\text{H}_3\text{ЭO}_3$ ($\text{Э}(\text{OH})_3$) и HЭO_3 , или $\text{H}_3\text{ЭO}_4$. В пределах подгруппы от азота к висмуту кислотные свойства оксидов и соответствующих им гидроксидов уменьшаются и возрастают основные свойства:

N_2O_3	P_2O_3	As_2O_3	Sb_2O_3	Bi_2O_3
кислотные оксиды		кислотный оксид с признаками амфотерности	амфотерный оксид с преобладанием основных свойств	основный оксид
HNO_2	H_3PO_3	H_3AsO_3	$\text{Sb}(\text{OH})_3$	$\text{Bi}(\text{OH})_3$
	слабые кислоты		амфотерный гидроксид	основание

Устойчивость кислородных соединений элементов в степени окисления +3 увеличивается от азота к висмуту, в степени окисления +5 — ослабевает, поэтому P^{+3} — хороший восстановитель, а Bi^{+5} — сильный окислитель.

Азот

Электронное строение атома азота $1s^2 2s^2 2p^3$. На p -подуровне три неспаренных электрона, которые могут образовать три связи по обменному механизму, одна пара электронов на s -подуровне может участвовать в образовании связи по донорно-акцепторному механизму, поэтому максимальная валентность азота равна IV.

Азот N_2 — бесцветный газ, без вкуса и запаха, плохо растворим в воде. Связь в молекуле ковалентная неполярная, тройная ($\text{N}\equiv\text{N}$, 1σ - и 2π -связи), очень прочная ($E_{\text{св}} = 945$ кДж/моль), поэтому азот при обычных условиях инертен.

Азот составляет основную часть воздуха, где его содержится 78 % по объему, он также встречается в природе в виде селитр. Азот — важнейший компонент белков и нуклеиновых кислот.

В технике азот получают фракционной перегонкой жидкого воздуха, из которого он испаряется первым ($t_{\text{кип}} = -196\text{ }^{\circ}\text{C}$), в лаборатории — химическим путем:



Молекулярный азот — химически малоактивное вещество, условия возможных реакций, как правило, жесткие: высокая температура, давление, присутствие катализатора, электрический разряд (табл. 61).

Таблица 61

Химические свойства азота

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с металлами	$6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$ $3\text{Mg} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} \text{Mg}_3\text{N}_2$ $3\text{Ca} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} \text{Ca}_3\text{N}_2$	Азот — окислитель. С литием реагирует при комнатной температуре, с остальными металлами — при нагревании; нитриды разлагаются водой
2. Взаимодействие с неметаллами	$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \xrightleftharpoons[t, p, \text{кат.}]{} 2\text{NH}_3$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{ал. дуга}} 2\text{NO} - Q$ $3\text{F}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NF}_3$	Азот — окислитель Азот — восстановитель

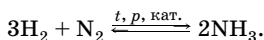
Аммиак

Атом азота в молекуле аммиака находится в состоянии sp^3 -гибридизации. Молекула NH_3 имеет форму правильной пирамиды с атомом азота в вершине, основанием является треугольник из атомов водорода. Валентный угол — $107,3^{\circ}$.

Аммиак — бесцветный газ с резким удушающим запахом, легче воздуха. Молекулы NH_3 полярны, поэтому аммиак хорошо растворим в воде (в 1 л воды при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ растворяется 700 л аммиака). В растворе между молекулами аммиака и воды возникают водородные связи, в результате чего получаются гидраты аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (NH_4OH). Разбавленные растворы аммиака (3–10 %) называют нашатырным спиртом, концентрированные (18–25 %) — аммиачной водой. Аммиак легко сжижается, в жидком веществе молекулы связаны водородными связями. Жидкий аммиак, подобно воде, является прекрасным ионизирующим растворителем.

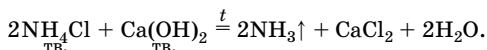
Получение

1. В промышленности — синтезом из простых веществ (процесс Габера):



Реакция обратимая, экзотермическая. Оптимальные условия ее проведения: температура 500 °С, давление 300–350 атм (15–100 МПа), катализатор — пористое железо с добавками оксидов Al_2O_3 , CaO , K_2O . Однако и при таких условиях выход аммиака составляет не более 30 %, поэтому в промышленных установках используют *принцип циркуляции реагирующих веществ*: непрореагировавшие вещества отделяют от продуктов реакции и снова возвращают в реактор для дальнейшего использования, что позволяет увеличить выход аммиака до 95 %.

2. В лаборатории — при нагревании солей аммония со щелочами:



Аммиак обладает большой химической активностью. Атом азота в молекуле аммиака проявляет низшую степень окисления –3, поэтому является сильным восстановителем. Помимо этого, атом азота, имеющий неподеленную электронную пару, может быть донором электронов, и в кислотно-основных взаимодействиях аммиак проявляет основные свойства (табл. 62).

Таблица 62

Химические свойства аммиака

Свойство	Химизм процесса	Примечание
Основные свойства		
1. Взаимодействие с водой	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	Слабое основание ($K_d = 1,8 \times 10^{-5}$), водный раствор имеет щелочную среду
2. Взаимодействие с кислотами	$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4$ $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{HSO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{HCO}_3$	Способ получения солей аммония
3. Взаимодействие с солями	$2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{FeCl}_2 =$ $= 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ $3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{AlCl}_3 =$ $= 3\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$	Осаждает из водных растворов солей гидроксиды металлов, нерастворимые в воде

Окончание табл. 62

Свойство	Химизм процесса	Примечание
4. Взаимодействие с катионами <i>d</i> -элементов	$\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ $\text{AgCl} + 2\text{NH}_3 \xrightleftharpoons{t} [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ $\text{Ag}_2\text{O} + 4\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	Образование комплексных соединений — аммиакатов; NH_3 — лиганд. Аммиачные растворы Ag_2O , Cu_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ используют как реактивы в качественном анализе для обнаружения альдегидов, восстанавливающих олигосахаридов
Восстановительные свойства		
1. Взаимодействие с оксидами	$2\text{NH}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightleftharpoons{t} \text{N}_2 + 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \xrightleftharpoons{t} \text{N}_2 + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$	Восстанавливает металлы, стоящие правее железа в ряду напряжений, из их оксидов
2. Взаимодействие с кислородом	$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \xrightleftharpoons{t} 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightleftharpoons[t, \text{кат.}]{} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$	Горение (без катализатора) Каталитическое окисление (катализатор Pt или Cr_2O_3)
3. Взаимодействие с галогенами	$8\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 = \text{N}_2 + 6\text{NH}_4\text{Cl} \text{ (или HCl)}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{Br}_2 = \text{N}_2 + 6\text{HBr}$	Воспламеняется в атмосфере F_2 и Cl_2
4. Взаимодействие с другими окислителями	$2\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_3 + 2\text{KMnO}_4 = 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$	
Окислительные свойства		
Взаимодействие с металлами	$2\text{NH}_3 + 2\text{Na} = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">амид натрия</p> $2\text{NH}_3 + 2\text{Al} = 2\text{AlN} + 3\text{H}_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">нитрид алюминия</p>	NH_3 — окислитель за счет H^{+1}
Другие реакции		
1. Взаимодействие с углекислым газом	$2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons{t} \text{H}_2\text{O} + \text{CO}(\text{NH}_2)_2$	Получение мочевины (карбамида) — ценного азотного удобрения
2. Взаимодействие с органическими веществами	$\text{R}-\text{CHCl}-\text{COOH} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{R}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$	Синтез α -аминокислот

Соли аммония

Соли аммония – кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. В водных растворах полностью диссоциируют. Их получают при взаимодействии аммиака или его водного раствора с соответствующими кислотами (см. табл. 62). Соли аммония проявляют общие свойства солей и специфические свойства (табл. 63).

Таблица 63

Химические свойства солей аммония

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие со щелочами	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3\uparrow$	Качественная реакция на NH_4^+ , выделяющийся газ обнаруживают по характерному запаху или по окрашиванию влажной лакмусовой бумаги в синий цвет
2. Взаимодействие с кислотами	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Если кислота более сильная, чем та, которая образует соль
3. Взаимодействие с солями	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$	Если в результате реакции выпадает осадок
4. Разложение при нагревании	$\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t} \text{NH}_3 + \text{HCl}$ $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{NH}_3\uparrow + \text{NH}_4\text{HSO}_4$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t} \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \text{N}_2\text{O}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t} \text{N}_2\uparrow + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_4\text{MnO}_4 \xrightarrow{t} \text{N}_2\uparrow + 2\text{MnO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	<p>Продукты зависят от природы кислотного остатка (аниона), образующего соль:</p> <p>если это анион кислоты-неокислителя, то разложение происходит без изменения степеней окисления и образуется аммиак;</p> <p>если это анион кислоты-окислителя, то разложение сопровождается изменением степеней окисления</p>
5. Гидролиз	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$	Соли сильных кислот имеют кислотную среду (гидролизуются по катиону)

Соли аммония применяют в медицине (NH_4Cl — нашатырь), сельском хозяйстве в качестве азотных удобрений, производстве взрывчатых веществ — аммоналов.

Оксиды азота

Среди элементов VA группы только азот образует пять оксидов с разной степенью окисления атома азота. Они различаются по составу, строению, физическим и химическим свойствам (табл. 64).

Таблица 64

Краткая характеристика оксидов азота

Формула оксида	Физические свойства	Получение	Химические свойства
N_2O	Бесцветный газ, имеет приятный сладковатый запах, обладает наркотическим действием, растворим в воде, неядовит	$NH_4NO_3 \xrightarrow{t} N_2O + 2H_2O$	1. Несолеобразующий оксид; с водой не взаимодействует 2. Разлагается: $2N_2O \xrightarrow{t} 2N_2 + O_2$ 3. Окислитель: $N_2O + H_2 \xrightarrow{t} N_2 + H_2O$ 4. Восстановитель: $5N_2O + 8KMnO_4 + 12H_2SO_4 = 10HNO_3 + 8MnSO_4 + 4K_2SO_4 + 7H_2O$
NO	Бесцветный газ без запаха, малорастворим в воде, ядовит	1. $N_2 + O_2 \xrightleftharpoons{\text{эл. дуга}} 2NO - Q$ 2. В промышленности: $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{t, Pt} 4NO + 6H_2O$ 3. В лаборатории: $3Cu + 8HNO_3 = 2NO + 30\% + 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O$	1. Несолеобразующий оксид; с водой не взаимодействует 2. Восстановитель: $2NO + O_2 = 2NO_2$ $10NO + 6KMnO_4 + 9H_2SO_4 = 10HNO_3 + 6MnSO_4 + 3K_2SO_4 + 4H_2O$ 3. Окислитель: $2NO + 2H_2 = N_2 + 2H_2O$ $2NO + 2SO_2 = 2SO_3 + N_2$
N_2O_3	Темно-синяя жидкость, растворим в воде, $t_{\text{кип}} = 4^\circ C$	При охлаждении смеси: $NO + NO_2 \rightleftharpoons N_2O_3$	Кислотный оксид, проявляет все свойства кислотных оксидов: $N_2O_3 + H_2O = 2HNO_3$ $N_2O_3 + 2NaOH = 2NaNO_2 + H_2O$

Азотистая кислота проявляет общие свойства кислот, взаимодействуя с химически активными металлами, их оксидами и гидроксидами.

В молекуле HNO_2 атом азота имеет промежуточную степень окисления (+3), поэтому азотистая кислота проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства (табл. 65).

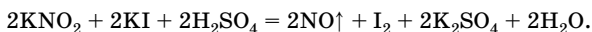
Таблица 65

Окислительно-восстановительные свойства азотистой кислоты

Свойство	Химизм процесса	Примечание
Окислительные свойства	$2\text{HNO}_2 + 2\text{HI} = 2\text{NO} \uparrow + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Окислительные свойства наиболее характерны; HNO_2 восстанавливается чаще всего до NO
Восстановительные свойства	$\text{HNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ $= \text{HNO}_3 + 2\text{HBr}$ $5\text{HNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 5\text{HNO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 +$ $+ 3\text{H}_2\text{O}$	Более сильные окислители окисляют HNO_2 до азотной кислоты

Соли азотистой кислоты — нитриты. Это бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде (кроме AgNO_2), токсичны. Нитриты, как и азотистая кислота, обладают окислительно-восстановительной двойственностью.

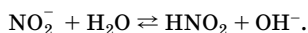
1. Окислительные свойства:



2. Восстановительные свойства:

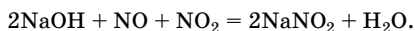


Нитриты как соли слабой кислоты гидролизуются по аниону, создавая в растворе щелочную среду:



Получение нитритов

1. Пропускание смеси оксидов азота(II) и (IV) через раствор щелочи:



2. Разложение нитратов активных металлов:



Нитриты — высокотоксичные соединения, так как окисляют содержащийся в гемоглобине ион Fe^{2+} , в результате гемоглобин пере-

стает выполнять в организме функцию переносчика кислорода. Кроме того, нитриты служат причиной образования в продуктах питания канцерогенных веществ — нитрозоаминов. Поэтому, несмотря на то что нитриты — хорошие консерванты, их добавки в продукты питания запрещены.

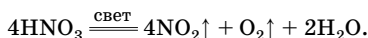
Азотная кислота

Азотная кислота HNO_3 — бесцветная летучая жидкость с резким запахом, «дымит» на воздухе из-за образования ее парами с влагой воздуха капелек тумана. С водой азотная кислота смешивается в любых соотношениях.

В молекуле HNO_3 атом азота образует четыре ковалентные связи с атомами кислорода: три по обменному механизму и одну — по донорно-акцепторному, поэтому в HNO_3 азот проявляет валентность IV, а степень окисления +5.

Химические свойства

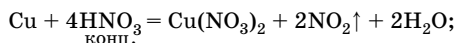
1. При длительном стоянии на свету азотная кислота разлагается, приобретая желтый оттенок за счет выделяющегося оксида азота(IV):



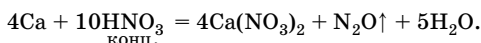
2. Азотная кислота проявляет высокую химическую активность. Она является и сильной кислотой, и хорошим окислителем. В водном растворе азотная кислота — сильный электролит, практически полностью диссоциирует и, как другие кислоты, реагирует с основными и амфотерными оксидами, основаниями, солями более слабых кислот.

3. Реакции азотной кислоты с металлами отличаются от аналогичных взаимодействий других кислот. Азотная кислота, как разбавленная, так и концентрированная, является окислителем только за счет атома азота в степени окисления +5, поэтому при взаимодействии ее с металлами *водород, как правило, не выделяется*. Обычно образуется смесь продуктов восстановления нитрат-иона: NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_3 (NH_4NO_3). Состав продукта восстановления зависит от активности металла, концентрации азотной кислоты и условий проведения реакций. В уравнении реакции обычно указывают преобладающий продукт.

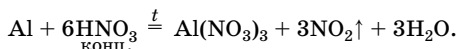
• Концентрированная азотная кислота ($w > 60\%$) при взаимодействии с неактивными металлами (Cu , Ag , Hg), а также с металлами средней активности (Ni , Zn , Pb и др.) восстанавливается до NO_2 :



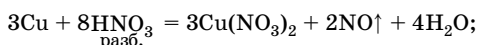
с активными металлами (до Al в ряду напряжений) — до N_2O :



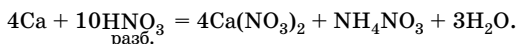
• Концентрированная азотная кислота не взаимодействует с Al, Fe, Cr при обычных условиях вследствие их пассивации, однако при нагревании реакции протекают:



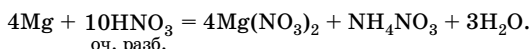
• Разбавленная азотная кислота при взаимодействии с неактивными металлами (Cu, Ag, Hg), а также с металлами средней активности (Ni, Zn, Pb и др.) восстанавливается до NO:



с активными металлами (до Al) — до NH_3 (NH_4NO_3):

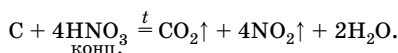
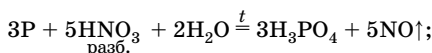
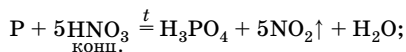
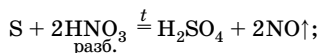
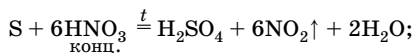


• Очень разбавленная азотная кислота при взаимодействии с металлами средней активности (Zn, Mg и др.) восстанавливается до NH_4NO_3 :

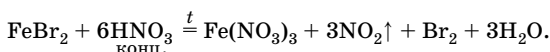
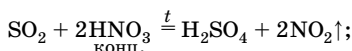
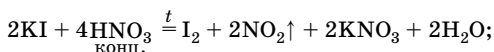
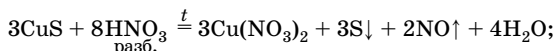


• Азотная кислота не взаимодействует с золотом и платиновыми металлами, но их можно растворить в «царской водке» (смесь HNO_3 и HCl в отношении 1 : 3 или 1 : 4).

4. Азотная кислота окисляет неметаллы до соответствующих кислот, сама при этом восстанавливается до NO_2 (концентрированная) или до NO (разбавленная):



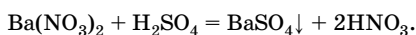
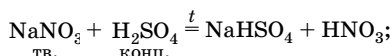
5. Свойства окислителя азотная кислота может проявлять и в реакциях со сложными веществами:



6. Азотная кислота взаимодействует со многими органическими соединениями: алканами, аренами, фенолами, спиртами, углеводами (см. раздел «Органическая химия»).

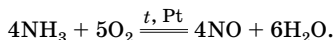
Получение азотной кислоты

В лабораторных условиях азотную кислоту получают из ее солей действием концентрированной серной кислоты:

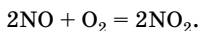


Промышленное получение азотной кислоты основано на использовании в качестве сырья аммиака. Открытие промышленного способа окисления аммиака в азотную кислоту принадлежит русскому инженеру-химику И. И. Андрееву – основателю азотной промышленности в России. Он предложил применять при окислении аммиака кислородом воздуха катализатор – платиновую сетку. Весь процесс получения азотной кислоты протекает в три стадии:

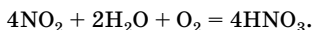
1. Каталитическое окисление аммиака на платиновом катализаторе до оксида азота(II) при 900 °С:



Окисление оксида азота(II) кислородом воздуха при обычной температуре:



Поглощение оксида азота(IV) водой в присутствии избытка кислорода:



В результате образуется разбавленная кислота (40–60 %). Концентрированную азотную кислоту получают перегонкой разбавленной в смеси с концентрированной серной кислотой.

Свойства солей азотной кислоты

Нитраты – бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимы в воде.

1. Нитраты термически неустойчивы. Продукты разложения нитратов зависят от активности металла, входящего в состав данной соли. По характеру термического разложения нитраты делят на несколько групп.

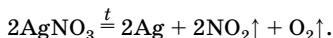
- Соли щелочных и щелочно-земельных металлов (до Mg) разлагаются на нитрит и кислород:



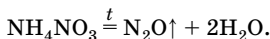
- Соли менее активных металлов (от Mg до Cu) разлагаются с образованием оксида металла, оксида азота(IV) и кислорода:



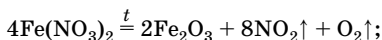
- Соли малоактивных металлов (правее Cu) разлагаются с образованием металла, оксида азота(IV) и кислорода:



- Нитрат аммония разлагается без твердого остатка:



- При разложении нитратов железа(II) и марганца(II) степень окисления металлов меняется до более устойчивой:



2. В нейтральных водных растворах нитраты не проявляют окислительных свойств, но при подкислении растворов участвуют в таких же реакциях, как и разбавленная азотная кислота:



В щелочной среде нитраты окисляют металлы Mg, Al, Zn:



Расплавы нитратов — сильные окислители, например, нагревание селитр (нитратов щелочных металлов и аммония) с восстановителями (C, S, Al) приводит к взрыву. На этом основано действие пороховой смеси.

3. Нитраты, образованные слабыми основаниями, подвергаются гидролизу по катиону, водные растворы таких солей имеют кислотную среду.

4. Нитраты также проявляют свойства, характерные для класса солей.

Фосфор

Фосфор — *p*-элемент, ближайший аналог азота. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня его атома $3s^23p^3$. В своих соединениях фосфор способен проявлять валентности III (основное состояние) и V (возбужденное состояние, $3s^13p^33d^1$) и различные степени окисления (табл. 66). Наиболее устойчивы соединения, в которых атом фосфора имеет степень окисления +5.

Таблица 66

Возможные степени окисления фосфора:

Степень окисления	Примеры соединений
-3	$\text{PH}_3, \text{Ca}_3\text{P}_2$
0	P_4, P (красный)
+1	$\text{H}_3\text{PO}_2, \text{KH}_2\text{PO}_2$
+3	$\text{P}_2\text{O}_3, \text{H}_3\text{PO}_3, \text{Na}_2\text{HPO}_3$
+5	$\text{P}_2\text{O}_5, \text{HPO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{K}_3\text{PO}_4$

Электроотрицательность фосфора значительно ниже, чем у галогенов, кислорода, азота, поэтому его неметаллические свойства выражены слабее, чем у этих элементов, и восстановительная активность преобладает над окислительной.

Фосфор – достаточно распространенный элемент на Земле, но в виде простого вещества в природе не встречается. Он входит в состав фосфоритов и апатитов, содержащих фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Фосфор – это органический элемент, входит в состав всех живых организмов (содержится в костях, мышцах, нервных тканях, в виде ионов PO_4^{3-} входит в состав нуклеиновых кислот).

Известно большое число аллотропных модификаций фосфора, из которых наиболее известны белый, красный и черный фосфор (табл. 67).

Таблица 67

Особенности аллотропных модификаций фосфора

Аллотропная модификация	Физические свойства	Получение
Белый фосфор	Бесцветное воскообразное вещество с чесночным запахом, ядовитое, легкоплавкое ($t_{\text{пл}} = 44^\circ\text{C}$) и летучее, светится в темноте; не растворимо в воде, но растворяется в органических растворителях, имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой находятся молекулы P_4 , имеющие форму тетраэдра	В промышленности прокаливанием фосфоритов или апатитов в электрических печах с песком и углем без доступа воздуха: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{SiO}_2 + 5\text{C} \xrightarrow{t} 2\text{P} + 5\text{CO} + 3\text{CaSiO}_3$
Красный фосфор	Порошок красно-бурого цвета, без запаха, не ядовит, не светится в темноте, не растворяется в воде и сероуглероде; имеет атомную кристаллическую решетку, является неорганическим полимером	Длительным нагреванием белого фосфора без доступа воздуха при 300°C : $\text{P} (\text{белый}) \xrightarrow{t} \text{P} (\text{красный})$
Черный фосфор	Похож на графит, жирный на ощупь, имеет металлический блеск, электропроводен, не ядовит, негорюч; имеет атомную кристаллическую решетку, является неорганическим полимером	Длительным нагреванием белого фосфора без доступа воздуха при 200°C и $12\,000$ атм: $\text{P} (\text{белый}) \xrightarrow{t, p} \text{P} (\text{черный})$

В отличие от молекулярного азота фосфор химически весьма активен. Наибольшую химическую активность из всех аллотропных модификаций проявляет белый фосфор. Так как в простом веществе атомы фосфора находятся в промежуточной степени окисления 0, то фосфор способен проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства (табл. 68).

Таблица 68

Химические свойства фосфора

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с неметаллами	$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$ $4P + 3O_2 = 2P_2O_3$ $2P + 5S = P_2S_5$ $2P + 3S = P_2S_3$ $2P + 5Cl_2 = 2PCl_5$ $2P + 3Cl_2 = 2PCl_3$ $2P + 3I_2 = 2PI_3$	Фосфор — восстановитель; при недостатке окислителя образуются соединения фосфора в степени окисления +3
2. Взаимодействие со сложными веществами — окислителями	$2P + 5H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 5SO_2 \uparrow + 2H_2O$ (конц.) $P + 5HNO_3 = H_3PO_4 + 5NO_2 \uparrow + H_2O$ (конц.) $3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO \uparrow$ (разб.) $6P + 5KClO_3 = 3P_2O_5 + 5KCl$ $8P + 10NO_2 = 4P_2O_5 + 5N_2 \uparrow$	Фосфор — восстановитель; с другими кислотами не взаимодействует Реакция протекает при зажигании спичек Горит в атмосфере NO_2 и CO_2
3. Взаимодействие с щелочами	$4P + 3KOH + 3H_2O \xrightarrow{t} PH_3 \uparrow + 3KN_2PO_2$	Реакция диспропорционирования
4. Взаимодействие с металлами	$2P + 3Mg \xrightarrow{t} Mg_3P_2$ $P + 3Na \xrightarrow{t} Na_3P$	Фосфор — окислитель; фосфиды легко разлагаются водой и кислотами

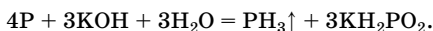
Фосфор как окислитель может взаимодействовать с некоторыми неметаллами, например с кремнием и мышьяком. С водородом фосфор непосредственно не взаимодействует.

Фосфин

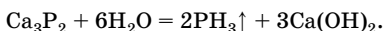
Фосфин PH_3 — летучее водородное соединение, в котором фосфор проявляет степень окисления -3 . Молекула фосфина, как и молекула аммиака, имеет форму тригональной пирамиды с углом между связями $93,5^\circ$. Фосфин — бесцветный газ с чесночным запахом, очень ядовит, в отличие от аммиака малорастворим в воде. Водородные связи между молекулами PH_3 почти не образуются, поэтому фосфин имеет более низкие температуры плавления и кипения.

В отличие от аммиака, фосфин не может быть получен прямым синтезом из простых веществ, его получают косвенным путем:

1. Взаимодействием фосфора с водными растворами щелочей:



2. При необратимом гидролизе фосфидов:



В природе фосфин образуется при гниении органических соединений, богатых фосфором.

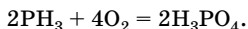
По химическим свойствам фосфин напоминает аммиак, но его основные свойства выражены слабее, чем у аммиака, так как электроотрицательность фосфора меньше. Ион фосфония PH_4^+ образуется только при взаимодействии с сильными кислотами (HClO_4 , HCl , HI):



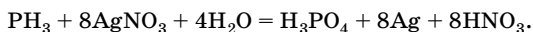
Соли фосфония существуют только в твердом состоянии, в воде они полностью гидролизуются.

Восстановительные свойства у фосфина выражены сильнее, чем у аммиака:

1. Легко окисляется кислородом воздуха:



2. Восстанавливает некоторые малоактивные металлы из их солей:



Оксиды фосфора

При взаимодействии фосфора с кислородом получают различные оксиды (в зависимости от условий): при горении фосфора в избытке кислорода — оксид фосфора(V), или фосфорный ангидрид P_2O_5 ; в недостатке — оксид фосфора(III) P_2O_3 (табл. 69).

Таблица 69

Свойства оксидов фосфора

P_2O_3	P_2O_5
Физические свойства	
Белое кристаллическое вещество, похожее на воск, легкоплавкое ($t_{пл} = 23,8\text{ }^\circ\text{C}$), ядовито, имеет молекулярную кристаллическую решетку, существует в виде димеров P_4O_6	Белое кристаллическое вещество, похожее на снег, при нагревании возгоняется, имеет молекулярную кристаллическую решетку, существует в виде димеров P_4O_{10} , очень гигроскопично, поэтому применяется как осушающее и водоотнимающее средство
Химические свойства	
1. Как кислотные оксиды взаимодействуют с водой, образуя соответствующие кислоты:	
$P_2O_3 + 3H_2O = \underset{\substack{\text{фосфористая} \\ \text{кислота}}}{2H_3PO_3}$	$P_2O_5 + H_2O = \underset{\substack{\text{метафосфорная} \\ \text{кислота}}}{2HPO_3}$ $P_2O_5 + 3H_2O \xrightleftharpoons{t} \underset{\substack{\text{ортофосфорная} \\ \text{кислота}}}{2H_3PO_4}$ $P_2O_5 + 2H_2O \xrightleftharpoons{t} \underset{\substack{\text{пирофосфорная} \\ \text{кислота}}}{H_4P_2O_7}$ <p>Фосфорный ангидрид способен поглощать не только свободную, но и химически связанную воду. Это свойство используется для получения ангидридов некоторых кислот:</p> $P_2O_5 + 2HClO_4 = 2HPO_3 + Cl_2O_7$
2. Взаимодействуют со щелочами и основными оксидами, образуя соли:	
$P_2O_3 + 4NaOH = \underset{\substack{\text{фосфит натрия}}}{2Na_2HPO_3} + H_2O$	$P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$ $P_2O_5 + 4NaOH = 2Na_2HPO_4 + H_2O$ $P_2O_5 + 2NaOH + H_2O = 2NaNH_2PO_4$ $P_2O_5 + 3CaO = Ca_3(PO_4)_2$
3. Сильный восстановитель: $P_2O_3 + O_2 = P_2O_5$	3. Ярко выраженных окислительных свойств не проявляет, так как степень окисления +5 является устойчивой: $P_2O_5 + 5C \xrightleftharpoons{t} 2P + 5CO$

Кислоты фосфора

Фосфор образует большое число кислот. Наиболее известные:

$\text{H}_3\overset{+1}{\text{P}}\text{O}_2$ — фосфорноватистая кислота, одноосновная;

$\text{H}_3\overset{+3}{\text{P}}\text{O}_3$ — фосфористая кислота, двухосновная;

HPO_3 — метафосфорная кислота, одноосновная;

$\text{H}_3\overset{+5}{\text{P}}\text{O}_4$ — ортофосфорная кислота, трехосновная;

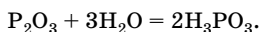
$\text{H}_4\overset{+5}{\text{P}}_2\text{O}_7$ — пиропосфорная кислота, четырехосновная.

В молекулах всех этих кислот атом фосфора образует пять ковалентных связей, т. е. имеет валентность V. Наибольшее значение имеют фосфористая и ортофосфорная кислоты.

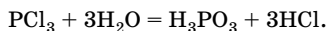
Фосфористая кислота H_3PO_3 — бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, в водном растворе — кислота средней силы.

Получение

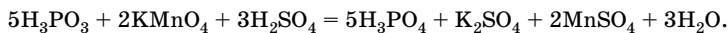
1. Растворение оксида фосфора(III) в воде:



2. Гидролиз хлорида фосфора(III):



В кислотно-основных взаимодействиях фосфористая кислота проявляет все свойства, характерные для кислот. В окислительно-восстановительных реакциях кислота и ее соли — фосфиты, так же как и оксид фосфора(III), проявляют сильные восстановительные свойства:



Ортофосфорная кислота H_3PO_4 — бесцветное кристаллическое вещество, очень гигроскопичное и легкоплавкое, с водой смешивается в любых отношениях, в водном растворе — кислота средней силы. Проявляет все общие свойства кислот (табл. 70).

Таблица 70

Химические свойства ортофосфорной кислоты

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с металлами	$3\text{Ca} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 =$ $= \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{H}_2\uparrow$	Реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода; выступает в роли окислителя за счет H^{+1}
2. Взаимодействие с основными оксидами	$3\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 =$ $= \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$	Фосфат кальция входит в состав костей
3. Взаимодействие с основаниями	$3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Как трехосновная кислота образует средние соли (фосфаты) и кислые (гидро- и дигидрофосфаты)
4. Взаимодействие с солями	$3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 =$ $= 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $3\text{AgNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 =$ $= \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{HNO}_3$	Реагирует с солями более слабых и летучих кислот Качественная реакция на ион PO_4^{3-} (выпадает желтый осадок)
5. Взаимодействие с аммиаком	$\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ $2\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$	Средняя соль не образуется

В отличие от азотной кислоты ортофосфорная кислота окислителем за счет аниона PO_4^{3-} не является.

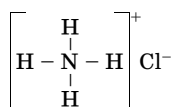
Фосфорная кислота образует с нуклеозидами сложные эфиры, которые являются структурными фрагментами природных биополимеров — нуклеиновых кислот (см. раздел «Органическая химия»).

Решение типовых задач

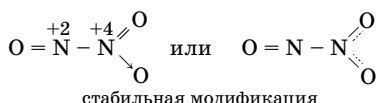
Задача 23. Укажите степень окисления и валентность атомов азота в соединениях, формулы которых NH_4Cl , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . Напишите структурные формулы этих соединений.

Решение

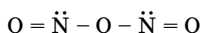
1. NH_4Cl — степень окисления атома азота равна -3 , валентность IV.



2. N_2O_3 — степени окисления атомов азота равны $+2$ и $+4$, валентности III и IV.

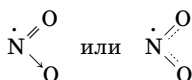


стабильная модификация

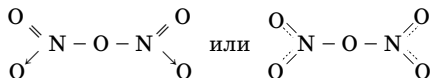


нестабильная модификация

3. NO_2 — степень окисления атома азота равна $+4$, валентность III:



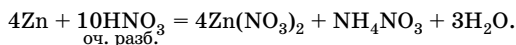
4. N_2O_5 — степень окисления атомов азота $+5$, валентность IV:



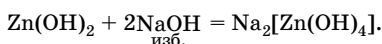
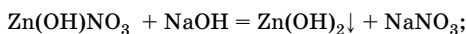
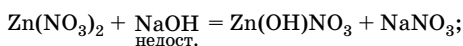
Задача 24. Напишите уравнения химических реакций, которые произойдут при растворении цинка в очень разбавленной азотной кислоте и последующем постепенном прибавлении к полученному раствору раствора щелочи.

Решение

При взаимодействии очень разбавленной азотной кислоты с металлами средней активности нитрат-ион восстанавливается до N^{-3} , т.е. продуктом восстановления является нитрат аммония:



Образующиеся в растворе соли будут вступать во взаимодействие с раствором щелочи:

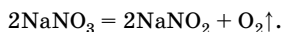


Задача 25. Как отличить фосфат натрия от нитрата натрия? Предложите несколько способов решения.

Решение

Способ 1

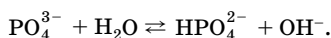
Нагреть оба вещества. Нитраты термически неустойчивы, поэтому нитрат натрия будет разлагаться с образованием кислорода, наличие которого можно доказать с помощью тлеющей лучинки:



Фосфат натрия разлагаться не будет.

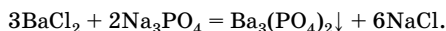
Способ 2

Растворить обе соли в воде и добавить фенолфталеин. Нитрат натрия гидролизу не подвергается (так как образован сильным основанием и сильной кислотой), среда нейтральная, окраска фенолфталеина не изменится. Фосфат натрия в водном растворе подвергается гидролизу по аниону (так как образован сильным основанием и слабой кислотой), среда щелочная, фенолфталеин приобретет малиновую окраску:



Способ 3

Растворить оба вещества в воде и добавить раствор хлорида бария. Нитрат натрия с хлоридом бария не взаимодействует, так как не происходит связывания ионов. При взаимодействии фосфата натрия с хлоридом бария выпадает осадок:

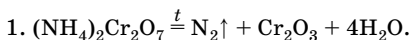


Задача 26. Установите соответствие между формулами исходных веществ и образующихся в результате реакций газов.

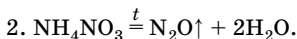
Формулы исходных веществ	Формулы образующихся газов
1) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	А) NH_3
2) NH_4NO_3	Б) N_2
3) $\text{Ag} + \text{HNO}_3$ разб.	В) N_2O
4) $\text{NH}_3 + \text{O}_2$	Г) NO
	Д) NO_2

Решение

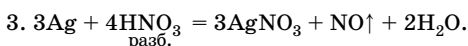
Составим уравнения реакций с участием предложенных исходных веществ:



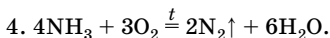
Разложение сопровождается изменением степеней окисления, так как в составе соли анион кислоты-окислителя. Ответ Б.



Разложение сопровождается изменением степени окисления азота, так как в составе соли анион кислоты-окислителя. Ответ В.



Серебро — неактивный металл, а азотная кислота — сильный окислитель за счет NO_3^- . Ответ Г.

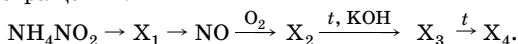


Окисление аммиака без катализатора. Ответ Б.

О т в е т:

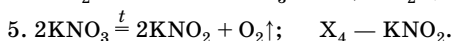
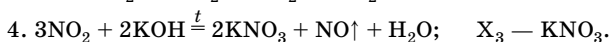
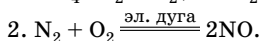
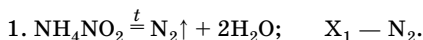
1	2	3	4
Б	В	Г	Б

Задача 27. Напишите уравнения реакций в соответствии с цепочкой превращений:



Определите вещества $\text{X}_1 - \text{X}_4$, если известно, что X_1 и X_2 — газы, X_3 и X_4 — твердые вещества.

Решение



О т в е т: $\text{X}_1 - \text{N}_2$; $\text{X}_2 - \text{NO}_2$; $\text{X}_3 - \text{KNO}_3$; $\text{X}_4 - \text{KNO}_2$.

Задача 28. Смешали равные объемы оксида азота(II) и кислорода. После завершения реакции газовую смесь пропустили через раствор щелочи. Как изменится объем газовой смеси: а) после смешивания оксида азота(II) и кислорода; б) после пропускания смеси через раствор щелочи?

Решение

1. Составим уравнение первой реакции:



2. По закону объемных отношений объемы газов в реакции (1) относятся друг к другу как коэффициенты:

$$V(\text{NO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{NO}_2) = 2 : 1 : 2.$$

Пусть в исходной смеси было по 1 объему NO и O₂. В реакцию с 1 объемом NO вступает 0,5 объема O₂; образуется 1 объем NO₂, остается 0,5 объема O₂. Таким образом, после смешивания объем газовой смеси уменьшился до 1,5 объемов.

3. Напишем уравнение реакции NO₂ со щелочью в присутствии кислорода:



4. Найдем объем кислорода, вступившего в реакцию с 1 объемом NO₂ по уравнению (2):

$$V(\text{NO}_2) : V(\text{O}_2) = 4 : 1;$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{1}{4} V(\text{NO}_2) = 0,25.$$

Таким образом, раствор щелочи поглощает 1 объем NO₂ и 0,25 объема O₂; остается 0,25 объема O₂. Объем смеси газов еще больше уменьшается.

О т в е т: а) объем смеси уменьшается с 2 до 1,5 объемов; б) объем смеси уменьшается до 0,25 объемов.

Углерод, кремний и их соединения

Общая характеристика элементов IVA группы

В IVA группу Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (подгруппу углерода) входят *p*-элементы углерод С, кремний Si, германий Ge, олово Sn, свинец Pb.

Электронное строение внешнего энергетического уровня их атомов — ns^2np^2 . Характерные валентности II (основное состояние), IV (возбужденное состояние ns^1np^3). Степени окисления $-4, 0, +2, +4$, причем для углерода и кремния типична степень окисления $+4$, а для олова и свинца — $+2$.

В подгруппе углерода с возрастанием порядкового номера элемента увеличивается радиус атомов, уменьшаются электроотрицательность и энергия ионизации, неметаллические свойства ослабевают и наблюдается существенное усиление металлических свойств. Углерод и кремний — неметаллы, германий, олово и свинец — металлы.

Элементы подгруппы углерода образуют летучие водородные соединения общей формулы ЭН_4 , представляющие собой газы, плохо растворимые в воде. Ввиду близости значений электроотрицательности атомов водорода и элементов подгруппы углерода связи Э–Н являются ковалентными слабополярными, поэтому летучие водородные соединения элементов этой подгруппы не проявляют ни кислотных, ни основных свойств. В ряду $\text{CH}_4\text{—SiH}_4\text{—GeH}_4\text{—SnH}_4$ (PbH_4 не получен) устойчивость молекул падает, химическая активность возрастает.

С кислородом элементы подгруппы углерода образуют оксиды ЭО и ЭО₂. Характер свойств этих оксидов и соответствующих им гидроксидов указан в табл. 71.

Таблица 71

Оксиды и гидроксиды элементов IVA группы

Степень окисления +2		Степень окисления +4	
Оксиды	Гидроксиды	Оксиды	Гидроксиды
CO несолеобразующий	—	CO ₂ кислотный	H ₂ CO ₃ слабая кислота
SiO несолеобразующий	—	SiO ₂ кислотный	H ₂ SiO ₃ слабая кислота
GeO } амфотерные с SnO } преобладани- PbO } ем основных } свойств	Ge(OH) ₂ } амфо- Sn(OH) ₂ } терные	GeO ₂ } амфо- SnO ₂ } терные PbO ₂ } с преоб- } ладани- } ем кис- } лотных } свойств	Ge(OH) ₄ } амфо- Sn(OH) ₄ } терные

В подгруппе углерода с возрастанием порядкового номера элемента кислотные свойства оксидов и гидроксидов ослабевают, основные усиливаются.

Закономерно изменяются в подгруппе и окислительно-восстановительные свойства веществ. От углерода к свинцу устойчивость соединений элементов в степени окисления +2 увеличивается, в степени окисления +4 — ослабевает. Поэтому, оксид углерода(II) и хлорид олова(II), например, — сильные восстановители, а оксид свинца(IV) — сильный окислитель.

Углерод

Известны четыре аллотропные модификации углерода: алмаз, графит, карбин и фуллерен. Все они представляют собой полимеры из атомов углерода с различным кристаллическим строением и физическими характеристиками (табл. 72).

Таблица 72

Характеристика аллотропных модификаций углерода

Модификация	Строение	Физические свойства
Алмаз	Атомы С находятся в sp^3 -гибридном состоянии, каждый атом связан прочными ковалентными σ -связями с четырьмя другими; все связи равноценны; кристаллическая решетка атомная	Бесцветный, прозрачный, очень твердый, тугоплавкий, не проводит электрический ток, обладает высоким показателем преломления света
Графит	Атомы С находятся в sp^2 -гибридном состоянии и образуют слои, состоящие из правильных шестиугольников; каждый атом в слое образует три σ -связи с другими атомами, валентный угол 120° . Негибридные p -орбитали, расположенные перпендикулярно плоскости слоя, участвуют в образовании делокализованной π -связи между слоями. Кристаллическую решетку можно считать переходной от атомной к металлической	Темно-серый, непрозрачный, с металлическим блеском, жирный на ощупь, тепло- и электропроводен

Окончание табл. 72

Модификация	Строение	Физические свойства
Карбин	Линейный полимер, состоящий из цепочек атомов углерода в <i>sp</i> -гибридном состоянии: –C≡C–C≡C– или =C=C=C=C=	Твердый мелкокристаллический порошок черного цвета, обладает полупроводниковыми свойствами
Фуллерен	Молекулы представляют собой полые сферы состава C ₅₀ , C ₆₀ , C ₇₀ ; все связи насыщены. Кристаллы молекулярного типа	C ₆₀ возгоняется при 800 °С

При комнатной температуре углерод во всех модификациях достаточно инертен. При нагревании легче всего вступает в реакции аморфный углерод (уголь, кокс, сажа), наиболее химически стоек алмаз. Так как степень окисления атомов равна 0 (промежуточная степень окисления для углерода), он проявляет и восстановительные, и окислительные свойства; восстановительные свойства наиболее характерны (табл. 73).

Таблица 73

Химические свойства углерода

Свойство	Химизм процесса	Примечание
Восстановительные свойства (C⁰ – 2ē → C⁺²; C⁰ – 4ē → C⁺⁴)		
1. Взаимодействие с кислородом (горение)	$C + O_2 \xrightarrow{t} CO_2$ <p style="text-align: center;">изб.</p> $2C + O_2 \xrightarrow{t} 2CO$ <p style="text-align: center;">недост.</p>	Сжигание угля — один из источников энергии
2. Взаимодействие с другими неметаллами	$C + 2F_2 = CF_4$ <p style="text-align: center;">тетрафторид углерода</p> $C + 2S \xrightarrow{t} CS_2$ <p style="text-align: center;">сероуглерод</p> $2C + N_2 \xrightarrow{t} (CN)_2$ <p style="text-align: center;">дициан</p>	<p>Реакции протекают при высокой температуре</p> <p>При температуре электрической дуги</p>

Продолжение табл. 73

Свойство	Химизм процесса	Примечание
3. Восстановление оксидов металлов	$\text{FeO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{Fe} + \text{CO}\uparrow$ $\text{CuO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{CO}\uparrow$ $\text{CaO} + \underset{\text{кокс}}{3\text{C}} \xrightarrow{t} \text{CaC}_2 + \text{CO}\uparrow$ $2\text{Al}_2\text{O}_3 + \underset{\text{кокс}}{9\text{C}} \xrightarrow{t} \text{Al}_4\text{C}_3 + 6\text{CO}\uparrow$	<p>Кокс восстанавливает Fe, Cu, Zn, Pb, Sn, Cd и другие цветные металлы (карботермия); восстановление углем проводят в том случае, если получаемые металлы не образуют карбидов</p> <p>При взаимодействии с оксидами активных металлов углерод диспропорционирует с образованием карбидов</p>
4. Восстановление некоторых неметаллов	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} + 3\text{SiO}_2 \xrightarrow{t} = 2\text{P} + 5\text{CO}\uparrow + 3\text{CaSiO}_3$	Получение фосфора
5. Взаимодействие с водяным паром	$\text{C} + \underset{\text{пар}}{\text{H}_2\text{O}} \xrightarrow{t} \text{CO} + \text{H}_2$	Газификация твердого топлива, получение «водяного газа»
6. Восстановление углекислого газа и кремнезема	$\text{C} + \text{CO}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}$ $2\text{C} + \underset{\text{кокс}}{\text{SiO}_2} \xrightarrow{t} \text{Si} + 2\text{CO}\uparrow$	При избытке кокса образуется карборунд SiC
7. Реакции с кислотами-окислителями	$\text{C} + 4\underset{\text{конц.}}{\text{HNO}_3} \xrightarrow{t} \text{CO}_2\uparrow + 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 2\underset{\text{конц.}}{\text{H}_2\text{SO}_4} \xrightarrow{t} \text{CO}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	Углерод окисляется до высшей степени окисления
8. Реакции с нитратами щелочных металлов	$5\text{C} + 4\text{KNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{CO}_2\uparrow + 2\text{N}_2\uparrow$	
Окислительные свойства ($\text{C}^0 + 4\bar{e} \rightarrow \text{C}^{-4}$)		
1. Взаимодействие с водородом	$\text{C} + 2\text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, p, \text{кат.}]{} \text{CH}_4$	Катализаторы Ni, Pt; реакция обратима

Окончание табл. 73

Свойство	Химизм процесса	Примечание
2. Взаимодействие с кремнием	$\text{Si} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{SiC}$	Образуется ковалентный карбид — карборунд; для него характерны высокая твердость, тугоплавкость, химическая инертность
3. Взаимодействие с металлами	$\text{Ca} + 2\text{C} \xrightarrow{t} \text{CaC}_2^{-1}$ ацетиленид кальция $4\text{Al} + 3\text{C} \xrightarrow{t} \text{Al}_4\text{C}_3^{-4}$	Карбиды щелочных и щелочноземельных металлов и алюминия солеобразны, связь в них ионная; эти карбиды легко разлагаются водой и кислотами. С металлами побочных подгрупп образуются металлоподобные карбиды, имеющие нестехиометрический состав, например цементит Fe_3C

Оксиды углерода

Углерод образует два оксида (табл. 74, 75, 76) — монооксид CO (угарный газ) и диоксид CO_2 (углекислый газ). Оба оксида широко используются в химической промышленности.

Таблица 74

Физические свойства оксидов углерода

Монооксид углерода CO	Диоксид углерода CO_2
Газ без цвета и запаха, мало растворим в воде, легче воздуха, ядовит, так как разрушает комплекс гемоглобина с кислородом. В молекуле атомы соединены между собой тройной связью: две связи образованы по обменному механизму, а одна — по донорно-акцепторному (кислород — донор, углерод — акцептор), поэтому молекула CO очень прочная и химически малоактивна (по строению напоминает молекулу азота): $\text{C} \equiv \text{O}$ Несолеобразующий оксид	Бесцветный негорючий газ с чуть кислотным запахом и вкусом, в 1,5 раза тяжелее воздуха, мало растворим в воде, не поддерживает дыхание и горение (содержание в воздухе более 10 % CO_2 смертельно опасно). При комнатной температуре и давлении 60 атм конденсируется в жидкость, которую хранят в стальных баллонах. При быстром испарении жидкого CO_2 поглощается много теплоты, и он превращается в снегообразную твердую массу — «сухой лед». Твердый CO_2 имеет молекулярную решетку. Молекула CO_2 линейна (атом углерода находится в состоянии <i>sp</i> -гибридизации), неполярна: $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

Таблица 75

Получение оксидов углерода

Способ получения	Химизм процесса
Моноксид углерода CO	
В промышленности	
1. Окислением угля при недостатке кислорода	$2C + O_2 \xrightarrow{t} 2CO$
2. Восстановлением углекислого газа углем	$C + CO_2 \xrightarrow{t} 2CO$
3. Восстановлением водяного пара углем	$C + H_2O \xrightarrow{t} CO + H_2$
4. Конверсией метана с водяным паром	$CH_4 + H_2O \xrightarrow[t, \text{кат.}]{\text{пар}} CO + 3H_2$
В лаборатории — действием концентрированной серной кислоты на мурavinную или щавелевую кислоту	$HCOOH \xrightarrow{H_2SO_4 \text{ (конц.)}, t} CO + H_2O$ $H_2C_2O_4 \xrightarrow{H_2SO_4 \text{ (конц.)}, t} CO + CO_2 + H_2O$
Диоксид углерода CO₂	
В промышленности	
1. Сжиганием угля и других видов топлива	$C + O_2 = CO_2$ $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$
2. Обжигом известняка	$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2$
В лаборатории	
1. Действием сильных кислот на карбонаты или гидрокарбонаты	$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$ мрамор
2. Разложением гидрокарбонатов	$2NaHCO_3 \xrightarrow{t} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$
3. Спиртовым брожением глюкозы	$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{ферменты}} 2C_2H_5OH + 2CO_2$

Таблица 76

Химические свойства оксидов углерода

Свойство	Химизм процесса	Примечание
Моноксид углерода CO		
1. Восстановление металлов из их оксидов	$CuO + CO \xrightarrow{t} Cu + CO_2$ $Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{t} 2Fe + 3CO_2$	

Продолжение табл. 76

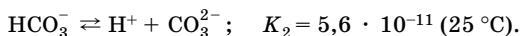
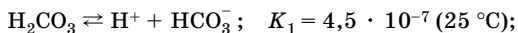
Свойство	Химизм процесса	Примечание
2. Горение	$2\text{CO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2$	Горит синим пламенем
3. Взаимодействие с хлором	$\text{CO} + \text{Cl}_2 \xrightarrow[t, \text{C (акт.)}]{} \text{COCl}_2$ фосген	Фосген — ядовитый газ с характерным запахом, разлагается водой до H_2CO_3 и HCl
4. Восстановление воды	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[t, \text{кат. пар}]{} \text{H}_2 + \text{CO}_2$	
5. Взаимодействие с водородом	$\text{CO} + 2\text{H}_2 \xrightarrow[t, p, \text{кат.}]{} \text{CH}_3\text{OH}$	Синтез метанола
6. Взаимодействие со щелочами	$\text{CO} + \text{NaOH} \xrightarrow[t, p]{} \text{HCOONa}$ формиат натрия	
7. Качественная реакция	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} + \text{PdCl}_2 =$ $= \text{Pd} \downarrow + \text{CO}_2 + 2\text{HCl}$	Помутнение раствора хлорида палладия(II)
8. Образование карбониллов	$\text{Ni} + 4\text{CO} \xrightarrow[t, p]{} \text{Ni}(\text{CO})_4$ тетракарбонил никеля(0) $\text{Fe} + 5\text{CO} \xrightarrow[t, p]{} \text{Fe}(\text{CO})_5$ пентакарбонил железа(0)	При высоких температуре и давлении образует комплексные соединения с переходными металлами. Все карбонилы ядовиты. При их разложении водой (при нагревании) получают металлы высокой чистоты
9. Взаимодействие с аммиаком	$\text{CO} + \text{NH}_3 \xrightarrow[t, \text{кат.}]{} \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$ синильная кислота	
Диоксид углерода CO_2		
1. Взаимодействие с водой	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$	Равновесие смещено влево
2. Взаимодействие с основными оксидами	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$	
3. Взаимодействие со щелочами	$\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3$ $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	Помутнение известковой воды $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — качественная реакция на CO_2

Окончание табл. 76

Свойство	Химизм процесса	Примечание
4. Превращение карбонатов в гидрокарбонаты	$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	
5. Взаимодействие с растворами солей более слабых кислот, чем угольная	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{NaHCO}_3$	
6. Взаимодействие с аммиаком	$\text{CO}_2 + 2\text{NH}_3 \xrightleftharpoons{t} \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$	Синтез мочевины
7. Взаимодействие с пероксидом натрия	$2\text{CO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$	
8. Фотосинтез	$6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{= C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2]{\text{хлорофилл, } h\nu}$	
9. Взаимодействие с комплексными солями цинка, алюминия	$\text{CO}_2 + \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] = \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaHCO}_3$	
10. Окислительные свойства	$\text{CO}_2 + \text{C} \xrightleftharpoons{t} 2\text{CO}$ $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} \xrightleftharpoons{t} 2\text{MgO} + \text{C}$	

Угольная кислота и ее соли

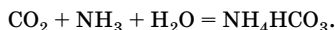
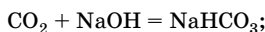
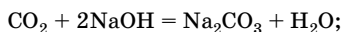
Угольная кислота H_2CO_3 — слабая двухосновная кислота, существует только в водных растворах, диссоциирует ступенчато с образованием гидрокарбонат- и карбонат-анионов:



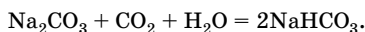
Угольная кислота термически неустойчива, даже при слабом нагревании распадается на углекислый газ и воду. Угольная кислота образует два ряда солей: кислые — гидрокарбонаты и средние — карбонаты. Хотя сама кислота неустойчива, ее соли вполне устойчивы.

Получение солей угольной кислоты

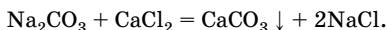
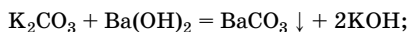
1. Пропускание углекислого газа через растворы щелочей или аммиака:



Сначала образуются карбонаты, а при дальнейшем пропускании углекислого газа — гидрокарбонаты:



2. Реакции обмена:



Реакции протекают, если исходные вещества растворимы в воде, а в результате реакции образуется осадок.

Растворимость карбонатов и гидрокарбонатов в воде различна. Карбонаты щелочных металлов и аммония хорошо растворимы в воде, карбонаты щелочно-земельных и других металлов нерастворимы в воде. Гидрокарбонаты хорошо растворимы в воде (за исключением NaHCO_3).

Карбонаты и гидрокарбонаты проявляют как общие свойства солей, так и специфические (табл. 77).

Таблица 77

Свойства солей угольной кислоты

Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Гидролиз	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	Растворимые в воде карбонаты как соли слабой кислоты подвергаются гидролизу по аниону, реакция среды сильнощелочная ($\text{pH} > 7$) Водные растворы гидрокарбонатов дают слабощелочную среду, так как образующаяся кислота частично диссоциирует, понижая щелочность раствора

Продолжение табл. 77

Свойство	Химизм процесса	Примечание
2. Взаимодействие с более сильными кислотами, чем угольная	$\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} =$ $= \text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} =$ $= \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Происходит характерное «вскипание», что позволяет использовать это свойство как качественную реакцию на CO_3^{2-} . Выделяющийся CO_2 определяют по помутнению известковой воды
3. Взаимодействие с солями	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 =$ $= \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$	Растворимые в воде карбонаты взаимодействуют с другими растворимыми солями, если среди образующихся солей есть нерастворимые
4. Взаимодействие со щелочами	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 =$ $= \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$ $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} =$ $= \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaHCO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$ $= \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	Таким способом гидрокарбонаты превращают в карбонаты
5. Взаимодействие с углекислым газом	$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ $= \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	При взаимодействии с водным раствором углекислого газа карбонаты переходят в гидрокарбонаты
6. Взаимодействие с оксидом кремния(IV)	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \stackrel{t}{=} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$	При нагревании оксид кремния(IV) вытесняет из карбонатов CO_2
7. Отношение к нагреванию а) карбонатов	$\text{CaCO}_3 \stackrel{t}{=} \text{CaO} + \text{CO}_2$ $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \stackrel{t}{=} 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Карбонаты щелочных металлов термически устойчивы (плавятся без разложения); карбонаты остальных металлов разлагаются еще до начала плавления. Используется для получения негашеной извести Соли аммония разлагаются легко, без образования твердого остатка

Окончание табл. 77

Свойство	Химизм процесса	Примечание
б) гидрокарбонатов	$2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2 \uparrow$ $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <small>малахит</small>	Гидрокарбонаты при нагревании переходят в карбонаты При кипячении При кипячении При прокаливании

Кремний

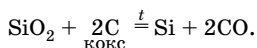
Кремний — электронный аналог углерода, конфигурация валентных электронов его атома — $3s^23p^2$. Однако радиус атома кремния больше, энергия ионизации меньше, поэтому металлические свойства выражены сильнее, а неметаллические — слабее, чем у углерода. В соединениях кремний проявляет степени окисления -4 (Mg_2Si), 0 (Si), $+2$ (SiO), $+4$ (SiO_2). Для атома кремния наиболее характерно состояние sp^3 -гибридизации.

Кремний — второй после кислорода элемент по распространенности в земной коре. В свободном состоянии кремний в природе не встречается. Наиболее распространен кремнезем SiO_2 в виде песка и кварца и силикаты.

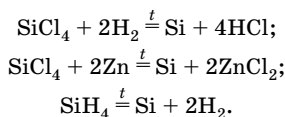
Различают две аллотропные модификации кремния: кристаллическую и аморфную. Кристаллический кремний представляет собой темно-серые кристаллы с металлическим блеском, очень твердые, но хрупкие, его структура аналогична структуре алмаза, он полупроводник. Аморфный кремний — порошок бурого цвета, тоже имеет алмазоподобную структуру.

Получение

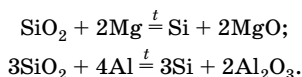
1. В промышленности — восстановлением природного оксида кремния(IV) коксом при высокой температуре в электропечах:



Для получения более чистого кремния восстанавливают тетра-хлорид кремния водородом или цинком или разлагают силан при 400–600 °С:



2. В лаборатории — прокаливанием оксида кремния(IV) с магнием или алюминием:



Указанными способами получают аморфный кремний. Кристаллический кремний получают перекристаллизацией аморфного.

По химическим свойствам кремний — типичный неметалл, во многом сходен с углеродом, что объясняется сходным строением внешнего энергетического уровня атомов. При обычных условиях кремний инертен, при нагревании его реакционная способность возрастает. Аморфный кремний значительно более реакционноспособен, чем кристаллический. В большинстве случаев кремний является восстановителем, в реакциях с активными металлами выступает в роли окислителя (табл. 78).

Таблица 78

Химические свойства кремния

Свойство	Химизм процесса	Примечание
Восстановительные свойства		
1. Взаимодействие с галогенами	$\text{Si} + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4$	Со фтором при обычных условиях, с другими галогенами при нагревании
2. Взаимодействие с кислородом	$\text{Si} + \text{O}_2 \stackrel{t}{=} \text{SiO}_2$	
3. Взаимодействие с серой	$\text{Si} + 2\text{S} \stackrel{t}{=} \text{SiS}_2$	
4. Взаимодействие с углеродом	$\text{Si} + \text{C} \stackrel{t}{=} \text{SiC}$	SiC — карборунд, по прочности близок к алмазу, его кристаллическая решетка похожа на решетку алмаза

Окончание табл. 78

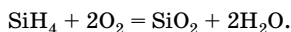
Свойство	Химизм процесса	Примечание
5. Взаимодействие с азотом	$3\text{Si} + 2\text{N}_2 \xrightarrow{t} \text{Si}_3\text{N}_4$	
6. Взаимодействие с фтороводородом	$\text{Si} + 4\text{HF} (\text{r.}) = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2$ $3\text{Si} + 12\text{HF} + 4\text{HNO}_3 =$ $= 3\text{SiF}_4 + 4\text{NO} + 8\text{H}_2\text{O}$	С другими кислотами не взаимодействует
7. Взаимодействие с растворами щелочей	$\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$ $= \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2$	
8. Взаимодействие с оксидами активных металлов	$3\text{Si} + 2\text{MgO} \xrightarrow{t} \text{Mg}_2\text{Si} + 2\text{SiO}$	Реакция диспропорционирования
Окислительные свойства		
Взаимодействие с металлами	$2\text{Ca} + \text{Si} \xrightarrow{t} \text{Ca}_2\text{Si}$	Силициды разлагаются водой и кислотами с выделением силана SiH_4

Силаны

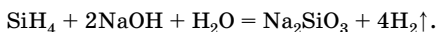
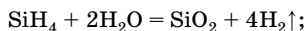
Водородные соединения кремния — кремневодороды, или силаны, — имеют общую формулу $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$, где $n = 1-8$. По химическому составу и строению силаны аналогичны углеводородам ряда метана. Моносилан SiH_4 и дисилан Si_2H_6 при обычных условиях газы, более тяжелые силаны — жидкости. Все силаны обладают характерным запахом и весьма ядовиты. Силаны менее устойчивы, чем углеводороды, так как энергия связи Si—Si (213 кДж/моль) меньше, чем C—C (348 кДж/моль). Поэтому силаны более реакционноспособны, чем углеводороды ряда метана.

По химическим свойствам силаны — сильные восстановители.

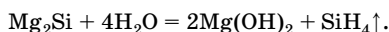
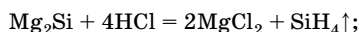
1. Самовоспламеняются на воздухе:



2. Легко гидролизуются, особенно в щелочной среде:



Кремний с водородом не реагирует. Силаны можно получить при действии сильных кислот или воды на силициды активных металлов:



Оксид кремния(IV)

Оксид кремния(IV), диоксид кремния или кремнезем SiO_2 — вещество молекулярного строения с атомной кристаллической решеткой. Для атома кремния не характерно образование π -связей и существование в sp^2 - и sp -гибридных состояниях, поэтому кремний склонен к образованию полимерных соединений. Оксид кремния(IV) — это полимер, атомы которого образуют трехмерную кристаллическую решетку. В ней каждый атом кремния тетраэдрически окружен четырьмя атомами кислорода, и каждый атом кислорода соединен с двумя атомами кремния. Кристаллы SiO_2 состоят из цепочек тетраэдров, связанных между собой через атомы кислорода. Формула SiO_2 условна, более верно отражает состав вещества формула $(\text{SiO}_2)_n$.

В природе кремнезем существует в виде различных форм:

- кристаллический кремнезем (минералы кварц и его разновидности — горный хрусталь, аметист, агат, яшма, халцедон, кремнь);
- аморфный кремнезем (минерал опал, трепел — инфузорная земля).

Искусственно получаемый аморфный кремнезем — силикагель — имеет развитую поверхность, поэтому хорошо адсорбирует влагу. Кварцевое стекло, имеющее низкий температурный коэффициент расширения, также представляет собой аморфный кремнезем.

Все формы кремнезема тугоплавки, нелетучи, практически не растворимы в воде.

Оксид кремния(IV) — кислотный оксид, ангидрид кремниевой кислоты, хотя с водой не взаимодействует. Аморфная форма более реакционноспособна, чем кристаллическая (табл. 79).

Таблица 79

Химические свойства оксида кремния(IV)

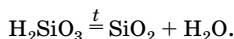
Свойство	Химизм процесса	Примечание
1. Взаимодействие с щелочами	$\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
2. Взаимодействие с основными оксидами	$\text{SiO}_2 + \text{CaO} \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3$	
3. Взаимодействие с карбонатами	$\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 6\text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2 + 2\text{CO}_2 \uparrow$ <small>известняк сода</small>	Вытесняет при сплавлении более летучие оксиды из солей Получение оконного стекла
4. Взаимодействие с фтороводородом и фтором	$\text{SiO}_2 + 4\text{HF}(\text{г.}) = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4 + \text{O}_2 \uparrow$	С другими кислотами не взаимодействует; реакция лежит в основе травления стекла
5. Взаимодействие с углеродом	$\text{SiO}_2 + 3\text{C} \xrightarrow{t} \text{SiC} + 2\text{CO}$	Получение карборунда
6. Взаимодействие с магнием	$\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Si} + 2\text{MgO}$	SiO_2 — окислитель; окислительные свойства не характерны, так как степень окисления +4 устойчива

Кремниевые кислоты и силикаты

Состав кремниевых кислот может быть выражен общей формулой $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$, где n и m — целые числа. При $n = m = 1$ имеем метакремниевую кислоту H_2SiO_3 , при $n = 1, m = 2$, — ортокремниевую кислоту H_4SiO_4 , при $n > 1$ — различные поликремниевые кислоты, которые состоят из структурных тетраэдрических звеньев.

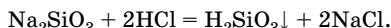
Кремниевая кислота в свободном виде не выделена и существует только в полимерной форме. Это кислота слабая, слабее угольной ($K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$), практически нерастворима в воде, легко образует коллоидные растворы. При нагревании кремниевые кислоты де-

гидратируются с образованием в качестве конечного продукта кремнезема:

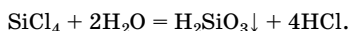


Получение кремниевой кислоты

1. Действием более сильных кислот на ее соли:

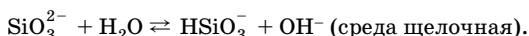


2. Гидролизом тетрахлорида кремния:

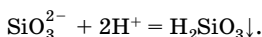


Соли кремниевой кислоты — силикаты. Их состав обычно выражают в виде соединений оксидов, например силикат кальция CaSiO_3 — $\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$. Из силикатов растворимы в воде только силикаты щелочных металлов, которые называют *растворимыми стеклами*, а концентрированные растворы этих солей — *жидким стеклом*.

Растворимые в воде силикаты подвергаются гидролизу по аниону:



Растворимые силикаты взаимодействуют с сильными кислотами, при этом образуется гель кремниевой кислоты переменного состава:



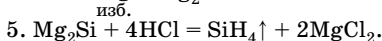
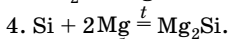
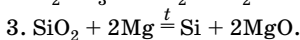
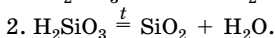
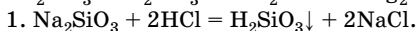
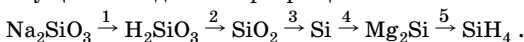
Данную реакцию можно рассматривать как качественную реакцию на силикат-ион.

Решение типовых задач

Задача 29. Как получить силан из силиката натрия? Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания.

Решение

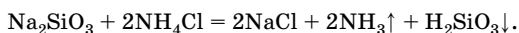
Осуществить данное превращение можно по следующей схеме:



Задача 30. Можно ли получить силикат аммония при сливании водных растворов силиката натрия и хлорида аммония? Ответ подтвердите уравнением реакции.

Решение

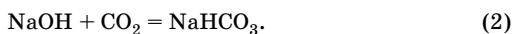
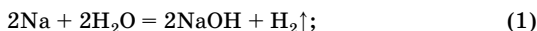
Получить силикат аммония при сливании водных растворов силиката натрия и хлорида аммония нельзя, так как обе соли в водном растворе подвергаются гидролизу: силикат натрия — по аниону (соль образована сильным основанием и слабой кислотой, среда щелочная), а хлорид аммония — по катиону (соль образована слабым основанием и сильной кислотой, среда кислотная). Поэтому при сливании растворов этих солей будет протекать совместный гидролиз двух солей:



Задача 31. Определите максимальный объем углекислого газа (н. у.), который может быть поглощен раствором, полученным при взаимодействии 2,3 г натрия с 100 г воды.

Решение

1. Составим уравнения происходящих реакций. По условию задачи требуется рассчитать *максимальный* объем углекислого газа, значит, при взаимодействии углекислого газа со щелочью образуется кислая соль:



2. Найдем количество вещества натрия:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Na}) = \frac{2,3 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

3. Найдем количество вещества гидроксида натрия по уравнению (1):

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{Na}) = 0,1 \text{ моль}.$$

4. Найдем количество вещества углекислого газа по уравнению (2):

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ моль}.$$

5. Рассчитаем объем углекислого газа:

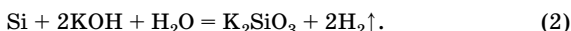
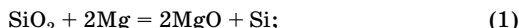
$$V = nV_m; \quad V(\text{CO}_2) = 0,1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 2,24 \text{ л}.$$

О т в е т: $V(\text{CO}_2) = 2,24 \text{ л}$.

Задача 32. Рассчитайте объем 34 %-ного раствора гидроксида калия ($\rho = 1,37$ г/мл), который потребуется для растворения кремния, получившегося в результате длительного прокаливании смеси 19,8 г магния и 18,9 г оксида кремния(IV).

Решение

1. Составим уравнения происходящих реакций:



2. Найдем количество вещества магния и оксида кремния(IV):

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Mg}) = \frac{19,8 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 0,825 \text{ моль};$$

$$n(\text{SiO}_2) = \frac{18,9 \text{ г}}{60 \text{ г/моль}} = 0,315 \text{ моль}.$$

3. Найдем, какое вещество взято в избытке, а какое прореагирует полностью. По уравнению (1):

$$n(\text{Mg}) = 2n(\text{SiO}_2) = 0,63 \text{ моль}.$$

Следовательно, Mg в избытке, SiO₂ прореагирует полностью, расчет ведем по SiO₂.

4. Найдем количество вещества кремния по уравнению (1):

$$n(\text{Si}) = n(\text{SiO}_2) = 0,315 \text{ моль}.$$

5. Магний был взят в избытке:

$$n_{\text{изб}}(\text{Mg}) = 0,825 \text{ моль} - 0,63 \text{ моль} = 0,195 \text{ моль}.$$

Значит, протекает еще одна реакция:



Часть кремния, образовавшегося по реакции (1), прореагирует с избыточным количеством магния.

6. Рассчитаем количество вещества кремния по уравнению (3):

$$n(\text{Si}) = 1/2 n(\text{Mg}); \quad n(\text{Si}) = 1/2 \cdot 0,195 \text{ моль} = 0,0975 \text{ моль}.$$

7. Рассчитаем количество вещества оставшегося кремния, который и будет реагировать с раствором гидроксида калия:

$$n_{\text{ост}}(\text{Si}) = 0,315 \text{ моль} - 0,0975 \text{ моль} = 0,2175 \text{ моль}.$$

8. Найдем количество вещества и массу гидроксида калия по уравнению (2):

$$n(\text{KOH}) = 2n_{\text{ост}}(\text{Si}) = 0,435 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{KOH}) = 0,435 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 24,36 \text{ г}.$$

9. Рассчитаем массу и объем раствора гидроксида калия:

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{KOH})}{w}; \quad m(\text{р-ра}) = \frac{24,36 \text{ г}}{0,34} = 71,65 \text{ г};$$

$$V = \frac{m}{\rho}; \quad V(\text{р-ра}) = \frac{71,65 \text{ г}}{1,37 \text{ г/мл}} = 52,3 \text{ мл}.$$

Отв ет: $V(\text{р-ра}) = 52,3 \text{ мл}$.

Задачи для самостоятельного решения

7.1. Объясните, используя знания о строении атома, почему в Периодической системе водород помещают и в I, и в VII группы.

7.2. Чем различается строение атомов изотопов водорода — протия, дейтерия и трития? Различаются ли массовые доли водорода в метане и дейтерированном метане CD_4 ? Ответ подтвердите расчетом. Какое вещество — оксид протия (вода) или оксид дейтерия (тяжелая вода) — имеет более низкие температуры кипения и плавления?

7.3. Каково строение молекулы водорода? Рассчитайте массу молекулы водорода.

7.4. Сравните катион водорода и гидрид-иона.

7.5. Какова распространенность водорода в природе? Почему его называют «солнечным газом»?

7.6. Напишите пять уравнений реакций, в результате которых можно получить водород в лаборатории.

7.7. В промышленности одним из исходных веществ для получения водорода является метан. Рассчитайте, в каком случае из 1 м^3 метана образуется больше водорода: при неполном окислении метана или при конверсии метана с водяным паром.

7.8. Какие меры предосторожности и почему необходимо соблюдать при получении водорода и работе с ним? Как проверить водород на чистоту?

7.9. Растворы каких из перечисленных веществ можно использовать для получения водорода: серной кислоты, гидрокарбоната

натрия, гидроксида натрия, хлорида натрия, хлороводорода? Напишите уравнения соответствующих реакций.

7.10. Какую связь называют водородной? Сравните свойства водородной и ковалентной связи. Приведите примеры веществ с межмолекулярной водородной связью. В чем отличие свойств аммиака, воды и фтороводорода от свойств фосфина, сероводорода и хлороводорода? Объясните причину, основываясь на свойствах водородной связи.

7.11. Какую роль играют водородные связи в образовании кристаллической структуры льда? Какое влияние они оказывают на свойства льда? На основании каких экспериментальных фактов можно сделать вывод, что водородные связи сохраняются в жидкой воде?

7.12. Как можно объяснить аномально высокие значения температур кипения и плавления воды?

7.13. Объясните, почему вещества с ионной и ковалентной полярной связью хорошо растворимы в воде, а вещества с ковалентной неполярной или слабополярной связью — плохо.

7.14. Чем можно объяснить тот факт, что вода является единственным соединением, которое в земных условиях (температура и давление) может находиться одновременно в трех агрегатных состояниях?

7.15. С какими из перечисленных ниже веществ водород вступает во взаимодействие: сера, литий, магний, хлор, азот, оксид углерода(II), углекислый газ, соляная кислота, оксид вольфрама(VI), оксид кальция, карбонат кальция, пропан, дивинил, фенол, нитробензол? Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания. Укажите, какую роль — окислителя или восстановителя — выполняет водород в каждой реакции.

7.16. Что такое гремучий газ? Какова объемная доля водорода в наиболее взрывоопасной смеси с воздухом? (Объемная доля кислорода в воздухе 21 %.)

7.17. Почему для восстановления нитробензола к нему добавляют кислоту и железные стружки, а не пропускают водород из баллона? Напишите уравнения происходящих реакций. Какие еще вещества можно использовать в качестве восстановителей нитробензола?

7.18. Приведите не менее пяти уравнений реакций, характеризующих взаимодействие водорода с органическими веществами, относящимися к разным классам соединений.

7.19. Как изменится давление в закрытом сосуде после протекания реакций водорода с: а) хлором; б) кислородом? Ответ обоснуйте.

7.20. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме: $\text{H}_2 \rightarrow \text{X} \xrightarrow{+\text{Y}} \text{H}_2 \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{H}_2$. Определите вещества X и Y.

7.21. Выберите схемы реакций, с помощью которых можно получить водород:

- | | |
|---|--|
| а) $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; | з) $\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; |
| б) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; | и) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| в) $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; | разб. |
| г) $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; | к) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} (\text{г.}) \rightarrow$; |
| д) $\text{SiH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; | л) $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t}$; |
| е) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; | м) $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$. |
| ж) $\text{CaH}_2 + \text{HCl} \rightarrow$; | |

Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения, назовите продукты реакций.

***7.22.** Что общего и различного в химических свойствах пероксида водорода и бромоводорода? Приведите уравнения реакций, подтверждающие ответ.

7.23. Как изменится реакция среды после пропускания хлора через водный раствор пероксида водорода? Напишите уравнение протекающей реакции. Какую роль — окислителя или восстановителя — выполняет в этой реакции пероксид водорода?

***7.24.** Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием пероксида водорода, расставьте коэффициенты методом электронного баланса и определите, какую роль он выполняет — окислителя или восстановителя:

- | | |
|---|---|
| а) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$; | б) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbS} \rightarrow$; |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{NiS} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{S} + \dots$; | $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \dots$; | $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HI} \rightarrow$; |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HNO}_3 + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \dots$; | $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} \rightarrow$; |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HIO} \rightarrow \text{I}_2 + \dots$; | $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| в) $\text{H}_2\text{O}_2 + [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \dots$; | $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ + \text{I}^- \rightarrow$; | $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow$; | |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbO}_2 + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \dots$ | |

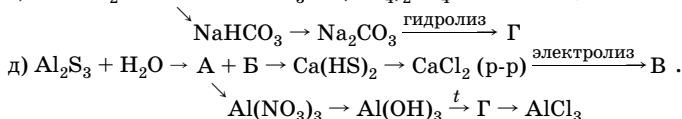
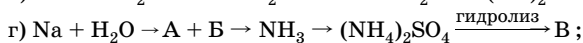
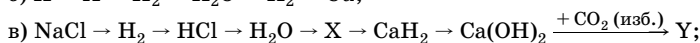
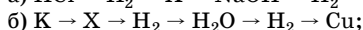
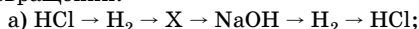
7.25. Приведите уравнения реакций воды с органическими веществами, укажите условия их проведения, назовите продукты реакций. Напишите уравнения реакций, в результате которых образуется вода, укажите тип каждой реакции.

7.26. С какими из перечисленных ниже веществ взаимодействует вода: калий, сера, магний, кислород, хлор, азот, медь, алюминий, оксид железа(III), оксид меди(II), оксид кальция, углекислый газ, сернистый газ, оксид углерода(II), соляная кислота, карбонат натрия, сульфат калия, метан, пропен, этанол, метиловый эфир уксусной кислоты, глюкоза, тристеарат? Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения, назовите продукты реакций.

7.27. Напишите уравнения реакций, протекающих при взаимодействии с водой следующих соединений: а) карбида кальция; б) нитрида натрия; в) фосфида магния; г) гидрида лития; д) силицида магния; е) сульфида хрома(III); ж) карбида алюминия. Приведите примеры химических реакций, в которых вода выступает не как реагент, а как катализатор.

7.28. Как очистить водород от примеси хлороводорода и водяного пара?

7.29. Напишите уравнения реакций в соответствии со схемами превращений:



Назовите вещества, классы, к которым они относятся, типы реакций.

***7.30.** Какие из перечисленных веществ подвергаются гидролизу: сульфат алюминия, сульфид калия, гидрокарбонат натрия, нитрат натрия, фторид аммония, ацетат калия, дигидрофосфат натрия, карбонат аммония? Составьте молекулярно-ионные уравнения гидролиза, укажите реакцию среды в растворах перечисленных солей и тип гидролиза. Как изменится степень гидролиза (увеличится, уменьшится, не изменится) при добавлении в каждый раствор гидроксида калия?

***7.31.** Какие вещества образуются при взаимодействии водных растворов следующих солей; а) силиката натрия и хлорида железа(III); б) хлорида алюминия и карбоната калия; в) сульфата меди(II) и карбоната натрия? Напишите уравнения реакций.

7.32. Массовые доли кислорода и водорода в земной коре и гидросфере составляют, соответственно, 49 и 0,8 %. Сколько атомов кислорода приходится на один атом водорода?

7.33. Имеются одинаковые навески кальция и гидрида кальция. Какое из этих веществ выгоднее использовать для получения водорода? Ответ подтвердите расчетом.

7.34. Определите массы цинка и 45 %-ного раствора серной кислоты, необходимых для заполнения водородом (при н. у.) шара диаметром 8 м.

7.35. Определите объем (н. у.) полученного аммиака, если для его синтеза использовали водород, образующийся при взаимодействии 8,1 г алюминия с 200 мл 20 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,3 г/см³). Потери аммиака при его синтезе составляют 25 %.

7.36. На восстановление 4,56 г оксида трехвалентного металла потребовалось 0,18 г водорода. Определите, оксид какого металла был взят.

7.37. При полном восстановлении водородом оксида некоторого металла в степени окисления +2 массой 14,4 г образовалось 11,2 г этого металла. Определите, оксид какого металла был подвергнут восстановлению.

***7.38.** Для восстановления 1,16 г высшего оксида некоторого металла потребовалось 336 мл (н. у.) водорода. Определите металл.

7.39. При взаимодействии 1 г щелочного металла со 100 г воды выделилось 313 мл газа (объем измерен при 25 °С и 760 мм рт. ст.). Определите металл и рассчитайте массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.

7.40. Определите формулу гидрида одновалентного металла, если при обработке 1,6 г его водой выделяется 4,48 л (н. у.) водорода.

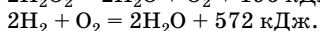
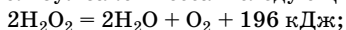
7.41. Продукт взаимодействия 0,75 г водорода и 6,72 л хлора (н. у.) растворили в 128,1 мл воды. Вычислите массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.

7.42. Какой объем (н. у.) гремучего газа надо сжечь, чтобы получить 1 л жидкой воды?

7.43. Плотность по кислороду газовой смеси, состоящей из кислорода и водорода, равна 0,8. Определите массу воды, которая образуется при взрыве 100 л (н. у.) этой смеси.

7.44. Определите массу 30 %-ного раствора пероксида водорода, который потребуется для окисления 23,9 г сульфида свинца(II).

7.45. Рассчитайте энтальпию образования пероксида водорода, используя закон Гесса и следующие термохимические уравнения:



7.46. Определите объем полученного кислорода (н. у.) и количество теплоты, которая выделилась при разложении 30 %-ного раствора пероксида водорода объемом 500 мл (плотность 1,135 г/см³). Известна энтальпия разложения H_2O_2 : $\Delta H_{298}^\circ = -98,0 \text{ кДж/моль}$.

7.47. Определите массовые доли оксида и пероксида бария в смеси, если при обработке серной кислотой навески массой 5 г выделилось 397 мл (н. у.) пероксида водорода.

7.48. Рассчитайте объем газовой смеси, которая может быть получена при температуре 700 °С и нормальном давлении из 1 л жидкого пероксида водорода (плотность 1,45 г/см³).

***7.49.** Рассчитайте соотношение числа атомов кислорода и водорода в 30 %-ном водном растворе пероксида водорода.

***7.50.** Массовая доля атомов водорода в разбавленном водном растворе пероксида водорода составляет 10,95 %. Определите массовую долю пероксида водорода в растворе.

7.51. Пероксид бария массой 33,8 г обработали раствором серной кислоты, полученный осадок отфильтровали и фильтрат массой 20 г оставили стоять открытым на свету. Через некоторое время к 10 г фильтрата добавили иодид калия, при этом образовалось 2,54 г иода. Определите, на сколько процентов уменьшилась концентрация содержащегося в фильтрате вещества.

7.52. Смесь порошков железа и цинка массой 4,1 г растворили в избытке соляной кислоты, при этом выделилось 1,568 л (н. у.) газа. Определите состав исходной смеси (в %).

7.53. При растворении 9 г сплава алюминия с магнием в кислоте выделилось 10,08 л водорода (н. у.). Определите массовые доли металлов в смеси.

7.54. Определите массу смеси, содержащей 30 % алюминия и 70 % цинка, необходимой для получения 10 л (н. у.) водорода.

***7.55.** В молекуле некоторой кислоты массовая доля атомов водорода, переходящих при диссоциации в раствор в виде ионов H⁺, составляет 3,06 %. Определите массовую долю атомов натрия в натриевой соли этой кислоты.

7.56. В сосуд вместимостью 10 л поместили по 2 г водорода и кислорода. Каково давление в сосуде после протекания реакции и охлаждения веществ до 17 °С?

•**7.57.** Простое вещество массой 4 г, образованное элементом А, сожгли в атмосфере кислорода. Полученное вещество растворили в 60 г 20 %-ного раствора гидроксида натрия. Определите элемент А, если известно, что при растворении получилось 96 г раствора, а массовая доля щелочи уменьшилась до 12,5 %.

•**7.58.** При растворении в воде 2,0 г смеси гидридов двух щелочных металлов выделилось 3,36 л водорода (н. у.). Определите, гидриды каких металлов были в смеси, если известно, что количества вещества образовавшихся щелочей относятся, как 5:1.

•**7.59.** Водород получают, пропуская водяной пар над раскаленными железными стружками. Определите степень превращения воды в водород (т. е. отношение массы воды, превратившейся в водород, к исходной массе воды), если при пропускании над железом

100 л водяного пара при 300 °С и нормальном давлении его масса уменьшилась на 13,6 г.

***7.60.** Сплав щелочного и щелочно-земельного металлов массой 1 г обработали избытком кислоты, при этом выделилось 0,56 л водорода (при нормальном давлении и 20 °С). При сжигании 1 г щелочно-земельного металла образовалось 1,40 г его оксида. Известно, что относительная атомная масса щелочно-земельного металла больше атомной массы щелочного металла на 17 единиц. Определите металлы и их массовые доли в сплаве.

***7.61.** В 1 л воды растворили 4 г кальция. Рассчитайте молярную концентрацию и массовую долю растворенного вещества после реакции (плотность полученного раствора 1,0 г/мл). Какое количество теплоты выделится при взаимодействии образовавшегося водорода с избытком кислорода (стандартная энтальпия образования жидкой воды –286 кДж/моль)? Какой объем 0,05 М соляной кислоты потребуются для нейтрализации полученного раствора?

7.62. При обработке 3,8 г смеси гидридов натрия и калия водой выделилось 2,8 л водорода (н. у.). Определите массовые доли гидридов в исходной смеси.

***7.63.** При обработке 7,2 г смеси гидридов калия и натрия водой образовалось 250 мл раствора. Определите состав смеси, если для нейтрализации 50 мл полученного раствора израсходовали 20 мл 2 М соляной кислоты.

7.64. При взаимодействии с раствором щелочи 2 г сплава алюминия и цинка выделилось 1,904 л водорода (н. у.). Определите массовые доли металлов в сплаве.

7.65. Определите массовые доли металлов в смеси, состоящей из цинка, алюминия и меди, если при взаимодействии образца этой смеси массой 5 г с избытком раствора щелочи выделилось 2,016 л водорода (н. у.), а масса остатка после промывания и высушивания оказалась равной 1,5 г.

***7.66.** Навеску сплава, состоящего из алюминия, магния, цинка и железа, массой 7,4 г поместили в соляную кислоту, при этом выделилось 3,584 л газа (н. у.). Другую навеску этого же сплава такой же массы поместили в раствор щелочи, при этом выделилось 2,016 л газа (н. у.). Определите состав смеси, если соотношение между числом атомов цинка и алюминия равно 3:1.

7.67. Для получения водорода в контактный аппарат подавали смесь равных объемов метана и углекислого газа. Определите состав образовавшейся смеси (в % по объему), если прореагировало 80 % исходной смеси.

***7.68.** Во сколько раз количество вещества воды в растворе, полученном при осторожной нейтрализации 20 %-ного раствора гидро-

ксида натрия 35 %-ным раствором серной кислоты, превышает количество вещества воды в исходном растворе щелочи?

7.69. Определите массу лития, который следует добавить к 100 г воды, чтобы в результате реакции образовался 9,5 %-ный раствор гидроксида лития.

7.70. Вычислите массу натрия, который нужно растворить в воде, для того чтобы получить 150 г 10 %-ного раствора гидроксида натрия.

7.71. В 500 г 5 %-ного раствора гидроксида натрия поместили кусочек металлического натрия массой 4,6 г. Определите массовую долю щелочи в полученном растворе.

7.72. Вычислите массовую долю гидроксида натрия в растворе, полученном при взаимодействии 2,3 г натрия с 28,2 мл воды. Какой объем при н. у. займет выделившийся при этом газ?

***7.73.** К 77,2 г раствора, содержащего 20,52 г сульфата алюминия, прибавили 75,36 г раствора, содержащего 19,44 г гидрокарбоната кальция. Определите массу и состав осадка, массовые доли веществ в растворе после отделения осадка (примите, что сульфат кальция осаждается полностью).

7.74. Сплав алюминия и магния массой 10 г растворили в соляной кислоте. Выделившийся газ пропустили через нагретый оксид меди(II), а затем — через оксид фосфора(V), при этом масса трубки с фосфорным ангидридом увеличилась на 9 г. Определите массовую долю магния в сплаве. Вычислите объем образовавшегося газа и массу оксида железа(III), который можно восстановить этим количеством газа.

7.75. Смесь порошков алюминия и оксида двухвалентного металла массой 3,58 г обработали раствором гидроксида натрия. Полученный газ сожгли с образованием 1,08 г воды. Твердый остаток растворили в 25,8 мл 20 %-ного раствора серной кислоты (плотность 1,18 г/мл). Определите металл.

7.76. Смесь железа и оксидов железа(II) и (III) массой 1 г обработали соляной кислотой, при этом выделилось 112 мл водорода (н. у.). При полном восстановлении исходной смеси такой же массы водородом получили 0,2115 мл воды. Рассчитайте массу оксида железа(II) в исходной смеси.

7.77. Смесь порошков железа, алюминия и меди массой 16 г разделили на две равные части. На одну половину смеси подействовали избытком концентрированного раствора гидроксида калия, при этом выделился газ объемом 3,36 л (н. у.). Другую половину смеси обработали избытком соляной кислоты, получив при этом газ объемом 4,48 л (н. у.). Определите массовые доли металлов в смеси (в %).

7.78. Газ, выделившийся при действии 2,0 г цинка на 18,7 мл 14,6 %-ной соляной кислоты (плотность 1,07 г/мл), пропустили при нагревании над 4,0 г оксида меди(II). Определите массу полученной твердой смеси.

7.79. При действии на смесь олова и свинца массой 32,6 г горячей разбавленной соляной кислоты выделился газ объемом 4,48 л (н. у.), а при действии на эту смесь разбавленным раствором серной кислоты выделился газ объемом 2,24 л (н. у.). Определите массы металлов в смеси.

7.80. При взаимодействии 1,5 г некоторого простого вещества с водным раствором щелочи выделилось 0,923 л водорода (при температуре 27 °С и давлении 1 атм). Определите это вещество.

***7.81.** Смесь уксусного альдегида и водорода с относительной плотностью по воздуху 0,475 пропустили над нагретым никелевым катализатором. Реакция прошла с выходом продукта 47,5 %. Вычислите плотность по водороду газовой смеси на выходе из реактора.

7.82. Сульфат калия массой 20 г растворили в 150 г воды, полученный раствор подвергли электролизу. После окончания электролиза массовая доля соли в растворе составила 15 %. Определите объемы полученных водорода и кислорода при температуре 20 °С и давлении 103 кПа.

***7.83.** Некоторую порцию водного раствора серной кислоты осторожно обработали избытком натрия. Масса выделившегося водорода составила 5 % от массы исходного раствора кислоты. Вычислите массовую долю кислоты в исходном растворе (восстановление S^{+6} не происходит).

7.84. Смесь оксида меди(II) и оксида железа(III) массой 129,5 г восстановили водородом. Продукты реакции обработали соляной кислотой, при этом выделилось 13,44 л газа (н. у.). Определите массовые доли оксидов в исходной смеси.

7.85. Смесь железа и цинка массой 12,1 г обработали избытком раствора серной кислоты. Для сжигания полученного водорода необходимо 2,24 л кислорода (при давлении 135,06 кПа, температуре 364 К). Определите массовую долю железа в смеси.

7.86. Определите массу алюминия, который должен прореагировать с раствором щелочи, чтобы выделившегося водорода хватило на восстановление до металла 480 г оксида железа(III).

7.87. Сплав натрия с калием нашел применение в атомной промышленности в качестве теплоносителя. Для определения количественного состава 1,232 г сплава обработали водой. Объем выделившегося водорода, измеренный при температуре 20 °С и давлении 103 кПа, составил 0,519 л. Рассчитайте массовые доли металлов в сплаве.

7.88. В каком массовом отношении следует взять две навески одного и того же металла, чтобы при внесении одной в раствор щело-

чи, а другой — в соляную кислоту выделились равные объемы газов? Металлы: а) цинковая пыль; б) алюминий.

7.89. На окисление смеси, содержащей железо, медь и алюминий, израсходовано 5,32 л кислорода (н. у.). На растворение такой же навески смеси в соляной кислоте потребовалось 120 мл 5 М раствора, а при взаимодействии ее с раствором гидроксида натрия выделилось 1,12 л водорода (н. у.). Определите состав смеси металлов (в %).

7.90. Вычислите объем раствора с массовой долей гидроксида натрия 20 % (плотность 1,22 г/мл), который необходимо взять, чтобы выделившегося при его взаимодействии с кремнием водорода хватило на получение 8 г гидроксида лития.

7.91. Смесь магния, цинка и алюминия массой 1 г обработали избытком соляной кислоты, при этом выделилось 896,5 мл газа (н. у.). На такую же массу смеси подействовали избытком раствора щелочи, в результате чего образовалось 158,5 мл газа (н. у.). Рассчитайте массовые доли металлов в смеси.

7.92. Объясните, почему фтор и хлор, имея сходную электронную конфигурацию атомов, проявляют разные степени окисления.

7.93. Объясните, почему дипольный момент молекулы OF_2 (0,297 D) намного меньше дипольного момента молекулы H_2O (1,85 D), хотя валентные углы в обеих молекулах приблизительно одинаковы.

7.94. Изобразите электронную и структурную формулы иона BF_4^- . Определите валентности атомов и степени окисления, вид химической связи, механизм образования связей.

7.95. Как изменяется термическая устойчивость галогеноводородов в зависимости от положения галогена в Периодической системе? Как изменяются температуры плавления и кипения в ряду галогеноводородов с ростом порядкового номера элемента? Почему фтороводород кипит при значительно более высокой температуре, чем остальные галогеноводороды?

7.96. Как изменяется сила кислот и их окислительно-восстановительные свойства в рядах:

а) $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$; б) $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$;
в) $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HIO}$?

Объясните причину различий.

7.97. Приведите примеры уравнений реакций, подтверждающих различие в химических свойствах хлора и иода.

7.98. Что общего в химических свойствах хлора и водорода и в чем различия?

7.99. Почему галогены не встречаются в природе в виде простых веществ?

7.100. В атмосфере фтора горят вода и оксид кремния. Приведите соответствующие уравнения реакций.

7.101. Бром, предназначенный для продажи, содержит в виде примеси хлор. Предложите наиболее простой способ очистки брома от примеси хлора.

7.102. Чем отличается по составу свежеприготовленная хлорная вода от долго хранившейся?

7.103. Почему в отличие от хлорной и бромной воды фторная вода не существует?

7.104. При пропускании бесцветного газа в бромную воду газ полностью поглотился, а интенсивность окраски раствора усилилась. Какой газ пропускали через бромную воду?

7.105. Приведите примеры реакций, при которых происходит восстановление свободного хлора (брома): а) в водном растворе, содержащем кислоту; б) в водном растворе, содержащем щелочь; в) в газовой фазе.

7.106. При добавлении избытка хлорной воды к раствору иодида появившаяся вначале окраска иода затем исчезает. Напишите уравнения происходящих реакций.

7.107. Бром значительно лучше растворяется в органических растворителях (бензол, хлороформ и др.), чем в воде. Объясните этот факт.

7.108. К водному раствору бромида калия добавляют хлорную воду и органический растворитель CCl_4 , смесь встряхивают. Через некоторое время образуются два слоя. Что представляет собой каждый слой?

7.109. Хлорная вода имеет запах хлора. При ее подщелачивании запах исчезает, а при последующем подкислении появляется вновь. Объясните наблюдаемые явления.

***7.110.** Укажите, какие вещества образуются при пропускании газообразного хлора через холодный и горячий растворы карбоната калия. Напишите уравнения реакций.

7.111. Выберите формулы веществ, которые реагируют с концентрированной соляной кислотой с образованием хлора: CaOCl_2 , CaCl_2 , FeCl_3 , KClO_3 , MnO_2 , MnCl_2 , KMnO_4 , Cu , CuO , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

7.112. Почему при нагревании порошка железа в токе сухого хлороводорода образуется хлорид железа(II), а в токе сухого хлора — хлорид железа(III)?

7.113. В отличие от соляной кислоты плавиковая кислота образует два ряда солей — кислые и средние. Дайте объяснение этому факту.

7.114. Почему для получения хлороводорода в лаборатории применяют твердый хлорид натрия и концентрированную серную кислоту, а не разбавленные растворы? Можно ли серную кислоту заменить азотной, а хлорид натрия — хлоридом серебра? Дайте мотивированный ответ.

7.115. Имеются следующие соли: сульфит калия, хлорид бария, хлорид натрия и сульфат калия. Какие из солей, взятые попарно, можно использовать для получения хлорида калия? Напишите уравнения реакций и дайте обоснованный ответ.

7.116. Напишите уравнения реакций, которые происходят при нагревании смеси, состоящей из гидросульфата калия, хлорида калия и диоксида марганца.

7.117. Имея в распоряжении бромид натрия, оксид марганца(IV) и концентрированную соляную кислоту, предложите способ получения брома. Напишите уравнения реакций, укажите для каждой окислитель и восстановитель.

7.118. Как, имея в распоряжении только алюминий, серу, соляную кислоту, воду, а также необходимое оборудование и катализаторы, получить химические соединения разных классов? Напишите уравнения реакций.

7.119. Как получить хлорную известь, имея в качестве исходных веществ карбонат кальция и хлорид натрия? Укажите все химические процессы, которые необходимо осуществить для этого.

7.120. Какие из предложенных смесей газов не могут существовать при комнатной температуре: а) H_2 и O_2 ; б) O_2 и Cl_2 ; в) HCl и Br_2 ; г) H_2 и Cl_2 ; д) HBr и Cl_2 ; е) CO_2 и HCl ; ж) H_2S и F_2 ; з) N_2 и O_2 ? Напишите уравнения реакций, возможных при комнатной температуре, а также при других условиях. Укажите эти условия.

7.121. Как можно разделить следующие смеси газов: а) хлороводород и пары брома; б) углекислый газ и хлороводород? Как очистить кислород от примеси хлора?

7.122. Чем можно осушить иодоводород: твердым гидроксидом калия, концентрированной серной кислотой, оксидом фосфора(V), расплавленным хлоридом кальция?

7.123. В трех пробирках находятся водные растворы хлорида, фторида и иодида калия. Предложите способы распознавания солей. Напишите соответствующие уравнения реакций.

7.124. Каким образом, имея в распоряжении только воду и соляную кислоту, можно различить следующие твердые соли: хлорид кальция, карбонат кальция, хлорид серебра, нитрат серебра, соду? Напишите уравнения реакций.

7.125. В растворе находится смесь двух галогенидов натрия. Известно, что бромид натрия в растворе отсутствует. С помощью каких реакций можно определить, какие галогениды присутствуют в растворе?

7.126. Как опытным путем отличить соляную и плавиковую кислоты? Напишите уравнения реакций.

7.127. Предложите способы, позволяющие отличить: а) растворы хлорида калия, иодида калия, сульфата калия, карбоната калия, гипохлорита калия; б) кристаллические хлорат калия, хлорид калия, бромид калия, иодид калия.

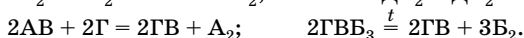
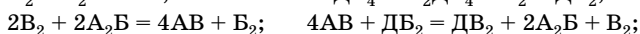
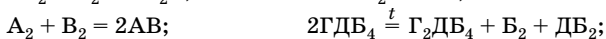
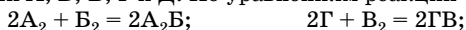
7.128. В трех пробирках находятся подкисленные растворы гипохлорита, сульфата и иодида калия. Как распознать эти вещества, не пользуясь никакими другими реактивами?

7.129. Имеется раствор иодида калия и подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия. Напишите уравнения реакций, протекающих: а) при добавлении небольшого объема первого раствора к избытку второго; б) при добавлении небольшого объема второго раствора к избытку первого.

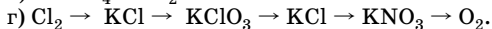
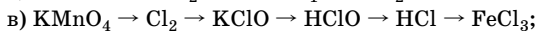
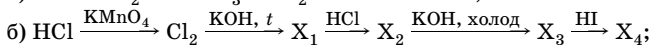
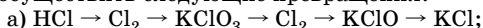
***7.130.** При взаимодействии двух веществ А и В выделяется газ С, содержащий элемент, общий для веществ А и В. Полученный газ реагирует с горячим раствором гидроксида калия, одним из продуктов реакции является вещество А. Газ С реагирует на свету с газообразным простым веществом D, образуя вещество В. Определите вещества А, В, С, D и напишите уравнения реакций.

7.131. При действии бесцветной маслянистой жидкости А на твердое белое вещество В, которое употребляют в пищу, выделяется газ В с резким запахом, хорошо растворимый в воде. Газ В можно получить также из двух простых газообразных веществ, одно из которых окрашено, другое бесцветно. О каких веществах идет речь? Напишите уравнения реакций.

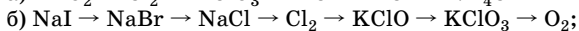
***7.132.** Пять элементов Периодической системы обозначены буквами А, Б, В, Г и Д. По уравнениям реакций определите элементы:



7.133. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



7.134. Напишите уравнения реакций в соответствии со схемами превращений:



7.135. Определите, возможно ли взаимодействие между следующими веществами:

- а) хлоратом натрия и соляной кислотой;
- б) фосфором и перхлоратом калия;
- в) хлором и гидроксидом натрия;
- г) хлором и бромидом калия;
- д) хлором и муравьиной кислотой;
- е) бромом и бутадиеном-1,3;
- ж) хлором и толуолом;
- з) иодом и азотной кислотой.

Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения.

7.136. Закончите уравнения реакций, для уравнений окислительно-восстановительных реакций подберите коэффициенты методом электронного баланса:

- а) $\text{HClO}_4 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$;
- б) $\text{HF} + \text{SiO}_2 \rightarrow$;
- в) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- г) $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- д) $\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow$;
- е) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} + \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow$;
- ж) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$;
- з) $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow$;
- и) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} \rightarrow$;
- к) $\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$;
- л) $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t}$;
- м) $\text{HClO} \xrightarrow{\text{свет}}$.

•7.137. Определите, какие вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если образовались следующие продукты (указаны формулы всех веществ без коэффициентов):

- а) $\text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{CuI} + \text{I}_2 + \text{NaCl}$;
- в) $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{NaBr}$;
- г) $\text{KCl} + \text{KClO}_4$;
- д) $\text{HIO}_3 + \text{HCl}$;
- е) $\text{HCl} + \text{KNO}_3$;
- ж) $\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_4\text{NH}_3$;
- з) $\text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl}$;
- и) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{NaCl}$;
- к) $\text{I}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$.

7.138. Определите объемы хлора и водорода (н. у.), которые потребуются для получения 200 г соляной кислоты с массовой долей хлороводорода 18,25 %.

7.139. В 2 л раствора содержится 11,2 л хлороводорода (н. у.) и 58,5 г хлорида натрия. Какие ионы присутствуют в растворе и какова их молярная концентрация?

7.140. Для синтеза хлороводорода смешали 6 г водорода и 142 г хлора. Рассчитайте объемные доли газов в образовавшейся газовой смеси и массовую долю хлороводорода в растворе, полученном после пропускания этой смеси через воду объемом 854 мл.

7.141. Смесь карбоната кальция, хлорида калия и дихромата калия массой 46,85 г обработали избытком концентрированной соляной кислоты, при этом выделилось 8,96 л газа (н. у.). При пропускании этого газа над нагретой железной проволокой ее масса увеличилась на 21,3 г. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

7.142. Газ, выделившийся на аноде при полном электролизе 11,7 %-ного раствора хлорида натрия, пропустили через раствор бромиды калия. Для обесцвечивания образовавшегося раствора потребовалось пропустить через него 11,2 л сернистого газа (н. у.). Рассчитайте массу исходного раствора.

7.143. При разложении 0,72 г иодида двухвалентного металла на нагретой пластинке ее масса увеличилась на 0,22 г. Определите металл.

7.144. Вычислите объемную долю хлора в смеси с азотом, если при пропускании 10 л (н. у.) этой смеси через раствор иодида натрия образуется столько же иода, сколько его образуется при взаимодействии иодида натрия с 200 г 3,4 %-ного раствора пероксида водорода.

7.145. При сгорании тонкой металлической проволоки массой 32 г в колбе с неизвестным газом образуется соль двухвалентного металла. Если через раствор этой соли пропустить ток сероводорода, то выпадет черный осадок массой 48 г. Определите, из какого металла сделана проволока. Рассчитайте массу оксида марганца(IV) и объем 36,5 %-ной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл), которые необходимы для получения неизвестного газа.

7.146. В баллоне содержится 35,5 кг сжиженного хлора. Определите объем, который он займет при нормальных условиях.

7.147. Сколько молекул содержится в 1 мл хлора при температуре 27 °С и давлении 1,2 атм?

7.148. При некоторой температуре газообразная смесь, состоящая из фтороводорода и его димера H_2F_2 , имеет относительную плотность по водороду, равную 14,5. Определите состав смеси.

7.149. При полном разложении 500 мл газообразного оксида хлора получается 500 мл хлора и 250 мл кислорода. Определите формулу оксида.

7.150. Белое кристаллическое вещество А состоит из двух видов разноименно заряженных ионов, каждый из ионов содержит по 10 электронов. При обработке вещества А концентрированной серной кислотой выделяется бесцветный газ, плотность которого составляет 0,893 г/мл (н. у.). Определите вещество А.

7.151. Предельно допустимая концентрация хлора в воздухе 0,001 мг/л. Определите безопасный для жизни людей объем хлора в комнате вместимостью 60 м³.

7.152. Определите суточный расход хлора на хлорирование воды в городе с миллионом жителей, если принять, что на человека расходуются 350 л воды, а норма расхода хлора — $2 \cdot 10^{-4}$ г/л.

7.153. При 20 °С в 1 л воды растворяется 2,3 л хлора. Определите массу хлора, который надо пропустить через воду для получения 1 кг насыщенного раствора хлора.

7.154. Вычислите объем горячего 32 %-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,31 г/мл), который потребуется для реакции с хлором, находящимся в баллоне вместимостью 5,7 л при температуре 10 °С и давлении 895 мм рт. ст.

7.155. При действии галогена на 400 г 2 %-ного раствора гидроксида натрия выделился газ, при взаимодействии которого с парами воды образовалось 2,24 л кислорода (н. у.). Какой галоген вступил в реакцию? Определите количество вещества этого галогена. Напишите уравнения реакций.

7.156. Определите массу бромной воды, которая потребуется для окисления сульфата железа(II) массой 7,6 г в сернокислотном растворе. Растворимость брома при 20 °С равна 3,6 г на 100 г воды.

•7.157. Вычислите массу иода, который выделится при пропускании 3,36 л хлора (н. у.) через раствор, содержащий 15 г иодида натрия.

7.158. Смесь бромидов натрия и калия применяется в медицине при расстройствах нервной системы. Вычислите количество вещества ионов брома, поступающих в организм при приеме десертной ложки (10 мл) раствора, содержащего в 1 л по 30 г указанных солей.

7.159. Определите объем воды, в которой хлор, выделившийся при взаимодействии соляной кислоты с 43,45 г оксида марганца(IV), образует насыщенный раствор. Выход хлора составляет 93 % от теоретически возможного. Растворимость хлора в воде при 0 °С — 4,61 объем хлора в одном объеме воды.

7.160. Массовая доля брома в насыщенном водном растворе составляет 3,16 %. Через 200 г такого раствора пропустили 2 л сернистого газа. Остался ли раствор окрашенным?

7.161. В закрытом сосуде смешали газ, полученный при растворении 7,15 г цинка в разбавленной серной кислоте, и газ, выделившийся при полном разложении 4,08 г бертолетовой соли в присутствии оксида марганца(IV). К полученной смеси добавили 0,224 л хлора (н. у.) и подожгли ее, произошел взрыв. Определите качественный и количественный состав смеси после взрыва.

7.162. Смесь трех газов взорвали в закрытом сосуде. Определите качественный и количественный состав продукта реакции, если первый газ был получен действием соляной кислоты на 7,92 г магния, второй — разложением 30,3 г нитрата калия, третий — действием избытка соляной кислоты на оксид марганца(IV) массой 2,61 г.

•7.163. В сосуд вместимостью 2 л поместили 8 г водорода, 48 г кислорода и 3,5 г хлора. Смесь подожгли электрическим разрядом, а затем сосуд охладили до 0 °С. Вычислите примерное давление в сосуде и массовые доли веществ в образовавшейся после реакции смеси.

***7.164.** Смесь водорода, кислорода и хлора поместили в прочный герметичный сосуд вместимостью 22,4 л. Через газовую смесь пропустили искровой электрический разряд. После окончания реакции и охлаждения в сосуде обнаружили газ и жидкость. На нейтрализацию жидкости пошло 1,6 г гидроксида натрия. Оставшийся в сосуде после реакции газ полностью прореагировал с нагретым оксидом меди(II), причем масса последнего уменьшилась на 0,96 г. Определите состав исходной газовой смеси в процентах по объему и состав жидкости в процентах по массе. (Объемы газов приведены к н. у.)

7.165. Определите массу оксида марганца(IV) и объем 35 %-ной соляной кислоты (плотность 1,18 г/мл), при взаимодействии которых выделяется хлор, способный окислить 25,4 г хлорида железа(II).

7.166. Вычислите объем хлора (н. у.), который можно получить при действии соляной кислотой на 289,7 г пиролюзита MnO_2 , содержащего 10 % примесей. Определите массу простого вещества, образовавшегося при пропускании всего полученного хлора через раствор бромида калия.

7.167. Хлор, полученный действием 50 г соляной кислоты с массовой долей хлороводорода 30 % на избыток оксида марганца(IV), пропустили через 200 мл 0,5 М раствора бромида калия. Найдите массу брома, выделившегося при этом, если выход продуктов на каждой стадии составил 80 %.

***7.168.** Газ, полученный при взаимодействии 37 %-ной соляной кислоты (плотность 1,19 г/мл) с диоксидом марганца, пропустили через промывную склянку, содержащую 282 мл воды, при 0 °С, а затем в нем сожгли медную проволоку. Образовавшееся соединение растворили в воде и получили 215 г раствора с массовой долей растворенного вещества 8,7 %. Вычислите объем соляной кислоты, которая была использована для получения газа (растворимость этого газа в условиях опыта — 4,6 объема в одном объеме воды).

***7.169.** Смесь хлора и неизвестного газа массой 15,45 г занимает объем 6,64 л (н. у.). Определите неизвестный газ, если хлор, входящий в состав смеси, получен при взаимодействии оксида марганца(IV) с 100 мл 30 %-ной соляной кислоты (плотность 1,15 г/мл), которая после реакции стала 5,1 %-ной.

7.170. Смесь перманганата калия и мела массой 11,32 г растворили в избытке соляной кислоты, при этом выделилось 3,36 л газообразных веществ (н. у.). Определите массовые доли компонентов исходной смеси.

7.171. Из 1 т поваренной соли, содержащей 10,5 % примесей, было получено 1250 л 37 %-ной соляной кислоты (плотность 1,19 г/мл). Определите выход хлороводорода (в процентах по объему).

7.172. На 200 г хлорида натрия подействовали избытком концентрированной серной кислоты при нагревании. Полученный газ полностью растворили в 280 г раствора гидроксида натрия, который затем разбавили водой до 2 л. Для полной нейтрализации 50 мл полученного раствора потребовалось 25 г 10 %-ного раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в первоначальном растворе.

7.173. Хлороводород, образовавшийся при обработке избытком серной кислоты 1,25 г технического хлорида кальция, поглотили раствором нитрата серебра, в результате чего образовалось 2,87 г осадка. Определите массовую долю примесей в техническом хлориде кальция.

7.174. Определите массу навески хлорида калия, который необходимо взять для получения хлороводорода, чтобы при его растворении в 300 г воды получить раствор с массовой долей 25 %. Рассчитайте объемные соотношения воды и хлороводорода (при н. у.) в полученном растворе.

7.175. К раствору, содержащему 9,36 г хлорида натрия, прибавили серную кислоту. Раствор выпарили. Масса сухого остатка оказалась равной 10,86 г. Определите массу прибавленной серной кислоты и состав образовавшегося сухого остатка.

7.176. Для нейтрализации 100 г 10 %-ного раствора гидроксида натрия потребовалось 100 г 10 %-ной соляной кислоты. Определите число формульных единиц хлорида натрия в образовавшемся растворе.

***7.177.** К 50 мл 20 %-ного раствора хлороводорода в воде (плотность 1,1 г/мл) добавили 10 %-ный раствор гидроксида натрия до полной нейтрализации. Выпадет ли осадок, если полученный раствор охладить до 0 °С? Массовая доля соли в насыщенном при 0 °С растворе составляет 26,3 %.

7.178. При нормальных условиях колбу наполнили хлороводородом, а затем водой. К 10 мл полученного раствора добавили избыток раствора нитрата серебра. Определите массу выпавшего осадка.

***7.179.** Газ, выделившийся при нагревании 2,88 г смеси хлорида натрия и дигидрата хлорида меди(II) с избытком концентрированной серной кислоты, поглощен 17,7 мл 12 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,13 г/мл). Образовавшийся раствор может быть полностью нейтрализован 15 мл раствора серной кислоты концентрацией 0,67 моль/л. Вычислите массовые доли солей в исходной смеси и объем выделившегося газа (н. у.).

7.180. Смесь хлора с водородом в закрытом стеклянном сосуде подвергли действию рассеянного света. Через некоторое время анализ показал, что смесь газов имеет следующий объемный состав: 60 % хлора, 10 % водорода и 30 % хлороводорода. Определите объемный и массовый состав исходной смеси газов.

•**7.181.** В результате выдерживания смеси водорода и паров брома при некоторой температуре в замкнутой системе с постоянным объемом содержание брома уменьшилось в 4 раза, а объемная доля бромоводорода в полученной смеси составила 60 %. Вычислите объемные доли брома и водорода в исходной смеси.

***7.182.** При постоянном объеме и достаточно высокой температуре достигается равновесие: $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$. Все вещества газообразные. Исходная смесь хлороводорода и кислорода имела плотность по водороду 16,9. Рассчитайте объемное соотношение газов в состоянии равновесия, если выход хлора составляет 50 % от теоретического.

***7.183.** В сосуде вместимостью 10 л смешали при 400 °С 2 г водорода и 80 г брома. Определили, что в состоянии равновесия 20 % брома превращается в бромоводород. Вычислите количество вещества бромоводорода в равновесной смеси, если начальное количество брома уменьшить вдвое.

7.184. Бромоводород объемом 40 л (н. у.) растворили в 500 мл воды. Определите массовую долю растворенного вещества в полученном растворе. Какую реакцию среды будет иметь раствор, если к нему добавить 4,5 моль гидроксида натрия? Ответ подтвердите расчетом.

7.185. К 600 мл 37 %-ной соляной кислоты (плотность 1,19 г/см³) добавили 600 мл воды. Определите массовую долю растворенного вещества в новом растворе.

7.186. Через раствор, содержащий 4,5 г иодида натрия, пропустили 224 мл (н. у.) хлора. Раствор выпарили, а остаток прокалили при 300 °С. Определите массу сухого остатка.

7.187. Через 50,0 мл 8 %-ного раствора нитрата серебра (плотность 1,1 г/см³) пропущено 1,840 л (н. у.) хлороводорода. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

7.188. К раствору, содержащему 1,6 г бромида калия, прибавили бром-сырец массой 6 г, имеющий примесь хлора. Смесь выпарили и остаток высушили. Масса остатка 1,36 г. Вычислите массовую долю хлора в бrome-сырце.

***7.189.** После нагревания образца бертолетовой соли в присутствии катализатора массовая доля хлора в образце возросла до 40 %. Вычислите степень разложения хлората калия (в %).

7.190. При нагревании 20 г смеси бертолетовой соли с хлоридом калия в присутствии катализатора образовалось 12,32 г хлорида калия. Определите массовые доли солей в исходной смеси.

7.191. Смесь нитрата, иодида и хлорида калия массой 136,6 г растворили в воде и полученный раствор разделили на две равные части. Первую часть обработали хлорной водой, при этом выделился иод массой 25,4 г. Вторую порцию раствора обработали избыт-

ком нитрата серебра, при этом выпало 75,7 г осадка. Определите состав исходной смеси в процентах по массе.

7.192. К раствору галогенида натрия добавили 10 мл 0,1 М раствора нитрата серебра. Масса образовавшегося осадка составила 0,235 г. Какой галогенид был в исходном растворе?

7.193. К 16 %-ному раствору иодида калия (плотность 1171 г/л) прибавили 250 мл воды, после чего массовая доля соли в растворе стала составлять 4 %. Рассчитайте объем исходного раствора иодида калия.

***7.194.** Массовая доля хлора в смеси хлорида и хлората калия составляет 39,23 %. Рассчитайте массовые доли солей в смеси.

7.195. Определите значение pH раствора иодоводородной кислоты концентрацией 0,006 моль/л при 25 °С.

7.196. К 20 мл смеси хлороводородной и бромоводородной кислот добавили избыток карбоната натрия. При этом выделилось 67,2 мл газа (н. у.). При действии на тот же объем смеси избытком раствора нитрата серебра выпало 0,948 г осадка. Определите молярные концентрации кислот в исходной смеси.

7.197. К раствору, содержащему 12,5 г смеси хлорида и бромида калия, прибавили избыток нитрата серебра, в результате чего образовалось 20,78 г смеси хлорида и бромида серебра. Определите состав взятой и образовавшейся смесей.

7.198. Для нейтрализации 120 г смеси соляной и иодоводородной кислот потребовалось 31,5 мл 28 %-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,27 г/мл). Определите массовые доли хлороводорода и иодоводорода в растворе, если известно, что мольная доля HI в три раза больше.

7.199. Для полного осаждения хлорида и бромида натрия из 1 кг раствора, в котором массовые доли солей одинаковы, потребовался 1 л 8 %-ного раствора нитрата серебра (плотность 1,07 г/мл). Рассчитайте массовые доли солей в исходном растворе.

7.200. Гидроксид натрия массой 13,3 г полностью израсходован на взаимодействие со смесью меди, железа и алюминия. На хлорирование этой же смеси металлов требуется 12,5 л хлора (н. у.) или 343,64 мл 10 %-ной соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл). Определите массовые доли металлов в смеси.

7.201. Объясните, почему сера в своих соединениях имеет четные валентности — II, IV, VI, а хлор нечетные — I, III, V, VII?

7.202. Выберите формулы соединений, в которых валентность кислорода не совпадает по абсолютной величине со степенью окисления: H_2O_2 , H_2O , CO_2 , CO , O_2 , P_2O_5 , CaO_2 .

7.203. Приведите примеры химических реакций (не менее пяти), в результате которых образуется: а) сера; б) кислород.

7.204. С какими из перечисленных ниже веществ и при каких условиях взаимодействуют: а) кислород; б) сера? Вещества: железо, золото, натрий, азот, хлор, гидроксид калия, гидроксид железа(II), сульфид меди(II), оксид серы(IV), оксид серы(VI), хлороводород, серная кислота. Составьте уравнения возможных реакций.

***7.205.** При пропускании озонированного кислорода через раствор иодида калия появляется окраска, а объем газа не изменяется. Если тот же озонированный кислород пропускать через раствор пероксида водорода, объем газа увеличивается, а полученная жидкость не вызывает окрашивания раствора иодида калия. Объясните описанные процессы, приведите уравнения реакций.

***7.206.** Могут ли реагировать между собой: а) бинарные кислородные соединения; б) бинарные водородные и бинарные кислородные соединения? Дайте обоснованный ответ. Приведите уравнения возможных реакций как кислотно-основных, так и окислительно-восстановительных на примере элементов второго и третьего периодов Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева.

7.207. Можно ли для получения сероводорода из сульфида железа(II) использовать азотную кислоту? Можно ли осушить сероводород, пропуская его через концентрированную серную кислоту? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

7.208. В лабораторию внесли «свинцовую бумагу» (бумагу, пропитанную раствором ацетата свинца), через некоторое время она почернела. О наличии какого газа в воздухе лаборатории это свидетельствует? Почему серебряные и медные предметы на воздухе чернеют? Напишите соответствующие уравнения реакций.

7.209. Будут ли отличаться продукты окисления сероводорода избытком хлора, если проводить реакцию: а) в газовой фазе; б) в водном растворе? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

7.210. Можно ли собирать кислород, сероводород и сернистый газ методом: а) вытеснения воды; б) вытеснения воздуха из сосуда, расположенного вверх дном; в) вытеснения воздуха из сосуда, расположенного вниз дном? Свой ответ обоснуйте.

7.211. Три сосуда заполнены соответственно водородом, хлороводородом и сероводородом. Предложите способ распознавания данных газов.

7.212. С какими из перечисленных веществ реагируют оксиды серы: гидроксид натрия, гидроксид кальция, соляная кислота, сероводородная кислота, оксид углерода(IV), оксид магния? Напишите уравнения реакций.

7.213. Приведите уравнения реакций, доказывающих окислительно-восстановительную двойственность оксида серы(IV).

7.214. Предложите не менее пяти способов получения диоксида серы.

7.215. Укажите сходства и различия в свойствах сероводорода и сернистого газа. Приведите уравнения реакций, подтверждающие ваш ответ.

7.216. Предложите химический метод определения примеси: а) озона в кислороде; б) сернистого газа в углекислом газе; в) сернистой кислоты в разбавленной серной кислоте; г) карбоната бария в сульфате бария. Напишите уравнения реакций.

7.217. С какими из перечисленных веществ реагирует сульфид калия: соляная кислота, гидроксид натрия, сульфат меди(II), кремниевая кислота, нитрат свинца(II), хлорид алюминия, бромид натрия? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

•7.218. Два юных химика исследовали взаимодействие растворов сульфида калия и дихромата калия. Один из них получил осадок, нерастворимый в разбавленной серной кислоте, но растворяющийся в концентрированной азотной кислоте при нагревании, второй — осадок, частично растворимый в разбавленной серной кислоте. Объясните, почему получились разные результаты исследования. Напишите уравнения реакций.

7.219. Выберите формулы веществ, которые могут быть использованы для осушения сернистого газа: H_2SO_4 (конц.), K_2SO_4 , Na_2CO_3 , $CaCl_2$, KOH , P_2O_5 . Дайте обоснованный ответ.

7.220. С какими из перечисленных ниже веществ реагирует разбавленная, а с какими — концентрированная серная кислота: оксид магния, магний, гидроксид меди(II), оксид углерода(IV), нитрат бария, серебро, бромоводород, сульфид натрия? Напишите уравнения протекающих реакций. В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

7.221. Как превратить сероводород в сульфат кальция? Напишите уравнения реакций.

7.222. Какие сложные вещества можно получить, имея в распоряжении цинк, серу, кислород и водород? Напишите уравнения реакций.

7.223. Какие химические реакции можно осуществить, имея алюминий, серную кислоту и щелочь? Напишите уравнения реакций.

7.224. Предложите цепочку превращений, позволяющих получить сульфат цинка из простых веществ. Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения.

7.225. Напишите уравнения реакций всех возможных способов получения солей: сульфида натрия, сульфита калия, сульфата бария.

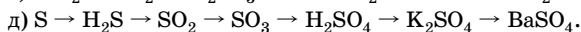
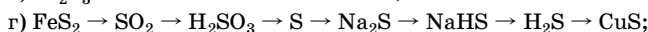
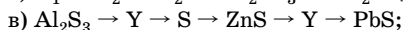
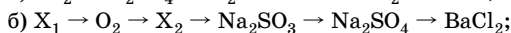
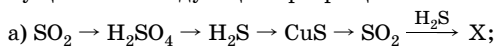
7.226. Напишите уравнения гидролиза следующих солей: сульфида бария, гидросульфида натрия, сульфита калия, гидросульфита натрия, сульфата алюминия, сульфида алюминия. Какая среда в растворах этих солей? Как изменится в них окраска фиолетового лакмуса?

7.227. В пронумерованных пробирках находятся растворы солей натрия: хлорида, карбоната, сульфата и сульфида. Предложите план распознавания данных солей. Напишите уравнения реакций, подтверждающие ваш ответ.

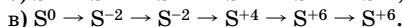
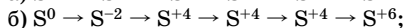
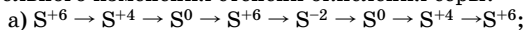
7.228. При взаимодействии двух простых веществ — бесцветного газа А и кристаллического вещества В желтого цвета, имеющих одинаковую молекулярную массу, образуется газ С, относительная плотность которого по газу А равна 2, а объем равен объему газа А, вступившего в реакцию. Определите вещества А, В, С, если известно, что водный раствор газа С окрашивает лакмус в красный цвет. Напишите уравнения протекающих реакций.

***7.229.** Два жидких вещества А и Б при смешении образуют газ В. При добавлении к А карбоната бария выделяется газ Г, вызывающий помутнение известковой воды и имеющий плотность по В, равную 1,57, и образуется соль Д. При добавлении к Б соли Д выпадает белый осадок. Предложите возможные формулы веществ А–Д и напишите уравнения всех реакций.

7.230. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



***7.231.** Напишите уравнения реакций согласно схемам последовательного изменения степени окисления серы:



7.232. Составьте уравнения реакций в соответствии со схемами превращений:

а) натрий \rightarrow сульфид натрия \rightarrow сера \rightarrow сероводород \rightarrow сернистый газ \rightarrow гидросульфит калия \rightarrow сульфит бария \rightarrow сульфат бария;

б) сероводород \rightarrow гидросульфид натрия \rightarrow сульфид натрия \rightarrow сульфид железа(II) \rightarrow оксид серы(IV) \rightarrow сернистая кислота \rightarrow серная кислота;

в) хлорат калия → кислород → железная окалина → железо → сульфид железа(II) → сероводород → сера → сульфид натрия;
 г) сульфид железа(II) → сероводород → сера → серная кислота → оксид серы(IV) → гидросульфит натрия → сульфит бария → сульфат бария.

В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Для реакций, протекающих в растворе, составьте уравнения в молекулярном и ионном виде.

7.233. Закончите уравнения реакций:

- | | |
|---|--|
| а) $S + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
конц. | ж) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
конц. |
| б) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 \rightarrow$; | з) $\text{Na}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| в) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} \rightarrow$;
конц. | и) $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
конц. |
| г) $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
изо. | к) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$; |
| д) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; | л) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; |
| е) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$; | м) $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$. |

***7.234.** Определите, какие вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если образовались следующие продукты (указаны формулы всех веществ без коэффициентов):

- | | |
|--|---|
| а) $S \downarrow + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; | е) $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$; |
| б) $\text{NaCl} + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$; | ж) $\text{CuO} + \text{SO}_2 \uparrow$; |
| в) $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$; | з) $\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{H}_2\text{S} \uparrow$; |
| г) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$; | и) $\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaHSO}_3$; |
| д) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$; | к) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$. |

7.235. Определите число молекул кислорода в 1 м^3 , если плотность его равна $1,43 \text{ кг/м}^3$.

7.236. При полном разложении бертолетовой соли массой $27,0 \text{ г}$ выделился кислород массой $9,8 \text{ г}$. Был ли взятый образец соли чистым веществом?

•**7.237.** При разложении 40 г перманганата калия, содержащего 21% минеральных примесей, образовалось $37,44 \text{ г}$ твердого остатка. Определите его состав.

7.238. Газ, полученный при прокаливании $4,9 \text{ г}$ хлората калия, смешали в сосуде вместимостью 4 л с газом, полученным при взаимодействии $6,0 \text{ г}$ кальция с водой. Определите объемные доли газов в полученной смеси и давление газовой смеси в сосуде (температуру считайте равной $0 \text{ }^\circ\text{C}$, давлением водяных паров можно пренебречь).

7.239. Определите вместимостью озонированного кислорода, который потребуется для окисления металлического серебра массой 24 г , если объемная доля кислорода в его смеси с озоном составляет 20% .

7.240. Через озонатор было пропущено 24 л кислорода, при этом 9 % кислорода превратилось в озон. Рассчитайте объем озонированного кислорода.

7.241. Относительная плотность озонированного кислорода по водороду равна 20,8. Рассчитайте объемный состав смеси.

7.242. Определите массу серы, которую можно окислить кислородом, образующимся при разложении 215 г бертолетовой соли, содержащей 5 % примесей. Какой объем займет (при н. у.) газ, образующийся при окислении?

7.243. Соединение содержит 62,8 % серы и 37,2 % фтора. Масса 118 мл данного соединения при 7 °С и 98,64 кПа равна 0,51 г. Выведите молекулярную формулу соединения.

7.244. В закрытом фарфоровом тигле нагрели смесь 18,6 г порошка железа с 13,4 г серы. В результате получили 29,2 г сульфида железа(II). Противоречат ли результаты эксперимента закону сохранения массы веществ? Ответ подтвердите расчетом.

7.245. В 500 мл воды растворили 50 мл сероводорода. Рассчитайте массовую долю и молярную концентрацию вещества в растворе ($\rho = 1$ г/мл).

***7.246.** В замкнутом сосуде вместимостью 5,6 л подожгли смесь сероводорода с избытком кислорода. Продукты растворили в 200 мл воды. Получили раствор кислоты, который количественно прореагировал со 100 г 8 %-ного раствора брома в воде. Определите объемные доли газов в исходной смеси и массовую долю кислоты в растворе.

7.247. Элементы А и В образуют соединение, содержащее 64 % (по массе) элемента В. При гидролизе этого вещества выделяется газ, содержащий элемент В и 5,88 % (по массе) водорода. Определите формулу вещества, содержащего элементы А и В, напишите уравнение его гидролиза.

7.248. К раствору, содержащему 10,8 г хлорида меди(II), прибавили раствор, содержащий 1,7 г сероводорода. Воду выпарили. Определите состав твердого остатка.

***7.249.** Рассчитайте массовые доли веществ в растворе, полученном при пропускании 2,24 л (н. у.) сероводорода через 250 г 10 %-ного раствора сульфата меди(II).

7.250. Сульфид железа(II) обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 2,24 л газа (н. у.), который пропустили через 35 мл 20 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,22 г/мл). Какая соль образовалась и какова ее массовая доля в полученном растворе?

***7.251.** При обжиге на воздухе сложного вещества массой 9,7 г образуется растворимый в щелочах оксид двухвалентного элемента массой 8,1 г, содержащий 80,2 % этого элемента, и газ, плотность

которого по водороду равна 32, обесцвечивающий раствор, содержащий бром массой 16 г. Определите исходное вещество.

7.252. Газ, образовавшийся при обжиге 48,5 г сульфида двухвалентного металла, окислен в жестких условиях и растворен в воде. Для полной нейтрализации полученного раствора потребовалось 404 мл 9 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,1 г/мл). Определите формулу сульфида.

***7.253.** Вычислите массу меди, растворившейся в 500 мл 92,1 %-ного раствора серной кислоты (плотность 1,83 г/мл), если массовая доля кислоты при этом уменьшилась до 91,6 %.

***7.254.** Смесь серы с цинком прокалили и внесли в разбавленную серную кислоту. Продукт реакции полностью растворился, при этом выделилось 8,96 л газа (н. у.), который пропустили через раствор нитрата свинца(II), в результате выпал осадок массой 47,8 г. Рассчитайте массовые доли серы и цинка в исходной смеси.

7.255. Определите объем раствора с массовой долей сульфида натрия 8 % (плотность 1,1 г/мл), который потребуется для полного осаждения меди из раствора, полученного обработкой хлороводородной кислотой продукта прокаливания на воздухе 12,8 г меди.

7.256. При пропускании сернистого газа, полученного при взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой, через раствор гидроксида натрия был получен раствор сульфита натрия массой 300 г с массовой долей соли 6,3 %. Рассчитайте массу меди.

7.257. Смесь хлорида натрия, карбоната кальция и сульфида цинка массой 80 г обработали избытком хлороводородной кислоты. Образовалась смесь газов объемом 13,44 л (н. у.). При взаимодействии газовой смеси с избытком оксида серы(IV) образовалось твердое вещество массой 19,2 г. Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси (%).

7.258. Найдите максимальный объем сернистого газа, который может быть поглощен 100 мл 2 М раствора гидроксида натрия.

7.259. Определите массовую долю серной кислоты в растворе, полученном при растворении 200 г серного ангидрида в 1 л 17 %-ного раствора серной кислоты (плотность 1,12 г/мл).

7.260. Определите объем воды, в которой необходимо растворить $3,01 \cdot 10^{24}$ молекул оксида серы(VI), чтобы получить раствор с массовой долей серной кислоты 10 %.

7.261. Вычислите объем 40 %-ного раствора серной кислоты (плотность 1,3 г/мл), всгупившей в реакцию с хлоридом натрия при слабом нагревании, если выделилось 5,6 л хлороводорода при 20 °С и 700 мм рт. ст.

7.262. Стакан с разбавленным раствором серной кислоты имеет массу 273 г. Какова будет масса стакана с раствором после окончания реакции с алюминием массой 27 г?

•7.263. В колбе нагрели 0,18 г простого вещества А с избытком концентрированной серной кислоты. Газообразные продукты реакции пропустили в избыток раствора гидроксида кальция, при этом выпало 5,1 г осадка. Определите исходное вещество А.

***7.264.** Оксид меди(II) массой 20 г обработали эквивалентным количеством 20 %-ного раствора серной кислоты при нагревании, при этом образовался сульфат меди(II). Определите массу медного купороса, который можно получить при охлаждении раствора до 20 °С. (Растворимость CuSO_4 при 20 °С равна 20,9 г в 100 г воды.)

7.265. При растворении 27,2 г смеси железа и оксида железа(II) в серной кислоте и выпаривании раствора досуха образовалось 111,2 г железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

***7.266.** Сплав серебра и меди массой 4,52 г обработали избытком концентрированной серной кислоты при нагревании. Выделившийся газ был поглощен 34,9 мл 20,4 %-ного раствора гидроксида бария (плотность 1,2 г/мл), выпавший осадок отфильтровали, а фильтрат нейтрализовали 18 мл 1,67 М соляной кислоты. Рассчитайте массовые доли металлов в смеси и объем выделившегося газа (н. у.).

***7.267.** Определите массу 10 %-ного олеума и 60 %-ного раствора серной кислоты, необходимых для приготовления 480 г 90 %-ного раствора кислоты.

7.268. На полную нейтрализацию 34,5 г олеума израсходовали 74,5 мл 40 %-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,41 г/мл). Рассчитайте массовую долю оксида серы(VI) в олеуме.

7.269. К 80 г 15 %-ного олеума добавили 200 мл воды. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

7.270. Для нейтрализации 2,9 г кислоты, образованной элементом VI группы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, потребовалось 80 мл 0,5 М раствора гидроксида натрия. Определите формулу кислоты.

•7.271. При анализе двух солей натрия, состоящих из трех элементов, были найдены массовые доли элементов: в первой 32,4 % натрия и 45,1 % кислорода; во второй 29,1 % натрия и 30,4 % кислорода. Определите, какие соли были взяты для анализа.

7.272. Твердый остаток, полученный при прокаливании 50,4 г карбоната магния, реагирует с 25 %-ным раствором серной кислоты. При этом образуется 26,2 %-ный раствор сульфата магния и выпадает в осадок гептагидрат сульфата магния. Определите массу раствора сульфата магния и массу кристаллогидрата.

7.273. Выведите формулу вещества, состоящего из кальция, серы и кислорода в массовом отношении 5 : 4 : 8.

7.274. Смесь равных объемов оксида серы(IV) и кислорода пропущена над катализатором при высокой температуре. При этом 80 % оксида серы(IV) окислилось до оксида серы(VI). Рассчитайте плотность по водороду полученной газовой смеси.

7.275. Вычислите суточный расход железного колчедана на заводе, выпускающем ежедневно 2500 т 70 %-ного раствора серной кислоты, если в колчедане содержится 5 % примесей, а потери при производстве составляют 14 %.

7.276. После сжигания 73,6 г халькопирита CuFeS_2 в 400 л воздуха (н. у.) образовались сульфид меди(I), оксид железа(III), сернистый газ. Определите процентный состав образовавшейся газовой смеси.

7.277. В контактный аппарат для окисления сернистого газа подают смесь воздуха с 10 % сернистого газа. Определите объемные доли газов в смеси, выходящей из контактного аппарата, если сернистый газ окисляется полностью.

7.278. При обжиге 80 г технического пирита выделился газ, при взаимодействии которого с избытком сероводорода образовалось 96 г серы. Определите массовую долю примесей в пирите и массу серной кислоты, которую можно получить из 500 кг такого пирита.

7.279. При сжигании 251,2 г смеси пирита и сульфида цинка образовалось 71,68 л (н. у.) диоксида серы. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

***7.280.** При обжиге навески пирита ее масса уменьшилась на 20 %. Определите массовые доли веществ в твердом остатке.

7.281. Сравните валентные возможности атомов азота и фосфора. Объясните, почему азот не проявляет высшую валентность, равную номеру группы. Составьте электронные и электронно-графические формулы атома азота в степенях окисления -3 и $+3$. В каких степенях окисления атом азота имеет электронное строение, аналогичное строению атомов гелия и неона? Какая электронная конфигурация соответствует атому фосфора в возбужденном состоянии?

7.282. Азот образует трифторид NF_3 , но молекулы NF_5 не существует. Для фосфора известны оба аналогичных соединения: PF_3 и PF_5 . Объясните такое различие свойств азота и фосфора.

7.283. Объясните различие в значениях энергии связи в молекулах O_2 , N_2 , F_2 (493,5; 941,7 и 138,9 кДж/моль соответственно).

7.284. С какими из перечисленных веществ взаимодействует а) азот; б) фосфор: кислород, водород, литий, магний, вода, гидроксид натрия, концентрированная серная кислота? Составьте уравнения возможных реакций, укажите условия их протекания.

7.285. Как химическим путем можно освободить азот от примесей следующих веществ: а) аммиака; б) кислорода; в) хлора;

г) углекислого газа; д) паров воды? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

7.286. Сравните физические свойства и химическую активность белого и красного фосфора. Объясните причину различий.

7.287. Сравните окислительно-восстановительную активность азота и фосфора. Объясните причину различий. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

***7.288.** Как, имея фосфор и раствор хлорида натрия, получить не менее десяти соединений фосфора (можно использовать электролиз)? Напишите уравнения реакций.

***7.289.** Напишите не менее шести уравнений реакций, в которых изменяется степень окисления фосфора.

***7.290.** При сгорании красного фосфора в кислороде выделяется примерно в 1,7 раза больше энергии, чем при сгорании его в хлоре. Но для того чтобы фосфор горел в кислороде, его надо поджечь, а в хлоре он самовоспламеняется. Объясните различия в условиях протекания реакций.

7.291. Изобразите электронную и структурную формулы иона аммония. Укажите валентности атомов, их степени окисления, вид химических связей, механизм их образования, пространственное строение иона аммония.

***7.292.** Объясните, почему различны валентные углы в: а) NH_4^+ и NH_3 ; б) PH_3 , PF_3 , PCl_3 .

7.293. Жидкий аммиак не проводит электрический ток, но растворы многих веществ в жидком аммиаке проводят ток. Объясните причину этого явления.

7.294. Почему аммиак является основанием, хотя в его составе нет гидроксогруппы? Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.

7.295. Напишите уравнение реакции, характеризующей химическое равновесие в водном растворе аммиака. Как будет смещаться это равновесие, если: а) увеличить давление; б) понизить температуру; в) добавить соляную кислоту; г) добавить гидроксид натрия? Ответ поясните на основании принципа Ле Шателье.

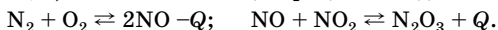
7.296. В равных по объему растворах гидроксида натрия и аммиака содержится одинаковое количество вещества ионов OH^- . Одинаковые ли объемы соляной кислоты определенной концентрации потребуются для полной нейтрализации этих растворов?

7.297. С какими из перечисленных веществ взаимодействует аммиак: кислород, водород, гидроксид лития, оксид натрия, натрий, бромоводород, оксид железа(III), оксид кремния(IV), этан, этанол, уксусная кислота? Напишите уравнения реакций.

7.298. Сравните химические свойства аммиака и фосфина. Напишите уравнения реакций, подтверждающие ваш ответ.

***7.299.** Напишите уравнения реакций, которые будут происходить при постепенном пропускании избытка аммиака в раствор фосфорной кислоты и последующем пропускании в полученный раствор хлороводорода.

7.300. В какую сторону сместится химическое равновесие указанных ниже систем при: а) повышении температуры; б) понижении давления; в) понижении концентрации оксида азота(II)?



7.301. Почему молекулы диоксида азота легко димеризуются? Почему для сернистого газа подобный процесс не характерен?

7.302. Какую экологическую угрозу несут оксиды азота? Предложите способ очистки воздуха от примесей оксида азота(II) и оксида азота(IV), образующихся на некоторых химических производствах. Напишите уравнения соответствующих реакций.

•7.303. Объясните, почему реакция хлорирования метана, идущая на свету, резко замедляется в присутствии незначительных количеств оксида азота(II).

7.304. С какими из перечисленных веществ взаимодействует оксид фосфора(V): вода, оксид кальция, оксид марганца(VI), гидроксид калия, гидроксид алюминия, соляная кислота, азотная кислота? Напишите уравнения реакций.

7.305. Напишите пять уравнений реакций с участием азотной кислоты, в каждой из которых степень окисления азота изменяется по-разному.

***7.306.** В две пробирки положили по одинаковому кусочку цинка, а затем прилили некоторое количество 30 %-ной азотной кислоты и такое же количество воды. В первую пробирку сначала налили воду, а затем медленно приливали кислоту, во вторую — сначала налили кислоту, а затем медленно приливали воду. Какие вещества образовались? Как доказать различие содержимого пробирок после окончания реакций?

7.307. С какими из перечисленных веществ взаимодействует концентрированная азотная кислота: алюминий, сера, серебро, кальций, иодоводород, оксид меди(I), оксид углерода(IV), аммиак, серная кислота, оксид железа(III), сульфат бария, оксид хрома(VI), оксид алюминия, перманганат калия, нитрат натрия? Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия их протекания. Будут ли отличаться продукты реакций, если во взаимодействие вступит разбавленная азотная кислота?

7.308. С какими из перечисленных веществ может вступить в реакцию ортофосфорная кислота: магний, серебро, оксид цинка, ок-

сид хрома(VI), оксид натрия, гидроксид кальция, сульфат бария, хлорид бария, оксид серы(IV), аммиак, нитрат калия, карбонат аммония? Напишите уравнения возможных реакций; для реакций, протекающих в растворе, составьте ионные уравнения.

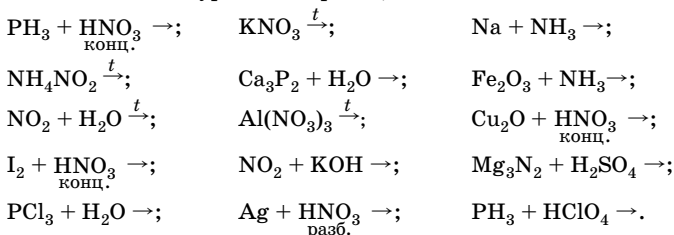
7.309. Как получить одно из наиболее ценных азотных удобрений — нитрат аммония, используя в качестве исходных веществ только воздух и воду? Предложите схему превращений, напишите уравнения необходимых реакций.

7.310. Как из фосфорита получить известные вам фосфорные удобрения? Напишите уравнения реакций.

7.311. В пронумерованных пробирках находятся растворы фосфата натрия, нитрата калия, сульфата меди(II), хлорида аммония и хлорида железа(III). Как, используя качественные реакции, определить, в какой пробирке находится каждое из этих веществ? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

7.312. При исследовании белого кристаллического вещества химик обнаружил, что при добавлении к раствору этого вещества раствора гидроксида бария выпал белый нерастворимый в кислотах и щелочах осадок и выделился газ с резким запахом, который окрашивает влажную фенолфталеиновую бумажку в малиновый цвет. Какое вещество исследовал химик? Напишите уравнения реакций.

7.313. Закончите уравнения реакций:



В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Назовите продукты.

7.314. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

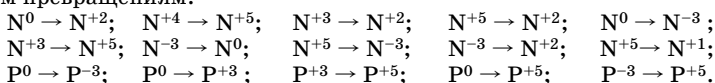
а) азот → аммиак → оксид азота(II) → оксид азота(IV) → нитрит натрия → нитрат натрия → азотная кислота → оксид азота(IV);

б) азот → нитрид лития → аммиак → сульфат аммония → аммиак → нитрат аммония → оксид азота(I);

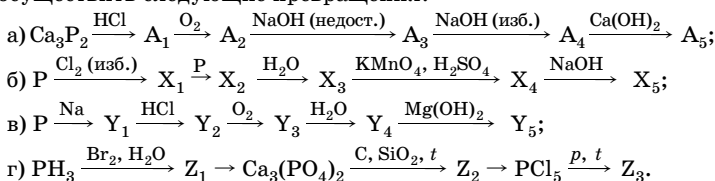
в) нитрит аммония → азот → оксид азота(II) → оксид азота(IV) → азотная кислота → нитрат меди(II) → оксид азота(IV) → нитрат натрия \xrightarrow{t} ...;

г) фосфор → оксид фосфора(V) → ортофосфорная кислота → фосфат натрия → гидрофосфат натрия → фосфат натрия → фосфат бария;
 д) фосфор → фосфид кальция → фосфин → оксид фосфора(V) → ди-гидрофосфат калия → гидрофосфат калия.

7.315. Составьте уравнения реакций, соответствующих следующим превращениям:

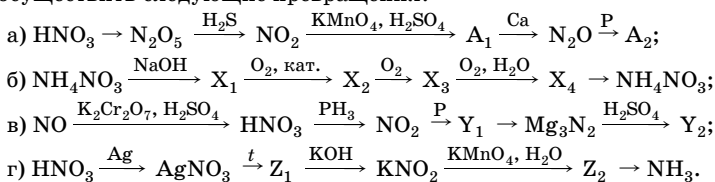


7.316. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



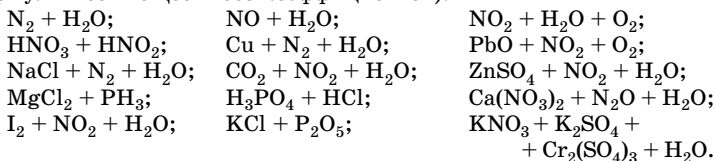
В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Дайте названия веществам.

7.317. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Дайте названия веществам.

***7.318.** Определите, какие вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если образовались следующие продукты (указаны формулы всех веществ без коэффициентов):



7.319. Какова степень окисления азота в его оксиде, если отношение масс азота и кислорода в этом веществе 7 : 12?

7.320. При взаимодействии 6,08 г кальция с азотом образуется нитрид кальция массой 7,5 г. Определите его формулу.

7.321. Массовая доля фосфора в соединении с хлором 14,87 %. Выведите молекулярную формулу этого соединения.

7.322. При 800 °С плотность паров фосфора по воздуху равна 4,27. Сколько атомов входит в состав молекулы фосфора при данных условиях?

7.323. Смесь азота с водородом при н. у. имеет плотность 0,9 г/л. Рассчитайте массовые и объемные доли газов в смеси.

7.324. Намазка спичечной коробки содержит 30,8 % красного фосфора. Определите массу намазки, которую можно получить из 682 кг фосфорита, содержащего 91,5 % ортофосфата кальция, если выход фосфора составляет 95 %.

7.325. Составьте термохимическое уравнение реакции горения фосфора, если на сжигание 3,1 г фосфора израсходовали 2,8 л кислорода (при н. у.) и при этом выделилось 75,25 кДж.

7.326. В сосуде, предварительно заполненном воздухом массой 145 г, сожгли 6,2 г фосфора. После окончания реакции условия привели к первоначальным. Как изменится давление в сосуде после реакции? (Объемом твердого продукта можно пренебречь.)

•**7.327.** Образец магнезия сожгли в воздухе и золу растворили в 60 мл 1 М соляной кислоты. На нейтрализацию этого раствора затратили 12 мл 1 М раствора гидроксида натрия. После добавления избытка щелочи раствор прокипятили, а выделившийся при этом газ пропустили в колбу с 12 мл 1 М соляной кислоты. На нейтрализацию раствора в колбе затратили 6 мл 1 М раствора гидроксида натрия. Определите массу образца магнезия и состав золы.

7.328. В каком объеме воздуха содержится азот массой, достаточной для получения 2 м³ аммиака, если в реакцию с водородом вступает 20 % азота по объему?

7.329. При пропускании азотоводородной смеси через контактный аппарат прореагировало 10 % азота. Определите процентный состав газовой смеси, выходящей из колонны синтеза.

7.330. При нагревании смеси азота с водородом в присутствии катализатора в замкнутой системе при некоторой температуре равновесие установилось при следующих концентрациях веществ: $[N_2] = 5$ моль/л, $[H_2] = 2$ моль/л, $[NH_3] = 2$ моль/л. Найдите исходные концентрации азота и водорода.

7.331. Рассчитайте массовую долю (%) аммиака в растворе, полученном при пропускании 11,2 л газообразного аммиака (н. у.) через 250 мл раствора аммиака с массовой долей 20 % (плотность 0,92 г/мл).

7.332. Из хлората калия получили кислород, необходимый для каталитического окисления аммиака. Аммиак образуется при нагревании 500 г 13,2 % -ного раствора сульфата аммония со 100 г гидроксида кальция, содержащего 3,5 % примесей. Рассчитайте массу хлората калия.

7.333. Смесь аммиака и водорода объемом 22,4 л (н. у.) пропустили при нагревании через трубку, заполненную оксидом меди(II) массой 112 г. Затем содержимое трубки обработали раствором с массовой долей хлороводорода 14,6 %, израсходовав при этом 50 г раствора. Определите массовые доли газов в исходной смеси.

7.334. Смесь азота с водородом объемом 5 л пропустили над платиновым катализатором, а затем — через 14 % -ный раствор азотной кислоты (плотность 1,08 г/мл), при этом израсходовалось 46,3 мл раствора. Определите объемные доли газов в исходной смеси.

7.335. Какой объем азота (н. у.) потребуется для получения аммиака, из которого можно приготовить 1 кг 25 % -ного раствора, если выход аммиака составляет 90 % (по объему) от теоретически возможного?

7.336. Смесь азота с водородом массой 180 г, имеющую относительную плотность по водороду 3,6, пропустили при нагревании над катализатором. Рассчитайте объем кислорода (н. у.), необходимый для сжигания образовавшейся газовой смеси. (Выход продукта реакции азота с водородом считайте количественным.)

7.337. Определите процентное содержание дихромата аммония в технической соли, если при разложении 32 г ее образовалось 20 г твердого остатка (химический состав примесей при нагревании не изменяется).

7.338. К 107 г 20 % -ного раствора хлорида аммония добавили 150 г 18 % -ного раствора гидроксида натрия. Раствор прокипятили. Определите массовую долю образовавшейся соли в растворе и минимальную массу 60 % -ного раствора ортофосфорной кислоты, необходимой для нейтрализации выделившегося газа.

7.339. Аммиак объемом 7,84 л (н. у.) подвергли каталитическому окислению и дальнейшему превращению в азотную кислоту. В результате получили раствор массой 200 г. Считая выход азотной кислоты равным 40 %, определите массовую долю азотной кислоты в полученном растворе.

7.340. Плотность газовой смеси монооксида азота с диоксидом азота при н. у. равна 1,786 г/л. Определите молярные концентрации веществ в растворе, полученном при растворении 8,96 л этой смеси в 250 мл 2 М раствора гидроксида натрия (изменением объема раствора при реакции можно пренебречь).

7.341. После добавления к 40 мл смеси азота и монооксида азота 65 мл воздуха объем полученной смеси составил 100 мл. Определите объемные доли газов в исходной и полученной смесях.

7.342. На окисление солей, образовавшихся при пропускании 20 л (н. у.) смеси азота и диоксида азота через раствор едкого натра, потребовалось 12,64 г перманганата калия в сернокислотной среде. Определите объемные доли газов в исходной смеси.

7.343. Смесь азота, оксида азота(II) и оксида азота(IV) объемом 88 мл пропустили через воду, при этом не поглотилось водой 50 мл газов. К ним добавили 16 мл кислорода, после чего объем газов стал равен 55 мл. Определите объемную долю оксида азота(II) в исходной смеси.

7.344. Определите массу хлорида фосфора(V), растворенного в воде, если на нейтрализацию полученных при этом кислот израсходовали 200 мл 10 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,109 г/мл).

7.345. Вычислите массы оксида фосфора(V) и воды, необходимых для приготовления 490 г 20 %-ного раствора ортофосфорной кислоты.

7.346. Оксид фосфора(V), образовавшийся при сжигании фосфора в кислороде, растворили в 500 мл 25 %-ного раствора ортофосфорной кислоты (плотность 1,7 г/мл). При этом массовая доля кислоты возросла до 91 %. Рассчитайте массу сожженного фосфора.

7.347. Оксид фосфора(V), полученный при сгорании 1,55 г фосфора, был растворен в 3,7 л 0,1 %-ного раствора гидроксида кальция (плотность 1 г/мл). Какая соль образовалась? Вычислите ее массу.

7.348. Простое вещество А красного цвета массой 12,4 г сожгли в избытке воздуха. В результате образовался белый порошок В, который растворили в 471,6 мл горячей воды и получили раствор С. Если раствор С нейтрализовать содой, а затем добавить избыток раствора нитрата серебра, то выпадает ярко-желтый осадок. Назовите вещества А, В и С. Рассчитайте массу порошка В. Определите состав и массовую долю соли в растворе, полученном при взаимодействии 50 г раствора С с 12,2 г негашеной извести.

7.349. Вычислите массу 32 %-ной азотной кислоты, которую можно получить из 1000 м³ (н. у.) воздуха по аммиачному способу, если синтез аммиака идет с выходом 15,8 %, а другие стадии процесса протекают количественно.

7.350. Одинаковая ли масса азотной кислоты потребуется для растворения 32 г меди, если в одном случае раствор концентрированный, а в другом — разбавленный? Определите объемы газов (н. у.), выделившихся в первом и во втором случаях.

7.351. При пропускании смеси газов, образовавшихся при разложении азотной кислоты, через 212,1 мл 12 %-ного раствора гидро-

ксида калия (плотность 1,1 г/мл) произошла полная нейтрализация щелочи. Определите объем 63 %-ного раствора азотной кислоты (плотность 1,43 г/мл), при разложении которой были получены эти газы. Определите массу меди, которая могла бы раствориться в этом объеме раствора азотной кислоты.

•7.352. В результате электролиза 130 мл раствора нитрата меди(II) (массовая доля соли 25,6 %, плотность 1,25 г/мл), проведенного с использованием угольных электродов, на аноде выделилось 3,36 л газа (н. у.). По окончании электролиза электроды были оставлены в образовавшемся растворе до прекращения изменения их массы. Вычислите массовые доли веществ, содержащихся в образовавшемся растворе.

***7.353.** Газ А, полученный при прокаливании нитрата марганца(II), был поглощен 40 %-ным раствором гидроксида калия массой 30 г. Твердый продукт прокалывания В был растворен при нагревании в соляной кислоте, при этом выделился газ С объемом 2,24 л (н. у.). Определите массу нитрата марганца(II) и массовые доли веществ в растворе, полученном при растворении газа А в растворе щелочи. Какие вещества можно получить, если через раствор гидроксида калия пропустить газ С?

•7.354. Навеску неизвестного металла массой 13,0 г обработали избытком разбавленной азотной кислоты. К полученному раствору прибавили избыток раствора гидроксида натрия и раствор нагрели, в результате чего получили 1,12 л газа (н. у.). Какой металл был растворен в азотной кислоте? Ответ подтвердите расчетом и составьте соответствующие уравнения реакций.

***7.355.** По данным химического анализа в состав соли А входят натрий (массовая доля 26 %), водород (2,2 %), фосфор (35 %) и кислород. Один моль фосфина окисляется двумя молями иода в присутствии воды с образованием кислоты, содержащей тот же анион, что и соль А, и иодоводородной кислоты. Определите простейшую формулу соли А и составьте уравнение реакции, упомянутой в задаче.

7.356. При частичном термическом разложении 15,04 г нитрата меди(II) образовалось 8,56 г твердого остатка. Определите степень разложения нитрата меди(II) и состав полученного остатка.

7.357. При термическом разложении 6,8 г нитрата металла образовалось 5,52 г нитрата. Определите металл.

7.358. Имеется смесь избытком алюминия, цинка и меди. После обработки 8 г этой смеси избытком концентрированной азотной кислоты масса твердого остатка составила 1,52 г. Другую часть этой смеси массой 3 г внесли в избыток концентрированного раствора

гидроксида натрия. При этом масса нерастворимого остатка составила 0,6 г. Определите массовые доли металлов в смеси.

*7.359. При прокаливании 54,2 г смеси двух нитратов металлов в степени окисления +1 выделилось 8,36 л (н. у.) газов. При обработке твердого остатка водой часть его растворилась. Не растворившуюся в воде часть обработали избытком концентрированного раствора азотной кислоты, при этом выделилось 4,48 л бурого газа (н. у.). Нитраты каких металлов были взяты, если массовая доля одного из них равна 62,73 %?

7.360. Газы, выделившиеся при нагревании 6,43 г смеси нитратов калия и серебра, были пропущены через воду, при этом не поглотилось 448 мл газа (н. у.). Определите массовые доли нитратов в исходной смеси.

7.361. При взаимодействии смеси железных и медных опилок с разбавленной серной кислотой выделилось 8,96 л газа (н. у.). При обработке такого же образца концентрированной азотной кислотой образовалась соль, при термическом разложении которой выделяется 11,2 л газа (н. у.) Определите массовую долю меди в исходной смеси.

7.362. Охарактеризуйте закономерности в изменении радиусов атомов, значений энергии ионизации, электроотрицательности, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств элементов IVA группы.

7.363. Составьте электронные и электронно-графические формулы атома углерода в степенях окисления -4 , $+2$, $+4$. Приведите примеры соединений углерода в указанных степенях окисления.

7.364. В каких степенях окисления атом кремния имеет электронное строение, аналогичное строению атомов неона и аргона?

7.365. Сравните физические свойства аллотропных модификаций углерода. Объясните причины различий.

7.366. Как доказать, что алмаз, графит и карбин образованы одним и тем же элементом?

7.367. Объясните, почему атомы углерода не образуют, подобно атомам азота, катион CH_5^+ ?

7.368. С какими из перечисленных веществ реагирует сажа: хлор, кислород, азот, кальций, оксид углерода(IV), оксид меди(II), оксид кальция, гидроксид натрия, серная кислота, соляная кислота, вода? Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания.

7.369. Какие реакции протекают при нагревании угля с каждым из указанных ниже веществ: фосфорным ангидридом, оксидом кальция, медным купоросом, нитратом калия, хромовым ангидридом? Напишите уравнения этих реакций.

7.370. Почему неметаллические свойства кремния выражены менее ярко, чем у углерода? Почему для кремния не характерно образование кратных связей, а соединения со связями Si–Si неустойчивы?

7.371. Сравните окислительно-восстановительную активность углерода и кремния. Объясните причину различий. Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.

7.372. Сравните устойчивость водородных соединений углерода и кремния. Объясните причины различия. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

7.373. Объясните, почему валентные углы в молекулах CH_4 и SiH_4 одинаковы, а в молекулах H_2O и H_2S различаются.

7.374. Объясните, почему дипольный момент молекулы CH_4 равен нулю, а молекула CH_3Cl обладает большим дипольным моментом — 1,87 D.

7.375. Сравните химические свойства метана и аммиака. Что общего и что различного в свойствах этих соединений? Напишите уравнения соответствующих реакций.

7.376. Каковы валентность и степень окисления атома углерода в оксидах CO и CO_2 ? Составьте схемы образования этих молекул. Укажите вид и механизм образования химической связи в этих соединениях.

7.377. По физическим свойствам оксид углерода(II) и азот сходны между собой, их также характеризуют близкие значения энергии связи (для N_2 — 942 кДж/моль, для CO — 1070 кДж/моль). Объясните причины подобного сходства, исходя из электронного строения молекул CO и N_2 .

7.378. Как отличить два сосуда, заполненные один — угарным, второй — углекислым газом? Предложите способ определения примеси: а) углекислого газа в оксиде азота(IV); б) угарного газа в азоте.

7.379. С какими из перечисленных веществ реагирует оксид углерода(IV): хлор, водород, кислород, азот, магний, оксид меди(II), оксид кальция, оксид серы(VI), гидроксид натрия, серная кислота, соляная кислота, вода, гидроксид железа(II)? Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания.

7.380. Что общего и что различного в свойствах оксида углерода(IV) и оксида серы(IV)? Напишите уравнения соответствующих реакций.

7.381. Почему так резко отличаются по своим физическим свойствам высшие оксиды углерода и кремния? Что общего и что различного в химических свойствах данных соединений? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

7.382. С какими из перечисленных ниже веществ взаимодействует диоксид кремния: водород, кислород, углерод, магний, вода, оксид серы(VI), оксид натрия, гидроксид калия, соляная кислота, фтороводородная кислота, сульфат бария, карбонат кальция? Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия их протекания, назовите продукты.

7.383. В какую сторону сместится равновесие в системе $2C(к.) + O_2(г.) \rightleftharpoons 2CO(г.) + Q$ при: а) повышении температуры; б) уменьшении концентрации оксида углерода(II); в) уменьшении давления; г) увеличении концентрации кислорода?

7.384. Сопоставьте свойства угольной и кремниевой кислот. Что общего и что различного в их свойствах? Приведите уравнения соответствующих реакций.

7.385. Опишите процессы, протекающие при сплавлении оксида кремния(IV) с карбонатом натрия и дальнейшем пропускании через водный раствор полученного сплава оксида серы(IV) до полного прекращения химической реакции.

***7.386.** Как получить не менее восьми сложных веществ, имея в своем распоряжении два твердых вещества — силикат кальция и гидрокарбонат натрия? Напишите уравнения реакций, укажите условия.

***7.387.** При пропускании избытка углекислого газа через раствор гидроксида бария происходит сначала выпадение, а затем растворение осадка. При пропускании избытка углекислого газа через раствор тетрагидроксоалюмината натрия выпавший осадок не растворяется. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения происходящих реакций.

***7.388.** Имеются три соли угольной кислоты. Одна из них растворяется как в кислотах, так и в щелочах. Другая соль получается в результате реакции первой с гидроксидом натрия. Третья соль не растворяется в щелочах, но растворяется в кислотах. Определите возможные формулы солей.

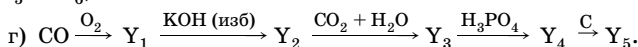
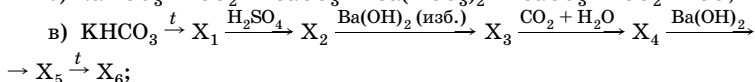
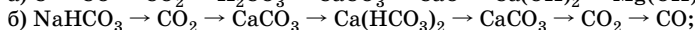
7.389. На каком свойстве основано применение питьевой соды в медицине для снижения кислотности желудочного сока? Можно ли приготовить раствор питьевой соды для полоскания горла, растворяя ее в кипятке?

7.390. Почему при смешивании растворов карбоната натрия и сульфата алюминия образуется белый студенистый осадок и выделяется газ?

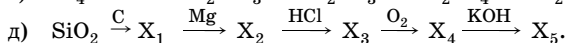
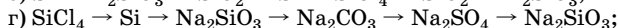
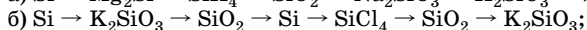
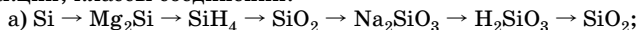
7.391. Как отличить растворы следующих солей: карбоната натрия, гидрокарбоната натрия, силиката натрия, гидрокарбоната бария? Приведите уравнения реакций.

7.392. Определите среду в растворах солей, формулы которых K_2CO_3 , Na_2SiO_3 , KCN , $Ca(HCO_3)_2$, $Pb(NO_3)_2$. Составьте уравнения гидролиза.

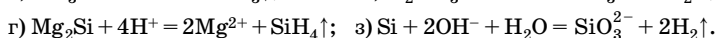
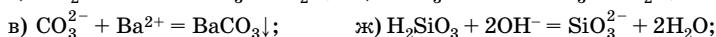
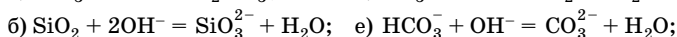
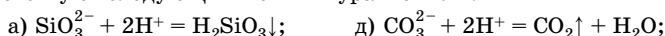
7.393. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



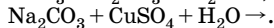
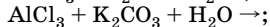
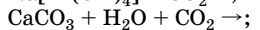
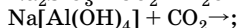
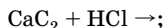
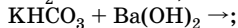
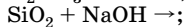
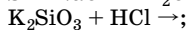
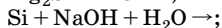
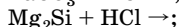
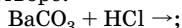
7.394. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, назовите вещества, типы реакций, классы соединений:



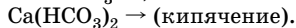
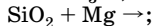
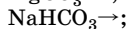
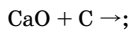
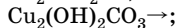
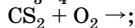
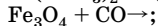
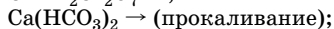
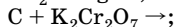
7.395. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые соответствуют следующим ионным уравнениям:



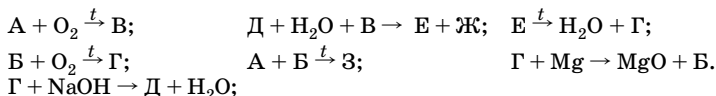
7.396. Закончите уравнения реакций, протекающих в водном растворе:



7.397. Составьте уравнения реакций, протекающих при нагревании:



*7.398. Элементы А и Б принадлежат к одной подгруппе. Образованные ими простые вещества способны вступать во взаимодействия, описываемые схемами:



Определите неизвестные вещества. Составьте уравнения зашифрованных реакций.

7.399. Оксид углерода объемом 29,12 л (н. у.) содержит 41,6 г кислорода. Определите степень окисления углерода в этом оксиде.

7.400. В соединении кремния с водородом масса кремния в 10,5 раз больше массы водорода. Выведите простейшую формулу этого соединения.

•7.401. Газовую смесь, состоящую из оксида углерода(II) и кислорода, имеющую относительную плотность по водороду 15, сожгли. Определите среднюю молярную массу смеси газов после реакции.

7.402. Определите объемные доли газов в смеси, содержащей оксиды углерода(II) и (IV), если плотность ее по водороду равна 18,8.

7.403. К 20 л смеси оксидов углеродов добавили 30 л кислорода и подожгли. В результате этого объем газовой смеси уменьшился на 4 л. Определите объемную долю углекислого газа в исходной смеси газов.

*7.404. В эвдиометре сожгли 100 мл смеси водорода, метана и кислорода. После конденсации водяного пара и приведения газа к начальным условиям объем образовавшейся смеси оказался равен 35 мл. После поглощения углекислого газа щелочью объем остатка, в котором загорается тлеющая лучина, стал равен 25 мл. Определите состав взятой смеси (в %).

7.405. При взаимодействии 10,2 г оксида алюминия с избытком углерода образовалось 6,72 л (н. у.) оксида углерода(II) и 7,2 г твердого кристаллического вещества. Определите состав этого соединения.

*7.406. Масса сосуда, заполненного оксидом углерода(IV), равна 422 г (н. у.). Этот же сосуд с аргоном имеет массу 420 г. Если сосуд наполнить смесью аргона и неизвестного газа X (объемные доли газов 50 %), то масса его станет равна 417 г. Вычислите массу сосуда, объем сосуда, молярную массу газа X.

7.407. Смесь оксидов углерода объемом 1 м³ (н. у.) с относительной плотностью по водороду 16 пропустили через 56 кг 1 %-ного раствора гидроксида калия. Какая соль образуется и какова ее масса?

•7.408. Бесцветный газ объемом 5,6 л (н. у.) с относительной молекулярной массой на 3,4 % меньше, чем средняя относительная

молекулярная масса воздуха, сожгли в избытке кислорода. Продукты сгорания пропустили через 10 % -ный раствор гидроксида натрия плотностью 1,1 г/мл. Определите минимальный объем раствора щелочи, если известно, что продукты сгорания исходного газа не содержат воду.

7.409. Углекислый газ объемом 2 л пропустили над раскаленным углем, а затем через избыток известковой воды, после чего собрали 3 л газа. Рассчитайте степень превращения углекислого газа (в %). (Объемы измеряли при одинаковых условиях.)

7.410. Для превращения 56,1 г смеси карбонатов кальция и магния в гидрокарбонаты израсходовали углекислый газ, полученный при сжигании 7 л этана (н. у.). Определите состав смеси карбонатов.

7.411. Определите массу 5 % -ного раствора карбоната натрия, в котором нужно растворить 100 г кристаллической соды, чтобы образовался 15 % -ный раствор карбоната натрия.

***7.412.** Для окисления определенного количества щавелевой кислоты в сернокислотной среде израсходовали 6,32 г перманганата калия. Образовавшийся углекислый газ пропустили через раствор, содержащий 8,8 г едкого натра. Какие соли образовались в растворе? Вычислите их массы.

•7.413. К раствору, содержащему 19,44 г гидрокарбоната кальция, прибавили 20,52 г сульфата алюминия. Определите состав образовавшегося осадка и массы оставшихся в растворе солей. Считайте, что сульфат кальция осаждается полностью.

7.414. Смесь газов объемом 4 л (н. у.) пропустили через 35 г раствора гидроксида натрия, при этом образовалось 5,3 г карбоната и 6,3 г гидрокарбоната натрия. Определите объемную долю углекислого газа в смеси и массовую долю гидроксида натрия в растворе.

7.415. Определите объем углекислого газа (н. у.), который выделится из огнетушителя, содержащего 12 л 8 % -ного раствора гидрокарбоната натрия ($\rho = 1,058 \text{ г/см}^3$).

***7.416.** Смесь карбонатов натрия и калия массой 10 г растворили в воде и добавили в раствор избыток соляной кислоты. Выделившийся газ пропустили через трубку с пероксидом натрия Na_2O_2 . Образовавшегося кислорода хватило, чтобы сжечь 1,9 л водорода (н. у.). Напишите уравнения реакций и рассчитайте состав смеси (в %).

***7.417.** К смеси гидроксида и карбоната кальция осторожно прибавили некоторое количество соляной кислоты. При этом смесь полностью растворилась и выделилось 0,896 л газа (н. у.). Полученный раствор упарили досуха. При упаривании выделилось еще 0,448 л газа (н. у.), масса сухого остатка составила 14,21 г. Определите массы гидроксида и карбоната кальция в исходной смеси.

7.418. На воздухе прокалили смесь медного порошка и малахита, масса смеси при этом не изменилась. Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси и конечном продукте.

7.419. Через сусензию, содержащую 7,4 г гашеной извести, пропустили 8 л (н. у.) газовой смеси, содержащей 39,2 % углекислого газа. Рассчитайте массу осадка, образовавшегося после полного поглощения углекислого газа.

7.420. Смесь карбонатов кальция и магния массой 3,05 г прокалили при температуре, достаточной для разложения солей. Выделившийся газ пропустили через стеклянную трубку, наполненную гидроксидом калия, масса которого при этом выросла на 1,42 г. Определите массовые доли (%) карбонатов в навеске.

7.421. Смесь гидрокарбонатов аммония, натрия и кальция массой 41,6 г прокалили, при этом масса смеси уменьшилась на 20,6 г. При действии на остаток соляной кислотой получили газ объемом 4,48 л (н. у.). Определите массовые доли солей в исходной смеси.

***7.422.** Смесь карбоната и гидроксида двухвалентного металла прокалили в отсутствие воздуха; газообразные продукты реакции последовательно пропустили через поглотительные трубки с оксидом фосфора(V) и твердой щелочью. Массы этих трубок увеличились соответственно на 1,08 и 1,32 г. Определите объем соляной кислоты (массовая доля хлороводорода 24 %, плотность 1,14 г/мл), необходимой для растворения твердого остатка.

7.423. На нейтрализацию раствора карбоната и гидрокарбоната натрия потребовалось 80 мл 1 М раствора гидроксида натрия. После упаривания полученного раствора выпал осадок декагидрата карбоната натрия массой 16,09 г. Определите массовые доли веществ в исходном растворе.

7.424. Смесь кремния и угля массой 10 г вступает в реакцию с 40 %-ным раствором гидроксида натрия объемом 35,7 мл ($\rho = 1,4$ г/мл). Определите массовые доли угля и кремния в смеси, а также объем выделившегося газа (н. у.).

7.425. Смесь массой 13,8 г, состоящую из кремния, алюминия и железа, обработали при нагревании гидроксидом натрия. При этом выделилось 11,2 л газа (н. у.). При действии на такую же массу смеси избытка соляной кислоты выделяется 8,96 л газа (н. у.). Определите массы веществ в исходной смеси.

***7.426.** Смесь карбоната натрия и кремниевой кислоты прокалили при высокой температуре, остаток обработали раствором хлороводорода. Объем газа (н. у.), выделившегося при прокаливании, относится к объему газа (н. у.), выделившегося при воздействии кислоты, как 3:2. Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси.

7.427. Карбонат кальция массой 10 г смешали с 8 г оксида кремния(IV) и сильно нагрели. Рассчитайте массовые доли веществ в полученной твердой смеси.

7.428. При сплавлении 5,0 кг кварцевого песка, содержащего 10 % примесей, с избытком едкого натра получили 9,0 кг силиката натрия. Рассчитайте практический выход силиката натрия (в процентах).

•7.429. Газ, образовавшийся при сплавлении 12 г кремнезема с эквимольным количеством карбоната калия, пропустили через 100 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей растворенного вещества 10 % ($\rho = 1,11 \text{ г/мл}^3$). Рассчитайте массу твердого продукта после сплавления. Какие вещества присутствуют в растворе, через который пропустили газ? Вычислите количества веществ в растворе. Определите массу твердого остатка, который можно получить, если упомянутый раствор сначала прокипятить, а потом осторожно упарить досуха.

***7.430.** Для получения стекла смесь известняка и соды прокалили с кремнеземом. Выделившийся газ поглощен 20 % -ным раствором гидроксида бария массой 17,1 г до полного растворения осадка. Рассчитайте массовую долю соли в растворе.

III

Раздел

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 8. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Предмет органической химии. Основные положения теории химического строения органических соединений А. М. Бутлерова

В состав любого органического вещества входят атомы углерода. Этот химический элемент образует огромное количество соединений, устойчивых в физико-химических условиях нашей планеты — известно около 20 млн органических соединений.

Простейшие органические вещества — углеводороды, они являются родоначальниками органических соединений разных классов. В связи с этим органическую химию можно определить как:

- химию соединений углерода;
- химию углеводородов и их производных.

Основопологающей теорией органической химии является теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова (1861). Основные положения:

- атомы в молекулах органических веществ соединяются друг с другом согласно их валентности. Определенная последовательность связанных между собой атомов называется *химическим строением*;
- свойства соединений зависят не только от качественного и количественного состава молекул, но и от строения этих молекул;
- атомы в молекулах оказывают взаимное влияние друг на друга, что сказывается на реакционной способности веществ.

Классификация органических соединений

Классификации органических соединений основана на теории строения.

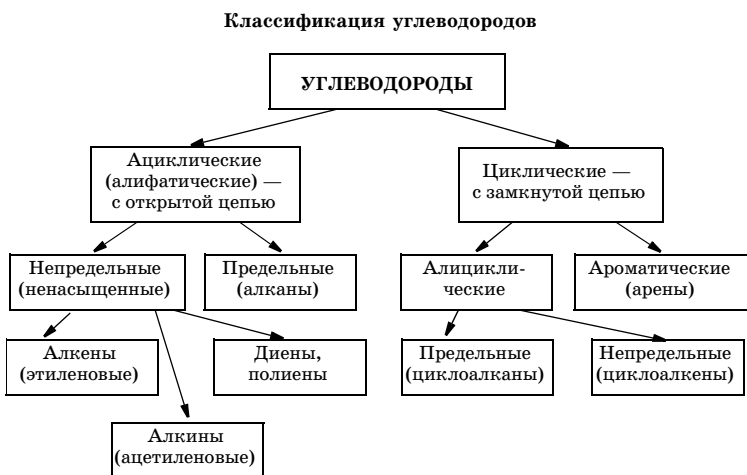
Наиболее простыми органическими веществами являются углеводороды, молекулы которых состоят только из атомов углерода и водорода.

Углеводороды различают по:

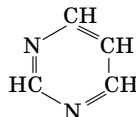
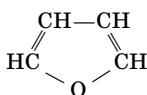
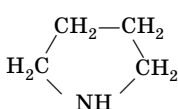
- последовательности соединения атомов углерода (углеводороды с линейными или разветвленными цепями, а также с замкнутыми цепями — циклами);
- наличием одинарных, двойных и тройных связей между атомами углерода;
- числу атомов углерода.

Все эти признаки легли в основу классификации углеводородов (схема 10).

Схема 10



Существуют соединения, молекулы которых содержат циклы, включающие помимо атомов углерода атомы других элементов (азот, кислород, сера, кремний и т.д.), такие вещества называют **гетероциклами**, например:





В гетероциклах атомы, образующие кольцо, соединены только с атомами водорода. При замене атомов водорода в углеводородах и гетероциклах на функциональные группы образуются производные углеводородов.

Функциональные группы — это атомы или группы атомов, отличные от атомов углерода и водорода, определяющие принадлежность вещества к определенному классу соединений, а также многие его химические и физические свойства.

По номенклатуре ИЮПАК функциональные группы (структурные элементы) называют **характеристическими** группами. Они являются основой другой классификации органических веществ (табл. 80). В табл. 80 R обозначает остатки алифатических углеводородов, Ar — ароматических.

Таблица 80

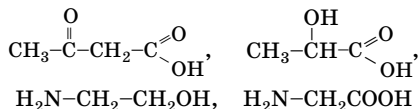
Классификация производных углеводородов и гетероциклов

Название, общая формула	Характеристическая группа	Примеры
Галогенопроизводные R-X	-F, -Cl, -Br, -I	CH ₃ -CH ₂ Cl, CH ₂ =CHCl, CH≡C-CH ₂ Br, C ₆ H ₅ Br, 
Спирты ROH Фенолы ArOH	-OH, гидроксил	CH ₃ OH, CH ₂ =CH-CH ₂ OH, 
Простые эфиры R-O-R	-O-, окси	C ₂ H ₅ -O-C ₂ H ₅ , CH ₃ -O-CH=CH ₂ , C ₆ H ₅ -O-CH ₃
Альдегиды R-C(=O)H	-C(=O)H, формил	CH ₃ -C(=O)H, CH ₂ =CH-C(=O)H, CH≡C-C(=O)H
Кетоны R-C(=O)R ₁	-C(=O)-, карбонил	CH ₃ -C(=O)-CH ₃ , CH ₂ =CH-C(=O)CH ₃ , C ₆ H ₅ -C(=O)CH ₃

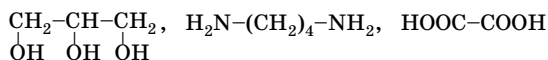
Окончание табл. 80

Название, общая формула	Характеристическая группа	Примеры
Карбоновые кислоты $\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{OH} \end{array}$	$-\text{C} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{OH} \end{array}$, карбоксил	CH_3-COOH , $\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$, $\text{CH}=\text{C}-\text{COOH}$, $\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}$
Сложные эфиры $\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O}-\text{R}_1 \end{array}$	$-\text{C} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array}-$	$\text{CH}_3-\text{COOC}_2\text{H}_5$, $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOCH}_3$, $\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOC}_2\text{H}_5$
Амины RNH_2 , $\text{R}-\text{NH}-\text{R}$, R_3N	$-\text{NH}_2$, $-\text{NH}-$, $-\text{N}-$ 	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, $\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}-\text{CH}_3$, $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$
Нитросоединения RNO_2	$-\text{NO}_2$, нитро	CH_3NO_2 , $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{NO}_2$
Тиолы $\text{R}-\text{SH}$	$-\text{SH}$, тиол	$\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$
Сульфоновые кислоты $\text{R}-\text{SO}_3\text{H}$	$-\text{SO}_3\text{H}$, сульфо	$\text{C}_2\text{H}_5\text{SO}_3\text{H}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{H}$

Гетерофункциональные соединения (аминокислоты, оксикислоты, кетокислоты и т. д.) содержат разные функциональные группы, например:



Полифункциональные соединения содержат несколько одинаковых функциональных групп, например:



Углеводороды и органические соединения других классов образуют гомологические ряды.

Гомологический ряд — последовательность органических соединений с одинаковыми функциональными группами и однотипным строением, отличающихся друг от друга на целое число групп CH_2 (метиленовая группа). Эта группа называется **гомологической разностью**.

Гомологи — члены гомологического ряда, состав их молекул можно выразить одинаковой общей формулой.

Гомологи характеризуются сходными химическими свойствами и способами получения, однако могут быть и различия. Особенно они заметны у первых членов гомологических рядов.

Номенклатура органических соединений

Из всех существующих номенклатур наиболее всеобъемлющей и систематичной является заместительная номенклатура ИЮПАК.

По этой номенклатуре классы углеводородов, имеющие определенные общие формулы, называют так:

- C_nH_{2n+2} — алканы;
- C_nH_{2n} — алкены;
- C_nH_{2n-2} — диены;
- C_nH_{2n-2} — алкины;
- C_nH_{2n-6} — арены.

В номенклатуре разветвленных углеводородов и их производных широко используют названия алкильных групп (C_nH_{2n+1}) (табл. 81).

Таблица 81

Строение и названия распространенных радикалов C_nH_{2n+1}

Радикал C_nH_{2n+1}	Название	Радикал C_nH_{2n+1}	Название
CH_3-	Метил	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-$	Бутил
CH_3-CH_2- (C_2H_5-)	Этил	$CH_3-CH_2-\overset{ }{CH}-CH_3$	Втор-бутил
$CH_3-CH_2-CH_2-$	Пропил	$\begin{array}{c} CH_3 \\ \\ CH_3-C- \\ \\ CH_3 \end{array}$	Трет-бутил
$\begin{array}{c} CH_3 \quad CH_3 \\ \diagdown \quad / \\ CH \\ \end{array}$	Изопропил	$CH_3-\overset{ }{CH}-CH_2-$	Изобутил

Основные правила заместительной номенклатуры рассмотрим на примере алканов.

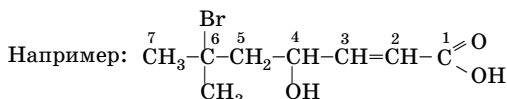
Чтобы составить название, необходимо:

- выбрать наиболее длинную неразветвленную углеродную цепь;
- пронумеровать атомы углерода в ней с того конца, к которому ближе заместители;
- названия радикалов (заместителей) расположить по алфавиту с указанием номеров атомов углерода, с которыми они связаны;
- если при атоме углерода имеются два одинаковых заместителя, то номер повторить дважды (с использованием умножающего

Таблица 82

**Названия некоторых характеристических групп
в префиксах и суффиксах**

Характеристическая группа	Название	
	в префиксе	в суффиксе
$\begin{array}{l} \text{-C=O} \\ \quad \diagdown \\ \quad \text{OH} \\ \text{-SO}_3\text{H} \end{array}$	карбокси-	-овая кислота
$\begin{array}{l} \text{-C=O} \\ \quad \diagdown \\ \quad \text{H} \\ \text{-C-} \\ \quad \parallel \\ \quad \text{O} \\ \text{-OH} \\ \text{-NH}_2 \end{array}$	сульфо-	-сульфо кислота
	оксо- (формил-)	-аль (-карбальдегид)
	оксо-	-он
	гидрокси-	-ол
	амино-	-амин



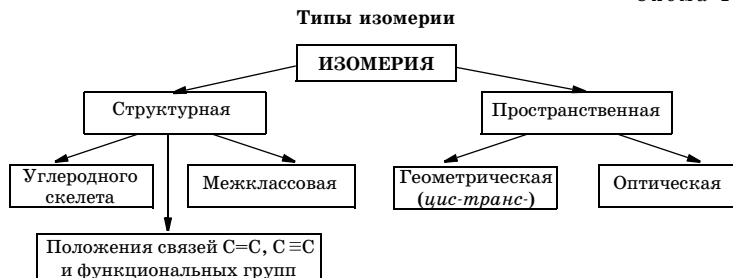
6-бром-4-гидрокси-6-метилгептен-2-овая кислота

Изомерия

Для органических веществ характерна **изомерия** — явление существования изомеров (схема 11).

Изомеры — вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, одинаковую молекулярную массу, но отличающиеся друг от друга строением. **Структурные изомеры** различаются последовательностью соединения атомов в молекулах, **пространственные изомеры** — расположением атомов или групп атомов в пространстве.

Схема 11



Геометрические изомеры отличаются друг от друга различным расположением заместителей в пространстве относительно плоскости двойной связи (или цикла). Причина существования геометрических изомеров — отсутствие свободного вращения вокруг указанных фрагментов. Геометрическая изомерия характерна для алкенов, в молекулах которых каждый из двух этиленовых атомов углерода (Csp^2) связан с разными атомами или группами атомов. Геометрическая изомерия возможна также для циклоалканов, в молекулах которых каждый из двух соседних атомов углерода связан с двумя разными атомами (группами атомов).

Оптическая (зеркальная) изомерия характерна для веществ, в молекулах которых имеется хотя бы один **асимметрический** (связанный с четырьмя различными заместителями) атом углерода. Оптические изомеры похожи друг на друга как предмет и его зеркальное отображение.

Классификация органических реакций

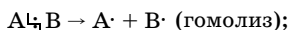
Классификации реакций с участием органических веществ многообразны (табл. 83). Наиболее распространены классификации по:

- конечным результатам реакции (характеру химических превращений);
- способу разрыва связей в исходных молекулах.

Символы, которыми обозначают реакции, происходят от англ.: addition — прибавление, увеличение (A), substitution — замещение (S), elimination — исключение (E).

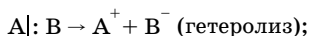
Разрыв связей в молекулах в зависимости от их строения и условий проведения реакции может протекать:

- **симметрично**



при этом образуются **свободные радикалы** — частицы с неспаренным электроном;

- **несимметрично**



при этом образуются ионы.

Таблица 83

Классификация органических реакций

Классификация	Примеры
I. По результатам реакции	
1. Реакции присоединения (A)	$\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
2. Реакции замещения (S)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{водн. р-р}} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{NaCl}$
3. Реакции отщепления (элиминирования) (E)	$\text{CH}_3\text{-CHBr-CHBr-CH}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{ZnBr}_2$
4. Перегруппировки	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \xrightarrow{t, \text{AlCl}_3} \text{CH}_3\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-CH}_3$
II. По способам разрыва связи в реагирующих веществах	
1. Гомолитические (радикальные) реакции (R)	$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl} (\text{S}_R)$
2. Гетеролитические (ионные) реакции	
а) электрофильные (E)	$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{FeCl}_3} \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl} (\text{S}_E)$
б) нуклеофильные (N)	$\text{CH}_3\text{-C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array} + \text{HCN} \xrightarrow{\text{OH}^-} \text{CH}_3\text{-}\underset{\text{OH}}{\text{C}}\text{-CN} (\text{A}_N)$

Гомолитические (радикальные) реакции сопровождаются гомолизом связей.

Гетеролитические (ионные) реакции сопровождаются гетеролизом связей и по характеру действующего реагента подразделяются на электрофильные (обозначаются символом E) и нуклеофильные (обозначаются символом N).

Классификация реагентов по их электронным свойствам (табл. 84):

- **электрофильные** — имеют хотя бы одну свободную орбиталь или центры с пониженной электронной плотностью (δ^+);

- **нуклеофильные** — имеют по крайней мере одну неподеленную электронную пару или центры с повышенной электронной плотностью (δ^-).

Таблица 84

Классификация реагентов

Нуклеофильные реагенты (N или N ⁻)	Электрофильные реагенты (E)
1. Анионы (Cl ⁻ , Br ⁻ , HO ⁻ , RO ⁻ , CN ⁻ , $\overset{\ominus}{\text{C}}$ и др.) 2. Соединения со свободными (неподделенными) парами электронов (H ₂ O, RÖH, ÑH ₃ , R-ÑH ₂) 3. Соединения с двойными связями (C=C) 4. Арены и их производные	1. Катионы (H ⁺ , Br ⁺ , NO ₂ ⁺ , $\overset{\oplus}{\text{C}}$ и др.) 2. Соединения с вакантными орбиталями (BF ₃ , AlCl ₃ , TiCl ₄) 3. Соединения, содержащие центры с пониженной электронной плотностью ($\overset{\oplus}{\text{R}} \rightarrow \text{Hal}$)

Взаимное влияние атомов в молекулах

Основой взаимного влияния атомов в молекулах преимущественно являются две характеристики ковалентной связи:

- **поляриность**, обусловленная различной электроотрицательностью связанных атомов;

- **поляризуемость** — временное смещение электронных облаков под влиянием внешнего электрического поля.

На реакции, протекающие по ионному механизму, наибольшее влияние оказывает поляризуемость.

Взаимное влияние атомов в молекулах осуществляется с помощью **электронных и пространственных эффектов**.

Наиболее распространенные электронные эффекты: индуктивный (*I*-эффект) и мезомерный (*M*-эффект), или эффект сопряжения.

Индуктивный эффект — это смещение электронных облаков по цепи σ-связей под влиянием заместителей. Это смещение показывают прямой стрелкой, направленной в сторону более электроотрицательного атома):



δ — частичный, дробный заряд.

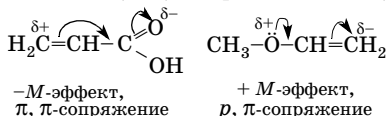
Различают отрицательный (*-I*) и положительный (*+I*) индуктивные эффекты. Знак эффекта зависит от характера заместителей.

- **Электроноакцепторные заместители** (смещающие на себя электронную плотность) проявляют *-I*-эффект.

• **Электронодонорные заместители** (сдвигающие от себя электронную плотность) проявляют $+I$ -эффект.

Характерное свойство индуктивного эффекта — быстрое затухание по мере удаления от заместителя (через три связи он уже практически не проявляется).

Мезомерный эффект — передача влияния заместителей по системе сопряженных π , π - или p , π -связей. Мезомерный эффект изображают изогнутой стрелкой. Он, так же как и индуктивный, может быть положительным ($+M$) и отрицательным ($-M$):



В отличие от индуктивного эффекта, мезомерный практически не затухает по всей цепи сопряженной системы.

При одновременном проявлении в молекуле двух эффектов, не совпадающих по направлению, как правило, большее влияние имеет мезомерный эффект как более сильный.

Мезомерный эффект, в отличие от индуктивного, зависит от пространственных факторов. Все атомы сопряженной системы должны находиться в одной плоскости, так как боковое перекрытие p -облаков достигает максимума, когда они параллельны. Если это условие нарушается, то мезомерный эффект ослабляется или совсем исчезает.

Решение типовых задач

Задача 1. Составьте структурные формулы всех возможных изомеров состава C_6H_{14} . Назовите вещества по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

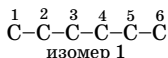
Решение

Изомеры — это вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, одинаковую молекулярную массу, но разное строение, а следовательно, и свойства.

Формуле C_6H_{14} соответствует общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, следовательно, это алкан. В алканах атомы углерода находятся в sp^3 -гибридном состоянии, поэтому соединены друг с другом одинарными связями.

Рекомендуем один из приемов составления структурных формул изомеров.

1. Изобразим цепочку атомов углерода, составляющих скелет молекулы нормального гексана:



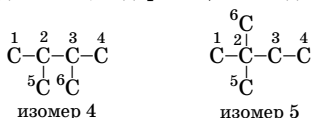
2. Укоротим ее на один атом углерода и переместим его в другие возможные положения:



Перемещение шестого атома углерода к четвертому атому дает структуру, одинаковую с изомером 2.

3. Укоротим цепочку изомера 1 на два атома углерода (5-й и 6-й) и осуществим все возможные варианты перемещения:

- а) в виде радикала, содержащего оба атома углерода ($-\text{CH}_2-\text{CH}_3$);
 б) в виде двух радикалов, содержащих по одному атому углерода:



Заметим, что перемещение радикала C_2H_5 к атомам углерода 2 или 3 привело бы к структуре, совпадающей со структурой изомера 3.

Укорачивать данную цепочку на 3 и более атомов углерода не имеет смысла. Таким образом, при выводе формул рекомендуемым способом укорачивание цепочки нормального строения следует производить менее чем на половину ее длины.

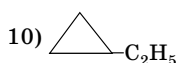
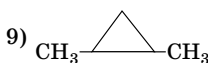
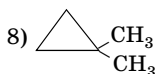
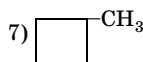
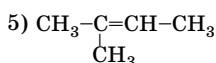
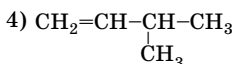
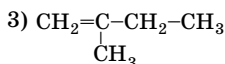
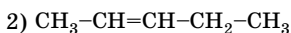
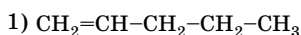
Структурные формулы всех изомеров состава C_6H_{14} :

- 1) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ 2) $\begin{array}{cccccc} 1 & 2 & 3 & 4 & 5 \\ \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 \\ & | \\ & \text{CH}_3 \end{array}$
 гексан 2-метилпентан
- 3) $\begin{array}{cccccc} 1 & 2 & 3 & 4 & 5 \\ \text{CH}_3 & -\text{CH}_2 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 \\ & & | \\ & & \text{CH}_3 \end{array}$ 4) $\begin{array}{cccc} 1 & 2 & 3 & 4 \\ \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH} & -\text{CH}_3 \\ & | & | \\ & \text{CH}_3 & \text{CH}_3 \end{array}$
 3-метилпентан 2,3-диметилбутан
- 5) $\begin{array}{cccc} & & \text{CH}_3 & \\ & & | & \\ 1 & 2 & 3 & 4 \\ \text{CH}_3 & -\text{C} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 \\ & | \\ & \text{CH}_3 \end{array}$
 2,2-диметилбутан

Решение

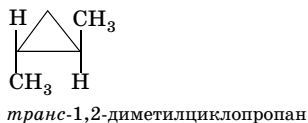
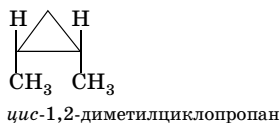
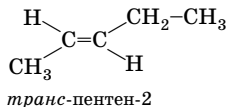
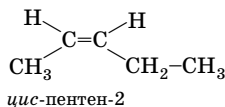
Геометрические изомеры — это вещества, имеющие одинаковый порядок соединения атомов в молекулах, но отличающиеся друг от друга различным расположением заместителей в пространстве относительно плоскости двойной связи или цикла.

Сначала составим формулы всех возможных *структурных* изомеров. Формуле C_5H_{10} соответствует общая формула C_nH_{2n} . Это могут быть алкены и циклоалканы:

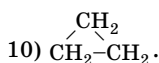
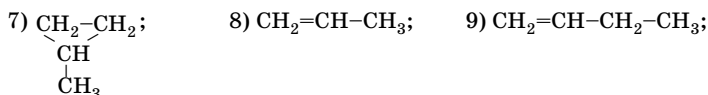
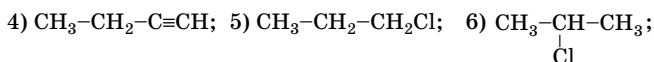


Наличие двойной связи или цикла является необходимым, но *не достаточным* условием существования геометрических изомеров.

Второе условие — наличие двух различных заместителей при этиленовых атомах углерода (Csp^2) или у каждого из двух соседних атомов углерода цикла. Этому условию удовлетворяют лишь соединения 2 и 9:



Задача 4. Среди приведенных формул найдите формулы изомеров и гомологов:



Решение

Гомологи — это представители одного класса соединений, состав которых описывается одной и той же общей формулой, имеющие сходное строение и свойства, но отличающиеся по составу на одну или несколько групп $-\text{CH}_2-$ (гомологическую разность).

Изомеры, наоборот, имеют одинаковый количественный и качественный состав, но различное строение.

Для определения формул гомологов и изомеров целесообразно провести классификацию соединений:

1 и 3 — алканы $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$;

2 и 4 — алкины $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$;

5 и 6 — галогеналканы $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{Cl}$;

7 и 10 — циклоалканы C_nH_{2n} ;

8 и 9 — алкены C_nH_{2n} .

Обратите внимание: наличие одинаковой общей формулы не всегда свидетельствует о принадлежности веществ к одному гомологическому ряду (классу соединений). Важно сходное строение и, как следствие, сходство свойств.

В соответствии с определениями гомологов и изомеров:

изомеры: 5 и 6; 7 и 9; 8 и 10;

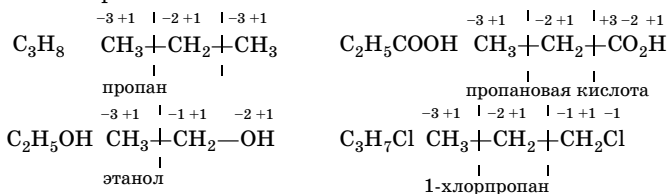
гомологи: 1 и 3; 2 и 4; 7 и 10; 8 и 9.

Задача 5. Определите степень окисления каждого атома углерода по формулам соединений: C_3H_8 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$, $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$. Назовите вещества.

Решение

Для определения степени окисления каждого атома углерода в соединениях необходимо:

- 1) записать структурную формулу;
- 2) молекулу разбить на фрагменты, каждый из которых содержит один атом углерода;
- 3) учесть, что условно сумма степеней окисления всех атомов в фрагменте принимается за 0.



Задача 6. Хлорпроизводное предельного углеводорода имеет молярную массу 182 г/моль; массовые доли хлора и углерода составляют соответственно 78,02 и 19,78 %. Найдите его молекулярную формулу.

Решение

Приведем один из вариантов решения подобных задач.

1. Устанавливаем элементный состав вещества, поскольку хлорпроизводное предельного углеводорода может содержать, кроме углерода и хлора, водород.

$$w(\text{H}) = 100\% - w(\text{Cl}) - w(\text{C});$$

$$w(\text{H}) = 100\% - 78,02\% - 19,78\% = 2,2\%.$$

Значит, вещество состоит из углерода, водорода и хлора.

2. Рассчитаем массы и количество вещества атомов углерода, хлора и водорода, входящих в состав 1 моль $\text{C}_x\text{H}_y\text{Cl}_z$:

$$m = nM; \quad m(\text{C}_x\text{H}_y\text{Cl}_z) = 1 \text{ моль} \cdot 182 \text{ г/моль} = 182 \text{ г};$$

$$m(\text{X}) = m(\text{в-ва}) \cdot w(\text{X}); \quad m(\text{C}) = 182 \text{ г} \cdot 0,1978 = 36 \text{ г};$$

$$m(\text{H}) = 182 \text{ г} \cdot 0,022 = 4,00 \text{ г}; \quad m(\text{Cl}) = 182 \text{ г} \cdot 0,7802 = 142 \text{ г};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{C}) = \frac{36 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль};$$

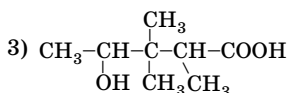
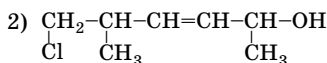
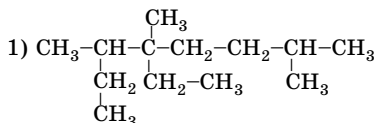
$$n(\text{H}) = \frac{4 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}; \quad n(\text{Cl}) = \frac{142 \text{ г}}{35,5 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}.$$

Отсюда $x = 3$; $y = 4$; $z = 4$.

$\text{C}_3\text{H}_4\text{Cl}_4$ — истинная формула, так как в расчетах была использована молярная масса вещества.

О т в е т: $\text{C}_3\text{H}_4\text{Cl}_4$.

Задача 7. Назовите по заместительной номенклатуре ИЮПАК соединения, формулы которых:



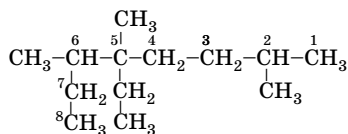
В соединении 1 определите число первичных, вторичных, третичных, четвертичных атомов углерода.

Решение

1) При построении названия этого вещества необходимо определить в молекуле главную цепь и заместители (атомы или группы атомов), которые находятся за пределами главной цепи. В данном соединении имеются только заместители I типа — алкильные радикалы, которые в названии обозначают префиксами в алфавитном порядке:

CH_3^- , C_2H_5^- — углеводородные радикалы.

Главная цепь в молекуле определяется максимальным числом атомов углерода, образующих неразветвленную цепь, и состоит из 8 атомов. Нумерацию цепи начинаем с того конца, к которому ближе расположен заместитель. В названии перечисляем заместители в алфавитном порядке. Называем главную цепь по числу атомов углерода с суффиксом *-ан* (связи одинарные):

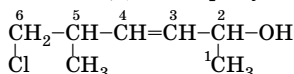


2,5,6-триметил-5-этилоктан

2) В данном соединении имеются заместители I типа ($-\text{CH}_3$ и $-\text{Cl}$) и II типа ($-\text{OH}$), группа $-\text{OH}$ является старшей характеристической группой и обозначается в названии суффиксом *-ол*, наличие двойной связи — суффиксом *-ен*. Выбираем самую длинную нераз-

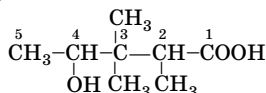
ветвленную углеродную цепь, с которой связана старшая характеристическая группа.

Нумеруем цепь с того конца, к которому ближе эта группа:



5-метил-6-хлоргексен-3-ол-2

3) В этом соединении $-\text{COOH}$ — старшая характеристическая группа ($-\text{овая}$ кислота), группа $-\text{OH}$ обозначается в префиксе (гидрокси)-:



4-гидрокси-2,3,3-триметилпентановая кислота

Задача 8. В чем заключается принцип изоэлектронности? Приведите примеры систем, изоэлектронных веществу состава C_3H_6 .

Решение

Принцип изоэлектронности заключается в существовании частиц, имеющих одинаковое число электронов, но разное число протонов.

Формула	Число протонов	Число электронов
C_3H_6	$3 \cdot 6 + 6 \cdot 1 = 24$	24
$^-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$	$3 \cdot 6 + 5 \cdot 1 = 23$	24
$^+\text{CH}_2\text{Cl}$	$6 + 2 \cdot 1 + 17 = 25$	24
$^{26}_{26}\text{Fe}^{2+}$	26	24
$^{27}_{27}\text{Co}^{3+}$	27	24

Задача 9. Определите молекулярную формулу дифторалкана с массовой долей фтора 47,50 %.

Решение

Общая формула дифторалканов $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{F}_2$. Из формулы $w(\text{X}) = \frac{A_r(\text{X}) \cdot n}{M_r(\text{в-ва})}$, которая устанавливает связь между массовой долей элемента и молекулярной массой вещества, находим:

$$M_r(\text{в-ва}) = \frac{A_r(\text{X}) \cdot n}{w(\text{X})};$$

$$M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{F}_2) = \frac{19 \cdot 2}{0,475} = 80;$$

$$M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{F}_2) = 12n + 1 \cdot 2n + 2 \cdot 19 = 14n + 38;$$

$$80 = 14n + 38; \quad n = 3.$$

Следовательно, простейшая формула $C_3H_6F_2$. Эта формула является и истинной, так как соответствует предельной структуре.

О т в е т: $C_3H_6F_2$.

Задачи для самостоятельного решения

8.1. Какие из веществ, формулы которых представлены ниже, относятся к органическим соединениям: а) CO; б) C_4H_8 ; в) NaCN; г) C_4H_9COONa ; д) H_2CO_3 ; е) C_3H_7Cl ; ж) C_2H_5CN ; з) C_2H_5OH ? Напишите их возможные структурные формулы.

8.2. Выберите из перечисленных ниже свойств те, которые характерны для органических веществ: а) имеют высокие температуры плавления (кипения); б) горючи, разлагаются при температуре выше $300\text{ }^\circ\text{C}$; в) состоят из ионов; г) характерно явление изомерии; д) атомы в молекулах связаны ковалентными связями; е) не горючи; ж) имеют низкие температуры плавления (кипения); з) реакции протекают быстро; и) реакции протекают медленно.

8.3. Глюкоза имеет химическую формулу $C_6H_{12}O_6$. Является ли она эмпирической формулой глюкозы? Если нет, то какой вид имеет эмпирическая формула? Напишите ациклическую структурную формулу глюкозы и укажите число асимметрических атомов углерода.

8.4. Укажите неправильно составленные формулы: а) C_2H_5 ; б) CH_3O ; в) C_2H_4Cl ; г) C_2H_7N ; д) $C_2H_4O_2$. Могут ли соответствовать реально существующим веществам формулы, полученные из приведенных выше путем прибавления или отщепления одного атома водорода? Если да, то приведите структурные формулы этих веществ и дайте названия.

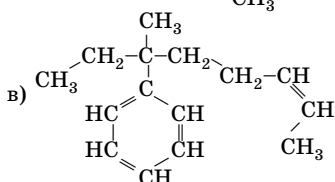
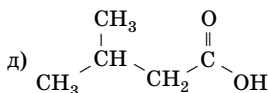
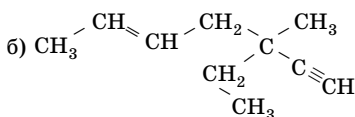
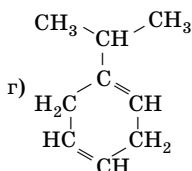
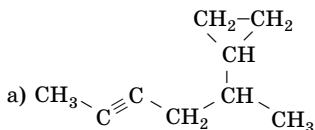
8.5. Напишите формулы всех возможных изомеров, соответствующих следующим молекулярным формулам: а) C_3H_4 ; б) $C_3H_3F_3$; в) C_3H_6O ; г) C_3H_9N . Укажите, к каким классам органических соединений они относятся.

8.6. Для каких углеводородов (алканы, алкены, диены, алкины, циклоалканы) по простейшей формуле можно однозначно определить молекулярную формулу?

8.7. Простейшая формула каких углеводородов всегда совпадает с молекулярной? Приведите примеры.

8.8. Молекулярная формула каких алканов всегда совпадает с удвоенной простейшей формулой? Приведите примеры.

8.9. Дайте названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК:



Выберите формулы изомеров.

8.10. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) 5,5-диметил-3-этилнонана; б) 2,3-диметилгексена-3; в) 2-циклогексил-3-этилпентана; г) 1,2,4,5-тетраметилбензола; д) 2,3-диметилпентена-3; е) 2-метил-4-нитропентена-1. Выберите из них гомологи.

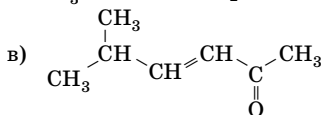
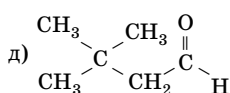
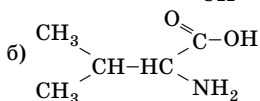
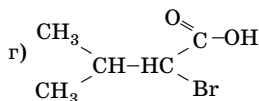
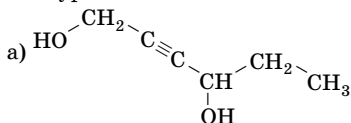
8.11. Изобразите формулы всех возможных монофункциональных изомеров состава C_4H_9Cl и $C_4H_8O_2$, назовите вещества.

***8.12.** Исходя из представлений, что одному классу соединений соответствует один гомологический ряд, определите, сколько ближайших гомологов есть у пропанола-2. Напишите их структурные формулы.

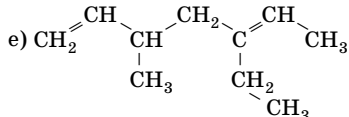
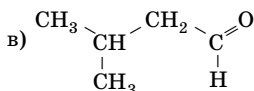
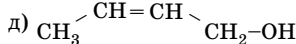
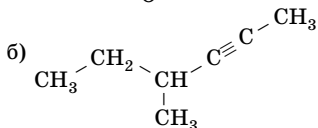
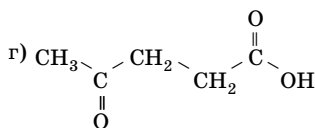
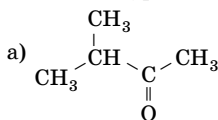
***8.13.** Даны следующие вещества: циклопентан, циклопентен, 2-метилгептен-1, этилциклопропан, 2-метилпентан. Выберите среди них: а) изомеры; б) гомологи для 2-метилбутена-1.

8.14. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) 4-пропилгексаналя; б) циклогексанона-1; в) 4-изопропилпентанона-5; г) 2-винилпентана; д) 5-метил-2,4-динитробензойной кислоты. Критически рассмотрите их названия и где нужно исправьте.

8.15. Назовите следующие соединения по заместительной номенклатуре ИЮПАК:



8.16. Дайте названия следующим соединениям по заместительной номенклатуре ИЮПАК:



8.17. Укажите, какие из формул могут соответствовать реально существующим устойчивым веществам молекулярного строения:

- а) $\text{C}_{10}\text{H}_{23}$; б) $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{Cl}_4$; в) $\text{C}_{20}\text{H}_{40}\text{Cl}_2$; г) $\text{C}_8\text{H}_{17}\text{O}_2$; д) $\text{C}_{12}\text{H}_{24}\text{O}_2$; е) $\text{C}_9\text{H}_{18}\text{Cl}_4$; ж) $\text{C}_{13}\text{H}_{25}\text{Cl}_2\text{N}_2$.

8.18. Изобразите электронные формулы (формулы Льюиса) следующих соединений: а) этана; б) пропена; в) пропина; г) этиламина. Укажите вид химической связи в веществах.

8.19. Напишите структурные формулы всех изомерных соединений состава $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, относящихся к классам спиртов и простых эфиров. Назовите эти соединения. Укажите число изомеров.

8.20. Вычислите количество вещества и число атомов углерода в 3,34 г изопропилового спирта, определите массовую долю углерода в этом образце. Составьте формулы всех возможных изомеров, соответствующих молекулярной формуле изопропилового спирта, дайте названия веществам по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

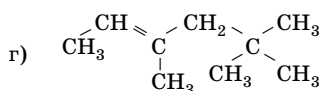
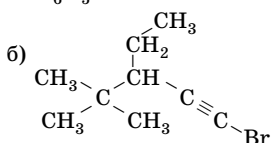
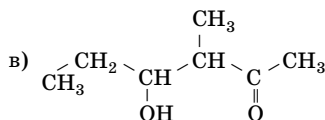
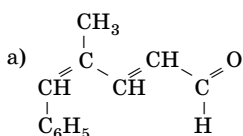
8.21. Молекула пиридина адсорбируется на поверхности оксидов некоторых металлов. Образец тонко измельченного оксида цинка массой 5,0 г адсорбирует 0,068 г пиридина. Сколько молекул пиридина адсорбируется на нем? Определите отношение числа молекул пиридина к числу формульных единиц оксида цинка.

8.22. Галотан, широко распространенное анестезирующее средство, содержит углерод, водород, хлор, бром и фтор в массовых долях соответственно 12,2; 0,5; 18,0; 40,4; 28,9 %. Определите эмпирическую формулу этого вещества. Можно ли однозначно решить вопрос об истинной формуле этого соединения?

8.23. Какой тип изомерии возможен для 1,2-дихлорэтена? Напишите структурные формулы этих изомеров. Известно, что один из изомеров имеет дипольный момент 1,74 Д, а другой не имеет. Молекула какого из них является полярной?

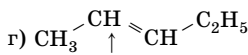
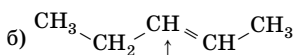
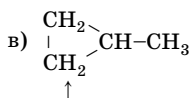
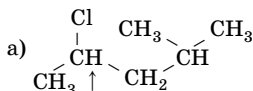
8.24. При курении наркотика марихуаны отравление наступает при поглощении 25 мкг ее активного компонента, имеющего молекулярную формулу $C_{21}H_{30}O_2$. Определите количество вещества и число молекул этого вещества в данном образце.

8.25. Назовите по заместительной номенклатуре ИЮПАК следующие соединения:

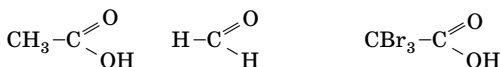


8.26. В каждой приведенной ниже формуле соединения вместо символа атома водорода в положении, обозначенном стрелкой, запишите метильную группу. Составьте получившиеся структурные

формулы, дайте названия веществам по заместительной номенклатуре ИЮПАК. Как повлияет эта замена на наличие у этих веществ пространственных изомеров?



8.27. Определите степени окисления каждого атома углерода по формулам следующих соединений:



8.28. Для бензойной и 4-гидроксibenзойной кислот найдены константы диссоциации, равные соответственно $6,6 \cdot 10^{-5}$ и $2,9 \cdot 10^{-5}$. Чем вызвано это различие? Какие электронные эффекты проявляются в молекулах этих веществ?

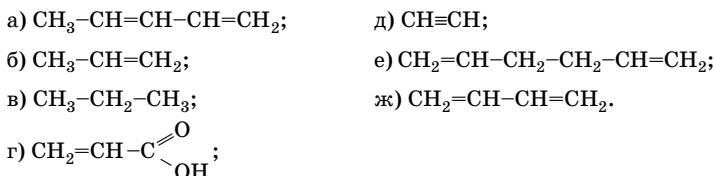
8.29. Расположите формулы следующих кислот в порядке увеличения кислотности:



8.30. Расположите приведенные ниже формулы анионов по возрастанию основности (уменьшению стабильности):



8.31. Выберите формулы соединений со связями: 1) локализованными; 2) делокализованными. В чем различия между этими понятиями?



8.32. Сравните подвижность атомов водорода в метильных группах: а) этанола; б) ацетофенона (метилфенилкетона); в) пропанола-1; г) пропанола-2; д) фенилэтилкетона. Расположите эти соединения в ряд по возрастанию подвижности атомов водорода.

8.33. В каждой паре выберите соединение, имеющее более высокую температуру кипения:

- а) C_2H_6 или CH_3NH_2 ; в) CH_3Cl или C_2H_5Cl ;
б) *n*-пентан или диметилпропан; г) C_2H_5OH или $C_2H_5NH_2$.

8.34. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) гександиола-3,4; б) 2-бромпропанола-1; в) 3-оксо-2,2-диметилпентановой кислоты; г) 2,2,3-триметилгексана. Какие из перечисленных соединений могут проявлять оптическую активность?

8.35. Выберите уравнения осуществимых реакций:

- а) $C_2H_5ONa + CH_3COOH \rightarrow C_2H_5OH + CH_3COONa$;
б) $C_2H_5COONa + C_3H_7OH \rightarrow C_3H_7ONa + C_2H_5COOH$;
в) $NaNH_2 + CH_4 \rightarrow CH_3Na + NH_3$;
г) $C_2H_5OH + Na_2CO_3 \rightarrow C_2H_5ONa + CO_2 + H_2O$.

Дайте обоснованный ответ.

8.36. Охарактеризуйте влияние типа гибридизации орбиталей атома углерода на длину σ -связей. Рассчитайте длины σ -связей между атомами углерода в молекулах следующих соединений: а) CH_3-CH_3 ; б) $CH_3-CH=CH_2$; в) $CH_3-C\equiv CH$. Ковалентные радиусы для валентных состояний атома углерода Csp^3 , Csp^2 , Csp соответственно равны: 0,0767; 0,0742; 0,0668 нм.

8.37. Рассмотрите пространственное строение частиц $^+CH_3$, $CH_3-\dot{C}H-CH_3$. За счет перекрывания каких электронных облаков образуются все связи в них?

***8.38.** При сгорании 0,1082 г вещества А образовалось 0,0645 г углекислого газа и 0,0066 г воды, а из 0,0811 г при обработке азотной кислотой и нитратом серебра получено 0,2368 г хлорида серебра. Определите молекулярную формулу вещества А, если его молекулярная масса 147,5.

•**8.39.** Вещество А содержит углерод и водород, их массовые доли равны соответственно 57,70 и 3,84 %. При определении содержания серы из 0,2664 г соединения А было получено 0,2985 г сульфата бария. Плотность паров вещества А по гелию 52. Определите его молекулярную формулу.

***8.40.** При сгорании 0,0708 г органического основания А образовалось 0,1582 г углекислого газа и 0,0970 г воды. При определении содержания азота из 0,393 г вещества А было получено 74,6 мл азота (н. у.). С гексахлорплатиновой кислотой H_2PtCl_6 соединение А образует соль $A_2H_2PtCl_6$, в которой массовая доля платины 36,92 %.

8.51. Напишите электронные формулы (формулы Льюиса) следующих соединений: а) пропана; б) циклопропана; в) бромметана; г) метанола; д) метиламина; е) нитрометана.

8.52. Напишите сокращенные структурные формулы по приведенным «сжатым» формулам:

- а) $\text{CH}_3\text{CHBrC}(\text{CH}_3)_2\text{OCH}_3$; г) $\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{C}(\text{CH}_3)_2$;
 б) $[(\text{CH}_3)_2\text{CH}]_2\text{CHOH}$; д) $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_3$.
 в) $\text{C}(\text{CH}_2\text{OH})_2(\text{CHCl}_2)_2$;

***8.53.** Какие из указанных формул могут отвечать реально существующим соединениям молекулярного строения: а) $\text{C}_{10}\text{H}_{22}\text{O}$; б) $\text{C}_{20}\text{H}_{41}$; в) $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{O}_4$; г) $\text{C}_{21}\text{H}_{31}\text{O}_3$; д) $\text{C}_{21}\text{H}_{31}\text{O}_3\text{N}$; е) $\text{C}_8\text{H}_{14}\text{ON}$; ж) $\text{C}_{20}\text{H}_{32}\text{OSN}_2$; з) $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{Br}_3$?

8.54. Укажите, сколько изомеров пентана изображено приведенными формулами:

- а) $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}-\text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$ г) $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$
 б) $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ д) $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ | \quad \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$
 в) $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ е) $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_2-\text{CH} \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$

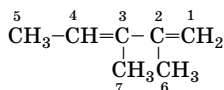
8.55. Определите, сколько видов структурной изомерии представлено формулами:

- а) $\triangle(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$; д) $\triangle\text{CH}(\text{CH}_3)_2$;
 б) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$; е) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$;
 в) $\text{CH}_2=\text{CH}=\text{C}=\text{CH}_2$; ж) $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$.
 г) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$;

8.56. Напишите структурные формулы изомеров гексана, содержащих атомы углерода в степени окисления 0 или -1. Укажите число изомеров и назовите вещества по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

8.57. Расположите в порядке возрастания скорости реакции гидратации в водном растворе кислоты следующие соединения: а) изобутилен; б) этилен; в) пропилен.

•**8.58.** Углеводород имеет следующую структурную формулу:



Укажите: а) какие типы атомов углерода имеются в этом углеводороде (первичные, вторичные и т. д.); б) химические связи (если такие имеются), вокруг которых возможно относительно свободное вращение атомов углерода. Если у углеводорода есть геометрические изомеры, изобразите их строение.

***8.59.** Известно, что присоединение бромоводорода к пропену в условиях, благоприятствующих ионной реакции, протекает по правилу Марковникова, а при действии света и пероксидов — против правила Марковникова. С чем это связано? Дайте обоснованный ответ, напишите соответствующие уравнения реакций.

8.60. Выберите формулы соединений, в которых степени окисления каждого атома углерода: 1) одинаковы; 2) равны по абсолютной величине:

- | | | |
|---|--|---------------------------------|
| а) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Cl}$; | г) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; | е) CHCl_2-CHO ; |
| б) CH_3-COOH ; | д) CCl_3-COOH ; | ж) CH_3-CCl_3 . |
| в) CH_3-CH_3 ; | | |

Глава 9. УГЛЕВОДОРОДЫ

Общие сведения об углеводородах

Классификация и особенности строения

Углеводороды — это органические соединения, состоящие из двух элементов — углерода и водорода.

Предельными (насыщенными) называют углеводороды, молекулы которых имеют линейную, разветвленную или циклическую структуру, разную длину и форму и образованы только одинарными (σ -) связями. К ним относятся **алканы** (линейные и разветвленные) и **циклоалканы** (атомы углерода образуют одно кольцо или более).

Непредельными (ненасыщенными) называют углеводороды, молекулы которых имеют линейную, разветвленную или циклическую структуру, разную длину и форму и в которых между атомами углерода имеются двойные или тройные связи (состоящие из одной σ - и π -связей). К ним относятся **алкены**, **алкадиены**, **алкины**, **циклоалкены**, **циклоалкины**.

Все вышеперечисленные углеводороды (кроме сопряженных алкадиенов) — органические соединения с локализованной химической связью.

Локализованная химическая связь — это ковалентная связь, электроны которой поделены только между двумя атомами. Такие соединения можно описать одной структурной формулой.

Делокализованная химическая связь — это ковалентная связь, молекулярные орбитали которой принадлежат не двум, а трем или даже большему числу атомов. Однозначно описать строение таких соединений одной структурной формулой невозможно.

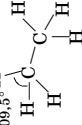
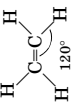
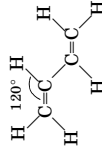

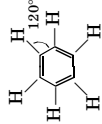
К углеводородам с делокализованными химическими связями относят:

- **сопряженные алкадиены, полиены** — углеводороды, в молекулах которых две (и более) двойные связи разделены только одной σ -связью;
- **арены (ароматические углеводороды)** — углеводороды, в молекулах которых присутствует одно или несколько бензольных колец.

В табл. 85 представлены некоторые характеристики простейших представителей каждого класса углеводородов.

Таблица 85

Некоторые характеристики простейших представителей каждого класса углеводородов

Общая формула класса. Простейший представитель	Валентное состояние атома углерода. Тип гибридизации. Геометрическая структура	Типы связей в молекуле простейшего представителя класса	Длина связей, нм	Энергия связей, кДж/моль
Алканы C_nH_{2n+2} Этан CH_3-CH_3	Первое $109,5^\circ$ sp^3 	7 σ -связей: C-C (sp^3-sp^3), C-H (sp^3-s)	C-C 0,154 Csp ³ -H 0,110	348 412
Алкены C_nH_{2n} Этилен $CH_2=CH_2$	Второе sp^2 	5 σ -связей: C-C (sp^2-sp^2), C-H (sp^2-s); 1 π -связь: C-C ($p-p$)	C=C 0,133 Csp ² -H 0,107	620 435
Алкины C_nH_{2n-2} Ацетилен $HC\equiv CH$	Третье $H-C\equiv C-H$ sp 180°	3 σ -связи: C-C ($sp-sp$), C-H ($sp-s$); 2 π -связи: C-C ($p-p$)	C \equiv C 0,121 Csp-H 0,106	814 473
Сопряженные диены C_nH_{2n-2} Бутадиен-1,3 $CH_2=CH-CH=CH_2$	Второе sp^2 	9 σ -связей: C-C (sp^2-sp^2), C-H (sp^2-s); делокализованное 4 π -электронное облако: C-C ($p-p$) (боковое перекрывание p -орбиталей 4 атомов C)		15 (энергия сопряжения)
Арены C_nH_{2n-6} Бензол C_6H_6	Второе sp^2 	12 σ -связей: C-C (sp^2-sp^2), C-H (sp^2-s); делокализованное 6 π -электронное облако (боковое перекрывание p -орбиталей 6 атомов C)	Любая связь Csp ² -Csp ² 0,139	150 (энергия сопряжения)

Физические и химические свойства углеводородов являются закономерным проявлением их строения. Общее химическое свойство всех углеводородов — способность подвергаться радикальному замещению по связям С–С и С–Н; частный случай этих превращений — горение (полное окисление кислородом).

Физические свойства углеводородов

Углеводороды имеют молекулярное строение и в обычных условиях:

- представляют собой газы, жидкости или твердые вещества (в зависимости от числа атомов углерода в молекулах);
- практически нерастворимы в воде, но растворяются в неполярных растворителях (C_6H_6 , CCl_4);
- не обладают запахом (газообразные и твердые углеводороды) или имеют характерный запах (жидкие);
- имеют плотность меньше 1.

Общие закономерности изменения физических свойств

- В гомологических рядах температура кипения углеводородов возрастает с увеличением молекулярной массы.
- Изомеры с неразветвленным углеродным скелетом кипят при более высоких температурах, чем изомеры с разветвленным скелетом.
- Зависимость температуры плавления от формы цепи более сложна. Температура плавления зависит от степени симметричности молекулы: чем выше симметричность, тем выше температура плавления. Например: *n*-октан — $t_{пл} = -56,8$ °С; 2,2,3,3-тетраметилбутан — $t_{пл} = 104$ °С.
- Закономерности в изменении физических свойств циклоалканов в общих чертах такие же, как и для неразветвленных алканов.
- В ряду алканы—алкены—алкины наблюдается увеличение плотности.
- Для разветвленных углеводородов не обнаружено такого плавного изменения физических свойств, как для неразветвленных.

Изомерия и номенклатура углеводородов

Для алканов характерна структурная и возможна пространственная изомерия.

Из всех видов структурной изомерии для алканов, начиная с бутана, характерна лишь изомерия углеродного скелета.

Для алканов, в молекулах которых имеется асимметрический атом углерода, возможна оптическая изомерия, она появляется, начиная с C_7H_{16} .

Для алкенов, алкинов, диенов характерны все разновидности структурной изомерии — углеродного скелета, положения двойных и трой-

ных связей, а также межклассовая изомерия: алкены изомерны циклоалканам (C_nH_{2n}); алкины изомерны диенам и циклоалкенам (C_nH_{2n-2}).

Для алкенов, циклоалканов, диенов возможна пространственная изомерия — геометрическая (*цис-транс*-изомерия).

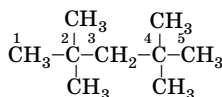
С увеличением числа атомов углерода в молекуле углеводорода количество изомеров резко возрастает (табл. 86).

Таблица 86

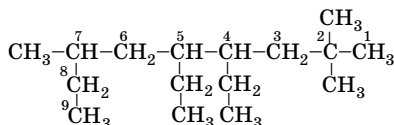
Зависимость количества структурных изомеров от числа атомов углерода (без учета межклассовых изомеров)

Число атомов углерода	Количество структурных изомеров		
	алканов	алкенов	алкинов
4	2	3	2
5	3	5	3
6	5	13	6
7	9	27	14
8	18	66	32

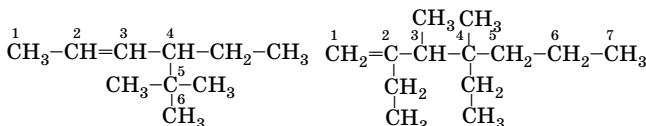
Примеры названий углеводородов, составленных в соответствии с правилами заместительной номенклатуры ИЮПАК:



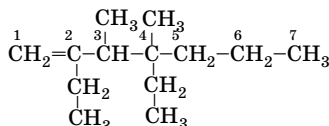
2,2,4,4-тетраметилпентан



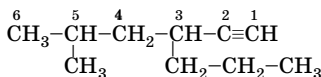
2,2,7-триметил-4,5-диэтилнонан



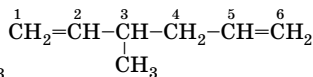
5,5-диметил-4-этилгексен-2



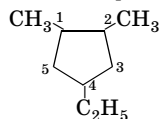
3,4-диметил-2,4-диэтилгептен-1



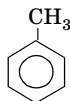
5-метил-3-пропилгексин-1



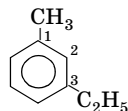
3-метилгексадиен-1,5



1,2-диметил-4-этилциклопентан



метилбензол



1-метил-3-этилбензол

Алканы (C_nH_{2n+2})

Химические свойства

Алканы относятся к наименее реакционноспособным органическим соединениям. Это объясняется их строением:

- малой полярностью и слабой поляризуемостью σ-связей С–Н и С–С;

- высокой энергией этих связей (см. табл. 85, с. 473).

Алканы в обычных условиях *не реагируют* с концентрированными кислотами, расплавленными и концентрированными щелочами, щелочными металлами, галогенами (кроме фтора), перманганатом калия и дихроматом калия в кислотной среде.

Для алканов наиболее характерны реакции, протекающие по *радикальному механизму*. Энергетически более выгоден гомолитический разрыв связей С–Н и С–С, чем их гетеролитический разрыв.

Реакции радикального замещения (S_R) наиболее легко протекают по третичному, далее — по вторичному и в последнюю очередь — по первичному атомам углерода.

Все химические превращения алканов (табл. 87) протекают с расщеплением:

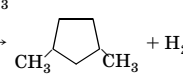
- связей С–Н;
- связей С–Н и С–С.

Таблица 87

Химические свойства алканов

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связи С–Н	
I. Радикальное замещение (S_R) 1. Галогенирование а) хлорирование $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu}$ $\begin{array}{l} \rightarrow \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CHCl--CH}_3 \\ \rightarrow \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{Cl} \end{array} + \text{HCl}$ б) бромирование $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3 + \text{Br}_2 \xrightarrow{t, h\nu}$ $\rightarrow \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CHBr--CH}_3 + \text{HBr}$	Прямое галогенирование алканов проходит удовлетворительно только с хлором и бромом. Реакция с F ₂ сопровождается разрывом не только С–Н, но и С–С-связей. Иод не вступает в реакцию с алканами. При хлорировании всегда образуется смесь монохлоралканов; бром замещает преимущественно те атомы водорода, которые слабо связаны с атомами углерода

Продолжение табл. 87

Тип реакции	Примечание
<p>2. Нитрование</p> $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{CH}_3 + \text{HONO}_2 \xrightarrow[\text{разб.}]{t}$ $\rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\overset{\text{NO}_2}{\text{C}}}}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. Сульфохлорирование</p> $\text{R-H} + \text{SO}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{RSO}_2\text{Cl} + \text{HCl}\uparrow$	<p>Жидкофазное нитрование протекает при нагревании не выше 200 °С. При парофазном нитровании происходит разрыв не только С-Н-, но и С-С-связей с образованием смесей нитроалканов. Процесс ведут при температуре 250–500 °С. Температура зависит от строения алкана</p> <p>Реакция используется в производстве синтетических моющих средств, при этом сульфохлорированию подвергаются углеводороды, содержащие 12–18 атомов углерода</p>
<p>II. Реакции дегидрирования (отщепления водорода)</p> $\text{CH}_3-\text{CH}_3 \xrightarrow{t, \text{Ni}} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{t, \text{Ni}} \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} + 2\text{H}_2$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Cr}_2\text{O}_3, \text{Al}_2\text{O}_3, t} \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2$	<p>В качестве катализаторов применяют металлы (Pt, Pd, Ni) при температуре 300 °С, а также оксиды металлов (Al₂O₃, Cr₂O₃, ZnO и т. д.) при температуре 450–650 °С</p>
<p>III. Реакции дегидроциклизации</p> $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Pt}, 300^\circ\text{C}}$  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Cr}_2\text{O}_3, t} \text{C}_6\text{H}_6 + 4\text{H}_2$ $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Cr}_2\text{O}_3, t} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 4\text{H}_2$	<p>Если в цепи более 5 атомов С, то при отсутствии четвертичного атома С реакция протекает с образованием бензола и его гомологов</p>
<p>IV. Окисление метана</p> <p>1. Каталитическое</p> <p>а) $2\text{CH}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{t, P} 2\text{CH}_3\text{OH}$</p> <p>б) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{NO}} \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>в) $2\text{CH}_4 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{Pt}} 2\text{HCOOH} + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>2. Горение (полное окисление)</p> $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$	<p>В качестве катализаторов применяют соли меди и марганца</p> <p>Метан — высококалорийное топливо, входит в состав природного газа</p>

Окончание табл. 87

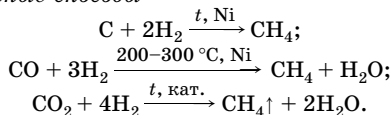
Тип реакции	Примечание
3. Другие реакции окисления метана а) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{800^\circ\text{C}, \text{Ni}} \text{CO} + 3\text{H}_2$ б) $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO} + 2\text{H}_2$	Конверсия метана водяным паром Конверсия метана оксидом углерода(IV)
Реакции, протекающие с одновременным расщеплением связей С–С и С–Н	
V. Изомеризация (внутримолекулярная перегруппировка) $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3 \xrightarrow{t, \text{AlCl}_3} \text{CH}_3\text{--}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{--CH}_3$	В промышленности изомеризация является одним из процессов каталитического риформинга фракций нефти
VI. Реакции окисления гомологов метана 1. Неполное окисление $2\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t, p} 4\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ 2. Полное окисление (горение) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + (1,5n + 0,5)\text{O}_2 \xrightarrow{t} n\text{CO}_2 + (n + 1)\text{H}_2\text{O}$	Продуктами окисления гомологов могут быть спирты, альдегиды, кетоны Один из основных промышленных методов получения уксусной кислоты. Из углеводородов, содержащих 10–20 атомов углерода, получают синтетические высшие карбоновые кислоты Реакция сопровождается выделением теплоты, поэтому алканы используют как источник энергии
VII. Крекинг 1. Метана $2\text{CH}_4 \xrightarrow{1500^\circ\text{C}} \text{CH}\equiv\text{CH} + 3\text{H}_2$ 2. Гомологов метана $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3 \xrightarrow{t} \begin{cases} \text{CH}_2=\text{CH--CH}_3 + \text{CH}_4 \\ \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{CH}_3\text{--CH}_3 \end{cases}$	Крекинг — важнейший метод химической переработки нефти и ее фракций с целью получения продуктов меньшей молекулярной массы — смазочных масел, моторных топлив и т. д., а также сырья для химической и нефтехимической промышленности

Получение алканов

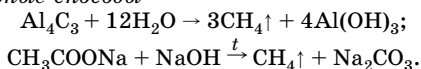
Основные источники различных предельных углеводородов, содержащих до 40 атомов углерода, — нефть и природный газ. Алканы с небольшим числом атомов углерода (1–10) можно выделить фракционной перегонкой природного газа или бензиновой фракции нефти.

Синтетические способы получения *метана* показывают взаимосвязь неорганических веществ с органическими.

Промышленные способы



Лабораторные способы



Способы получения *гомологов метана* могут быть подразделены на 3 группы в зависимости от изменения числа атомов углерода в молекуле алкана по сравнению с числом атомов углерода в молекулах исходных соединений (табл. 88):

- реакции, протекающие с сохранением числа атомов углерода;
- реакции, протекающие с уменьшением углеродной цепи на 1 атом углерода;
- реакции, протекающие с увеличением углеродной цепи.

Таблица 88

Способы получения алканов

Название процесса	Уравнение реакции	Примечание
Реакции, протекающие с сохранением числа атомов углерода		
Гидрирование непредельных углеводородов	$\begin{aligned} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 &\xrightarrow{t, \text{Ni}} \\ &\rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{H}_2 &\xrightarrow{t, \text{Ni}} \text{CH}_3-\text{CH}_3 \end{aligned}$	Катализаторами могут быть Pt, Pd, оксиды металлов
Восстановление галогеналканов	$\begin{aligned} \text{C}_2\text{H}_5\text{I} + \text{HI} &\xrightarrow{t} \text{C}_2\text{H}_6 + \text{I}_2 \\ \text{CH}_3\text{Cl} + \text{H}_2 &\xrightarrow{\text{Pd}} \text{CH}_4 + \text{HCl} \\ \text{C}_3\text{H}_7\text{I} + 2\text{H} &\xrightarrow{\text{Zn} + \text{HCl}} \text{C}_3\text{H}_8 + \text{HI} \end{aligned}$	Можно восстанавливать спирты, кислоты, амины водородом в момент выделения или HI
Реакции, протекающие с уменьшением углеродной цепи на 1 атом углерода		
Реакция щелочного плавления солей одноосновных органических кислот	$\begin{aligned} \text{C}_2\text{H}_5-\text{COONa} + \text{NaOH} &\xrightarrow{t} \\ &\rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \\ \text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COONa} + \text{NaOH} &\xrightarrow{t} \\ &\rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \end{aligned}$	

Окончание табл. 88

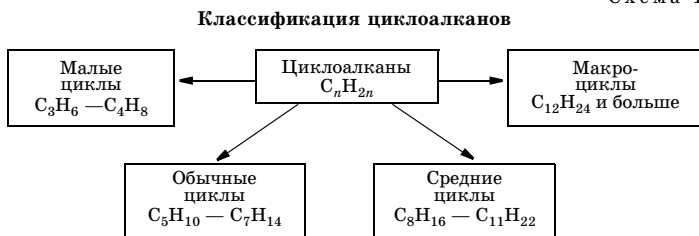
Название процесса	Уравнение реакции	Примечание
Реакции, протекающие с увеличением углеродной цепи		
Взаимодействие галогеналканов с натрием (реакция Вюрца)	$2C_2H_5Br + 2Na \rightarrow$ $\rightarrow CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 + 2NaBr$ $2CH_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-Br + 2Na \rightarrow$ $\rightarrow CH_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-CH_3 + 2NaBr$ $CH_3Br + 2Na + C_2H_5Br \rightarrow$ $\left[\begin{array}{l} CH_3-CH_3 \\ \\ CH_3-CH_2-CH_3 \\ \\ CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 \end{array} \right] + 2NaBr$	Получение алканов с четным числом атомов С, имеющих симметричное строение. Число атомов С удваивается При использовании двух различных галогеналканов всегда образуется смесь трех алканов
Электролиз солей одноосновных органических кислот	$2C_2H_5COONa + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}}$ $\rightarrow H_2 \uparrow + 2NaOH + C_4H_{10} \uparrow + 2CO_2 \uparrow$ $K(-): 2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$ $A(+): 2C_2H_5COO^- - 2\bar{e} \rightarrow$ $\rightarrow 2C_2H_5COO\cdot \rightarrow 2C_2H_5 + 2CO_2$ $2C_2H_5 \rightarrow C_4H_{10}$	В качестве побочных продуктов получают алкены, спирты, сложные эфиры

Циклоалканы (C_nH_{2n} , где $n \geq 3$)

Классификация и изомерия

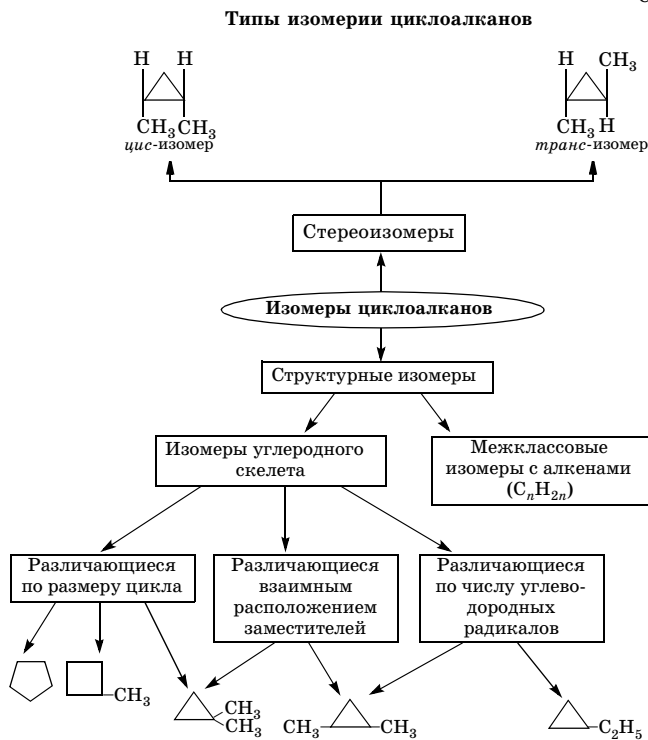
Простейшими циклоалканами являются моноциклические углеводороды. Классификация их в зависимости от числа атомов углерода в цикле представлена на схеме 12.

Схема 12



Различные виды изомеров циклоалканов на примере веществ состава C_5H_{10} приведены на схеме 13.

Схема 13



Химические свойства

Различия в химических свойствах циклоалканов обусловлены их устойчивостью, которая зависит от размера цикла (табл. 89):

- малые циклы менее устойчивы, в определенных условиях склонны к реакциям присоединения, как алкены;
- обычные циклы более устойчивы и реагируют в большинстве случаев, как алканы.

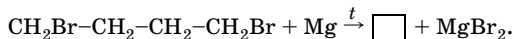
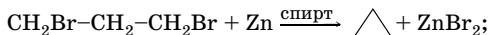
Таблица 89

Некоторые химические свойства циклоалканов

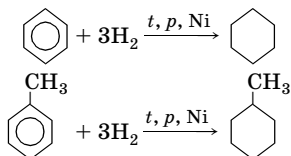
Малые циклы	Обычные циклы
<p>Реакции присоединения за счет разрыва связи С-С</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}, 50-80^\circ\text{C}} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}, 120-150^\circ\text{C}} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} + \text{Br}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{Br}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{Br}$ <p>В отличие от алкенов циклопропан не реагирует с сухими газообразными галогеноводородами, а также с бромом в темноте, не окисляется раствором KMnO_4</p>	<p>Реакции замещения за счет разрыва связи С-Н</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} + \text{Br}_2 \xrightarrow{h\nu} \begin{array}{c} \text{Br} \\ \\ \text{CH} \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} + \text{HBr}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} + \text{HONO}_2 \xrightarrow[\text{разб.}]{t} \begin{array}{c} \text{NO}_2 \\ \\ \text{CH} \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p>Для циклогексана и некоторых его гомологов возможны реакции дегидрирования с образованием бензола и его гомологов:</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH} \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} \xrightarrow{t, \text{Ni}} \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{C} \\ \quad \\ \text{HC} \quad \text{CH} \\ \quad \\ \text{HC} \quad \text{CH} \\ \quad \\ \text{CH} \end{array} + 3\text{H}_2$

Некоторые способы получения циклоалканов

• Получение C_3H_6 - C_6H_{12} дегалогенированием дигалогеналканов. В качестве дегалогенирующих реагентов применяют цинк, магний, амальгаму лития:



• Гидрирование бензола и его гомологов:



Решение типовых задач

Задача 1. Сколько гомологов представлено ниже: а) октан; б) 2,2,3-триметилпентен-1; в) 2-метилгексан; г) 2,3-диметилбутан; д) 2,2,4,4-тетраметилпентан; е) 2-метилбутан; ж) метилциклопентан; з) циклопропан; и) циклопентан?

Решение

Для ответа на заданный вопрос следует иметь в виду, что есть два подхода к понятию гомологических рядов.

I. Каждому классу органических соединений соответствует единственный гомологический ряд, в который входят гомологи как с нормальной, так и с разветвленной цепью атомов углерода.

Для определения гомологов среди перечисленных соединений запишем их молекулярные формулы, а затем классифицируем согласно ранее данному определению: а) C_8H_{18} ; б) C_8H_{16} ; в) C_7H_{16} ; г) C_6H_{14} ; д) C_9H_{20} ; е) C_5H_{12} ; ж) C_6H_{12} ; з) C_3H_6 ; и) C_5H_{10} .

Алканы: а) C_8H_{18} ; в) C_7H_{16} ; г) C_6H_{14} ; д) C_9H_{20} ; е) C_5H_{12} ; имеют сходное строение, но отличаются друг от друга на одну или несколько групп CH_2 .

Алкен: б) C_8H_{16} .

Циклоалканы: ж) C_6H_{12} ; з) C_3H_6 ; и) C_5H_{10} .

О т в е т: гомологи алканов — *а, в, г, д, е*; гомологи циклоалканов — *ж, з, и*.

II. Одному классу органических соединений может соответствовать большое число гомологических рядов.

Рассмотрим вышеприведенные алканы:

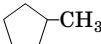

гомологи октана отсутствуют;

гомологом 2-метилгексана $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ (*в*) яв-

ляется 2-метилбутан $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_2-CH_3$ (*е*);

гомологи 2,3-диметилбутана и 2,2,4,4-тетраметилпентана отсутствуют.

Рассмотрим циклоалканы:

гомологом метилциклопентана  (*ж*) является циклопентан  (*и*);

гомологи циклопропана отсутствуют.

В соответствии со вторым подходом к понятию гомологических рядов из всех перечисленных алканов гомологами являются лишь *в* и *е*; среди циклоалканов — *ж*, *и*.

О т в е т: гомологи среди алканов — *в*, *е*; гомологи среди циклоалканов — *ж*, *и*.

Задача 2. Неизвестное вещество массой 0,2 г при сгорании в избытке кислорода образует 313,6 мл (н. у.) углекислого газа и 0,288 г воды. Выведите молекулярную формулу вещества, напишите структурную формулу одного из изомеров, в котором отсутствуют вторичные атомы углерода. Какой объем займет это вещество массой 51 г ($\rho = 0,684$ г/мл)?

Р е ш е н и е

1. Состав продуктов горения свидетельствует о том, что сгоревшее вещество состояло из углерода, водорода и, возможно, кислорода.

2. Находим количество вещества продуктов горения, затем количество вещества и массы атомов углерода и водорода, входящих в состав соединения:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{CO}_2) = \frac{0,3136 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,014 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,014 \text{ моль};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,288 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,016 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 0,032 \text{ моль};$$

$$m = Mn; \quad m(\text{C}) = 12 \text{ г/моль} \cdot 0,014 \text{ моль} = 0,168 \text{ г};$$

$$m(\text{H}) = 1 \text{ г/моль} \cdot 0,032 \text{ моль} = 0,032 \text{ г}.$$

3. Определяем, содержало ли исходное вещество кислород.

$$m(\text{O}) = m(\text{в-ва}) - m(\text{C}) - m(\text{H}); \quad m(\text{O}) = 0,2 \text{ г} - 0,168 \text{ г} - 0,032 \text{ г} = 0 \text{ г}.$$

Следовательно, в исходном веществе кислорода не было, и его простейшая формула C_xH_y , а истинная $(\text{C}_x\text{H}_y)_z$.

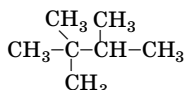
4. Находим соотношение $x : y$:

$$x : y = n(\text{C}) : n(\text{H}); x : y = 0,014 : 0,032 = 7 : 16.$$

Простейшая формула — C_7H_{16} ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$).

Простейшая формула любого алкана с нечетным числом атомов углерода всегда совпадает с молекулярной формулой; молекулярная формула — C_7H_{16} .

Структурная формула изомера, в котором отсутствуют вторичные атомы углерода:



5. Определяем объем заданной порции вещества:

$$V = \frac{m}{\rho}; \quad V(\text{C}_7\text{H}_{16}) = \frac{51 \text{ г}}{0,684 \text{ г/мл}} = 74,56 \text{ мл.}$$

О т в е т: C_7H_{16} ; 2,2,3-триметилбутан; $V(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 74,56 \text{ мл}$.

Задача 3. Установите молекулярную формулу трихлоралкана, массовая доля хлора в котором составляет 72,20 %. Составьте структурные формулы всех возможных изомеров и дайте названия веществ по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

Р е ш е н и е

1. Запишем общую формулу трихлоралкана: $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{Cl}_3$.

2. По формуле $w(\text{Cl}) = \frac{3A_r(\text{Cl}) \cdot 100\%}{M_r(\text{в-ва})}$ рассчитываем относительную молекулярную массу трихлоралкана:

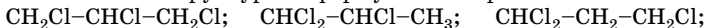
$$M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{Cl}_3) = \frac{3 \cdot 35,5}{72,20\%} \cdot 100\% = 147,5.$$

3. Находим значение n :

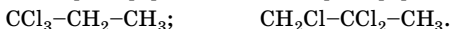
$$12n + 2n - 1 + 35,5 \cdot 3 = 147,5; \quad n = 3.$$

Следовательно, формула трихлоралкана $\text{C}_3\text{H}_5\text{Cl}_3$.

4. Составляем структурные формулы изомеров:



1,2,3- трихлорпропан 1,1,2-трихлорпропан 1,1,3- трихлорпропан



1,1,1-трихлорпропан 1,2,2-трихлорпропан

О т в е т: $\text{C}_3\text{H}_5\text{Cl}_3$.

Задача 4. Неизвестный горючий газ, состоящий из углерода и водорода, нерастворим в концентрированной серной кислоте. При пропускании его в водный раствор перманганата калия или в раствор брома в четыреххлористом углероде окраска раствора не изменяется. При 20 °С и 760 мм рт. ст. 144 мл газа имеют массу 0,337 г. Определите молекулярную формулу и составьте формулы возможных изомеров, соответствующих условию задачи.

Решение

1. Рассчитаем молярную массу неизвестного газа, используя уравнение Клапейрона — Менделеева. Для расчетов необходимо предварительно исходные данные выразить в единицах СИ:

$$R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}); \quad p = 101,3 \cdot 10^3 \text{ Па};$$

$$T = t + 273; \quad T = 20 + 273 = 293 \text{ К};$$

$$V = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3;$$

$$M = \frac{mRT}{pV}; \quad M = \frac{0,337 \cdot 8,31 \cdot 293}{101,3 \cdot 10^3 \cdot 1,44 \cdot 10^{-4}} = 56 \text{ (г/моль)}.$$

2. Из условия задачи следует, что это предельный углеводород: алкан (C_nH_{2n+2}) или циклоалкан (C_nH_{2n}). Находим значение n .

а) Предположим, что это алкан:

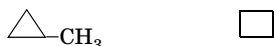
$$14n + 2 = 56; \quad n = 3,85.$$

Так как число атомов углерода не может быть дробным, следовательно, это не алкан.

б) Предположим, что это циклоалкан:

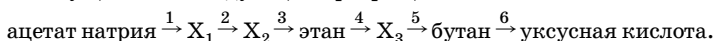
$$14n = 56; \quad n = 4.$$

Таким образом, это может быть метилциклопропан или циклобутан:

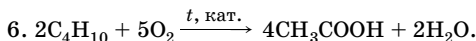
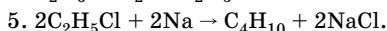
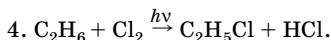
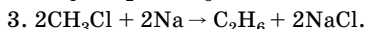
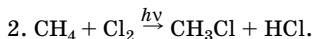


О т в е т: C_4H_8 ; метилциклопропан, циклобутан.

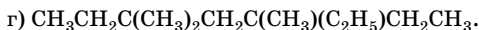
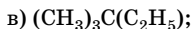
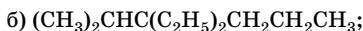
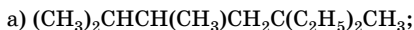
Задача 5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Р е ш е н и е

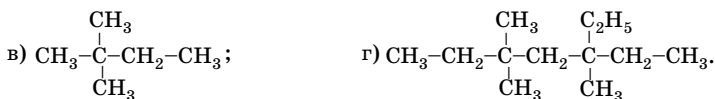
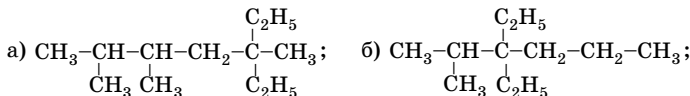


Задача 6. Напишите структурные формулы следующих соединений:



Р е ш е н и е

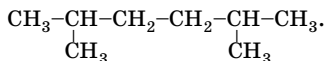
Представленные формулы написаны в сжатом виде. Для написания структурных формул необходимо помнить, что каждый атом углерода связан только с четырьмя другими атомами:



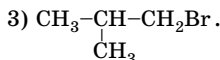
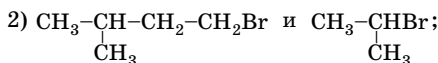
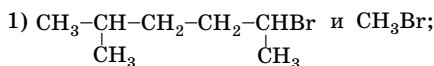
Задача 7. Как получить реакцией Вюрца 2,5-диметилгексан? Дайте название исходному галогеналкану по радикально-функциональной номенклатуре.

Р е ш е н и е

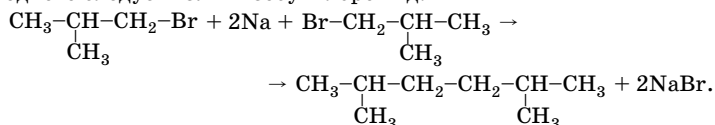
Напишем структурную формулу 2,5-диметилгексана:



Получить этот алкан реакцией Вюрца можно тремя способами, используя в качестве исходных следующие галогеналканы:



Наиболее удобным является вариант (3), при котором образуется единственный продукт, а не смесь алканов. Поэтому в качестве исходного следует взять изобутилбромид:

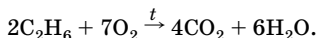
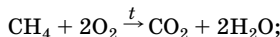


О т в е т: изобутилбромид.

Задача 8. Определите объем кислорода, необходимого для полного сгорания 3 л (н. у) смеси метана и этана, плотность которой по воздуху 0,6.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнения реакций горения CH_4 и C_2H_6 :



2. Находим молярную массу смеси газов:

$$M = DM(\text{воздуха}); \quad M(\text{см.}) = 0,6 \cdot 29 \text{ г/моль} = 17,4 \text{ г/моль}.$$

3. Находим количество вещества компонентов смеси газов и их массу:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{см.}) = \frac{3 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,134 \text{ моль};$$

$$m = nM; \quad m(\text{см.}) = 0,134 \text{ моль} \cdot 17,4 \text{ г/моль} = 2,332 \text{ г}.$$

4. Пусть $n(\text{CH}_4) = x$ моль; тогда $n(\text{C}_2\text{H}_6) = (0,134 - x)$ моль;

$$m(\text{CH}_4) = 16x; \quad m(\text{C}_2\text{H}_6) = 30(0,134 - x);$$

$$m(\text{см.}) = m(\text{CH}_4) + m(\text{C}_2\text{H}_6);$$

$$2,332 = 16x + 30(0,134 - x); \quad x = n(\text{CH}_4) = 0,121 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_6) = 0,134 \text{ моль} - 0,121 \text{ моль} = 0,013 \text{ моль}.$$

5. Определяем количество вещества кислорода, необходимого для сжигания смеси, исходя из уравнений реакций:

$$n_1(\text{O}_2) = 2n(\text{CH}_4); \quad n_1(\text{O}_2) = 2 \cdot 0,121 \text{ моль} = 0,242 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{O}_2) = 3,5n(\text{C}_2\text{H}_6); \quad n_2(\text{O}_2) = 3,5 \cdot 0,013 = 0,046 \text{ моль};$$

$$n(\text{O}_2) = 0,242 \text{ моль} + 0,046 \text{ моль} = 0,288 \text{ моль}.$$

6. Определяем объем кислорода, необходимого для сжигания смеси:

$$V = nV_m; \quad V(\text{O}_2) = 0,288 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 6,45 \text{ л}.$$

О т в е т: $V(\text{O}_2) = 6,45 \text{ л}$.

Алкены (C_nH_{2n})

Химические свойства

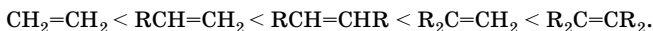
Алкены содержат меньше атомов водорода, чем максимально возможно, поэтому их называют *ненасыщенными* углеводородами.

Алкены — весьма реакционноспособные органические соединения. Это объясняется их строением. Двойная связь между атомами углерода (1 σ - и 1 π -) является отличительной особенностью этого класса соединений. Химия алкенов — это химия двойной С=С-связи. π -Связь характеризуется малой энергией связи, высокой поляризуемостью и доступностью для электрофильных реагентов. Некоторые характеристики этой связи представлены в табл. 85 (с. 473).

Типичные реакции для алкенов — *реакции электрофильного присоединения*.

Увеличение числа углеводородных (алкильных) заместителей у этиленовых атомов углерода (Csp^2) приводит к возрастанию на них электронной плотности за счет положительного индуктивного эффекта алкильных радикалов. Наличие электронодонорных заместителей при данных атомах углерода благоприятствует реакциям электрофильного присоединения, наличие электроноакцепторных заместителей (в производных) — снижает реакционную способность веществ.

По реакционной способности алкены можно расположить в ряд:



Химические превращения алкенов протекают с расщеплением:

- π -связи C—C;
- σ - и π -связей C—C;
- связей $\text{Csp}^3\text{—H}$ (в аллильном положении).

Алкены, в отличие от алканов, в обычных условиях вступают в реакции с галогенами и перманганатом калия в нейтральной или слабощелочной среде (*качественные реакции*).

Некоторые химические свойства алкенов представлены в табл. 90.

Таблица 90

Химические свойства алкенов

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением π-связи	
I. Реакции присоединения	
1. Гидрирование — присоединение водорода $\text{CH}_3\text{—CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	В присутствии Pt, Pd реакция протекает при комнатной температуре, а в присутствии Ni — при нагревании. Алкены устойчивы к действию водорода в момент выделения
2. Галогенирование — присоединение галогенов (электрофильное присоединение) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}(\text{Br})\text{—CH}_2(\text{Br})$ $\text{CH}_3\text{—CH}=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{—CH}(\text{Cl})\text{—CH}_2(\text{Cl})$	Реакции проводят при комнатной температуре в CCl_4 , следует избегать яркого освещения, чтобы не произошло радикальное замещение. Реакцию с Br_2 используют для определения в молекуле двойных или тройных связей
3. Гидрогалогенирование — присоединение галогеноводородов (электрофильное присоединение) $\text{CH}_3\text{—CH}=\text{CH}_2 + \text{H—Cl} \rightarrow \text{CH}_3\text{—CH}(\text{Cl})\text{—CH}_3$ $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}=\text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}(\text{Br})\text{—CH}_3$	Легче всего присоединяется HI. Присоединение веществ типа HX протекает по правилу Марковникова : атому водорода присоединяется преимущественно к более гидрированному атому углерода. Это правило соблюдается, если реакция протекает по ионному (электрофильному) механизму. В присутствии пероксидов присоединение HBr идет против правила Марковникова

Продолжение табл. 90

Тип реакции	Примечание
<p>4. Гидратация — присоединение воды (электрофильное присоединение)</p> <p>а) прямое присоединение</p> $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}-\text{OH} \xrightarrow{t, \text{H}_3\text{PO}_4} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t, \text{H}_3\text{PO}_4} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ <p>б) в 2 стадии</p> $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HOSO}_3\text{H} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OSO}_3\text{H} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4$	<p>Промышленный способ получения спиртов, в основном содержащих 2–4 атома углерода</p> <p>В присутствии конц. H_2SO_4 (при нагревании)</p>
<p>II. Реакции полимеризации</p> <p>$n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} [-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$ полиэтилен</p> <p>$n\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{t, p, \text{кат.}} \left[\begin{array}{c} -\text{CH}-\text{CH}_2- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \right]_n$ полипропилен</p> <p>$n\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_3 \rightarrow \left[\begin{array}{c} -\text{CH}_2-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \right]_n$ полиизобутилен</p>	<p>Реакция многократного присоединения молекул алкена друг к другу за счет разрыва π-связей с образованием высокомолекулярных соединений. Исходный алкен — мономер, продукт реакции — полимер</p>
<p>III. Окисление</p> <p>1. Окисление KMnO_4 в щелочной среде</p> $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{K}_2\text{MnO}_4$ <p>или упрощение</p> $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + [\text{O}] + \text{HOH} \xrightarrow{\text{KMnO}_4} \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ <p>2. Окисление кислородом воздуха в присутствии серебра (эпоксирирование)</p> $2\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{Ag}} 2 \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \diagdown \quad / \\ \text{O} \end{array}$ <p>3. Окисление кислородом воздуха в присутствии PdCl_2, CuCl</p> $2\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} 2 \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array}$	<p>Эту реакцию используют как качественную на двойную, тройную связь. Метод окисления алкенов KMnO_4 разработал русский ученый Е. Е. Вагнер. В результате окисления алкенов образуются двухатомные спирты</p> <p>Продукты — исходные вещества для получения эпоксидных смол, полимеров, ряда лекарственных препаратов</p> <p>Эти реакции находят промышленное применение для получения не только ацетальдегида, но и других альдегидов</p>

Окончание табл. 90

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением σ- и π-связей С–С, а также связи С–Н	
<p>IV. Окислительное расщепление $5\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3 + 8\text{KMnO}_4 + 12\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} 5\text{CH}_3\text{COOH} + 5\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{MnSO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$ или упрощенно $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3 + 4[\text{O}] \xrightarrow{\text{KMnO}_4, \text{H}^+, t} \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ $\text{CH}_3\text{-C(CH}_3\text{)=CH-CH}_3 + 3[\text{O}] \xrightarrow{\text{KMnO}_4, \text{H}^+, t} \text{CH}_3\text{-C(CH}_3\text{)=O} + \text{CH}_3\text{COOH}$</p>	<p>В условиях энергичного окисления алкенов происходит разрыв углеродной цепи по месту двойной связи. Изучение продуктов окисления дает возможность определить положение двойной связи и строение исходного алкена. При наличии <i>концевой двойной связи</i> одним из продуктов реакции является CO_2, если этиленовый атом углерода связан с атомом водорода, образуются кислоты, если не связан — кетоны</p>
Реакции, протекающие с расщеплением связей $\text{Csp}^3\text{-H}$ в аллильном положении и сохранением π-связей	
<p>V. Реакции замещения (галогенирования) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{400^\circ\text{C}} \text{CH}_2=\text{CHCl} + \text{HCl}$ $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{500^\circ\text{C}} \text{CH}_2\text{Cl-CH=CH}_2 + \text{HCl}$</p>	<p>Этот способ получения винилхлорида (выход 98%) имеет большое практическое значение, так как винилхлорид — исходное вещество при получении разнообразных полимерных материалов</p>
Реакции, протекающие с разрывом всех связей	
<p>VI. Горение (полное окисление) $\text{C}_2\text{H}_4 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C}_n\text{H}_{2n} + \frac{3n}{2}\text{O}_2 \xrightarrow{t} n\text{CO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$</p>	<p>Этилен, в отличие от метана, горит светящимися пламенем</p>

Получение алкенов

В промышленности алкены получают при переработке нефти: крекингом и дегидрированием алканов. Некоторые лабораторные способы их получения представлены в табл. 91.

Таблица 91

Лабораторные способы получения алкенов

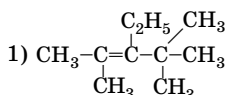
Тип реакции	Примечание
<p>I. Реакции отщепления (элиминирования)</p> <p>1. Дегидратация спиртов (отщепление H₂O)</p> $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}), 170^\circ\text{C}} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH-CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \text{ OH} \end{array} \xrightarrow{\text{Al}_2\text{O}_3, t} \begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-C=CH-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Дегидрогалогенирование моногалогеналканов (отщепление галогеноводородов)</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \\ \text{Br} \end{array} + \text{NaOH} \xrightarrow[\text{спирт, p-p}]{t} \text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. Дегалогенирование дигалогеналканов (отщепление галогенов)</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array} + \text{Zn (Mg)} \xrightarrow{t} \text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{ZnCl}_2 (\text{MgCl}_2)$	<p>Реакции отщепления протекают по правилу Зайцева: атом водорода отщепляется преимущественно от менее гидрированного атома углерода. Легкость реакций дегидратации (как и дегидрогалогенирования) возрастает при переходе от первичных к вторичным или третичным спиртам (галогеналканам)</p> <p>Использование спиртов и галогеналканов более сложного строения приводит к перегруппировкам и образованию алкенов, отличных от ожидаемых</p> <p>Атомы галогенов должны находиться у соседних атомов углерода (в vicinalные дигалогеналканы)</p>
<p>II. Неполное гидрирование алкинов и диенов</p> $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \xrightarrow{t, \text{Pd}} \text{CH}_2=\text{CH}_2$ $\text{CH}_2=\text{CH-CH=CH}_2 + 2[\text{H}] \xrightarrow{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH, Na}} \text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$	<p>При использовании палладиевых катализаторов, дезактивированных солями тяжелых металлов, гидрируются только тройные связи до двойных</p>

Решение типовых задач

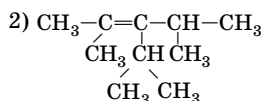
Задача 9. Составьте структурные формулы изомерных алкенов состава C₁₀H₂₀ с пятью атомами углерода в главной цепи и внутренней двойной связью. Назовите вещества по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

Решение

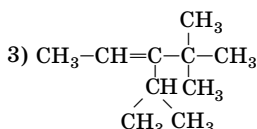
Главная цепь, состоящая из пяти атомов углерода, может иметь внутреннюю двойную связь только после второго атома углерода. С учетом этого составляем формулы изомеров:



2,4,4-триметил-3-этилпентен-2



3-изопропил-2,4-диметилпентен-2



3-изопропил-4,4-диметилпентен-2

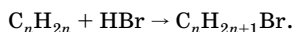
(возможны *цис-транс*-изомеры)

Обратите внимание: со вторым атомом углерода (с начала или конца цепи) могут быть связаны только метильные радикалы.

Задача 10. Определите молекулярную формулу алкена, если в продукте его гидробромирования массовая доля водорода в 2,51 раза меньше, чем в исходном алкене.

Решение

1. Напишем уравнение реакции в общем виде:



2. Рассчитываем массовые доли водорода:

а) в алкене:

$$w_1(\text{H}) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot n(\text{H})}{M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n})};$$

$$w_1(\text{H}) = \frac{1 \cdot 2n}{14n} = 0,143;$$

б) в бромалкене:

$$w_2(\text{H}) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot n(\text{H})}{M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{Br})};$$

$$w_2(\text{H}) = \frac{1 \cdot (2n + 1)}{14n + 81}.$$

3. Для нахождения n составляем алгебраическое уравнение:

$$\frac{w_1(\text{H})}{w_2(\text{H})} = 2,51; \quad \frac{0,143(14n + 81)}{2n + 1} = 2,51.$$

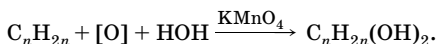
Решая уравнение, находим n : $n = 3$; C_3H_6 — молекулярная формула алкена.

О т в е т: C_3H_6 .

Задача 11. Определите молекулярную формулу алкена, если известно, что массовая доля водорода в продукте его окисления (в условиях реакции Вагнера) равна массовой доле водорода в воде.

Р е ш е н и е

1. Реакция Вагнера — это окисление алкенов перманганатом калия в слабощелочной среде с образованием диолов. Напишем упрощенное уравнение реакции:



2. Определим массовую долю водорода в воде:

$$w(\text{H}) = \frac{1 \cdot 2}{18} \cdot 100 \% = 11,11 \%.$$

Из условия задачи следует, что массовая доля водорода в $\text{C}_n\text{H}_{2n}(\text{OH})_2$ также равна 11,11 %.

3. Составляем уравнение и находим n и молекулярную формулу:

$$M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n}(\text{OH})_2) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot n(\text{H})}{w(\text{H})};$$

$$12n + 2n + 34 = \frac{1 \cdot (2n + 2)}{0,1111}.$$

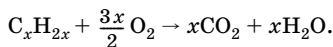
Отсюда $n = 4$, следовательно, молекулярная формула алкена C_4H_8 .

О т в е т: C_4H_8 .

Задача 12. При сгорании 0,5 моль алкена образовалось 54 г воды. Определите молекулярную формулу алкена и объем выделившегося при сгорании углекислого газа (н. у.).

Р е ш е н и е

1. Составим уравнение реакции в общем виде, записав формулу алкена как C_xH_{2x} :



2. Рассчитаем количество вещества воды:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{54 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль.}$$

3. По уравнению $n(\text{CO}_2) = n(\text{H}_2\text{O}) = 3$ моль.

Определяем объем CO_2 :

$$V = nV_m; \quad V(\text{CO}_2) = 3 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 67,2 \text{ л.}$$

4. Исходя из уравнения реакции определяем x :

$$\frac{n(\text{C}_x\text{H}_{2x})}{n(\text{CO}_2)} = \frac{1}{x}; \quad x = \frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{C}_x\text{H}_{2x})}; \quad x = \frac{3}{0,5} = 6.$$

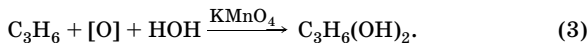
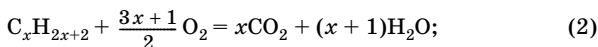
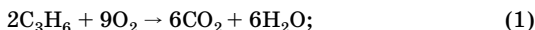
Молекулярная формула — C_6H_{12} .

О т в е т: C_6H_{12} ; $V(\text{CO}_2) = 67,2 \text{ л.}$

Задача 13. При сжигании в избытке кислорода смеси пропена с неизвестным алканом объемом 4,48 л (н. у.) образуется 10,8 г воды. При пропускании такого же объема газовой смеси через слабощелочной раствор перманганата калия масса раствора увеличивается на 6,3 г. Определите алкан.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнения реакций:



2. Увеличение массы раствора KMnO_4 происходит за счет алкена, так как алканы в этих условиях не окисляются, следовательно, $m(\text{C}_3\text{H}_6) = 6,3 \text{ г.}$

3. Рассчитываем количество вещества воды, пропена, смеси и алкана:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{10,8 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,6 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_3\text{H}_6) = \frac{6,3 \text{ г}}{42 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль};$$

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{см.}) = \frac{4,48 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

По уравнению (1)

$$n_1(\text{H}_2\text{O}) = \frac{6n(\text{C}_3\text{H}_6)}{2}; \quad n_1(\text{H}_2\text{O}) = \frac{6 \cdot 0,15 \text{ моль}}{2} = 0,45 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_x\text{H}_{2x+2}) = n(\text{см.}) - n(\text{C}_3\text{H}_6);$$

$$n(\text{C}_x\text{H}_{2x+2}) = 0,2 \text{ моль} - 0,15 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) - n_1(\text{H}_2\text{O});$$

$$n_2(\text{H}_2\text{O}) = 0,6 \text{ моль} - 0,45 \text{ моль} = 0,15 \text{ моль}.$$

По уравнению (2)

$$n(\text{C}_x\text{H}_{2x+2}) = \frac{n_2(\text{H}_2\text{O})}{x+1}; \quad 0,05 = \frac{0,15}{x+1}.$$

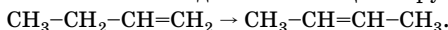
Отсюда $x = 2$. C_2H_6 — молекулярная формула алкана.

О т в е т: C_2H_6 .

Задача 14. С помощью каких реакций из бутена-1 можно получить бутен-2?

Р е ш е н и е

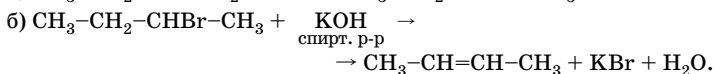
1. Записываем задание с помощью структурных формул:



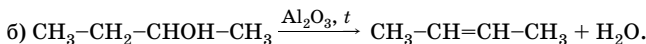
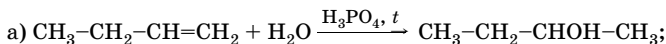
2. Подбираем вещество, из которого путем ряда превращений можно получить бутен-2. Это вещество должно содержать столько же атомов углерода, что и исходный бутен-1.

Бутен-2 можно получить, например, из 2-бромбутана или бутанола-2. Поэтому задача может быть решена двумя способами.

Способ 1



Способ 2



Обратите внимание: реакции (а) протекают преимущественно по правилу Марковникова, (б) — по правилу Зайцева.

Алкины (C_nH_{2n-2})

Особенности строения

Как видно из общей формулы, алкины содержат еще меньше атомов водорода, чем алкены. Такую же общую формулу имеют и диены. По отношению друг к другу вещества этих двух классов органических соединений являются межклассовыми изомерами, так как имеют различное строение и, следовательно, обладают различными свойствами.

Отличительная особенность алкинов (ацетиленовых углеводов) — тройная связь между атомами углерода (1 σ и 2 π), а также повышенная электроотрицательность атомов углерода в sp -гибридном состоянии по сравнению с атомами углерода в sp^3 - или sp^2 -гибридных состояниях. Некоторые характеристики тройной связи представлены в табл. 85 (с. 473).

Химические свойства

Для алкинов, как и для алкенов, типичны *реакции присоединения*. Однако для алкинов характерны три важные особенности:

- тройная связь $C\equiv C$ по сравнению с двойной связью $C=C$ менее реакционноспособна по отношению к электрофильным реагентам и более склонна к нуклеофильным реакциям;
- реакции присоединения к алкинам протекают в две стадии, как правило, легко разделяемые;
- ацетилен и его гомологи с концевой тройной связью проявляют слабые кислотные свойства за счет связи $Csp-H$.

Химические превращения алкинов протекают с расщеплением:

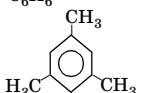
- π -связей $C-C$;
- σ - и π -связей $C-C$;
- связей $Csp-H$.

Алкины, как и алкены, в обычных условиях обесцвечивают растворы брома и перманганата калия (*качественные реакции*).

Химические свойства алкинов представлены в табл. 92.

Таблица 92

Химические свойства алкинов

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением π-связи	
I. Реакции присоединения 1. Гидрирование $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \text{CH}_3\text{-CH}=\text{CH}_2;$ $\text{CH}_3\text{-CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ или суммарно $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ 2. Галогенирование $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CBr}=\text{CHBr};$ $\text{CH}_3\text{-CBr}=\text{CHBr} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CBr}_2\text{-CHBr}_2$ 3. Гидрогалогенирование $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \xrightarrow{\text{кат.}} \text{CH}_2=\text{CHCl};$ $\text{CH}_2=\text{CHCl} + \text{HCl} \xrightarrow{\text{кат.}} \text{CH}_3\text{-CHCl}_2$ $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} + \text{HBr} \xrightarrow{\text{кат.}} \text{CH}_3\text{-CBr}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} \text{CH}_3\text{-CBr}_2\text{-CH}_3$ 4. Гидратация а) ацетилен $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t, \text{Hg}^{2+}, \text{H}^+} \left[\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{CH} \\ \\ \text{OH} \end{array} \right] \rightarrow \text{CH}_3\text{-C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array}$ б) его гомологов $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t, \text{Hg}^{2+}, \text{H}^+} \left[\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH}=\text{C-CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array} \right] \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{CH}_3 \end{array}$	Реакция гидрирования идет медленнее, чем в случае аналогично построенных алкенов. Однако в смеси с алкенами ацетилен гидрируется в первую очередь, так как он легче адсорбируется на поверхности катализатора. Это позволяет проводить избирательное гидрирование алкинов в алкены Реакция с бромной водой — <i>качественная реакция</i> для обнаружения двойных или тройных связей (признак — обесцвечивание раствора) Присоединение веществ типа НХ к гомологам ацетилену протекает по правилу Марковникова. В присутствии пероксидов присоединение НВг происходит против правила Марковникова Реакция протекает в присутствии солей ртути(II) в кислотной среде при нагревании (<i>реакция Кучерова</i>). Промежуточные продукты — виниловые спирты — подвергаются перегруппировке с образованием уксусного альдегида (при гидратации ацетилену) или кетонов (при гидратации гомологов ацетилену)
II. Реакции димеризации и циклической тримеризации 1. $\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{H-C}\equiv\text{CH} \xrightarrow{\text{CuCl}, \text{NH}_4\text{Cl}} \text{CH}_2=\text{CH-C}\equiv\text{CH}$ 2. $3\text{C}\equiv\text{CH} \xrightarrow{t, \text{C}_{\text{акт}}} \text{C}_6\text{H}_6$ $3\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} \xrightarrow{t, \text{кат.}} \text{C}_6\text{H}_2(\text{CH}_3)_6$ 	Виналацетилен имеет важное промышленное значение. На его основе получают хлоропрен, метилвинилкетон и другие продукты органического синтеза В присутствии металлоорганических катализаторов гомологи ацетилену более легко превращаются в гомологи бензола (три- или гексазамещенные), чем сам ацетилен

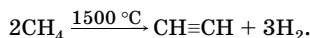
Окончание табл. 92

Тип реакции	Примечание
III. Реакции окисления Окисление KMnO_4 в нейтральной среде $3\text{CH}\equiv\text{CH} + 8\text{KMnO}_4 \rightarrow 3\text{KOOC-COOK} + 8\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ или упрощенно $\text{CH}\equiv\text{CH} + 4[\text{O}] \xrightarrow{\text{KMnO}_4} \text{HOOC-COOH}$	Окисление гомологов ацетилена в мягких условиях может привести к образованию кетокарбоновых кислот или diketонов
Реакции, протекающие с расщеплением σ- и π-связей C-C	
IV. Окислительное расщепление $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} + 4[\text{O}] \xrightarrow{\text{KMnO}_4, \text{H}^+} \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CO}_2$ $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_2\text{-CH}_3 + 3[\text{O}] + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{KMnO}_4, \text{H}^+} \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	В жестких условиях происходит разрыв углеродной цепи по месту тройной связи. По продуктам окислительного расщепления можно устанавливать строение алкинов
Реакции, протекающие с расщеплением связи Csp-H	
V. Реакции замещения атомов водорода на металл 1. $\text{HC}\equiv\text{CH} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{AgC}\equiv\text{CAg}\downarrow + 4\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{HC}\equiv\text{CH} + 2\text{NaNH}_2 \xrightarrow{\text{NH}_3} \text{NaC}\equiv\text{CNa}\downarrow + 2\text{NH}_3$ 3. $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} + [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CCu}\downarrow + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Ацетилен можно отличить от этилена с помощью реакции образования ацетиленидов. Аналогичным способом различают алкины с концевой и внутренней тройной связью. При высушивании ацетилениды тяжелых металлов взрываются. Азотная кислота разлагает их без взрыва во влажном состоянии
Реакции, протекающие с расщеплением всех связей	
VI. Горение $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t} 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C}_n\text{H}_{2n-2} + \frac{3n-1}{2}\text{O}_2 \xrightarrow{t} n\text{CO}_2 + (n-1)\text{H}_2\text{O}$	Ацетилен горит коптящим пламенем. При горении ацетилена в кислороде температура пламени достигает 3000°C

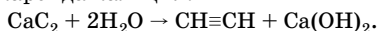
Получение алкинов

Получение ацетилена

1. Пиролиз метана:



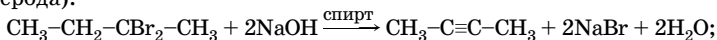
2. Гидролиз карбида кальция:



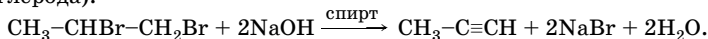
Общие способы получения алкинов

1. Дегидрогалогенирование дигалогеналканов:

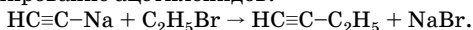
а) геминальных (2 атома галогена находятся у одного атома углерода):



б) вицинальных (2 атома галогена находятся у соседних атомов углерода):



2. Алкилирование ацетиленидов:

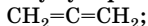


Алкадиены ($\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$)

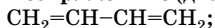
Классификация

Углеводороды, в молекулах которых присутствуют две двойные связи, называют **диенами**. В зависимости от взаимного расположения двойных связей различают диены:

- **кумулярованные** (две двойные связи находятся рядом)



- **сопряженные** (двойные связи разделены только одной σ -связью)



- **изолированные** (двойные связи разделены более чем одной σ -связью)



Изолированные диены по свойствам практически аналогичны алкенам. Кумулированные диены (аллены) и сопряженные диены обладают рядом специфических свойств.

Наибольшее практическое значение имеют сопряженные диены, они широко используются в промышленности для получения каучуков.

Бутадиен-1,3 — простейшее соединение с делокализованной химической связью. Некоторые характеристики связей в молекуле бутадиена-1,3 приведены в табл. 85 (с. 473).

Химические свойства

Сопряженные диены значительно более реакционноспособны, чем алкены и несопряженные диены. Это связано с взаимодействием двух двойных связей за счет перекрывания p -орбиталей второго

и третьего атомов углерода. По этой причине молекулы сопряженных диенов в химических реакциях ведут себя, как единые системы.

Для диенов характерны реакции *электрофильного присоединения* по концам сопряженной системы (1,4-присоединение) с расщеплением обеих двойных связей и образованием π -связи между средними атомами углерода при эквимольарном соотношении диена и реагента. Наряду с этим протекают и реакции по одной из двойных связей (1,2-присоединение). Соотношение продуктов 1,2- и 1,4-присоединения зависит от строения диена, реагента и растворителя, а также условий проведения реакции (табл. 93).

Таблица 93

Химические свойства сопряженных диенов

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением π-связей	
I. Реакции присоединения	
1. Галогенирование	
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2\text{Br} +$ $+ \text{CH}_2\text{Br}-\text{CHBr}-\text{CH}=\text{CH}_2$	Чаще всего присоединение 1 моль реагента приводит к смеси продуктов 1,2- и 1,4-присоединения. При повышенной температуре преимущественно идет 1,4-присоединение (>70%), а при низкой температуре – 1,2-присоединение (80%).
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \xrightarrow{40^\circ\text{C}}$ $\rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2\text{Br}$	
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \xrightarrow{-80^\circ\text{C}}$ $\rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CHBr}-\text{CH}=\text{CH}_2$	
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{Br}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CHBr}-\text{CHBr}-\text{CH}_2\text{Br}$	
2. Гидрирование	
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}}$ $\rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	При каталитическом гидрировании диенов образуются только алканы
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H} \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$	Сопряженные диены, в отличие от алкенов и алкинов, могут восстанавливаться водородом в момент выделения
$\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H} \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)=\text{CH}-\text{CH}_3$	
3. Гидрогалогенирование	
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2\text{Br} +$ $+ \text{CH}_3-\text{CHBr}-\text{CH}=\text{CH}_2$	В реакциях гидрогалогенирования наблюдаются те же закономерности, как и при галогенировании

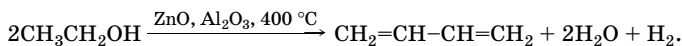
Окончание табл. 93

Тип реакции	Примечание
<p>II. Реакции полимеризации</p> $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} \left[-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2- \right]_n$ $n\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} \left[-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{CH}-\text{CH}_2- \right]_n$	<p>Реакции полимеризации используют для получения синтетического каучука. Катализаторы — литийорганические соединения</p>
<p>III. Реакции окисления</p> <p>Окисление KMnO_4 в слабощелочной или нейтральной среде</p> $3\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 4\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2} + 4\text{MnO}_2 + 4\text{KOH}$	<p>Диены, как и другие ненасыщенные углеводороды, легко окисляются перманганатом калия. Конечными продуктами реакции являются четырехатомные спирты — тетраолы (<i>качественная реакция</i>)</p>
Реакции, протекающие с расщеплением всех связей	
<p>IV. Горение (полное окисление)</p> $2\text{C}_4\text{H}_6 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t} 8\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	

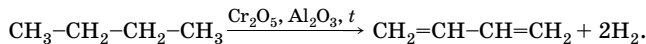
Получение диенов

Получение бутадиена-1,3 (дивинила)

1. Из этанола (*реакция Лебедева*):

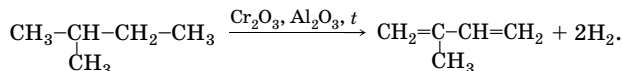


2. Дегидрирование бутана и бутенов:



Получение изопрена

Дегидрирование 2-метилбутана:



Синтетические высокомолекулярные вещества (полимеры)

Общие понятия

Синтетические полимеры, как и природные биополимеры (полисахариды, белки, нуклеиновые кислоты, полиизопрены — натуральный каучук, гуттаперча) относятся к высокомолекулярным соединениям (ВМС). Полимеры характеризуются молекулярной массой от нескольких тысяч до нескольких миллионов. В состав молекул ВМС входят тысячи атомов, соединенных химическими связями.

Полимеры — это соединения с большой молекулярной массой, молекулы которых состоят из многократно повторяющихся мономерных звеньев.

Мономеры — низкомолекулярные вещества, молекулы которых способны реагировать между собой или с молекулами других соединений с образованием полимеров.

Мономерное (элементарное, структурное) звено — это составное звено, которое образуется из одной молекулы мономера при полимеризации.

Составное повторяющееся звено — это наименьшее составное звено, повторением которого может быть описано строение полимера.

Составное повторяющееся звено может быть: а) меньше мономерного звена; б) равно ему; в) больше мономерного звена. Например:

мономер — этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$;

полимер — полиэтилен $[-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$ или $[-\text{CH}_2-]_x$.

Мономерное звено полиэтилена — $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$;

повторяющееся составное звено — $-\text{CH}_2-$.

Степень полимеризации (индекс n) — число мономерных звеньев в макромолекуле полимера.

Классификация ВМС

1. В зависимости от расположения в макромолекуле атомов и атомных групп различают высокомолекулярные соединения:

- **линейные** — их макромолекулы представляют собой открытую линейную цепь или вытянутую в линию последовательность циклов;
- **разветвленные** — имеют форму линейной цепи с ответвлениями;
- **сетчатые** — трехмерные сетки, образованные отрезками полимеров линейного строения.

2. По пространственному строению звеньев различают высокомолекулярные соединения:

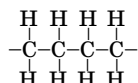
- **стереорегулярные** — их макромолекулы состоят из одинаковых или различных стереоизомеров, расположенных в цепи с определенной последовательностью;

- **нестереорегулярные** — в их цепи звенья различной пространственной конфигурации чередуются произвольно.

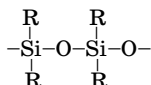
Полимеры стереорегулярного строения по своим свойствам (механическая прочность, термическая стойкость, эластичность) превосходят полимеры с нестереорегулярным строением.

3. По составу основной цепи полимеры делят на:

- **гомоцепные** — главная цепь построена из одинаковых атомов

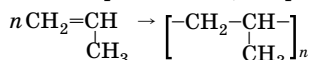


- **гетероцепные** — главная цепь построена из различных атомов



4. По химическому составу макромолекул различают:

- **гомополимеры** — их макромолекулы содержат только один тип повторяющегося мономерного звена, например полипропилен:



- **сополимеры** — они состоят из макромолекул, в которых многократно повторяются мономерные звенья различных молекул.

5. По используемым в технике свойствам полимеры подразделяют на:

- **эластомеры** — полимеры, обладающие высокой растяжимостью и способные при постоянной температуре обратимо восстанавливать свою форму (каучуки);

- **термопласты, или пластики** — вещества, которые деформируются при механическом или термическом воздействии, но после прекращения воздействия уже не могут возвратиться к исходной форме (полиэтилен, полипропилен, полистирол, политетрафторэтилен);

- **реактопласты, или терморезистивные полимеры** — при механическом или термическом воздействии необратимо изменяют форму и теряют пластичность (феноло-формальдегидные смолы);

- **волокна** — их макромолекулы ориентированы преимущественно в одном направлении, поэтому полимеры характеризуются

большой прочностью на разрыв в этом направлении (лавсан, энант, капрон), обладают меньшей растяжимостью по сравнению с эластомерами и пластиками.

При производстве полимеров практически не удается получать индивидуальные вещества. Если макромолекулы различаются только степенью полимеризации, то образуются полимергомологические ряды. В связи с этим полимеры характеризуют *средней относительной молекулярной массой* и *средней степенью полимеризации*.

Получение

Полимеры являются продуктами реакций полимеризации и сополимеризации, поликонденсации и сополиконденсации (табл. 94).

Полимеризация — процесс получения высокомолекулярных соединений, при котором молекула полимера образуется путем последовательного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера) к активному центру, находящемуся на конце растущей цепи. При полимеризации все атомы молекул мономера входят в состав полимера. Важнейшие полимеры — полиэтилен, полипропилен, полистирол, поливинилхлорид, тефлон — получают из соответствующих алкенов и галогеналкенов реакцией полимеризации.

Поликонденсация — синтез полимеров взаимодействием ди- и полифункциональных мономеров, обычно сопровождающийся выделением побочных низкомолекулярных продуктов (вода, аммиак, диоксид углерода, галогеноводороды, спирты и др.).

Таблица 94

Способы получения полимеров

Тип реакции	Примечание
I. Реакции полимеризации	
1. Полимеризация винилхлорида $n\text{CHCl}=\text{CH}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} [-\text{CHCl}-\text{CH}_2-]_n$	Поливинилхлорид используют для изготовления волокон, пленок, искусственной кожи, а также труб для строительства и т. д.
2. Полимеризация тетрафторэтилена $n\text{CF}_2=\text{CF}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} [-\text{CF}_2-\text{CF}_2-]_n$	Тetraфторэтилен (тефлон) устойчив к действию кислот, щелочей, выдерживает нагрев до 250 °С. Его применяют для изготовления негорючей электроизоляции, антипригарных покрытий, ответственных деталей медицинской аппаратуры

Окончание табл. 94

Тип реакции	Примечание
IV. Реакции сополиконденсации	
Сополиконденсация терефталевой кислоты и этиленгликоля $n \text{HOOC}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{COOH} + n \text{CH}_2-\text{CH}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} \left[-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{C}_6\text{H}_4-\text{C}(=\text{O})- \right]_n + 2n\text{H}_2\text{O}$	Лавсан — полиэфирное волокно, обладающее высокой устойчивостью к истиранию. Используется как рассасывающийся шовный материал в хирургии. Кроме того применяется для производства прозрачных небьющихся бутылок

Решение типовых задач

Задача 15. При пропускании смеси пропана и пропина объемом 5,6 л (н. у.) через 562 г бромной воды с массовой долей брома 3,7 % до полного обесцвечивания получили смесь продуктов бромирования массой 24,8 г. Определите объемную долю пропина в исходной смеси.

Р е ш е н и е

Способ 1

1. Напишем уравнения реакций:



2. Находим общее количество вещества брома и количество вещества компонентов смеси:

$$n(\text{Br}_2) = \frac{m(\text{p-ра}) \cdot w(\text{Br}_2)}{M(\text{Br}_2)};$$

$$n(\text{Br}_2) = \frac{562 \text{ г} \cdot 0,037}{160 \text{ г/моль}} = 0,13 \text{ моль};$$

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{см.}) = \frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,25 \text{ моль}.$$

3. Пусть $n_1(\text{Br}_2) = x$ моль, тогда $n_2(\text{Br}_2) = 0,13 - x$ моль.

По уравнению (1) $n(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2) = n_1(\text{Br}_2) = x$;

по уравнению (2) $n(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_4) = \frac{1}{2} n_2(\text{Br}_2)$;

$$n(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_4) = \frac{1}{2} (0,13 - x) = 0,065 - 0,5x.$$

4. Для нахождения x составляем алгебраическое уравнение:

$$m(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2) + m(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_4) = 24,8;$$

$$m = Mn; \quad m(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2) = 200x;$$

$$m(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_4) = 360(0,065 - 0,5x);$$

$$200x + 360(0,065 - 0,5x) = 24,8.$$

Решая уравнение, находим, что $x = 0,07$ моль.

Следовательно, $n_1(\text{Br}_2) = 0,07$ моль; $n_1(\text{C}_3\text{H}_4) = 0,07$ моль;

$$n_2(\text{Br}_2) = 0,13 \text{ моль} - 0,07 \text{ моль} = 0,06 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{C}_3\text{H}_4) = \frac{0,06 \text{ моль}}{2} = 0,03 \text{ моль}.$$

5. Определяем общее количество вещества C_3H_4 в смеси:

$$n_o(\text{C}_3\text{H}_4) = n_1(\text{C}_3\text{H}_4) + n_2(\text{C}_3\text{H}_4);$$

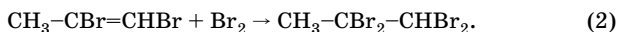
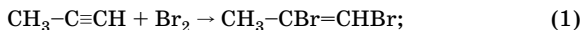
$$n_o(\text{C}_3\text{H}_4) = 0,07 \text{ моль} + 0,03 \text{ моль} = 0,1 \text{ моль}.$$

6. Находим объемную долю C_3H_4 в смеси:

$$\varphi(\text{C}_3\text{H}_4) = \frac{n_o(\text{C}_3\text{H}_4)}{n(\text{см.})} \cdot 100 \% ; \quad \varphi(\text{C}_3\text{H}_4) = \frac{0,1 \text{ моль}}{0,25 \text{ моль}} \cdot 100 \% = 40 \% .$$

Способ 2

1. Напишем уравнения реакций:



2. Находим общее количество вещества брома и количество вещества компонентов смеси:

$$n(\text{Br}_2) = \frac{562 \text{ г} \cdot 0,037}{160 \text{ г/моль}} = 0,13 \text{ моль};$$

$$n(\text{см.}) = \frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,25 \text{ моль}.$$

3. Пусть $n(\text{C}_3\text{H}_4) = x$ моль.

По уравнению (1) $n_1(\text{Br}_2) = n_1(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2) = n(\text{C}_3\text{H}_4) = x$ моль,

$$n_2(\text{Br}_2) = 0,13 - x \text{ моль.}$$

4. Тогда по уравнению (2) Br_2 прореагирует полностью, следовательно, $n(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_4) = n_2(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2) = n_2(\text{Br}_2) = 0,13 - x$ моль.

5. Находим количество вещества $\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2$ (оставшегося):

$$n_{\text{ост}}(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2) = n_1(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2) - n_2(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2) = x - (0,13 - x) = 2x - 0,13.$$

6. Для нахождения x составляем алгебраическое уравнение:

$$\begin{aligned} m_{\text{ост}}(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_2) + m(\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_4) &= 24,8; \\ 200(2x - 0,13) + 360(0,13 - x) &= 24,8; \\ x &= 0,1 \text{ моль.} \end{aligned}$$

Следовательно, $n(\text{C}_3\text{H}_4) = 0,1$ моль.

7. Находим объемную долю C_3H_4 в смеси:

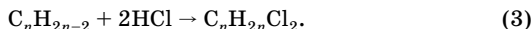
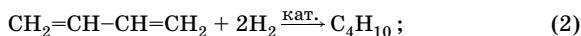
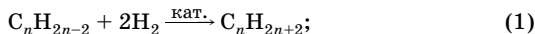
$$\varphi(\text{C}_3\text{H}_4) = \frac{n(\text{C}_3\text{H}_4)}{n(\text{см.})} \cdot 100 \% ; \quad \varphi(\text{C}_3\text{H}_4) = \frac{0,1 \text{ моль}}{0,25 \text{ моль}} \cdot 100 \% = 40 \% .$$

О т в е т : $\varphi(\text{C}_3\text{H}_4) = 40\%$.

Задача 16. Рассчитайте, какой объем водорода потребуется для полного гидрирования 10,08 л (н.у.) смеси алкина и бутадиена-1,3. Известно, что такой же объем алкина, который находится в смеси, в результате присоединения 6,72 л хлороводорода (н. у.) образует 16,95 г дихлорпроизводного. Определите формулы исходного алкина и дихлорпроизводного, назовите вещества.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнения реакций:



2. Находим объем водорода, необходимого для полного гидрирования смеси по уравнениям (1) и (2):

$$V(\text{H}_2) = 2V(\text{см.}); \quad V(\text{H}_2) = 2 \cdot 10,08 \text{ л} = 20,16 \text{ л.}$$

3. Находим количество вещества хлороводорода и дихлорпроизводного:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{HCl}) = \frac{6,72 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

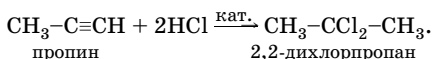
По уравнению (3) $n(\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{HCl})}{2} = 0,15$ моль.

4. Рассчитаем молярную массу $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Cl}_2$ и найдем n — число атомов углерода:

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Cl}_2) = \frac{16,95 \text{ г}}{0,15 \text{ моль}} = 113 \text{ г/моль};$$

$14n + 71 = 113$; $n = 3$; молекулярная формула алкина — C_3H_4 .

5. Напишем уравнение реакции гидрогалогенирования, используя структурные формулы:

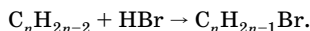


Ответ: $V(\text{H}_2) = 20,16$ л; C_3H_4 — пропин; $\text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2$ — 2,2-дихлорпропан.

Задача 17. При гидробромировании неизвестного диена получено монобромпроизводное с массовой долей брома в 1,57 раз меньше, чем массовая доля брома в бромметане. Определите формулу диена. Составьте структурные формулы изомерных диенов такого состава с кумулированными двойными связями. Дайте названия веществам.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнение реакции в общем виде:



2. Рассчитаем массовую долю брома в CH_3Br (w_1) и в $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{Br}$ (w_2):

$$w_1(\text{Br}) = \frac{A_r(\text{Br})}{M_r(\text{CH}_3\text{Br})} \cdot 100\%; \quad w_1(\text{Br}) = \frac{80}{95} \cdot 100\% = 84,2\%;$$

$$w_2(\text{Br}) = \frac{A_r(\text{Br})}{M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{Br})} \cdot 100\%; \quad w_2(\text{Br}) = \frac{80}{14n + 79}.$$

3. Для нахождения n составим алгебраическое уравнение:

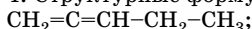
$$\frac{w_2(\text{Br})}{w_1(\text{Br})} = \frac{1}{1,57};$$

$$\frac{80}{(14n + 79) \cdot 0,842} = \frac{1}{1,57}.$$

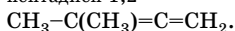
Решая уравнение, находим, что $n = 5$.

Значит, молекулярная формула диена — C_5H_8 .

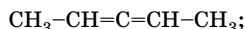
4. Структурные формулы:



пентадиен-1,2



3-метилбутадиен-1,2



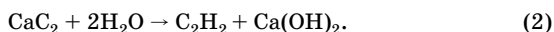
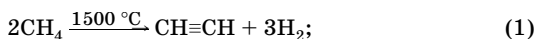
пентадиен-2,3

Ответ: C_5H_8 .

Задача 18. Рассчитайте объем природного газа (н. у.), содержащего 96 % метана, необходимого для получения такого количества ацетилена (выход 54 %), какое можно получить из 1043 кг карбида кальция с массовой долей вещества 92 %.

Решение

1. Напишем уравнения реакций:



2. Найдем массу и количество вещества чистого CaC_2 :

$$m(\text{CaC}_2) = m(\text{см.}) \cdot w(\text{CaC}_2);$$

$$m(\text{CaC}_2) = 1043 \text{ кг} \cdot 0,92 = 960 \text{ кг};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{CaC}_2) = \frac{960 \text{ кг}}{64 \text{ кг/моль}} = 15 \text{ кмоль}.$$

По уравнению (2) $n(\text{C}_2\text{H}_2) = n(\text{CaC}_2) = 15 \text{ кмоль}$.

3. Найдем количество вещества и объем метана по уравнению (1) с учетом выхода ацетилена:

$$n_{\text{т}}(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{n_{\text{пр}}(\text{C}_2\text{H}_2)}{\eta(\text{C}_2\text{H}_2)};$$

$$n_{\text{т}}(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{15 \text{ кмоль}}{0,54} = 27,78 \text{ кмоль};$$

$$n(\text{CH}_4) = 2n(\text{C}_2\text{H}_2); \quad n(\text{CH}_4) = 2 \cdot 27,78 \text{ кмоль} = 55,56 \text{ кмоль};$$

$$V(\text{CH}_4) = 55,56 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 1244,54 \text{ м}^3.$$

4. Находим объем природного газа:

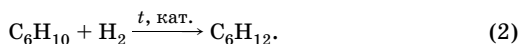
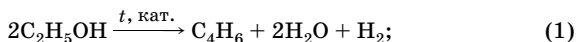
$$V(\text{пр. газа}) = \frac{V(\text{CH}_4)}{\varphi(\text{CH}_4)}; \quad V(\text{пр. газа}) = \frac{1244,54 \text{ м}^3}{0,96} = 1296,4 \text{ м}^3.$$

Ответ: $V(\text{пр. газа}) = 1296,4 \text{ м}^3$.

Задача 19. Определите объем 96 %-ного этанола ($\rho = 0,8$ г/мл), который требуется для получения бутадиена-1,3 по способу Лебедева, если углеводород образуется с выходом 75 %. Выделяющегося при этом водорода достаточно для гидрирования 20,5 г циклогексена в присутствии катализатора. Определите объем полученного бутадиена-1,3 (н. у.).

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнения реакций:



2. Найдем количество вещества C_6H_{10} :

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{C}_6\text{H}_{10}) = \frac{20,5 \text{ г}}{82 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}.$$

По уравнению (2) $n(\text{H}_2) = n(\text{C}_6\text{H}_{10}) = 0,25$ моль;

$$n_{\text{т}}(\text{H}_2) = \frac{0,25}{0,75} = 0,333 \text{ моль}.$$

3. По уравнению (1) находим количество вещества бутадиена-1,3 и спирта:

$$n(\text{C}_4\text{H}_6) = n(\text{H}_2) = 0,25 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 2n(\text{H}_2); \quad n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 2 \cdot 0,333 \text{ моль} = 0,666 \text{ моль}.$$

4. Определяем объем 96 %-ного спирта и объем бутадиена-1,3:

$$V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{w(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot \rho};$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{0,666 \text{ моль} \cdot 46 \text{ г/моль}}{0,96 \cdot 0,8 \text{ г/мл}} = 40 \text{ мл};$$

$$V = nV_{\text{м}}; \quad V(\text{C}_4\text{H}_6) = 0,25 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 5,6 \text{ л}.$$

О т в е т: $V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 40$ мл; $V(\text{C}_4\text{H}_6) = 5,6$ л.

Задача 20. Два непредельных углеводорода имеют общую формулу $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, принадлежат к разным классам соединений, плотность их паров по неону равна 3,4. Оба вещества обесцвечивают бромную воду, одно из них образует осадок с аммиачным раствором оксида серебра. Определите углеводороды, принимая во внимание,

что они имеют разветвленное строение, а один из них используется для получения синтетического каучука. Составьте уравнения всех упомянутых реакций.

Р е ш е н и е

1. Эти вещества являются изомерами.

Определяем их молекулярную массу:

$$M = DM(\text{Ne}); M = 3,4 \cdot 20 \text{ г/моль} = 68 \text{ г/моль}.$$

Определяем n :

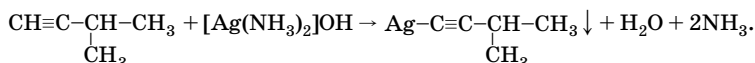
$$12n + 2n - 2 = 68; \quad n = 5.$$

Следовательно, молекулярная формула — C_5H_{10} . Этой формуле могут соответствовать алкины, диены, циклоалкены. Исходя из перечисленных свойств веществ, можно сделать вывод, что одно из них — алкин с концевой тройной связью, имеющий разветвленное строение: $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}\text{H}-\text{C}\equiv\text{CH}$.

Второе вещество — сопряженный диен, используемый для получения синтетического каучука: $\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2$.

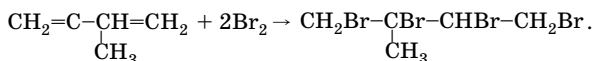
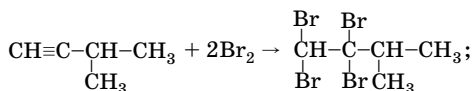
2. Составляем уравнения реакций.

В реакцию с аммиачным раствором оксида серебра вступают только алкины с концевым положением тройной связи:

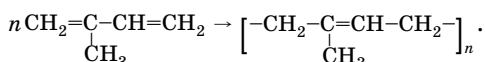


Алкадиены в эту реакцию не вступают.

С бромной водой реагируют и алкины, и алкадиены. Наблюдается обесцвечивание бромной воды:



Реакция полимеризации:



Арены (C_nH_{2n-6} , где $n \geq 6$)

Особенности строения

Простейшим представителем аренов (ароматических углеводородов) является бензол C_6H_6 . Для него характерно сочетание *глубокой ненасыщенности* (в молекуле содержится на 8 атомов водорода меньше, чем в соответствующем алкане) с определенной *прочностью бензольного кольца*.

Бензол обладает рядом своеобразных (ароматических) свойств, отличающих его от алканов, алкенов, алкинов, диенов. Это объясняется его строением.

Молекула бензола представляет собой правильный шестиугольник, в вершинах которого находятся атомы углерода в sp^2 -гибридном состоянии. Валентные углы составляют 120° . За счет бокового перекрывания p -орбиталей шести атомов углерода в молекуле бензола над и под плоскостью кольца образуется единое 6π -электронное облако. В отличие от сопряженных диенов с единым делокализованным 4π -электронным облаком, в бензоле имеется *замкнутое электронное облако*, которое и придает веществу ароматические свойства.

Бензол — это соединение с *делокализованными связями*, поэтому его строение не может быть правильно представлено классическими структурными формулами. В молекуле бензола между атомами углерода нет ни типичных одинарных, ни двойных связей. Электронная плотность равномерно распределена между шестью атомами углерода, поэтому один из вариантов изображения формулы бензола — правильный шестиугольник с кольцом внутри:



Этим изображением подчеркивают полную делокализацию π -электронов и равноценность всех связей между атомами углерода. Некоторые характеристики связей бензола приведены в табл. 85 (с. 473).

Химические свойства

Чтобы нарушить сопряжение в молекуле бензола, надо затратить 150 кДж/моль. В связи с этим бензол:

- не вступает в реакции электрофильного присоединения (не обесцвечивает бромную воду);
- устойчив к действию окислителей (не обесцвечивает раствор перманганата калия).

Для бензола характерны реакции электрофильного замещения. Химические превращения бензола протекают с расщеплением:

- σ -связей Csp^2-H (реакции электрофильного замещения);
- 6π -электронного облака (реакции присоединения);
- связей $C-C$ и Csp^2-H .

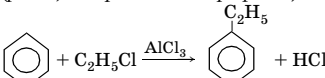
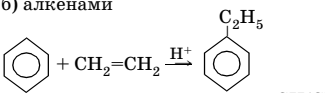
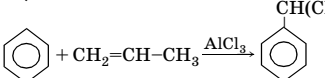
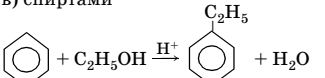
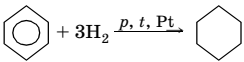
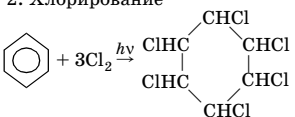
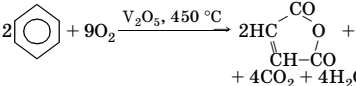
Химические свойства бензола приведены в табл. 95.

Таблица 95

Химические свойства бензола

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связей Csp^2-H	
<p>I. Реакции электрофильного замещения (S_E)</p> <p>1. Галогенирование ($+Cl_2, Br_2$)</p> $\text{C}_6\text{H}_6 + Cl_2 \xrightarrow{FeCl_3} \text{C}_6\text{H}_5Cl + HCl$ $\text{C}_6\text{H}_6 + 6Cl_2 \xrightarrow[AlCl_3, t]{} \text{C}_6\text{H}_6Cl_6 + 6HCl$ <p>2. Нитрование</p> $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HONO}_2 \xrightarrow[50^\circ C]{H_2SO_4 \text{ (конц.)}} \text{C}_6\text{H}_5NO_2 + H_2O$ $\text{C}_6\text{H}_6 + 2\text{HONO}_2 \xrightarrow[t]{H_2SO_4 \text{ (конц.)}} \text{C}_6\text{H}_4(NO_2)_2 + 2H_2O$ <p>3. Сульфирование</p> $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HOSO}_3H \xrightarrow[t]{} \text{C}_6\text{H}_5SO_3H + H_2O$	<p>В обычных условиях бензол не реагирует с бромом и хлором, что свидетельствует об устойчивости единого 6π-электронного облака. Реакции протекают только в присутствии катализаторов. В зависимости от условий возможно образование моно-, ди- и полигалогенаренов</p> <p>Реакция нитрования протекает только в присутствии концентрированной серной кислоты. Среди большого числа нитрующих агентов нитрующая смесь (концентрированные HNO_3 и H_2SO_4) имеет наибольшее значение как дешевая и самая эффективная</p> <p>Сульфогруппу можно вводить для последующего замещения другими группами</p>

Окончание табл. 95

Тип реакции	Примечание
<p>4. Алкилирование</p> <p>а) галогеналканами (реакция Фриделя — Крафтса)</p>  <p>б) алкенами</p>   <p>в) спиртами</p> 	<p>Реакцию алкилирования бензола проводят при температуре не выше 20 °С, бензол берут в большом избытке с целью предотвращения образования побочных продуктов ди- и полиалкилирования. Этилбензол используют для получения винилбензола (стирола), а изопропилбензол (кумол) — для получения фенола и ацетона</p>
Реакции, протекающие с разрушением 6π-электронного облака	
<p>II. Реакции присоединения</p> <p>1. Гидрирование</p>  <p>2. Хлорирование</p> 	<p>В молекуле бензола, в отличие от сопряженных диенов, делокализованное 6π-электронное облако устойчиво к действию водорода в момент выделения и лишь в присутствии раствора Na в жидком аммиаке восстанавливается до 1,4-циклогексадиена</p> <p>Гексахлоран — сильный пищевой, контактный и дыхательный яд</p>
Реакции, протекающие с частичным расщеплением связей C—C и Csp²—H	
<p>III. Каталитическое окисление</p> 	<p>Бензол, как и алканы, устойчив к действию таких окислителей, как KMnO₄, K₂Cr₂O₇, и окисляется только в жестких условиях до малеинового ангидрида</p>
Реакции, протекающие с расщеплением всех связей	
<p>IV. Горение (полное окисление)</p> $2C_6H_6 + 15O_2 \xrightarrow{t} 12CO_2 + 6H_2O$	<p>Бензол, как и ацетилен, горит коптящим пламенем</p>

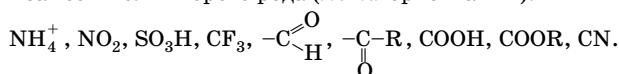
Особенностью бензольного кольца является его способность выступать в качестве донора или акцептора электронов в зависимости от характера заместителя в молекуле.

Появление заместителей приводит к нарушению симметрии π -электронного облака (нарушению равномерности распределения электронной плотности между атомами углерода). Это оказывает влияние на направление последующего электрофильного замещения. Заместители, связанные с бензольным кольцом, по характеру их направляющего действия делят на 2 группы:

- заместители первого рода (*орто*-, *пара*-ориентанты):

ОН, NH₂, NHR, NR₂, OR, CH₃, C₂H₅ и другие алкильные радикалы, Hal;

- заместители второго рода (*мета*-ориентанты):



Заместители, помимо их направляющего действия, оказывают влияние на реакционную способность бензольного кольца по отношению к электрофильным реагентам.

Электрофильное замещение в производных бензола, содержащих ориентанты первого рода (за исключением галогенов), протекает легче, чем в бензоле, а в производных бензола, содержащих ориентанты второго рода, — труднее, чем в бензоле.

Следует иметь в виду, что на ход замещения оказывает влияние не только распределение электронной плотности в кольце, обусловленное взаимным влиянием атомов, но и энергия образования σ -комплекса, природа электрофильного реагента, растворителя и другие факторы.

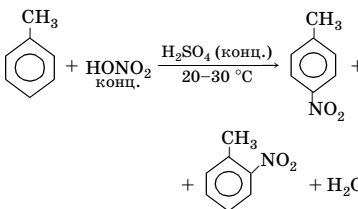
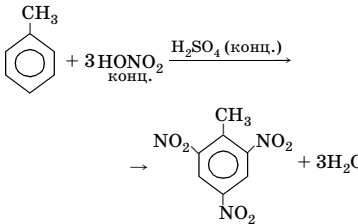
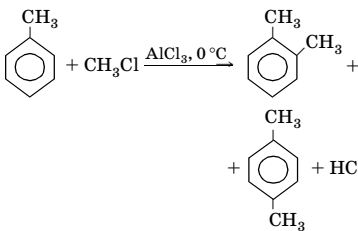
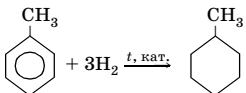
В табл. 96 приведены химические свойства гомологов бензола (содержат алкильные радикалы — ориентанты первого рода).

Таблица 96

Химические свойства гомологов бензола

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связей Csp^2-H	
I. Реакции электрофильного замещения (S_E) 1. Галогенирование 	Алкилбензолы вступают в реакцию галогенирования легче, чем бензол. При монобромировании толуола образуется смесь изомеров с преобладанием <i>n</i> -изомера. Чем больше алкильный радикал, тем меньше образуется <i>o</i> -изомера и больше <i>n</i> -изомера

Продолжение табл. 96

Тип реакции	Примечание
<p>2. Нитрование</p>  <p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{HONO}_2 \xrightarrow[20-30^\circ\text{C}]{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.})} \text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ </p>  <p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{HONO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.})} \text{C}_6\text{H}_2(\text{CH}_3)(\text{NO}_2)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ </p> <p>3. Алкилирование</p>  <p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{CH}_3\text{Cl} \xrightarrow{0^\circ\text{C}} \text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2 + \text{HCl}$ </p>	<p>Смесь <i>o</i>- и <i>p</i>-нитротолуолов может быть использована для получения 2,4,6-тринитротолуола (тола или тротила) — взрывчатого вещества. Последующее нитрование протекает в более жестких условиях с использованием на последней стадии 5 %-ного олеума ($t = 140^\circ\text{C}$)</p> <p>Практического применения алкилирование гомологов бензола не имеет, так как образуется сложная смесь полиалкилбензолов</p>
Реакции, протекающие с расщеплением 6π-электронного облака	
<p>II. Реакции присоединения</p> <p>Гидрирование</p>  <p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} \text{C}_{10}\text{H}_{18}$ </p>	<p>Реакция гидрирования гомологов бензола, как и бензола, протекает в жестких условиях в присутствии катализаторов при нагревании</p>

Окончание табл. 96.

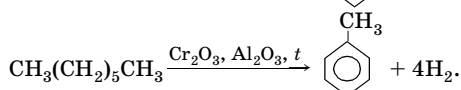
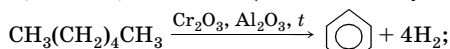
Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связей Csp^3-H (в бензильном положении)	
<p>III. Радикальное замещение</p> <p>1. Галогенирование</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{Cl} + \text{HCl}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{Cl} \xrightarrow[h\nu]{+\text{Cl}_2} \text{C}_6\text{H}_5\text{CHCl}_2 \xrightarrow[h\nu]{+\text{Cl}_2} \text{C}_6\text{H}_5\text{CCl}_3$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_3 + 2\text{Br}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_5\text{CBr}_2\text{CH}_3 + 2\text{HBr}$ <p>2. Нитрование</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{HONO}_2 \xrightarrow[\text{разб.}]{t, p} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>В отличие от бензола, его гомологи при освещении или нагревании (450–500 °С) вступают в реакции радикального хлорирования и бромирования — замещения атомов водорода в боковой цепи (преимущественно у атома углерода, связанного с бензольным кольцом). При бромировании толуола возможно замещение бромом не более двух атомов водорода</p> <p>Нитрование гомологов в условиях <i>реакции Коновалова</i> (разбавленная HNO_3) протекает в боковую цепь, преимущественно в α-положение по отношению к бензольному кольцу</p>
<p>IV. Каталитическое окисление</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{C}_6\text{H}_5\text{COOK} + \text{KOH} + 2\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $5\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 6\text{KMnO}_4 + 9\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 6\text{MnSO}_4 + 14\text{H}_2\text{O}$ <p>Упрощенно:</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3[\text{O}] \xrightarrow[\text{H}^+, t]{\text{KMnO}_4} \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$	<p>В отличие от бензола, его гомологи окисляются KMnO_4 при нагревании. Независимо от длины боковой углеродной цепи окисление идет до бензойной кислоты (за счет α-атома углерода). Ди- и триалкилпроизводные бензола при окислении образуют бензолди(три)-карбоновые кислоты</p>
Реакции, протекающие с расщеплением всех связей	
<p>V. Горение (полное окисление)</p> $\text{C}_n\text{H}_{2n-6} + \frac{3(n-1)}{2}\text{O}_2 \xrightarrow{t} n\text{CO}_2 + (n-3)\text{H}_2\text{O}$	<p>Гомологи бензола горят, как и бензол, коптящим пламенем</p>

Получение аренов

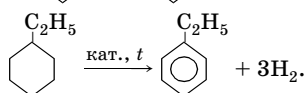
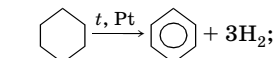
Ароматические углеводороды ряда бензола получают при переработке каменного угля и нефти.

Синтетические методы

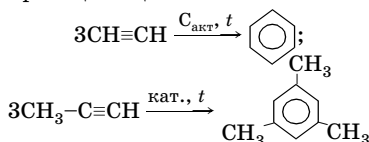
1. Дегидроциклизация алканов (число атомов углерода ≥ 6):



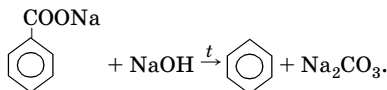
2. Дегидрирование циклогексана и его гомологов:



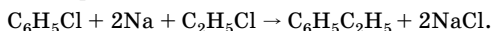
3. Циклотримеризация ацетилена и его гомологов:



4. Сплавление солей ароматических кислот со щелочью:



5. Реакция Вюрца — Фиттига:



6. Получение гомологов алкилированием бензола алкенами, спиртами, галогеналканами (см. табл. 95).

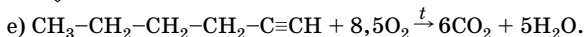
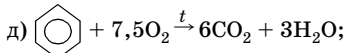
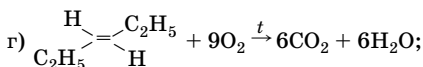
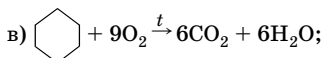
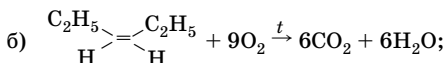
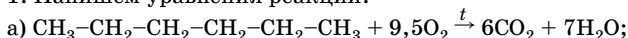
Решение типовых задач

Задача 21. Можно ли по объему газов, образовавшихся при горении, учитывая и пары воды, отличить следующие соединения: а) гексан; б) *цис*-гексен-3; в) циклогексан; г) *транс*-гексен-3; д) бен-

зол; е) гексин-1? Дайте обоснованный ответ. Напишите уравнения реакций, используя структурные формулы.

Решение

1. Напишем уравнения реакций:



2. Находим суммарное количество вещества образовавшихся газов по уравнениям (объемы газов пропорциональны количеству вещества):

а) 13; б) 12; в) 12; г) 12; д) 9; е) 11.

Таким образом, отличить можно гексан, бензол, гексин.

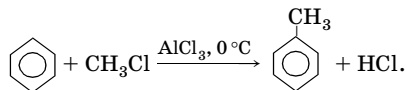
Вещества б, в, г — изомеры (C_6H_{12}), поэтому суммарный объем выделившихся газов во всех этих случаях одинаков, и отличить вещества друг от друга по объему выделившихся газов нельзя.

Ответ: можно отличить вещества а, д, е.

Задача 22. Какой ароматический углеводород образуется в качестве конечного продукта реакции при длительном пропускании большого избытка хлорметана через смесь бензола и хлорида алюминия? Дайте обоснованный ответ, напишите уравнения реакций.

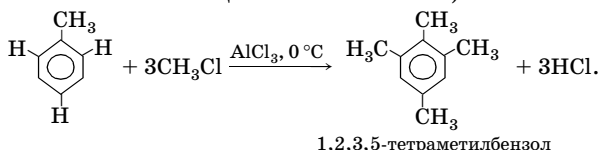
Решение

Бензол вступает в реакцию алкилирования с хлорметаном в присутствии катализатора — AlCl_3 :

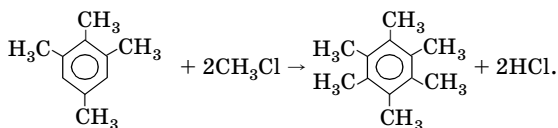


2. Метильный радикал — ориентант первого рода — направляет последующее электрофильное замещение в о- и п-положения и ус-

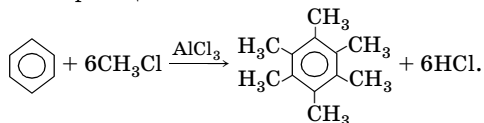
коряет реакции замещения производного по сравнению с бензолом (при 80 °С возможно замещение в *m*-положении):



3. Под влиянием метильных групп, находящихся в положениях 1, 3, 5, резко увеличивается реакционная способность атомов углерода в положениях 4 и 6 (согласованная ориентация). В результате происходит полное алкилирование с образованием гексаметилбензола:



Таким образом, согласно условию задачи можно написать суммарное уравнение реакции:



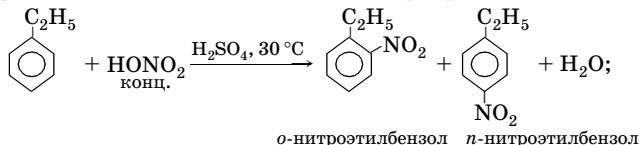
О т в е т: гексаметилбензол.

Задача 23. Напишите уравнения реакций мононитрования следующих соединений: а) этилбензола; б) *m*-этилтолуола; в) бензойной кислоты. Расположите указанные соединения в ряд по убыванию активности. Назовите полученные вещества.

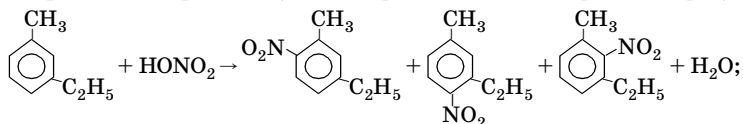
Р е ш е н и е

Напишем уравнения реакций нитрования с учетом влияния имеющихся заместителей на последующее электрофильное замещение:

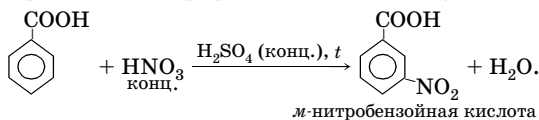
а) этильный радикал — *o*-, *p*-ориентант, следовательно, при мононитровании получается смесь *o*- и *p*-нитропроизводных:



б) в *m*-этилтолуоле два алкильных радикала с согласованной ориентацией еще больше увеличивают реакционную способность вещества в реакции нитрования (может образоваться смесь трех изомеров):



в) в бензойной кислоте карбоксильная группа — *m*-ориентант (замедляет реакции электрофильного замещения):

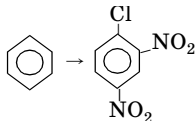


Ответ: *m*-этилтолуол; этилбензол; бензойная кислота.

Задача 24. В какой последовательности надо проводить реакции, чтобы из бензола получить 1-хлор-2,4-динитробензол? Напишите уравнения реакций.

Решение

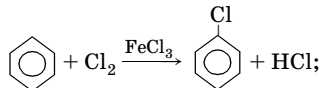
1. Запишем задание с помощью структурных формул:



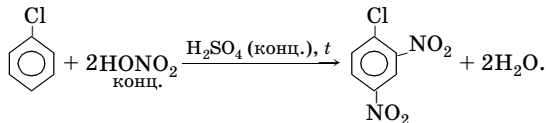
В бензольное кольцо необходимо ввести хлор (*o*-, *p*-ориентант) и нитрогруппу (*m*-ориентант).

2. Для получения 1-хлор-2,4-динитробензола необходимо провести две реакции:

1) хлорирование бензола:



2) нитрование хлорбензола:



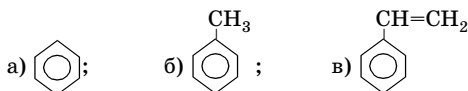
Обратите внимание: изменение последовательности стадий не приведет к целевому продукту.

О т в е т: хлорирование; нитрование.

Задача 25. Определите типы гибридизации атомных орбиталей углерода в молекулах: а) бензола; б) толуола; в) стирола. Покажите возможные варианты протекания реакций перечисленных соединений с хлором. Укажите типы реакций.

Р е ш е н и е

1. Напишем структурные формулы углеводородов:



Типы гибридизации:

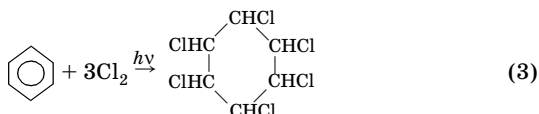
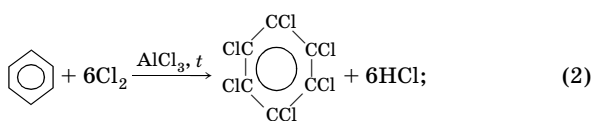
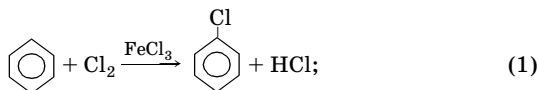
а) все атомы углерода в бензольном кольце находятся в sp^2 -гибридном состоянии;

б) все атомы углерода в бензольном кольце находятся в sp^2 -гибридном состоянии, а в метильном радикале — в sp^3 -гибридном состоянии;

в) в стироле все атомы углерода, как в бензольном кольце, так и в радикале, находятся в sp^2 -гибридном состоянии.

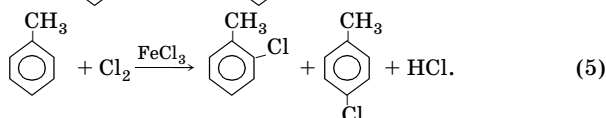
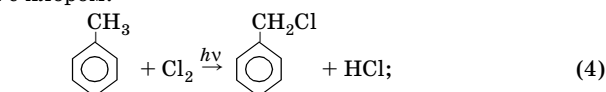
2. Напишем уравнения реакций.

а) Бензол с хлором:



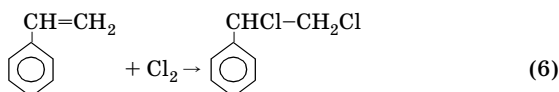
Реакции (1) и (2) — элетрофильное замещение; (3) — радикальное присоединение.

б) Толуол с хлором:



Реакция (4) — радикальное замещение, (5) — электрофильное замещение.

в) Стирол с хлором:

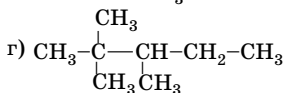
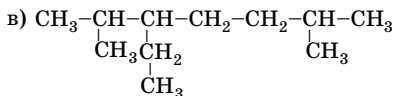
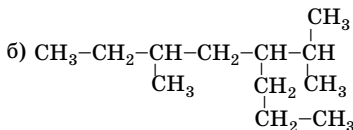
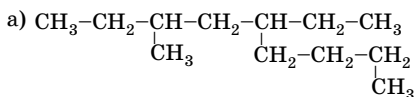


Реакция (6) — электрофильное присоединение.

Задачи для самостоятельного решения

9.1. Напишите структурные формулы одновалентных (алкильных) радикалов: а) изобутила; б) *трет*-бутила; в) изопентила; г) *втор*-изопентила; д) *трет*-пентила; е) неопентила.

9.2. Назовите по заместительной номенклатуре ИЮПАК следующие алканы:



9.3. Напишите структурные формулы и назовите по заместительной номенклатуре ИЮПАК следующие соединения:

- а) $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$;
- б) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{CH}_2\text{CH}_3$;
- в) $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$;
- г) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_3)_2$;
- д) $(\text{CH}_3)_3\text{CCH}_2\text{C}(\text{CH}_3)_3$;
- е) $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{C}(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{CH}_3$.

Какие из них являются изомерами?

9.4. Найдите в тексте задачи 9.3 формулы соединений, в которых: 1) нет четвертичных атомов углерода; 2) есть два четвертичных атома углерода; 3) имеются два третичных атома углерода; 4) первичных атомов углерода вдвое больше, чем вторичных; 5) первичных атомов углерода втрое больше, чем третичных.

9.5. Напишите структурные формулы углеводородов: а) 4-метилнонана; б) 3-этилоктана; в) 2,2,3-триметилбутана; г) 2,5-диметил-3-этилгексана; д) 2,2,4-триметил-3-этилпентана; е) 4-изопропил-3-метилгептана.

9.6. Правильно ли названы по заместительной номенклатуре ИЮПАК следующие соединения: а) 2-этилпентан; б) 2-метил-3-этилпентан; в) 6-этил-2-метилгептан; г) 3-этил-4,4-диметилпентан; д) 2,3-диметилбутан? Внесите, если необходимо исправления.

9.7. Укажите ошибки и дайте правильные названия: а) 2-этил-6-изопропилгексан; б) 2,2-диметил-3-изопропилпентан; в) 4-пропил-7,7-диметилоктан.

9.8. Сопоставьте температуры кипения трех изомеров состава C_5H_{12} : а) $9,5^\circ\text{C}$; б) 38°C ; в) 28°C . Определите каждый изомер. Для каждого из них назовите ближайшие гомологи, исходя из представления, что одному классу соединений может соответствовать большее число гомологических рядов. Дайте названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.9. Существует пять изомерных гексанов с температурами кипения: а) 50°C ; б) 58°C ; в) 60°C ; г) 63°C ; д) 69°C . Напишите структурные формулы, которые соответствуют приведенным температурам кипения, назовите вещества.

9.10. Расположите следующие углеводороды в порядке уменьшения температур кипения: а) 2,2-диметилпентан; б) *n*-пентан; в) *n*-гептан; г) 3-метилгептан; д) 3-метилгексан.

9.11. Какой из изомеров декана, содержащий пять атомов углерода в основной цепи и шесть метильных групп, проявляет оптиче-

скую активность? Напишите его структурную формулу и дайте название по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.12. Напишите структурные формулы перечисленных ниже соединений: а) $(\text{CH}_3)_3\text{CCl}$; б) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_3)_2$; в) $\text{I}_2\text{C}(\text{CH}_3)_2$; г) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{CH}_3$; д) $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$; е) $(\text{CH}_2)_3$; ж) $(\text{CH}_2)_6$. Помните, что каждый атом углерода связан только с четырьмя другими атомами.

9.13. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) метилциклопентана; б) 1,2-диметилциклогексана; в) 1-метил-2-этилциклобутана; г) 1-пропил-3-этилциклогексана; д) 1-изопропил-4-метилциклогексана.

9.14. Напишите структурные формулы изомерных циклоалканов состава C_6H_{12} с шестичленным, пятичленным и четырехчленным циклом. Назовите эти углеводороды.

9.15. Установите соответствие между названиями веществ и формулами их гомологов, исходя из представления, что одному классу органических соединений соответствует большое число гомологических рядов.

Названия веществ

- 1) Метилциклобутан
- 2) Изобутан
- 3) Метилциклогексан
- 4) 2,2-Диметилгексан

Формулы гомологов

- А) $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{CH}_3$
- Б) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- В) $\text{C}_4\text{H}_7-\text{C}_2\text{H}_5$
- Г) $\text{C}_6\text{H}_{11}-\text{C}_2\text{H}_5$

9.16. Сколько моно-, ди- и трихлорпроизводных возможно для циклопентана без учета стереоизомеров?

***9.17.** В трубку для сжигания поместили 10 мл неизвестного углеводорода и добавили кислород до объема 110 мл. После сжигания смеси и последующего охлаждения трубки объем газообразных продуктов в ней составил 80 мл. Затем газы, находящиеся в трубке, пропустили через раствор гидроксида калия, в результате объем газа уменьшился до 50 мл. Какой углеводород подвергли анализу?

9.18. Углеводород объемом 33,6 мл (н. у.) сожгли в избытке кислорода. Продукты реакции пропустили последовательно через трубку с оксидом фосфора(V), масса которой увеличилась на 0,135 г, затем через избыток раствора гидроксида бария, при этом выпал белый осадок массой 1,182 г. Выведите молекулярную формулу исходного газа.

9.19. Установите простейшую и молекулярную формулы углеводорода, содержащего 85 % углерода и 15 % водорода, имеюще-

го плотность по азоту 8,57. Назовите углеводород, если в его молекуле имеются только вторичные и первичные атомы углерода.

•9.20. Установите простейшую и молекулярную формулы углеводорода, в котором статистическое отношение количества вещества атомарного углерода к количеству вещества атомарного водорода составляет 1:2,285, а 0,25 моль его имеют массу 25 г. Приведите структурную формулу и дайте название. Молекула исследуемого соединения содержит три метильные группы и обладает оптической активностью.

9.21. При сжигании 0,003 моль неизвестного углеводорода в избытке кислорода образовалось 403,2 мл (н. у.) углекислого газа и 0,378 г воды. Выведите молекулярную формулу исходного вещества. Приведите структурную формулу изомера, имеющего симметричное строение и не содержащего метиленовых групп. Дайте название веществу.

9.22. При сжигании алкана объемом 100 см³ получается углекислый газ объемом 500 см³ (н. у.). Какова его молекулярная формула? Составьте формулы всех возможных изомеров и дайте им названия.

9.23. Плотность паров предельного углеводорода алифатического ряда 1,96 г/л (н. у.). Установите молекулярную формулу вещества.

9.24. Четыре различных алкена при каталитическом гидрировании образуют 2,3-диметилпентан. Напишите уравнения реакций, дайте названия алкенам по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.25. Один из изомеров гексана, в молекуле которого содержатся четыре метильные группы, может быть получен гидрированием только двух изомеров гексена. Дайте названия исходным алкенам и алкану. Напишите соответствующие уравнения реакций.

***9.26.** При нагревании 99,4 г иодметана и 202,8 г иодэтана в присутствии натрия получили газовую смесь с плотностью по гелию 12,05. Определите объемные и массовые доли веществ в полученной газовой смеси, если объемная доля тяжелого газа в этой смеси 0,5.

•9.27. Раствор массой 224 г, содержащий 10 % калиевой соли предельной одноосновной карбоновой кислоты, подвергли полному электролизу в диафрагменном электролизере на инертных электродах. Газы, полученные на аноде, пропустили через раствор гидроксида бария и получили 39,4 г осадка. Установите формулу исходной соли и объемы образовавшихся на аноде газов. Напишите схемы процессов, протекающих на катоде и аноде.

9.28. Карбид алюминия обработали 392 г 15 %-ного раствора серной кислоты, выделившийся при этом газ занял объем 4,7 л (н. у.). Рассчитайте массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

***9.29.** При нагревании 0,35 моль бромметана и 0,65 моль бромэтана в присутствии натрия получили газовую смесь с плотностью по водороду 24,1. Определите массы полученных органических соединений, если массовая доля легкого газа в этой смеси 12,45 %. Определите объем природного газа с объемной долей метана 96 %, необходимого для получения вышеуказанных бромалканов.

9.30. Напишите структурные формулы свободных радикалов состава $\cdot C_4H_9$. Какой из них является самым устойчивым?

•9.31. В продуктах фотохимического бромирования избытка 2-метилбутана соотношение 2-бром-2-метилбутана и 3-бром-2-метилбутана равно 20:1. Рассчитайте соотношение реакционных способностей атомов водорода при третичном и вторичном атомах углерода в 2-метилбутане в условиях опыта.

9.32. Как по реакции Вюрца синтезировать следующие углеводороды: а) *n*-октан; б) 2,5-диметилгексан; в) 2,2,3,3-тетраметилбутан; г) 2,2,5,5-тетраметилгексан? Какие иодалканы следует взять в качестве исходных веществ, чтобы избежать образования побочных продуктов? Напишите соответствующие уравнения реакций.

9.33. Как получить из соответствующих галогенопроизводных метилциклопропан и 1,2-диметилциклобутан? Напишите уравнения реакций, дайте названия исходным соединениям.

9.34. Напишите уравнения реакции дегидроциклизации: а) 3,3-диметилгексана; б) 2-метил-3-этилпентана. Назовите продукты реакций.

9.35. Какие углеводороды образуются при каталитическом дегидрировании следующих веществ: а) пропилциклогексана; б) 1,3,5-триметилциклогексана? Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения.

9.36. Напишите формулы изомеров, которые могут быть получены при раскрытии кольца метилциклопропана в результате действия иодоводородной кислоты. Образование какого из этих изомеров является более вероятным, если принять во внимание закономерности, установленные Марковниковым?

9.37. Сравните отношение циклопропана и пропилена к: а) водороду (в присутствии катализатора); б) бромю; в) бромоводороду.

***9.38.** Желтые растительные пигменты (α -, β - и γ -каротины) и красный пигмент томатов (ликопин) превращаются в печени в витамин А. Все четыре вещества имеют молекулярную формулу $C_{40}H_{56}$. При каталитическом гидрировании α - и β -каротины дают соединение $C_{40}H_{78}$, γ -каротин — $C_{40}H_{80}$, а ликопин — $C_{40}H_{82}$. Содержатся ли циклы в молекулах этих соединений, и если да, то сколько?

9.39. При сгорании в избытке кислорода 11,2 л (н. у.) эквимолярной смеси неизвестного алкана с водородом было получено 27 г воды. Выведите формулу алкана.

9.40. Определите объем воздуха (с объемной долей кислорода 21 %), необходимого для полного сгорания 4,5 л смеси метана и этана, плотность которой по воздуху 0,6.

9.41. При полном сгорании алкана объем смеси продуктов сгорания (вода в условиях опыта — газ) в 13 раз больше объема исходного алкана. Определите его молекулярную формулу, составьте формулы изомеров и дайте названия веществам.

***9.42.** Определите затраты технического метана с массовой долей метана 98,5 % и электролитического хлора с массовой долей хлора 96 % на получение 1920 кг хлорметана в час, если мольное соотношение метана и хлора равно 3:1, а выход хлорметана 80 %.

9.43. Определите состав соли и ее массовую долю в растворе, который образовался при пропускании всего оксида углерода(IV), полученного при сжигании этана объемом 2,24 л (н. у.) через 32 %-ный раствор едкого натра объемом 37,1 мл и плотностью 1,35 г/мл.

9.44. При взаимодействии 2,32 г алкана с хлором образовалось 3,7 г монохлоралкана. Определите молекулярную формулу алкана, напишите структурные формулы и названия возможных изомеров. Какой из изомеров легче всего вступает в реакцию хлорирования? Дайте обоснованный ответ.

9.45. Определите объем воздуха (с объемной долей кислорода 21 %), необходимого для полного сжигания смеси, состоящей из 10 моль этана, 32 г метана и 40 л пропана.

9.46. Определите объем воздуха (с объемной долей кислорода 21 %), необходимого для полного сжигания 2 м³ природного газа, содержащего 90 % метана, 5 % этана, 3 % оксида углерода(IV) и 2 % азота.

9.47. Определите массы углерода и водорода, содержащихся в 10 л октана, который имеет плотность 0,7 г/мл.

9.48. Воздух, содержащий от 5 до 15 % метана по объему, взрывается. Вычислите массы метана в 1,5 м³ взрывоопасной смеси при минимальном и максимальном его содержании.

9.49. При взаимодействии 1,44 г алкана с бромом образовалось 3,02 г монобромалкана. Определите молекулярную формулу алкана, напишите его структурную формулу, если в его молекуле имеются первичные, вторичные и третичные атомы углерода. Дайте название вещества по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.50. При пользовании газовой плитой в среднем в сутки сгорает $0,7 \text{ м}^3$ природного газа с объемной долей метана 95 %. Определите массы воды и углекислого газа, образующихся при полном сгорании этого объема природного газа.

9.51. В природном газе объемная доля метана 92 %, этана — 4 %, а остальное — примеси негорючих газов. Определите массу углерода, содержащегося в 1 м^3 (н. у.) газа, и объем оксида углерода(IV), выделяющегося при полном сжигании газа.

9.52. Определите объем бутана (н. у.), если известно, что при пропускании через него электрического разряда выделяется водород в объеме (н. у.), достаточном для восстановления оксида вольфрама(VI) массой 3,71 г.

9.53. Автомашина на пути 500 км израсходовала 50 л бензина (плотность $0,7 \text{ кг/л}$). Рассчитайте объемы кислорода и воздуха, необходимых для полного сгорания всего бензина, если в его составе массовая доля углерода 85 %, водорода — 15 %.

9.54. Определите тепловые эффекты реакций образования хлорметана и тетрахлорметана. Энергия связей: C—H — 412 кДж/моль , C—Cl — 239 кДж/моль , C—Cl — 327 кДж/моль , H—Cl — 427 кДж/моль .

9.55. Определите тепловые эффекты реакций образования дихлорметана и трихлорметана. Энергия связей: C—H — 412 кДж/моль , C—Cl — 239 кДж/моль , C—Cl — 327 кДж/моль , H—Cl — 427 кДж/моль .

9.56. Определите массу этилена, образующегося при крекинге 425 м^3 (н. у.) пропана, если степень превращения пропана 80 %, а выход этилена — 42 % (в расчете на прореагировавший пропан). Определите среднюю молярную массу продуктов крекинга.

9.57. Определите массу ацетилена, образовавшегося при пиролизе 1500 м^3 (н. у.) природного газа (объемная доля метана 90 %), если выход ацетилена 32 %, а степень превращения метана 96 %.

9.58. Определите объем бутана (н. у.), необходимого для получения реакцией дегидрирования изомерных бутена-2 и бутена-1 количеством вещества 178,57 моль, если выход изомерных бутенов 85 %, а степень превращения бутана 42 %.

9.59. В продуктах фотохимического бромирования избытка 2-фенилпропана соотношение 2-бром-2-фенилпропана и 1-бром-2-фенилпропана равно 100:1. Рассчитайте соотношение реакционных способностей атомов водорода при третичном и первичном атомах углерода в 2-фенилпропане в условиях опыта.

9.60. При хлорировании изобутана (на свету) образуется около 65 % 2-метил-1-хлорпропана и 35 % 2-метил-2-хлорбутана. Какие

выводы можно сделать об относительной реакционной способности атомов водорода у третичного атома углерода по сравнению с атомами водорода у первичных атомов углерода? Рассчитайте соотношение их реакционных способностей.

9.61. Изомеризацию пентана ведут в токе водорода (мольное соотношение пентана и водорода 1:2). Определите массу пентана и объем водорода (н. у.), необходимых для получения 310 кг изопентана, если выход последнего 40 %.

***9.62.** Определите массы природного газа (массовая доля метана 98 %) и электролитического хлора (массовая доля хлора 96 %), необходимых для получения 480 кг смеси хлорпроизводных, в которой массовая доля хлорметана 70,5 %, дихлорметана — 18,5 %, трихлорметана — 8,6%, тетрахлорметана — 2,4 %. Мольное соотношение метана и хлора 3:1.

***9.63.** Определите объемы бутана и воздуха (н. у.), необходимых для получения 3300 кг уксусной кислоты жидкофазным окислением *n*-бутана. Степень превращения *n*-бутана 40 %, выход уксусной кислоты 77 %. Мольное соотношение *n*-бутана и воздуха 1:8,7.

***9.64.** Неизвестный алкан при бромировании на свету образует 3,075 г монобромпроизводного с выходом 75 %. Пары продуктов реакции пропустили через избыток раствора нитрата серебра, при этом выпал светло-желтый осадок массой 4,7 г. Определите молекулярную формулу алкана, его объем при $t = 27\text{ }^\circ\text{C}$ и $p = 137,7\text{ кПа}$. Какой монобромалкан преимущественно образуется?

9.65. При нитровании одного из изомеров гексана (реакция Коновалова) получены вторичные и первичные нитросоединения. Известно, что исходный алкан имеет разветвленное строение. Напишите структурную формулу углеводорода, уравнение реакции, дайте названия алкану и продуктам реакции по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.66. Производительность установки нитрования пропана 600 кг изомерных нитропропанов в час. Мольное соотношение пропана и азотной кислоты равно 5:1, выход нитропропана 48 % в расчете на исходную кислоту. Определите массовый расход (в кг/ч) 70 %-ной азотной кислоты и объемный расход (в м³/ч) пропана.

***9.67.** При нитровании бутана азотной кислотой в газовой фазе (400–450 °С) была получена смесь нитробутанов с выходом одного из них 44,2 %, а другого — 24,2 %. Были также выделены нитроэтан, 1-нитропропан и нитрометан с выходами соответственно 15,8; 5,3 и 10,5 %. Определите массы нитроалканов, если нитрованию

было подвергнуто 43,5 кг бутана, а степень конверсии его составила 80 %. Степень конверсии (превращения) исходного вещества (α) — это отношение количества (массы, объема) прореагировавшего вещества к количеству (массе, объему) исходного вещества.

*9.68. Какие алканы образуются в реакции натрия с эквимолярной смесью (50 : 50) 1-хлорбутана и 2-метил-1-хлорпропана? Считая, что оба галогеналкана реагируют с натрием с одинаковой скоростью, укажите, в каком соотношении образуются алканы.

*9.69. Бромалкан А образует реактив Гриньяра, который под воздействием воды превращается в *n*-гексан. При обработке натрием вещества А получается 4,5-диэтилоктан. Установите строение А, назовите его. Напишите уравнения реакций.

•9.70. При хлорировании пропана были выделены четыре продукта — А, Б, В, Г — общей формулы $C_3H_6Cl_2$. Напишите их структурные формулы, если известно число трихлорпроизводных, образовавшихся при дальнейшем хлорировании каждого из изомеров: из А образовалось одно трихлорпроизводное, из Б — два, из В и Г — по три. Соединение В содержит асимметрический атом углерода. Каково строение веществ В и Г? При хлорировании оптически активного соединения В один из трихлорпропанов Д оказался оптически активным, а два других — Е и К — неактивными. Каково строение Д и двух других соединений?

•9.71 При нагревании смеси 1,8 моль брома с избытком бутана образовались два монобромпроизводных и поглотилось 19,0 кДж. При нагревании такого же количества смеси до более высокой температуры поглотилось 19,4 кДж. В обоих случаях бром прореагировал полностью. Известно, что при образовании 1-бромбутана из простых веществ выделяется на 4,0 кДж/моль меньше, чем при образовании 2-бромбутана. Найдите тепловые эффекты обеих реакций и выход 1-бромбутана во второй реакции, если в первой он составил 38,9 %. Тепловые эффекты реакций можно считать не зависящими от температуры.

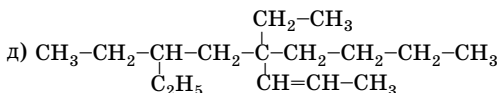
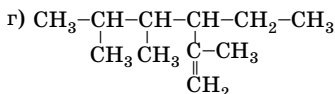
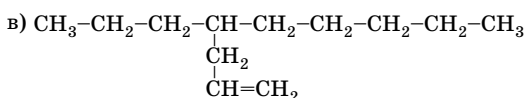
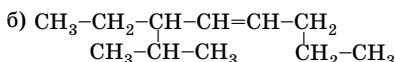
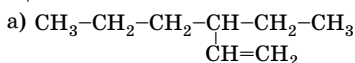
•9.72. Через раствор соли органической кислоты в течение 2 ч пропускали электрический ток. Сила тока в цепи была 0,5 А. В результате электролиза на катоде образовался металл массой 3,865 г, а на аноде — этан и оксид углерода(IV). Установите, какая соль подверглась электролизу, и напишите уравнения реакций, происходящих на электродах. Укажите, какой из этих процессов относится к окислительным, а какой — к восстановительным.

9.73. Составьте формулы изомеров состава C_5H_{10} , укажите их число с учетом пространственной изомерии, а также виды изомерии. Назовите вещества по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.74. Напишите структурные формулы всех изомерных этиленовых углеводородов состава C_6H_{12} , содержащих в молекулах третичные Sp^3 атомы, укажите число изомеров. Назовите вещества. Какие из них могут существовать в виде *цис*- и *транс*-изомеров?

9.75. Какие из указанных ниже этиленовых углеводородов могут существовать в виде *цис*- и *транс*-изомеров: а) гексен-2; б) 2-этилбутен-1; в) 2-метилбутен-2; г) 3,4-диметилгексен-3; д) 3-метилбутен-1? Напишите структурные формулы *цис*- и *транс*-изомеров.

9.76. Назовите по заместительной номенклатуре ИЮПАК следующие алкены:



9.77. Составьте структурные формулы изомерных алкенов состава $C_{10}H_{20}$ с пятью атомами углерода в главной цепи. Одним из заместителей должен быть изопропил. Укажите число изомеров и дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.78. Укажите, какие из перечисленных ниже соединений могут проявлять геометрическую изомерию: а) бутен-1; б) бутен-2; в) 1,1-дихлорэтен; г) 1,2-дихлорэтен; д) 2-метилбутен-2; е) пентен-1; ж) пентен-2; з) 1-хлорпропен; и) 1-хлор-2-метилбутен-2; к) 3-метил-4-этилгексен-3; л) гексадиен-2,4. Напишите их структурные формулы.

9.79. При сжигании 14 л (н. у.) газа было получено 42 л углекислого газа и 33,75 г воды. Плотность газа по водороду 21. Найдите молекулярную формулу вещества.

9.80. Определите число атомов водорода в молекуле алкена, 14 г которого способны обесцветить 400 г раствора брома в тетрахлорметане с массовой долей брома 8 %.

9.81. Определите молекулярную формулу алкена, если в продукте его гидрохлорирования массовая доля водорода на 5,36 % меньше, чем в исходном алкене.

9.82. Два члена гомологического ряда этилена имеют одинаковую простейшую формулу, но различные молекулярные формулы. Оба они содержат 85,72 % углерода и 14,28 % водорода. Каковы их молекулярные формулы, если плотность первого газа по водороду 14, а второго — 28. Есть ли лишние данные в условии задачи?

***9.83.** При сгорании неизвестного алкена образуется 10,08 л углекислого газа (н. у.) и 8,1 г воды. Такое же количество этого углеводорода обесцвечивает 200 г раствора перманганата калия с массовой долей 7,9 %. Определите молекулярную формулу алкена.

9.84. В образовавшемся при гидрировании алкена соединении массовая доля углерода на 2,38 % меньше, чем в исходном углеводороде. Определите молекулярную формулу алкена, составьте формулы всех изомеров, дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.85. Для продукта присоединения бромоводорода к алкену плотность паров по гелию равна 34,25. Определите число атомов водорода, содержащихся в 14 г алкена.

9.86. Смесь алкана и алкена с одинаковым числом атомов углерода объемом 9,98 л (н. у.) прореагировала полностью с 392,16 мл бромной воды (массовая доля брома 4 %, плотность 1,02 г/мл). Пары полученного дибромидов в 7,22 раза тяжелее азота. Определите молекулярные формулы углеводородов и их объемные доли в исходной смеси.

9.87. На сгорание 2 м³ газа расходуется 9 м³ кислорода, при этом образуется 6 м³ углекислого газа и 6 м³ водяного пара. Определите молекулярную формулу газа и абсолютную массу его молекулы.

9.88. Углеводород легко реагирует с бромом с образованием продукта присоединения, плотность паров которого по водороду равна 108. Составьте возможные структурные формулы углеводорода. Дайте названия веществам по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

•9.89. Определите объем (н. у.) электролитического хлора (объемная доля хлора 98 %) и мольное соотношение пропилена и хлора, необходимых для получения 527,85 кг 3-хлорпропена из 966 м³ технического пропилена (объемная доля C₃H₆ 96 %), если выход 3-хлорпропена составляет 80 % (по хлору).

9.90. Определите массы технических этилена и хлороводорода (массовые доли веществ равны соответственно 96 и 95 %), необходимых для получения 570 кг хлорэтана с выходом по этилену 90 %. Мольное соотношение этилена и хлороводорода в исходной смеси 1 : 1,4.

***9.91.** Определите объемы технических хлора и этилена (объемные доли веществ равны соответственно 85 и 92 %), необходимых для получения 500 кг дихлорэтана (выход по хлору 91%). Избыток этилена составляет 11% от стехиометрического.

***9.92.** Определите объем технического этилена (объемная доля этилена 92 %), необходимого для получения 250 кг дихлорэтана прямым хлорированием, если при этом образуется и трихлорэтан (5 % от массы дихлорэтана). Степень превращения этилена в дихлорэтан равна 91 %.

9.93. Выберите правильный ответ. В смеси пропена и циклопропана объемные доли газов равны. Средняя молярная масса этой смеси (в г/моль): а) равна 84; б) больше 84; в) равна 42; г) меньше 84.

9.94. Укажите набор веществ, в котором перечислены только ближайшие гомологи:

- а) хлорметан, дихлорметан, трихлорметан;
- б) этан, пропан, гексан;
- в) гексен-1, гептен-1, октен-1;
- г) бутен-2, гексен-2, гептен-2.

9.95. Определите количество теплоты, которая выделяется при образовании 150 г технического дихлорэтана в результате хлорирования этилена. Массовая доля дихлорэтана — 92 %, тепловой эффект реакции равен 141 кДж/моль.

9.96. Определите тепловой эффект реакции хлорирования этилена, если известны энергии разрыва связей: C—H — 412 кДж/моль; C—Cl — 327 кДж/моль; C=C — 613 кДж/моль; Cl—Cl — 239 кДж/моль; C—C — 339 кДж/моль.

9.97. Определите объем технического пропилена с объемной долей C₃H₆ 92 %, необходимого для получения 520 кг 1,2-дихлорпропана с выходом 90 %. Степень превращения пропилена 0,88.

9.98. Определите степень превращения этилена в реакции гидратации, если из 280 м³ (н. у.) газа с объемной долей этилена 85 % получен этанол массой 21 кг с выходом 96 %.

9.99. Определите массу пропан-пропиленовой смеси с массовой долей пропана 40 %, необходимой для получения 2500 кг полипропилена. Степень превращения пропилена 98 %.

9.108. Легкокипящий углеводород, существующий в виде двух геометрических изомеров, имеет плотность паров 2,93 г/л при давлении 121,56 кПа и температуре 67 °С. Установите его строение и приведите структурные формулы всех изомерных ему ациклических углеводородов.

9.109. Какими свойствами обладает углеводород состава $\text{C}_3\text{H}_5\text{C}(\text{CH}_3)=\text{CHCH}_3$? Назовите это вещество и напишите уравнения реакций, в которые может вступать данное соединение.

9.110. Какое из перечисленных ниже веществ легче всего вступает в реакции электрофильного присоединения, например гидрохлорирования: а) пропен; б) пентен-1; в) 3-метилбутен-1; г) метилпропен? Дайте обоснованный ответ.

9.111. Смесь этана и этилена объемом 2,8 л (н. у.) пропущена через 250 мл бромной воды (массовая доля брома 3 %, $\rho = 1,02$ г/мл), в результате было получено 4,7 г продукта реакции. Определите состав смеси углеводородов (в объемных долях) и массу непрореагировавшего брома.

***9.112.** Образец смеси газообразных алкана и алкена неизвестного состава объемом 1,12 л (н. у.) полностью обесцветил 100 г бромной воды с массовой долей брома 3,2 %. При этом образовалось 2,1 мл тяжелой жидкости ($\rho = 1,93$ г/мл). Оставшийся газ был сожжен в избытке кислорода. Образовавшийся углекислый газ полностью прореагировал с 30 мл раствора гидроксида калия концентрацией 3 моль/л, причем полученный в результате этой реакции раствор не способен больше химически связывать углекислый газ. Установите формулы исходных углеводородов и их объемные доли в смеси.

•**9.113.** При взаимодействии алкенов с подкисленным раствором перманганата калия при нагревании происходит расщепление двойной связи. Установите количественную зависимость мольного соотношения перманганата и олефина от строения углеводорода. Проведите общий анализ и проиллюстрируйте полученный результат на примере окисления изомерных алкенов состава C_5H_{10} .

9.114. При окислении неизвестного алкена объемом 5,6 л (н. у.) водным раствором перманганата калия образуется 18 г двухатомного спирта с выходом 80 %. Выведите структурные формулы алкена и спирта, зная, что в молекуле последнего имеется один асимметрический атом углерода. Назовите вещества.

***9.115.** Смесь этана с неизвестным алкеном объемом 4,032 л (н. у.) пропускали через 235,3 г раствора брома в бензоле с массовой долей брома 3,4 % до полного обесцвечивания. Такой же объем газов при высокой температуре может прореагировать с хлором с образованием

12,21 г монохлорпроизводных углеводов. Определите молекулярную формулу алкена и его массовую долю в исходной смеси.

9.116. Как из пропанола, серной кислоты, хлорида калия и натрия получить два изомерных алкана? Напишите соответствующие уравнения реакций, укажите условия, дайте названия алканам.

***9.117.** Углеводород состава C_6H_{12} обесцвечивает раствор брома, при гидратации образует спирт, а при окислении сернокислотным раствором перманганата калия — уксусную кислоту и бутанон (метилэтилкетон). Определите строение углеводорода и спирта, дайте им названия. Напишите уравнения реакций, укажите соотношения коэффициентов перед формулами восстановителя и окислителя.

9.118. Из двух изомерных спиртов состава $C_5H_{12}O$ в результате внутримолекулярной дегидратации образуется один и тот же алкен. Окисление последнего раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты приводит к образованию смеси уксусной и пропионовой кислот. Установите строение спиртов и алкена, дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК. Напишите уравнения реакций.

9.119. Над нагретым оксидом алюминия пропустили 119,8 мл 96 %-ного раствора этилового спирта ($\rho = 0,8$ г/мл), в результате чего было получено 40 л этилена (н. у.). Определите выход этилена и массовую долю непрореагировавшего спирта.

***9.120.** При взаимодействии 3,39 г дихлоралкана с техническим цинком (массовая доля цинка 96 %) был получен алкен, который при последующем гидробромировании превратился в бромалкан массой 3,1 г с выходом 84 %. Определите формулы дихлоралкана, алкена и массу технического цинка. Составьте структурные формулы всех возможных изомеров дихлоралкана. Какие углеводороды можно получить из этих дихлорпроизводных? Напишите уравнения реакций.

9.121. В промышленности хлорвинил получают из ацетилена и этилена. Напишите соответствующие уравнения реакций. Укажите молярные массы реагентов в обоих случаях. Какое сырье предпочтительнее для стран, богатых нефтью?

9.122. Через бромную воду массой 160 г, содержащую достаточное для полного бромирования (но не избыточное) количество брома, пропущено 1,68 л (н. у.) газовой смеси, состоящей из углекислого газа, пропана и ацетилена. При этом масса раствора брома уменьшилась на 5,44 г. После прохождения через бромную воду газ был пропущен через избыток раствора гидроксида калия, при этом масса газа уменьшилась до 1,32 г. Определите объемные доли газов в исходной смеси и молярную массу газовой смеси.

9.123. Напишите уравнения реакций получения пропилена из следующих соединений: а) пропилового спирта; б) изопропилового спирта; в) изопропилхлорида; г) пропина; д) 1,2-дибромпропана. Укажите условия протекания реакций, типы реакций.

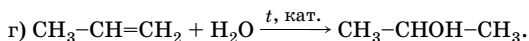
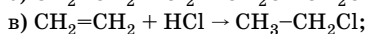
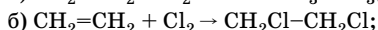
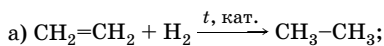
***9.124.** Синтетические волокна виньон и виньон N получают при сополимеризации хлорвинила соответственно с винилацетатом $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOCH}_3$ и акрилонитрилом $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CN}$. Напишите уравнения реакций сополимеризации, принимая во внимание, что звенья мономеров распределены в полимере эквимольно и равномерно.

9.125. Укажите основные соединения, образующиеся при внутримолекулярной дегидратации спиртов: а) $(\text{CH}_3)_2\text{C}(\text{OH})\text{CH}_2\text{CH}_3$; б) $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{OH}$; в) $(\text{CH}_3)_2\text{C}(\text{OH})\text{CH}(\text{CH}_3)_2$. Напишите уравнения реакций.

9.126. Какие галогеналканы (если такие имеются) образуют при дегидрогалогенировании следующие алкены в чистом виде: а) изобутилен; б) пентен-1; в) пентен-2; г) 2-метилбутен-1; д) 2-метилбутен-2; е) 3-метилбутен-1?

9.127. Для сжигания одинаковых навесок всех членов некоторого гомологического ряда требуется одинаковый объем кислорода. Приведите примеры таких гомологических рядов и соответствующие уравнения реакций.

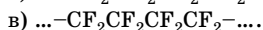
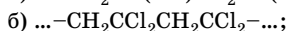
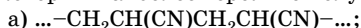
9.128. Можно ли реакции, уравнения которых приведены ниже, отнести к окислительно-восстановительным? Обоснуйте ответ.



9.129. Установите строение вещества состава C_6H_{12} , которое обесцвечивает бромную воду и водный раствор перманганата калия, при жестком окислении превращается в ацетон и пропионовую кислоту. Напишите уравнения реакций.

9.130. Напишите уравнения реакций окисления 4-метилпентена-2 и бутена-1 раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты. Укажите сумму коэффициентов перед формулами восстановителя и окислителя для каждой реакции.

9.131. Напишите структурные формулы и названия мономеров, из которых наиболее вероятно получение каждого из полимеров:



*9.132. При нагревании с кислотой неопентиловый спирт (диметилпропанол) медленно превращается в смесь двух изомерных алкенов состава C_5H_{10} в соотношении 85:15. Какие это алкены? Какой из них преобладает в смеси? Напишите уравнение реакции.

9.133. Напишите уравнения всех стадий получения пропилена из пропана с использованием лабораторных способов.

*9.134. Ниже приведены характеристики двух изомерных углеводородов А и Б, выделенных из бензина.

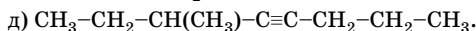
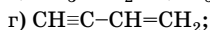
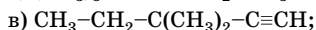
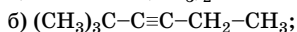
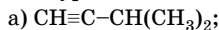
	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$w(\text{C}), \%$	$w(\text{H}), \%$
А	68,6	-141	85,63	14,34
Б	67,9	-133	85,63	14,34

Оба вещества быстро обесцвечивают растворы брома и перманганата калия. При окислительном расщеплении образуют одинаковые продукты (только уксусную и масляную кислоты). Определите строение углеводородов А и Б.

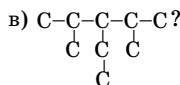
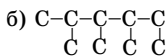
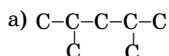
*9.135. При обработке 3,3-диметилбутена-1 хлороводородом образуется смесь 2,2-диметил-3-хлорбутана и 2,3-диметил-2-хлорбутана. Какие предположения о механизме этой реакции можно сделать, исходя из образования второго продукта?

9.136. Какая реакция является общей для всех углеводов? Какое значение она имеет для современного общества? Напишите уравнения соответствующих реакций для углеводов разных классов.

9.137. Назовите следующие углеводороды по заместительной номенклатуре ИЮПАК:



9.138. Могут ли принадлежать к классу алкинов углеводороды со следующими углеродными скелетами:



Каким классам углеводородов они могут соответствовать? Напишите структурные формулы веществ и дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.139. Напишите структурные формулы следующих алкинов: а) пентина-2; б) 2-метилпентина-4; в) гексина-3; г) 2,2-диметилбутина-3; д) 2,2,5,5-тетраметилгексина-3. Правильно ли даны названия веществ по заместительной номенклатуре ИЮПАК? В случае необходимости дайте правильные названия.

9.140. Известно, что монозамещенные ацетилены (алкины с концевой тройной связью $R-C\equiv CH$) изомеризуются при нагревании со спиртовым раствором едкого кали, превращаясь в дизамещенные ацетилены ($R_1-C\equiv C-R_2$). Напишите соответствующие уравнения реакций на примерах: а) C_4H_6 ; б) C_5H_8 . Назовите исходные вещества и продукты реакций по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.141. Напишите структурную формулу соединения состава C_5H_8 , если известно, что оно обесцвечивает бромную воду, 1 моль этого соединения присоединяет 1 моль хлора, но не присоединяет воду в присутствии солей ртути(II). Назовите это соединение, если углеродный скелет его молекулы не имеет разветвлений. Напишите уравнения всех вышеуказанных реакций.

9.142. Можно ли тушить газ, горящий над карбидом кальция, водой? Дайте обоснованный ответ.

9.143. Выведите молекулярную формулу углеводорода, если известно, что при сжигании 2,24 л его (н. у.) образовалось 4,48 л (н. у.) углекислого газа и 1,8 г воды. Плотность углеводорода равна 1,1607 г/л.

9.144. Вычислите объем ацетилена (н. у.), который можно получить из 400 г технического карбида кальция, содержащего 96 % чистого вещества. Рассчитайте число атомов углерода в полученном объеме ацетилена.

9.145. Определите объем ацетилена (н. у.), который образуется, если 10 г карбида кальция, содержащего 4 % примесей, обработать 36 мл воды.

9.146. Для получения ацетилена используют технический карбид кальция, в котором массовая доля карбида 75 %, а оксида кальция — 25 %. Определите массы технического карбида кальция и воды, необходимых для получения 137 м³ (н. у.) ацетилена.

9.147. Для получения 500 м³ (н. у.) ацетилена используют технический карбид кальция с массовой долей чистого вещества 75 %. Процесс ведут при массовом соотношении технического карбида и воды 1:8. Определите массы технического карбида кальция и воды, если степень превращения карбида кальция 98 %.

9.148. Из 600 кг технического карбида кальция получено 156,8 м³ (н. у.) ацетилена. Определите массовую долю чистого карбида кальция в техническом, если степень превращения карбида кальция 96 %.

***9.149.** Пиролизом метана при 1600 °С и 180 кПа получают 650 кг ацетилена в час, степень превращения метана 55,7 %, выход ацетилена 72 %. Определите объем метана, расходуемого в час в условиях пиролиза.

9.150. Определите объем пропана, необходимого для получения 750 кг ацетилена методом пиролиза, и объем выделившегося водорода, если степень превращения пропана 60 %, а выход ацетилена 35 %. Объемы рассчитывайте при н. у. Реакция протекает по уравнению: $2C_3H_8 \rightarrow 3C_2H_2 + 5H_2$.

9.151. Расход природного газа (объемная доля метана 96 %) в процессе электрокрекинга составляет 240 м³. Определите объемные доли образовавшихся газов, если степень превращения метана 60 %, выход ацетилена 75 %.

9.152. Напишите уравнения двустадийного присоединения брома к бутину-2. Как влияют два первые присоединившиеся атома брома на реакционную способность двойной связи?

***9.153.** Смеси ацетилена с кислородом взрывоопасны, если объемная доля ацетилена в них составляет 0,028–0,93. Определите, взрывоопасна ли смесь, в которой массовое соотношение ацетилена и кислорода равно: а) 1:10; б) 1:100.

9.154. Определите массы хлора и продукта полного хлорирования 130 м³ (н. у.) технического ацетилена (массовая доля ацетилена 99,8 %), если степень конверсии (превращения) ацетилена 98 %. Хлор берут в 5 %-ном избытке от стехиометрического количества.

9.155. Определите массы хлороводорода и технического ацетилена с массовой долей ацетилена 98,5 %, необходимых для получения 7660 кг технического винилхлорида (массовая доля винилхлорида 92 %). Выход винилхлорида 99,6 %, хлороводород берут с 10 %-ным избытком.

9.156. Определите массы технического винилхлорида (массовая доля винилхлорида 92 %) и хлора, необходимых для получения 1940 кг трихлорэтана, если выход последнего составляет 95 %.

•9.157. Определите массы хлороводорода и ацетилена, израсходованных на получение 1800 кг винилхлорида, если массовые доли компонентов в смеси после реакции составили: винилхлорида — 94,8 %, хлороводорода — 4,4 %, дихлорэтана — 0,8 %.

***9.158.** Определите объемы (н. у.) ацетилена и технического хлороводорода (объемная доля чистого вещества 97 %), необходимых для получения 2000 кг винилхлорида с выходом 98 %. Мольное соотношение ацетилена и хлороводорода в исходной смеси равно 1:1,1.

9.159. Определите количество теплоты, выделяющейся при получении 1750 г тетрахлорэтана из ацетилена, если тепловой эффект реакции равен 332 кДж/моль.

9.160. Определите массу хлоропрена, полученного при гидрохлорировании 2000 кг винилацетилена, если степень превращения винилацетилена в хлоропрен составляет 92 %.

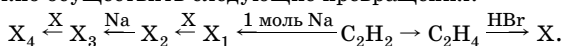
9.161. Определите массы технического хлороводорода (массовая доля чистого вещества 96 %) и винилацетилена, израсходованных на получение 550 кг хлоропрена, если хлороводород взят с 10 %-ным избытком по сравнению со стехиометрическим количеством.

9.162. Для гидрохлорирования винилацетилена было использовано 580 м³ (н. у.) технического хлороводорода (объемная доля чистого вещества 96 %). Определите массы хлоропрена и винилацетилена. Выход хлоропрена 75 %.

9.163. Углеводород массой 2,7 г может прореагировать с : а) 2,24 л хлора (н. у.); б) 8,1 г бромоводорода; в) 0,9 мл воды в присутствии солей двухвалентной ртути. Установите формулу и строение этого соединения, если с аммиачным раствором оксида серебра оно образует осадок. Напишите уравнения реакций, дайте названия органическим соединениям.

9.164. Как получить бутин-2 из бутина-1, не проводя реакцию изомеризации? Напишите уравнения реакций, дайте названия органическим соединениям по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.165. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Дайте названия веществам X, X₂ и X₄.

9.166. Как из ацетилена, амида натрия и других необходимых веществ получить пентин-2? Напишите уравнения реакций.

9.167. Определите объем (н. у.) природного газа с объемной долей метана 96 %, который потребуется для получения 222,5 кг хлоропрена, если выход продукта реакции на первой стадии 35 %, на второй — 60 %, на третьей — 75 %.

***9.168.** А. Е. Фаворский в 1887 г. обнаружил, что: а) при взаимодействии 2,2-дихлорбутана с порошкообразным гидроксидом калия образуется углеводород состава C₄H₆, который при обработке аммиачным раствором оксида серебра дает производное, содержащее серебро; б) при обработке 2,2-дихлорбутана спиртовым раствором щелочи образуется углеводород того же состава, но не вступающий в реакцию с аммиачным раствором оксида серебра. Дайте объяснения этим явлениям.

•**9.169.** На промышленном предприятии произошла утечка ацетилена. Для определения взрывоопасности получившейся ацетилено-воздушной смеси 20 л (н. у.) ее пропустили через подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия. В результате 11,3 г перманганата восстановилось. Опасна ли полученная смесь ацетилена с воздухом, если такие смеси взрываются при содержании ацетилена от 2,0 до 81 % (по объему)?

•**9.170.** При взаимодействии с водой одного из карбидов магния количеством вещества 1 моль образуются смесь двух изомерных газообразных углеводородов объемом 22,4 л (н. у.) и гидроксид магния. Оба газообразных вещества присоединяют воду в присутствии соответствующих катализаторов без разрыва цепи атомов углерода, образуя ацетон. Установите формулу карбида магния. Напишите уравнения реакций.

•**9.171.** Представьте себе, что вы имеете все возможные изомеры состава C_4H_6 . Каждый из изомеров последовательно обработан водородом в присутствии катализатора (молярное соотношение углеводорода и водорода равно 1:1), затем бромоводородом и, наконец, избытком водного раствора щелочи. Сколько химических соединений может быть получено в результате этих превращений, если предположить, что все реакции протекают количественно?

•**9.172.** Бинарное неорганическое соединение X с массовой долей кальция 62,5 % реагирует с жидкостью X_1 , образуя газ X_2 . Этот газ при нагревании под давлением в присутствии катализатора образует жидкость X_3 , относительная плотность паров которой по водороду равна 42. При длительном кипячении жидкости с раствором серной кислоты (массовая доля 0,5) образуется жидкость X_4 , относительная плотность паров которой по водороду 39. Определите, о каких веществах идет речь. Приведите уравнения реакций.

9.173. Смесь этана с неизвестным алкином объемом 15,68 л подвергли каталитическому гидрированию и получили смесь веществ с плотностью по гелию 8,93. Такой же объем (н. у.) исходной смеси присоединяет максимально 64,8 г бромоводорода. Выведите формулу алкина и определите массовые доли этана и алкина в смеси.

***9.174.** При пропускании смеси пропена и пропина через 942 г бромной воды масса склянки с раствором увеличилась на 5,15 г. Оставшийся в растворе бром полностью обесцвечивается при добавлении к нему 0,56 л (н. у.) сероводорода. При пропускании такого

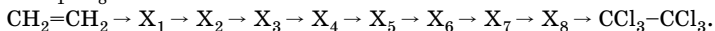
же объема исходной смеси через кипящий раствор ксилола с мелкодисперсным натрием выпадает белый осадок массой 3,1 г. Определите объемы газов (н. у.) в исходной смеси и массовую долю брома в растворе.

***9.175.** Смесь газов количеством 0,35 моль, состоящая из этана, пропина и пропена, обесцветила 400 г раствора брома в тетрахлорметане с массовой долей брома 8 % (при дополнительном прибавлении раствора обесцвечивание не происходило). Определите объемные доли углеводородов в смеси, если средняя молярная масса смеси газов равна 34,86 г/моль.

***9.176.** После пропуска смеси пропена и пропина через 1176 г бромной воды с массовой долей брома 3,4 % масса исходного раствора уменьшилась на 32 г. Полное гидрирование такого же объема смеси завершилось образованием пропана количеством 75 % от прореагировавшего брома. Определите массы продуктов бромирования и массовую долю брома, оставшегося в водном растворе. Растворимость продуктов реакции пренебечь.

***9.177.** К 15,36 г карбида кальция прибавили 120 г 2,5 %-ного раствора гидроксида калия. Из выделившегося газа получили бензол с выходом 45 %. Определите объем бензола ($\rho = 0,88$ г/мл) и массовую долю гидроксида калия в полученном растворе (растворимость гидроксида кальция пренебечь).

•9.178. Напишите уравнения последовательных реакций, которые включают присоединение хлора и отщепление хлороводорода, укажите условия проведения реакций и установите строение веществ X_1 – X_8 :



9.179. В каком соотношении необходимо взять пентин-1 и бром, чтобы остановить реакцию на первой стадии? Будете ли вы прибавлять раствор пентина-1 в раствор брома в тетрахлорметане или, наоборот, прибавлять по каплям раствор брома к раствору пентина-1? Дайте обоснованный ответ.

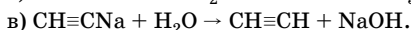
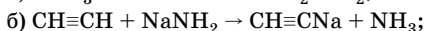
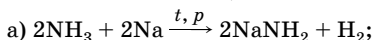
***9.180.** При добавлении гексина-1 к раствору пропилмагнийбромида выделяется газ с плотностью по водороду 22. При пропуске газа в водный раствор перманганата калия или брома никаких изменений не наблюдается. Какой это газ? Можно ли, используя второй продукт реакции и бромэтан, получить углеводород? Напишите уравнения реакций, дайте названия продуктам.

***9.181.** Углеводород, содержащий 5 атомов углерода в молекуле, может присоединить воду. При этом образуются два кетона. Устано-

вите строение углеводорода, предложите схему его получения. Напишите соответствующие уравнения реакций.

9.182. Предложите методы синтеза пропина из: а) 1,2-дибромпропана; б) пропилена; в) 2-бромпропана; г) пропана; д) пропилового спирта; е) 1,1-дихлорпропана; ж) 1,1,2,2-тетрабромпропана. Можно использовать любые органические и неорганические реагенты.

***9.183.** Расположите ацетилен, аммиак и воду в ряд по уменьшению кислотных свойств, на основании следующих превращений:

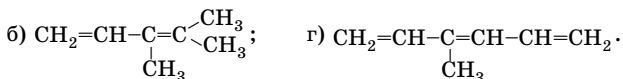
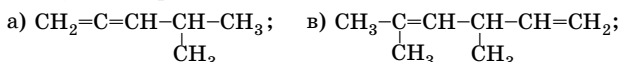


Дайте обоснованный ответ.

9.184. Плотность смеси этилена, пропилена и ацетилена равна 1,304 г/л (н. у.). Известно, что 1 л этой смеси может присоединить 1,1 л хлора (объемы измерены при одинаковых условиях). Вычислите состав исходной смеси (в процентах по объему).

9.185. Напишите структурные формулы всех изомерных сопряженных диенов состава C_6H_{10} (без пространственных изомеров). Укажите их число и назовите вещества по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.186. Назовите по заместительной номенклатуре ИЮПАК следующие углеводороды:



9.187. Тетрабромпроизводное, полученное количественным присоединением 8,15 мл брома ($\rho = 3,14$ г/мл) к алкадиену, при разложении избытком водного раствора щелочи образует 9,25 г продукта реакции с выходом 85 %. Определите молекулярную формулу диена, составьте его структурную формулу, если известно, что его молекула имеет разветвленное строение и что он используется при получении каучука.

9.188. Определите молекулярную формулу диенового углеводорода, если после полного гидрохлорирования его относительная молекулярная масса увеличилась в 2,35 раза по сравнению с исходным диеном.

9.189. Напишите схему образования изопрена из изопентилового спирта и уравнение реакции гидрохлорирования изопрена.

9.190. Из этилена необходимо получить 96 % -ный этанол ($\rho = 0,8$ г/мл) такого объема, чтобы водорода, выделившегося при образовании бутадиена-1,3 с выходом 75 % (по способу Лебедева), хватило на полное гидрирование 11,2 л (н. у.) циклопропана в присутствии катализатора. Определите объемы этилена, этанола и бутадиена-1,3.

9.191. Определите объем бутана (н. у.), который потребуется для получения 150 кг бутадиена-1,3, если степень превращения бутана 20 %, а выход бутадиена-1,3 составляет 54,7 %.

9.192. Определите массу изомерных 2-метилбутенов, необходимых для получения 350 кг изопрена, если степень превращения исходных веществ равна 41 %, а выход изопрена составляет 75,3 %.

9.193. Определите массу бутан-изопентановой фракции, массовая доля изопентана в которой равна 75 %, израсходованной на получение 375 кг изопрена с выходом 58 %. Степень превращения изопентана составляет 33 %.

***9.194.** Определите массу карбида кальция с массовой долей чистого вещества 80 %, который потребуется для получения 310 кг хлоропренового каучука, если выход продукта на первой стадии составляет 95 %, на второй — 85 %, на третьей — 90 %, на четвертой — 75 %.

9.195. Какова сущность процесса вулканизации бутадиенового каучука? Объясните, какое значение имеет вулканизация. Что такое эбонит?

9.196. Гуттаперча — природный неэластичный полимер, используемый для покрытия подводных кабелей. Она имеет такую же формулу, что и натуральный каучук, и при гидрировании превращается в тот же самый продукт. Используя структурные формулы, покажите наиболее вероятное различие между гуттаперчей и каучуком.

9.197. Напишите уравнение реакции сополимеризации бутадиена-1,3 со стиролом. Этот сополимер обычно состоит примерно из трех частей бутадиена и одной части стирола и известен под названием бутадиен-стирольного каучука.

***9.198.** Смесь двух газов массой 3,44 г пропустили в избыток аммиачного раствора оксида серебра. Масса выпавшего осадка составила 44,16 г. При нагревании в присутствии твердой щелочи газы реагируют между собой, а продукт их взаимодействия используется для производства дивинила. Определите состав исходной смеси в объемных долях. Приведите уравнения реакций, упомянутых в условии задачи. Вычислите массу перманганата калия, который может быть восстановлен в сернокислотном растворе исходной смесью массой 3,44 г.

9.199. Смесь алкана и алкадиена (содержащих одинаковое число атомов углерода) массой 17 г полностью обесцвечивает 400 г раствора брома в бензоле с массовой долей брома 8%. При этом образуется 37,4 г продукта реакции. Определите молекулярные формулы алкана и диена, а также состав исходной смеси в объемных долях.

•9.200. Какие вещества образуются при взаимодействии 10,2 г изопрена с 4,48 л (н. у.) хлора? Определите массовые доли продуктов реакции в смеси.

9.201. Какие вещества образуются при взаимодействии 12,3 г 2,3-диметилбутадиена с 40 г брома? Каковы их массы?

9.202. При каталитическом гидрировании изопрена над платиной в результате взаимодействия 1 моль изопрена с 1 моль водорода теоретически может быть получена смесь, состоящая из четырех углеводородов (помимо частично не вступившего в реакцию изопрена). Напишите уравнения реакций и назовите продукты реакций по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

9.203. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: бутан → этилен → этанол → → бутадиен-1,3 → дивиниловый каучук → CO₂.

9.204. Полное гидрирование смеси изопрена и 2-метилбутена-2 массой 24,2 г привело к образованию 25,2 г изопентана. Найдите массовую долю изопрена в исходной смеси.

9.205. Вычислите массовую долю углерода в изопрене и изопреновом каучуке. Влияет ли степень полимеризации на результат вычисления?

9.206. Смесь дивинила, бутина-1 и бензола общей массой 16 г может обесцветить 686 г раствора брома в бензоле ($w(\text{Br}_2) = 7\%$). При добавлении к такой же массе исходной смеси избытка аммиачного раствора оксида серебра образуется осадок массой 12,88 г с выходом 80%. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

9.207. Определите массу 15%-ного раствора брома в тетрахлорметане, который необходим для полного бромирования газовой смеси объемом 11,2 л (н. у.), состоящей из бутена-1, бутана, бутина-2 и бутадиена-1,3, если объемные доли их соответственно равны: 10, 20, 25 и 45%.

9.208. Напишите структурные формулы веществ с пятью атомами углерода в молекуле, названия которых имеют суффиксы *-ан*, *-ен*, *-ин*, *-диен*, *-енин*. К каким классам соединений относятся эти вещества?

9.209. Названия реакций какого типа в органической химии имеют приставку *де*-? Приведите примеры четырех видов таких реакций.

9.210. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

а) карбонат кальция → карбид кальция → ацетилен → винилацетилен → хлоропреновый каучук $\xrightarrow{\text{Br}_2, \text{CCl}_4}$ X;

б) $\text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 \xrightarrow{\text{Cl}_2, h\nu} \text{X}_3 \xrightarrow{\text{Na}} \text{X}_4 \xrightarrow{\text{Al}_2\text{O}_3, \text{Cr}_2\text{O}_3}$ бутадиен-1,3 $\xrightarrow{\text{Br}_2, 40^\circ\text{C}} \text{X}_5 \xrightarrow{\text{Br}_2} \text{X}_6$.

9.211. Производительность установки полимеризации пропилена равна 2500 кг полипропилена в час. Определите массу пропанпропиленовой фракции с массовой долей пропана 40 %, которая расходуется в час. Степень превращения пропилена 98 %.

9.212. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: карбонат кальция → карбид кальция → ацетилен → винилацетат → поливинилацетат $\xrightarrow{+\text{CH}_3\text{OH}, t, \text{H}^+}$ → X + Y. Назовите вещества X, Y.

9.213. Определите среднюю степень полимеризации в образце природного биополимера гуттаперчи, средняя относительная молекулярная масса которой равна 21760. Напишите структурную формулу мономерного звена.

9.214. Приведите уравнение реакции сополимеризации винилхлорида с акрилонитрилом. Рассчитайте массовую долю азота в структурном звене.

9.215. Приведите уравнение реакции полимеризации капролактама. Дайте название продукту полимеризации. К какому типу волокон он относится?

9.216. Напишите структурные формулы следующих соединений: винилбензола; 3-фенилпропена-1; 2-фенилбутена-2. Являются ли они гомологами бензола? Напишите общую формулу для этого ряда углеводородов.

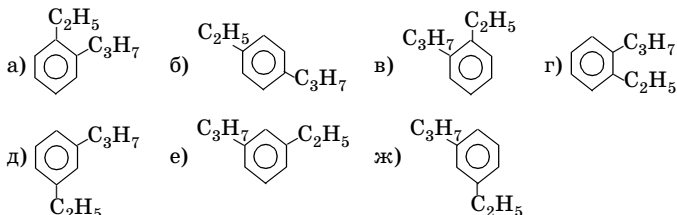
9.217. Выведите общую формулу для углеводородов, содержащих наряду с бензольным кольцом тройную связь. Приведите структурные формулы таких веществ (не менее трех) и назовите их.

9.218. Сколько изомерных моно- и ди-замещенных гомологов бензола отвечают формуле $\text{C}_{10}\text{H}_{14}$? Приведите структурные формулы и назовите вещества.

***9.219.** Сколько может быть изомерных ароматических углеводородов с тремя различными радикалами, связанными с кольцом? Напишите структурные формулы изомеров (без учета изомерии боковых цепей).

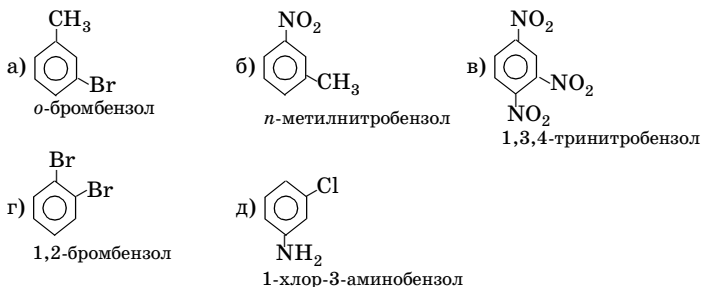
9.220. Какое строение может иметь углеводород состава C_9H_{10} , содержащий бензольное кольцо? Напишите структурные формулы всех возможных его изомеров. Дайте им названия.

9.221. Укажите число изображенных соединений:



Назовите эти соединения.

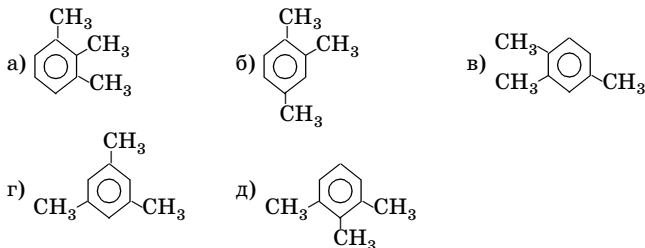
9.222. Найдите ошибки в названиях соединений:



Дайте правильные названия.

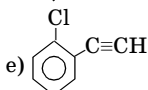
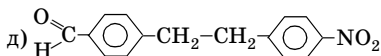
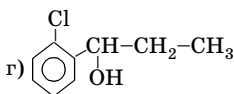
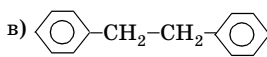
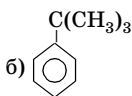
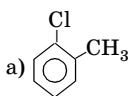
9.223. Сколько изомерных соединений может образовать каждый из ксилолов при введении третьего заместителя? Назовите каждый из изомеров для случая, когда третьим заместителем является хлор.

9.224. Укажите число соединений, дайте им названия:



*9.225. В результате свободнорадикального хлорирования этилбензола получили 91 % 1-фенил-1-хлорэтана и 9 % 1-фенил-2-хлорэтана. Каким было бы соотношение продуктов реакции, если бы оно определялось только статистически? Почему основной продукт реакции — 1-фенил-1-хлорэтан? Напишите уравнения реакций, в результате которых образуется 1-фенил-2-хлорэтан.

*9.226. Укажите, какие арильные производные получатся при окислении следующих соединений горячим щелочным раствором перманганата калия с последующим подкислением:



Напишите уравнения реакций.

•9.227. Напишите структурную формулу оптически активного углеводорода состава $C_{10}H_{14}$, который при окислении перманганатом калия в кислотной среде дает в качестве одного из продуктов реакции бензойную кислоту. Напишите уравнение реакции. Чему равно молярное соотношение окислителя и восстановителя?

9.228. Какие мононитропроизводные получатся при нитровании: а) толуола; б) *трет*-бутилбензола; в) *о*-ксилола; г) *м*-ксилола; д) *п*-ксилола в условиях реакции Коновалова и при использовании нитрующей смеси? Напишите уравнения реакций.

*9.229. Углеводород состава $C_{10}H_{10}$ образует с аммиачным раствором оксида серебра осадок, а при окислении перманганатом калия в кислотной среде — терефталевую кислоту (1,4-бензолдикарбоновую кислоту). Какое строение может иметь углеводород? Напишите уравнения реакций. Укажите сумму коэффициентов перед формулами исходных веществ в уравнении реакции получения терефталевой кислоты (других органических веществ получено не было).

•9.230. Какой из изомерных ксилолов легче бромруется? Дайте объяснение. Напишите соответствующее уравнение реакции бромии-

рования в ароматическое кольцо. В каких условиях протекает реакция и по какому механизму?

***9.231.** Из какого ксилола при нитровании в ароматическое кольцо образуется больше мононитропроизводных? Дайте объяснение, приведите уравнение реакции и назовите продукты реакции.

***9.232.** Напишите уравнения реакций мононитрования и сульфирования толуола. Назовите продукты реакций. Известно, что соотношение *o*- и *n*-изомеров в одном случае составляет 7:5, а в другом — 4:7. Какой реакции соответствует каждое соотношение и от чего зависит количество *o*-изомеров?

***9.233.** В какой последовательности увеличивается число *n*-изомеров и уменьшается число *o*-изомеров в реакциях электрофильного монохлорирования следующих соединений: а) пропилбензола; б) толуола; в) *трет*-бутилбензола; г) изопропилбензола? Дайте объяснение. Напишите уравнения реакций и назовите продукты.

9.234. В какой последовательности увеличивается скорость реакции радикального монобромирования следующих соединений: а) *трет*-бутилбензола; б) пропилбензола; в) толуола; г) изопропилбензола? Дайте объяснение. Напишите соответствующие уравнения реакций.

9.235. Сколько изомеров имеют производные бензола: а) монозамещенные; б) дизамещенные; в) тризамещенные с различными заместителями (заместители — не углеводородные радикалы)?

9.236. Как из бензола, пропилена и необходимых неорганических веществ получить: а) *n*-бромкумол; б) *m*-нитрокумол? Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения.

9.237. Напишите уравнения реакций получения из толуола и необходимых неорганических веществ: а) 4-нитро-2-хлортолуола; б) 2-нитро-4-хлортолуола.

9.238. Как из метана и необходимых неорганических веществ получить 2,4,6-тринитробензойную кислоту? Напишите уравнения реакций.

***9.239.** При нитровании *n*-ксилола было получено три изомерных ароматических динитросоединения. Напишите схему протекания процесса и дайте названия веществам по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

•9.240. Определите факторы парциальных скоростей (скоростей замещения в *o*-, *m*-, *n*-положения) f_o , f_m , f_n реакции нитрования толуола, если выходы изомерных *o*-, *m*-, *n*-мононитропроизводных со-

ставляют соответственно 58,4; 4,4 и 37,2 %, а относительная скорость нитрования толуола 24,5 (т. е. толуол в реакции нитрования в 24,5 раза активнее бензола).

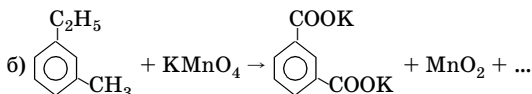
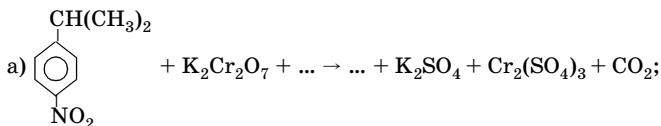
*9.241. Нитрование толуола до 2,4,6-тринитротолуола можно осуществлять постадийно, при этом необходимо создавать определенные условия, например использовать: а) дымящую азотную кислоту в присутствии олеума ($w(\text{SO}_3) = 5\%$) при 110 °С; б) смесь азотной и серной кислот при 20 °С; в) смесь азотной и серной кислот при 60 °С. Напишите уравнения реакций и выберите условия для каждой стадии. Обоснуйте сделанный выбор.

*9.242. Среди перечисленных ниже дизамещенных производных бензола выберите те, в которых наблюдается согласованная ориентация: а) *o*-дихлорбензол; б) *m*-нитротолуол; в) *n*-ксилол; г) *m*-этилфенол.

•9.243. Известно, что в уксусной кислоте толуол хлорируется в 350 раз быстрее бензола. Содержание *m*-, *o*- и *p*-хлортолуолов в полученной при этом реакционной смеси составляет соответственно 0,5; 59,8 и 39,7 %. Вычислите факторы парциальных скоростей f_o , f_m , f_p для этого случая.

9.244. Напишите уравнения реакций двух стадий получения из *n*-диэтилбензола *n*-дивинилбензола — мономера, применяемого для синтеза высокопрочных полимерных материалов. Укажите типы реакций.

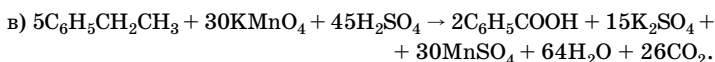
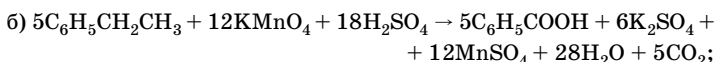
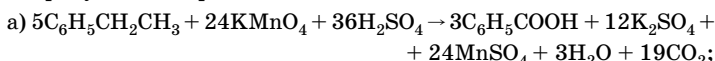
9.245. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:



•9.246. Определите массу бензола, необходимого для получения 3600 кг хлорбензола-сырца, в котором массовая доля хлорбензола составляет 31 %, дихлорбензола — 3 %, трихлорбензола — 0,5 %, а остальное — бензол. Учтите, что при получении 1 т хлорбензола испаряется 1,8 т бензола. Определите массу прореагировавшего бензола.

*9.247. Определите производительность (по хлорбензолу) установки хлорирования бензола, если на хлорирование подают в час 730 кг технического хлора с массовой долей хлора 96,8 %. Выход хлорбензола составляет 95 %. Определите расход технического хлора на 1 т хлорбензола.

9.248. Укажите, какое из следующих уравнений реально описывает реакцию окисления этилбензола раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты:

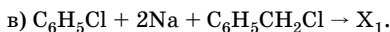
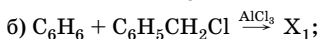
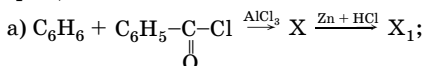


Объясните, почему остальные уравнения не верны. Используя метод электронного баланса, подтвердите свой выбор. Определите окислитель и восстановитель.

9.249. Скорость замещения бензильного атома водорода в толуоле бромом в 3,3 раза выше, чем скорость замещения водорода у третичного атома углерода в алканах и в 10^8 раз выше, чем в метане. Чем это объясняется?

9.250. Предложите схему синтеза *n*-бромстирола из бензола, этилового спирта и других необходимых неорганических веществ, причем одно из них используйте в двух стадиях. Какое это вещество?

9.251. Напишите уравнения реакций в соответствии со схемами превращений:



Дайте название соединению X_1 . Можно ли его считать гомологом бензола?

9.252. Напишите уравнения реакций синтеза этилбензола из: а) ацетилен, этанола и неорганических веществ; б) бромбензола, этанола и неорганических веществ; в) бензола и этилена.

*9.253. Как из карбида кальция и других необходимых неорганических веществ получить дифенилацетилен? Приведите уравнения

реакций, укажите условия их проведения, типы реакций. Дайте названия органическим соединениям.

9.254. Установите строение ароматического соединения состава C_9H_{10} , которое обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия без нагревания, при нагревании с перманганатом калия образует терефталевую (1,4-бензолдикарбоновую) кислоту. Напишите уравнения реакций.

***9.255.** Установите строение ароматического соединения состава $C_{10}H_4NO_2Br$, если при окислении его образуется 3-бром-6-нитро-1,2-бензолдикарбоновая кислота. Напишите уравнение реакции окисления вещества перманганатом калия в кислотной среде. Чему равна сумма коэффициентов в этом уравнении?

***9.256.** Предложите схему синтеза 2,3-дифенилбутана из бензола, этилена и необходимых неорганических веществ. Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения, назовите продукты реакций.

***9.257.** Продукты полного сгорания гомолога бензола массой 4,6 г пропустили через склянку с безводным сульфатом меди(II), при этом масса склянки увеличилась на 3,6 г. Определите формулу углеводорода, дайте ему название. Могут ли существовать вещества с удвоенным числом атомов углерода и водорода по сравнению с найденными значениями? Приведите структурные формулы двух веществ.

9.258. При обработке 3,9 кг бензола нитрующей смесью получили нитробензол и 7,75 кг раствора, содержащего 65 % серной кислоты, 11 % азотной кислоты и 24 % воды. Вычислите состав нитрующей смеси (в процентах по массе). Считайте, что протекала только реакция мононитрования с количественным выходом.

***9.259.** Сосуд вместимостью 0,5 л выдерживает давление до 500 атм. Тротил разлагается по уравнению: $2C_6H_2CH_3(NO_2)_3 \xrightarrow{t} 3N_2 + 12CO + 5H_2 + 2C$. Температура внутри сосуда после взрыва достигает 2000 °С. Вычислите максимальную массу порции тротила, взрыв которой не должен разрушить сосуд.

***9.260.** Смесь толуола, бензола и гексана массой 50 г была подвергнута полному гидрированию (без разрыва C–C-связей) на палладиевом катализаторе. При этом было затрачено 30,24 л (н. у.) водорода. Найдите массовые доли веществ в исходной смеси, если мольное соотношение бензола и толуола равно 1:2. Определите массу бензойной кислоты, которую можно получить при окислении ис-

ходной смеси перманганатом калия в кислотной среде, если выход ее составляет 80 %.

9.261. Бензол был обработан нитрующей смесью массой 635 кг, содержащей 20 % азотной кислоты. Вычислите массу образовавшегося нитробензола, если оставшийся раствор содержал 2 % азотной кислоты. Считайте, что протекала только реакция мононитрования с количественным выходом.

***9.262.** Смесь гептана и 2,4-диметилгексана подвергли дегидроциклизации (ароматизации). При этом выделился такой объем водорода (н. у.), которого хватило для полного каталитического гидрирования пропина массой 24 г. Продукты дегидроциклизации подвергли хлорированию на свету. Получена смесь монохлорпроизводных в мольном соотношении 1:2 с выходом соответственно 85 и 90 % (веществу с большей молярной массой соответствует меньшее количество). Вычислите массу исходной смеси и массовые доли монохлорпроизводных в полученной смеси.

***9.263.** Терефталевую кислоту получают жидкофазным окислением *n*-ксилола на установке производительностью 360 т кислоты в сутки. В реактор поступают *n*-ксилол и уксусная кислота в мольном соотношении 1 : 1,77, а также катализатор (плотность всей смеси 1035 кг/м³). Определите объемный расход смеси за 1 ч на входе в реактор, если массовая доля поступающего катализатора равна 0,9 % от массы расходуемого *n*-ксилола, степень конверсии (превращения) *n*-ксилола — 95 %, а выход терефталевой кислоты — 94 %.

9.264. Газ, образовавшийся при полном сгорании смеси бензола с циклогексеном, пропустили через баритовую воду и получили 35,5 г белого осадка. Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси, если такое же количество ее может обесцветить 50 г бромной воды, содержащей 3,2 % брома.

***9.265.** Малениновый ангидрид получают окислением бензола воздухом на оксиде ванадия при 300–425 °С. Производительность реактора — 444 кг маленинового ангидрида в час. Определите объем воздуха, необходимого для окисления бензола в час, если мольное соотношение кислорода и бензола равно 20:1. Степень превращения бензола 95 %, выход маленинового ангидрида 70 %.

9.266. Гомолог стирола может присоединить 4,05 г бромоводорода. Образец этого вещества такой же массы при сгорании образует 12,32 л (н. у.) углекислого газа. Определите молярную массу гомолога стирола, напишите его структурную формулу, если при его окислении перманганатом калия в кислотной среде при нагревании получают бензойную кислоту и бутанон-2.

***9.267.** На установку производительностью 4100 кг хлорбензола в час подают 19 т бензола. Определите массу испарившегося бензола, если содержание бензола в реакционной смеси равно 8800 кг/ч, а выход хлорбензола составляет 93 % .

9.268. Смесь гексана с гептаном массой 4,72 г была подвергнута дегидроциклизации на платиновом катализаторе. Полученные продукты реакции прореагировали с раствором перманганата калия. На нейтрализацию продуктов окисления потребовалось 100 мл 0,3 М раствора гидроксида натрия. Вычислите массовую долю гексана в исходной смеси углеводородов, считая, что все процессы протекают количественно.

Глава 10. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Общие сведения о кислородсодержащих органических веществах

Классификация

Кислородсодержащие органические соединения состоят из трех элементов — углерода, водорода, кислорода. Их можно рассматривать как производные углеводородов, содержащие функциональные группы, в состав которых входят атомы кислорода.

В органических соединениях кислород обычно двухвалентен. Атом кислорода, в зависимости от типа связи с атомом углерода (одинарная или двойная), а также от числа углеводородных радикалов, с которыми он соединен, образует различные функциональные группы. В состав функциональных групп могут входить 1–3 атома кислорода. Наличие этих функциональных групп в органических веществах и определяет их принадлежность к кислородсодержащим соединениям (табл. 97).

Таблица 97

Классы кислородсодержащих органических соединений

Классы кислородсодержащих органических соединений	Примеры
Спирты — производные углеводородов, в молекулах которых атом водорода у $C\ sp^3$ замещен на гидроксильную группу OH	$ROH: CH_3OH; C_2H_5OH;$ $CH_2=CH-CH_2OH;$ $CH\equiv C-CH_2OH$
Фенолы — производные ароматических углеводородов (аренов), в молекулах которых атом водорода в бензольном кольце замещен на гидроксильную группу	$ArOH: C_6H_5OH; CH_3-C_6H_4OH$
Простые эфиры — органические соединения, в молекулах которых атом кислорода соединен одинарными связями с двумя углеводородными радикалами	$R-O-R: CH_3-O-CH_3; C_2H_5-O-C_2H_5;$ $CH_3-O-CH=CH_2; C_6H_5-O-CH_3$

Окончание табл. 97

Классы кислородсодержащих органических соединений	Примеры
<p>Альдегиды — производные углеводородов, в молекулах которых атом водорода замещен на альдегидную группу $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$</p> <p>(исключение: формальдегид HCHO)</p>	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}; \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}; \text{CH}_2=\text{CH}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H};$ $\text{CH}\equiv\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}; \text{C}_6\text{H}_5-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$
<p>Кетоны — органические соединения, в молекулах которых карбонильная группа $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-$ соединена с двумя углеводородными радикалами</p>	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}; \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3;$ $\text{CH}_2=\text{CH}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3; \text{C}_6\text{H}_5-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$
<p>Карбоновые кислоты — производные углеводородов, в молекулах которых атом водорода замещен на карбоксильную группу $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ (исключение: муравьиная кислота HCOOH)</p>	$\text{R}-\text{COOH}; \text{CH}_3\text{COOH}; \text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH};$ $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{COOH}; \text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}; \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{COOH}$
<p>Сложные эфиры — продукты замещения атомов водорода групп OH в молекулах минеральных или карбоновых кислот на углеводородные радикалы</p>	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OR}; \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_3;$ $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5; \text{C}_2\text{H}_5-\text{ONO}_2$
<p>Ангидриды карбоновых кислот — органические вещества, содержащие функциональную группу $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-$, соединенную с двумя углеводородными радикалами</p>	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}; \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3;$ $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{C}_2\text{H}_5$

Физические свойства

Кислородсодержащие органические соединения имеют молекулярное строение. В обычных условиях они представляют собой жидкости или твердые вещества в зависимости от числа атомов углерода в молекуле (исключения: муравьиный альдегид и диметилловый эфир — газы).

Низшие представители спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот хорошо растворимы в воде за счет образования водородных связей с молекулами воды. По мере удлинения углеродной цепи растворимость в воде снижается. Простые эфиры, за исключением диметилового эфира, сложные эфиры, а также фенолы плохо растворимы в воде. Ангидриды карбоновых кислот гидролизуются водой.

Кислородсодержащие органические соединения, особенно низшие представители каждого класса, обладают характерными запахами.

Общие закономерности изменения физических свойств в гомологических рядах кислородсодержащих органических соединений такие же, как и у углеводородов (см. главу 9). Отличительная их особенность в сравнении с углеводородами — более высокие температуры кипения. Это связано с большей полярностью молекул кислородсодержащих соединений. Однако только этим фактором нельзя объяснить аномально высокие по сравнению с характеристиками других кислородсодержащих органических соединений температуры кипения спиртов и карбоновых кислот. Высокие температуры кипения спиртов и карбоновых кислот обусловлены наличием межмолекулярных водородных связей. В кислотах она более прочная, чем в спиртах, поэтому температуры кипения кислот более высокие, чем у спиртов.

В табл. 98 приведены для сравнения температуры кипения ряда соединений с близкими молекулярными массами, но с различным строением.

Таблица 98

**Температуры кипения
некоторых кислородсодержащих органических соединений**

Название	Формула	<i>M</i>	<i>t</i> _{кип} , °C
Диэтиловый эфир	$C_2H_5-O-C_2H_5$	74	35
Бутаналь	$CH_3-CH_2-CH_2-C \begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{matrix}$	72	76
Бутиловый спирт	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2OH$	74	118
Пропионовая кислота	CH_3-CH_2-COOH	74	141
Метилацетат	CH_3COOCH_3	74	51
Метилэтилкетон	$CH_3-C \begin{matrix} \parallel \\ \text{O} \end{matrix} -CH_2-CH_3$	72	80

Изомерия и номенклатура

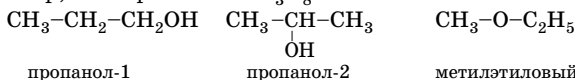
Для кислородсодержащих органических соединений характерны все виды структурной изомерии — изомерия углеродного скелета, положения функциональной группы (исключение составляют альдегиды и карбоновые кислоты), межклассовая изомерия.

Межклассовая изомерия:

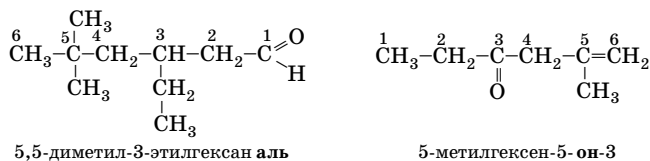
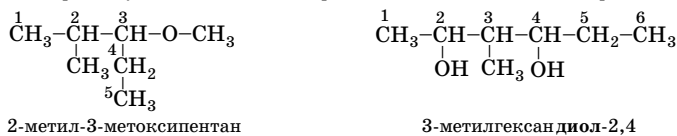
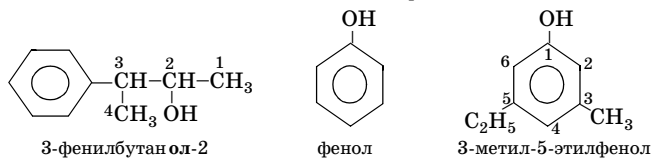
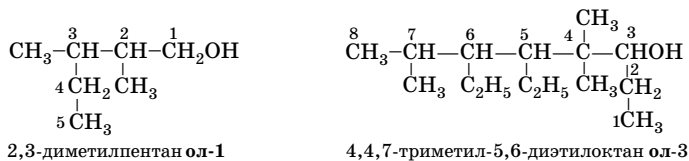
- спирты изомерны простым эфирам ($C_nH_{2n+2}O$);
- альдегиды изомерны кетонам ($C_nH_{2n}O$);
- карбоновые кислоты изомерны сложным эфирам ($C_nH_{2n}O_2$).

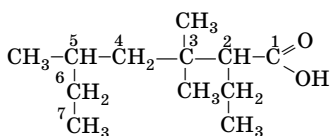
Пространственная изомерия возможна для тех кислородсодержащих органических соединений, в молекулах которых имеется асимметрический атом углерода или двойная связь в углеводородном радикале.

Например, изомеры состава C_3H_8O :

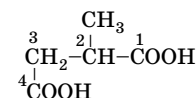


Примеры использования заместительной номенклатуры ИЮПАК:

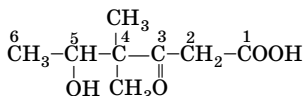




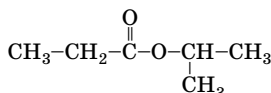
3,3,5-триметил-2-этилгептановая кислота



2-метилбутандиовая кислота



5-гидрокси-4,4-диметил-3-оксогексановая кислота



изопропилпропаноат

Предельные одноатомные спирты ($\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$)

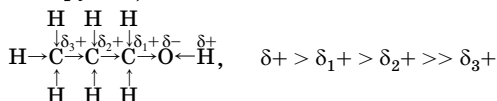
Особенности строения

Предельные одноатомные спирты иначе называют алканолами. Химические свойства спиртов, как и органических соединений любого класса, обусловлены их строением. В спиртах, в отличие от алканов, появляются *полярные связи*:

1) наиболее полярна связь O—H (разница в электроотрицательностях атомов кислорода и водорода составляет 1,4);

2) менее полярна связь C—O (разница в электроотрицательностях равна 1);

3) наименее полярны связи $\text{C}_\alpha\text{—H}$ и $\text{C}_\beta\text{—H}$ (полярность этих связей обусловлена влиянием отрицательного индуктивного эффекта гидроксильной группы):



Химические свойства

Для спиртов возможны реакции, протекающие с участием:

- атома водорода гидроксильной группы;
- гидроксильной группы;

- атома водорода гидроксильной группы и связи $C_\alpha-H$;
- гидроксильной группы и связи $C_\beta-H$.

Таким образом, все химические превращения спиртов (табл. 99) сопровождаются расщеплением связей:

- $O-H$;
- $C-OH$;
- $O-H$ и $C_\alpha-H$
- $C-OH$ и $C_\beta-H$.

Спирты проявляют *слабые амфотерные* свойства: кислотные за счет атома водорода гидроксильной группы, основные — за счет поделенной пары электронов атома кислорода.

Таблица 99

Химические свойства спиртов

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связи O—H	
<p>I. Замещение атома H</p> <p>1. Взаимодействие с активными металлами</p> $2C_2H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_2H_5ONa + H_2\uparrow$ $2CH_3OH + 2K \rightarrow 2CH_3OK + H_2\uparrow$ $6CH_3-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}}\text{OH} + 2Al \xrightarrow{HgCl_2, t} 2\left(CH_3-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}}-O\right)Al + 3H_2\uparrow$ $RONa + H_2O \rightleftharpoons ROH + NaOH$ <p>2. Взаимодействие с органическими и кислородсодержащими неорганическими кислотами</p> $C_2H_5O-H + HO-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-CH_3 \xrightleftharpoons{H_2SO_4 (\text{конц.}), t} C_2H_5-O-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-CH_3 + H_2O$ $C_2H_5OH + HONO_2 \xrightleftharpoons{H_2SO_4 (\text{конц.})} C_2H_5ONO_2 + H_2O$ $C_2H_5OH + HOSO_2OH \xrightleftharpoons{\text{на холоду}} C_2H_5OSO_2OH + H_2O$	<p>Спирты проявляют более слабые кислотные свойства, чем вода. Они реагируют со щелочными металлами менее бурно, поэтому их используют для утилизации натрия. Кислотность спиртов убывает в ряду:</p> <p>CH_3OH — первичные — вторичные — третичные спирты</p> <p>Алкоголяты легко гидролизуются, равновесие смещено вправо</p> <p>Эти реакции называют реакциями этерификации, они приводят к образованию сложных эфиров. Методом «меченых атомов» доказано отщепление атома водорода от гидроксила спирта. Реакция обратная этерификации — гидролиз</p>

Продолжение табл. 99

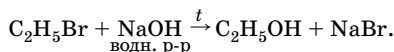
Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связи С–ОН	
<p>II. Замещение ОН-группы</p> <p>1. Взаимодействие с галогеноводородами</p> $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HCl} \xrightarrow{\text{ZnCl}_2, t} \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CHOH} + \text{HCl} \xrightarrow{\text{ZnCl}_2} \text{CH}_3-\text{CHCl} + \text{H}_2\text{O} \\ \qquad \qquad \qquad \\ \text{CH}_3 \qquad \qquad \qquad \text{CH}_3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C}-\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \\ \qquad \qquad \qquad \\ \text{CH}_3 \qquad \text{конц.} \qquad \text{CH}_3 \end{array}$ <p>2. Взаимодействие с тригалогенидами фосфора</p> $3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{PBr}_3 \rightarrow 3\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{H}_3\text{PO}_3$ <p>3. Взаимодействие с аммиаком</p> $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{NH}_3 \xrightarrow{\text{Al}_2\text{O}_3, 300^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>Реакционная способность спиртов в этих реакциях тем выше, чем больше их основность. Она возрастает в ряду:</p> <p>первичные — вторичные — третичные спирты</p> <p>Реакционная способность HNaI убывает в ряду:</p> <p>$\text{HI} - \text{HBr} - \text{HCl}$</p> <p>Наряду с первичными аминами образуются вторичные и третичные</p>
Реакции, протекающие с расщеплением связей О–Н и $\text{C}_\alpha\text{—H}$	
<p>III. Реакции дегидрирования</p> <p>1. Первичных спиртов</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}^\alpha-\text{O}-\text{H} \xrightarrow{t, \text{Cu}} \text{CH}_3-\text{C}=\text{O} + \text{H}_2 \\ \\ \text{H} \end{array}$ <p>2. Вторичных спиртов</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}^\alpha-\text{CH}_3 \xrightarrow{t, \text{Cu}} \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 + \text{H}_2 \\ \\ \text{O}-\text{H} \\ \\ \text{O} \end{array}$ <p>IV. Реакции окисления</p> <p>1. Первичных спиртов</p> $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \xrightarrow{t} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH} + 2[\text{O}] \xrightarrow{t, \text{кат.}} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Вторичных спиртов</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{CuO} \xrightarrow{t} \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \\ \qquad \qquad \qquad \\ \text{OH} \qquad \qquad \qquad \text{O} \end{array} + \text{Cu}$	<p>Образование разных продуктов в реакциях дегидрирования и окисления позволяет отличить первичные, вторичные и третичные спирты. Первичные спирты в этих реакциях превращаются в альдегиды, вторичные — в кетоны. Третичные спирты в этих условиях не подвергаются дегидрированию и окислению (из-за отсутствия атома водорода при атоме углерода, связанном с гидроксилом)</p> <p>При определенных условиях возможно окисление первичных спиртов до карбоновых кислот</p>

Окончание табл. 99

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связей С–ОН и С_β–Н	
<p>V. Внутримолекулярная дегидратация</p> $\begin{array}{c} \beta \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array} \xrightarrow{\text{Al}_2\text{O}_3, t} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}), t} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>или</p> $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH} + \text{HOSO}_2\text{OH} \xrightarrow[\text{конц.}]{-\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OSO}_2\text{OH} \xrightarrow{\geq 140^\circ\text{C}} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$	<p>Реакции внутримолекулярной дегидратации часто сопровождаются перемещением двойной связи или перегруппировкой углеродного скелета</p>
Реакции, протекающие с расщеплением связи С–ОН одной молекулы и связи О–Н другой молекулы	
<p>VI. Межмолекулярная дегидратация</p> $2\text{C}_2\text{H}_5-\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{250^\circ\text{C}, \text{Al}_2\text{O}_3} \text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{C}_2\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}), 140^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Химизм процесса:</p> $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{конц.}]{} \text{C}_2\text{H}_5\text{OSO}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OSO}_2\text{OH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow{140^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4$	<p>При взаимодействии двух разных спиртов всегда образуется смесь трех простых эфиров</p>
Реакции, протекающие с расщеплением всех связей	
<p>VII. Горение (полное окисление)</p> $2\text{CH}_3\text{OH} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O} + \frac{3n}{2}\text{O}_2 \xrightarrow{t} n\text{CO}_2 + (n+1)\text{H}_2\text{O}$	<p>Смесь метанола с бензином имеет очень высокое октановое число — около 110, поэтому широко обсуждается возможность использования метанола в смеси с бензином в качестве автомобильного горючего</p>

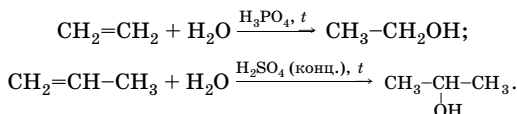
Получение одноатомных спиртов

1. Гидролиз моногалогеналканов водными растворами щелочей:



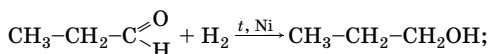
Реакционная способность галогенидов RX к гидролизу увеличивается в ряду: $\text{RCl} - \text{RBr} - \text{RI}$.

2. Гидратация алкенов (промышленный способ):

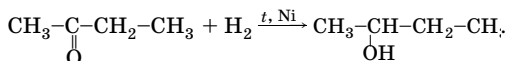


3. Гидрирование альдегидов и кетонов:

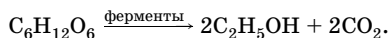
а) из альдегидов образуются первичные спирты:



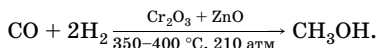
б) из кетонов образуются вторичные спирты:



4. Получение этанола спиртовым брожением углеводов (промышленный способ):



5. Получение метанола (промышленный способ):



Многоатомные спирты

Химические свойства

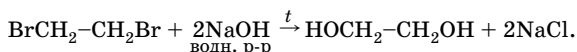
Многоатомные спирты относятся к полифункциональным соединениям, так как в своем составе содержат несколько гидроксильных групп.

Двухатомные спирты называют **гликолями**, общая формула двухатомных спиртов $\text{C}_n\text{H}_{2n}(\text{OH})_2$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}_2$.

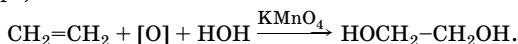
Получение многоатомных спиртов

Получение диолов-1,2

1. Гидролиз 1,2-дигалогеналканов:

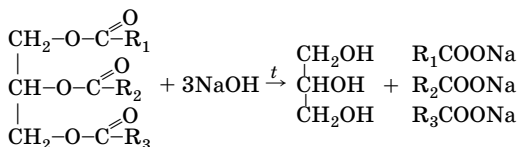


2. Гидроксилирование алкенов (окисление алкенов перманганатом калия в нейтральной или слабощелочной среде при комнатной температуре):

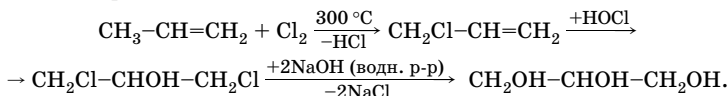


Получение глицерина

1. Гидролиз жиров:



2. Из пропилена:



Фенолы

Особенности строения

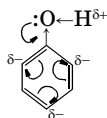
Фенолы — природные и синтетические соединения, молекулы которых содержат гидроксильную группу, связанную с атомом углерода бензольного кольца.

В зависимости от числа гидроксильных групп в бензольном кольце различают фенолы одноатомные, двухатомные и т. д.

Простейшим представителем одноатомных фенолов является фенол (гидроксibenзол, карболовая кислота) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$.

Фенол и его гомологи — полярные соединения. В отличие от алкалонов в молекуле фенола за счет взаимодействия неподеленной пары

p -электронов атома кислорода с $6p$ -электронной системой бензольного кольца уменьшается электронная плотность на атоме кислорода, что приводит к *увеличению полярности связи* O—H, а следовательно, к *усилению кислотных свойств* фенола в сравнении с алканолами.



$+M(\text{OH}) > -I(\text{OH})$

В бензольном кольце увеличивается электронная плотность на атомах углерода преимущественно в o - и p -положениях. За счет положительного мезомерного эффекта гидроксильной группы образуется делокализованная p, π -система из 8 электронов (6 π -электронов бензольного кольца и 2 p -электрона атома кислорода). Связь $Csp^2\text{--O}$ приобретает частичную двоевязанность, что приводит к *увеличению ее прочности* в сравнении с подобной связью в алканолах.

Химические свойства

Химические превращения фенола (табл. 100) протекают в основном с расщеплением:

- связи O—H;
- связей $Csp^2\text{--H}$ преимущественно в o - и p -положениях;
- единого $6p$ -электронного облака бензольного кольца.

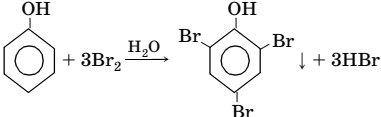
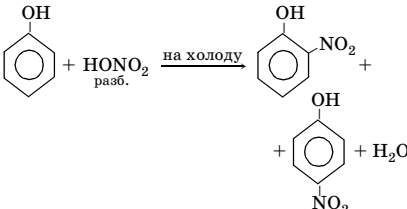
В отличие от спиртов реакции по связи C—O для фенола не характерны.

Таблица 100

Химические свойства фенола

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связи O—H	
I. Замещение атома H гидроксильной группы 1. Взаимодействие с металлами $2C_6H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_6H_5ONa + H_2 \uparrow$ 2. Взаимодействие с щелочами $C_6H_5OH + NaOH \rightarrow C_6H_5ONa + H_2O$ $C_6H_5ONa + CO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_5OH + NaHCO_3$	В отличие от спиртов фенолы вступают в реакцию с щелочами, а не только с щелочными металлами. Таким образом, фенол проявляет более сильные кислотные свойства, чем спирты, но более слабые, чем угольная и сернистая кислоты

Продолжение табл. 100

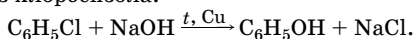
Тип реакции	Примечание
<p>3. Взаимодействие с ангидридами карбоновых кислот</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{-O-H} + \text{CH}_3\text{-C(=O)-O-C(=O)-CH}_3 \xrightarrow{t} \text{C}_6\text{H}_5\text{-O-C(=O)-CH}_3 + \text{CH}_3\text{COOH}$ <p>4. Взаимодействие с галогенангидридами карбоновых кислот</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{-O-H} + \text{Cl-C(=O)-CH}_3 \xrightarrow{t} \text{C}_6\text{H}_5\text{-O-C(=O)-CH}_3 + \text{HCl}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{-ONa} + \text{Cl-C(=O)-CH}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{-O-C(=O)-CH}_3 + \text{NaCl}$ <p>5. Взаимодействие с FeCl₃</p> $6\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{FeCl}_3 \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_5\text{O})_3\text{Fe}^{3+} \cdot (\text{C}_6\text{H}_5\text{OH})_3 + 3\text{Cl}^-$	<p>В отличие от спиртов фенол практически не реагирует с карбоновыми кислотами. Сложные эфиры получают при взаимодействии фенола (фенолята натрия) с ангидридами или галогенангидридами карбоновых кислот</p> <p>Наиболее легко ацилируются феноляты</p> <p>Это <i>качественная реакция</i> на фенол — появляется фиолетовое окрашивание, исчезающее при добавлении кислоты</p>
Реакции, протекающие с расщеплением связи Csp²-H	
<p>II. Электрофильное замещение</p> <p>1. Бромирование</p>  <p>или</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH} \downarrow + 3\text{HBr}$ <p>2. Нитрование</p> 	<p>Реакции электрофильного замещения фенола протекают преимущественно в <i>o</i>- и <i>p</i>-положения и легче, чем в случае бензола.</p> <p>Реакция бромирования применяется как <i>качественная</i> для обнаружения фенола, так как помутнение заметно даже при сильном разбавлении фенола (1 : 100 000).</p> <p>Реакцию мононитрования фенола, в отличие от бензола, проводят не нитрующей смесью, а разбавленной азотной кислотой</p>

Окончание табл. 100

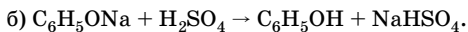
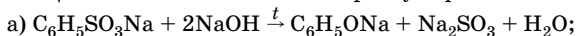
Тип реакции	Примечание
	Константа кислотной диссоциации 2,4,6-тринитрофенола (пикриновой кислоты) сравнима с константой диссоциации соляной кислоты
Реакции, протекающие с расщеплением π-электронного облака	
III. Реакции присоединения Гидрирование 	Циклогексанол — исходное сырье для получения капролактама, из которого получают синтетическое волокно — капрон
Реакции, протекающие с расщеплением всех связей	
IV. Горение (полное окисление) $C_6H_5OH + 7O_2 \xrightarrow{t} 6CO_2 + 3H_2O$	

Получение фенола

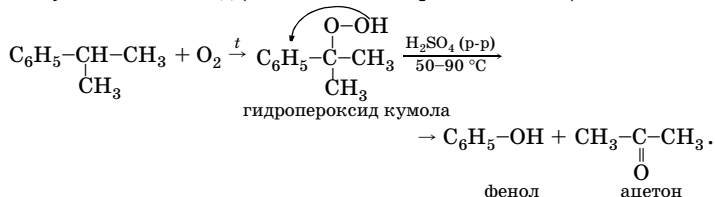
- Из каменноугольной смолы.
- Гидролиз хлорбензола:



- Щелочное плавление солей аренсульфоновых кислот:



- Кумольный метод (окисление изопропилбензола):



Эти методы также можно использовать для получения гомологов фенола.

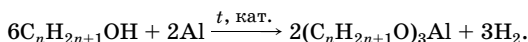
Решение типовых задач

Задача 1. Выведите молекулярную формулу алканола, если при нагревании 11,46 мл его ($\rho = 0,785$ г/мл) с алюминием в присутствии катализатора было получено 10,2 г продукта реакции. Окисление исходного алканола привело к образованию кетона. Составьте его структурную формулу, дайте название.

Решение

1. Алканола — это предельные одноатомные спирты с общей формулой $C_nH_{2n+1}OH$.

Напишем уравнение реакции:



2. Находим массу спирта:

$$m = V\rho; \quad m(C_nH_{2n+1}OH) = 11,46 \text{ мл} \cdot 0,785 \text{ г/мл} = 9 \text{ г}.$$

3. Находим количество вещества спирта и алкоголята алюминия:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(C_nH_{2n+1}OH) = \frac{9 \text{ г}}{(14n + 18) \text{ г/моль}};$$

$$n((C_nH_{2n+1}O)_3Al) = \frac{10,2 \text{ г}}{(42n + 78) \text{ г/моль}}.$$

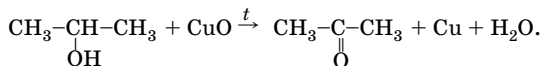
Составляем равенство, исходя из уравнения реакции, и находим n :

$$\frac{n(C_nH_{2n+1}OH)}{n((C_nH_{2n+1}O)_3Al)} = \frac{6}{2} = \frac{3}{1}; \quad n(C_nH_{2n+1}OH) = 3n((C_nH_{2n+1}O)_3Al);$$

$$\frac{9}{14n + 18} = \frac{3 \cdot 10,2}{42n + 78}; \quad n = 3.$$

5. Составляем структурную формулу спирта.

Кетоны образуются при окислении вторичных спиртов, следовательно, исходный спирт — пропанол-2:



О т в е т: пропанол-2.

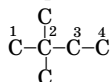
Задача 2. К каким двум классам органических соединений может относиться вещество состава $C_nH_{2n+2}O$? Приведите структурные формулы этих соединений с $n = 6$, если в каждом из них содержится четвертичный атом углерода. Дайте названия веществам, укажите общее число изомеров, соответствующих условию задачи.

Решение

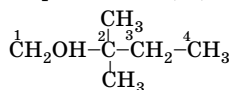
1. Общей формуле $C_nH_{2n+2}O$ или $C_nH_{2n+1}OH$ соответствуют два класса органических соединений: а) предельные одноатомные спирты; б) простые эфиры.

2. Составим структурные формулы спиртов.

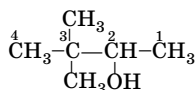
Углеродный скелет молекулы содержит четвертичный атом углерода (общее число атомов углерода 6):



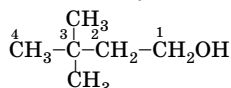
Принципиально различны три положения функциональной группы спиртов $-OH$: 1, 3, 4:



2,2-диметилбутанол-1

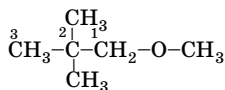


3,3-диметилбутанол-2



3,3-диметилбутанол-1

3. Составим структурную формулу простого эфира, исходя из вышеприведенного углеродного скелета. Для соблюдения условия задачи необходимо разместить атом кислорода между 3 и 4 атомами углерода, других вариантов нет:



2,2-диметил-1-метоксипропан
(метилнеопентилевый эфир)

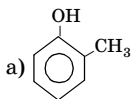
О т в е т: 4 изомера.

Задача 3. Напишите структурные формулы всех изомерных соединений ароматического ряда общей формулы C_7H_8O , дайте им названия. Каким классам соединений они соответствуют?

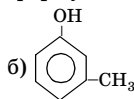
Решение

1. Состав C_7H_8O соответствует общей формуле $C_nH_{2n-6}O$. Это могут быть: а) фенолы; б) ароматические спирты; в) жирноароматические простые эфиры.

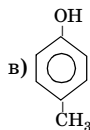
2. Составим структурные формулы и дадим названия:



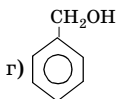
о-метилфенол



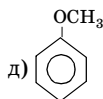
м-метилфенол



п-метилфенол



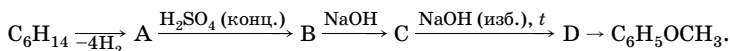
бензиловый спирт



метилфениловый эфир

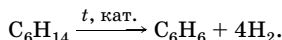
От в е т: фенолы (а–в); ароматический спирт (г); простой эфир (д).

Задача 4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

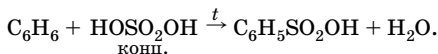


Решение

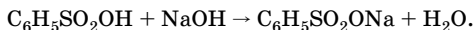
1. При отщеплении 4 моль водорода от гексана получают бензол (А):



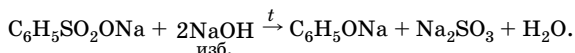
2. Бензол вступает в реакцию электрофильного замещения с концентрированной H_2SO_4 с образованием бензолсульфоновой кислоты (В):



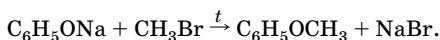
3. Бензолсульфоновая кислота реагирует со щелочью с образованием натриевой соли бензолсульфоновой кислоты (С):



4. Щелочное плавление натриевой соли бензолсульфоновой кислоты с избытком щелочи приводит к феноляту натрия (D):



5. Фенолят натрия вступает в реакцию с бромметаном, при этом получается метилфениловый эфир:

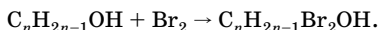


Задача 5. Установите строение вещества, которое называют спиртом листьев. Известно, что это *цис*-изомер одноатомного спирта этиленового ряда; 4,5 г его обесцвечивают полностью 180 г 4 %-ного раствора брома в тетрахлорметане. При окислении этого вещества в жестких условиях образуются только два органических соединения: пропановая и пропандиовая кислоты. Исходный спирт имеет сильный запах листьев и свежей травы, содержится во многих фруктах, растениях. Его применяют для составления парфюмерных композиций и как компонент пищевых эссенций.

Решение

1. Одноатомные спирты этиленового ряда имеют общую формулу $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{OH}$.

Напишем уравнение реакции:



2. Находим массу и количество вещества брома:

$$m(\text{Br}_2) = m(\text{р-ра}) \cdot w;$$

$$m(\text{Br}_2) = 180 \text{ г} \cdot 0,04 = 7,2 \text{ г};$$

$$n = \frac{m}{M};$$

$$n(\text{Br}_2) = \frac{7,2 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,045 \text{ моль}.$$

3. Находим количество вещества и молярную массу спирта.

По уравнению $n(\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{OH}) = n(\text{Br}_2) = 0,045 \text{ моль}$;

$$M = \frac{m}{M};$$

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{OH}) = \frac{4,5 \text{ г}}{0,045 \text{ моль}} = 100 \text{ г/моль}.$$

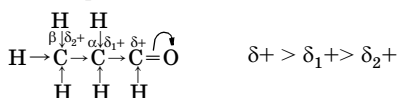
4. Составляем уравнение и находим n :

$$14n + 16 = 100; \quad n = 6.$$

Молекулярная формула спирта $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{OH}$.

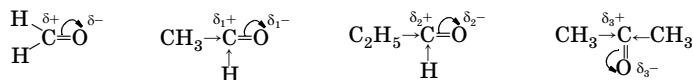
Наличие карбонильной группы в основном и определяет химические свойства альдегидов и кетонов. Атом углерода карбонильной группы (как и атомы углерода в алкенах) находится в sp^2 -гибридном состоянии и соединен тремя σ -связями с другими атомами. За счет бокового перекрывания p -электронных облаков атома углерода и кислорода образуется π -связь.

Отличительная черта карбонильной группы — ее *полярность*, обусловленная большей электроотрицательностью атома кислорода. π -Электронное облако смещено к атому кислорода, в результате он приобретает частичный отрицательный заряд δ^- , а атом углерода — частичный положительный заряд δ^+ . Карбонильная группа увеличивает подвижность атома водорода в альдегидной группе и атома водорода в α -положении:



Химические свойства

Типичные реакции альдегидов и кетонов — реакции *нуклеофильного присоединения*. Чем больше δ^+ на карбонильном атоме углерода, тем выше его реакционная способность по отношению к нуклеофильным реагентам. В ряду



$\delta^+ > \delta_1 > \delta_2 > \delta_3^+$, а следовательно, реакционная способность убывает.

Таким образом, альдегиды более реакционноспособны по отношению к нуклеофильным реагентам, чем кетоны. Это объясняется совместным действием электронных и пространственных факторов. Так, альдегиды, в отличие от кетонов, очень чувствительны к действию окислителей за счет альдегидного атома водорода.

Все химические превращения альдегидов и кетонов (табл. 101) преимущественно протекают с расщеплением:

- π -связи в карбонильной группе;
- связи C–H в альдегидной группе и связей C–C $_{\alpha}$ в кетонах;
- связи C $_{\alpha}$ –H.

Таблица 101

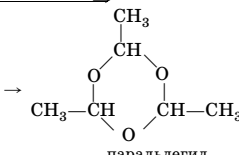
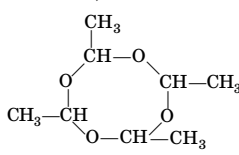
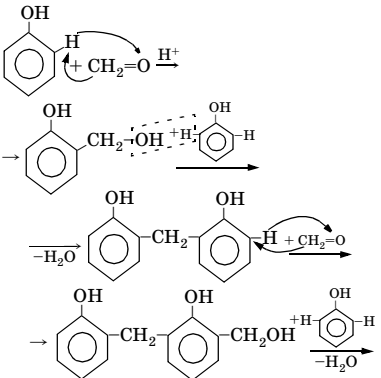
Химические свойства альдегидов и кетонов

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением π-связи C=O	
<p>I. Реакции присоединения</p> <p>1. Гидрирование</p> $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <p>2. Присоединение спиртов</p> <p>а) с образованием полуацеталей</p> $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightleftharpoons{\text{H}^+} \rightleftharpoons \text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$ <p>б) с образованием ацеталей</p> $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array} + 2\text{CH}_3\text{OH} \xrightleftharpoons{\text{H}^+} \rightleftharpoons \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{OCH}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. Присоединение синильной кислоты</p> $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array} + \text{H}-\text{C}\equiv\text{N} \xrightarrow{\text{OH}^-} \text{CH}_3-\underset{\text{CN}}{\text{CH}}-\text{OH}$ $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array} - \text{CH}_3 + \text{HCN} \xrightarrow{\text{OH}^-} \text{CH}_3-\underset{\text{HO}}{\underset{\text{CN}}{\text{C}}}-\text{CH}_3$ <p>4. Присоединение гидросульфита натрия</p> $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array} + \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{SO}_3\text{Na} \downarrow$ $\text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{SO}_3\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{O}}{\text{C}}-\text{H} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$	<p>При восстановлении альдегидов получают первичные спирты, кетонов – вторичные спирты. Восстановителями могут быть также $(\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{O})_3\text{Al}$, LiAlH_4 и т.д.</p> <p>Ацетали — нерастворимые в воде жидкости приятного, часто фруктового запаха. Кетали не образуются при непосредственном взаимодействии кетонов со спиртами</p> <p>Кетоны также присоединяют HCN, но в более жестких условиях. Образующиеся оксинитрилы (циангидрины) — важные промежуточные продукты для получения окси- и аминокислот</p> <p>Из кетонов в эту реакцию вступают только кетоны типа $\text{R}-\underset{\text{O}}{\text{C}}-\text{CH}_3$. Это <i>качественная реакция</i> на карбонильную группу. Используется также для очистки альдегидов и кетонов. Гидросульфитные производные в кислотной среде гидролизуются</p>

Продолжение табл. 101

Тип реакции	Примечание
<p>5. Присоединение магнийорганических соединений (реактива Гриньяра)</p> <p>а) к муравьиному альдегиду</p> $\text{H}_2\text{C}=\text{O} + \text{C}_2\text{H}_5\text{MgBr} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{O}-\text{MgBr} \\ \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \begin{array}{c} \text{C}_2\text{H}_5 \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH} \end{array} + \text{MgOHBr}$ <p>б) к другим альдегидам (кроме муравьиного)</p> $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{O} + \text{CH}_3\text{MgBr} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{OMgBr} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{MgOHBr}$ <p>в) к кетонам</p> $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{CH}_3 + \text{C}_2\text{H}_5\text{MgBr} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OMgBr} \\ \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array} + \text{MgOHBr}$	<p>Реактив Гриньяра — это магнийорганическое соединение типа RMgHal ($\text{Hal} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$).</p> <p>Взаимодействие муравьиного альдегида с реактивом Гриньяра — способ получения первичных спиртов. Образующиеся промежуточные продукты — алколяты магния — неустойчивы и легко гидролизуются</p> <p>Это способ получения вторичных спиртов</p> <p>Взаимодействие реактива Гриньяра с кетонами приводит к образованию третичных спиртов</p>
<p>II. Реакции полимеризации</p> <p>1. Линейная полимеризация</p> $n\text{CH}_2=\text{O} \rightarrow \text{[-CH}_2\text{-O-]}_n$ <p style="text-align: center;">параформ</p> $n\text{CH}_2=\text{O} \xrightarrow{\text{кат.}} \text{[-CH}_2\text{-O-]}_n$ <p style="text-align: center;">полиформальдегид</p> <p>2. Циклическая тримеризация</p> $3\text{CH}_2=\text{O} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{CH}_2 \quad \quad \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array}$ <p style="text-align: center;">триоксиметилен (триоксан)</p>	<p>Параформ образуется при длительном стоянии раствора формальдегида ($n = 8-12$)</p> <p>Полиформальдегид образуется при полимеризации в полярном растворителе в присутствии катализатора ($n > 1000$)</p> <p>Триоксиметилен получают перегонкой 60 %-ного водного раствора формальдегида с H_2SO_4 (разб.)</p>

Продолжение табл. 101

Тип реакции	Примечание
$3\text{CH}_3\text{-CH=O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)}}$  <p style="text-align: center;">паральдегид</p>	<p>При внесении капли H_2SO_4 (конц.) происходит тримеризация уксусного альдегида</p>
<p>3. Циклическая тетрамеризация</p> $4\text{CH}_3\text{-CH=O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)}}$  <p style="text-align: center;">метальдегид</p>	<p>При проведении реакции ниже 0°C образуется метальдегид. Применяется как твердое горючее — «твердый спирт»</p>
<p>III. Реакции поликонденсации Взаимодействие формальдегида с фенолом</p>  <p>и т. д. Суммарно:</p> $n \text{ (phenol) } + n \text{CH}_2\text{=O} \xrightarrow{\text{H}^+} \left[\text{phenol-CH}_2 \right]_n + n\text{H}_2\text{O}$	<p>Поликонденсация фенола с муравьиным альдегидом — сложный многостадийный экзотермический процесс. При этом образуется высокомолекулярное соединение — феноло-формальдегидная смола — и выделяется в качестве побочного продукта вода (низкомолекулярное соединение). Феноло-формальдегидные полимеры находят широкое применение в качестве коррозионноустойчивых покровных лаков, для пропитки и проклейки различных материалов, изготовления высокопрочных изделий, деталей машин и т. д.</p>

Продолжение табл. 101

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связи С–Н в альдегидной группе и связей С–C_α в кетонах	
<p>IV. Окисление</p> <p>1. Окисление альдегидов</p> <p>а) аммиачным раствором оксида серебра</p> $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \xrightarrow{t}$ $\rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{ONH}_4 \end{array} + 2\text{Ag}\downarrow + 3\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>или упрощено</p> $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{\text{NH}_3 \text{ (p-p)}}$ $\rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + 2\text{Ag}\downarrow$ <p>б) гидроксидом меди(II)</p> $\text{C}_2\text{H}_5-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow[t, \text{OH}^-]{\text{голубой осадок}}$ $\rightarrow \text{C}_2\text{H}_5-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center; margin-left: 100px;">красно-кирпичный</p> $\text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{Cu}\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>2. Окисление кетонов</p> $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + 7[\text{O}] \rightarrow$ $\xrightarrow{\text{KMnO}_4, \text{H}^+, t} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH} +$ $+ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH} +$ $+ \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	<p>Реакция «серебряного зеркала» — качественная на альдегиды</p> <p>При нагревании в щелочном растворе с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ альдегиды легко окисляются, восстанавливая соединения меди(II) до Cu_2O. Муравьиный альдегид восстанавливает $\text{Cu}(\text{OH})_2$ преимущественно до Cu.</p> <p>Это тоже качественная реакция на альдегиды.</p> <p>Качественной реакцией на альдегиды является также взаимодействие с фуксинсернистой кислотой (бесцветный раствор приобретает синевато-красную окраску)</p> <p>Кетоны окисляются в более жестких условиях, чем альдегиды, при этом происходит расщепление углеродной цепи перед и после карбонильной группы с образованием смесей кислот. Эта реакция может быть применена для установления строения кетонов</p>

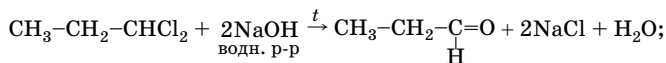
Окончание табл. 101

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связи Cα-H	
V. Реакции замещения (галогенирования) $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CH}_2\text{Cl}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + \text{HCl}$ $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + 2\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CHCl}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + 2\text{HCl}$ $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CCl}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + 3\text{HCl}$ $\text{CH}_3-\overset{\alpha}{\text{C}}\text{H}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CH}_3-\underset{\text{Cl}}{\text{C}}\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + \text{HCl}$	Реакции бромирования, хлорирования, иодирования катализируются как кислотами, так и основаниями. Галогенирование в щелочной среде приводит к образованию галоформов: CHCl_3 , CBr_3 , CIBr_3 Реакция сопровождается расщеплением связи C-C в соединениях типа $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$
Реакции, протекающие с расщеплением всех связей	
VI. Горение (полное окисление) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O} + \frac{3n-1}{2}\text{O}_2 \rightarrow n\text{CO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$	По продуктам горения можно установить состав карбонильных соединений, как и других органических веществ

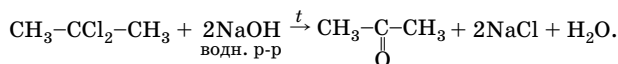
Получение

1. Гидролиз:

а) 1,1-дигалогеналканов (с образованием альдегидов):

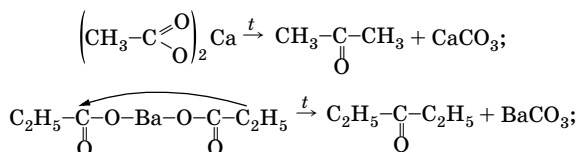


б) дигалогеналканов с атомами галогена у срединного атома углерода:

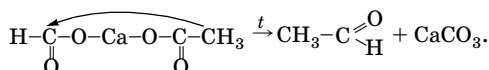


2. Пиролиз кальциевых (бариевых) солей карбоновых кислот:

а) солей любых кислот, кроме муравьиной (с образованием кетонов):



б) смешанных солей муравьиной и других кислот (с образованием альдегидов):



3. Окисление или дегидрирование первичных и вторичных спиртов.

4. Гидратация ацетилена и его гомологов (реакция Кучерова).

5. Каталитическое окисление алкенов до альдегидов.

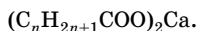
Обратите внимание: способы 3–5 были рассмотрены ранее. Некоторые химические свойства алкенов, алкинов, спиртов одновременно являются способами получения альдегидов и кетонов.

Решение типовых задач

Задача 6. Определите структурную формулу кетона, полученного пиролизом кальциевой соли предельной одноосновной карбоновой кислоты с массовой долей кальция 21,5 %. Дайте названия кетону по радикально-функциональной и заместительной номенклатурам.

Решение

1. Напишем общую формулу кальциевой соли карбоновой кислоты:



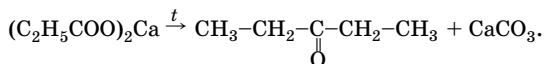
2. Определим молярную массу соли и найдем n :

$$w(\text{Ca}) = \frac{A_r(\text{Ca}) \cdot n(\text{Ca})}{M_r(\text{соли})}; \quad M_r(\text{соли}) = \frac{40 \cdot 1}{0,215} = 186;$$

$$2(12n + 2n + 1 + 44) + 40 = 186.$$

Решая уравнение, находим, что $n = 2$, следовательно, формула соли $(C_2H_5COO)_2Ca$.

3. Напишем уравнение реакции пиролиза соли и определим структурную формулу кетона:



Этот кетон называется:

а) по радикально-функциональной номенклатуре — диэтилкетон;

б) по заместительной номенклатуре — пентанон-3.

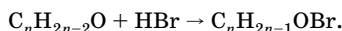
О т в е т: диэтилкетон или пентанон-3.

Задача 7. Определите молекулярную формулу карбонильного соединения этиленового ряда, если при взаимодействии его с бромоводородом объемом 6,05 л (н. у.) образуется 37 г продукта реакции. Установите его структурную формулу и напишите уравнение реакции. Назовите исходное соединение. К какому классу оно относится?

Р е ш е н и е

1. Карбонильные соединения этиленового ряда имеют общую формулу $C_nH_{2n-2}O$.

Напишем уравнение реакции:



2. Находим количество вещества бромоводорода и молярную массу вещества:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n = \frac{6,05 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,27 \text{ моль}.$$

По уравнению $n(C_nH_{2n-1}OBr) = n(HBr) = 0,27$ моль.

$$M = \frac{m}{n}; \quad M(C_nH_{2n-1}OBr) = \frac{37 \text{ г}}{0,27 \text{ моль}} = 137 \text{ г/моль}.$$

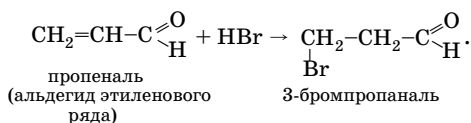
3. Составляем уравнение и находим n :

$$14n - 1 + 16 + 80 = 137; \quad n = 3.$$

Молекулярная формула карбонильного соединения C_3H_4O .

4. Напишем структурную формулу и уравнение реакции:

$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array}$ (другого карбонильного соединения с молекулярной формулой $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$ не существует);



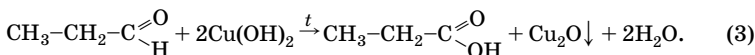
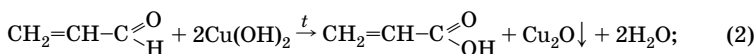
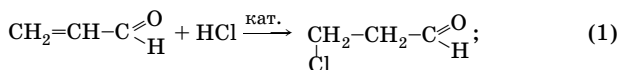
Обратите внимание: присоединение HBr к пропеналу (акриловому альдегиду) протекает против правила Марковникова.

О т в е т: $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$; пропеналь (альдегид этиленового ряда).

Задача 8. Смесь пропанала и акрилового альдегида вступает в реакцию с 3,36 л (н. у.) хлороводорода. При обработке такой же массы смеси избытком гидроксида меди(II) при нагревании образуется 25,92 г оксида меди(I). Определите массу исходной смеси.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнение реакции:



2. Находим количество вещества хлороводорода и массу пропанала:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{HCl}) = \frac{3,36 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,15 \text{ моль}.$$

По уравнению (1) $n(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}) = n(\text{HCl}) = 0,15$ моль;

$$m = Mn; \quad m(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,15 \text{ моль} = 8,4 \text{ г}.$$

3. Находим количество вещества каждого альдегида:

$$n_{\text{общ}}(\text{Cu}_2\text{O}) = \frac{25,92 \text{ г}}{144 \text{ г/моль}} = 0,18 \text{ моль}.$$

По уравнению (2) $n_2(\text{Cu}_2\text{O}) = n(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}) = 0,15$ моль;

$$n_3(\text{Cu}_2\text{O}) = n_{\text{общ}}(\text{Cu}_2\text{O}) - n_2(\text{Cu}_2\text{O});$$

$$n_3(\text{Cu}_2\text{O}) = 0,18 \text{ моль} - 0,15 \text{ моль} = 0,03 \text{ моль}.$$

По уравнению (3) $n_3(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = n_3(\text{Cu}_2\text{O}) = 0,03$ моль.

4. Находим массу пропаналя и смеси:

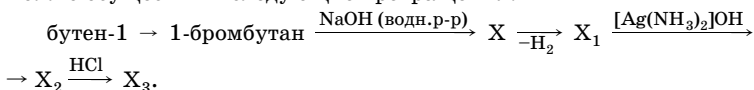
$$m = Mn; \quad m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 58 \text{ г/моль} \cdot 0,03 \text{ моль} = 1,74 \text{ г};$$

$$m(\text{см.}) = m(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}) + m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O});$$

$$m(\text{см.}) = 8,4 \text{ г} + 1,74 \text{ г} = 10,14 \text{ г}.$$

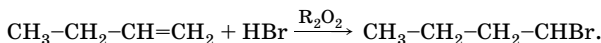
О т в е т: $m(\text{см.}) = 10,14$ г.

Задача 9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

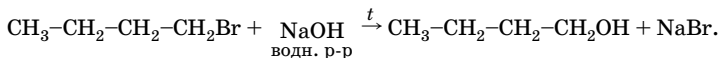


Р е ш е н и е

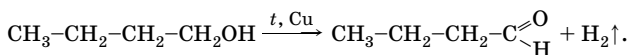
1. Для получения 1-бромбутана из бутена-1 необходимо провести реакцию гидробромирования в присутствии пероксидных соединений R_2O_2 ; в этих условиях реакция пойдет против правила Марковникова:



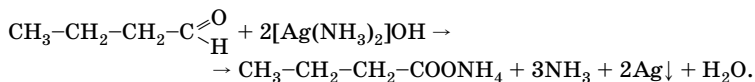
2. При взаимодействии с водным раствором щелочи 1-бромбутан подвергается гидролизу с образованием бутанола-1 (X):



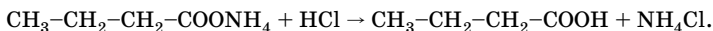
3. Бутанол-1 при дегидрировании образует альдегид бутаналь (X_1):



4. Аммиачный раствор оксида серебра (гидроксид диамминсеребра(II)) окисляет бутаналь до аммонийной соли — бутирата аммония (X_2):



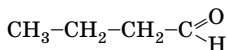
5. Бутират аммония при взаимодействии с соляной кислотой образует масляную (бутановую) кислоту (X_3) — более сильная кислота (соляная) вытесняет более слабую кислоту (масляную) из соли:



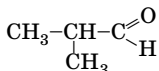
Задача 10. Составьте формулы всех возможных изомеров состава C_4H_8O . Укажите их число. Дайте названия алифатическим соединениям.

Решение

Формула C_4H_8O соответствует общей формуле $C_nH_{2n}O$. Этой формуле среди карбонильных соединений соответствуют альдегиды и кетоны. Для альдегидов характерна изомерия углеродного скелета:

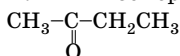


бутаналь
(масляный альдегид)



метилпропаналь
(изомасляный альдегид)

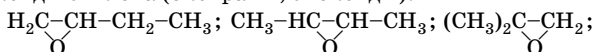
Межклассовый карбонильный изомер этих альдегидов:



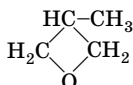
бутанон-2
(метилэтилкетон)

Общей формуле $C_nH_{2n}O$ среди некарбонильных соединений соответствуют кислородсодержащие гетероциклы предельного ряда:

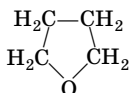
- оксиды этилена (оксираны, эпоксиды):



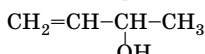
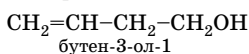
- триметиленоксиды и их замещенные (оксетаны):



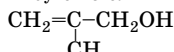
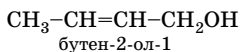
- пятичленные гетероциклы с атомом кислорода (фуран и его гомологи):



- спирты этиленового ряда (гидроксильная группа у Csp^3):



бутен-3-ол-2



метилпропен-2-ол-1

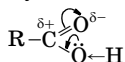
Спирты с гидроксильной группой у Csp^2 (виниловые спирты) неустойчивы и перегруппировываются в альдегиды или кетоны.

О т в е т: 12 изомеров.

Карбоновые кислоты ($C_nH_{2n+1}COOH$ или $C_nH_{2n}O_2$)

Особенности строения

Функциональная группа карбоновых кислот — **карбоксовая группа** $-C \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$. Она и определяет многие физические и химические свойства соединений этого класса. Атом углерода карбоксовой группы находится в sp^2 -гибридном состоянии и соединен тремя σ -связями с соседними атомами. Между атомом углерода и одним из атомов кислорода имеется π -связь, как и в карбонильной группе. Атом кислорода гидроксильной группы имеет неподеленную пару p -электронов. Таким образом, карбоксовая группа является сопряженной системой. Смещение π -электронного облака в сторону более электроотрицательного атома кислорода приводит к появлению частичного положительного заряда на карбоксовом атоме углерода. За счет смещения неподеленной пары p -электронов атома кислорода гидроксильной группы он частично гасится и увеличивается полярность связи O—H:



Строение радикала R также влияет на кислотные свойства карбоновых кислот

Таким образом, в результате взаимного влияния атомов в молекулах карбоновых кислот:

- 1) по сравнению со спиртами повышена подвижность атома водорода карбоксовой группы;
- 2) по сравнению с альдегидами понижена способность карбонильной группы взаимодействовать с нуклеофильными реагентами;
- 3) подвижность атомов водорода в α -положении под влиянием карбоксовой группы меньше, чем в молекулах альдегидов;
- 4) кислотные свойства веществ с увеличением углеводородного радикала убывают (муравьиная кислота — самая сильная); электроноакцепторные заместители в радикале увеличивают кислотные свойства.

Химические свойства

Все химические превращения карбоновых кислот (табл. 102) протекают с расщеплением связей:

- O—H;
- C—OH;
- C_α —H.

Таблица 102

Химические свойства карбоновых кислот

Тип реакции	Примечание
Реакции, протекающие с расщеплением связи O—H	
<p>I. Кислотные свойства</p> <p>1. Диссоциация $\text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{O}-\text{H} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{O}^- + \text{H}_3\text{O}^+$</p> <p>2. Взаимодействие с активными металлами $2\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\uparrow$</p> <p>3. Взаимодействие с оксидами металлов $2\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{CaO} \rightarrow (\text{C}_2\text{H}_5\text{COO})_2\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>4. Взаимодействие с гидроксидами металлов $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>5. Взаимодействие с аммиаком $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{COONH}_4$</p> <p>6. Взаимодействие с солями более слабых кислот, чем органические кислоты $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{COONa} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{COONa} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$</p>	<p>Кислотные свойства карбоновых кислот, как и спиртов, уменьшаются в гомологическом ряду с увеличением углеводородного радикала. Заместители, обладающие <i>+I</i>-эффектом, понижают кислотность, обладающие <i>-I</i>-эффектом, — повышают кислотность, причем их влияние падает по мере удаления от карбоксильной группы</p> <p>Соли карбоновых кислот широко используют в органическом синтезе для получения углеводов, альдегидов, кетонов, сложных эфиров и т. д., в крашении, печатании; растворы основных ацетатов свинца применяют в медицине для примочек при ушибах и ожогах</p>
Реакции, протекающие с расщеплением связи C—OH	
<p>II. Замещение OH-группы</p> <p>1. Реакция этерификации (взаимодействие со спиртами)</p> <p>2. Взаимодействие с PCl_5 (PCl_3, SOCl_2) $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{OH} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{Cl} + \text{POCl}_3 + \text{HCl}$ $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{OH} + \text{SOCl}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{Cl} + \text{HCl} + \text{SO}_2$</p> <p>3. Взаимодействие с аммиаком с образованием амидов $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{OH} + \text{NH}_3 \xrightarrow{\text{t}} \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p>	<p>См. химические свойства спиртов</p> <p>Галогенангидриды широко используют в органическом синтезе благодаря их высокой реакционной способности</p> <p>Реакция протекает через стадию образования соли аммония; при нагревании соль подвергается дегидратации с образованием амида</p>

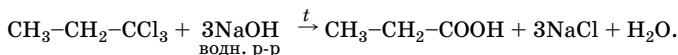
Окончание табл. 102

Тип реакции	Примечание
<p>III. Межмолекулярная дегидратация с образованием ангидридов</p> <p>а) $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + \text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 \xrightarrow{t, \text{ZnCl}_2} \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>б) $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{Cl} + \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{ONa} \rightarrow \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 + \text{NaCl}$</p>	<p>Реакции межмолекулярной дегидратации характеризуются низким выходом продукта</p> <p>Хлорангидрид и соли карбоновых кислот обладают более высокой реакционной способностью, чем сами кислоты, поэтому их используют в качестве исходных веществ для получения ангидридов</p>
Реакции, протекающие с расщеплением связи C_α-H	
<p>IV. Реакции замещения (галогенирования)</p> <p>$\text{CH}_3-\text{COOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{P (кпр.)}} \text{CH}_2\text{Cl}-\text{COOH} + \text{HCl}$</p> <p>$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{P (кпр.)}} \text{CH}_3-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}-\text{COOH} + \text{HCl}$</p>	<p>При избытке галогена возможно дальнейшее галогенирование с образованием, например, трихлоруксусной кислоты</p>
Специфические свойства муравьиной кислоты	
<p>1. Дегидратация</p> <p>$\text{HCOOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.})} \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$</p> <p>2. Реакция «серебряного зеркала»</p> <p>$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{NH}_3 + 2\text{Ag}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>или упрощенно</p> <p>$\text{HCOOH} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Ag}\downarrow$</p> <p>3. Реакция с Cu(OH)₂</p> <p>$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CO}_2 + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$</p> <p>4. Окисление хлором</p> <p>$\text{HCOOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t, \text{H}_2\text{O}} 2\text{HCl} + \text{CO}_2$</p>	<p>Лабораторный способ получения монооксида углерода</p> <p>Муравьиная кислота в отличие от других карбоновых кислот содержит не только карбоксильную группу, но и альдегидную, поэтому легко окисляется. Она вступает в реакции, характерные для альдегидов</p>

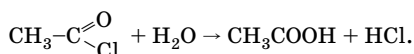
Получение

Общие способы получения карбоновых кислот

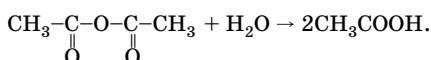
1. Гидролиз 1,1,1-тригалогеналканов:



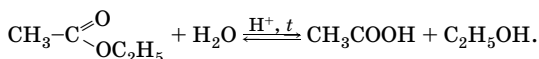
2. Гидролиз галогенангидридов карбоновых кислот:



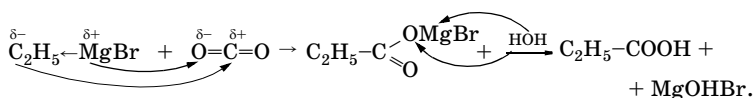
3. Гидролиз ангидридов карбоновых кислот:



4. Гидролиз сложных эфиров



5. Взаимодействие оксида углерода(IV) с магнийорганическими веществами:



6. Окисление алканов.

7. Окислительное расщепление алкенов и алкинов.

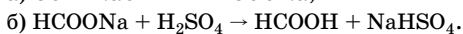
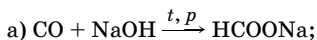
8. Окисление первичных спиртов.

9. Окисление альдегидов и кетонов.

Обратите внимание: способы 6–9 были рассмотрены ранее.

Специфические способы получения

1. Получение муравьиной кислоты (промышленный способ):



2. Получение уксусной кислоты (уксуснокислое брожение):

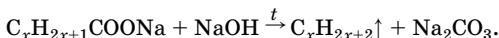


Решение типовых задач

Задача 11. При сплавлении натриевой соли предельной одноосновной карбоновой кислоты с гидроксидом натрия выделилось 5,6 л (н. у.) газообразного органического вещества, 1 л которого имеет массу 1,34 г. Определите массу соли, вступившей в реакцию, и молекулярную формулу выделившегося газа.

Решение

1. Напишем уравнение реакции в общем виде:



2. Найдем количество вещества выделившегося газа:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad n(C_xH_{2x+2}) = \frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,25 \text{ моль.}$$

3. Определим молярную массу газа и x :

$$\rho = \frac{M}{V_m}; \quad M = \rho V_m;$$

$$M(C_xH_{2x+2}) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1,34 \text{ г/л} = 30 \text{ г/моль.}$$

Составим равенство:

$$12x + 2x + 2 = 30; \quad x = 2.$$

Следовательно, газ — этан C_2H_6 .

4. Найдем количество вещества и массу соли.

По уравнению $n(C_xH_{2x+1}COONa) = n(C_xH_{2x+2}) = 0,25 \text{ моль}$;

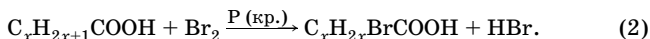
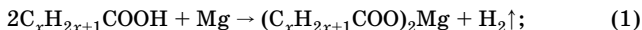
$$m(C_2H_5COONa) = 96 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 24 \text{ г.}$$

О т в е т: $m(C_2H_5COONa) = 24 \text{ г}$; C_2H_6 .

Задача 12. При обработке предельной одноосновной карбоновой кислоты магнием выделилось 6,27 л (н. у.) газа. При бромировании такого же количества кислоты образуется монобромкарбоновая кислота массой 85,68 г. Установите молекулярную формулу кислоты. Напишите структурные формулы ее монофункциональных межклассовых изомеров, дайте им названия.

Решение

1. Напишем уравнения реакций в общем виде:



2. Находим количество вещества водорода, кислоты и монобромкарбоновой кислоты:

$$n = \frac{V}{V_m};$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{6,27 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,28 \text{ моль.}$$

По уравнению (1) $n(\text{C}_x\text{H}_{2x+1}\text{COOH}) = 2n(\text{H}_2) = 0,56 \text{ моль.}$

По уравнению (2) $n(\text{C}_x\text{H}_{2x}\text{BrCOOH}) = n(\text{C}_x\text{H}_{2x+1}\text{COOH}) = 0,56 \text{ моль.}$

3. Находим молярную массу монобромкарбоновой кислоты, составляем уравнение и определяем x :

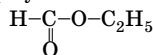
$$M = \frac{m}{n};$$

$$M(\text{C}_x\text{H}_{2x}\text{BrCOOH}) = \frac{85,68 \text{ г}}{0,56 \text{ моль}} = 153 \text{ г/моль.}$$

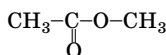
$$14x + 80 + 45 = 153; \quad x = 2.$$

Следовательно, формула кислоты $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$.

4. Монофункциональными межклассовыми изомерами карбоновых кислот являются сложные эфиры. Напишем их структурные формулы:



этилформиат



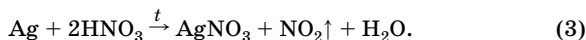
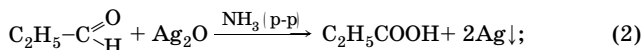
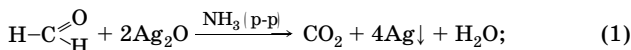
метилацетат

О т в е т: $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$; этилформиат, метилацетат.

Задача 13. Раствор формальдегида в пропанале с массовой долей 20,9 % (плотность раствора 0,809 г/мл) обработали избытком аммиачного раствора оксида серебра. Образовавшийся осадок отделили и растворили в горячей концентрированной азотной кислоте, при этом выделилось 45,1 л газа ($t = 76^\circ\text{C}$, $p = 128,7 \text{ кПа}$). Определите объем исходного раствора.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнения реакций:



2. Находим количество вещества (при н. у.) NO_2 и Ag :

$$pV = nRT; \quad n = \frac{pV}{RT}; \quad T = 273 + 76 = 349 \text{ К};$$

$$n(\text{NO}_2) = \frac{128,7 \text{ кПа} \cdot 45,1 \text{ л}}{8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \cdot 349 \text{ К}} = 2 \text{ моль}.$$

По уравнению (3) $n_{\text{общ}}(\text{Ag}) = n(\text{NO}_2) = 2$ моль.

3. Примем исходную массу раствора за x г; найдем массы и количество вещества альдегидов:

$$m(\text{в-ва}) = m(\text{р-ра}) \cdot w(\text{в-ва}); \quad m(\text{НСНО}) = 0,209x;$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{СНО}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{НСНО});$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{СНО}) = x - 0,209x = 0,791x;$$

$$n(\text{НСНО}) = \frac{0,209x}{30} = 0,007x; \quad n(\text{C}_2\text{H}_5\text{СНО}) = \frac{0,791x}{58} = 0,014x.$$

4. По уравнениям (1) и (2) находим количество вещества серебра, составляем уравнение и определяем x .

По уравнению (1) $n_1(\text{Ag}) = 4n(\text{НСНО})$;

$$n_1(\text{Ag}) = 4 \cdot 0,007x = 0,028x.$$

По уравнению (2) $n_2(\text{Ag}) = 2n(\text{C}_2\text{H}_5\text{СНО})$;

$$n_2(\text{Ag}) = 2 \cdot 0,014x = 0,028x;$$

$$n_{\text{общ}}(\text{Ag}) = n_1(\text{Ag}) + n_2(\text{Ag});$$

$$2 = 0,028x + 0,028x; \quad x = 35,7; \quad m(\text{р-ра}) = 35,7 \text{ г};$$

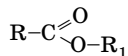
$$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho}; \quad V(\text{р-ра}) = \frac{35,7 \text{ г}}{0,809 \text{ г/мл}} = 44,13 \text{ мл}.$$

О т в е т: $V(\text{р-ра}) = 44,13$ мл.

Сложные эфиры и жиры

Химические свойства сложных эфиров

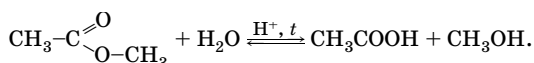
Сложные эфиры — производные карбоновых кислот, в молекулах которых атом водорода карбоксильной группы замещен на углеводородный радикал:



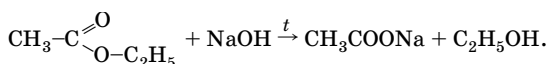
Если R и R₁ — остатки предельных углеводородов (алкильные радикалы), то общая формула таких сложных эфиров C_nH_{2n}O₂.

Химические свойства сложных эфиров обусловлены наличием функциональной группы. Наиболее важна реакция гидролиза.

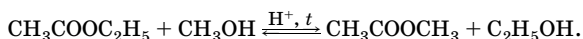
1. Кислотный гидролиз:



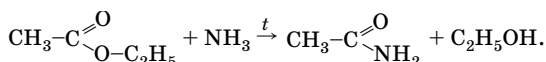
2. Щелочной гидролиз:



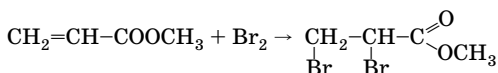
3. Реакция переэтерификации (взаимодействие со спиртами):



4. Взаимодействие с аммиаком с образованием амидов:

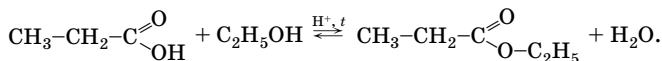


5. Возможны также реакции с участием углеводородных радикалов в том случае, если это остатки алкенов, алкинов, аренов:

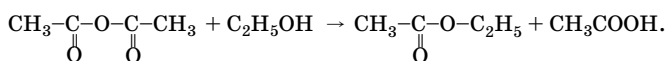


Получение сложных эфиров

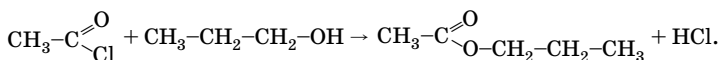
1. Взаимодействие кислот со спиртами:



2. Взаимодействие ангидридов карбоновых кислот со спиртами:



3. Взаимодействие галогенангидридов кислот со спиртами:



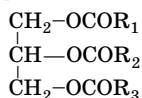
Наиболее реакционноспособными ацилирующими агентами являются галогенангидриды.

Сложные эфиры ациклического ряда, а также циклического (лактоны) широко распространены в природе.

Строение жиров

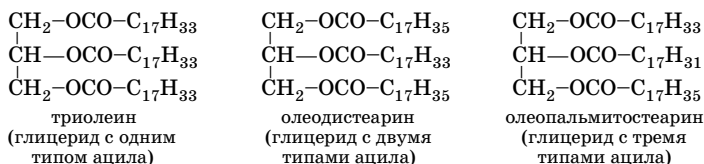
Жиры — сложные эфиры высших карбоновых кислот и глицерина. Жиры и масла (жидкие жиры) — важные природные соединения. Все жиры и масла растительного происхождения почти целиком состоят из сложных эфиров глицерина (триглицеридов). В этих соединениях глицерин этерифицирован высшими карбоновыми кислотами.

Жиры имеют общую формулу



Здесь R_1, R_2, R_3 — углеводородные радикалы.

Три гидроксогруппы глицерина могут быть этерифицированы либо только одной кислотой, например пальмитиновой или олеиновой, либо двумя или тремя различными кислотами:

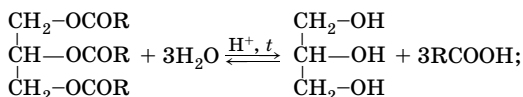


Химические свойства жиров

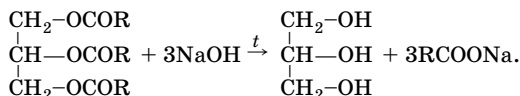
Среди реакций жиров особое значение имеет гидролиз, который можно осуществить действием как кислот, так и оснований.

1. Гидролиз:

а) кислотный:

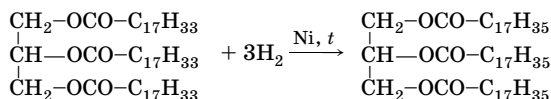


б) щелочной (омыление):



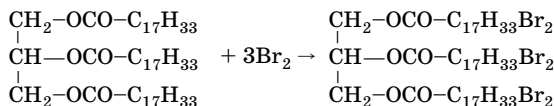
2. Реакции присоединения (для жидких жиров — масел):

а) гидрирование:



Реакция гидрирования (гидрогенизации) лежит в основе получения маргарина;

б) бромирование:



Мерой ненасыщенности остатков кислот, которые входят в состав жиров, служит **иодное число**, выражаемое массой иода (в граммах), который может присоединиться по двойным связям к 100 г жира. Иодное число важно для оценки высыхающих масел.

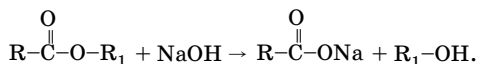
3. Масла (жидкие жиры) также подвергаются реакциям окисления и полимеризации.

Решение типовых задач

Задача 14. Для полного гидролиза 1,76 г сложного эфира одноосновной карбоновой кислоты и одноатомного спирта необходимо 0,02 моль гидроксида натрия. Определите молярную массу эфира и его молекулярную формулу.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнение щелочного гидролиза сложного эфира:



2. По уравнению $n(\text{C}_x\text{H}_{2x}\text{O}_2) = n(\text{NaOH}) = 0,02$ моль.

3. Найдем молярную массу сложного эфира и определим x :

$$M = \frac{m}{n}; \quad M(\text{C}_x\text{H}_{2x}\text{O}_2) = \frac{1,76 \text{ г}}{0,02 \text{ моль}} = 88 \text{ г/моль.}$$

Составляем уравнение:

$$12x + 2x + 32 = 88; \quad x = 4.$$

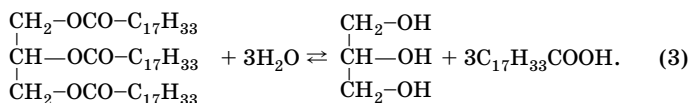
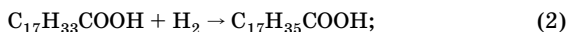
Следовательно, молекулярная формула сложного эфира $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

О т в е т: $M(\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2) = 88$ г/моль; $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

Задача 15. Определите массу жира, представляющего собой триолеат глицерина, который подвергся гидролизу, если на гидрирование полученной кислоты был затрачен водород, выделившийся при действии алюминия на 800 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 30 %.

Решение

1. Напишем уравнения реакций:



2. Найдем количество вещества NaOH:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{p-ра}) \cdot w(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})};$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{800 \text{ г} \cdot 0,3}{40 \text{ г/моль}} = 6 \text{ моль.}$$

3. По уравнению (1) находим количество вещества водорода:

$$n(\text{H}_2) = \frac{3n(\text{NaOH})}{2}; \quad n(\text{H}_2) = \frac{3 \cdot 6 \text{ моль}}{2} = 9 \text{ моль.}$$

4. По уравнению (2) находим количество вещества олеиновой кислоты:

$$n(\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}) = n(\text{H}_2) = 9 \text{ моль.}$$

5. По уравнению (3) находим количество вещества и массу жира:

$$n(\text{жира}) = \frac{n(\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH})}{3} = 3 \text{ моль};$$

$$m = Mn;$$

$$m(\text{жира}) = 884 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 2652 \text{ г.}$$

О т в е т: $m(\text{жира}) = 2652 \text{ г.}$

Углеводы

Классификация углеводов

Углеводы (схема 14) — большая группа органических веществ, широко распространенных в живой природе. До 80 % сухого вещества растений приходится на углеводы, содержание их в животных организмах намного меньше — до 2 % сухого веса.

Углеводы составляют главную часть пищевого рациона человека, служат исходными веществами для получения разнообразных органических соединений, в том числе и широко применяемых в медицине. Из целлюлозы получают вискозное и ацетатное волокна, бумагу и др. Сахарозу и растительные полисахариды рассматривают как перспективное возобновляемое сырье, способное в будущем заменить нефть в промышленном органическом синтезе.

Схема 14



Моносахариды — многоатомные альдегидо- или кетонспирты. **Альдозы** содержат альдегидную группу, **кетозы** — карбонильную группу.

В зависимости от числа атомов углерода моносахариды делят на тетрозы, пентозы, гексозы и т. д. Эти названия обычно применяют к тем моносахаридам, в молекулах которых число атомов углерода и кислорода одинаково.

Полисахариды — высокомолекулярные соединения, линейные или разветвленные, молекулы которых построены из остатков моносахаридов, связанных гликозидными связями.

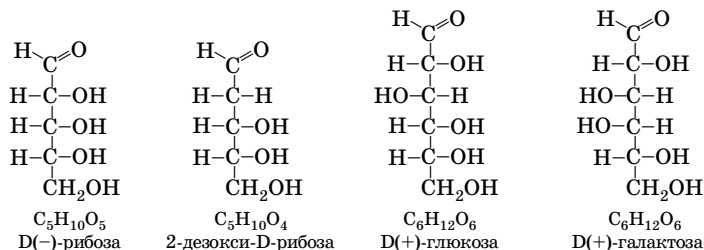
Олигосахариды содержат в своем составе от двух до десяти моносахаридных остатков, связанных гликозидными связями. В зависимости от их способности восстанавливать ионы Cu^{2+} и Ag^+ их делят на **восстанавливающие** и **невосстанавливающие**.

Высокомолекулярные полисахариды содержат от нескольких десятков до десятков тысяч остатков моносахаридов.

Моносахариды

Строение альдоз

Приведем структурные формулы некоторых альдоз:

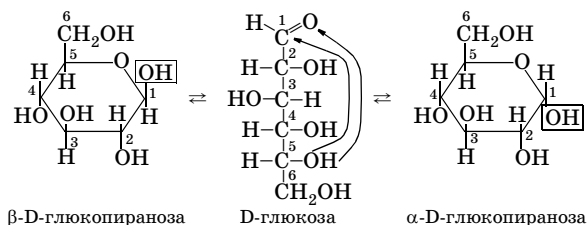


Все углеводы содержат асимметрические атомы углерода и существуют в виде нескольких оптических изомеров. Общее число изомеров может быть определено по формуле: $N = 2^n$, где n — число асимметрических атомов углерода.

Выше представлены открытые, или карбонильные, формы моносахаридов. Они проявляют свойства как карбонильных соединений, так и спиртов.

Кроме того, моносахариды образуют устойчивые полуацетали за счет внутримолекулярного взаимодействия одного из гидроксильных с карбонильной группой. Полуацетальные циклические формы более устойчивы, чем открытые карбонильные. В кристаллическом состоянии молекулы моносахаридов находятся в циклической форме. В растворах моносахаридов устанавливается *равновесие* между изо-

мерными карбонильной и циклическими формами. Этот вид равновесной изомерии носит название **таутомерии**:



В полуацетальной форме нет альдегидной группы, первый атом углерода стал асимметрическим, поэтому образуются две циклические формы, отличающиеся пространственным расположением вновь образовавшегося полуацетального гидроксила (выделен рамкой).

Циклическая форма, в которой **полуацетальный (глюкозидный) гидроксил** расположен *по одну сторону* с гидроксильной группой у последнего асимметрического атома углерода (независимо от того, свободен он или принял участие в образовании цикла), называется **α -формой**, а с противоположной стороны — **β -формой**. В гексозах последний асимметрический атом C_5 , в пентозах — C_4 . Расположение гидроксильной группы у этих атомов углерода в карбонильной (оксо-) форме определяет принадлежность к D-ряду (гидроксил справа) или L-ряду (гидроксил слева). Если гидроксил у C_5 отсутствует в циклической форме, то его расположение определяют по карбонильной форме. α -Форма и β -форма изомерны друг другу и называются **аномерами**.

Шестичленный гетероцикл, содержащий атом кислорода, называется пиран, поэтому циклические формы углеводов, содержащие шестичленный цикл, называют **пиранозами**.

Кольцо может замкнуться и между первым и четвертым атомами углерода; в этом случае образуются пятичленные гетероциклические углеводы — **фуранозы** (от названия пятичленного кислородсодержащего гетероцикла фурана).

Аналогично образуются циклические формы и у других моносахаридов. Таким образом, в водных растворах моносахаридов устанавливается динамическое равновесие, как правило, между пятью таутомерами: α - и β -фуранозными циклами, карбонильной формой,

α - и β -пиранозными циклами. В табл. 103 приведен равновесный состав водных растворов альдоз.

Таблица 103
Равновесный состав водных растворов некоторых альдоз при 40 °С

Альдоза	Содержание в смеси, %			
	α -пиранозной формы	β -пиранозной формы	α -фуранозной формы	β -фуранозной формы
Рибоза	20	56	6	18
Глюкоза	36	63,9	<< 1*	
Галактоза	27	72,8	<< 1*	

*Суммарное содержание α - и β -форм.

Свободные моносахариды встречаются в природе редко, за исключением D-глюкозы и D-фруктозы.

Химические свойства моносахаридов

Химические свойства моносахаридов (на примере глюкозы) представлены в табл. 104.

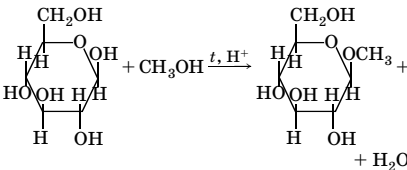
Таблица 104
Химические свойства глюкозы

Тип реакции	Примечание
I. Реакции с участием альдегидной группы	
1. Окисление а) бромной водой $\text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\text{COOH} + 2\text{HBr}$ глюконовая кислота б) аммиачным раствором оксида серебра $\text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}, t}$ $\rightarrow \text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\text{COOH} + 2\text{Ag} \downarrow$ (упрощенная форма записи)	Вследствие полифункциональности альдозы окисляются по-разному при действии различных окислителей. Глюконовая кислота образуется при окислении глюкозы мягким окислителем (бромная вода). Моносахариды легко вступают в реакции «серебряного зеркала» и с $\text{Cu}(\text{OH})_2$, однако среди продуктов окисления не удается выделить кислоту с тем же числом атомов углерода, что и в исходном моносахариде. Образуется смесь продуктов окисления

Продолжение табл. 104

Тип реакции	Примечание
<p>в) азотной кислотой</p> $\text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + 3[\text{O}] \xrightarrow{\text{HNO}_3 (\text{конц.})} \text{HOOC}-(\text{CHOH})_4-\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">глюконовая кислота</p> <p>2. Восстановление</p> $\text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + \text{H}_2 \xrightarrow{t, \text{Ni}} \text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\text{CH}_2\text{OH}$	<p>Использование более сильного окислителя — HNO_3 (конц.) — приводит к образованию дикарбоновой (глюконовой) кислоты</p> <p>В результате восстановления получают шестиатомный спирт — сорбит (применяется как заменитель сахара)</p>
II. Реакции с участием гидроксильных групп	
<p>1. Взаимодействие с $\text{Cu}(\text{OH})_2$</p> $2\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4(\text{OH})_2 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4 \begin{array}{c} \diagup \text{O} \diagdown \\ \diagdown \text{OH} \diagup \end{array} \text{Cu} \begin{array}{c} \diagdown \text{OH} \diagup \\ \diagup \text{O} \diagdown \end{array} \text{O}_4\text{H}_{10}\text{C}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>2. Ацилирование (взаимодействие с ангидридами карбоновых кислот и другими ацилирующими реагентами)</p> <p>3. Алкилирование (взаимодействие с галогеналканами)</p>	<p>Качественная реакция на многоатомные спирты — образование комплексного соединения яркого синего цвета (реакция протекает на холоду)</p> <p>Глюкоза реагирует с пятью молекулами ацилирующего реагента (уксусного ангидрида и др.). С помощью этой реакции доказывают наличие пяти гидроксильных групп в молекуле глюкозы</p> <p>При действии на глюкозу CH_3I (в присутствии катализаторов Ag_2O или KOH) можно получить пентаметилглюкозу. Алкилирование (как и ацилирование) глюкозы приводит к исчезновению свойств альдегидов. Эти данные позволяют доказать существование полуацетальной формы глюкозы</p>

Окончание табл. 104

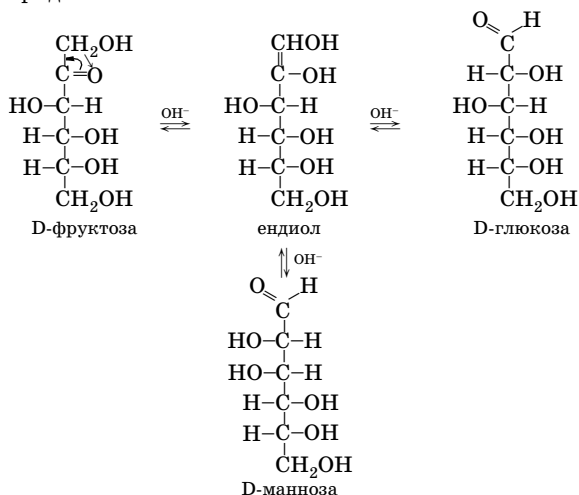
Тип реакции	Примечание
III. Реакции с участием полуацетального гидроксила	
<p>Взаимодействие со спиртами в присутствии кислот</p> 	<p>В кислотной среде моносахариды легко вступают в реакцию со спиртами только за счет полуацетального гидроксила — он более реакционноспособен по сравнению с другими гидроксильными группами. Эти производные называют гликозидами, они не вступают в реакцию «серебряного зеркала»</p>
IV. Брожение	
<p>1. Спиртовое $C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{дрожжи}} 2C_2H_5OH + 2CO_2$</p> <p>2. Молочнокислое $C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{ферменты}} 2CH_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{COOH}$ молочная кислота</p> <p>3. Маслянокислое $C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{ферменты}} CH_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH} + 2CO_2 + 2H_2\downarrow$ масляная кислота</p>	<p>Даны упрощенные схемы реакций. Ряд моносахаридов (глюкоза, фруктоза, манноза, галактоза), а также дисахаридов (мальтоза, лактоза, сахароза) подвергаются брожению под действием ферментов микроорганизмов (дисахариды предварительно гидролизуются). Брожению подвергаются не сами моносахариды, а их сложные эфиры с фосфорной кислотой</p>

Кетозы

Одним из важнейших представителей кетоз является фруктоза (левулоза, фруктовый сахар), она изомерна альдозам глюкозе, галактозе, маннозе, их формула $C_6H_{12}O_6$. В природе встречается только D-фруктоза, в свободном виде она находится во многих фруктах, плодах, пчелином меде (~50 %); ее остаток входит в состав сахарозы. Фруктоза обладает очень сладким вкусом (в 1,5 раза слаще сахарозы и в 2 раза слаще глюкозы).

Фруктоза, как и альдозы, существует в двух формах: открытой (кетонной) и циклической (полукетальной). В кристаллическом виде известна β-D-фруктопираноза. В водных растворах существует в

Эпимеризация объясняется енолизацией под действием щелочи перечисленных моносахаридов, которые образуют один и тот же ендиол. При обратном превращении ендиола могут образоваться все три моносахарида:

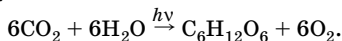


Фруктозу можно отличить от глюкозы реакцией с бромной водой. Фруктоза, в отличие от глюкозы, *не окисляется бромной водой*.

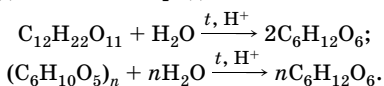
Качественная реакция на фруктозу — реакция с резорцином и соляной кислотой (при нагревании) (*реакция Селиванова*). Ее признак — красное окрашивание.

Получение моносахаридов

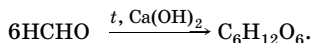
1. Фотосинтез:



2. Гидролиз ди- и полисахаридов:



3. Реакция Бутлерова (1861):



Дисахариды

Классификация

Простейшими представителями олигосахаридов являются дисахариды, состоящие из двух остатков моносахаридов.

Связывание двух моносахаридов в дисахарид может осуществляться за счет:

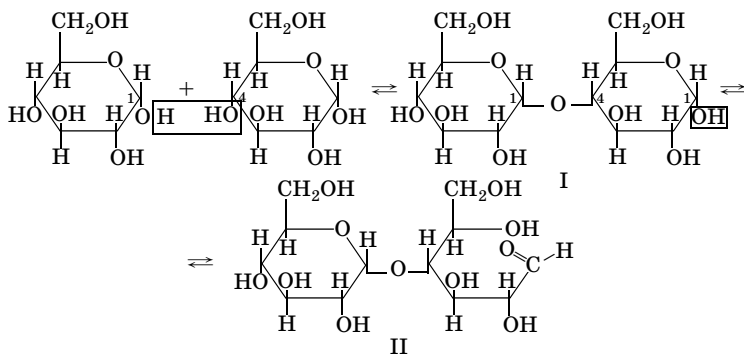
- гликозидной гидроксильной группы одного моносахарида и спиртовой гидроксильной группы другого (I тип);
- гликозидных гидроксидов обоих моносахаридов (II тип).

В зависимости от типа связи между фрагментами моносахаридов дисахариды делят на **восстанавливающие** (восстанавливают аммиачный раствор оксида серебра и гидроксид меди(II)) и **невосстанавливающие** (не дающие реакции на альдегидную группу).

Наиболее важны дисахариды мальтоза, целлобиоза, лактоза, сахароза. Все они изомерны друг другу и имеют формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Восстанавливающие дисахариды

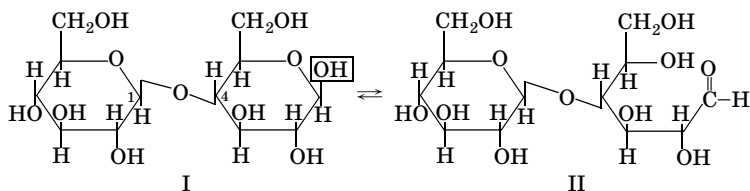
Мальтоза (солодовый сахар) состоит из двух остатков α -глюкопиранозы, соединенных кислородным мостиком, который образуется за счет отщепления атома водорода от гликозидного гидроксидла одной молекулы и спиртового гидроксидла от четвертого атома углерода другой молекулы. Такая связь носит название **гликозидной** (в ее образовании принимает участие хотя бы один гликозидный гидроксил) (применительно к глюкозе могут использоваться термины «гликозидный гидроксил» и «гликозидная связь»):



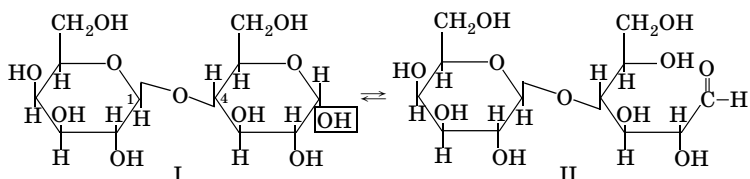
В мальтозе присутствует α -1,4-гликозидная связь.

Циклические формы дисахаридов (I) находятся в равновесии с карбонильными формами (II).

Целлобиоза состоит из двух остатков β -глюкопиранозы, тип связи, как и в мальтозе, — 1,4-гликозидная (β -1,4-гликозидная связь):



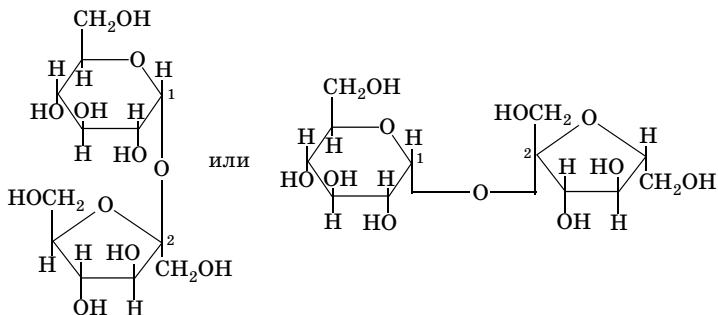
Лактоза (молочный сахар) состоит из остатка β -галактопиранозы и α (β)-глюкопиранозы, тип связи, как и в целлобиозе, — β -1,4-гликозидная:



Восстановительные свойства вышеперечисленных дисахаридов связаны с тем, что их циклические формы (I) содержат гликозидный (полуацетальный) гидроксил (обозначен рамкой), поэтому они могут переходить в альдегидные формы (II).

Невосстанавливающие дисахариды

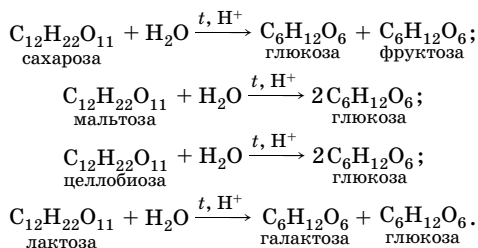
Сахароза (тростниковый, или свекловичный, сахар) состоит из остатков α -глюкопиранозы и β -фруктофуранозы, соединенных α -1,2-гликозидной связью:



В образовании гликозидной связи в сахарозе принимают участие гликозидные гидроксилы α -глюкозы и β -фруктозы. Сахароза не имеет полуацетальных гидроксильных групп, поэтому переход в карбонильную форму невозможен.

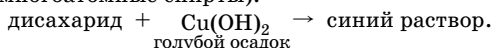
Химические свойства

1. Гидролиз (в кислотной среде или под действием ферментов):

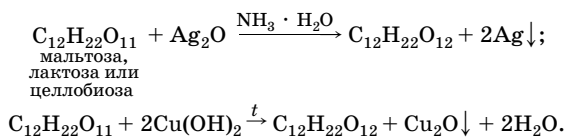


Некоторые ферменты — энзимы — способны расщеплять только α -гликозиды, их называют α -гликодазы, например мальтаза; β -гликозиды расщепляют только β -гликодазы, наиболее распространенный из них — эмульсин.

2. Взаимодействие с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ на холоду (качественная реакция на многоатомные спирты):



3. Реакции восстанавливающих дисахаридов с аммиачным раствором оксида серебра и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании (записано упрощенно):



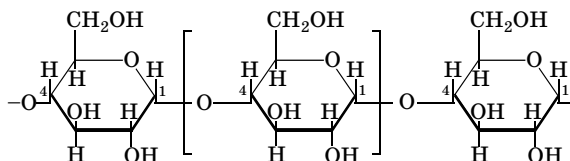
Полисахариды

Особенности строения

Полисахариды представляют собой высокомолекулярные вещества (молекулярная масса от 20 000 до 1 000 000 и выше). При полном гидролизе в кислотной среде они образуют моносахариды (монозы), если образуется один вид моносахаридов, то это **гомополисахариды**, если смесь двух и более моносахаридов — **гетерополисахариды**.

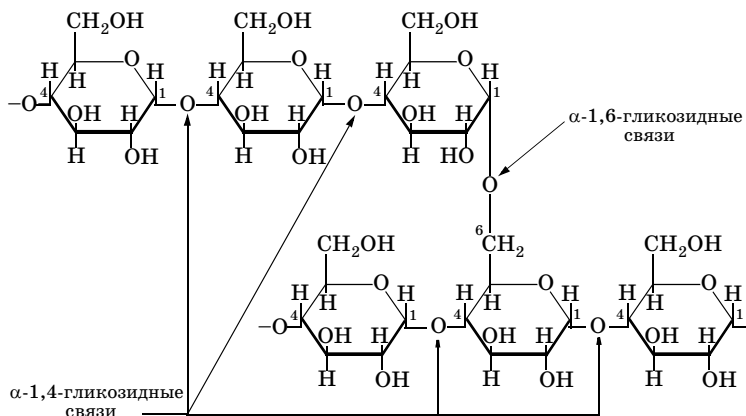
Наиболее важные полисахариды — крахмал, гликоген и целлюлоза — относятся к гомополисахаридам, их общая молекулярная формула $[C_6H_{10}O_5]_n$.

Крахмал — это природное высокомолекулярное соединение, представляющее собой поли- α -гликозид. По составу он неоднороден и содержит растворимую в воде **амилозу** (с иодом дает синее окрашивание) и нерастворимый в холодной воде **амилопектин** (в горячей воде образует вязкий клейстер, с иодом дает красно-фиолетовое окрашивание). Амилоза обычно присутствует в крахмале в меньшем количестве, это линейный поли- α -гликозид, состоит из остатков α -глюкопиранозы, соединенных α -1,4-гликозидными связями:



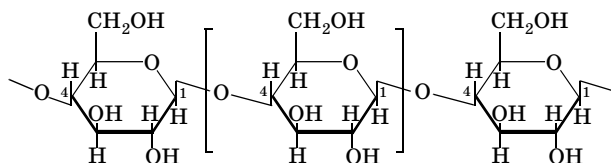
Макромолекулы амилозы не очень длинные и обычно содержат около 600 остатков глюкозы и 0,05 % остатков фосфорной кислоты.

Амилопектин составляет 75–85 % от массы крахмала, его макромолекулы обычно содержат до 4000 остатков глюкозы и 0,4 % остатков фосфорной кислоты. Этот полимер также образован α -гликозидами за счет 1,4-гликозидных связей, но его молекулы имеют множество ответвлений за счет 1,6-гликозидных связей:



Гликоген — полисахарид, структура которого аналогична структуре амилопектина, но еще более разветвленный и с большей молекулярной массой. Гликоген — основная форма хранения углеводов в животных организмах.

Целлюлоза (клетчатка) — природный высокомолекулярный поли- β -гликозид, содержит от нескольких сотен до десятков тысяч остатков β -глюкопиранозы, соединенных друг с другом β -1,4-гликозидными связями:



Содержание целлюлозы в волокнах семян хлопчатника 95–98 %, тканях древесины — 40–44 %. Практически чистая целлюлоза — вата и фильтровальная бумага.

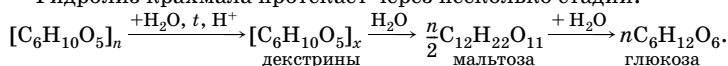
Макромолекулы целлюлозы имеют вид нити, спиралеобразно закрученной вокруг своей оси. Они удерживаются в таком положении за счет водородных связей, образованных гидроксогруппами. Отдельные нити соединяются в пучки (волокна) межмолекулярными водородными связями.

Химические свойства крахмала

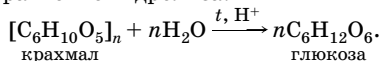
1. Взаимодействие с иодом — качественная реакция на крахмал (синее окрашивание).

2. Гидролиз.

Гидролиз крахмала протекает через несколько стадий:



Суммарное уравнение гидролиза:



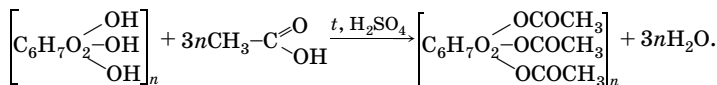
Декстрины — полимеры α -глюкозы с молекулярной массой, промежуточной между молекулярными массами крахмала и мальтозы. Образуются при частичном гидролизе крахмала.

Химические свойства целлюлозы

Химические свойства целлюлозы обусловлены строением. В одном структурном звене клетчатки содержатся 3 гидроксогруппы, за счет которых и протекают реакции.

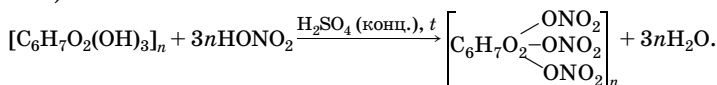
1. Реакции этерификации:

а) взаимодействие с органическими кислотами (галогенангидридами):

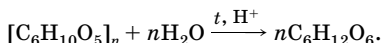


Из растворов ацетата целлюлозы в ацетоне изготавливают ацетатное волокно (искусственное волокно);

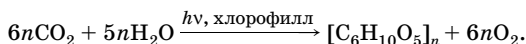
б) взаимодействие с неорганическими кислотами (например, азотной):



Обычно получают смесь азотнокислых эфиров — моно-, ди- и тринитратов целлюлозы. Смесь продуктов нитрования с массовой долей азота 13 % называют **пироксилином**. На его основе готовят бездымный порох. Нитрат целлюлозы с массовой долей азота 11 % — **колоксилин**. Раствор колоксилина в смеси спирта и эфира — **коллодий** (применяется в медицине).

2. Гидролиз:**Получение полисахаридов**

1. Реакция фотосинтеза (в природе):



2. В промышленности — из картофеля, кукурузы, риса и т. д.

Решение типовых задач

Задача 16. Напишите структурные формулы альдопентозы, а также ее пиранозных и фуранозных форм. Сколько изомерных форм может находиться в растворе?

Р е ш е н и е

1. По названию «альдопентоза» делаем выводы:

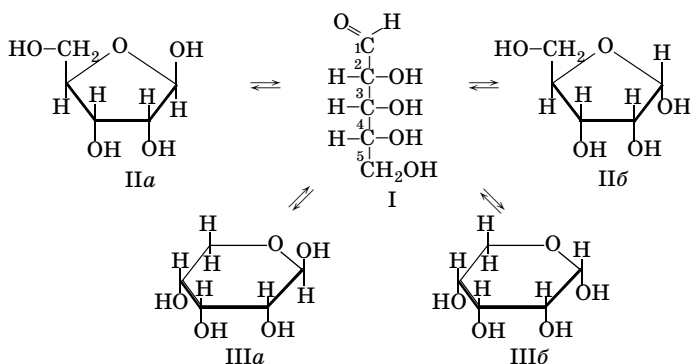
- это углевод (окончание *-оза*);
- имеется альдегидная группа (альдо-);
- число атомов углерода равно 5.

2. На основании этих данных можно составить структурную формулу ациклической (карбонильной) формы (I).

3. Фуранозная форма образуется за счет внутримолекулярного взаимодействия гидроксильной группы у четвертого атома углерода с альдегидной группой. При этом образуется фурановый гетероцикл, в состав которого входят четыре атома углерода и атом кислорода (структурная формула II). Он находится в равновесии с ациклической формой (I).

4. Пиранозная форма образуется за счет внутримолекулярного взаимодействия гидроксильной группы у пятого атома углерода с альдегидной группой. При этом образуется гетероцикл, в состав которого входят пять атомов углерода и атом кислорода (структурная формула III). Он также находится в равновесии с открытой формой (I).

5. Следует иметь в виду, что фуранозных форм две (α -, β -), столько же пиранозных (IIIa, IIIб, IIIа, IIIб):



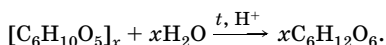
Таким образом, в водном растворе находятся в равновесии 5 таутомерных форм.

О т в е т: 5 таутомерных форм.

Задача 17. Массовая доля крахмала в картофеле 0,20. Определите массу глюкозы, которую можно получить из картофеля массой 1620 кг, если выход продукта составляет 75 % от теоретического.

Р е ш е н и е

1. Записываем уравнение гидролиза крахмала:



2. Находим массу и количество вещества крахмала в картофеле:

$$m(\text{кр.}) = m(\text{карт.}) \cdot w(\text{кр.}); \quad m(\text{кр.}) = 1620 \text{ кг} \cdot 0,20 = 324 \text{ кг};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{кр.}) = \frac{324 \text{ кг}}{162x \text{ кг/кмоль}} = \frac{2}{x} \text{ кмоль.}$$

3. Из уравнения реакции определяем количество вещества и массу глюкозы:

$$\frac{n(\text{кр.})}{n(\text{гл.})} = \frac{1}{x}; \quad n(\text{гл.}) = xn(\text{кр.}); \quad n(\text{гл.}) = x \cdot \frac{2}{x} \text{ кмоль} = 2 \text{ кмоль};$$

$$m = nM; \quad m_{\text{т}}(\text{гл.}) = 2 \text{ кмоль} \cdot 180 \text{ кг/кмоль} = 360 \text{ кг.}$$

4. Учитывая выход продукта, находим практически полученную массу глюкозы:

$$m_{\text{пр}}(\text{гл.}) = 360 \text{ кг} \cdot 0,75 = 270 \text{ кг.}$$

О т в е т: $m(\text{гл.}) = 270 \text{ кг.}$

Задачи для самостоятельного решения

10.1. Напишите структурные формулы следующих спиртов: а) *втор*-бутилового; б) аллилового; в) изобутилового; г) *трет*-бутилового. Назовите их по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.2. Составьте структурные формулы спиртов: а) 2-метилгексанола-3; б) 2,3-диметилпентанола-3; в) 2-метилгептантриола-1,3,4; г) этиленгликоля. Какой из них содержит две гидроксильные группы только у первичных атомов углерода (относится к дупервичным спиртам)?

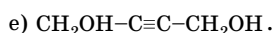
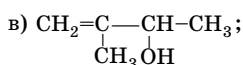
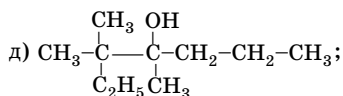
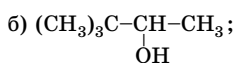
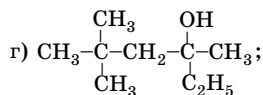
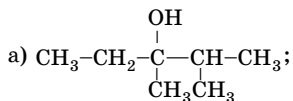
10.3. Составьте структурные формулы изомерных третичных спиртов состава $C_7H_{16}O$, назовите их по заместительной номенклатуре ИЮПАК. Укажите число изомеров.

10.4. Составьте структурные формулы изомерных вторичных спиртов состава $C_6H_{14}O$, назовите их по заместительной номенклатуре ИЮПАК. Какой из них содержит два асимметрических атома углерода?

10.5. Приведите по одному примеру гликолей, содержащих гидроксильные группы: а) у двух первичных атомов углерода (дупер-

вичного); б) у первичного и вторичного атомов углерода (первично-вторичного); в) у двух вторичных атомов углерода (двувторичного); г) у первичного и третичного атомов углерода (первично-третичного); д) у вторичного и третичного атомов углерода (вторично-третичного). Назовите их по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.6. Назовите по заместительной номенклатуре ИЮПАК следующие спирты:



10.7. Почему температура кипения одноатомных спиртов значительно выше, чем у галогеналканов с тем же числом атомов углерода?

10.8. Почему температура кипения глицерина значительно выше температуры кипения изомерных спиртов $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{O}$, хотя молекулярные массы их численно близки?

10.9. Установите соответствие между названием вещества и его температурой кипения.

<i>Название вещества</i>	<i>Температура кипения, °С</i>
1) Этиленгликоль	А) +97
2) Этанол	Б) -24
3) Диметиловый эфир	В) +82
4) Пропанол-1	Г) +78
5) Пропанол-2	Д) +197

10.10. Установите соответствие между названием вещества и его температурой кипения.

<i>Название вещества</i>	<i>Температура кипения, °С</i>
1) <i>n</i> -Бутан	А) -0,5
2) Пропандиол-1,2	Б) +35
3) Бутанол-1	В) +78
4) Хлорбутан	Г) +214
5) Диэтиловый эфир	Д) +117

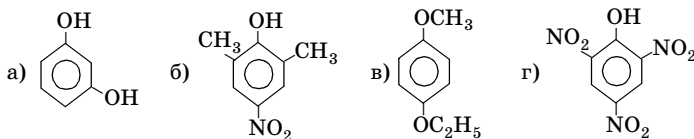
10.11. Установите соответствие между названием вещества и его температурой кипения.

Название вещества	Температура кипения, °С
1) 2-Метилбутанол-2	А) +59
2) Пентанол-1	Б) +138
3) 3-Метилбутанол-2	В) +132
4) 3-Метилбутанол-1	Г) +101,8
5) 2-Метил-1-метоксипропан	Д) +114

10.12. Приведите возможные структурные формулы двухатомных спиртов $C_4H_8(OH)_2$, дайте названия веществам по заместительной номенклатуре ИЮПАК. Какие из них относятся к двувторичным и первично-третичным спиртам? Укажите общее число изомеров.

10.13. Напишите структурные формулы следующих веществ: а) 1-гидрокси-2-изопропил-5-метилбензола; б) *o*-крезола; в) 1-гидрокси-2,5-диметилбензола; г) *m*-нитрометоксibenзола; д) *n*-нитрофенола; е) пикриновой кислоты; ж) *n*-этилфенола; з) 3,5-диэтилфенола; к) 2-метил-4-нитрофенола. Сколько изомерных пар представлено выше? Правильно ли даны названия? В случае необходимости исправьте их.

10.14. Дайте названия следующим соединениям по заместительной номенклатуре ИЮПАК:



10.15. Установите соответствие между названием вещества и классом соединений.

Название вещества	Класс соединений
1) <i>n</i> -Крезол	А) Одноатомные спирты
2) Бутантриол-1,2,4	Б) Одноатомные фенолы
3) Бутиловый спирт	В) Простые эфиры
4) Метилпропиловый эфир	Г) Многоатомные спирты
5) Этилацетат	Д) Сложные эфиры
6) <i>m</i> -Ксилол	Е) Арены

10.16. Сравните физические свойства этилового спирта и диметилового эфира. Чем обусловлена хорошая растворимость в воде

первых членов гомологических рядов, к которым принадлежат данные вещества?

10.17. Напишите схему получения изопропилового спирта из 1-хлорпропана.

10.18. Напишите уравнения реакций в соответствии со схемами:

а) метан \rightarrow ацетилен \rightarrow ацетиленид натрия \rightarrow бутин-1 \rightarrow X_1 \rightarrow бутанол-2 \rightarrow метилэтилкетон;

б) карбид кальция \rightarrow ацетилен \rightarrow винилацетилен \rightarrow бутадиен-1,3 \rightarrow бутен-2 \rightarrow бутанол-2.

10.19. Предложите схему получения 1-фенилпропанола-1 из этанола, бензальдегида, галогеноводорода и магния.

10.20. Предложите схему синтеза *n*-метилфенола с использованием метана, бензола и любых необходимых неорганических веществ.

10.21. Предложите способ получения из бензола и неорганических реагентов циклогексен-2-ола-1.

10.22. Какие из перечисленных многоатомных спиртов можно получить окислением соответствующих алкенов водным раствором перманганата калия: пентандиол-1,3; 2-метилбутандиол-1,2; 2-метилбутантриол-1,3,4; бутандиол-2,3; пропантриол; пропандиол-1,2? Напишите соответствующие уравнения реакций. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса (на одном из примеров).

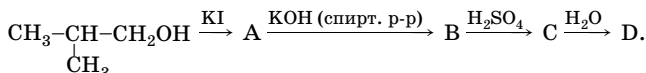
10.23. В каких условиях следует проводить гидролиз бромэтана и 2-бром-2-метилпропана, чтобы получить спирты с наибольшим выходом?

10.24. Напишите уравнения реакций, с помощью которых из пропилена можно получить аллиловый спирт.

10.25. Напишите схему синтеза бутандиола-1,2 из бутанола-1.

10.26. Напишите уравнения реакций, лежащих в основе промышленных методов получения фенола: а) из каменноугольной смолы; б) из хлорбензола; в) из изопробилбензола.

10.27. А. М. Бутлеров получил 2-метилпропанол-2 по следующей схеме:



Напишите уравнения реакций.

10.28. Как получить следующие спирты, используя реакцию гидратации соответствующих алкенов: а) *трет*-бутиловый; б) *втор*-бутиловый; г) 2-метилбутанол-2?

10.29. Расположите приведенные ниже вещества в порядке возрастания их кислотных свойств: а) пропанол-1; б) этанол; в) бутанол-1; г) пентанол-1; д) метанол; е) вода. От каких факторов зависят кислотные свойства спиртов?

***10.30.** Расположите в ряды по убыванию кислотности следующие две группы соединений.

1. а) бутанол-1; б) метилпропанол-2; в) бутанол-2;

2. а) пропанол-1; б) 2-хлорпропанол-1; в) 3-хлорпропанол-1; г) 2-фторпропанол-1; д) 2,2-дифторпропанол-1.

***10.31.** Установите соответствие между названием вещества и его константой кислотности (K_a).

Название вещества	K_a
1) Вода	А) $1,1 \cdot 10^{-4}$
2) Фенол	Б) $1,8 \cdot 10^{-16}$
3) Этиловый спирт	В) $4,3 \cdot 10^{-7}$
4) Угольная кислота	Г) $1,3 \cdot 10^{-10}$
5) 2,4-Динитрофенол	Д) $1,0 \cdot 10^{-18}$

***10.32.** Расположите приведенные ниже вещества в порядке уменьшения кислотных свойств: а) *n*-крезол; б) фенол; в) 2,4-диметилфенол; г) 2,4,6-тринитрофенол; д) *n*-оксibenзойная кислота; е) 2,4-диметил-3-этилфенол. Какое влияние на кислотные свойства фенолов оказывают электронодонорные и электроноакцепторные заместители в бензольном кольце?

10.33. Расположите следующие спирты в порядке увеличения их кислотности. Дайте объяснения.

1. а) этанол; б) метилпропанол-2; в) пентанол-2;

2. а) метиловый спирт; б) *трет*-бутиловый спирт; в) изопропиловый спирт.

***10.34.** Определите строение и название вещества состава $C_8H_{10}O$ на основании следующих его свойств: не дает окрашивания с хлоридом железа(III), не растворяется в щелочах, при взаимодействии со щелочными металлами выделяет водород, при нагревании с раствором перманганата калия в кислотной среде образует 1,2-бензолдикарбоновую кислоту. Напишите уравнения реакций. Укажите сумму коэффициентов в уравнении последней реакции.

***10.35.** Установите строение и название вещества состава C_7H_8O , если оно дает фиолетовое окрашивание с хлоридом железа(III), растворяется в щелочах, продукт его взаимодействия со щелочью ре-

агирует с хлорэтаном с образованием $C_9H_{12}O$, при окислении которого получается *n*-этоксibenзойная кислота. Напишите соответствующие уравнения реакций.

***10.36.** Объясните, почему 2,4-динитрофенол и пикриновая кислота, в отличие от большинства фенолов, растворимы в водном растворе соды.

***10.37.** Как из пропилена и фенола получить соединение, которое в 5000 раз слаще сахара, — пропиловый эфир 2-амино-4-нитрофенола?

10.38. Приведите уравнения реакций пропанола-1 и бутанола-2 с серной, азотной, ортофосфорной кислотами.

10.39. Установите строение изомерных соединений $C_5H_{10}O$, если известно, что они реагируют с калием с выделением водорода, обесцвечивают водный раствор перманганата калия с образованием первично-двувторичных спиртов — трехатомных спиртов, в молекулах которых одна гидроксильная группа находится у первичного и две гидроксильные группы у двух вторичных атомов углерода. Дайте названия изомерным соединениям $C_5H_{10}O$.

10.40. Установите строение соединения состава $C_5H_{11}Br$, которое при гидролизе может образовать вторичный спирт (без учета перегруппировки), а при дегидробромировании и последующей гидратации — третичный спирт. Напишите соответствующие уравнения реакций.

10.41. Составьте уравнение реакции получения метилового спирта из оксида углерода(II) и водорода. Укажите условия проведения реакции. Рассчитайте, какой объем исходных газов (н. у.) необходим для получения 1 кг метилового спирта, если его выход составляет 65 % от теоретически возможного. Какой объем займет метанол ($\rho = 0,79$ г/мл)?

10.42. При взаимодействии 11,1 г спирта с калием выделилось 1,68 л (н. у.) водорода. Установите строение спирта, если при окислении его дихроматом калия в кислотной среде получается кислота, натриевая соль которой при электролизе ее водного раствора образует углеводород нормального строения. Составьте уравнения перечисленных реакций.

10.43. Установите молекулярную формулу предельного одноатомного спирта, если в продукте взаимодействия его с серной кислотой массовая доля серы составляет 22,85 %. Приведите формулы возможных изомеров.

10.44. Установите молекулярную формулу спирта, входящего в состав сложного эфира пропионовой кислоты, если массовая доля водорода в эфире составляет 10,77%.

10.45. Установите строение спирта, если при окислении 2,2 г его получают альдегид, который при нагревании с гидроксидом меди(II) образует красно-кирпичный осадок массой 3,6 г. Приведите структурные формулы изомеров, соответствующие условию задачи, укажите их число.

10.46. Напишите уравнения реакций в соответствии со схемой превращений: бензоат калия → бензол → бензолсульфоновая кислота → натриевая соль бензолсульфоновой кислоты → фенол → 2,4,6-тринитрофенол.

10.47. При взаимодействии 2,76 г эквимолярной смеси метанола и одноатомного спирта предельного ряда с калием было получено 672 мл водорода (н. у.). Выведите молекулярную формулу неизвестного спирта. Определите массовую долю его в смеси.

10.48. Определите массу пропилата калия и его массовую долю в растворе, полученном из 150 мл пропилового спирта ($\rho = 0,8$ г/мл) и 9,75 г калия.

10.49. При пропускании газа, который образуется при сжигании 15,4 г смеси глицерина и этиленгликоля, через суспензию 50 г карбоната кальция в 1200 мл воды, карбонат полностью растворился. Определите объем газа (при температуре 20 °С и давлении 103 кПа), который выделится при реакции такого же количества смеси с натрием.

10.50. Предложите схему получения изопропилового спирта из ацетилена.

***10.51.** Установите строение двух изомерных углеводородов А и В состава C_4H_8 . Соединение А при взаимодействии с водой в присутствии концентрированной серной кислоты превращается в соединение С, которое при окислении в мягких условиях образует вещество D. Дальнейшая обработка дихроматом калия в кислотной среде не вызывает в веществе D никаких изменений. В отличие от соединения А, соединение В при обработке серной кислотой и водой дает вещество Е, которое не окисляется дихроматом калия. Напишите соответствующие уравнения реакций и дайте названия всем органическим соединениям по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

***10.52.** При анализе неизвестного органического соединения было установлено, что оно имеет молекулярную формулу $C_5H_{12}O$.

ций воды, называют абсолютным. Определите массу безводного сульфата меди(II), необходимого для обезвоживания 96%-ного спирта объемом 562,5 мл ($\rho = 0,8$ г/мл).

10.59. Из 44 г изоамилового спирта и 36 г уксусной кислоты при нагревании в среде бензола в присутствии концентрированной серной кислоты был получен сложный эфир с выходом 52 %. Определите его массу.

10.60. При пропускании водяного пара над раскаленным углем образуется водяной газ — смесь угарного газа и водорода. Какой объем водяного газа получится из 9 кг угля, содержащего 3 % неорганических примесей? Определите объем метилового спирта ($\rho = 0,79$ г/мл), который можно получить из образовавшегося водяного газа, если выход спирта составляет 60 %.

10.61. Как из 1,1-дихлорпентана получить пентанол-2? Приведите не менее трех вариантов решения. Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания.

10.62. Предложите схему синтеза 2-метилбутандиола-2,3 из 3-метилбутанола-1. Дайте названия продуктам реакций.

***10.63.** Смесь пропанола-1, пропанола-2 и 2-метилбутанола-2 массой 3,74 г нагрели в присутствии меди. Продукты дегидрирования прибавили к свежеприготовленному гидроксиду меди(II) и нагрели, при этом выделилось 2,16 г красно-кирпичного осадка. Вычислите массовые доли спиртов в смеси, если пропанол-1 и пропанол-2 были взяты в эквимолярных количествах.

***10.64.** Для нейтрализации смеси фенола, этанола и 2,4-динитрофенола потребовалось 60 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей 20 % и плотностью 1,2 г/мл. При взаимодействии такой же массы смеси с избытком раствора гидрокарбоната натрия выделилось 4,48 л (н. у.) газа, а при взаимодействии с избытком калия — 6,72 л водорода. Определите массы исходных веществ в смеси.

***10.65.** Смесь фенола, пикриновой кислоты и бензола массой 50 г прореагировала полностью с 20 %-ным раствором карбоната натрия. При этом выделился газ объемом 1,12 л (н. у.). При взаимодействии смеси такой же массы с избытком бромной воды выпало 39,72 г осадка. Определите массовую долю бензола в смеси.

***10.66.** В замкнутом реакторе смешали оксид углерода(II) с водородом в молярном отношении 1:4 при давлении 10 кПа и температуре 327 °С. После окончания реакции при неизменной температуре

давление газов в реакторе уменьшилось на 10 %. Определите объемную долю паров метанола в смеси.

***10.67.** Фенол массой 14,1 г смешали с избытком цинковой пыли и нагрели. При этом с выходом 80 % была получена жидкость, которая не обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия. Последующее хлорирование ее на свету привело к образованию соединения, содержащего 24,74 % углерода, 2,06 % водорода и 73,2 % хлора. Плотность паров этого вещества по азоту 10,4. Определите его массу.

10.68. На полную нейтрализацию 40,75 г смеси 2,4-динитрофенола, 2,6-динитрофенола и пикриновой кислоты было затрачено 105 мл 2 М раствора гидрокарбоната натрия. Вычислите массовую долю пикриновой кислоты в исходной смеси.

10.69. Определите молекулярную формулу двухатомного спирта, если его неполный эфир с уксусной кислотой содержит 32,87 % кислорода. Приведите структурную формулу спирта, если при полной дегидратации его образуется диен, фрагмент которого является структурным звеном натурального каучука. Напишите уравнения реакций и дайте названия органическим веществам по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.70. Определите молекулярную формулу двухатомного фенола, содержащего 7,25 % водорода. Сколько изомерных двухатомных фенолов соответствует найденной формуле? Дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

***10.71.** К смеси, состоящей из 18 г метилэтилкетона (бутанона), 30 мл диэтилового эфира и 35 мл воды, при охлаждении постепенно добавляют маленькими кусочками 17 г натрия. После прибавления половины всего натрия в реакционную смесь приливают еще 15 мл воды. Когда весь натрий прореагирует, верхний слой отделяют, а нижний (водный) слой еще раз экстрагируют эфиром, экстракт объединяют с верхним слоем и после отгонки эфира выделяют бутанол-2 с выходом 70 %. Определите массу бутанола-2, а также массовую долю гидроксида натрия в водном растворе (растворимостью эфира в воде пренебречь).

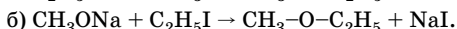
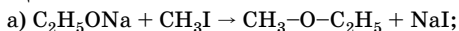
10.72. Каталитическим гидрированием фенола в присутствии никеля при 180 °С получают циклогексанол с выходом 70 % от теоретического. Последующее окисление его дихроматом натрия в присутствии серной кислоты приводит к образованию циклогексана массой 24,5 г (выход 87 % от теоретического). Рассчитайте

массу фенола. Напишите уравнение реакции окисления, расставьте коэффициенты, укажите соотношение коэффициентов перед формулами окислителя и восстановителя.

10.73. При окислении 48,84 г изобутилового спирта окислительной смесью, состоящей из 57,6 г дихромата натрия, 51,25 мл концентрированной (95,6%-ной) серной кислоты ($\rho = 1,76$ г/мл) и 390 мл воды, получен изомасляный альдегид с выходом 60%. Определите массы альдегида и образовавшихся солей.

10.74. При смешении равных объемов (V) простейших спиртов с водой изменяется суммарный объем смеси исходных компонентов. Будет он больше или меньше, чем $2V$? Почему?

***10.75.** Объясните причины различного выхода простого эфира в реакциях:



В каком случае выход эфира больше?

10.76. Непредельный углеводород $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{C}=CH_2$ можно получить

дегидратацией спиртов $CH_3-\overset{\substack{CH_3 \\ |}}{C}-OH$ и $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_2OH$ в присутствии

кислоты. В каком случае реакция пойдет быстрее и почему?

10.77. Какие вещества можно получить, используя в качестве исходного только этиловый спирт? Напишите три уравнения реакций, укажите условия, дайте названия продуктам реакций.

10.78. Даны уксусная кислота и этиловый спирт. Приведите три уравнения возможных реакций с использованием этих веществ. Укажите условия реакций.

10.79. Даны фенол, гидроксид натрия, хлорэтан, углекислый газ, вода, этанол. Приведите уравнения четырех возможных реакций между этими веществами.

10.80. Как, имея в распоряжении только неорганические вещества, получить фенол? Напишите уравнения реакций.

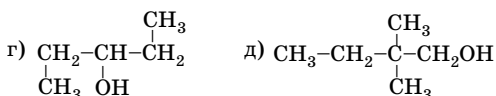
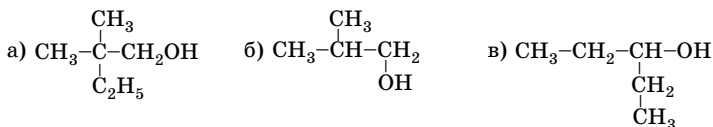
10.81. Как, имея в распоряжении только неорганические вещества, получить этиловый спирт? Напишите уравнения реакций.

10.82. Предложите способ получения пропанола-2, используя в качестве исходных только неорганические вещества.

10.83. Установите соответствие между формулой вещества и его температурой кипения.

Формула вещества	Температура кипения, °С
1) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$	А) -88,6
2) $\text{CH}_3\text{-CH}_3$	Б) +78,3
3) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{Br}$	В) +38
4) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$	Г) +100
5) H_2O	Д) -23,65

10.84. Укажите число веществ, изображенных следующими формулами:



Дайте названия веществам по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.85. При сжигании цетилового спирта $\text{C}_{16}\text{H}_{33}\text{OH}$ массой 3,63 г образовались вода и углекислый газ. Определите число атомов водорода в воде и объем углекислого газа (н. у.). Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом электронного баланса и укажите соотношение коэффициентов перед формулами восстановителя и окислителя.

10.86. Почему спирты, имея в своем составе гидроксильные группы, не являются электролитами в отличие от гидроксидов металлов?

10.87. Вычислите массовую долю: а) водорода в бутиловом спирте; б) углерода в пропандиоле-1,2; в) кислорода в глицерине.

10.88. Вычислите плотность паров пропилового спирта: а) по воздуху; б) по водороду; в) по аргону.

10.89. Спирт, содержащий примесь воды, обезвреживают кипячением его с карбидом кальция. Определите массу воды, которая может быть удалена из спирта, если имеется: а) 32 г чистого карбида

кальция; б) 60 г технического карбида кальция с массовой долей карбида кальция 95 %. Какой объем 96 %-ного спирта ($\rho = 0,8$ г/мл) можно обезвожить в каждом случае?

***10.90.** Газ, образовавшийся при действии избытка калия на раствор смеси пропанола-2 и метилпропанола-2 массой 3,42 г в толуоле объемом 30,66 мл, смешали с пропином объемом 150 мл. После пропускания полученной газовой смеси над платиновым катализатором ее объем уменьшился до 410 мл (н. у.). Вычислите массовые доли каждого из спиртов в исходном растворе, если все реакции протекали с количественным выходом. Плотность толуола равна 0,867 г/см³.

***10.91.** В реактор (гидрататор) производительностью 2000 кг этанола в час для гидратации этилена поступает 15 200 кг водяного пара в час. Определите мольное соотношение водяного пара и этилена, если степень конверсии этилена за один проход через реактор составляет 4,2 %, а селективность по этанолу — 94,6%.

***10.92.** В реактор прямой гидратации производительностью 2400 кг этанола в час поступает 50 000 кг паро-газовой смеси в час (массовое соотношение пара и этилена 0,4:1). Определите степень конверсии этилена за один проход через катализатор, если селективность по этанолу равна 94,8 %.

***10.93.** В реактор прямой гидратации производительностью 2100 кг этанола в час поступает 26 340 м³ этилена в час. Определите выход этанола, если из реактора с газо-паровой смесью отводят 31 575 кг этилена в час.

***10.94.** В реактор прямой гидратации производительностью 1450 кг изопропилового спирта в час поступают вода и пропилен в мольном соотношении 14,5:1. Вода расходуется только на образование спирта. Определите массовую долю изопропилового спирта в воде на выходе из реактора. Степень конверсии пропилена 75 %, а селективность по изопропиловому спирту 96,4 %.

10.95. Карбид кальция и вода являются сырьем для получения: а) уксусной кислоты; б) этанола; в) этилена и полиэтилена; г) хлорвинила; д) бензола. Приведите уравнения реакций получения этих веществ.

10.96. При сжигании 23 г газообразного вещества плотностью 2,05 г/л (н. у.) получено 44 г углекислого газа и 27 г воды. Изобразите структурную формулу этого вещества, дайте название.

10.97. Раствор 1 моль метилата натрия в сухом метаноле смешали в колбе с 1 моль фенола, смесь подвергли перегонке. Что соберется в приемнике и что останется в колбе после того, как перегонка будет завершена?

10.98. Какое из изомерных соединений состава C_7H_8O способно обменивать водород на металл при действии щелочи? Ответ поясните.

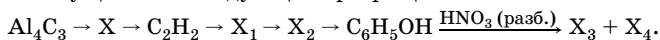
***10.99.** В реактор для синтеза метанола поступает в час $500\,000\text{ м}^3$ синтез-газа. При степени конверсии синтез-газа за один проход через катализатор 4,5 % производительность реактора составляет 222 т метанола в сутки. Определите выход метанола.

***10.100.** Для получения 1400 кг изопропилового спирта в час требуется 23,8 т смеси водяного пара и пропилена в массовом соотношении 0,2:1. Определите степень конверсии пропилена, если выход изопропилового спирта равен 98,2 %.

***10.101.** Для получения 1350 кг пропанола-2 в час на фосфорнокислотном катализаторе требуется смесь водяного пара и пропилена в мольном соотношении 0,45:1. Определите объем технического пропилена (объемная доля пропилена 98 %) и массу водяного пара, если степень конверсии пропилена равна 5,2 %, а выход спирта — 98,3 %.

***10.102.** Для получения изопропилового спирта в реактор поступает в час 4400 кг водяного пара в мольном соотношении с пропиленом 0,48:1. Определите выход спирта, если производительность 1 м^3 катализатора по спирту равна 150 кг в час, а степень конверсии пропилена за один проход через катализатор — 5 % (объем катализатора в реакторе 10 м^3).

10.103. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



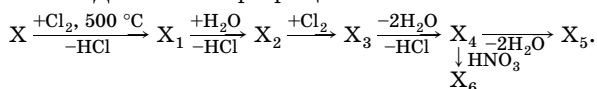
Назовите вещества, классы, к которым они относятся, укажите типы реакций.

***10.104.** Относительная молекулярная масса органического вещества, состоящего из углерода, водорода и кислорода, равна 62. При полном сгорании некоторого количества вещества расходуются 280 мл кислорода и образуется 0,27 г воды и 224 мл углекислого газа (н. у.). Зная, что 0,31 г вещества взаимодействуют с 0,23 г натрия, напишите структурную формулу вещества. Назовите вещество.

*10.105. Относительная молекулярная масса органического вещества, состоящего из углерода, водорода и кислорода, равна 88. При полном сгорании 0,44 г вещества образуется 560 мл углекислого газа (н. у.). Установите молекулярную формулу вещества и напишите возможные структурные формулы изомеров такого состава.

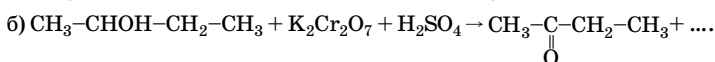
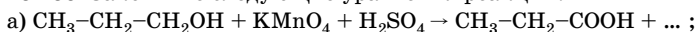
*10.106. Относительная молекулярная масса спирта А равна 92. При обработке А избытком уксусного ангидрида образуется соединение В с относительной молекулярной массой 218. Установите структурную формулу А, назовите вещество.

*10.107. Дана схема превращений:



Вещество X содержит 85,71 % углерода и 14,29 % водорода; вещество X₃ содержит 55,04 % хлора; X₆ — взрывчатое вещество; 1 моль вещества X₅ реагирует с 2 моль водорода в присутствии палладия. Напишите уравнения реакций и назовите вещества X–X₆. Определите суммарный объем газов, включая водяные пары (н. у.), образующихся при разложении вещества X₆, полученного из 100 кг чистого вещества X.

*10.108. Закончите следующие уравнения реакций:



Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

10.109. Напишите электронную и структурную формулы этиленгликоля. Какие связи присутствуют в его молекуле? Определите массу этиленгликоля, который необходимо взять для получения 40 кг 62 % -ного раствора. Где применяется этот раствор? На каких свойствах основано его применение?

10.110. Объясните проявление глицерином слабо выраженных кислотных свойств. Одинакова ли подвижность атомов водорода во всех трех гидроксильных группах? Ответ поясните соответствующими уравнениями реакций.

10.111. Хватит ли 69 г натрия для полного замещения водорода гидроксильных групп в 72 мл глицерина ($\rho = 1,265$ г/мл)? Какой объем водорода (н. у.) выделится?

10.112. Сравните электронные и структурные формулы пропилового спирта и глицерина. Рассмотрите взаимное влияние атомов в их молекулах. Какие электронные эффекты имеют место в этих молекулах?

10.113. Как получить фенол, имея ацетилен, безводный бром, воду? Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания.

10.114. Из 8 моль фенола получили 6 моль фенолята натрия. Определите массу вступившего в реакцию гидроксида натрия. Какое вещество останется после реакции? Вычислите его массу.

10.115. Определите объем метанола ($\rho = 0,8$ г/мл), который нужно окислить оксидом меди(II), чтобы при растворении образовавшегося метанола в воде получить 1 л 40 %-ного раствора ($\rho = 1,11$ г/мл). Выход альдегида на стадии окисления составляет 75 %. Полученный раствор называется формалином и используется как антисептик в хирургии (для мытья инструментов), а также для сохранения анатомических препаратов.

10.116. В фармацевтической промышленности получают диэтиловый эфир в результате межмолекулярной дегидратации этанола при 140°C в присутствии концентрированной серной кислоты. Определите массу спирта с массовой долей этанола 96 %, который нужен для получения диэтилового эфира массой 148 кг, если выход продукта реакции составляет 80 %.

10.117. Этанол по фармакологическим свойствам относится к наркотическим веществам жирного ряда. В медицинской практике его применяют как наружное антисептическое, поверхностное сосудорасширяющее средство, коагулянт белка, в том числе при лечении ожогов. В промышленности этанол получают анаэробным брожением углеводов растительного происхождения. Из 1 т картофеля, содержащего 20 % крахмала (по массе) получено в результате брожения 100 л этанола ($\rho = 0,8$ г/мл). Определите выход спирта.

10.118. Органические нитриты обладают сосудорасширяющим и спазмолитическим действием. Изопентилнитрит — противоядие при отравлении синильной кислотой и ее солями. Один из способов его получения — взаимодействие спирта с азотистой кислотой в момент выделения последней. Найдите массу раствора нитрита натрия с массовой долей 33,3 % и объем 18 %-ной соляной кислоты ($\rho = 1,08$ г/мл), которые потребуются для получения 46,8 г изопентил-

нитрита из изопентилового спирта (3-метилбутанола-1) с выходом 80 %.

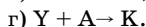
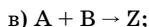
10.119. Известно, что токсичность гомологов фенола уменьшается, а бактерицидная активность увеличивается по мере увеличения алкильного радикала. Определите массу применяемого в качестве антисептика тимола (2-изопропил-5-метилфенола), который может быть получен двухстадийным синтезом из 189,75 г 1-метил-3-хлорбензола и 50 г гидроксида натрия. Какой объем пропилена (н. у.) потребуется для второй стадии, если выход на каждой стадии 70 %?

10.120. Ацетилсалициловая кислота широко используется как жаропонижающее средство под названием аспирин. Вычислите массы салициловой (*o*-гидроксibenзойной) кислоты и уксусного ангидрида, необходимых для получения 162 г аспирина с выходом 75 %. Почему аспирин следует хранить в сухом месте?

10.121. Тринитроглицерин в виде 1 %-ного спиртового раствора используют как сосудорасширяющее средство при приступах стенокардии. Определите массу глицерина, подвергнутого нитрованию, и объем этанола ($\rho = 0,8$ г/мл), который использовали для растворения нитроглицерина при получении 600 г лекарственного препарата.

10.122. На гидролизном заводе за сутки из древесных опилок получено 50 т 96 %-ного этилового спирта. Вычислите объем (н. у.) выделившегося в атмосферу углекислого газа. К чему может привести повышение содержания углекислого газа в атмосфере в случае аварии на заводе? Какова должна быть площадь леса, чтобы поглотить выделившийся газ, если 1 га леса выделяет в сутки 10 кг кислорода?

***10.123.** К каким классам веществ — спиртам или карбоновым кислотам — относятся вещества А и В, удовлетворяющие следующим схемам получения основных продуктов (без учета образования побочного продукта):



***10.124.** В различные сорта бензина наиболее часто добавляют метил-*трет*-бутиловый эфир (МТБЭ), октановое число которого 118. Окислительные добавки в бензин приносят двойную пользу: повышается октановое число и снижается количество вредных выбросов в выхлопных газах автомобилей. Приведите возможные способы по-

лучения МТБЭ, дайте ему название по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.125. Напишите структурные формулы следующих соединений: 1) 2-метилпентанала; 2) 3,3-диметилгексанона-2; 3) пентен-3-аля; 4) этил-*втор*-бутилкетона; 5) 2-этилгептанала.

10.126. Напишите структурные формулы изомерных альдегидов состава $C_7H_{14}O$, содержащих в главной цепи пять атомов углерода, и назовите их по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.127. Приведите примеры реакций, в которые легко вступают альдегиды, но практически не вступают кетоны.

10.128. Напишите структурную формулу одного из 300 компонентов, придающих запах какао, — 5-метил-2-фенилгексен-2-аля. Исходя из теории химического строения органических соединений А. М. Бутлерова, предскажите его химические свойства.

10.129. Напишите уравнения реакций: а) 3-метилбутанала с синильной кислотой; б) ацетальдегида с этанолом (1:2) в присутствии соляной кислоты; в) бутанона-2 с гидросульфитом натрия.

10.130. Предложите схемы синтеза: а) ацетона из этанола; б) пентина-2 из пентанона-2; в) бутанала из бутена-1.

10.131. Напишите структурную формулу 4-(*n*-гидроксифенил)-бутанона-2. Это вещество — так называемый кетон малины, имеет запах малины, используется в парфюмерии и для изготовления пищевых ароматических эссенций. Функциональные группы каких классов соединений в нем присутствуют? Напишите уравнения реакций этого вещества с: а) избытком бромной воды; б) синильной кислотой.

10.132. Установите строение соединения состава C_5H_8O . Известно, что его нельзя получить ни по реакции Кучерова, ни пиролизом пропаноата бария, оно не вступает в реакцию «серебряного зеркала», однако реагирует с хлоридом фосфора(V), синильной кислотой и гидросульфитом натрия. Напишите уравнения реакций.

10.133. Установите строение карбонильного соединения состава C_9H_8O , полученного из бензальдегида. Оно обесцвечивает бромную воду, вступает в реакцию «серебряного зеркала», при окислении перманганатом калия образует два продукта, один из которых — бензойная кислота. Напишите уравнения реакций.

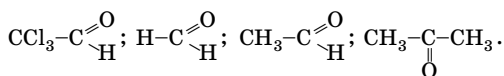
10.134. Вещество состава C_8H_8O вступает в реакцию «серебряного зеркала», при окислении дихроматом натрия в кислотной среде превращается в терефталевую (бензол-1,4-дикарбоновую) кислоту.

Установите строение этого карбонильного соединения и напишите уравнения реакций.

10.135. Приведите уравнения получения карбонильных соединений по реакции Кучерова (с указанием промежуточного продукта) из следующих веществ: а) этина; б) бутина-1; в) бутина-2; г) пропина.

10.136. Приведите уравнения реакций получения пропионового альдегида из: а) спирта; б) кальциевых солей карбоновых кислот; в) дигалогенпроизводного.

10.137. Объясните с позиций электронных представлений уменьшение реакционной способности в реакциях нуклеофильного присоединения в следующем ряду соединений:



10.138. Расположите следующие соединения в ряд по увеличению их склонности к реакциям нуклеофильного присоединения: а) изомасляный альдегид; б) 2-этилпентаналь; в) ацетон; г) уксусный альдегид; д) бутанон.

10.139. Как из пропионового альдегида и метилового спирта получить: а) полуацеталь; б) ацеталь? Напишите уравнения реакций. Сколько атомов водорода в полуацетале и атомов углерода в ацетале?

10.140. При действии небольших порций (1–2 капли) серной кислоты на уксусный альдегид происходит тримеризация с образованием паральдегида. Определите число атомов кислорода и водорода в 3,3 г паральдегида.

10.141. Напишите структурную формулу ванилина (4-гидрокси-3-метоксибензальдегида) — ценного душистого вещества, содержащегося в плодах ванили (до 2%). Исходя из теории химического строения органических соединений А. М. Бутлерова предскажите его химические свойства, напишите соответствующие уравнения реакций.

10.142. С помощью каких реакций можно превратить масляный альдегид в метилэтилкетон? Укажите типы реакций, назовите органические соединения.

10.143. При взаимодействии эквимольных количеств амида натрия (гидрида натрия) с соединением А образуется металлоорганическое вещество, реагирующее с иодметаном с выделением иодида натрия и образованием соединения Б, которое при гидратации в присутствии солей двухвалентной ртути дает соединение В состава

C_4H_8O . Что собой представляют вещества А, Б и В? Напишите уравнения приведенных реакций.

10.144. Определите массы уксусной кислоты, паральдегида и этилового спирта, которые можно получить из 22 г уксусного альдегида, если выход продукта реакции в каждом случае равен 80 % от теоретического.

10.145. Как из карбида алюминия получить феноло-формальдегидную смолу? Можно ли получить феноло-ацетальдегидную смолу?

10.146. Определите объем ацетона ($\rho = 0,79$ г/мл), который можно получить из 79 кг ацетата кальция, содержащего 2 % примесей, если выход ацетона равен 98 %.

10.147. Плотность по водороду вещества, содержащего 54,55 % углерода, 9,09 % водорода, 36,36 % кислорода, равна 22. Определите его молекулярную и структурную формулы. Приведите уравнения реакций этого вещества, протекающих с увеличением числа атомов кислорода и атомов водорода. Как называются эти реакции?

10.148. Сравните структурные и электронные формулы муравьиного и пропионового альдегидов. Рассмотрите взаимное влияние атомов в молекулах этих веществ и укажите, какое из них более активно. Какой тип реакции невозможен для муравьиного альдегида, в отличие от пропионового альдегида?

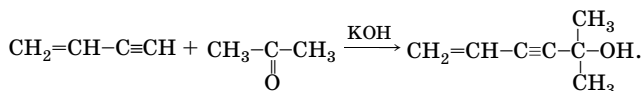
10.149. Определите объем формальдегида (при $0^\circ C$ и $1,01 \cdot 10^5$ Па), который нужно растворить в воде, чтобы получить 1 л формалина (36 % -ный раствор, $\rho = 1,11$ г/мл).

10.150. Какой объем кислорода необходим для получения 2 кг формалина (массовая доля формальдегида 40 %) окислением метанола с выходом 84 %?

10.151. Сравните строение молекул и химические свойства этилена и уксусного альдегида. Приведите уравнения реакций.

10.152. Рассчитайте объем 20 % -ного раствора уксусного альдегида ($\rho = 1,01$ г/мл), при окислении которого гидроксидом меди(II) выделяется 14,4 г оксида меди(I).

10.153. Универсальный клей, иначе называемый карбинольным, образуется при взаимодействии винилацетилена с ацетоном по схеме:



Винилацетилен получают из карбида кальция (выход 80 %). Вычислите массу карбида кальция с массовой долей примесей 12 %, который потребуется для получения 27 г карбинольного клея из винилацетилена и ацетона, если выход карбинольного клея 62 %.

10.154. Составьте структурные формулы всех кетонов, изомерных изовалериановому альдегиду, назовите их по заместительной номенклатуре ИЮПАК. Укажите число изомеров.

10.155. В чем причина подвижности атомов водорода при α -атомах углерода в альдегидах и кетонах?

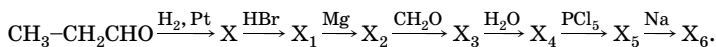
10.156. Ванилин (4-гидрокси-3-метоксибензальдегид) используют как душистое вещество в пищевой и парфюмерной промышленности. Смесь ванилина с сахарной пудрой в массовом соотношении 1:100 называют ванильным сахаром. Рассчитайте массы веществ, необходимых для получения 1300 кг ванильного сахара.

10.157. Определите строение вещества состава $C_5H_{10}O$, если при нагревании его с гидроксидом меди(II) образуется красно-кирпичный осадок и органическое соединение, которое с избытком щелочи при нагревании образует углеводород с разветвленным углеродным скелетом молекулы. Напишите уравнения реакций. Определите массу углеводорода, который может быть получен из 34,4 г исходного вещества, если выход продуктов реакций на первой и второй стадиях составляет соответственно 80 и 75 %.

•**10.158.** Для синтеза спиртов был взят бромид этилмагния. Какой второй компонент необходим для получения следующих спиртов: а) пропанола-1; б) бутанола-2; в) 2-метилбутанола-2; г) 3-метилгептанола-3? Напишите уравнения реакций.

***10.159.** Приведите схему взаимодействия с бромоводородом акролеина (пропеналя) и кротонового альдегида (бутен-2-аля). Укажите распределение электронной плотности в молекуле акролеина, назовите промежуточные продукты. В чем сходство химических свойств вышеприведенных альдегидов со свойствами сопряженных диенов?

10.160. Приведите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Дайте названия продуктам $X-X_6$. Определите массовую долю водорода в соединении X_6 .

10.161. Напишите структурную формулу смешанной соли, которая называется ацетат-формиат бария, и уравнение пиролиза этой соли. Дайте название органическому продукту реакции. Какие реакции являются качественными на полученное вещество?

***10.162.** Как можно получить гексанон-3 из пропилового спирта и необходимых неорганических соединений, используя реактив Гриньяра? Сколько стадий включает этот способ получения?

10.163. Какие карбонильные соединения можно получить из следующих дигалогенпроизводных: а) 1,1-дихлорпропана; б) 2,2-дихлорбутана; в) 2,2-диметил-1,1-дихлорпентана? Напишите соответствующие уравнения реакций, укажите условия их проведения. Соединения каких классов могут быть получены при изменении условий? Каковы эти условия?

***10.164.** При сгорании 1 г легкокипящего углеводорода образуется 1,06 г воды, а при его гидратации в присутствии солей двухвалентной ртути получается кислородсодержащее соединение. В результате окисления углеводорода дихроматом калия в разбавленном растворе серной кислоты получаются масляная кислота и углекислый газ. Плотность паров углеводорода по водороду 34. Что собой представляет исходный углеводород? Напишите его структурную формулу и уравнения всех упомянутых реакций.

***10.165.** Часовая производительность реактора окислительного дегидрирования метанола равна 3500 кг формалина с массовой долей формальдегида 37,5 %. В реактор поступает метанола-воздушная смесь с мольным соотношением метанола и кислорода 1:0,3. Определите объемный расход воздуха, если степень конверсии метанола в формальдегид равна 76,2 %.

***10.166.** Газофазную гидратацию ацетиленов осуществляют на кадмий-кальций-фосфатном катализаторе при 350–400 °С и 0,15 МПа. Производительность реактора газофазной гидратации ацетиленов — 3600 кг ацетальдегида в час. В реактор поступает паро-ацетиленовая смесь (мольное соотношение водяного пара и ацетиленов равно 9:1) с массовой скоростью 1800 кг на 1 м³ катализатора в час. Определите объем катализатора в реакторе, если степень конверсии ацетиленов 50 %, а выход ацетальдегида 88,5 %.

***10.167.** Ацетальдегид получают двухстадийным жидкофазным окислением этиленов в реакторе, производительность которого равна 8700 кг ацетальдегида в час. В процессе окисления 1 моль хлорида палладия поглощает 1 моль этиленов. В этих условиях селектив-

ность по этилену составляет 95 %. Определите суточный расход 30 %-ной соляной кислоты, добавляемой в ходе процесса в катализаторный раствор, если расход 100 %-ного хлороводорода составляет 2,5 г на 1 кг хлорида палладия.

*10.168. Альдегиды и кетоны присоединяют синильную кислоту по двойной связи карбонильной группы. Реакция протекает в присутствии каталитических количеств оснований (или цианид-ионов). На основе электронных представлений объясните, почему в этой реакции: а) ацетон менее активен, чем ацетальдегид; б) хлораль $\text{CCl}_3\text{-CHO}$ более активен, чем ацетальдегид.

*10.169. Вещество А, содержащее 24,24 % углерода, 4,04 % водорода и 71,72 % хлора, при нагревании с водой в присутствии слабого основания превращается в вещество В, которое вступает в реакцию «серебряного зеркала». Напишите структурные формулы веществ А и В и соответствующие уравнения реакций. Какие другие соединения можно получить из А, изменив условия реакции?

10.170. При взаимодействии спирта массой 29,6 г с оксидом меди(II) получена медь массой 20,5 г (выход 80 %). Установите молекулярную формулу альдегида. Сколько изомерных спиртов соответствуют условию задачи? Напишите уравнения реакций и назовите конечные продукты по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.171. Определите массу оксида меди(I), который образовался в результате реакции 5 %-ного раствора 2-этилбутанала в спирте массой 50 г с избытком свежеприготовленного гидроксида меди(II) при нагревании. Какие химические процессы возможны в указанных условиях?

10.172. Определите объем 20 %-ного раствора уксусного альдегида ($\rho = 0,95$ г/мл), который окисляется аммиачным раствором оксида серебра, если при этом выделяется 3,24 г серебра. Напишите уравнение реакции, определите массу образовавшейся соли.

10.173. К смеси пентина-1 и пропаналя прибавили избыток аммиачного раствора оксида серебра и нагрели смесь на водяной бане, при этом выделилось 47,85 г осадка. При гидрировании такой же массы исходной смеси избытком водорода получили 16,8 г смеси органических веществ. Вычислите массовые и объемные доли веществ в исходной смеси (плотность пентина-1 0,694 г/мл, а пропаналя — 0,807 г/мл).

*10.174. Для количественного окисления эквимолярной смеси двух предельных одноатомных спиртов потребовалось 8 г оксида

меди(II). При этом была получена смесь альдегидов, из которой при взаимодействии с избытком гидросульфита натрия образовалось 14,8 г осадка. Определите формулы спиртов и массовые доли их в исходной смеси.

10.175. Выведите молекулярную формулу альдегида, если продукт взаимодействия его с синильной кислотой содержит 16,47 % азота. Напишите его структурную формулу и соответствующее уравнение реакции, укажите условия.

10.176. Установите молекулярную формулу альдегида, если при взаимодействии его с избытком этилового спирта образуется соединение, в котором массовая доля углерода равна 61,02 %. Напишите уравнение реакции. К какому классу соединений относится продукт реакции?

10.177. Какие продукты получают при окислении, а какие — при восстановлении следующих веществ: а) формальдегида; б) уксусного альдегида; в) бутанона? Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания, дайте названия продуктам реакций.

10.178. Определите максимальную массу серебра, которое может быть получено при взаимодействии 64,3 г раствора муравьиного альдегида с массовой долей 35 % с избытком аммиачного раствора оксида серебра.

***10.179.** Смесь 2,2-диметилпропанола-1, 3-метилбутанола-2 и метилпропанола-2 массой 5,26 г прореагировала с избытком оксида меди(II). Продукты окисления обработали избытком аммиачного раствора оксида серебра, при этом образовалось 5,4 г осадка. Вычислите массовую долю 2,2-диметилпропанола-1 в смеси, а также массу прореагировавшего оксида меди(II), если первичный и вторичный спирты взяты в мольном соотношении 1:1,2.

***10.180.** Смесь бутанола-1 (А), 2-метилпропанола-1 (Б) и 2-метилбутанола-2 (В) массой 6,5 г прореагировала с избытком оксида меди(II). После обработки продуктов окисления избытком аммиачного раствора оксида серебра было выделено 6,48 г серебра. Вычислите массовые доли всех спиртов в исходной смеси, если А и Б взяты в мольном соотношении 1:2.

10.181. При сжигании альдегида массой 0,9 г образовался углекислый газ, который прореагировал с 7,5 мл раствора аммиака (массовая доля 25 %, плотность 0,91 г/мл) с образованием средней соли. Определите молекулярную формулу альдегида. Составьте

формулы всех возможных изомерных карбонильных соединений и дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.182. Продукты полного сгорания 0,15 моль кетона были пропущены через трубку с безводным сульфатом меди(II) массой 32 г, после чего масса трубки увеличилась на 33,75 %. Определите молекулярную и структурную формулы кетона.

10.183. Установите строение органического соединения с молекулярной формулой $C_5H_{10}O$, если оно не вступает в реакцию «серебряного зеркала», но реагирует с синильной кислотой, а при окислении дихроматом калия в кислотной среде образует смесь только двух кислот. Напишите соответствующие уравнения реакций.

***10.184.** Установите строение органического соединения с молекулярной формулой $C_6H_{12}O$, которое при нагревании с гидроксидом меди(II) не образует красно-кирпичного осадка, не вступает в реакцию «серебряного зеркала», реагирует с гидросульфитом натрия, а при окислении образует смесь продуктов, состоящую преимущественно из 3-метилбутановой кислоты, а также уксусной и метилпропановой кислот. Из какого дигалогеналкана его можно получить? Напишите уравнения реакций.

***10.185.** Какие альдегиды и реактивы Гриньяра можно взять для получения веществ, структурные формулы которых $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ и $CH_3CH_2CH(OH)CH_2CH_3$? Напишите уравнения реакций.

10.186. Напишите уравнения реакций получения полуацетала и ацетала из бензальдегида и метанола (в присутствии кислоты).

•**10.187.** Установите строение альдегида состава $C_{14}H_{24}O$, если известно, что он содержит две двойные связи, основная цепь состоит из 10 атомов углерода. Это вещество существует в виде *цис*- и *транс*-изомеров, при окислении перманганатом калия в присутствии серной кислоты образует ацетон, 4-оксопентановую кислоту и 2,2-диметилбутандиовую кислоту. Тривиальное название — эженаль. Этот альдегид имеет интенсивный запах цветов и свежей зелени, его применяют при составлении парфюмерных композиций. При написании структурной формулы альдегида учтите, что из 4-х углеводородных радикалов 3 занимают положения 2 и 5. Назовите этот альдегид по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

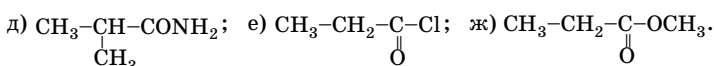
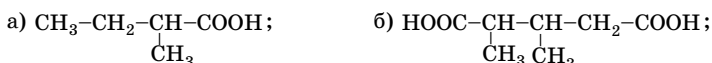
•**10.188.** Соединение А (формула $C_7H_6O_2$) плохо растворяется в воде, реагирует с водным раствором гидроксида натрия с образовани-

ем соли Б (формула $C_7H_5O_2Na$). В результате взаимодействия соли Б с бромной водой было выделено соединение В, в котором массовая доля брома составляет 64 %. Восстановлением 6,1 г соединения А водородом на платиновом катализаторе при 20 °С получено 5,4 г соединения Г. Установите строение веществ А–Г. Решение обоснуйте. Определите выход вещества Г. Напишите уравнения всех вышеперечисленных реакций.

10.189. Составьте структурные формулы изомерных кислот состава $C_6H_{12}O_2$, определите их число. Дайте названия веществам по тривиальной и заместительной номенклатурам.

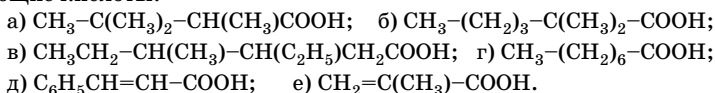
10.190. Напишите структурные формулы следующих кислот: а) 2,2-диметилпропановой; б) 2-метилбутановой; в) метилпропеновой; г) 2,3-диметилбутандиовой; д) 2,3-диметил-3-этилгептановой; е) гександиовой.

10.191. Назовите следующие вещества и укажите классы соединений, к которым они относятся:



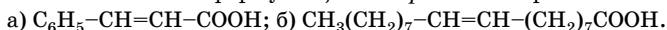
10.192. Напишите структурные формулы кислот состава $C_7H_{14}O_2$, содержащих главные цепи из пяти и шести атомов углерода, дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.193. Назовите по заместительной номенклатуре ИЮПАК следующие кислоты:



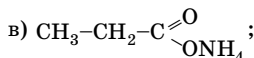
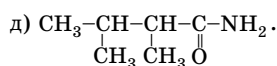
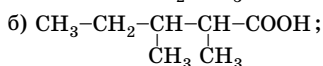
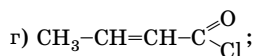
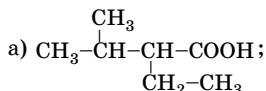
10.194. Напишите структурные формулы изомерных веществ состава $C_9H_{10}O_2$, имеющих карбоксильную группу в боковой цепи. Укажите число изомеров.

10.195. Напишите формулы *цис*- и *транс*-изомеров кислот:



Дайте названия веществам по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.196. Назовите вещества. Укажите классы, к которым они относятся:



10.197. Определите массу 9 %-ного раствора уксусной кислоты, который можно получить из 19 г раствора уксусной кислоты с массовой долей 80 %. Найдите массу воды, которую необходимо добавить к первому раствору.

10.198. Назовите кислоты, которые получаются при окислении следующих веществ: пентанона-2, изобутилового спирта, 2-метилпентанала, бутена-2. Напишите уравнения реакций.

10.199. Как получить изомасляную кислоту, используя реакции окисления этиленового углеводорода, спирта, альдегида, кетона? Напишите уравнения реакций. Укажите условия протекания реакций. Какие окислители могут быть использованы?

10.200. Напишите уравнения реакций получения уксусной кислоты окислением соответствующих предельного, этиленового, ацетиленового углеводородов. Какая из реакций используется в промышленности? Почему?

10.201. Как можно получить 2-этилпентановую кислоту, исходя из 1,1-дихлор-2-этилпентана? Напишите соответствующие уравнения реакций, укажите условия их протекания.

10.202. Напишите схему получения метакриловой (метилпропеновой) кислоты из изомасляной кислоты. Укажите, какие производные метакриловой кислоты находят применение. Напишите уравнения реакций.

10.203. Как путем последовательных реакций из пропилового спирта получить акриловую (пропеновую) кислоту? Напишите уравнения реакций ее с водой, хлороводородом и бромной водой.

10.204. Напишите уравнения получения бутен-3-овой кислоты, исходя из следующих соединений: а) 3,4-дибромбутановой кислоты; б) 3-гидроксипентановой кислоты.

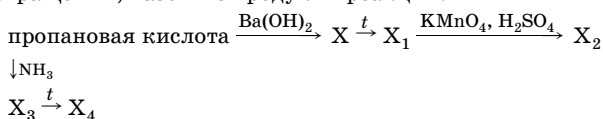
10.205. Как из 1-хлорпропана получить пропановую кислоту? Напишите уравнения реакций, укажите условия.

10.206. Какие кислоты получатся, если в реакцию с оксидом углерода(IV) вступает реактив Гриньяра: а) бромид пропилмагния; б) бромид изобутилмагния; в) бромид изопропилмагния? Напишите уравнения реакций.

10.207. Составьте уравнения реакций получения метилпропановой и 2,3-диметилбутановой кислот с помощью магниорганических соединений (реактива Гриньяра).

10.208. Напишите уравнение реакции окисления гексена-3 раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты при нагревании. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты.

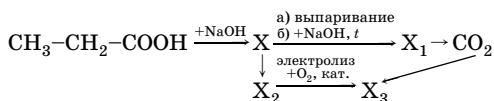
10.209. Напишите уравнения реакций в соответствии со схемой превращений, назовите продукты реакций:



10.210. Цитраль $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ содержится во многих эфирных маслах, в частности в лимонном, и обладает приятным цитрусовым запахом. Цитраль дает реакцию «серебряного зеркала», не вступает в реакцию Кучерова, обесцвечивает бромную воду. При окислении его перманганатом калия в присутствии серной кислоты образуются ацетон, 4-оксопентановая и щавелевая кислоты. Установите строение цитраля, если 2,28 г его обесцвечивает 160 г 3 %-ного раствора брома. При составлении структурной формулы учтите, что углеводородные радикалы не находятся у соседних атомов углерода.

10.211. Какое строение могут иметь кислоты состава $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$, если известно, что хлор (в присутствии красного фосфора) в реакцию с ними не вступает? Дайте названия этим кислотам, укажите их число.

•10.212. Напишите уравнения реакций в соответствии со схемой превращений, назовите продукты реакций:



10.213. Установите молекулярную формулу одноосновной предельной карбоновой кислоты, если массовая доля углерода в ней составляет 58,82 %. Составьте формулы всех возможных изомерных кислот и дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.214. Установите молекулярную формулу одноосновной карбоновой кислоты, если она вступает в реакцию Кучерова, а массовая доля кислорода в ней составляет 45,71 %. Напишите структурную формулу и дайте название.

10.215. Для нейтрализации 6,16 г одноосновной органической кислоты потребовалось 40 г раствора с массовой долей гидроксида бария 15 %. Установите молекулярную формулу кислоты. Напишите структурную формулу, зная, что в молекуле имеется третичный атом углерода. Назовите вещество по тривиальной и заместительной номенклатурам.

10.216. Какую карбоновую кислоту проще всего получить из гексена-3? Приведите рациональный путь синтеза, укажите условия проведения реакций. Определите массовую долю углерода в этой кислоте.

10.217. Расположите в ряд по уменьшению кислотных свойств следующие вещества: а) уксусную кислоту; б) метиловый спирт; в) муравьиную кислоту; г) диметилпропановую кислоту.

10.218. Кислота, имеющая состав $C_5H_{10}O_2$, взаимодействует с хлором, образуя соединение $C_5H_9O_2Cl$. Натриевая соль исследуемой кислоты при нагревании с твердым гидроксидом натрия образует *n*-бутан. Определите строение этой кислоты. Напишите уравнения реакций.

10.219. При взаимодействии 2,96 г неизвестной предельной монокарбоновой кислоты с магнием было получено 3,4 г ее соли. Составьте структурную формулу кислоты.

10.220. Установите, сколько всего двойных связей содержится в молекуле одноосновной кислоты состава $C_{18}H_{30}O_2$, если на полное гидрирование ее образца массой 41,7 г в присутствии катализатора потребовалось 7,48 л водорода при температуре 47 °С и давлении 160 кПа. Выведите общую формулу этого класса соединений.

10.221. При сжигании 3,7 г монофункционального органического вещества было получено 2,7 г воды и 3,36 л (н. у.) диоксида угле-

рода. Какое это вещество, если при взаимодействии его с натрием выделяется водород, а водный раствор продукта реакции окрашивает лакмус в синий цвет?

10.222. При сжигании двухосновной предельной карбоновой кислоты массой 0,59 г образовался углекислый газ, который прореагировал с водным раствором гидроксида бария с образованием 1,97 г карбоната бария и 1,29 г гидрокарбоната бария. Определите молекулярную формулу кислоты, составьте структурные формулы всех изомеров.

10.223. Определите молекулярную формулу одноосновной ароматической кислоты, если плотность ее паров по воздуху равна 5,17. Напишите структурные формулы изомерных ароматических кислот, дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.224. Рассчитайте массу дихромата калия, необходимого для окисления 20 г *n*-нитротолуола в *n*-нитробензойную кислоту. Окисление ведут в присутствии серной кислоты.

10.225. Установите строение вещества состава $C_8H_8O_2$, при нагревании которого с избытком хлора без катализатора образуется вещество $C_8H_5O_2Cl_3$, гидролизующееся водой в терефталевую кислоту. Напишите соответствующие уравнения реакций. Дайте названия исходным соединениям.

***10.226.** Уксусную кислоту в промышленности получают совместно с уксусным ангидридом окислением ацетальдегида. Процесс проводят при 55–60 °С и 0,15 МПа в присутствии гомогенных катализаторов. В качестве окислителя используют воздух. Производительность установки по смеси целевых продуктов 3200 кг/ч. Определите объемный расход альдегидо-воздушной смеси при 20 °С, объемная доля ацетальдегида в которой 19 %. Степень конверсии за один проход равна 13,4 %, а выход смеси целевых продуктов 94,5 %.

***10.227.** Смесь муравьиной и уксусной кислот массой 9,9 г растворили в воде объемом 20,1 мл и добавили избыток цинка. Образовавшийся газ пропустили через раствор уксусного альдегида массой 6,6 г в этиловом спирте в присутствии катализатора. По окончании реакции катализатор отфильтровали и к фильтрату прибавили избыток аммиачного раствора оксида серебра, при этом выпал осадок массой 10,8 г. Вычислите массовые доли кислот в исходном растворе.

10.228. Объясните, почему из всех органических кислот только муравьиная кислота дает реакцию «серебряного зеркала». Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы, происходящие в ходе этой реакции.

***10.229.** В результате реакции 1,18 г некоторой органической кислоты и 0,46 г щелочного металла выделяется 224 мл (н. у.) газа. Относительная молекулярная масса кислоты 118. Напишите возможные структурные формулы кислоты и вычислите относительную атомную массу щелочного металла.

***10.230.** При окислении углеводорода C_6H_{10} дихроматом калия в кислотной среде получен единственный продукт — дикарбоновая кислота А, которая при нагревании в присутствии оксида тория ThO_2 выделяет воду и газообразное вещество В. Назовите углеводород. Установите структурные формулы исследованного углеводорода и дикарбоновой кислоты. Напишите уравнения реакций.

10.231. Один моль вещества, молекулярная формула которого $C_4H_8O_3$, может реагировать с 1 моль гидроксида калия или 2 моль натрия. Напишите возможные структурные формулы изомеров этого состава, соответствующих условию задачи.

10.232. Почему кислоты типа HX присоединяются к акриловой кислоте формально против правила Марковникова? Напишите уравнение реакции этой кислоты с бромоводородом, дайте обоснованный ответ.

•**10.233.** В результате реакции между уксусной кислотой и этиловым спиртом получена смесь, содержащая 0,34 моль уксусной кислоты, 0,34 моль этанола, 0,66 моль этилацетата и 0,66 моль воды. Вычислите константу равновесия реакции этерификации.

10.234. Установите структурные формулы кислоты $C_5H_{10}O_2$, если она оптически активна, и ее производных: а) метилового эфира; б) изопропилового эфира; в) хлорангидрида. Напишите уравнения реакций получения указанных производных.

10.235. При окислении 5,75 г неизвестного кислородсодержащего органического соединения образовалась уксусная кислота. Для полной нейтрализации газа, образовавшегося при сжигании этой кислоты, потребовалось 82 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 20 % ($\rho = 1,22$ г/мл). Какое вещество было взято для окисления и какова масса образовавшейся уксусной кислоты?

10.236. К одноосновной органической кислоте массой 42 г прибавили 72,2 мл раствора едкого натра с массовой долей 10 % ($\rho =$

= 1,11 г/мл), а затем избыток концентрированного раствора гидрокарбоната натрия, при этом выделилось 11,2 л газа (н. у.). Определите строение исходной органической кислоты и массовую долю углерода в ней.

10.237. Как получить гексан из масляной кислоты? Напишите уравнения реакций.

10.238. При действии избытка неизвестной предельной монокарбоновой кислоты на 0,486 г оксида цинка было получено 0,93 г безводной цинковой соли. Определите молекулярную формулу этой кислоты.

10.239. Выведите формулу предельной кислоты, содержащей 40,68 % углерода, 5,08 % водорода, 54,24 % кислорода. Кислая калиевая соль этой кислоты содержит 25 % калия, а средняя натриевая соль — 28,4 % натрия. Других солей с натрием эта кислота не образует.

10.240. Будет ли протекать реакция, если: а) к пропаноату магния добавить серную кислоту; б) к сульфату магния добавить пропионовую кислоту? Дайте обоснованный ответ.

10.241. Почему при стирке тканей в жесткой воде требуется больше мыла, чем при стирке в мягкой воде? Дайте обоснованный ответ.

10.242. Литиевая соль стеариновой кислоты используется в производстве пластических масс. Напишите формулу и уравнения возможных реакций получения этой соли.

10.243. При нагревании 3 г технического тригидрата ацетата натрия с избытком разбавленной фосфорной кислоты было получено 1,2 г уксусной кислоты. Определите массовую долю ацетата натрия в исходном образце, а также массу тригидрата ацетата натрия.

10.244. В 1 л жесткой воды содержится 1,62 г гидрокарбоната кальция, 0,68 г сульфата кальция и 0,146 г гидрокарбоната магния. Определите перерасход мыла (стеарата натрия) при использовании 50 л такой воды за счет ее жесткости.

10.245. При сплавлении натриевой соли предельной одноосновной карбоновой кислоты с гидроксидом натрия был получен газ плотностью 1,34 г/л (н. у.). Определите массу соли, которая требуется для получения 15,68 л газа, если выход продукта реакции 77,7 %. Какой газ выделился?

10.246. Для полного бромирования 12,6 г смеси предельной и непредельной монокарбоновых кислот потребовалось 267 г раствора с

массовой долей брома 3 %. Массовая доля кислорода в продукте реакции 13,8 %. При сжигании такой же массы исходной смеси выделилось 10,08 л (н. у.) углекислого газа. Определите кислоты и их массовые доли в исходной смеси.

10.247. Смесь циклогексана, толуола и изопропилбензола массой 68 г окислили раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты. Образовалось 36,6 г бензойной кислоты и 2,24 л углекислого газа (н. у.). Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси.

10.248. При окислении смеси пропанола-1 и 20 %-ного раствора уксусного альдегида образуется 14,84 г карбоновых кислот. При обработке смеси такой же массы избытком гидроксида меди(II) выпадает красно-кирпичный осадок массой 7,2 г. Определите массу исходной смеси.

***10.249.** При окислении смеси уксусной кислоты и 30 %-ного раствора формальдегида образуется 21,9 г карбоновых кислот. При обработке смеси такой же массы избытком гидроксида диамминсеребра образуется 64,8 г серебра. Определите состав смеси. Вычислите количество вещества хлорида фосфора(V), который потребуется для полного взаимодействия с исходной смесью.

***10.250.** При окислении смеси муравьиной кислоты, бутанола-1 и 25 %-ного раствора уксусного альдегида получили 10,4 г карбоновых кислот. При обработке исходной смеси такой же массы избытком гидроксида меди(II) при нагревании образовался красно-кирпичный осадок массой 36 г, а при обработке избытком гидрокарбоната натрия выделилось 3,36 л газа (н. у.). Определите состав исходной смеси (в граммах).

10.251. Этиловый спирт подобно уксусной кислоте содержит гидроксильную группу. Почему он не диссоциирует в водных растворах? Дайте обоснованный ответ.

10.252. Водный раствор смеси муравьиной кислоты и формальдегида массой 147 г вступает в реакцию с избытком раствора гидроксида диамминсеребра, при этом образуется 64,8 г осадка. Такая же проба исходного раствора нейтрализует 4 г гидроксида натрия. Рассчитайте массовые доли органических веществ в исходной смеси в процентах.

***10.253.** Муравьиную кислоту массой 34,5 г нагрели в присутствии концентрированной серной кислоты, выделившийся газ (выход 80 %) ввели в реакцию с оксидом меди(II) массой 40 г. Определите

массу меди и ее выход, если из выделившегося во второй реакции газа было получено с использованием реактива Гриньяра 22,2 г пропановой кислоты (выход 75 %).

10.254. Взяты две одинаковые по массе порции уксусной кислоты. На одну из них подействовали натрием до прекращения выделения газа, а на другую — раствором гидрокарбоната натрия при нагревании. Одинаковые ли объемы газов при этом получаются? Напишите уравнения реакций.

10.255. Взяты две одинаковые по массе порции двухосновной кислоты. К одной из них прибавили избыток натрия, а к другой — карбонат натрия при нагревании. Одинаковые ли объемы газов при этом получаются? Напишите уравнения реакций.

10.256. Соединение $C_2H_2O_2$ при окислении дает щавелевую кислоту, а при восстановлении — кислородсодержащее соединение, которое с гидроксидом меди(II) на холоду образует ярко-синий раствор. Составьте структурную формулу исходного соединения. Напишите уравнения реакций.

10.257. Установите строение двух соединений состава $C_7H_6O_2$ и $C_7H_{12}O_2$, включающих шестичленный цикл и одинаковую функциональную группу. Оба вещества растворимы в растворе щелочи. Напишите структурные формулы этих соединений. Как из первого соединения получить второе, а из второго — первое? Определите число атомов водорода в 32 г $C_7H_{12}O_2$.

10.258. Двухосновная кислота имеет следующий состав: углерода — 45,4 %, водорода — 6,1 %, кислорода — 48,5 %. Найдите по этим данным молекулярную формулу, определите число возможных изомеров этого класса, дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.259. К водному раствору, содержащему 1 моль пропановой кислоты и 0,5 моль 2,2-дифторпропановой кислоты, добавили 1 моль гидрокарбоната кальция и затем выпарили смесь досуха. Определите состав остатка в процентах по массе.

10.260. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: ацетилен → этилен → уксусный альдегид → уксусная кислота → хлоруксусная кислота → $\frac{Ca(OH)_2}{\rightarrow} X_1 \xrightarrow{t} X_2$. Укажите условия протекания реакций, назовите вещества X_1 и X_2 .

10.261. Неизвестная предельная монокарбоновая кислота массой 15 г вступила в реакцию с пропанолом-1, при этом получилось 20,4 г сложного эфира (выход 80 %). Выведите структурную формулу кислоты.

10.262. Определите массу пропионового ангидрида, который требуется для приготовления раствора пропионовой кислоты с массовой долей 18 % из 140 г 10 %-ного раствора этой кислоты.

***10.263.** К хлорангидриду уксусной кислоты массой 23,55 г добавляли воду до тех пор, пока массы хлорангидрида и уксусной кислоты не сравнялись. Определите массу затраченной воды и количество вещества оставшегося хлорангидрида.

10.264. При сжигании 9,7 г смеси уксусной и пропионовой кислот образовалось 7,84 л (н. у.) углекислого газа. Определите состав исходной смеси в процентах по массе и массу безводного сульфата меди(II), необходимого для поглощения всей образовавшейся при горении воды.

***10.265.** При сжигании 7,41 г смеси муравьиной, масляной и валериановой кислот образовалось 6,03 г воды. Какой объем углекислого газа при этом выделился (н. у.)? Определите состав исходной смеси в процентах по массе, если при обработке ее аммиачным раствором оксида серебра выпал осадок массой 2,16 г.

***10.266.** Электролиз 205 г 20 %-ного раствора ацетата натрия продолжали до тех пор, пока масса ацетата натрия не уменьшилась на 26,83 %. Вычислите объемы газов (н. у.), выделившихся на катоде и аноде.

10.267. Определите состав смеси (%), полученной при взаимодействии 200 кг едкого натра с 89,6 м³ (н. у.) оксида углерода(II).

10.268. Найдите молекулярную формулу вещества, состоящего из 76,05 % углерода, 12,68 % водорода и 11,27 % кислорода. Плотность паров вещества по водороду 142. Приведите структурную формулу вещества, если оно легко вступает в реакцию с гидроксидом натрия, а его остаток входит в состав жиров.

10.269. Найдите молекулярную формулу одноосновной карбоновой кислоты, в состав которой входят углерод, водород и кислород с массовыми долями соответственно 77,14; 11,43 и 11,43 %. Определите общее число двойных связей в молекуле этой кислоты.

10.270. Как получить янтарную (бутандиовую) кислоту из 1,4-дибромбутана? Напишите уравнения реакций, укажите условия.

10.271. Напишите структурные формулы изомерных бензолдикарбоновых кислот и назовите их.

10.272. Напишите уравнение реакции окисления щавелевой кислоты перманганатом калия в кислотной среде. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

10.273. При сополиконденсации терефталевой (*n*-бензолдикарбоновой) кислоты с этиленгликолем образуется высокомолекулярное соединение полиэтилентерефталат, из которого производят синтетическое волокно — лавсан (терилен). Напишите схему получения полиэтилентерефталата. К каким волокнам относится лавсан (по функциональной группе)?

10.274. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства щавелевой кислоты. Почему двухосновные кислоты более сильные, чем одноосновные?

10.275. Какие кислоты образуются при окислении следующих двухатомных спиртов: а) пропандиола-1,3; б) 2-метилбутандиола-1,4; в) 3-этилпентандиола-1,5? Напишите уравнения реакций.

10.276. Напишите уравнения реакций получения ангидрида бензойной кислоты двумя способами.

10.277. Какие соединения образуются, если на масляную кислоту подействовать хлоридом фосфора(III) и полученное соединение обработать аммиаком?

10.278. Какая ароматическая кислота образуется при окислении ацетофенона (метилфенилкетона) перманганатом калия в кислотной среде? Напишите уравнение реакции. Определите массовую долю водорода в образовавшейся кислоте.

10.279. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно превратить в непредельные кислоты следующие соединения: а) 2-бромбутановую кислоту; б) 2,3-дибромпентановую кислоту. Укажите условия реакций, дайте названия непредельным кислотам по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

10.280. Какие изомеры амилового (пентилового) спирта можно окислить до карбоновой кислоты состава $C_5H_{10}O_2$? Напишите соответствующие уравнения реакций. Дайте названия исходным спиртам и полученным органическим кислотам.

10.281. Определите структурную формулу одноосновной карбоновой кислоты с нормальной углеродной цепью, если плотность ее паров по аргону 2,9. Назовите ее по тривиальной и заместительной

номенклатурам. Какое производное этой кислоты используется для получения капрона? Напишите уравнение реакции.

10.282. Определите массу пропионового ангидрида, который необходимо растворить в 90 мл воды, чтобы образовался 60 %-ный раствор пропионовой кислоты.

10.283. К 195 г пропионового ангидрида прибавили 500 г воды. Определите массовую долю образовавшегося вещества.

10.284. Определите массу уксусного ангидрида, который необходимо прибавить к 350 г раствора с массовой долей уксусной кислоты 85 %, чтобы получить безводную уксусную кислоту.

10.285. При действии избытка кальция на предельную одноосновную карбоновую кислоту было получено 53,5 г соли и выделилось 5,6 л (н. у.) водорода. Определите молекулярную массу кислоты и установите ее строение, если в ее молекуле имеется атом углерода в степени окисления -1 .

10.286. На нейтрализацию 7,2 г органической кислоты израсходовано 4 г гидроксида натрия. Определите формулу кислоты. Рассчитайте объем бромоводорода (н. у.), который может вступить в реакцию с этим количеством кислоты. Назовите продукт реакции. Напишите уравнения реакций.

***10.287.** Отношение реакционных способностей α -, β - и γ -атомов водорода в реакции радикального хлорирования масляной кислоты равно 0,24 : 3,1 : 1. Определите массовые доли продуктов монохлорирования в полученной смеси.

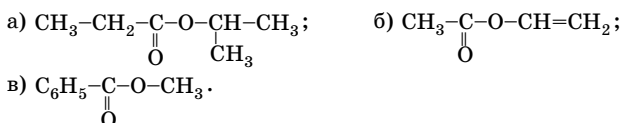
10.288. Установите строение вещества состава $C_9H_8O_2$, которое взаимодействует с водным раствором щелочи с образованием соли, со спиртом образует сложный эфир, а при окислении перманганатом калия в кислотной среде образует бензойную и щавелевую кислоты.

***10.289.** Вещество А, молекулярная формула которого $C_{10}H_{10}O_2$, обладает следующими химическими свойствами: оно восстанавливается при нагревании водно-аммиачный раствор оксида серебра (реактив Толленса) и щелочной раствор соединений меди в присутствии соли винной кислоты (реактив Фелинга), взаимодействует с раствором фуксинсернистой кислоты (реактив Шиффа); в результате восстановления оно может быть превращено в углеводород с молекулярной формулой $C_{10}H_{14}$, при бромировании которого в присутствии бромида железа(III) образуется только одно монобромпроизводное. Окисление углеводорода $C_{10}H_{14}$ при нагревании с водным

раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты дает терефталевую кислоту. Каково строение вещества А?

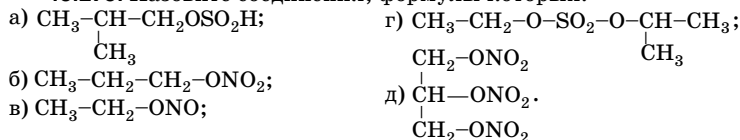
***10.290.** Вещество А с относительной молекулярной массой 94 имеет следующий состав: 76,60 % углерода, 6,38 % водорода, 17,02 % кислорода (по массе). Вещество А реагирует с натрием и гидроксидом натрия. При взаимодействии А с хлорметаном в присутствии хлорида алюминия образуются вещества В и С, а также хлороводород. Вещество D с относительной молекулярной массой 92 имеет состав: 91,30 % углерода, 8,70 % водорода (по массе) и на свету реагирует с хлором с образованием вещества Е, которое при гидролизе в щелочной среде превращается в вещество F, изомерное веществам В и С. Приведите структурные формулы веществ А, В, С, D, Е и F и напишите уравнения упомянутых химических реакций. Укажите, каков механизм этих реакций.

10.291. Назовите соединения, формулы которых приведены ниже, по заместительной и, если возможно, по радикально-функциональной номенклатурам:



10.292. Напишите структурные формулы: а) метилового эфира валериановой кислоты; б) этилового эфира фенилуксусной кислоты; в) пропилтрифторацетата; г) *n*-нитрофенилового эфира бензойной кислоты; д) диэтилового эфира этиленгликоля; е) изоамилацетата.

10.293. Назовите соединения, формулы которых:



10.294. Напишите структурные формулы: а) изопропилсерной кислоты; б) диэтилсульфата; в) пропилнитрата; г) триэтилфосфата; д) этилфосфорной кислоты.

10.295. Напишите уравнения реакций бутилсерной кислоты с водным раствором гидроксида натрия, этиловым спиртом (при 140 °С), а также уравнение гидролиза. Какие продукты получатся, если бутилсерную кислоту нагреть выше 160 °С?

10.296. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно превратить ацетилен в этилбутаноат. Используйте только неорганические реагенты.

***10.297.** Бензилацетат имеет запах персика и находит применение в пищевой и парфюмерной промышленности. Предложите способ его получения из карбида алюминия и других необходимых неорганических соединений.

10.298. Предложите способ получения этилацетата, используя в качестве реагентов карбид кальция и другие неорганические вещества.

10.299. Предложите способ получения метилформиата, используя карбид алюминия и другие неорганические вещества.

10.300. Определите объем изоамилацетата ($\rho = 0,876$ г/мл), который можно получить из 115 кг карбида кальция, содержащего 3 % примесей, и избытка изоамилового (изопентилового) спирта, если выход эфира составляет 75 %.

10.301. Определите массу этилацетата, который можно получить из 110 г уксусного альдегида, если выход продуктов на всех стадиях 80 %. В реакциях окисления и восстановления участвует уксусный альдегид в мольном соотношении соответственно 1:1,5.

10.302. Определите массы веществ, необходимых для получения 174 г бутилацетата, выход которого составляет 75 %. С целью смещения равновесия спирт нужно взять в двукратном избытке.

10.303. Как получить сложный эфир, исходя из алканов? Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.

***10.304.** Как получить из пропанола-1 изопропиловый эфир пропионовой кислоты? Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.

***10.305.** Предложите схему разделения этилацетата и уксусного альдегида. Подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

10.306. Рассчитайте объем ацетилена (н. у.), который необходимо ввести в реакцию гидратации для получения серий химических превращений 26,4 г этилацетата. Выход ацетальдегида составляет 65 %, спирта — 70 %, кислоты — количественный, а сложного эфира — 75 %.

10.307. Действием 100 г 10 %-ного раствора серной кислоты на водный раствор хозяйственного мыла при нагревании выделено 20 г стеариновой кислоты. Напишите уравнение реакции. Вычи-

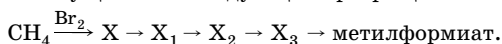
слите массу стеарата натрия, прореагировавшего в данной реакции с серной кислотой, и массовые доли веществ в полученном растворе.

10.308. Вычислите массы стеарата натрия и гидрокарбоната кальция, которые вступают в реакцию с образованием 0,25 моль стеарата кальция. Сталкиваетесь ли вы с этой реакцией в обыденной жизни?

10.309. При гидролизе 5,6 г смеси метиловых эфиров пропионовой и уксусной кислот израсходовано 25,96 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 10 % ($\rho = 1,08$ г/мл). Найдите состав смеси (%).

10.310. Как, исходя из этилена и необходимых неорганических веществ, получить этилформиат? Напишите уравнения реакций.

10.311. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Дайте названия продуктам реакций.

10.312. При нагревании смеси этанола и уксусной кислоты в присутствии концентрированной серной кислоты получили этилацетат массой 13,2 г. Выход эфира составил 60 %. При действии избытка гидрокарбоната натрия на исходную смесь такой же массы образовался газ объемом 7,84 л (н. у.) Определите массовые доли веществ в смеси.

***10.313.** Как получить этиловый эфир фенилуксусной кислоты из толуола? Сколько реакций следует осуществить для получения заданного вещества? Напишите уравнения реакций.

10.314. Основные триглицериды хлопкового масла — пальмитолинолеин, трилинолеин, пальмитоолеолинолеин. Составьте структурные формулы этих веществ и напишите уравнения реакций их гидрирования. В каких условиях проводят эти реакции в промышленности? Какое применение находят гидрированные жиры?

10.315. Напишите уравнения щелочного гидролиза (омыления) следующих триглицеридов: а) олеодипальмитина; б) пальмитодистеарина; в) пальмитоолеолинолеина. Какие вещества называют мылами?

10.316. Напишите уравнения реакций получения метилового эфира акриловой кислоты из ацетилен и уравнение реакции полимеризации этого эфира.

10.317. Как получить этиловый эфир винилуксусной (бутен-3-овой) кислоты из 3,4-дибромбутановой кислоты? Предскажите химические свойства полученного эфира, напишите соответствующие уравнения реакций.

10.318. Напишите уравнения реакций получения этилового эфира 3-метилбутановой кислоты различными способами.

10.319. Как можно получить изоамилацетат? Укажите области его применения.

10.320. Какие соединения образуются в результате следующих воздействий на этилсерную кислоту: а) нагревания с этанолом; б) нагревания выше 160 °С; в) нагревания с водой; г) обработки водным раствором гидроксида натрия при комнатной температуре; д) нагревания с водным раствором щелочи? Напишите уравнения реакций.

10.321. Напишите структурные формулы: а) диизопропилсульфата; б) диметилсульфата; в) этилфосфорной кислоты; г) метилнитрата.

10.322. Составьте уравнения реакций, протекающих между: а) пропиловым спиртом и фосфорной кислотой (2:1); б) изопропиловым спиртом и серной кислотой; в) сульфатом серебра и 2-йодпропаном (1:2). Назовите полученные соединения.

10.323. Прогоркание коровьего (сливочного) масла связано с появлением в нем масляной и других кислот. Для устранения горького вкуса масло промывают водным раствором соды NaHCO_3 . Напишите уравнение происходящей при этом реакции и объясните причину устранения горького вкуса.

10.324. Соединение имеет молекулярную формулу $\text{C}_{32}\text{H}_{64}\text{O}_2$, при нагревании его с раствором щелочи образуется соль пальмитиновой кислоты и предельный спирт. Окислением этого спирта можно получить пальмитиновую кислоту. Установите строение спирта и исходного соединения.

10.325. Определите молекулярную формулу сложного эфира, если на ацилирование 0,88 г одноатомного спирта затрачено 1,02 г углекислого ангидрида. Напишите структурные формулы трех возможных изомерных эфиров такого состава.

10.326. Как доказать, что в состав льняного масла входят непредельные соединения?

10.327. Иодное число показывает массу иода (г), который может быть связан 100 г жира. Рассчитайте иодное число триолеина.

10.328. Как химическим способом отличить растительное (подсолнечное, льняное, конопляное) масло от минерального (машинного, трансформаторного, веретенного)?

10.329. Как из этилена получить динитрат этиленгликоля? Укажите область его применения.

10.330. Как из 1,2,3-трихлорпропана получить ди- и триацетат глицерина? Напишите уравнения реакций.

10.331. Установите строение вещества состава $C_5H_{10}O_2$, если оно нерастворимо в воде, не реагирует с карбонатом натрия, при полном гидролизе образует хорошо растворимые в воде вещества C_2H_6O и $C_3H_6O_2$, причем последнее вещество способно реагировать с эквивалентным количеством гидроксида натрия. Напишите соответствующие уравнения реакций.

10.332. Напишите схему синтеза аллилкаприлата, пищевого ароматизатора с запахом ананаса, из пропилена и октанола-1. Сколько стадий включает синтез этого соединения?

10.333. Предложите схему синтеза пропилового эфира *n*-оксибензойной кислоты, консерванта для косметических композиций, из *n*-крезола и пропилена.

10.334. Напишите схему синтеза гексилкапроноата, имеющего запах зелени и используемого в парфюмерии, из гексанола-1.

10.335. Напишите схему синтеза бензилацетата из толуола и уксусной кислоты. Этот эфир имеет запах жасмина и используется в парфюмерной и пищевой промышленности.

10.336. Как из глицерина и бутанола-1 серией химических превращений получить глицеринтрибутират, используемый как вкусовое вещество, а также пластификатор эфиров целлюлозы? Напишите уравнения реакций.

10.337. Как из *o*-ксилола получить диметилфталат — препарат для отпугивания комаров? Напишите уравнения реакций.

10.338. В составе оливкового масла преобладают остатки олеиновой кислоты, в составе подсолнечного — линоленовой. Какое из масел в большей степени подвергается окислению при длительном хранении? Напишите уравнения реакций стеародиолеина: а) бромирования; б) гидрирования; в) окисления водным раствором перманганата калия; г) щелочного гидролиза.

10.339. Напишите схему синтеза *n*-метоксибензилацетата, имеющего запах малины, из *n*-метоксибензальдегида и этанола.

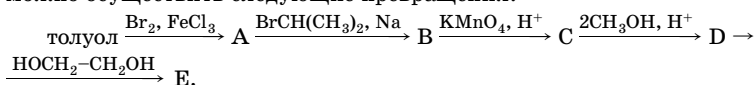
10.340. Напишите схему синтеза бутилового эфира фенилуксусной кислоты, имеющего запах меда и используемого в парфюмерной и пищевой промышленности, из толуола и бутанола-1.

10.341. Напишите схему синтеза винилпропионата из хлорвинила. Этот эфир используют в качестве ингибитора биологических процессов, происходящих при длительном хранении зерна.

10.342. Йодное число конопляного масла равно 15, сливочного — 30, а соевого — 150. Что означают эти числа?

10.343. Определите молекулярную формулу сложного эфира, если известно, что для полного гидролиза 13,2 г его потребовалось 25,5 мл раствора с массовой долей гидроксида калия 26,34 % ($\rho = 1,25$ г/мл). Составьте формулы всех возможных изомеров этого класса. Назовите вещества.

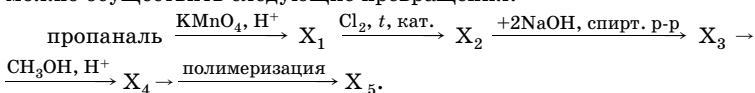
10.344. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Назовите продукты реакций.

10.345. Продуктами гидролиза изомерных сложных эфиров состава $\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O}_2$ являются: а) гептановая кислота и метанол; б) метановая кислота и гептанол-1; в) пропановая кислота и бутанол-2. Установите структурные формулы изомеров, назовите их. Напишите соответствующие уравнения реакций.

10.346. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



10.347. При взаимодействии пропионовой кислоты с одноатомным спиртом массой 16 г в присутствии серной кислоты было получено 37,4 г сложного эфира с выходом 85 %. Определите структурную формулу сложного эфира, дайте ему название.

10.348. Определите объем (н. у.) газа, который надо пропустить через раствор перманганата калия, чтобы получить простейший двухатомный спирт, из которого при взаимодействии с избытком концентрированной азотной кислоты в присутствии серной кислоты должно образоваться 28,9 г сложного эфира. Выход продуктов на первой и второй стадиях составляет соответственно 80 и 95 %.

***10.349.** При взаимодействии продуктов гидрирования смеси уксусного и пропионового альдегидов массой 26,2 г с натрием выделилось 5,6 л (н. у.) водорода, который был пропущен через 215 г раствора метилакрилата (массовая доля 16 %) в метилпропаноате в присутствии катализатора. Определите количество вещества каждого альдегида и массовую долю метилакрилата в растворе после проведения последней реакции.

10.350. При нагревании смеси этанола с уксусной кислотой в присутствии серной кислоты образовалось 28,16 г сложного эфира с выходом 80 %. Для нейтрализации такой же массы смеси потребовалось 146,6 г раствора гидроксида бария с массовой долей 35 %. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

10.351. Жиры в организме человека выполняют важные функции: энергетическую, структурную, защитную и др. Вычислите массу воды, которая образуется в организме человека при полном окислении 300 г потребляемых жиров (в пересчете на дилолеостеарин). Сколько энергии при этом выделится, если при полном окислении 1 г жира до углекислого газа и воды выделяется 38,9 кДж?

***10.352.** При щелочном гидролизе (в избытке водного раствора гидроксида натрия) 300 г жира, образованного двумя разными кислотами с одинаковым числом атомов углерода в молекуле, получили 31,3 г глицерина. Выведите формулу жира, если известно, что он может вступить в реакцию с 217,6 г брома. Назовите жир. Определите массу полученного мыла.

10.353. Вычислите массу гидролизованного жира, представляющего собой линолеодиолеат глицерина, если на полное гидрирование полученных кислот был затрачен водород, выделившийся при взаимодействии 3,6 г алюминия с избытком раствора щелочи.

***10.354.** Определите массу 25 %-ного раствора гидроксида бария, который потребуется для полного гидролиза 22 г смеси эфиров, состоящей из этилацетата и метилпропионата.

10.355. При получении мыла из жира (выход 85 %) получено 7820 кг глицерина. Определите массу технического жира с массовой долей дипальмитостеарина 95 %, который был подвергнут гидролизу.

10.356. На взаимодействие со смесью массой 58,8 г, состоящей из этилового эфира одноосновной кислоты и уксусной кислоты, затратили 255 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 10 % ($\rho = 1,1$ г/мл). При взаимодействии такой же массы смеси с избытком натрия выделилось 3,36 л газа (н. у.). Определите структурную формулу сложного эфира.

10.357. К этиловому спирту массой 230 г прибавили 111 г пропионовой кислоты и в присутствии концентрированной серной кислоты реакционную смесь нагрели. Выход сложного эфира составил 85 %. Определите массы органических веществ после реакции.

10.358. Напишите структурные формулы β -D-фруктопиранозы и β -D-фруктофуранозы.

10.359. Какими превращениями было доказано строение глюкозы (нормальная углеродная цепь, наличие альдегидной группы и пяти гидроксильных групп)?

***10.360.** Какие продукты образуются при окислении глюкозы и фруктозы аммиачным раствором оксида серебра?

***10.361.** Какие продукты образуются при метилировании глюкозы действием: а) иодметана; б) безводного метанола в присутствии сухого хлороводорода?

10.362. Почему глюкоза не дает некоторых реакций, характерных для альдегидов: не реагирует с гидросульфитом натрия, не окрашивает раствор фуксинсернистой кислоты? Почему алкилирование глюкозы приводит к исчезновению свойств, присущих альдегиду?

10.363. При действии щелочи на глюкозу образуется смесь эпитмеров, так как щелочь благоприятствует образованию енола, общего для глюкозы, фруктозы и маннозы. Напишите уравнение реакции эпитмеризации глюкозы.

***10.364.** Напишите уравнения реакций восстановления и окисления D-галактозы.

10.365. Кем и когда впервые было синтезировано сахаристое вещество? Укажите исходное вещество и условия реакции.

10.366. При максимальной интенсивности фотосинтеза дерево способно превращать в углеводы приблизительно 50 г углекислого газа в сутки. Сколько литров кислорода при этом выделяется?

10.367. Напишите уравнения реакций, доказывающих, что для мальтозы характерны типичные реакции альдегидов, т. е. подтверждающих ее принадлежность к группе восстанавливающих сахаров.

10.368. Объясните, почему для сахарозы не характерны типичные реакции альдегидов (напишите структурную формулу сахарозы).

10.369. Целлобиоза, так же как и мальтоза, обладает восстанавливающими свойствами, а при гидролизе дает две молекулы глюкозы. Чем различается строение целлобиозы и мальтозы? Напишите их структурные формулы.

10.370. Определите массу бертолетовой соли, которую надо подвергнуть разложению, чтобы полученного кислорода хватило для полного сгорания 18 г глюкозы. Коэффициенты в уравнении реакции сгорания глюкозы расставьте методом электронного баланса.

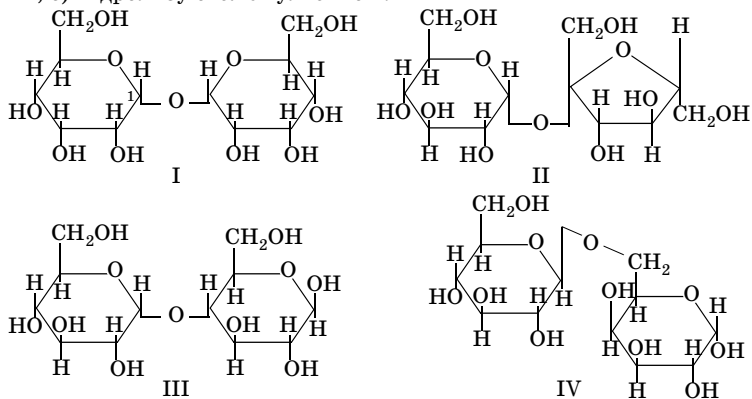
10.371. При окислении мальтозы бромной водой образуется мальтобионовая кислота. Напишите уравнение реакции.

10.372. Крахмал и клетчатка построены из остатков глюкозы и имеют одинаковую эмпирическую формулу. Какую? Укажите, чем отличается строение крахмала от строения клетчатки.

10.373. Напишите уравнения реакций получения: а) целлобиозы из клетчатки; б) тринитроклетчатки (пироксилина); в) ацетилклетчатки (ацетилцеллюлозы); г) полного этилового эфира клетчатки (этилцеллюлозы).

10.374. Некоторое количество фруктозы разделили на две порции в соотношении 1:2. Первую (меньшую) окислили аммиачным раствором оксида серебра, при этом образовалось 216 г осадка. Определите массу шестиатомного спирта, который можно получить при восстановлении второй (большей) порции фруктозы, если выход продукта этой реакции составляет 75 %.

***10.375.** Ниже приведены структурные формулы четырех дисахаридов (I–IV). Какие из них: а) содержат остаток глюкозы; б) содержат остаток фруктозы; в) содержат 1,6-гликозидные связи; г) содержат фуранозное кольцо; д) являются восстанавливающими сахарами; е) гидролизуются эмульсином?



***10.376.** При тлении древесины $1/5$ всей имеющейся в ней целлюлозы окисляется до оксида углерода(II) и воды. При концентрации угарного газа, равной $1,0 \cdot 10^{-3}$ г/л, у человека возникает нарушение дыхания. Острое отравление наблюдается при концентрации угарного газа, большей на порядок. Оцените, какому риску подвергают себя люди, если они закроют задвижку в печной трубе при условии, что в печке осталась тлеющая древесина массой 3 кг, массовая доля целлюлозы в древесине равна 0,5, размер закрытого помещения $3 \times 3 \times 4$ м. Утечкой газа за пределы помещения можно пренебречь.

Глава 11. АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Общие сведения об азотсодержащих органических веществах

Классификация

Монофункциональные азотсодержащие органические соединения в зависимости от их состава можно разделить на 2 группы:

- состоящие из четырех элементов — углерода, водорода, азота и кислорода;

- состоящие из трех элементов — углерода, водорода, азота.

Атом азота, в зависимости от того, с какими атомами он соединен и какую проявляет валентность, образует различные функциональные группы, а следовательно, и классы азотсодержащих органических соединений (табл. 105)

Таблица 105

Некоторые классы азотсодержащих органических соединений

Классы соединений	Примеры
I группа	
Нитросоединения — производные углеводов, в которых атом водорода замещен на функциональную группу NO_2 — нитрогруппу	RNO_2 ; CH_3NO_2 ; $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{NO}_2$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$
Алкилнитриты — эфиры азотистой кислоты, содержат функциональную группу $-\text{O}-\text{N}=\text{O}$ — нитрит-группу (изомерны нитросоединениям)	$\text{R}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$; $\text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{N}=\text{O}$
Алкилнитраты — эфиры азотной кислоты, содержат функциональную группу $-\text{O}-\text{NO}_2$ — нитрат-группу	$\text{R}-\text{O}-\text{N} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \end{array}$; $\text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{N} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \end{array}$; $\text{CH}_3-\text{O}-\text{NO}_2$
II группа	
Амины — продукты замещения атомов водорода в аммиаке на углеводородные радикалы. В зависимости от числа атомов водорода, замещенных на радикалы, различают первичные амины (функциональная группа — NH_2),	RNH_2 ; $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$; $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{NH}_2$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$

Окончание табл. 105

Классы соединений	Примеры
вторичные амины (функциональная группа $-\text{NH}-$), третичные амины (функциональная группа $-\text{N}-$)	$\text{R}-\text{NH}-\text{R}$: $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$; $\text{CH}_3-\text{NH}-\text{C}_2\text{H}_5$; $\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}-\text{CH}_3$; R_3N : $(\text{CH}_3)_3\text{N}$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)_2$
Нитрилы — производные углеводородов, в которых атом водорода замещен на функциональную группу $-\text{C}\equiv\text{N}$ — цианогруппу (суффикс <i>-нитрил</i> отражает присутствие связанного тройной связью атома азота)	$\text{R}-\text{C}\equiv\text{N}$: $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{N}$; $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{N}$; $\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}\equiv\text{N}$

Физические свойства

Низшие представители всех вышеперечисленных классов соединений предельного ряда — жидкости (исключение: метиламин CH_3NH_2 , диметиламин $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$, триметиламин $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ и метилнитрит CH_3ONO — газообразные вещества).

Нитросоединения имеют приятный запах, малорастворимы в воде; алкилнитриты и алкилнитраты не растворяются в воде, ядовиты. Низшие нитрилы имеют слабый эфирный запах, растворимы в воде. Низшие амины хорошо растворимы в воде, обладают аммиачным запахом, более сложные амины — неприятным запахом рыбы, высшие — твердые, без запаха и нерастворимы в воде.

Более высокие температуры кипения имеют нитросоединения, более низкие — алкилнитриты и амины (табл. 106).

Таблица 106

Температуры кипения некоторых азотсодержащих органических соединений

Название	Формула	<i>M</i>	<i>t</i> _{кип.} °C
Нитрометан	CH_3NO_2	61	+101
Нитроэтан	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$	75	+114
Метилнитрит	CH_3ONO	61	-12
Этилнитрит	$\text{C}_2\text{H}_5\text{ONO}$	75	+17
Метилнитрат	CH_3ONO_2	77	+64,6
Этилнитрат	$\text{C}_2\text{H}_5\text{ONO}_2$	91	+87
Ацетонитрил	CH_3CN	41	+82
Пропионитрил	$\text{C}_2\text{H}_5\text{CN}$	55	+97
Метиламин	CH_3NH_2	31	-6,3
Этиламин	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	45	+16,6

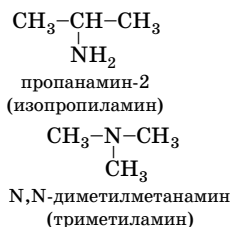
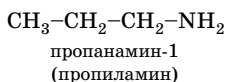
Общие закономерности изменения физических свойств азотсодержащих органических соединений каждого класса такие же, как и углеводов (см. главу 9).

Изомерия и номенклатура

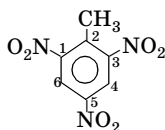
Для нитросоединений характерны все виды структурной изомерии: изомерия углеродного скелета, положения функциональной группы, межклассовая изомерия. Нитросоединения $C_nH_{2n+1}NO_2$ изомеры алкилнитритами (без учета гетерофункциональных изомеров).

Изомерия аминов определяется строением углеродного скелета, местонахождением аминогруппы и количеством радикалов, связанных с атомом азота. В отличие от нитросоединений, у аминов предельного ряда нет межклассовых изомеров.

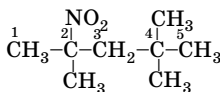
Типы изомерии на примере вещества состава C_3H_9N представлены ниже:



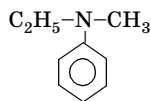
Примеры использования заместительной и радикально-функциональной номенклатуры азотсодержащих органических соединений:



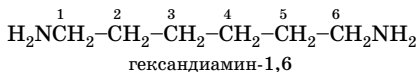
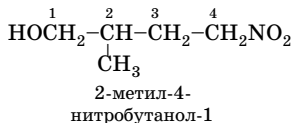
2,4,6-тринитро-
толуол
(2-метил-
1,3,5-тринитро-
бензол)

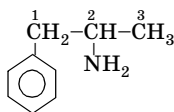


2,4,4-триметил-
2-нитропентан

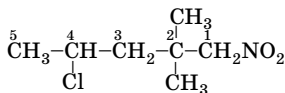


N-метил-
N-этиланилин

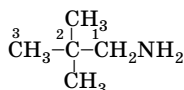
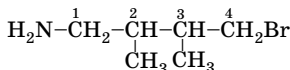




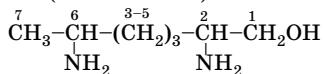
1-фенилпропан-амин-2



2,2-диметил-1-нитро-4-хлорпентан

2,2-диметилпропанамин-1
(неопентиламин)

4-бром-2,3-диметилбутанамин-1



2,6-диаминогептанол-1

N-метил-N-этилэтанамин
(метилдиэтиламин)

Амины

Амины предельного ряда



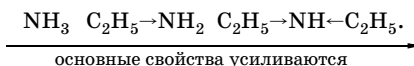
Подобно аммиаку, амины — полярные соединения и, за исключением третичных аминов, могут образовывать межмолекулярные водородные связи. Амины кипят при более высокой температуре, чем неполярные соединения той же молекулярной массы. Но их температуры кипения ниже, чем температуры кипения спиртов или карбоновых кислот.

Первичные (RNH_2), вторичные (R_2NH) и третичные (R_3N) амины способны образовывать водородные связи с водой, поэтому низшие амины (содержащие до 6 атомов углерода) довольно хорошо растворяются в воде.

Амины, как и аммиак, проявляют *основные свойства* за счет неподеленной электронной пары атома азота. Основность — способность присоединять протон H^+ .

Амины предельного ряда в водных растворах более сильные основания, чем аммиак. Одной из причин этого является электронодонорное влияние углеводородных радикалов, в результате которого электронная плотность на атоме азота увеличивается, следовательно, способность присоединять протон возрастает.

По усилению основных свойств аммиак и алифатические амины можно расположить в ряд:



Принимая во внимание лишь электронные факторы, следовало бы предположить, что третичные амины — более сильные основания, чем вторичные. Однако это не так, они, в зависимости от радикалов, слабее вторичных или первичных аминов. Три радикала экранируют неподеленную пару электронов атома азота и затрудняют доступ к ней протона, а также сольватацию ониевого иона.

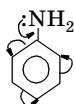
В случае аминов сила основания определяется как доступностью неподеленной пары электронов атома азота для протона, так и стабильностью образующегося катиона. Стабильность его зависит не только от электронных эффектов, но и от способности к сольватации. Способность ионов взаимодействовать с растворителем характеризует *сольватационный эффект* (эффект сольватации). Чем выше способность к сольватации аммонийного катиона, тем выше основность. Сольватация третичных аммонийных катионов затруднена, и их основность низкая. В основность аминов, молекулы которых различаются по размеру и числу углеводородных радикалов, вклад эффекта сольватации больше, чем электронных эффектов.

Итак, различия в основности первичных, вторичных и третичных аминов объясняются сочетанием *сольватационных, пространственных и электронных эффектов*.

Ароматические амины

Ароматические амины плохо растворяются в воде, токсичны. Они легко окисляются кислородом воздуха и обычно окрашены вследствие наличия в них продуктов окисления (хотя в большинстве своем в чистом виде они бесцветны). Простейший представитель — анилин (фениламин):



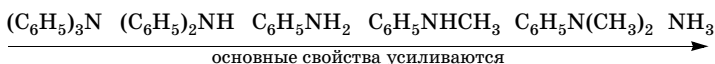


Ароматические амины проявляют основные свойства в меньшей степени, чем аммиак. Это связано с тем, что неподеленная пара p -электронов атома азота находится в сопряжении с π -электронным облаком бензольного кольца. В результате уменьшается электронная плотность на атоме азота и ослабляется его способность присоединять протон.

В то же время у ароматических аминов за счет $+M$ -эффекта NH_2 -группы резко увеличивается реакционная способность бензольного кольца в реакциях электрофильного замещения, преимущественно в o - и p -положениях (2, 4, 6).

Основность ароматических аминов зависит от заместителей как в бензольном кольце, так и при атоме азота. Электронодонорные заместители увеличивают основные свойства, а электроноакцепторные — уменьшают.

Основные свойства ароматических и смешанных аминов усиливаются в ряду:



Таким образом, амины, содержащие бензольное кольцо, по основности слабее аммиака, а тем более — аминов предельного ряда.

Химические свойства аминов

Химические свойства аминов (табл. 107) характеризуются преимущественно превращениями аминогруппы, причем главная роль принадлежит неподеленной паре электронов атома азота. Для ароматических аминов характерны также реакции электрофильного замещения в бензольное кольцо (преимущественно в o - и p -положениях).

Таблица 107

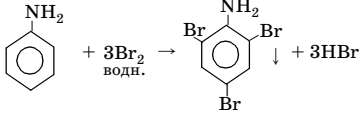
Химические свойства аминов

Тип реакции	Примечание
I. Основные свойства аминов	
1. Взаимодействие с водой $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3]^+ + \text{OH}^-$ $(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2]^+ + \text{OH}^-$ $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{NH}]^+ + \text{OH}^-$	Водные растворы простейших низших аминов (до C_6) окрашивают лакмус в синий цвет ($\text{pH} > 7$), среда щелочная. Ароматические амины плохо растворимы в воде, поэтому не изменяют окраску лакмуса

Продолжение табл. 107

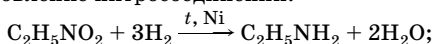
Тип реакции	Примечание
<p>2. Взаимодействие с кислотами с образованием солей</p> $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3]^+ \text{Cl}^-$ $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow [(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2]^+ \text{HSO}_4^-$ $2(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow [(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2]_2^+ \text{SO}_4^{2-}$ $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N} + \text{HCl} \rightarrow [(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{NH}]^+ \text{Cl}^-$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3]^+ \text{Cl}^-$	<p>Алифатические и ароматические амины при взаимодействии с кислотами образуют соли. В зависимости от основности кислот соли могут быть средние и кислые. Соли аминов — типичные ионные соединения — твердые, тугоплавкие вещества, при нагревании разлагаются. Галогениды, нитраты, сульфаты растворимы в воде. Различие в растворимости аминов и их солей можно использовать как для обнаружения аминов, так и для их отделения от соединений, не являющихся основаниями</p>
<p>3. Взаимодействие с солями металлов, образующих нерастворимые гидроксиды</p> $3\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3]\text{Cl} + \text{Al}(\text{OH})_3$	<p>Эта реакция аналогична взаимодействию водных растворов аммиака с солями подобного типа</p>
<p>4. Взаимодействие солей аминов со щелочами</p> $[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3]\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $[(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2]_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3]\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	<p>Подщелачиванием водных растворов солей можно регенерировать амины. Более сильное основание вытесняет более слабое органическое основание</p>
II. Нуклеофильные свойства аминов	
<p>1. Взаимодействие с производными карбоновых кислот</p> <p>а) со сложными эфирами</p> $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{NC}_2\text{H}_5 \rightarrow \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ <p>б) с галогенангтридами кислот</p> $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{Cl} + \text{HN}(\text{C}_2\text{H}_5)_2 \rightarrow \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)_2 + \text{HCl}$ $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{Cl} + \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}-\text{C}_6\text{H}_5 + \text{HCl}$	<p>Амины проявляют не только основные свойства, но и нуклеофильные (нуклеофильность — средство к атому углерода). Реакции аминов с производными карбоновых кислот относятся к реакциям нуклеофильного замещения и приводят к образованию амидов. Эти реакции называют реакциями ацилирования</p>

Окончание табл. 107

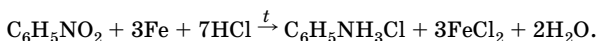
Тип реакции	Примечание
в) с ангидридами кислот $\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_3 \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}-\text{CH}_3 + \text{CH}_3\text{COOH}$	
2. Взаимодействие с галогеналканами $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{CH}_3\text{Br} \rightarrow [(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2]^+\text{Br}^- \xrightarrow{+\text{NaOH}}$ $\rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{I} \rightarrow [\text{C}_2\text{H}_5(\text{CH}_3)_2\text{NH}]^+\text{I}^- \xrightarrow{+\text{NaOH}}$ $\rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{N}(\text{CH}_3)_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{C}_2\text{H}_5\text{I} \rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_5]^+\text{I}^- \xrightarrow{+\text{NaOH}}$ $\rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NHC}_2\text{H}_5 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{O}$	Реакции аминов с галогеналканами также относятся к нуклеофильным процессам и называются реакциями алкилирования аминов . Первоначально образующиеся соли при обработке основаниями превращаются в амины (это один из способов получения аминов)
III. Взаимодействие с азотистой кислотой	
1. Реакция первичных аминов $\text{C}_2\text{H}_5-\text{NH}_2 + \text{HO}-\text{N}=\text{O} \xrightarrow{\text{NaNO}_2 + \text{HCl}} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 2. Реакция вторичных аминов: $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{HO}-\text{N}=\text{O} \rightarrow (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{N}-\text{N}=\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ 3. Третичные амины не взаимодействуют с азотистой кислотой $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N} + \text{HNO}_2 \nrightarrow$	С помощью азотистой кислоты можно определить тип аминов: <i>первичные амины</i> образуют <i>спирты</i> и при этом выделяется <i>газ N₂</i> ; <i>вторичные амины</i> образуют <i>N-нитрозоамины</i> ; <i>третичные амины</i> в аналогичных условиях <i>не реагируют</i> с азотистой кислотой. Ароматические амины реагируют с азотистой кислотой иначе
IV. Замещение в кольцо ароматических аминов	
Галогенирование 	Для ароматических аминов наряду с вышеперечисленными реакциями легко протекают реакции электрофильного замещения в бензольное кольцо. Бромирование анилина (как и фенола) протекает в водном растворе с образованием 2,4,6-триброманилина
V. Горение	
$4\text{CH}_3\text{NH}_2 + 9\text{O}_2 \xrightarrow{t} 4\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$ $4\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N} + (6n+3)\text{O}_2 \rightarrow 4n\text{CO}_2 + (4n+6)\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$	При горении аминов, как и любого азотсодержащего органического соединения, наряду с CO_2 и H_2O , всегда образуется <i>азот</i>

Получение

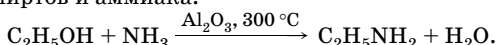
1. Восстановление нитросоединений:



Для восстановления можно использовать железо и разбавленную соляную кислоту (восстановление водородом в момент выделения):



2. Из спиртов и аммиака:

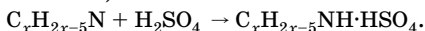


Решение типовых задач

Задача 1. Массовая доля серы в составе соли, полученной при взаимодействии ароматического первичного амина с избытком серной кислоты, равна 15,60 %. Определите молекулярную формулу амина. Приведите структурные формулы возможных изомеров, дайте названия.

Решение

1. Выведем общую формулу ароматических аминов и напишем уравнение реакции образования кислой соли (в условии задачи отмечен избыток кислоты):



2. Определим относительную молекулярную массу соли:

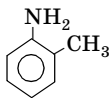
$$M_r = \frac{A_r(S) \cdot n(S)}{w(S)}; \quad M_r(\text{C}_x\text{H}_{2x-5}\text{NH} \cdot \text{HSO}_4) = \frac{32 \cdot 1}{0,156} = 205.$$

3. Составим уравнение и найдем x :

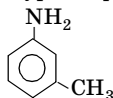
$$14x - 5 + 112 = 205; \quad x = 7.$$

Следовательно, формула амина $\text{C}_7\text{H}_9\text{N}$.

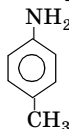
4. Напишем структурные формулы изомеров:



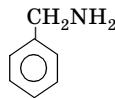
o-толуидин
(1-амино-2-метилбензол)



m-толуидин
(1-амино-3-метилбензол)



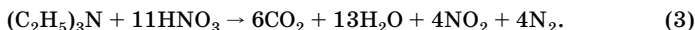
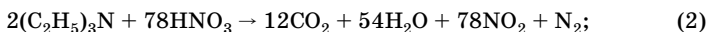
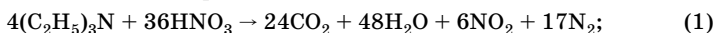
p-толуидин
(1-амино-4-метилбензол)



фенилметанамин
(бензиламин)

О т в е т: $\text{C}_7\text{H}_9\text{N}$; 4 первичных амина.

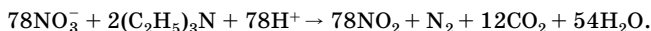
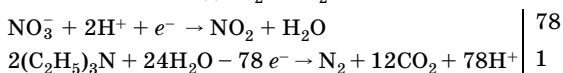
Задача 2. Укажите, какое из следующих уравнений описывает реакцию окисления триэтиламина азотной кислотой:



Решение

Во всех уравнениях число атомов каждого элемента в левой и правой частях одинаково. Чтобы установить, какое из уравнений соответствует реальной реакции, необходимо воспользоваться методом электронно-ионного или электронного баланса.

Следует учесть, что нитрат-ион восстанавливается до NO_2 , а триэтиламин окисляется до N_2 и CO_2 :



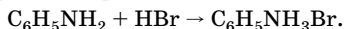
Переписывая это уравнение в молекулярной форме, получаем уравнение (2).

О т в е т: уравнение (2).

Задача 3. В толуоле растворили 15,3 г анилина, а затем в раствор пропустили бромоводород. Определите объем (н. у.) использованного бромоводорода, если после реакции осталось 223,7 мл раствора анилина в толуоле с массовой долей 3,1 % (плотность раствора 0,876 г/мл).

Решение

1. Напишем уравнение реакции:



2. Находим массу анилина, оставшегося после реакции:

$$m(\text{p-ра}) = V\rho; \quad m(\text{p-ра}) = 200 \text{ мл} \cdot 0,98 \text{ г/моль} = 196 \text{ г};$$

$$m_{\text{ост}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 196 \text{ г} \cdot 0,031 = 6 \text{ г}.$$

3. Находим массу и количество вещества прореагировавшего анилина:

$$m_{\text{реак}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = m_{\text{исх}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) - m_{\text{ост}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2);$$

$$m_{\text{реак}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 15,3 \text{ г} - 6 \text{ г} = 9,3 \text{ г};$$

$$n_{\text{реак}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = \frac{9,3 \text{ г}}{93 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

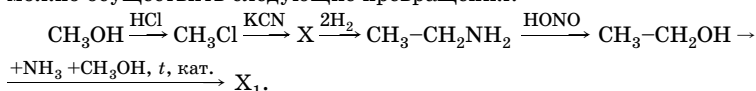
4. По уравнению определяем количество вещества бромоводорода и находим его объем:

$$n(\text{HBr}) = n_{\text{реак}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 0,1 \text{ моль};$$

$$V = V_m n; \quad V(\text{HBr}) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 2,24 \text{ л.}$$

О т в е т: $V(\text{HBr}) = 2,24 \text{ л.}$

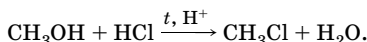
Задача 4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



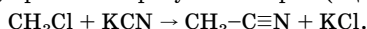
Назовите продукт X_1 .

Р е ш е н и е

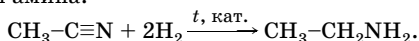
1. Спирты реагируют с галогеноводородами с образованием галогеналканов:



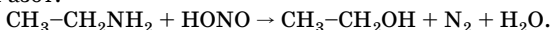
2. Хлорметан вступает в реакцию нуклеофильного замещения с цианидом калия, при этом образуется нитрил (ацетонитрил):



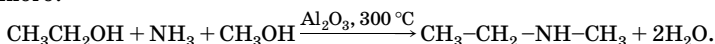
3. Ацетонитрил присоединяет 2 моль водорода по тройной связи с образованием амина:



4. Первичные амины, в отличие от вторичных и третичных, реагируют с азотистой кислотой с образованием спиртов, при этом выделяется азот:



5. Спирты при нагревании в присутствии катализаторов (Al_2O_3) реагируют с аммиаком с образованием аминов, в данном случае вторичного:

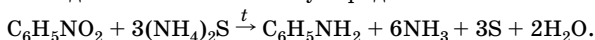


О т в е т: метилэтиламин.

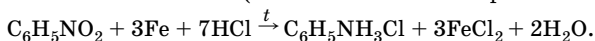
Задача 5. Составьте уравнения реакций восстановления нитробензола: 1) сульфидом аммония; 2) железом в кислотной среде.

Р е ш е н и е

1. Восстановителем может быть не только водород. Н. Н. Зинин использовал для восстановления сульфид аммония:



2. Нитросоединения восстанавливаются не только молекулярным водородом в присутствии катализаторов, но и атомарным водородом в момент выделения (атомарный водород более реакционно-способен, чем молекулярный). Для получения атомарного водорода можно использовать железо (в кислотной или нейтральной средах):



Аминокислоты, пептиды и белки

Аминокислоты, пептиды и белки (протеины) образуют группу химически и биологически родственных соединений. Им принадлежит очень важная роль в жизненных процессах, в особенности это относится к белкам, присутствующим вместе с нуклеиновыми кислотами в каждой живой клетке, что отражено уже в их названии «протеины» (от греч. *protos* — первый, основной).

При полном гидролизе белки и пептиды распадаются на α -аминокарбоновые кислоты.

Аминокислоты

Аминокислоты, в отличие от ранее рассмотренных классов соединений, относятся к дигетерофункциональным соединениям, в которых одновременно присутствуют две различные функциональные группы: карбоксильная $-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$ и аминогруппа $-\text{NH}_2$.

Аминокислоты — органические кислоты, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на аминогруппу. Простейший представитель этого класса — аминокислота $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$. По взаимному расположению аминогруппы и карбоксильной группы она относится к α -аминокислотам. Все α -аминокислоты можно рассматривать как C-замещенные производные аминокислоты.

Классификация аминокислот

1. По числу функциональных групп:
 - моноаминомонокарбоновые кислоты;
 - моноаминодикарбоновые кислоты;
 - диаминомонокарбоновые кислоты.

2. По взаимному расположению аминогруппы и карбоксильной группы:

- α -аминокислоты;
- β -аминокислоты;
- γ -аминокислоты и т.д.

Природные аминокислоты

Остатки около 20 различных α -аминокислот входят в состав белков. Все они имеют тривиальные названия и условные обозначения, некоторые из них представлены в табл. 108.

Таблица 108

Некоторые важнейшие α -аминокислоты

Структурная формула	Название		Условное обозначение
	по заместительной номенклатуре	тривиальное	
Моноаминомонокарбоновые кислоты			
$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{C}\begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{matrix}$	Аминоэтановая кислота	Глицин	Гли
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{C}\begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{matrix}$	2-Аминопропановая кислота	Аланин	Ала
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2-\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}}-\text{C}\begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{matrix}$	2-Амино-3-фенилпропановая кислота	Фенилаланин	Фен
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2-\text{C}_6\text{H}_4-\text{OH}-n}{\text{CH}}-\text{C}\begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{matrix}$	2-Амино-3(<i>n</i> -гидроксифенил)пропановая кислота	Тирозин	Тир
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2\text{SH}}{\text{CH}}-\text{C}\begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{matrix}$	2-Амино-3-меркаптопропановая кислота	Цистеин	Цис
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2\text{OH}}{\text{CH}}-\text{C}\begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{matrix}$	2-Амино-3-гидроксипропановая кислота	Серин	Сер
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}(\text{CH}_3)_2}{\text{CH}}-\text{C}\begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{matrix}$	2-Амино-3-метилбутановая кислота	Валин	Вал

Окончание табл. 108

Структурная формула	Название		Условное обозначение
	по заместительной номенклатуре	тривиальное	
Моноаминодикарбоновые кислоты			
$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array} \\ \\ \text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array} \end{array}$	2-Аминобутандиовая кислота	Аспарагиновая кислота	Асп
$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array} \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array} \end{array}$	2-Аминопентандиовая кислота	Глутаминовая кислота	Глу
Диаминомонокарбоновая кислота			
$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array} \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2 \end{array}$	2,6-Диаминогексановая кислота	Лизин	Лиз

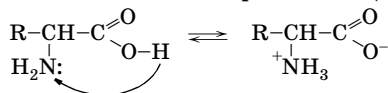
Физические свойства

По физическим свойствам аминокислоты резко отличаются от соответствующих кислот и оснований. Все они кристаллические вещества, лучше растворяются в воде, чем в органических растворителях, имеют достаточно высокие температуры плавления. Эти свойства отчетливо указывают на солеобразный характер этих соединений (см. ниже).

Особенности физических и химических свойств аминокислот обусловлены их строением — присутствием одновременно двух противоположных по свойствам функциональных групп: кислотной и основной. α -Аминокислоты являются амфотерными электролитами.

Химические свойства

В водных растворах и твердом состоянии α -аминокислоты образуют внутренние соли. Молекулы α -аминокислот вследствие взаимодействия между аминогруппой и карбоксильной группой имеют два полюса и представляют собой **биполярные ионы** (двиптер-ионы):



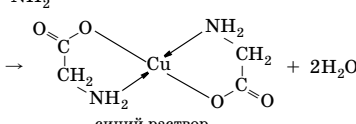
Взаимное влияние групп особенно ярко проявляется у α -аминокислот, в молекулах которых обе группы находятся в непосредственной близости. Благодаря электроноакцепторным свойствам группы $-\overset{+}{N}H_3$ усиливается кислотность карбоксильных групп, основность же аминогруппы мало отличается от основности соответствующих аминов.

Для аминокислот возможны реакции (табл. 109), протекающие с участием:

- карбоксильной группы;
- аминогруппы;
- обеих групп (специфические).

Таблица 109

Химические свойства аминокислот

Тип реакции	Примечание
I. Реакции по карбоксильной группе	
<p>1. Кислотные свойства а) взаимодействие с основаниями $H_2N-CH_2-COOH + NaOH \rightarrow H_2N-CH_2-COONa + H_2O$ б) взаимодействие с гидроксидом меди (II)</p> $2 \begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C-OH \\ \\ CH_2-NH_2 \end{array} + Cu(OH)_2 \rightarrow$  <p style="text-align: center;">синий раствор</p>	<p>Аминокислоты, как и карбоновые кислоты, образуют соли с металлами, основными оксидами, солями более слабых кислот (см. химические свойства карбоновых кислот). В отличие от карбоновых кислот, аминокислоты образуют прочные комплексные соли с ионами переходных металлов</p>
<p>2. Реакция этерификации $H_2N-CH_2-COOH + C_2H_5OH + HCl \xrightarrow{t} [H_3^+NCH_2COOC_2H_5]Cl^- + H_2O$</p>	<p>Сложные эфиры аминокислот обычно получают в виде солей. Если аминогруппа защищена, аминокислоты легко образуют амиды, галогенангидриды, ангидриды</p>
II. Реакции по аминогруппе	
<p>Основные свойства а) взаимодействие с кислотами $H_2N-CH_2-COOH + HCl \rightarrow [H_3^+NCH_2COOH]Cl^-$ б) взаимодействие с азотистой кислотой $H_2N-CH_2-COOH + HONO \rightarrow HO-CH_2-COOH + N_2 + H_2O$</p>	<p>Эти реакции аминокислот аналогичны реакциям аминов (см. химические свойства аминов). Качественная реакция на первичную аминогруппу</p>

кислот. Зная массу каждой из них, можно вычислить количество вещества каждой аминокислоты и тем самым установить относительное число различных аминокислотных остатков в пептиде. Таким способом устанавливают эмпирическую формулу пептида, т. е. относительное содержание в нем остатков различных аминокислот.

Белки

Классификация и функции белков

Белки подразделяют на два больших класса: **фибриллярные белки**, нерастворимые в воде, и **глобулярные белки**, растворимые в воде или водных растворах кислот, оснований или солей. Из-за большого размера молекул образующиеся растворы являются коллоидными. Различие в растворимости соединений этих двух классов обусловлено различиями в форме молекул, что и отражено в их названиях.

Молекулы фибриллярных белков вытянуты в длину, нитеобразны и склонны группироваться одна рядом с другой с образованием волокон; в некоторых случаях они удерживаются рядом многочисленными водородными связями. Таким образом, молекулы растворителя должны разрушить очень сильные межмолекулярные связи.

Молекулы глобулярных белков свернуты в компактные клубочки, которые часто по форме приближаются к шару. Водородные связи в этом случае являются внутримолекулярными, и площадь соприкосновения между отдельными молекулами невелика. В этом случае межмолекулярные связи относительно слабы.

Характер молекулярных и межмолекулярных связей определяет не только растворимость белка, но и выполняемые им функции.

Фибриллярные белки служат основным строительным материалом животных тканей, т. е. выполняют ту функцию, которая более всего им подходит: они нерастворимы и склонны к образованию волокон, например коллаген в сухожилиях, миозин в мускулах.

Глобулярные белки выполняют ряд функций, связанных с поддержанием и регуляцией жизненных процессов. Эти функции требуют подвижности молекул и, следовательно, растворимости (например инсулин, альбумин, фибрин и т. д.).

Внутри каждого из этих двух больших классов белки подразделяются на основании их физических свойств, особенно раствори-

мости: например альбумины (растворимы в воде, коагулируют при нагревании), глобулины (нерастворимы в воде, растворимы в разбавленных солевых растворах) и т. д.

Под действием теплоты, сильных кислот, оснований или других агентов происходит необратимое осаждение белков, называемое **денатурацией**. Коагуляция яичного белка при нагревании — пример денатурации белка яичного альбумина. Крайняя легкость денатурации многих белков затрудняет их изучение. Денатурация вызывает глубокие изменения в белке и полностью уничтожает его физиологическую активность, так как приводит к изменениям во вторичной и третичной структурах белка.

Явление денатурации свойственно еще лишь одному классу соединений — нуклеиновым кислотам. Хотя полипептиды и близки белкам, однако они не подвергаются денатурации, вероятно, вследствие того, что их молекулы имеют меньший размер и менее сложны.

Структура белков

Структуру белков можно рассматривать на нескольких уровнях. Самый низший уровень — **первичная структура** белков — последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи. Следующий уровень — **вторичная структура** — пространственное расположение цепи в виде колец, листов или компактных сферидов, форма которых обусловлена водородными связями между различными молекулами или различными участками одной и той же молекулы. Под **третичной структурой** белков понимают расположение их полипептидных цепей в пространстве. Существенное влияние на формирование третичной структуры оказывают размер, форма и полярность аминокислотных остатков. Эта структура поддерживается за счет гидрофобных взаимодействий, а также водородных, дисульфидных, ионных и других связей. Термин «**четвертичная структура**» относится к макромолекулам, в состав которых входит несколько полипептидных цепей (субъединиц), не связанных между собой ковалентно. Такая структура отражает способ объединения и расположения этих субъединиц в пространстве. Между собой отдельные субъединицы соединяются только за счет межмолекулярных взаимодействий.

Химические свойства

1. Белки содержат карбоксильные группы и аминогруппы, они являются, подобно аминокислотам, *амфолитами*: в щелочной среде, отдавая протоны, проявляют кислотные свойства, а в кис-

лотной, присоединяя протоны, — основные. Вследствие амфотерных свойств молекулы белков, как и аминокислот, могут иметь биполярно-ионное строение.

2. При нагревании белков со щелочами или кислотами происходит их *гидролиз по пептидным связям* с образованием свободных аминокислот. В организме гидролиз белков происходит значительно эффективнее за счет участия ферментов пищеварительной системы. Образующиеся при этом аминокислоты используются для синтеза белков, необходимых данному организму.

3. Для белков характерны некоторые *цветные реакции*, связанные с наличием в их молекулах определенных функциональных группировок:

а) *биуретовая реакция*. При обработке белка концентрированным раствором щелочи и раствором сульфата меди(II) появляется красно-фиолетовое окрашивание, вызванное образованием медного комплекса белка (реакция на пептидную связь);

б) *ксантопротеиновая реакция*. При действии концентрированной азотной кислоты белок окрашивается в желтый цвет. Реакция связана с наличием в молекуле белка ароматических групп, которые нитруются в мягких условиях;

в) *сульфгидрильная реакция*. При добавлении к раствору белка ацетата свинца(II) и гидроксида натрия при нагревании выпадает черный осадок сульфида свинца вследствие наличия в белке тиольных (сульфгидрильных) групп.

Решение типовых задач

Задача 6. Определите относительную молекулярную массу и возможное строение предельного сложного эфира моноаминомонокарбоновой кислоты, если известно, что он содержит 13,6 % азота. Сколько изомерных сложных эфиров могут соответствовать найденной молекулярной формуле?

Р е ш е н и е

1. Для решения этой задачи необходимо вывести общую формулу сложного эфира аминокислоты. Для этого можно воспользоваться общей формулой сложных эфиров $C_nH_{2n}O_2$, заменив в ней один атом водорода на группу NH_2 : $C_nH_{2n-1}NH_2O_2$.

2. По массовой доле азота рассчитываем относительную молекулярную массу эфира и определяем n :

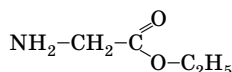
$$M_r(C_n H_{2n-1} NH_2 O_2) = \frac{A_r(N) \cdot n(N)}{w(N)}; \quad M_r(C_n H_{2n-1} NH_2 O_2) = \frac{14 \cdot 1}{0,136} = 103;$$

$$14n - 1 + 16 + 32 = 103; n = 4.$$

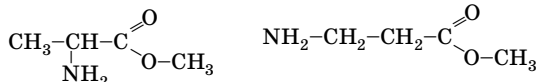
Молекулярная формула эфира $C_4 H_7 NH_2 O_2$.

3. Напишем возможные структурные формулы эфиров, при этом учитываем, что общее число атомов углерода, содержащихся в остатках кислоты и спирта, равно четырем.

а) Число атомов углерода в остатке аминокислоты — 2, тогда в остатке спирта тоже 2:



б) Число атомов углерода в остатке аминокислоты — 3, тогда в остатке спирта — 1:

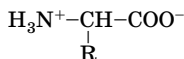


О т в е т: $M_r(C_4 H_7 NH_2 O_2) = 103$; 3 изомера.

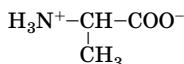
Задача 7. Напишите уравнения реакций аланина с: а) гидроксидом натрия; б) гидроксидом аммония; в) соляной кислотой. За счет каких групп внутренняя соль проявляет кислотные и основные свойства?

Р е ш е н и е

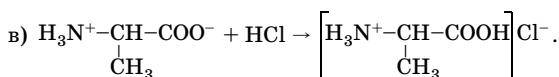
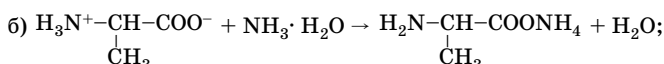
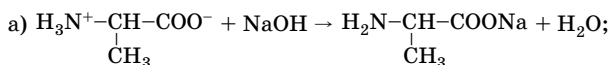
Аминокислоты часто изображают как соединения, содержащие аминогруппу и карбоксильную группу, однако с такой структурой не согласуются некоторые их физические и химические свойства. Строение аминокислот соответствует биполярному иону:



Для выполнения предложенного задания запишем формулу аланина как внутренней соли:



Исходя из этой структурной формулы, напомним уравнения реакций:

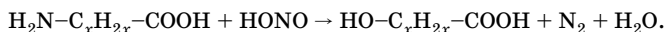


Внутренняя соль аминокислоты реагирует с основаниями как кислота, с кислотами — как основание. Кислотная группа — $\overset{+}{\text{N}}\text{H}_3$, основная — COO^- .

Задача 8. При действии на раствор 9,63 г неизвестной моноаминомонокарбоновой кислоты избытком азотистой кислоты было получено 2,01 л азота при 748 мм рт. ст. и 20 °С. Определите молекулярную формулу этого соединения. Может ли эта кислота быть одной из природных аминокислот? Если да, то какая это кислота? В состав молекулы этой кислоты не входит бензольное кольцо.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнение реакции:



2. Находим количество вещества азота при н. у., применяя уравнение Клапейрона — Менделеева. Для этого температуру и давление выражаем в единицах СИ:

$$T = 273 + 20 = 293 \text{ К}; \quad p = \frac{101,325 \cdot 748}{760} = 99,7 \text{ (кПа)};$$

$$n = \frac{pV}{RT}; \quad n(\text{N}_2) = \frac{99,7 \text{ кПа} \cdot 2,01 \text{ л}}{8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \cdot 293 \text{ К}} = 0,082 \text{ моль}.$$

3. По уравнению реакции находим количество вещества аминокислоты и ее молярную массу.

$$\text{По уравнению } n(\text{H}_2\text{NC}_x\text{H}_{2x}\text{COOH}) = n(\text{N}_2) = 0,082 \text{ моль};$$

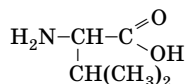
$$M(\text{H}_2\text{NC}_x\text{H}_{2x}\text{COOH}) = \frac{9,63 \text{ г}}{0,082 \text{ моль}} = 117 \text{ г/моль}.$$

4. Определим аминокислоту.

Составляем уравнение и находим x :

$$14x + 16 + 45 = 117; \quad x = 4; \quad \text{H}_2\text{NC}_4\text{H}_8\text{COOH}.$$

Из природных кислот такому составу может отвечать валин:



О т в е т: $\text{H}_2\text{NC}_4\text{H}_8\text{COOH}$ — валин.

Задача 9. Гемоглобин лошади содержит 0,335 % железа. Сколько атомов железа входит в состав его молекулы, если молярная масса гемоглобина 67 000 г/моль?

Р е ш е н и е

1. Находим массу и количество вещества железа в 1 моль гемоглобина:

$$m(\text{Fe}) = m(\text{гемоглобина}) \cdot w(\text{Fe});$$

$$m(\text{Fe}) = 67\,000 \text{ г} \cdot 0,00335 = 224,45 \text{ г};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Fe}) = \frac{224,45 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}.$$

2. Определяем число атомов железа в молекуле:

$n(\text{Fe}) : n(\text{гемоглобина}) = 4 : 1$, следовательно, в 1 молекуле гемоглобина содержится 4 атома железа.

О т в е т: 4 атома.

Гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты

Гетероциклическими называют соединения, в циклы которых кроме атомов углерода входят один или несколько атомов, отличных от углерода (кислорода, азота, серы и т. д.). Многие азотсодержащие гетероциклы имеют особое биологическое значение.

Пиррол

Строение

Молекулярная формула пиррола — C_4H_5N , он относится к пятичленным азотсодержащим ароматическим гетероциклам.

Обратите внимание: к ароматическим соединениям относятся не только бензол и его производные, но и соединения, не содержащие бензольного кольца, но отвечающие правилу ароматичности (**правилу Хюккеля**). Согласно этому правилу, органические соединения обладают ароматическими свойствами, если они имеют *плоское циклическое строение с непрерывной цепью сопряжения, содержащей $(4n + 2)$ π , π - или p , π -электронов* (где $n = 0, 1, 2, \dots$).

Рассмотрим строение пиррола.



В его молекуле все атомы углерода и атом азота находятся в sp^2 -гибридном состоянии, причем на p -орбитали атома азота имеется неподеленная пара электронов.

В молекуле пиррола 4 σ -связи Csp^2-H ; 1 σ -связь Nsp^2-H ; 3 σ -связи Csp^2-Csp^2 ; 2 σ -связи Csp^2-Nsp^2 . Все эти связи находятся в одной плоскости. За счет бокового перекрывания оставшихся p -электронных облаков образуется единое π -электронное облако с максимальной электронной плотностью над и под плоскостью σ -связей, как и в молекуле бензола. Таким образом, строение пиррола соответствует правилу ароматичности. В отличие от бензола, в пирроле π -электронное облако делокализовано между пятью атомами, в результате в кольце появляется избыточная электронная плотность. В реакции электрофильного замещения пиррол вступает легче, чем бензол.

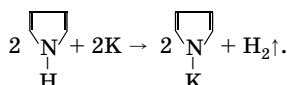
Химические свойства

1. Пиррол является амфотерным соединением:

а) проявляет очень слабые основные свойства, так как образованные соли при взаимодействии с сильными кислотами связано с нарушением ароматичности структуры. Образующаяся при этом диеновая система полимеризуется. В присутствии сильных кислот пиррол неустойчив, это свойство называют *ацидофобностью*;

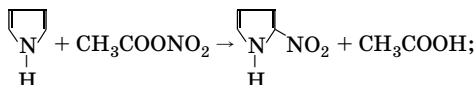
б) проявляет очень слабые кислотные свойства (за счет полярной связи N-H). Он реагирует с калием или гидроксидом калия

(при 130 °С), также с амидом натрия NaNH_2 в жидком аммиаке с образованием солей:

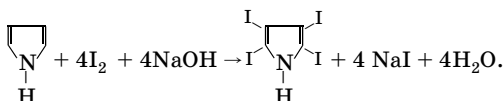


2. Реакции электрофильного замещения (протекают преимущественно в α -положения):

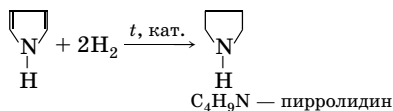
а) нитрование:



б) галогенирование (протекает легко, образуется тетрагалогенпиррол):



3. Гидрирование:




Пирролидин, в отличие от пиррола, хорошо растворим в воде, его водные растворы окрашивают лакмус в синий цвет. Таким образом, он проявляет более сильные основные свойства, чем пиррол, так как неподеленная пара электронов полностью принадлежит атому азота.

Пиридин

Строение

Молекулярная формула пиридина — $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$, он относится к шестичленным азотсодержащим ароматическим гетероциклам.

 В пиридине все атомы углерода и атом азота находятся в sp^2 -гибридном состоянии, причем на p -орбиталях атомов углерода и азота имеется по одному электрону.

В молекуле пиридина 5 σ -связей $\text{Csp}^2\text{-H}$; 4 σ -связи $\text{Csp}^2\text{-Csp}^2$; 2 σ -связи $\text{Csp}^2\text{-Nsp}^2$. Все эти связи находятся в одной плоскости. За

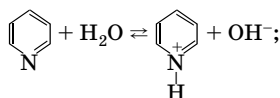
счет бокового перекрытия оставшихся p -электронных облаков образуется единое 6π -электронное облако с максимальной электронной плотностью над и под плоскостью σ -связей, как и в молекуле бензола. Таким образом, строение пиридина соответствует правилу ароматичности. В отличие от бензола в пиридине нарушена симметрия 6π -электронного облака из-за более электроотрицательного атома азота. Электронная плотность атомов углерода в положениях 2, 4, 6 ниже, чем в положениях 3, 5. Реакции электрофильного замещения в пиридиновое кольцо протекают значительно труднее, чем для бензола, и преимущественно в положения 3, 5 (β -положения).

В отличие от пиррола пиридин проявляет основные свойства, хорошо растворим в воде и окрашивает лакмус в синий цвет. Это связано с тем, что в пиридине неподеленная пара электронов атома азота не принимает участия в образовании единого 6π -электронного облака.

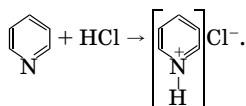
Химические свойства

1. Основные свойства:

а) взаимодействие с водой:

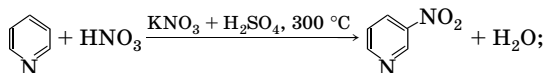


б) взаимодействие с кислотами:

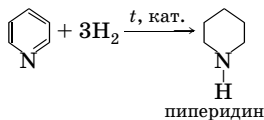


2. Реакции ароматического кольца:

а) электрофильное замещение (нитрование):

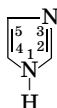


б) присоединение (гидрирование):



Другие азотсодержащие гетероциклы

Имидазол $C_3H_4N_2$ — азотистое основание, содержащее два атома азота в пятичленном ароматическом цикле:



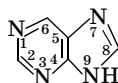
Неподеленная пара электронов атома азота в положении 1 принимает участие в образовании π -электронного облака (как в пирроле). Неподеленная пара электронов атома азота в положении 3 остается свободной и придает гетероциклу основные свойства (как в пиридине).

Пиримидин $C_4H_4N_2$ — слабое азотистое основание, содержащее два атома азота в шестичленном ароматическом цикле:



Реакционная способность атомов азота в пиримидине ниже, чем в пиридине. Пиримидин образует соли только с 1 моль кислоты (это характерно для всех гетероциклов, содержащих несколько атомов азота со свободными электронными парами). Электрофильное замещение затруднено; нуклеофильное замещение протекает в положения 4, 6.

Пурин $C_5H_4N_4$ — конденсированный гетероцикл, состоящий из циклов пиримидина и имидазола:



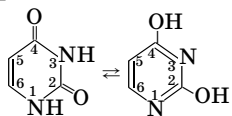
Относится к ароматическим соединениям, так как содержит 10π -электронную систему (отвечает правилу ароматичности). Пурин — амфотерное соединение, кислотные свойства выражены сильнее, чем у фенола, а основные — сильнее, чем у пиримидина. Наибольшее значение имеют окси- и аминопроизводные пурина.

Пиримидиновые и пуриновые основания

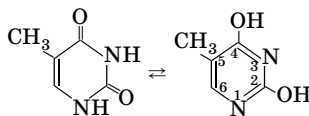
Пиримидиновые и пуриновые основания — производные пиримидина и пурина, входящие в состав нуклеиновых кислот. Для них характерна лактам-лактимная таутомерия (равновесная изомерия).

В состав нуклеиновых кислот они входят в лактамной (карбонильной) форме.

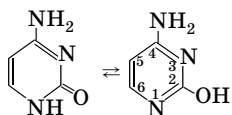
Пиримидиновые основания:



урацил (2,4-дигидрокси-
пиримидин)

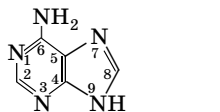


тимин (2,4-дигидрокси-
5-метилпиримидин)

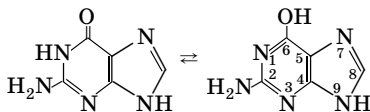


цитозин (4-амино-2-гидрокси-
пиримидин)

Пуриновые основания:



аденин (6-аминопурин)

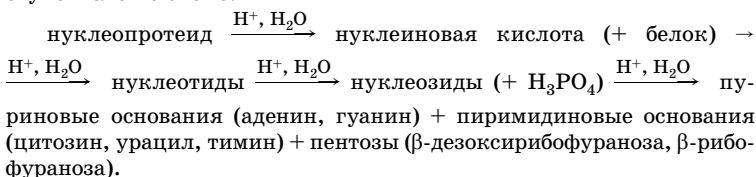


гуанин (2-амино-6-гидроксипурин)

Нуклеиновые кислоты

Нуклеиновые кислоты — это природные высокомолекулярные соединения (полинуклеотиды). Нуклеиновые кислоты входят в состав сложных белков — нуклеопротеидов.

Важную роль в выяснении строения нуклеиновых кислот сыграла реакция гидролиза. Гидролиз нуклеопротеидов можно провести ступенчато по схеме:

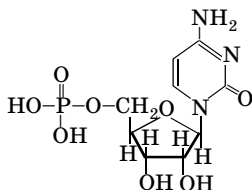


Нуклеиновые кислоты делят на два больших класса:

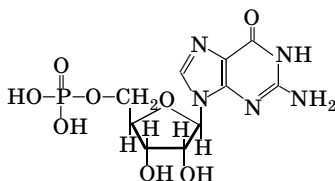
• **дезоксирибонуклеиновые кислоты (ДНК)**, они при полном гидролизе образуют аденин, гуанин, цитозин, тимин, дезоксирибозу и фосфорную кислоту;

• **рибонуклеиновые кислоты (РНК)**, при полном гидролизе они образуют аденин, гуанин, цитозин, урацил, рибозу и фосфорную кислоту.

Нуклеотиды — соединения, образованные молекулой пентозы (рибозы или дезоксирибозы), азотистым основанием (пуриновым или пиримидиновым) и молекулой фосфорной кислоты. Остаток моносахарида связан первым атомом углерода с первым атомом пиримидинового или девятым атомом пуринового основания. Остаток фосфорной кислоты за счет эфирной связи соединен с третьим или пятым атомом углерода пентозы. Известны четыре нуклеотида ДНК и четыре — РНК. Примеры нуклеотидов РНК:

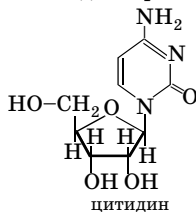


цитидиловая кислота или
5-цитидинмонофосфат

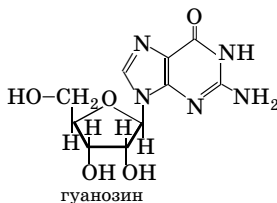


гуаниловая кислота или
5-гуанозинмонофосфат

Нуклеозиды — соединения, образованные молекулой пентозы (рибозы или дезоксирибозы) и азотистым основанием (пуриновым или пиримидиновым). Остаток моносахарида связан первым атомом углерода с первым атомом пиримидинового или девятым атомом пуринового основания. Нуклеозиды представляют собой N-гликозиды. Примеры нуклеозидов:



цитидин



гуанозин

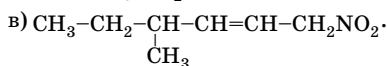
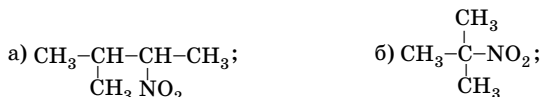
Первичная структура ДНК и РНК представляет собой линейную цепь нуклеозидов, связанных остатками молекул фосфорной кислоты через третий и пятый атомы углерода остатков пентозы, т. е.

ДНК и РНК представляют собой полинуклеотиды.

Вторичная структура молекулы ДНК — спираль, состоящая из двух полинуклеотидных цепей, закрученных одна вокруг другой и вокруг общей для обеих цепей оси. Эти цепи связаны водородными связями, образующимися между остатками пиримидиновых и пуриновых оснований. Прочные связи образуются лишь между **комплементарными** парами оснований: аденин — тимин (две водородные связи), гуанин — цитозин (три водородные связи).

Задачи для самостоятельного решения

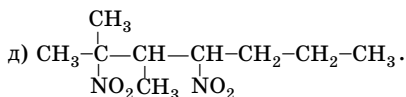
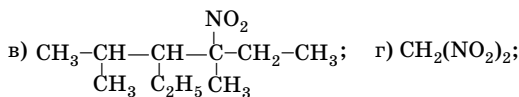
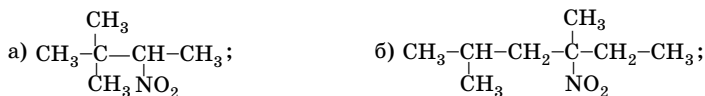
11.1. Назовите следующие соединения:



11.2. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) 2-нитробутана; б) 2-нитро-4,4-диметилпентана; в) 2-нитро-5-метил-3-этилгексана; г) 4-нитропентена-2. Правильно ли составлены названия? Исправьте ошибки.

11.3. Приведите структурные формулы всех изомерных нитро-соединений состава $\text{C}_7\text{H}_{15}\text{O}_2\text{N}$ и назовите их.

11.4. Назовите по заместительной номенклатуре ИЮПАК:



11.5. Напишите структурные формулы нитросоединений, изомерных бутиловому эфиру азотистой кислоты. Назовите их по заместительной номенклатуре ИЮПАК. Укажите первичные, вторичные, третичные нитросоединения.

11.6. Напишите структурные формулы всех изомерных нитросоединений состава $C_5H_{11}O_2N$ и назовите их.

11.7. Изобразите электронные формулы нитрометана, нитроэтана и 2-нитробутана. Укажите вид химических связей в этих соединениях.

11.8. Определите степени окисления всех атомов углерода в 2,3,3-триметил-1-нитропентане.

11.9. К каким трем классам соединений (моно- и дифункциональным) могут относиться вещества состава $C_nH_{2n+1}NO_2$? Приведите структурные формулы веществ с одинаковым значением $n = 4$. Дайте им названия.

***11.10.** С помощью каких реакций можно превратить ацетилен в 2-нитропропан, имея необходимые органические и неорганические вещества? Напишите уравнения реакций.

11.11. К каким двум тригетерофункциональным классам соединений могут относиться вещества состава $C_5H_{11}NO_2$? Напишите их структурные формулы, дайте названия.

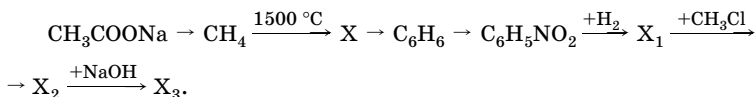
***11.12.** Производительность установки каталитического восстановления нитробензола 500 кг анилина в час. Мольное соотношение водорода и нитробензола в газовой смеси, подаваемой в реактор, равно 65:1, а выход анилина — 97 % (в расчете на нитробензол). Определите массу нитробензола и объем водорода (н. у.), необходимых для получения анилина.

11.13. В какие положения ароматического кольца нитрогруппа направляет заместители в реакциях электрофильного замещения? Напишите уравнение и укажите условия протекания реакции нитрования нитробензола. Сравните ее с реакцией нитрования бензола.

11.14. Напишите уравнения реакций восстановления 2-метил-2-нитропентана и взаимодействия продукта реакции с азотистой кислотой. Дайте названия органическим веществам.

11.15. Какими химическими свойствами обладает нитроэтилен? Сравните реакционную способность двойных связей в нитроэтилене и этилене по отношению к электрофильным реагентам.

11.16. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, укажите условия их протекания:



11.17. Предложите схему синтеза 1-нитробутана из ацетилена, напишите уравнения реакций восстановления нитробутана и взаимодействия продукта восстановления с: а) серной кислотой; б) метанолом (Al_2O_3 , t). Дайте названия всем органическим соединениям.

11.18. Вещество А с относительной молекулярной массой 168 имеет следующий состав (в % по массе): углерода — 42,85; водорода — 2,38; кислорода — 38,06; азота — 16,71. Известны три изомерных вещества такого состава, которые являются производными одного и того же углеводорода и различаются взаимным расположением одинаковых группировок атомов. Установите молекулярную формулу вещества А. Какой из трех возможных изомеров соответствует веществу А, если при его обработке хлором в присутствии хлорида алюминия образуются 2 изомерных моноклорпроизводных? Какой из трех изомеров легче синтезировать? Приведите схему его синтеза.

***11.19.** В реактор каталитического восстановления нитробензола подают в час 6000 м^3 (н. у.) водорода и нитробензол, мольное соотношение нитробензола и водорода в газовой смеси равно 1:60. Определите массу нитробензола и производительность реактора по анилину, если выход анилина 98 % в расчете на исходный нитробензол.

11.20. Напишите уравнение реакции восстановления нитробензола сульфидом аммония. Расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса.

***11.21.** Какой из изомерных ксилолов легче нитруется? Объясните. Напишите уравнение реакции.

***11.22.** Предложите методику разделения смеси трех нерастворимых в воде твердых веществ: *n*-толуидина (4-аминотолуола), *o*-бромбензойной кислоты и 1-метокси-4-нитробензола.

***11.23.** При газофазном нитровании пропана парами азотной кислоты (350–500 °С, 0,1–0,5 МПа) получают смесь нитропроизводных следующего состава (в массовых долях): 25 % нитрометана,

11.29. Напишите схему превращения изобутилена в *трет*-бутил-амин.

11.30. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) гидроксида тетраметиламмония; б) гидроксида метилдиэтиламмония; в) хлорида триэтиламмония; г) сульфата диметиламмония; д) сульфата пропиламмония.

11.31. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно из бутанона получить бутанамин-2, а также уравнения реакций его алкилирования: а) этанолом; б) бромметаном.

11.32. Как, используя в качестве исходного вещества изомаляный альдегид, получить изобутиламин? Сколько реакций потребуется провести для этого? Выберите оптимальный вариант.

11.33. Для соединений, формулы которых приведены ниже, укажите две химические реакции, позволяющие отличить одно соединение от другого: $C_6H_5NH_2$ и $C_6H_5CH_2NH_2$.

11.34. Приведите структурные формулы изомерных ароматических аминов состава C_7H_9N и дайте им названия.

•**11.35.** Объясните, почему при bromировании анилина получается 2,4,6-триброманилин, в то время как нитрование анилина смесью азотной и серной кислот приводит к образованию *m*-нитроанилина.

11.36. Установите молекулярную формулу предельного амина, содержащего 23,73 % азота по массе. Приведите названия возможных изомеров такого состава.

11.37. Расположите приведенные вещества в ряд по возрастанию их основности: а) *n*-метиланилин; б) *N,N*-диметиланилин; в) 2,4-динитроанилин; г) *n*-нитроанилин. Дайте обоснованный ответ.

11.38. Как изменяется основность аминов в следующем ряду: анилин, дифениламин, трифениламин? Какие из этих аминов образуют соли с кислотами? Напишите уравнения их реакций с соляной кислотой.

11.39. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить из метилового спирта следующие вещества: а) диметиламин; б) триметиламин; в) хлорид тетраметиламмония; г) гидроксид тетраметиламмония.

11.40. Напишите уравнения реакций:

- а) анилин + иодметан; в) этиламин + серная кислота;
б) метиламин + 1-бромпропан; г) пропиламин + вода.

Назовите продукты реакций.

•**11.41.** Предложите схему синтеза этил-*n*-аминобензоата (анестезина) из толуола. Сколько стадий включает оптимальный путь получения этого соединения?

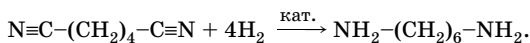
***11.42.** Определите строение вещества состава $C_6H_{15}N$. Оно образует соль с соляной кислотой, реагирует с азотистой кислотой с выделением азота и образованием кислородсодержащего вещества состава $C_6H_{14}O$, которое при дегидрировании и последующем окислении образует пропионовую, а также уксусную и бутановую кислоты.

***11.43.** Сколько изомерных соединений соответствует молекулярной формуле $C_4H_{11}N$? Сколько веществ из этого числа реагируют с избытком бромида метилмагния таким образом, что из 1,46 г вещества образуется 896 мл метана при 0 °С и $10,13 \cdot 10^4$ Па?

•**11.44.** Предложите схему синтеза 1-фенилпропанамина-2 (лекарственного препарата бензедрина, снимающего сонливость, усталость) из толуола, ацетилен и необходимых неорганических веществ.

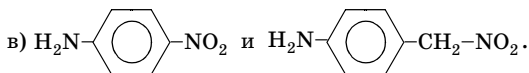
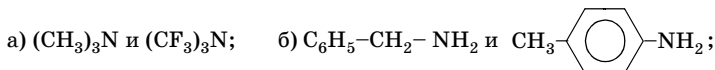
11.45. Установите строение вещества состава C_7H_9N , при взаимодействии которого с азотистой кислотой выделяется азот, а полученное соединение окисляется до бензальдегида. Назовите вещества.

***11.46.** Из аминокпроизводных углеводородов наибольшее значение наряду с анилином имеет гексаметилендиамин (гександиамин-1,6), который получают в промышленности каталитическим гидрированием адиподинитрила (гександинитрила-1,6) по схеме:



Для получения 900 кг гексаметилендиамина в час в установку подают 3500 м³ (н. у.) водорода. Определите мольное соотношение адиподинитрила и водорода, если выход гексаметилендиамина составляет 95 % в расчете на исходный динитрил.

11.47. Расположите соединения в приведенных ниже парах по возрастанию их основности:



11.48. Напишите структурные формулы следующих аминов и назовите их:

- а) $n\text{-CH}_3\text{-C}_6\text{H}_4\text{-NH-C}_6\text{H}_5$; в) $(\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2)_2\text{NCH}_3$; д) $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)_2$;
 б) $m\text{-NH}_2\text{-C}_6\text{H}_4\text{-OH}$; г) $(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{N}$; е) $n\text{-C}_3\text{H}_7\text{NHC}_2\text{H}_5$.

Какой из перечисленных аминов проявляет основные свойства в наименьшей степени и даже не взаимодействует с кислотами, а какой — в наибольшей? Дайте объяснение.

11.49. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: ацетат натрия \rightarrow этан \rightarrow X \rightarrow этанол \rightarrow Y \rightarrow хлорид этиламмония $\xrightarrow{\text{KOH}}$ Y. Укажите условия протекания реакций, дайте названия веществам X, Y.

11.50. Установите строение изомерных соединений состава $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$, которые при взаимодействии с хлороводородом образуют вещество состава $\text{C}_3\text{H}_{10}\text{NCl}$, а с избытком иодметана и аммиака в спиртовом растворе образуют: а) $\text{C}_6\text{H}_{16}\text{NI}$; б) $\text{C}_5\text{H}_{14}\text{NI}$; в) $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{NI}$.

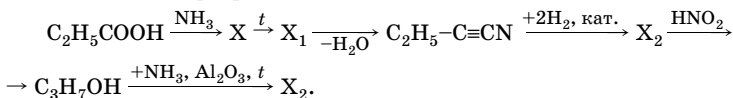
***11.51.** Хлоргидрат первичного амина (солянокислая соль) содержит 32,4 % хлора, а его четвертичная аммониевая соль (иодид), получаемая при исчерпывающем метилировании, содержит 55,46 % иода. Напишите возможные структурные формулы аминов и укажите, каким образом их можно различить.

***11.52.** Предложите схему синтеза лекарственного препарата парацетамола (*n*-ацетаминофенола) из фенола и этанола.

11.53. Определите массу железа, которое нужно взять для восстановления в нейтральной среде 61,5 кг нитробензола в анилин.

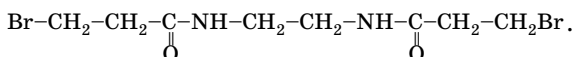
11.54. Практическое применение имеют аминспирты этанол-амин (β -аминоэтиловый спирт), диэтаноламин и триэтаноламин. Напишите структурные формулы этих соединений и уравнения их реакций с хлороводородной кислотой.

***11.55.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



Дайте названия веществам X–X₃. К каким классам соединений они относятся?

•**11.56.** Предложите схему синтеза продимина (противоопухолевого препарата) из акриловой кислоты и этандиамина-1,2. Продимин имеет формулу:



11.57. При сгорании 0,31 г газообразного органического вещества выделилось 0,224 л (н. у.) углекислого газа, 0,112 л азота и 0,45 г воды. Плотность вещества 1,384 г/л. Установите молекулярную формулу этого соединения и назовите его. С какими из перечисленных ниже веществ оно реагирует: а) этанамин; б) аммиак; в) серная кислота; г) этанол; д) гидроксид калия; е) вода? Напишите уравнения реакций.

11.58. Вещество А имеет молекулярную формулу C_6H_{12} . При окислении этого соединения перманганатом калия в присутствии концентрированной серной кислоты образуется единственный продукт — ацетон. Вещество А реагирует с бромноватистой кислотой с образованием продукта Б, который при действии раствора аммиака в этаноле превращается в соединение В. Обработка В азотистой кислотой дает вещество Г. Соединение Г также образуется при окислении вещества А разбавленным щелочным раствором перманганата калия. Приведите схемы всех указанных превращений и дайте названия веществам А, Б, В, Г.

***11.59.** Расположите приведенные ниже соединения в порядке уменьшения основных свойств: а) диметиламин; б) анилин; в) аммиак; г) дифениламин; д) диметиланилин; е) трифениламин. Дайте обоснованный ответ.

•**11.60.** Установите строение вещества состава $\text{C}_5\text{H}_{13}\text{N}$, которое при взаимодействии с соляной кислотой образует соль А, а с азотистой кислотой реагирует с выделением азота и образованием вещества Б $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$. Вещество Б при окислении дает кетон, а в более жестких условиях — смесь уксусной и пропионовой кислот.

11.61. Установите строение вещества $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$. Это жидкость, которая взаимодействует с соляной кислотой с образованием $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{NCl}$, а при действии азотистой кислоты выделяет газ. Исследуемое вещество обладает оптической активностью. Напишите уравнения реакций.

***11.62.** Приведите структурную формулу соединения состава $\text{C}_8\text{H}_{11}\text{N}$, обладающего явно выраженными основными свойствами и

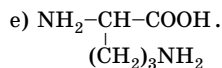
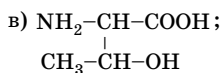
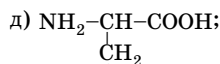
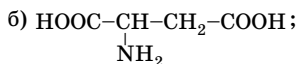
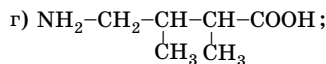
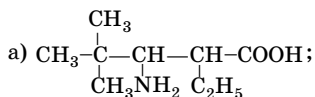
образующего при действии азотистой кислоты нейтральное соединение с молекулярной формулой $C_8H_{10}O$. Окисление последнего приводит к 1,3-бензолдикарбоновой кислоте. Напишите уравнения реакций.

***11.63.** Установите строение вещества $C_8H_{11}N$, которое взаимодействует с соляной кислотой с образованием соли, а под действием азотистой кислоты превращается в $C_8H_{10}O$. В результате окисления последнего образуется терефталевая кислота. Дайте название исходному веществу.

11.64. Опишите подробно, каким образом вы осуществите разделение смеси трех нерастворимых в воде жидкостей — анилина ($t_{\text{кип}} = 184^\circ\text{C}$), *n*-бутилбензола ($t_{\text{кип}} = 183^\circ\text{C}$) и пентановой кислоты ($t_{\text{кип}} = 187^\circ\text{C}$). Необходимо выделить каждое вещество в чистом виде.

11.65. Напишите структурные формулы изомерных аминокислот (только с первичной аминогруппой) состава: а) $C_3H_7O_2N$; б) $C_4H_9O_2N$. Дайте им названия, укажите число изомеров, имеющих асимметрические атомы углерода.

11.66. Назовите следующие соединения по заместительной номенклатуре ИЮПАК:



11.67. Составьте структурные формулы аминокислот и их производных: а) 2-амино-3-гидроксипропановой кислоты; б) 6-аминокапроновой кислоты; в) 4-амино-2-метилпентановой кислоты; г) амида α -аминопропионовой кислоты; д) хлорангидрида фенилаланина.

11.68. Напишите уравнения реакций изомасляной кислоты с бромом и полученного соединения с избытком аммиака. Назовите продукты реакций по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

11.69. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить глицин, исходя из карбида кальция и необходимых неорганических веществ.

11.70. Как получить α -аминопропионовую кислоту, исходя из толуола? Напишите уравнения реакций.

11.71. Как получить *n*-аминобензойную кислоту, исходя из толуола? Напишите уравнения реакций.

***11.72.** 4-Амино-2-гидроксibenзойная кислота (*n*-аминосалициловая кислота — ПАСК) является противотуберкулезным препаратом. Ее получают действием оксида углерода(II) на *m*-аминофенол. Напишите уравнение реакции. Какое преимущественно вещество можно получить при действии избытка брома на эту кислоту?

11.73. Напишите уравнения реакций получения следующих соединений действием аммиака на соответствующие хлорзамещенные кислоты: а) аланина; б) фенилаланина; в) 2-амино-3-метилбутановой кислоты; г) аминокбутандиовой кислоты.

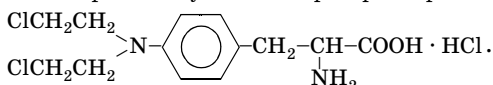
11.74. Напишите уравнение реакции получения дипептида взаимодействием аминокислоты с хлоргидратом хлорангидрида аланина. Рассчитайте массовую долю хлора в дипептиде. Определите количество вещества щелочи, которая потребуется для полного взаимодействия с продуктами реакции (без нагревания). Дайте название органическому соединению.

***11.75.** При действии на лизин массой 21,9 г избытком азотистой кислоты, а затем на образовавшееся органическое соединение — углекислым ангидридом было получено вещество с массовой долей кислорода 41,38 %. Определите строение полученного соединения, его массу (выход 80 %), а также объем выделившегося азота (н. у.). Назовите вещество.

11.76. Установите соответствие рН водных растворов названиям соединений.

<i>рН водных растворов</i>	<i>Названия соединений</i>
1) 5	А) Глицин
2) 10	Б) Хлоргидрат глицина
3) 7	В) Метилглицинат
4) 2	Г) Хлоргидрат метилглицината

*11.77. Противоопухолевый препарат сарколизин имеет формулу

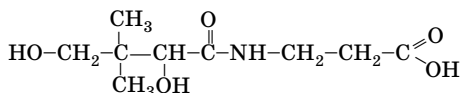


Какой атом азота в молекуле данного соединения участвует в образовании соли с хлороводородом? Дайте обоснованный ответ. Определите максимальное количество вещества щелочи, которая в определенных условиях может вступить в реакцию с 1 моль сарколизина.

11.78. Напишите формулы следующих аминокислот в виде внутренних солей: а) 2-аминопропановой; б) 2-аминобутандиовой. В виде каких ионов они будут находиться в кислотных и щелочных растворах?

11.79. α -Аминокислоты образуют медные соли, окрашенные в синий цвет. Напишите уравнение реакции гидроксида меди(II) с аланином. Определите число атомов кислорода в формульной единице медной соли и массовую долю азота.

11.80. Пантотеновая кислота (витамин В₃) применяется при нарушениях обменных процессов. Возможна ли для этого вещества пространственная изомерия? В водных растворах кислота устойчива лишь при pH 5,5–7,0. В щелочных или более кислотных средах она подвергается гидролизу, особенно при нагревании. Какие продукты при этом образуются? Дайте им названия по заместительной номенклатуре ИЮПАК. Пантотеновая кислота имеет следующее строение:



11.81. Для выяснения структуры природных пептидов и белков широко используют их реакцию с 2,4-динитро-1-фторбензолом. Напишите уравнение реакции глицина с этим веществом. Определите массовую долю азота в продукте реакции.

*11.82. Приведите структурную формулу α -аминокислоты — производного аланина, в молекуле которого атом водорода в аминогруппе замещен на 2,4-динитрофенильный радикал. Почему введение этого заместителя позволяет легко выделить такую аминокислоту из смеси? Предложите метод выделения этой аминокислоты из смеси с глицином и серином.

11.83. При действии азотистой кислоты на моноаминокарбоновую кислоту массой 1,17 г получено 224 мл (н. у.) газа. Какая это природная кислота?

11.84. Предложите схему синтеза биологически активного вещества — 2-амино-1-фенилпропана (фенамина) декарбоксилированием соответствующей α -аминокислоты. Дайте ей название по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

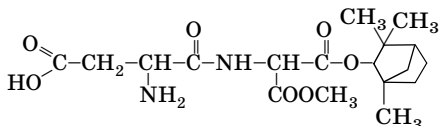
11.85. При полном гидролизе трипептида образовались две α -аминокислоты — глицин и аланин. Предложите варианты строения трипептида. Определите их число.

11.86. Приведите строение глицилсерилгистидина, представляющего собой трипептидный участок инсулина. Укажите в нем пептидные связи. Определите массовую долю кислорода в трипептиде. Остаток какого гетероцикла входит в состав гистидина?

Структурная формула гистидина — $\text{NH}_2\text{-CH-COOH}$.

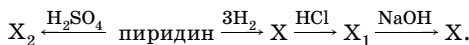


***11.87.** Самым сладким из известных в настоящее время веществ является дипептид следующего строения:



Это соединение слаще сахара в 33 000 раз. Для придания вкуса пищевым продуктам добавляют доли миллиграмма этого вещества. Напишите схему полного гидролиза этого вещества при нагревании в кислотной среде. Сколько веществ при этом образуется? Какая природная аминокислота входит в состав этого дипептида?

11.88. Напишите уравнения реакций в соответствии со схемой:



Назовите вещества X-X_2 .

***11.89.** Пиррол легко вступает в реакции электрофильного замещения. В каких условиях протекает взаимодействие пиррола с хлором и бромом? Напишите уравнения реакций.

11.90. Пиррол обнаруживает очень слабые кислотные свойства. Так, сплавлением пиррола с едким кали можно получить пирролат калия. Напишите уравнение реакции.

11.91. Напишите формулу аденозиндифосфорной (АДФ) и аденозинтрифосфорной (АТФ) кислот.

11.92. Рассчитайте массовую долю фосфора в АТФ.

***11.93.** Напишите структурные формулы всех возможных изомеров: а) монометилпиридинов; б) монометилпиперидинов; в) аминокпиридинов.

11.94. Составьте структурные формулы следующих соединений: а) β -оксипиридина; б) α -бромпиридина; в) γ -аминопиридина; г) γ -пиридинкарбоновой (изоникотиновой) кислоты.

11.95. Каким способом обычно получают пиперидин?

11.96. В состав мононуклеотидов входят две пентозы. Напишите их структурные формулы, дайте названия.

11.97. Аденозинмонофосфат подвергается ферментативному гидролизу. Напишите уравнение этой реакции.

РЕШЕНИЕ НЕКОТОРЫХ УСЛОЖНЕННЫХ ЗАДАЧ

Задача 1.55. Установите формулу неорганического соединения, содержащего 36,51 % натрия, 38,09 % кислорода и 25,40 % некоторого элемента. Назовите это соединение и укажите класс, к которому оно относится.

Р е ш е н и е

1. Напишем формулу данного неорганического соединения в общем виде: $\text{Na}_x\text{Э}_y\text{O}_z$.

2. Примем массу этого вещества за 100 г, тогда $m(\text{Na}) = 36,51$ г, $m(\text{O}) = 38,09$ г.

3. Находим количество вещества натрия и кислорода:

$$n(\text{Na}) = \frac{36,51 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 1,578 \text{ моль}; \quad n(\text{O}) = \frac{38,09 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 2,38 \text{ моль}.$$

4. Определяем отношение $n(\text{Na}) : n(\text{O})$:

$n(\text{Na}) : n(\text{O}) = 1,587 : 2,38 = 1 : 1,5 = 2 : 3$, следовательно, простейшая формула вещества $\text{Na}_2\text{Э}_y\text{O}_3$.

5. Рассчитываем молярную массу этого соединения:

$$M(\text{Na}_2\text{Э}_y\text{O}_3) = \frac{2M(\text{Na})}{w(\text{Na})};$$

$$M(\text{Na}_2\text{Э}_y\text{O}_3) = \frac{2 \cdot 23 \text{ г/моль}}{0,3651} = 126 \text{ г/моль}.$$

6. Определяем молярную массу элемента:

При $y = 1$ $M(\text{Э}) = 126 - 46 - 48 = 32$ (г/моль), следовательно, искомый элемент — сера, а формула имеет вид Na_2SO_3 . Это соль, сульфит натрия.

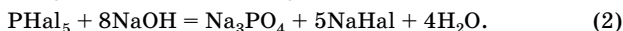
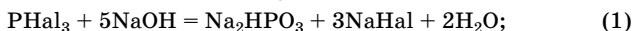
О т в е т: Na_2SO_3 , сульфит натрия, соль.

Задача 1.64. Для полной нейтрализации раствора, полученного при гидролизе 2,75 г некоторого галогенида фосфора, потребовалось 50 мл 2,0 М раствора гидроксида калия. Определите формулу галогенида.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнения гидролиза галогенидов фосфора(III) и (V), учитывая, что галогенидам фосфора(III) соответствует *двухоснов-*

ная фосфористая кислота H_3PO_3 , а галогенидам фосфора(V) — трехосновная ортофосфорная кислота H_3PO_4 :



2. Находим количество вещества NaOH:

$$n(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ л} \cdot 2,0 \text{ моль/л} = 0,1 \text{ моль}.$$

3. Рассчитываем количество вещества PNa_3 и PNa_5 .

Для реакции (1) $n(\text{PNa}_3) = 1/5 n(\text{NaOH}) = 0,02 \text{ моль}$.

Для реакции (2) $n(\text{PNa}_5) = 1/8 n(\text{NaOH}) = 0,0125 \text{ моль}$.

4. Определяем молярные массы PNa_3 , PNa_5 и галогена.

$$M(\text{PNa}_3) = \frac{2,75 \text{ г}}{0,02 \text{ моль}} = 137,5 \text{ г/моль},$$

отсюда $M(\text{Hal}) = \frac{137,5 - 31}{3} = 35,5 \text{ (г/моль)}$, т. е. $\text{Hal} = \text{Cl}$.

$$M(\text{PNa}_5) = \frac{2,75 \text{ г}}{0,0125 \text{ моль}} = 220 \text{ г/моль},$$

отсюда $M(\text{Hal}) = \frac{220 - 31}{5} = 37,8 \text{ (г/моль)}$.

Галогена с такой молярной массой нет, следовательно, формула галогенида фосфора — PCl_3 .

О т в е т: PCl_3 .

Задача 1.126. При сжигании 3,28 г смеси этана, этена и этина образовалось 5,376 л углекислого газа (н. у.). Определите массу полученной при этом воды.

Р е ш е н и е

1. Рассчитываем количество вещества CO_2 :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{5,376 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,24 \text{ моль},$$

следовательно, в смеси $n(\text{C}) = 0,24 \text{ моль}$.

2. Определяем массы углерода и водорода в смеси:

$$m(\text{C}) = 0,24 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 2,88 \text{ г}; \quad m(\text{H}) = 3,28 \text{ г} - 2,88 \text{ г} = 0,4 \text{ г}.$$

3. Находим количество вещества водорода в смеси и массу воды:

$$n(\text{H}) = \frac{0,4 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль}, \text{ следовательно, } n(\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль};$$

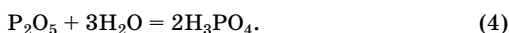
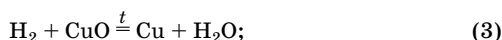
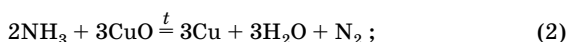
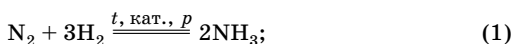
$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 3,6 \text{ г}.$$

О т в е т: $m(\text{H}_2\text{O}) = 3,6 \text{ г}$.

Задача 1.137. Смесь азота и водорода ввели в аппарат для синтеза аммиака. Полученную на выходе смесь газов объемом 1,344 л (н. у.) пропустили над раскаленным оксидом меди(II), при этом масса трубки с оксидом меди(II) уменьшилась на 0,96 г. Затем оставшуюся смесь газов пропустили над фосфорным ангидридом, получив на выходе 0,448 л газа (н. у.). Определите состав газовой смеси, взятой для синтеза аммиака (в моль), и выход аммиака.

Решение

1. Напишем уравнения реакций:



Реакции (2) и (3) протекают в трубке, а (4) — при пропускании смеси газов (азот и водяной пар) над фосфорным ангидридом.

2. Определяем количество вещества азота в исходной смеси, учитывая, что количество вещества азота на выходе равно его количеству в исходной смеси, так как по уравнению (2) аммиак превращается в азот:

$$n(\text{N}_2) = \frac{0,448 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,02 \text{ моль.}$$

3. Уменьшение массы трубки связано с удалением кислорода из оксида:

$$n(\text{O}) = \frac{0,96 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль.}$$

4. Пусть в реакции (1) прореагировало x моль водорода, а осталось y моль водорода, при этом образовалось $2/3x$ моль аммиака. Из уравнений (2) и (3) выразим количество вещества атомов кислорода через количество вещества аммиака и водорода и составим алгебраическое уравнение:

$$2/3x \cdot 3/2 + y = 0,06 \text{ или } x + y = 0,06.$$

Следовательно, исходная смесь содержала 0,06 моль водорода.

5. Определяем выход аммиака в реакции (1).

Из x моль азота образуется $2x$ моль аммиака, и при этом расходуются $3x$ моль водорода. После синтеза аммиака в газовой смеси со-

держится $(0,02 - x)$ моль азота, $(0,06 - 3x)$ моль водорода. Выразим суммарный объем газовой смеси после синтеза аммиака:

$$(0,02 - x + 0,06 - 3x + 2x) \cdot 22,4 = 1,344.$$

Решая уравнение, находим, что $x = 0,01$ моль. Следовательно, в реакции синтеза получено $0,02$ моль аммиака, а теоретически из $0,02$ моль азота можно получить $0,04$ моль аммиака:

$$\eta(\text{NH}_3) = \frac{0,02}{0,04} \cdot 100 \% = 50 \%.$$

Ответ: $n(\text{N}_2) = 0,02$ моль; $n(\text{H}_2) = 0,06$ моль; $\eta(\text{NH}_3) = 50 \%.$

Задача 1.143. Гидразин при умеренном нагревании разлагается, образуя либо смесь простых веществ, либо смесь продуктов диспропорционирования азота. Некоторые металлы ускоряют одну из этих реакций, другие — обе указанные реакции. При полном разложении гидразина в присутствии металлического родия образуется газовая смесь плотностью $0,260$ г/л (1 атм, 227°C). В аналогичных условиях в присутствии меди образуется смесь плотностью $0,418$ г/л. Использование кобальта приводит к образованию газовой смеси с относительной плотностью по гелию $4,8$. Приведите уравнения реакций разложения гидразина. Установите, какие металлы катализируют каждую из указанных реакций. Ответ подтвердите расчетами. Какой металл катализирует обе реакции? Какова в этом случае молярная доля гидразина, распадающегося на простые вещества? Установите объемный состав (%) газовых смесей, приведенных в условии.

Решение

1. Уравнения реакций:



2. Находим молярные массы газовых смесей, образующихся при использовании разных металлов, исходя из плотностей:

$$M = \rho V_m \text{ (при } 227^\circ\text{C } V_m = 41,03 \text{ л/моль)}.$$

Катализатор родий: $M = 0,260 \text{ г/л} \cdot 41,03 \text{ л/моль} = 10,667 \text{ г/моль}.$

Катализатор медь: $M = 0,418 \text{ г/л} \cdot 41,03 \text{ л/моль} = 17,15 \text{ г/моль}.$

Молярную массу смеси, полученной в присутствии кобальта, находим по относительной плотности:

$$M = 4 \text{ г/моль} \cdot 4,8 = 19,2 \text{ г/моль}.$$

3. Определяем среднюю молярную массу смеси, полученной по уравнению (1):

$$M = \frac{28 \cdot 1 + 2 \cdot 2}{3} = 10,667 \text{ (г/моль)}.$$

Сравнивая с результатом эксперимента, делаем вывод, что реакцию (1) катализирует родий.

4. Аналогично находим молярную массу смеси, полученной в реакции (2):

$$M = \frac{28 \cdot 1 + 17 \cdot 4}{5} = 19,2 \text{ (г/моль)}.$$

Катализатор реакции (2) — кобальт.

5. Молярная масса смеси газов, полученной в присутствии меди, имеет промежуточное значение, следовательно, медь может катализировать обе реакции.

6. Определим молярную долю гидразина, распадающегося на простые вещества при использовании медного катализатора.

Пусть имеется 1 моль гидразина. Если по реакции (1) распадается x моль гидразина, то по реакции (2) его распадается $(1-x)$ моль.

В результате обеих реакций образуется $2x$ моль водорода, $\frac{4}{3}(1-x)$ моль

аммиака, $(x + \frac{1}{3}(1-x))$ моль азота. Всего $(\frac{4}{3}x + \frac{5}{3})$ моль газов.

Составим уравнение для расчета средней молярной массы смеси и решим его:

$$\frac{2 \cdot 2x + 17 \cdot \frac{4}{3}(1-x) + 28(x + \frac{1}{3}(1-x))}{\frac{4}{3} + \frac{5}{3}} = 17,15;$$

$$x = 0,15, \text{ или } 15 \text{ \%}.$$

6. Для нахождения объемного состава газовой смеси, полученной с участием родия, принимаем, что количество вещества гидразина равно 1 моль. Тогда по уравнению (1) $\varphi(\text{N}_2) = \frac{1}{3} = 0,333$, а $\varphi(\text{H}_2) = \frac{2}{3} = 0,667$.

Аналогично находим объемный состав газовых смесей, полученных с участием кобальта и меди.

Катализатор — кобальт:

$$\varphi(\text{NH}_3) = \frac{4}{5} = 0,800; \quad \varphi(\text{N}_2) = \frac{1}{5} = 0,200.$$

Если катализатор — медь, учитываем обе реакции, причем по реакции (1) распадается 15 % гидразина, а по реакции (2) — 85 %:

$$\varphi(\text{H}_2) = \frac{0,30}{0,15 + 0,30 + 0,283 + 1,133} = 0,161;$$

$$\varphi(\text{N}_2) = \frac{0,15 + 0,283}{0,15 + 0,30 + 0,283 + 1,133} = 0,232;$$

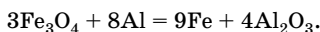
$$\varphi(\text{NH}_3) = \frac{1,133}{0,15 + 0,30 + 0,283 + 1,133} = 0,607.$$

Ответ: реакцию (1) катализирует Rh, реакцию (2) — Co, обе реакции — Cu; 15 %; на Cu: $\varphi(\text{H}_2) = 0,161$, $\varphi(\text{N}_2) = 0,232$, $\varphi(\text{NH}_3) = 0,607$; на Rh: $\varphi(\text{N}_2) = 0,333$, $\varphi(\text{H}_2) = 0,667$; на Co: $\varphi(\text{NH}_3) = 0,800$, $\varphi(\text{N}_2) = 0,200$.

Задача 3.32. Определите тепловой эффект реакции сжигания 50 г термита (смесь алюминия и железной окалины Fe_3O_4), если энтальпии образования Fe_3O_4 и Al_2O_3 составляют $-1117,0$ кДж/моль и $-1676,0$ кДж/моль соответственно (смесь взята в стехиометрическом соотношении).

Решение

1. Напишем уравнение реакции:



Термит используют для сварочных работ, так как при его поджигании выделяется большое количество теплоты и развивается высокая температура.

2. Пусть в смеси (термите) $n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = x$ моль, тогда $n(\text{Al}) = \frac{8}{3}x$, а $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{4}{3}x$.

3. Составляем алгебраическое уравнение:

$$232x + 27 \cdot \frac{8}{3}x = 50,$$

отсюда $x = 0,164$ моль;

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,164 \text{ моль}, \quad n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,219 \text{ моль}.$$

4. Определяем тепловой эффект реакции:

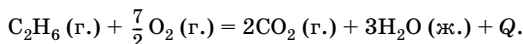
$$\Delta H_p^\circ = 0,219 \cdot (-1676) - 0,164 \cdot (-1117) = 183,9 \text{ (кДж)}.$$

Отв ет: $\Delta H_p^\circ = -183,9 \text{ кДж}$.

Задача 3.50. При сгорании 6 г этана выделилось 312 кДж. При сгорании 34,4 г смеси пентана и гептана выделилось 1680 кДж. Каково молярное соотношение пентана и гептана в смеси, если известно, что в гомологическом ряду алканов энтальпия сгорания увеличивается на 660 кДж на каждый моль CH_2 -групп?

Решение

1. Определяем энтальпию сгорания этана по термохимическому уравнению:



При сгорании 6 г этана выделяется 312 кДж, следовательно, при сгорании 30 г этана выделится 1560 кДж.

2. Рассчитываем энтальпию сгорания пентана и гептана, учитывая, что на 1 моль CH_2 -групп энтальпия сгорания увеличивается на 660 кДж.

$$\Delta H_{\text{сгор}}^\circ (\text{C}_5\text{H}_{12}) = 1560 + 660 \cdot 3 = 3540 \text{ (кДж/моль)};$$

$$\Delta H_{\text{сгор}}^\circ (\text{C}_7\text{H}_{16}) = 1560 + 660 \cdot 5 = 4860 \text{ (кДж/моль)}.$$

3. Найдем количество вещества каждого газа в смеси.

Пусть $n(\text{C}_5\text{H}_{12}) = x$ моль, $n(\text{C}_7\text{H}_{16}) = y$ моль, тогда составим систему уравнений:

$$\begin{cases} 72x + 100y = 34,4 \\ 3540x + 4860y = 1680 \end{cases}$$

Решая систему уравнений, находим:

$$x = 0,2 \text{ моль}, y = 0,2 \text{ моль}.$$

4. Находим молярное соотношение газов в смеси:

$$n(\text{C}_5\text{H}_{12}) : n(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 0,2 : 0,2 = 1 : 1.$$

Отв ет: $n(\text{C}_5\text{H}_{12}) : n(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 1 : 1$.

Задача 4.72. Пентахлорид фосфора массой 2,085 г осторожно внесли в 200 г 15 %-ного раствора карбоната натрия, при этом газ не выделялся. Напишите уравнение реакции и рассчитайте массовую долю гидрофосфата натрия в полученном растворе.

Решение

1. Напишем уравнение реакции:



2. Рассчитаем количество вещества PCl_5 и Na_2CO_3 :

$$n(\text{PCl}_5) = \frac{2,085 \text{ г}}{208,5 \text{ г/моль}} = 0,01 \text{ моль};$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{200 \text{ г} \cdot 0,15}{106 \text{ г/моль}} = 0,28 \text{ моль}.$$

Следовательно, Na_2CO_3 взят в избытке, расчет надо вести по PCl_5 .

3. Находим количество вещества и массу гидрофосфата натрия:

$$n(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = n(\text{PCl}_5) = 0,01 \text{ моль};$$

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 0,01 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 1,42 \text{ г}.$$

4. Рассчитываем массовую долю гидрофосфата натрия в растворе:

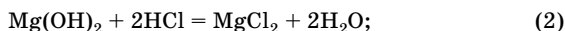
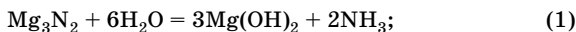
$$w(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = \frac{1,42 \text{ г}}{200 \text{ г} + 2,085 \text{ г}} = 0,007, \text{ или } 0,7 \text{ \%}.$$

Отв ет: $w(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 0,7 \text{ \%}$.

Задача 4.73. Определите массу нитрида магния, подвергшегося полному разложению водой, если для солеобразования с продуктами гидролиза потребовалось 150 мл 4 %-ной соляной кислоты ($\rho = 1,02 \text{ г/мл}$).

Решение

1. Составим уравнения реакций:



2. Примем, что $n(\text{Mg}_3\text{N}_2) = x$ моль, тогда $n(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 3x$ моль, $n(\text{NH}_3) = 2x$ моль, $n_2(\text{HCl}) = 6x$ моль (уравнение 2), $n_3(\text{HCl}) = 2x$ моль (уравнение 3).

3. Находим количество вещества хлороводорода в соляной кислоте:

$$n(\text{HCl}) = \frac{150 \text{ мл} \cdot 1,02 \text{ г/мл} \cdot 0,04}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,168 \text{ моль.}$$

4. Находим количество вещества и массу нитрида магния:

$$6x + 2x = 0,168; \quad x = 0,021 \text{ моль,}$$

следовательно, $n(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 0,021 \text{ моль}$;

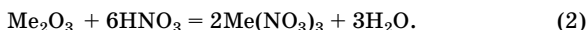
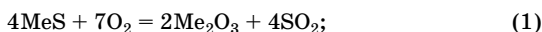
$$m(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 0,021 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 2,1 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 2,1 \text{ г.}$

Задача 4.84. Сульфид металла MeS (металл проявляет в соединениях степени окисления +2 и +3) массой 4,4 г подвергли обжигу в избытке кислорода. Твердый остаток растворили в точно рассчитанном объеме 37,8 %-ной азотной кислоты. Массовая доля соли в полученном растворе составила 41,7 %. При охлаждении этого раствора выпало 8,08 г кристаллогидрата, а массовая доля соли в растворе уменьшилась до 34,7 %. Установите формулу кристаллогидрата.

Решение

1. Составим уравнения реакций:



2. Пусть $n(\text{MeS}) = x$ моль, а $M(\text{Me}) = y$ г/моль. Выразим массы веществ по уравнениям (1) и (2):

$$m(\text{Me}_2\text{O}_3) = 0,5x(2y + 48);$$

$$m(\text{Me}(\text{NO}_3)_3) = x(y + 186);$$

$$m(\text{HNO}_3) = 189x;$$

$$m_1(\text{р-ра}) = \frac{189x}{0,378} = 500x.$$

Общая масса полученного раствора $m_2(\text{р-ра})$ складывается из массы оксида и массы раствора азотной кислоты $m_1(\text{р-ра})$.

3. Для нахождения x и y составим и решаем уравнение:

$$0,417 = \frac{m(\text{Me}(\text{NO}_3)_3)}{m_2(\text{р-ра})}; \quad 0,417 = \frac{x(y + 186)}{500x + 0,5x(2y + 48)}; \quad y = 56.$$

Следовательно, исходный сульфид — FeS.

Находим x ($n(\text{FeS})$):

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{FeS}) = \frac{4,4 \text{ г}}{88 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль.}$$

4. В растворе содержится 12,1 г ($242 \cdot 0,05$) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, найдем отсюда массу полученного раствора:

$$m_2(\text{р-ра}) = \frac{12,1 \text{ г}}{0,417} = 29 \text{ г.}$$

При охлаждении этого раствора выпало 8,08 г кристаллогидрата, и масса раствора изменилась:

$$m_3(\text{р-ра}) = 29 \text{ г} - 8,08 \text{ г} = 20,92 \text{ г.}$$

5. Находим массу $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ в оставшемся растворе $m'(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3)$ и в выпавшем осадке $m''(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3)$:

$$m'(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 20,92 \text{ г} \cdot 0,347 = 7,26 \text{ г;}$$

$$m''(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 12,1 \text{ г} - 7,26 \text{ г} = 4,84 \text{ г.}$$

6. Находим массу воды в кристаллогидрате и определяем формулу кристаллогидрата:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 8,08 \text{ г} - 4,84 \text{ г} = 3,24 \text{ г;}$$

$$n(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) : n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{4,84}{242} : \frac{3,24}{18} = 1 : 9.$$

Следовательно, формула кристаллогидрата $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

О т в е т: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

Задача 4.85. В насыщенный водный раствор бромида кальция массой 80 г добавили 20 г безводной соли. Полученную смесь нагрели до полного растворения соли, а затем охладили до исходной температуры. В результате охлаждения выпало 41,5 г осадка кристаллогидрата. Какова формула кристаллогидрата, если известно, что насыщенный раствор содержит 58,7 % безводной соли?

Решение

1. Найдем массу бромида кальция в растворе после добавления безводной соли:

$$m_1(\text{CaBr}_2) = 80 \text{ г} \cdot 0,587 + 20 \text{ г} = 67 \text{ г.}$$

2. Найдем массу раствора после охлаждения:

$$m(\text{р-ра}) = 80 \text{ г} + 20 \text{ г} - 41,5 \text{ г} = 58,5 \text{ г.}$$

3. Определим массу соли в растворе после охлаждения:

$$m_2(\text{CaBr}_2) = 58,5 \text{ г} \cdot 0,587 = 34,3 \text{ г}.$$

Отсюда можем найти массу бромида кальция в осадке:

$$m_3(\text{CaBr}_2) = 67 \text{ г} - 34,3 \text{ г} = 32,7 \text{ г}.$$

4. Определяем количество вещества бромида кальция и воды в кристаллогидрате:

$$n_3(\text{CaBr}_2) = \frac{32,7 \text{ г}}{200 \text{ г/моль}} = 0,164 \text{ моль};$$

$$m_3(\text{H}_2\text{O}) = 41,5 \text{ г} - 32,7 \text{ г} = 8,8 \text{ г};$$

$$n_3(\text{H}_2\text{O}) = \frac{8,8 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,489 \text{ моль}.$$

5. Определим формулу кристаллогидрата:

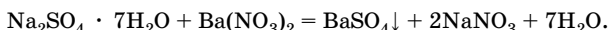
$$n_3(\text{CaBr}_2) : n_3(\text{H}_2\text{O}) = 0,164 : 0,489 = 1 : 3.$$

Ответ: $\text{CaBr}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Задача 4.105. Вычислите массу гептагидрата сульфата натрия, который надо добавить к 200 г 15 %-ного раствора нитрата бария для получения 5 %-ного раствора сульфата натрия.

Решение

1. Напишем уравнение реакции:



Чтобы получить раствор сульфата натрия, нужно, чтобы кристаллогидрат был взят *в избытке*, так как он расходуется на образование осадка и 5 %-ного раствора. Нитрат бария, следовательно, прореагирует полностью, по нему надо вести расчет.

2. Находим количество вещества $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$:

$$n(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = \frac{200 \text{ г} \cdot 0,15}{261 \text{ г/моль}} = 0,115 \text{ моль}.$$

Следовательно, на его полное осаждение в виде сульфата бария требуется 0,115 моль кристаллогидрата, при этом в осадок выпадает 26,8 г ($0,115 \cdot 233$) BaSO_4 .

3. Для того чтобы получить 5 %-ный раствор сульфата натрия, потребуется еще x моль кристаллогидрата, в котором содержится

142x г безводной соли. Выразим массу 5 %-ного раствора сульфата натрия:

$$200 + (0,115 + x) \cdot 268 - 26,8 = 204 + 268x.$$

4. Составляем алгебраическое уравнение:

$$0,05 = \frac{142x}{204 + 268x}, \text{ отсюда } x = 0,079 \text{ моль.}$$

5. Находим массу кристаллогидрата:

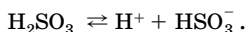
$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = (0,115 + 0,079) \cdot 268 = 52 \text{ (г).}$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 52 \text{ г.}$

Задача 4.209. Вычислите pH 0,1 М раствора сернистой кислоты, если $K_1 = 1,66 \cdot 10^{-2}$, $K_2 = 6,31 \cdot 10^{-8}$. С учетом приведенных констант диссоциации рассчитайте для процесса гидролиза сульфита натрия по первой ступени константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0,01 М раствора этой соли.

Решение

1. Сернистая кислота H_2SO_3 — кислота средней силы, диссоциирует в водных растворах преимущественно по первой ступени:

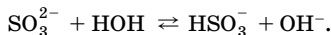
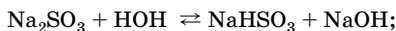


2. По закону разведения Оствальда вычисляем концентрацию ионов H^+ и pH раствора:

$$c(\text{H}^+) = \sqrt{K_1 c}; \quad c(\text{H}^+) = \sqrt{0,0166 \cdot 0,1} = 4,07 \cdot 10^{-2};$$

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+); \quad \text{pH} = -\lg 4,07 \cdot 10^{-2} = 1,39.$$

3. Гидролиз сульфита натрия протекает по первой ступени в ответствии с уравнением:



4. Находим константу и степень гидролиза сульфита натрия:

$$K_r = \frac{K_w}{K_2}; \quad K_r = \frac{10^{-14}}{6,31 \cdot 10^{-8}} = 1,58 \cdot 10^{-7};$$

$$h = \sqrt{\frac{K_r}{c}} = \sqrt{\frac{1,58 \cdot 10^{-7}}{10^{-2}}} = 3,97 \cdot 10^{-3}.$$

5. Определяем pOH и pH раствора соли:

$$c(OH^-) = hc; \quad c(OH^-) = 3,97 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-2} = 3,97 \cdot 10^{-5};$$

$$pOH = -\lg c(OH^-); \quad pOH = -\lg 3,97 \cdot 10^{-5} = 4,40;$$

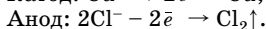
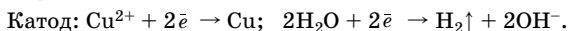
$$pH = 14 - 4,40 = 9,60.$$

Ответ: $pH = 1,39$; $K_r = 1,58 \cdot 10^{-7}$; $h = 3,97 \cdot 10^{-3}$; $pH = 9,60$.

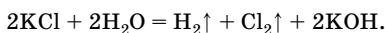
Задача 5.82. К 200 г раствора с массовой долей сульфата меди(II) 16 % прилили 200 г раствора с массовой долей хлорида калия 29,8 %. Полученный раствор подвергли электролизу с инертными электродами. Электролиз закончили, когда массовая доля сульфат-ионов в растворе стала равной 5,61 %. Рассчитайте массу продуктов, выделившихся на электродах.

Решение

1. При сливании растворов химического взаимодействия не происходит. В растворе присутствуют и хлорид калия, и сульфат меди(II). Обе соли подвергаются электролизу. На катоде восстанавливаются сначала ионы меди и только после полного восстановления меди начинает восстанавливаться вода, а на аноде окисляются только хлорид-ионы:



Суммарное уравнение электролиза KCl:



3. Находим количество вещества сульфата меди(II) и хлорида калия в исходном растворе, а также количество вещества выделившихся хлора и меди:

$$n(CuSO_4) = \frac{200 \text{ г} \cdot 0,16}{160 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль},$$

отсюда $n(Cu) = n(CuSO_4) = 0,2$ моль;

$$n(KCl) = \frac{200 \text{ г} \cdot 0,298}{74,5 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль},$$

отсюда $n(Cl_2) = 0,4$ моль (по уравнению электролиза).

4. Предположим, что обе соли разложились полностью. Первоначально при электролизе восстановлению подвергается 0,2 моль ионов меди, этому соответствует окисление на аноде 0,4 моль ионов

хлора. Исходное количество ионов хлора — 0,8 моль, значит, 0,4 моль ионов хлора будут окисляться далее параллельно с восстановлением воды на катоде, после того как вся медь выделится. Количество вещества водорода, выделившегося при электролизе воды, будет в 2 раза меньше, чем ионов хлора (см. суммарное уравнение), т. е. 0,2 моль.

5. Определяем массы выделившихся хлора, меди и водорода:

$$m(\text{Cl}_2) = 0,4 \text{ моль} \cdot 71 \text{ г/моль} = 28,4 \text{ г};$$

$$m(\text{Cu}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 12,8 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 0,4 \text{ г}.$$

Суммарная масса выделившихся продуктов:

$$m(\text{прод.}) = 28,4 \text{ г} + 12,8 \text{ г} + 0,4 \text{ г} = 41,6 \text{ г}.$$

6. Определяем массу раствора после электролиза по количеству вещества сульфат-ионов (0,2 моль):

$$m(\text{р-ра}) = \frac{0,2 \text{ моль} \cdot 96 \text{ г/моль}}{0,0561} = 342,2 \text{ г}.$$

Изменение массы раствора:

$\Delta m(\text{р-ра}) = 400 \text{ г} - 342,2 \text{ г} = 57,8 \text{ г}$, что превышает массу выделившихся продуктов (41,6 г), следовательно, электролизу подверглась дополнительно вода:



7. Находим массу и количество вещества воды, которая подверглась электролизу:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 57,8 \text{ г} - 41,6 \text{ г} = 16,2 \text{ г};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{16,2 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,9 \text{ моль}.$$

8. Находим количество вещества и массу кислорода и водорода, выделившихся при электролизе воды:

$$n(\text{O}_2) = 0,5n(\text{H}_2\text{O}) = 0,45 \text{ моль};$$

$$m(\text{O}_2) = 0,45 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 14,4 \text{ г};$$

$$n'(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{O}) = 0,9 \text{ моль}; \quad m'(\text{H}_2) = 0,9 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 1,8 \text{ г}.$$

Вычислим суммарную массу водорода:

$$m_c(\text{H}_2) = 0,4 \text{ г} + 1,8 \text{ г} = 2,2 \text{ г}.$$

О т в е т: $m(\text{Cu}) = 12,8 \text{ г}$; $m(\text{Cl}_2) = 28,4 \text{ г}$; $m(\text{O}_2) = 14,4 \text{ г}$; $m_c(\text{H}_2) = 2,2 \text{ г}$.

Задача 5.83. Электролизу подвергли 5,1% -ный раствор нитрата серебра массой 1000 г. При этом на катоде выделилось 10,8 г вещества. Затем в электролизер добавили 500 г 13,5 %-ного раствора хлорида меди(II) и раствор снова подвергли электролизу до выделения на аноде 8,96 л (н. у.) газа. Каковы массовые доли веществ в конечном растворе?

Р е ш е н и е

1. Составим уравнение электролиза раствора нитрата серебра:



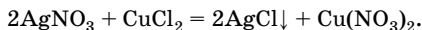
2. Рассчитаем количество вещества AgNO_3 в исходном растворе (n_0), подвергшегося электролизу (n_1) и оставшегося в растворе (n_2):

$$n_0(\text{AgNO}_3) = \frac{1000 \text{ г} \cdot 0,051}{170 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль};$$

$$n_1(\text{AgNO}_3) = n(\text{Ag}) = \frac{10,8 \text{ г}}{108 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{AgNO}_3) = 0,3 \text{ моль} - 0,1 \text{ моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

3. Оставшийся AgNO_3 реагирует с добавленным хлоридом меди(II):



4. Рассчитаем количество вещества CuCl_2 , который был добавлен к раствору AgNO_3 (n_0), прореагировал с AgNO_3 (n_1), остался в растворе после реакции (n_2):

$$n_0(\text{CuCl}_2) = \frac{500 \text{ г} \cdot 0,135}{135 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль};$$

$$n_1(\text{CuCl}_2) = 0,5n(\text{AgNO}_3) = 0,5 \cdot 0,2 \text{ моль} = 0,1 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{CuCl}_2) = 0,5 \text{ моль} - 0,1 \text{ моль} = 0,4 \text{ моль}.$$

5. Уравнение электролиза хлорида меди(II):



Предположим, что при электролизе разложился весь хлорид меди(II), т.е. 0,4 моль. При этом образуется 0,4 моль хлора. Определим объем газа (н. у.):

$$V(\text{Cl}_2) = 0,4 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 8,96 \text{ л}.$$

Это соответствует условию задачи, значит, другие электролитические процессы (электролиз $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, H_2O) не происходили.

6. Определяем количество вещества и массу веществ, находящихся в растворе после второго электролиза:

$$n(\text{HNO}_3) = n_1(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{HNO}_3) = 0,1 \text{ моль} \cdot 63 \text{ г/моль} = 6,3 \text{ г};$$

$$n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,5n_2(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 188 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 18,8 \text{ г}.$$

7. Рассчитываем массу раствора и массовые доли веществ в нем:

$$m(\text{р-ра}) = 1000 + 500 - m(\text{Ag}) - m(\text{O}_2) - m(\text{AgCl}) - m(\text{Cu}) - m(\text{Cl}_2);$$

$$m(\text{р-ра}) = 1500 - 10,8 - (0,025 \cdot 32) - (0,2 \cdot 143,5) - (0,4 \cdot 64) - (0,4 \cdot 71) = 1405,7 \text{ (г)};$$

$$w(\text{HNO}_3) = \frac{6,3 \text{ г}}{1405,7 \text{ г}} \cdot 100 \% = 0,45 \%;$$

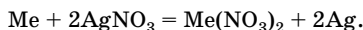
$$w(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \frac{18,8 \text{ г}}{1405,7 \text{ г}} \cdot 100 \% = 1,34 \%.$$

О т в е т: $w(\text{HNO}_3) = 0,45 \%$; $w(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 1,34 \%.$

Задача 6.43. Пластинку из неизвестного металла массой 10 г опустили в раствор нитрата серебра. Через некоторое время масса металлической пластинки стала равна 26 г, а масса нитрата неизвестного металла — 18 г. Определите неизвестный металл, если его степень окисления в нитрате равна +2.

Решение

1. Обозначим молярную массу металла x г/моль и составим уравнение реакции:



2. Определим изменение массы пластинки.

По условию: $\Delta m = 26 \text{ г} - 10 \text{ г} = 16 \text{ г}$;

по уравнению: $\Delta m = (216 - x) \text{ г}$.

3. Выразим количество вещества образовавшегося нитрата неизвестного металла:

$$n(\text{Me}(\text{NO}_3)_2) = \frac{18}{x + 124} \text{ моль.}$$

4. Найдем количество вещества неизвестного металла:

$$n(\text{Me}) = n(\text{Me}(\text{NO}_3)_2) = \frac{18}{x + 124} \text{ моль.}$$

5. Составим пропорцию.

Если $\Delta m = (216 - x) \text{ г}$, то реагирует 1 моль металла, а если

$\Delta m = 16 \text{ г}$, то реагирует $\frac{18}{x + 124}$ моль. Отсюда

$$\frac{(216 - x) \cdot 18}{x + 124} = 16.$$

Решая это уравнение, получаем, что $x = 56 \text{ г/моль}$, металл — Fe.

Ответ: Fe.

Задача 6.49. В 6,027 М соляную кислоту объемом 150 мл ($\rho = 1,097 \text{ г/мл}$) добавили сначала 10 г железной окалины Fe_3O_4 , а затем — избыток железа. Определите состав образовавшейся соли и ее массовую долю в растворе.

Решение

1. При растворении Fe_3O_4 в соляной кислоте образуются FeCl_3 и FeCl_2 , а при добавлении железа происходит восстановление Fe^{3+} до Fe^{2+} , следовательно, в растворе будет находиться только FeCl_2 :

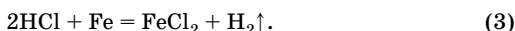


2. Определим количество вещества HCl и Fe_3O_4 и установим, какое из них взято в избытке:

$$n(\text{HCl}) = 6,027 \text{ моль/л} \cdot 0,150 \text{ л} = 0,9 \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{10 \text{ г}}{232 \text{ г/моль}} = 0,043 \text{ моль.}$$

Окалина прореагирует полностью, следовательно, будет протекать еще одна реакция:



3. Найдем общее количество вещества FeCl_2 и его массу:

$$n_1(\text{FeCl}_2) = n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,043 \text{ моль};$$

$$n(\text{FeCl}_3) = 2n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,086 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{FeCl}_2) = 1,5n(\text{FeCl}_3) = 0,129 \text{ моль};$$

$$n_{\text{изб}}(\text{HCl}) = n_{\text{исх}}(\text{HCl}) - n_{\text{реак}}(\text{HCl});$$

$$n_{\text{изб}}(\text{HCl}) = 0,9 \text{ моль} - 8 \cdot 0,043 \text{ моль} = 0,556 \text{ моль};$$

$$n_3(\text{FeCl}_2) = 0,5n_{\text{изб}}(\text{HCl}) = 0,278 \text{ моль};$$

$$n_{\text{общ}}(\text{FeCl}_2) = 0,043 \text{ моль} + 0,129 \text{ моль} + 0,278 \text{ моль} = 0,45 \text{ моль};$$

$$m_{\text{общ}}(\text{FeCl}_2) = 0,45 \text{ моль} \cdot 127 \text{ г/моль} = 57,15 \text{ г}.$$

4. Определим общее количество вещества железа:

$$n_{\text{общ}}(\text{Fe}) = n_2(\text{Fe}) + n_3(\text{Fe});$$

$$n_2(\text{Fe}) = \frac{1}{2} n(\text{FeCl}_3) = 0,43 \text{ моль}; \quad n_3(\text{Fe}) = \frac{1}{2} n_{\text{изб}}(\text{HCl}) = 0,278 \text{ моль};$$

$$n_{\text{общ}}(\text{Fe}) = 0,043 \text{ моль} + 0,278 \text{ моль} = 0,321 \text{ моль}.$$

5. Определим массовую долю FeCl_2 в полученном растворе:

$$m(\text{р-ра}) = m_0 + m(\text{Fe}_3\text{O}_4) + m_{\text{общ}}(\text{Fe}) - m(\text{H}_2);$$

$$m(\text{р-ра}) = 150 \text{ мл} \cdot 1,097 \text{ г/мл} + 10 \text{ г} + 0,321 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} - \\ - 0,278 \text{ моль} \cdot 2 = 191,97 \text{ г};$$

$$w(\text{FeCl}_2) = \frac{57,15 \text{ г}}{191,97 \text{ г}} \cdot 100\% = 29,8\%.$$

Отв е т: $w(\text{FeCl}_2) = 29,8\%$.

Задача 6.53. Две пластинки одинаковой массы, изготовленные из металла, способного проявлять в своих соединениях валентность, равную двум, погрузили в растворы солей одинаковой концентрации: одну — в раствор соли свинца, другую — в раствор соли меди. Через некоторое время оказалось, что масса пластинки, находившейся в растворе соли свинца, увеличилась на 19 %, а масса другой пластинки уменьшилась на 9,6 %. Определите, из какого металла изготовлены пластинки.

Решение

1. Необходимо учесть, что в результате реакций неизвестный металл вытесняет свинец и медь из раствора их солей. Так как в первом случае масса пластинки увеличилась, а во втором уменьшилась, то молярная масса неизвестного металла больше молярной массы меди, но меньше молярной массы свинца:



2. Обозначим массы исходных пластинок m_0 , молярную массу металла — M , а количество вещества прореагировавшего металла — x моль, тогда можем выразить массы пластинок после реакций:

$$m_1 = m_0 - Mx + 207x;$$

$$m_2 = m_0 - Mx + 64x.$$

3. Изменение массы пластинок:

$$m_1 - m_0 = 207x - Mx;$$

$$m_0 - m_2 = Mx - 64x.$$

4. Учитывая, что в первом случае масса увеличилась на 19 %, а во втором случае — уменьшилась на 9,6 %, составим уравнения.

$$\text{В первом случае } m_0 = \frac{207 - Mx}{0,19}.$$

$$\text{Во втором случае } m_0 = \frac{Mx - 64}{0,096}.$$

Так как исходные массы равны, то

$$\frac{207 - Mx}{0,19} = \frac{Mx - 64}{0,096}.$$

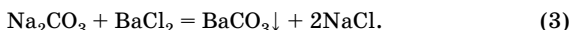
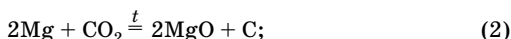
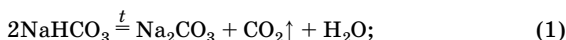
При решении уравнения определим, что $M = 112$ г/моль, металл — Cd.

Ответ: Cd.

Задача 6.132. Раствор, содержащий гидрокарбонат и карбонат натрия, осторожно прокипятили. Выделившийся газ пропустили через трубку с раскаленным магнием, после чего масса трубки увеличилась на 1,1 г. Образовавшийся раствор обработали избытком хлорида бария, при этом получили осадок массой 8,865 г. Определите массы солей в исходном растворе.

Решение

1. При кипячении гидрокарбонат натрия разлагается с выделением CO_2 , который взаимодействует с Mg:



2. Из уравнения (2) следует, что масса трубки увеличилась за счет поглощения CO_2 :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{1,1 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,025 \text{ моль}.$$

3. Найдем массу NaHCO_3 :

$$n(\text{NaHCO}_3) = 2n(\text{CO}_2) = 0,05 \text{ моль};$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = 0,05 \text{ моль} \cdot 84 \text{ г/моль} = 4,2 \text{ г}.$$

4. Найдем массу Na_2CO_3 :

$$n(\text{BaCO}_3) = \frac{8,865 \text{ г}}{197 \text{ г/моль}} = 0,045 \text{ моль};$$

$$n_{\text{общ}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{BaCO}_3) = 0,045 \text{ моль};$$

$$n_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{CO}_2) = 0,025 \text{ моль};$$

$$n_{\text{исх}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n_{\text{общ}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) - n_1(\text{Na}_2\text{CO}_3);$$

$$n_{\text{исх}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,045 \text{ моль} - 0,025 \text{ моль} = 0,02 \text{ моль};$$

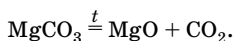
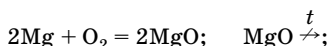
$$m_{\text{исх}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,02 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 2,12 \text{ г}.$$

О т в е т: $m(\text{NaHCO}_3) = 4,2 \text{ г}$; $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2,12 \text{ г}$.

Задача 6.133. Смесь магния, оксида магния и карбоната магния, взятых в молярном соотношении 1 : 3 : 4, прокалили на воздухе до постоянной массы. При этом выделилось 2,24 л газа, объем которого измерен при температуре 0 °C и давлении 0,8 атм. Вычислите массовую долю (%) магния в исходной смеси.

Решение

1. Поскольку прокаливание происходит на воздухе, то протекают реакции:



2. Рассчитаем количество вещества CO_2 , используя уравнение Клайперона — Менделеева:

$$n = \frac{pV}{RT}; \quad n(\text{CO}_2) = \frac{0,8 \cdot 101\,325 \cdot 2,24 \cdot 10^{-3}}{8,31 \cdot 273} = 0,1 \text{ (моль)}.$$

3. Определим массу смеси и массовую долю магния в ней:

$$n(\text{MgCO}_3) = n(\text{CO}_2) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{MgCO}_3) = 0,1 \text{ моль} \cdot 84 \text{ г/моль} = 8,4 \text{ г}.$$

Так как $n(\text{Mg}) : n(\text{MgO}) : n(\text{MgCO}_3) = 1 : 3 : 4$, то $n(\text{Mg}) = 0,025$ моль;
 $n(\text{MgO}) = 0,075$ моль;

$$m(\text{Mg}) = 0,025 \text{ моль} \cdot 24 \text{ г/моль} = 0,6 \text{ г};$$

$$m(\text{MgO}) = 0,075 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 3 \text{ г};$$

$$m(\text{см.}) = 8,4 \text{ г} + 0,6 \text{ г} + 3 \text{ г} = 12 \text{ г};$$

$$w(\text{Mg}) = \frac{0,6 \text{ г}}{12 \text{ г}} \cdot 100 \% = 5 \%.$$

Ответ: $w(\text{Mg}) = 5 \%.$

Задача 6.135. Элементы А и В образуют вещество, содержащее 34,06 % по массе элемента В. При обработке этого вещества водой образуется малорастворимое вещество и выделяется газ, содержащий элемент В и 8,82 % по массе водорода. Определите формулу вещества и напишите уравнения реакций.

Решение

1. Определим элемент В, обозначив его валентность через x .

Пусть $m(\text{H}_x\text{В}) = 100 \text{ г}$, тогда $m(\text{H}) = 8,82 \text{ г}$, $m(\text{В}) = 91,18 \text{ г}$;
 $n(\text{H}) = 8,82 \text{ моль}$.

Если $x = 1$, то $M(\text{В}) = 91,18 \text{ г/моль}$.

Одновалентного элемента с такой молярной массой нет.

Если $x = 2$, то $n(\text{B}) = 4,41$ моль, $M(\text{B}) = 20,67$ г/моль — такого элемента также нет.

Если $x = 3$, то $n(\text{B}) = 2,94$ моль, $M(\text{B}) = 31,01$ г/моль, следовательно, это фосфор.

2. Аналогично определим и элемент А:

$$m(\text{A}_x\text{P}_y) = 100 \text{ г}, m(\text{P}) = 34,06 \text{ г}, m(\text{A}) = 65,94 \text{ г}, n(\text{P}) = 1,1 \text{ моль}.$$

Если валентность элемента равна 1, то $n(\text{A}) = 3,3$ моль, а $M(\text{A}) = 19,98$ г/моль — элемента с такой молярной массой нет.

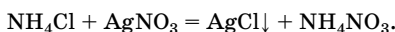
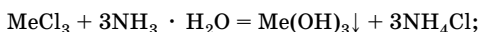
Если валентность элемента равна 2, то $n(\text{A}) = 1,65$ моль, а $M(\text{A}) = 40$ г/моль — это кальций, следовательно, формула соединения Ca_3P_2 .

Ответ: Ca_3P_2 .

Задача 6.174. К раствору, содержащему 2,67 г хлорида трехвалентного металла, добавили избыток концентрированного раствора аммиака. Осадок отделили, а в фильтрат добавили избыток раствора нитрата серебра, при этом образовался осадок массой 8,61 г. Определите металл.

Решение

1. При добавлении концентрированного раствора аммиака образуется осадок, следовательно, это гидроксид данного металла:



2. Рассчитаем количество вещества хлорида серебра и хлорида неизвестного металла:

$$n(\text{AgCl}) = \frac{8,61 \text{ г}}{143,5 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль};$$

$$n(\text{MeCl}_3) = \frac{1}{3} n(\text{AgCl}) = 0,02 \text{ моль}.$$

3. Найдем молярную массу металла:

$$M(\text{MeCl}_3) = \frac{2,67 \text{ г}}{0,02 \text{ моль}} = 133,5 \text{ г/моль};$$

$$133,5 \text{ г/моль} = x + 35,5 \cdot 3;$$

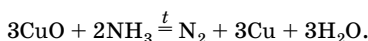
$x = 27$, следовательно, это Al.

Ответ: Al.

Задача 6.185. Раствор нитрата калия объемом 60 мл и концентрацией 2 моль/л прокипятили в сильнощелочной среде с 6,48 г алюминия. Выделившийся газ пропустили при нагревании через трубку с оксидом меди(II) массой 11,2 г. Рассчитайте массовую долю меди в полученном твердом остатке.

Решение

1. Напишем уравнения реакций:



2. Рассчитаем количество вещества KNO_3 , Al и по веществу, которое прореагировало полностью, определим количество вещества NH_3 :

$$n(\text{KNO}_3) = 0,06 \text{ л} \cdot 2 \text{ моль/л} = 0,12 \text{ моль};$$

$$n(\text{Al}) = \frac{6,48 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,24 \text{ моль} \text{ — прореагирует полностью};$$

$$n(\text{NH}_3) = \frac{3n(\text{Al})}{8}; \quad n(\text{NH}_3) = \frac{3 \cdot 0,24 \text{ моль}}{8} = 0,09 \text{ моль}.$$

3. Так как по условию задачи необходимо рассчитать массовую долю меди в твердом остатке, следовательно, оксид меди(II) в избытке:

$$n_{\text{исх}}(\text{CuO}) = \frac{11,2 \text{ г}}{80 \text{ г/моль}} = 0,14 \text{ моль};$$

$$n_{\text{реак}}(\text{CuO}) = \frac{3n(\text{NH}_3)}{2};$$

$$n_{\text{реак}}(\text{CuO}) = \frac{3 \cdot 0,09 \text{ моль}}{2} = 0,135 \text{ моль};$$

$$n_{\text{ост}}(\text{CuO}) = 0,005 \text{ моль}; \quad m_{\text{ост}}(\text{CuO}) = 0,005 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 0,4 \text{ г}.$$

4. Рассчитаем количество вещества и массу образовавшейся меди:

$$n(\text{Cu}) = n_{\text{реак}}(\text{CuO}) = 0,135 \text{ моль};$$

$$m(\text{Cu}) = 0,135 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 8,64 \text{ г}.$$

5. Найдем массу смеси и массовую долю меди в ней:

$$m(\text{см.}) = m_{\text{ост}}(\text{CuO}) + m(\text{Cu}); m(\text{см.}) = 0,4 \text{ г} + 8,64 \text{ г} = 9,04 \text{ г};$$

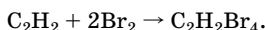
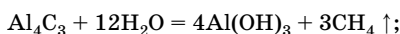
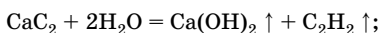
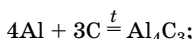
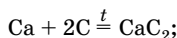
$$w(\text{Cu}) = \frac{8,64 \text{ г}}{9,04 \text{ г}} \cdot 100 \% = 95,58 \%.$$

О т в е т: $w(\text{Cu}) = 95,58 \%.$

Задача 6.197. Смесь кальция и алюминия (молярное отношение металлов в смеси 2 : 3) прокалили с избытком углерода без доступа воздуха. Полученную смесь продуктов обработали водой. Выделившиеся газы пропустили через склянку с бромной водой. Масса склянки увеличилась на 2,6 г. Определите массу исходной смеси.

Решение

1. При прокаливании с углеродом без доступа воздуха (отсутствие кислорода) образуются только карбиды металлов, при обработке которых водой получают метан и ацетилен. При пропускании этих газов через бромную воду с бромом реагирует только ацетилен, поэтому масса склянки увеличилась на массу ацетилена. Напишем уравнения реакций:



2. Найдем массу кальция:

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{2,6 \text{ г}}{26 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль};$$

$$n(\text{Ca}) = n(\text{CaC}_2) = n(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{Ca}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 4 \text{ г}.$$

3. Найдем массу алюминия.

По условию $n(\text{Ca}) : n(\text{Al}) = 2 : 3$, следовательно,

$$n(\text{Al}) = \frac{3n(\text{Ca})}{2}; \quad n(\text{Al}) = \frac{3 \cdot 0,1 \text{ моль}}{2} = 0,15 \text{ моль};$$

$$m(\text{Al}) = 0,15 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 4,05 \text{ г}.$$

4. Вычислим массу смеси:

$$m(\text{см.}) = m(\text{Ca}) + m(\text{Al});$$

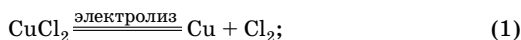
$$m(\text{см.}) = 4 \text{ г} + 4,05 \text{ г} = 8,05 \text{ г}.$$

О т в е т: $m(\text{см.}) = 8,05 \text{ г}$.

Задача 6.242. Смесь хрома и железа массой 1,6 г полностью прореагировала с газом, выделившимся при электролизе 30,4 г 20%-ного раствора хлорида меди (II). Определите массовые доли металлов в смеси.

Р е ш е н и е

1. С хлором взаимодействуют и хром, и железо с образованием хлоридов трехвалентных металлов:



2. Определим количество вещества хлора, полученного при электролизе:

$$m(\text{CuCl}_2) = 30,4 \text{ г} \cdot 0,2 = 6,08 \text{ г};$$

$$n(\text{CuCl}_2) = \frac{6,08 \text{ г}}{135 \text{ г/моль}} = 0,045 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cl}_2) = n(\text{CuCl}_2) = 0,045 \text{ моль}.$$

3. Выразим массы металлов через x .

Пусть $n_2(\text{Cl}_2) = x$ моль, тогда $n_3(\text{Cl}_2) = (0,045 - x)$ моль;

$$n(\text{Fe}) = \frac{2n_2(\text{Cl}_2)}{3}; \quad m(\text{Fe}) = \frac{2x \cdot 56}{3};$$

$$n(\text{Cr}) = \frac{2n_3(\text{Cl}_2)}{3}; \quad m(\text{Cr}) = \frac{2 \cdot (0,045 - x) \cdot 52}{3}.$$

4. Составим уравнение:

$$n(\text{см.}) = m(\text{Fe}) + m(\text{Cr});$$

$$1,6 = \frac{2x \cdot 56}{3} + \frac{2 \cdot (0,045 - x) \cdot 52}{3}.$$

Решая уравнение, получаем, что $x = 0,015$.

5. Найдем массовые доли металлов в смеси:

$$m(\text{Fe}) = \frac{2 \cdot 0,015 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль}}{3} = 0,56 \text{ г};$$

$$w(\text{Fe}) = \frac{0,56 \text{ г}}{1,6 \text{ г}} \cdot 100 \% = 35 \%;$$

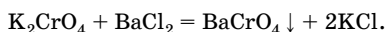
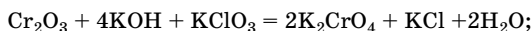
$$w(\text{Cr}) = 100 \% - 35 \% = 65 \%.$$

Отв ет: $w(\text{Cr}) = 65 \% ; w(\text{Fe}) = 35 \% .$

Задача 6.243. Продукты реакции, образовавшиеся при сплавлении смеси, содержащей оксид хрома(III), гидроксид калия и хлорат калия в стехиометрических количествах, растворили в воде и добавили избыток раствора хлорида бария. При этом образовался осадок массой 50,6 г. Найдите массу оксида хрома(III) в смеси.

Решение

1. При сплавлении Cr_2O_3 с щелочными расплавами окислителей происходит окисление хрома(III) и образуются хроматы:



2. Найдем количество вещества и массу Cr_2O_3 в смеси:

$$n(\text{BaCrO}_4) = \frac{50,6 \text{ г}}{253 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{K}_2\text{CrO}_4) = n(\text{BaCrO}_4) = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 0,5n(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 0,1 \text{ моль};$$

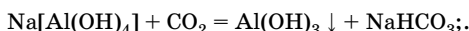
$$m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ моль} \cdot 152 \text{ г/моль} = 15,2 \text{ г}.$$

Отв ет: $m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 15,2 \text{ г}.$

Задача 6.245. Смесь оксидов алюминия и хрома(III) обработали избытком концентрированного раствора щелочи. Раствор отфильтровали. Осадок отделили, промыли, высушили и прокалили с гидроксидом натрия, при этом образовалась соль массой 16,05 г. Через фильтрат пропустили избыток углекислого газа, в результате чего образовался осадок массой 3,9 г. Определите массовую долю оксида хрома(III) в смеси.

Решение

1. В концентрированном растворе щелочи растворяется только оксид алюминия с образованием комплексной соли. При пропускании углекислого газа через ее раствор эта соль разрушается и образуется гидроксид алюминия. Оксид хрома(III), который не растворился в растворе щелочи, при сплавлении с гидроксидом натрия образует хромит натрия:



2. Определим массу Al_2O_3 в смеси:

$$n(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{3,9 \text{ г}}{78 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль};$$

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} n(\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]) = \frac{1}{2} n(\text{Al}(\text{OH})_3) = 0,025 \text{ моль};$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,025 \text{ моль} \cdot 102 \text{ г/моль} = 2,55 \text{ г}.$$

3. Найдем массу Cr_2O_3 в смеси:

$$n(\text{NaCrO}_2) = \frac{16,05 \text{ г}}{107 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} n(\text{NaCrO}_2) = 0,075 \text{ моль};$$

$$m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 0,075 \text{ моль} \cdot 152 \text{ г/моль} = 11,4 \text{ г}.$$

4. Найдем массовую долю Cr_2O_3 в смеси:

$$m(\text{см.}) = 11,4 \text{ г} + 2,55 \text{ г} = 13,95 \text{ г};$$

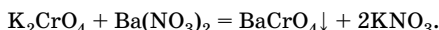
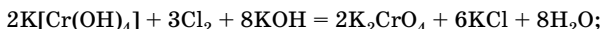
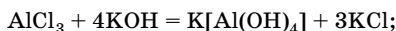
$$w(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{11,4 \text{ г}}{13,95 \text{ г}} \cdot 100 \% = 81,72 \%.$$

Ответ: $w(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 81,72 \%.$

Задача 6.258. Смесь хлоридов алюминия и хрома(III) массой 317 г обработали сначала избытком раствора гидроксида калия, а затем — избытком хлорной воды. К полученному раствору прилили избыток нитрата бария, при этом образовалось 126,5 г осадка желтого цвета. Рассчитайте массовую долю хлорида хрома(III) в исходной смеси.

Решение

1. В избытке щелочи образуются гидроксокомплексы и алюминия, и хрома(III), но с хлорной водой реагирует только гидроксокомплекс хрома(III):



2. По количеству хромата бария (осадок желтого цвета) рассчитаем количество вещества, массу и массовую долю CrCl_3 :

$$n(\text{BaCrO}_4) = \frac{126,5 \text{ г}}{253 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль};$$

$$n(\text{CrCl}_3) = n(\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]) = n(\text{K}_2\text{CrO}_4) = n(\text{BaCrO}_4) = 0,5 \text{ моль};$$

$$m(\text{CrCl}_3) = 0,5 \text{ моль} \cdot 158,5 \text{ г/моль} = 79,25 \text{ г};$$

$$w(\text{CrCl}_3) = \frac{79,25 \text{ г}}{317 \text{ г}} \cdot 100 \% = 25,0 \%.$$

Отв е т: $w(\text{CrCl}_3) = 25,0 \%.$

Задача 6.259. При гидролизе средней соли образовалось 20,4 г вещества H_2X , массовая доля водорода в котором равна 5,88 %, и 41,2 г вещества $\text{M}(\text{OH})_3$, массовая доля М в котором равна 50,49 %. Определите формулу соли.

Решение

1. Для определения элемента X находим массу и количество вещества элементов водорода и X, содержащихся в 20,4 г вещества H_2X , а также молярную массу элемента X:

$$m(\text{H}) = \frac{20,4 \text{ г} \cdot 5,88 \%}{100 \%} = 1,2 \text{ г}; \quad n(\text{H}) = \frac{1,2 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 1,2 \text{ моль};$$

$$m(\text{X}) = 20,4 \text{ г} - 1,2 \text{ г} = 19,2 \text{ г};$$

$$n(\text{X}) = \frac{1}{2} n(\text{H}) = 0,6 \text{ моль};$$

$$M(\text{X}) = \frac{19,2 \text{ г}}{0,6 \text{ моль}} = 32 \text{ г/моль},$$

следовательно, X — это сера.

2. Определяем массу элемента М:

$$w(\text{M}) = \frac{m(\text{M})}{m(\text{в-ва})} \cdot 100 \% ;$$

$$m(\text{M}) = 41,2 \text{ г} \cdot 0,5049 = 20,8 \text{ г}.$$

3. Так как количество вещества элемента М и количество вещества $\text{M}(\text{OH})_3$ равны, то составим уравнение и определим элемент М, обозначив его молярную массу через y :

$$\frac{20,8}{y} = \frac{4,12}{y + 51}.$$

Решая уравнение, находим, что $y = 52$ г/моль, следовательно, элемент М — это хром.

4. Для определения формулы соли необходимо знать количество вещества элементов серы и хрома:

$$n(\text{Cr}) = \frac{20,8 \text{ г}}{52 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cr}) : n(\text{S}) = 0,4 : 0,6 = 2 : 3,$$

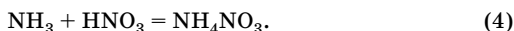
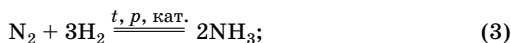
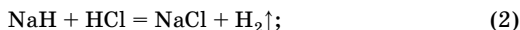
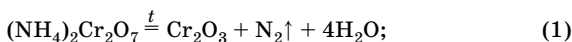
следовательно, формула соли Cr_2S_3 .

О т в е т: Cr_2S_3 .

Задача 6.260. Газ, образовавшийся при разложении дихромата аммония массой 126 г, смешали с газом, выделившимся при растворении 42 г гидрида натрия в 900 мл 2 М раствора хлороводорода, и пропустили при соответствующих условиях над никелевым катализатором. Продукт реакции растворили в избытке раствора азотной кислоты. Рассчитайте, насколько увеличится масса раствора азотной кислоты.

Р е ш е н и е

1. Масса азотной кислоты увеличивается за счет поглощения аммиака, который образуется при соответствующих условиях из водорода и азота:



2. Найдем количество вещества азота:

$$n((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{126 \text{ г}}{252 \text{ г}} = 0,5 \text{ моль};$$

$$n(\text{N}_2) = n((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,5 \text{ моль}.$$

3. Определим количество вещества водорода:

$$n(\text{NaNH}) = \frac{42 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 1,75 \text{ моль};$$

$n = cV$; $n(\text{HCl}) = 2 \text{ моль/л} \cdot 0,9 \text{ л} = 1,8 \text{ моль}$ — избыток, значит, количество вещества водорода определяем по NaNH:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{NaNH}) = 1,75 \text{ моль}.$$

4. Сравним количество вещества N_2 и H_2 .

По уравнению:

$$n(\text{N}_2) : n(\text{H}_2) = 1 : 3 \Rightarrow n(\text{N}_2) = \frac{n(\text{H}_2)}{3} = \frac{1,75 \text{ моль}}{3} = 0,583 \text{ моль},$$

а имеем 0,5 моль, следовательно, азот прореагирует полностью.

5. Вычислим массу аммиака:

$$n(\text{NH}_3) = 2n(\text{N}_2) = 1 \text{ моль};$$

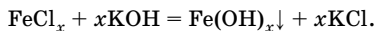
$m(\text{NH}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 17 \text{ г/моль} = 17 \text{ г}$ — на столько увеличится масса раствора азотной кислоты.

О т в е т: $\Delta m(\text{р-ра}) = 17 \text{ г}$.

Задача 6.305. К раствору хлорида железа, содержащему 13,0 г соли, прибавили избыток гидроксида калия. При этом образовался осадок массой 8,56 г. Определите валентность железа в хлориде.

Р е ш е н и е

1. Известны нерастворимые гидроксиды железа(II) и железа(III). Обозначим валентность железа в хлориде через x :



2. Выразим через x количество вещества соли и гидроксида железа:

$$n(\text{FeCl}_x) = \frac{13,0}{56 + 35,5x} \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}(\text{OH})_x) = \frac{8,56}{56 + 17x} \text{ моль}.$$

3. Составим уравнение:

$$n(\text{FeCl}_x) = n(\text{Fe}(\text{OH})_x);$$

$$\frac{13,0}{56 + 35,5x} = \frac{8,56}{56 + 17x}.$$

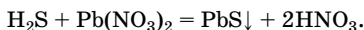
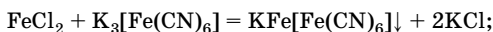
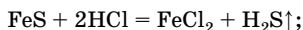
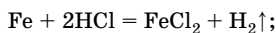
Решая уравнение, получаем, что валентность железа в хлориде равна III.

Отв е т: III.

Задача 6.327. Смесь металла и сульфида данного металла полностью растворилась в 10 %-ной соляной кислоте, при этом выделилось 11,2 л (н. у.) газа. При добавлении к образовавшемуся раствору раствора красной кровяной соли образуется осадок синего цвета. При пропускании выделившегося газа через избыток раствора нитрата свинца образуется 47,8 г осадка черного цвета. Определите массовые доли компонентов смеси.

Р е ш е н и е

1. Исходная смесь полностью растворилась в соляной кислоте, следовательно, и металл, и сульфид данного металла прореагировали нацело. Взаимодействие с красной кровяной солью с образованием осадка синего цвета (турнбулевой сини) — качественная реакция на катион Fe^{2+} , следовательно, металл — железо, сульфид металла — FeS :



2. Найдем массу сульфида железа:

$$n(\text{газов}) = \frac{11,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,5 \text{ моль};$$

$$n(\text{PbS}) = \frac{47,8 \text{ г}}{239 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{FeS}) = n(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{PbS}) = 0,2 \text{ моль};$$

$$m(\text{FeS}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 88 \text{ г/моль} = 17,6 \text{ г}.$$

3. Определим массу железа:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{газов}) - n(\text{H}_2\text{S}); \quad n(\text{H}_2) = 0,5 \text{ моль} - 0,2 \text{ моль} = 0,3 \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}) = n(\text{H}_2) = 0,3 \text{ моль}; \quad m(\text{Fe}) = 0,3 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 16,8 \text{ г}.$$

4. Вычислим массовые доли компонентов смеси:

$$m(\text{см.}) = 16,8 \text{ г} + 17,6 \text{ г} = 34,4 \text{ г};$$

$$w(\text{FeS}) = \frac{17,6 \text{ г}}{34,4 \text{ г}} \cdot 100 \% = 51,16 \%;$$

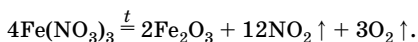
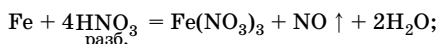
$$w(\text{Fe}) = 100 \% - 51,16 \% = 48,84 \%.$$

Ответ: $w(\text{Fe}) = 48,84 \%$; $w(\text{FeS}) = 51,16 \%.$

Задача 6.334. Смесь железа и магния обработали концентрированной серной кислотой и собрали газ объемом 1,68 л (н. у.). Нерастворившийся остаток отделили и обработали разбавленной азотной кислотой, при этом остаток полностью растворился. Полученный раствор осторожно выпарили, соль прокалили. Масса твердого остатка составила 12 г. Определите количественное соотношение металлов в смеси.

Решение

1. Железо при обычных условиях с концентрированной серной кислотой не взаимодействует, но растворяется в разбавленной азотной кислоте с образованием нитрата железа(III):



2. Вычислим количество вещества магния:

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{1,68 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,075 \text{ моль};$$

$$n(\text{Mg}) = 4n(\text{H}_2\text{S}) = 0,3 \text{ моль}.$$

3. Вычислим количество вещества железа:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{12 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,075 \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 2n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,15 \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}) = n(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 0,15 \text{ моль}.$$

4. Определим соотношение металлов в смеси:

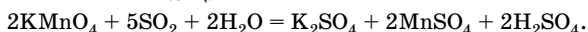
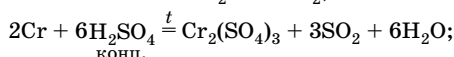
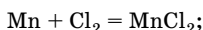
$$n(\text{Fe}) : n(\text{Mg}) = 0,15 : 0,3 = 1 : 2.$$

Ответ: $n(\text{Fe}) : n(\text{Mg}) = 1 : 2$.

Задача 6.383. Навеску смеси порошкообразных хрома и марганца обработали хлором без нагревания, масса навески при этом увеличилась на 2,13 г. Полученную смесь растворили в воде. Нерастворившийся твердый остаток отделили и обработали при нагревании концентрированной серной кислотой. Выделившийся газ был поглощен 60 мл 0,2 М раствора перманганата калия. Вычислите массу исходной навески.

Решение

1. С хлором без нагревания взаимодействует только марганец, при этом образуется соль MnCl_2 , растворимая в воде. С концентрированной серной кислотой при нагревании взаимодействует хром, причем образуется сульфат хрома(III) и выделяется SO_2 , который и взаимодействует с перманганатом калия:



2. Найдем массу марганца:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{2,13 \text{ г}}{71 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль}; \quad n(\text{Mn}) = n(\text{Cl}_2) = 0,03 \text{ моль};$$

$$m(\text{Mn}) = 0,03 \text{ моль} \cdot 55 \text{ г/моль} = 1,65 \text{ г}.$$

3. Найдем массу хрома:

$$n(\text{KMnO}_4) = 0,2 \text{ моль/л} \cdot 0,06 \text{ л} = 0,012 \text{ моль};$$

$$n(\text{SO}_2) = \frac{5n(\text{KMnO}_4)}{2}; \quad n(\text{SO}_2) = \frac{5 \cdot 0,012 \text{ моль}}{2} = 0,03 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cr}) = \frac{2n(\text{SO}_2)}{3}; \quad n(\text{Cr}) = \frac{2 \cdot 0,03 \text{ моль}}{3} = 0,02 \text{ моль};$$

$$m(\text{Cr}) = 0,02 \text{ моль} \cdot 52 \text{ г/моль} = 1,04 \text{ г}.$$

4. Вычислим массу исходной смеси:

$$m(\text{см.}) = m(\text{Cr}) + m(\text{Mn}); \quad m(\text{см.}) = 1,04 \text{ г} + 1,65 \text{ г} = 2,69 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{см.}) = 2,69 \text{ г}$.

Задача 6.398. При прокаливании смеси, содержащей равные количества вещества гидроксида, карбоната и нитрата двухвалентного металла, масса смеси уменьшилась на 25,5 г. Определите металл, входящий в состав соединений, а также массу смеси, если смесь не содержит примесей, а массовая доля металла в ней равна 46,83 %.

Решение

1. Обозначим молярную массу металла через x , а количество вещества каждого компонента смеси — через y . Так как металл двухвалентен, а количества веществ в смеси равны, то масса металла равна $3xy$ (г).

Выразим массу исходной смеси:

$$m(\text{исх. см.}) = m(\text{Me}(\text{OH})_2) + m(\text{Me}(\text{NO}_3)_2) + m(\text{MeCO}_3);$$

$$m(\text{исх. см.}) = y(x + 34) + y(x + 124) + y(x + 60);$$

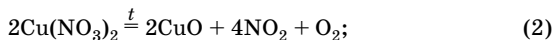
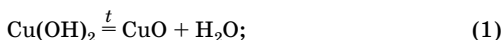
$$m(\text{исх. см.}) = 3xy + 218y.$$

2. Определим металл:

$$w(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})}{m(\text{исх. см.})}; \quad 0,4683 = \frac{3xy}{3xy + 218y}.$$

Решая это уравнение, получаем $x = 64$, следовательно, металл — медь.

3. Напишем уравнения реакций:



4. Найдем массу исходной смеси.

Так как масса смеси уменьшилась за счет образования газообразных продуктов реакции, то:

$$m(\text{исх. см.}) = m(\text{кон. см.}) + 25,5;$$

$$m(\text{исх. см.}) = y \cdot 98 + y \cdot 188 + y \cdot 124; \quad m(\text{исх. см.}) = 410y;$$

$$m(\text{кон. см.}) = m_1(\text{CuO}) + m_2(\text{CuO}) + m_3(\text{CuO});$$

$$m(\text{кон. см.}) = y \cdot 80 + y \cdot 80 + y \cdot 80; \quad m(\text{кон. см.}) = 240y;$$

$$410y = 240y + 25,5; \quad y = 0,15.$$

Следовательно, в смеси было по 0,15 моль веществ. Найдем ее массу:

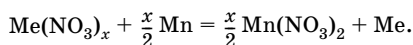
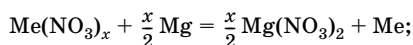
$$m(\text{исх. см.}) = 0,15 \cdot 410 = 61,5 \text{ (г)}.$$

О т в е т: Cu; $m(\text{исх. см.}) = 61,5$ г.

Задача 6.404. Нитрат неизвестного металла растворили в воде и полученный раствор разделили на две равные части. К одной части добавили магний, к другой — такую же массу марганца. По окончании реакции масса осадка во второй части оказалась на 3,1 г меньше, чем в первой. После добавления избытка соляной кислоты к обоим осадкам они частично растворились, и их массы оказались равными и составили 21,6 г. Определите неизвестный металл.

Решение

1. Надо учесть, что осадки — это неизвестный металл, вытесненный из соли магнием и марганцем, который, в отличие от магния и марганца, не растворяется в соляной кислоте:



2. Так как массы осадков равны, то одинаково и количество вещества металла, а, следовательно, равны и количества вещества вступивших в реакцию магния и марганца.

Если прореагирует 1 моль магния и 1 моль марганца, то разность масс осадков будет равна $\Delta m = 55 \text{ г} - 24 \text{ г} = 31 \text{ г}$. Так как разность масс осадков равна 3,1 г, следовательно, в реакцию вступило 0,1 моль Mg и 0,1 моль Mn. Согласно уравнениям реакций образовалось по 0,2 моль неизвестного металла. Найдем его молярную массу:

$$M(\text{Me}) = \frac{21,6 \text{ г}}{0,2 \text{ г/моль}} = 108 \text{ г/моль, металл — серебро.}$$

Ответ: Ag.

Задача 7.22. Что общего и различного в химических свойствах пероксида водорода и бромоводорода? Приведите уравнения реакций, подтверждающие ответ.

Решение

Окислительно-восстановительные свойства веществ характеризует величина стандартного восстановительного потенциала:

$$\varphi^\circ(\text{Br}_2, 2\text{Br}^-) = +1,08 \text{ В};$$

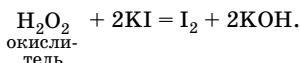
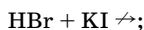
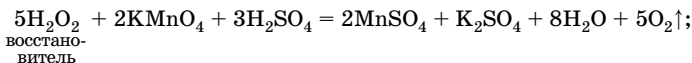
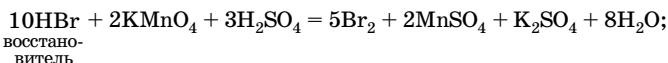
$$\varphi^\circ(\text{O}_2, \text{H}^+, \text{H}_2\text{O}_2) = +0,68 \text{ В};$$

$$\varphi^\circ(\text{H}_2\text{O}_2, \text{H}^+, 2\text{H}_2\text{O}) = +1,77 \text{ В};$$

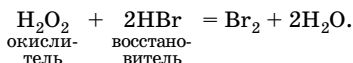
$$\varphi^\circ(\text{I}_2, 2\text{I}^-) = +0,54 \text{ В},$$

$$\varphi^\circ(\text{MnO}_4^-, \text{H}^+, \text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ В}.$$

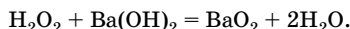
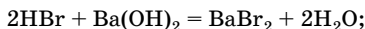
Анализ этих данных показывает, что бромоводород — восстановитель, а у пероксида водорода окислительные свойства преобладают над восстановительными:



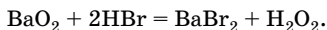
Восстановительные свойства бромоводорода выражены сильнее, чем у пероксида водорода:



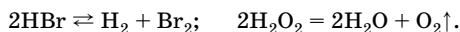
В кислотно-основных взаимодействиях растворы обоих соединений проявляют кислотные свойства, например вступают в реакцию нейтрализации:



Но HBr — сильная кислота, а H₂O₂ — слабая:



Оба вещества способны разлагаться:



Но реакция разложения бромоводорода обратима и протекает только при нагревании; пероксид водорода может разлагаться самопроизвольно под действием света или в присутствии катализатора. Процесс необратим.

Задача 7.57. Простое вещество массой 4 г, образованное элементом А, сожгли в атмосфере кислорода. Полученное вещество растворили в 60 г 20%-ного раствора гидроксида натрия. Определите эле-

мент А, если известно, что при растворении получилось 96 г раствора, а массовая доля щелочи уменьшилась до 12,5%.

Решение

1. Найдем массы щелочи в исходном растворе и растворе, полученном после растворения оксида элемента А в исходном растворе:

$$m_1(\text{NaOH}) = 60 \text{ г} \cdot 0,2 = 12 \text{ г};$$

$$m_2(\text{NaOH}) = 96 \text{ г} \cdot 0,125 = 12 \text{ г}.$$

Следовательно, оксид элемента А со щелочью не реагирует.

2. Найдем массу этого оксида:

$$m(\text{окс.}) = 96 \text{ г} - 60 \text{ г} = 36 \text{ г}.$$

3. Определим массовые доли кислорода и элемента А в оксиде:

$$m(\text{O}) = 36 \text{ г} - 4 \text{ г} = 32 \text{ г};$$

$$w(\text{O}) = \frac{32 \text{ г}}{36 \text{ г}} \cdot 100 \% = 88,89 \%;$$

$$w(\text{A}) = 100\% - 88,89 \% = 11,11 \%.$$

4. Обозначим число атомов элемента А и кислорода в оксиде через x и y соответственно: A_xO_y .

5. Воспользовавшись выражением для расчета массовой доли элемента, составим равенство:

$$\frac{A_r(\text{A}) \cdot x}{0,1111} = \frac{16y}{0,8889} = M_r;$$

$$A_r(\text{A}) \cdot x = 2y.$$

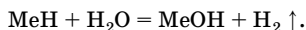
Равенство имеет смысл, если $x = 2$; $y = 1$; следовательно, неизвестный элемент А — водород. $A_r(\text{A}) = 1$, формула оксида — H_2O .

Ответ: Н.

Задача 7.58. При растворении в воде 2,0 г смеси гидридов двух щелочных металлов выделилось 3,36 л водорода (н. у.). Определите, гидриды каких металлов были в смеси, если известно, что количества образовавшихся щелочей относятся, как 5 : 1.

Решение

1. Напишем уравнение реакции в общем виде:



2. Найдем общее количество вещества водорода:

$$n_{\text{общ}}(\text{H}_2) = \frac{3,36 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,15 \text{ моль.}$$

3. Так как $n(\text{MeOH}) : n(\text{H}_2) = 1 : 1$, то $n_1(\text{H}_2) : n_2(\text{H}_2) = 1 : 5$.

Введем обозначения: $n_1(\text{H}_2) = x$ моль, тогда $n_2(\text{H}_2) = 5x$ моль;

$$x + 5x = 0,15, \text{ отсюда } x = 0,025 \text{ моль.}$$

4. По уравнению реакции $n(\text{MeH}) = n(\text{H}_2)$, поэтому

$$n_1(\text{MeH}) = 0,025 \text{ моль; } n_2(\text{MeH}) = 5 \cdot 0,025 = 0,125 \text{ моль.}$$

5. Определим металлы. Обозначим относительную атомную массу первого металла через a , второго металла — через b , тогда

$$M_1(\text{MH}) = a + 1; \quad m_1(\text{MeH}) = (a + 1) \cdot 0,025;$$

$$M_2(\text{MH}) = b + 1; \quad m_2(\text{MeH}) = (b + 1) \cdot 0,125.$$

Так как $m_1(\text{MeH}) + m_2(\text{MeH}) = 2$, составим уравнение:

$$(a + 1) \cdot 0,025 + (b + 1) \cdot 0,125 = 2.$$

Решая его, получим выражение:

$$a + 5b = 74.$$

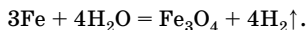
Этому условию удовлетворяет одна пара значений относительных атомных масс щелочных металлов: $a = 7$ (литий) и $b = 39$ (калий).

О т в е т: LiH, KH.

Задача 7.59. Водород получают, пропуская водяной пар над раскаленными железными стружками. Определите степень превращения воды в водород (т. е. отношение массы воды, превратившейся в водород, к исходной массе воды), если при пропускании над железом 100 л водяного пара при 300°C и нормальном давлении его масса уменьшилась на 13,6 г.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнение реакции:



Исходя из уравнения Клайперона — Менделеева рассчитаем исходную массу воды:

$$n = \frac{pV}{RT}; \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{101 \cdot 325 \cdot 100 \cdot 10^{-3}}{8,31 \cdot 573} = 2,128 \text{ (моль);}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2,128 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 38,30 \text{ г.}$$

2. Превращение 1 моль воды в водород сопровождается уменьшением массы паро-газовой смеси за счет кислорода, поэтому

$$n(\text{O}) = \frac{13,6 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,85 \text{ моль.}$$

3. Найдем массу воды, прореагировавшей с железом:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{O}) = 0,85 \text{ моль;}$$

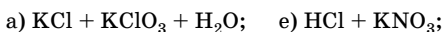
$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,85 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 15,3 \text{ г.}$$

4. Вычислим степень превращения воды в водород:

$$\frac{15,3 \text{ г}}{38,30 \text{ г}} = 0,4 \text{ (40 \%)}.$$

Ответ: 40 %.

Задача 7.137. Определите, какие вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если образовались следующие продукты (указаны формулы всех веществ без коэффициентов):

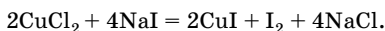


Решение

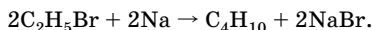
а) В правой части уравнения формулы веществ, содержащих атомы хлора в разных степенях окисления; очевидно, происходит реакция диспропорционирования:



б) В продуктах реакции присутствует свободный иод, поэтому можно предположить протекание ОВР, в которой иодид будет восстановителем (в продуктах реакции нет атомов кислорода), а роль окислителя будет выполнять медь в степени окисления +2:



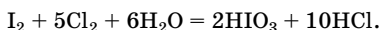
в) В правой части уравнения представлены формулы предельно-го углеводорода и бромида натрия, что возможно при протекании реакции Вюрца:



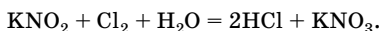
г) Рассуждения аналогичны п. а:



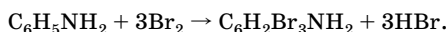
д) В продукте реакции хлор находится в низкой степени окисления -1 , а иод — в достаточно высокой — $+5$, поэтому в данной реакции хлор является окислителем, а иод — восстановителем:



е) Рассуждения аналогичны п. д:

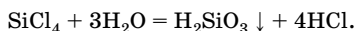


ж) Данная соль может быть получена при взаимодействии анилина с бромом:

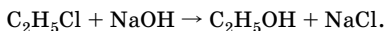


Бромоводород реагирует с другим продуктом реакции по аминогруппе с образованием $[\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{NH}_3]\text{Br}$ или $\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_4\text{NH}_3$.

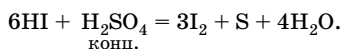
з) В правой части уравнения представлены формулы двух кислот, что возможно при гидролизе хлорида кремния(IV):



и) Щелочной гидролиз галогенопроизводных алканов:



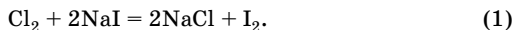
к) Рассуждения аналогичны п. д:



Задача 7.157. Вычислите массу иода, который выделится при пропускании 3,36 л хлора (н. у.) через раствор, содержащий 15 г иодида натрия.

Решение

1. Напишем уравнение реакции:



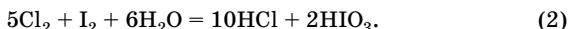
2. Определим, какое из исходных веществ взято в избытке:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{3,36 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,15 \text{ моль};$$

$$n(\text{NaI}) = \frac{15 \text{ г}}{150 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

Так как по уравнению реакции $n(\text{Cl}_2) : n(\text{NaI}) = 1 : 2$, то Cl_2 — в избытке, NaI прореагирует полностью.

3. Далее следует учесть возможность окисления образовавшегося иода избытком хлора:



4. Рассчитаем количество вещества иода, образующегося по уравнению (1), количество вещества хлора, вступившего в реакцию, и избыточное количество вещества хлора:

$$n_1(\text{I}_2) = \frac{1}{2} n(\text{NaI}) = 0,05 \text{ моль};$$

$$n_1(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} n(\text{NaI}) = 0,05 \text{ моль};$$

$$n_{\text{изб}}(\text{Cl}_2) = 0,15 \text{ моль} - 0,05 \text{ моль} = 0,1 \text{ моль}.$$

5. Рассчитаем количество вещества иода, прореагировавшего с избытком хлора по уравнению (2):

$$n_2(\text{I}_2) = \frac{1}{5} n_{\text{изб}}(\text{Cl}_2); \quad n_2(\text{I}_2) = \frac{1}{5} \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,02 \text{ моль}.$$

6. Вычислим массу оставшегося иода:

$$n_{\text{ост}}(\text{I}_2) = 0,05 \text{ моль} - 0,02 \text{ моль} = 0,03 \text{ моль};$$

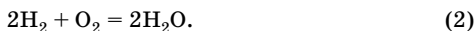
$$m_{\text{ост}}(\text{I}_2) = 0,03 \text{ моль} \cdot 254 \text{ г/моль} = 7,62 \text{ г}.$$

О т в е т: $m_{\text{ост}}(\text{I}_2) = 7,62 \text{ г}$.

Задача 7.163. В сосуд вместимостью 2 л поместили 8 г водорода, 48 г кислорода и 3,5 г хлора. Смесь подожгли электрическим разрядом, а затем сосуд охладили до 0°C . Вычислите примерное давление в сосуде и массовые доли веществ в образовавшейся после реакции смеси.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнения реакций, протекающих при поджигании исходной смеси газов:



2. Рассчитаем количество вещества водорода, кислорода и хлора в исходной смеси:

$$n(\text{H}_2) = \frac{8 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль};$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{48 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 1,5 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{3,5 \text{ г}}{71 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}.$$

3. Найдем массы образовавшихся веществ:

$$n(\text{HCl}) = 2n(\text{Cl}_2) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 3,65 \text{ г};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2n(\text{O}_2) = 3 \text{ моль};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 3 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 54 \text{ г}.$$

4. Образовавшийся хлороводород растворится в воде и образуется раствор:

$$m(\text{р-ра}) = 3,65 \text{ г} + 54 \text{ г} = 57,65 \text{ г};$$

$$w(\text{HCl}) = \frac{3,65 \text{ г}}{57,65 \text{ г}} = 0,0633 \text{ (6,33 \%)}.$$

5. Найдем количество вещества водорода, вступившего в реакции:

$$n_1(\text{H}_2) = n(\text{Cl}_2) = 0,05 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{H}_2) = 2n(\text{O}_2) = 3 \text{ моль};$$

$$n_{\text{общ}}(\text{H}_2) = 3 \text{ моль} + 0,05 \text{ моль} = 3,05 \text{ моль}.$$

6. Определим объем оставшегося водорода при н. у.:

$$n_{\text{ост}}(\text{H}_2) = 4 \text{ моль} - 3,05 \text{ моль} = 0,95 \text{ моль};$$

$$V(\text{H}_2) = 0,95 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 21,28 \text{ л}.$$

7. Плотность разбавленного раствора HCl близка к плотности воды, поэтому соляная кислота займет объем 57,65 мл. Определим объем, в котором будет находиться оставшийся водород:

$$V_{\text{ост}}(\text{H}_2) = 2 \text{ л} - 0,05765 \text{ л} = 1,942 \text{ л}.$$

8. Давление в сосуде можно рассчитать по закону Бойля — Мариотта:

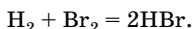
$$pV = p_1V; \quad p_1 = \frac{21,28}{1,942} = 10,96 \text{ (атм) (при } 0^\circ\text{C)}.$$

О т в е т: $p = 10,96$ атм; $w(\text{HCl}) = 6,33\%$.

Задача 7.181. В результате выдерживания смеси водорода и паров брома при некоторой температуре в замкнутой системе с постоянным объемом содержание брома уменьшилось в 4 раза, а объемная доля бромоводорода в полученной смеси составила 60%. Вычислите объемные доли брома и водорода в исходной смеси.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнение реакции:



2. Пусть количество вещества исходной смеси равно 1 моль и $n(\text{Br}_2) = x$ моль, тогда после реакции останется $0,25x$ моль Br_2 , а в реакцию вступит $0,75x$ моль Br_2 . Из уравнения реакции следует, что $n(\text{HBr}) = 2n(\text{Br}_2) = 1,5x$ моль.

3. Так как в ходе реакции не происходит изменения суммарного количества вещества (см. уравнение реакции), то и после реакции останется 1 моль паро-газовой смеси, бромоводорода в этой смеси будет 0,6 моль. Составим уравнение:

$$1,5x = 0,6; \quad x = 0,4 \text{ (или } 40\%).$$

Объемная доля водорода в исходной смеси составит 60%.

О т в е т: $\varphi(\text{Br}_2) = 40\%$; $\varphi(\text{H}_2) = 60\%$.

Задача 7.218. Два юных химика исследовали взаимодействие растворов сульфида калия и дихромата калия. Один из них получил осадок, нерастворимый в разбавленной серной кислоте, но растворяющийся в концентрированной азотной кислоте при нагревании, второй — осадок, частично растворимый в разбавленной серной кислоте. Объясните, почему получились разные результаты исследования. Напишите уравнения реакций.

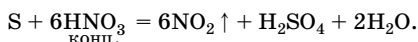
Р е ш е н и е

Объяснить разные результаты исследования можно, если учесть, что продукты реакции зависят от среды и последовательности прибавления реагентов (в этом случае один из реагентов будет в избытке). Так, если приливать раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ к раствору K_2S ,

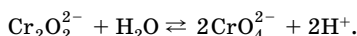
имеющему щелочную среду, то сульфид калия будет в избытке и образующийся гидроксид хрома(III) растворится в присутствии щелочи:



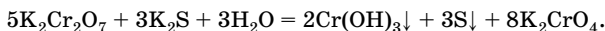
В осадке будет только сера, нерастворимая в разбавленной серной кислоте, но растворяющаяся в концентрированной азотной кислоте:



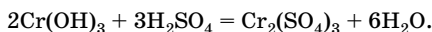
Раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ имеет кислотную среду вследствие равновесия:



Если приливать раствор K_2S к раствору $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, то при избытке дихромата калия взаимодействие между исходными веществами будет протекать по уравнению:



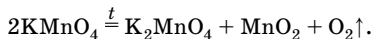
Вместе с серой в этом случае выпадает в осадок и гидроксид хрома(III), легко растворяющийся в разбавленной серной кислоте (в отличие от серы):



Задача 7.237. При разложении 40 г перманганата калия, содержащего 21% минеральных примесей, образовалось 37,44 г твердого остатка. Определите его состав.

Решение

1. Термическое разложение перманганата калия происходит по уравнению:



2. Уменьшение исходной массы перманганата калия происходит за счет выделившегося кислорода:

$$m(\text{O}_2) = 40 \text{ г} - 37,44 \text{ г} = 2,56 \text{ г};$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{2,56 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,08 \text{ моль}.$$

3. Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{K}_2\text{MnO}_4) = n(\text{MnO}_2) = n(\text{O}_2) = 0,08 \text{ моль}.$$

4. Определим состав твердого остатка после прокаливания:

$$m(\text{прим.}) = 40 \text{ г} \cdot 0,21 = 8,4 \text{ г};$$

$$m(\text{K}_2\text{MnO}_4) = 0,08 \text{ моль} \cdot 197 \text{ г/моль} = 15,76 \text{ г};$$

$$m(\text{MnO}_2) = 0,08 \text{ моль} \cdot 87 \text{ г/моль} = 6,96 \text{ г}.$$

Определим массу неразложившегося KMnO_4 :

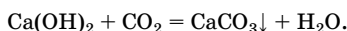
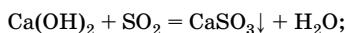
$$m(\text{KMnO}_4) = 37,44 \text{ г} - 8,4 \text{ г} - 15,76 \text{ г} - 6,96 \text{ г} = 6,32 \text{ г}.$$

О т в е т: $m(\text{прим.}) = 8,4 \text{ г}$; $m(\text{KMnO}_4) = 6,32 \text{ г}$; $m(\text{K}_2\text{MnO}_4) = 15,76 \text{ г}$;
 $m(\text{MnO}_2) = 6,96 \text{ г}$.

Задача 7.263. В колбе нагрели 0,18 г простого вещества А с избытком концентрированной серной кислоты. Газообразные продукты реакции пропустили в избыток раствора гидроксида кальция, при этом выпало 5,1 г осадка. Определите исходное вещество А.

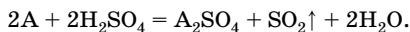
Решение

1. С известковой водой осадок может образовать оксид серы(IV) или оксид углерода(IV):



Простым веществом А, реагирующим с концентрированной серной кислотой с образованием одного из этих двух оксидов, может быть малоактивный металл (при взаимодействии с активным металлом образуется сероводород, а сульфид кальция растворим в воде), сера или углерод. Рассмотрим все три случая.

2. Напишем уравнение реакции концентрированной серной кислоты с одновалентным металлом в общем виде:



Рассчитаем количество вещества осадка и вещества А:

$$n(\text{CaSO}_3) = \frac{5,1 \text{ г}}{120 \text{ г/моль}} = 0,0425 \text{ моль};$$

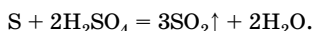
$$n(\text{A}) = 2n(\text{SO}_2) = 2n(\text{CaSO}_3) = 2 \cdot 0,0425 \text{ моль} = 0,085 \text{ моль}.$$

Молярная масса вещества А:

$$M(\text{A}) = \frac{0,18 \text{ г}}{0,085 \text{ моль}} = 2,12 \text{ г/моль}.$$

Металла с такой молярной массой нет. Аналогичные расчеты для двух-, трех- и четырехвалентных металлов позволяют сделать вывод, что вещество А — неметалл.

3. Допустим, что вещество А — сера:



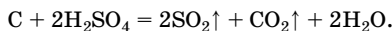
Рассчитаем массу серы:

$$n(\text{S}) = \frac{1}{3} n(\text{SO}_2) = \frac{1}{3} \cdot 0,0425 \text{ моль} = 0,0142 \text{ моль};$$

$$m(\text{S}) = 0,0142 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 0,45 \text{ г},$$

что больше, чем по условию задачи (0,18 г).

4. Пусть вещество А — углерод:



Осадок в этом случае будет состоять из CaCO_3 и CaSO_3 . Рассчитаем количество вещества углерода:

$$n(\text{C}) = \frac{0,18 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 0,015 \text{ моль}.$$

Найдем массу осадка:

$$n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CO}_2) = n(\text{C}) = 0,015 \text{ моль};$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 0,015 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 1,5 \text{ г};$$

$$n(\text{CaSO}_3) = n(\text{SO}_2) = 2n(\text{C}) = 2 \cdot 0,015 \text{ моль} = 0,03 \text{ моль};$$

$$m(\text{CaSO}_3) = 0,03 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 3,6 \text{ г}.$$

Общая масса осадка:

$$m(\text{осадка}) = 1,5 \text{ г} + 3,6 \text{ г} = 5,1 \text{ г}.$$

Это соответствует условию задачи. Таким образом, вещество А — углерод.

О т в е т: С.

Задача 7.271. При анализе двух солей натрия, состоящих из трех элементов, были найдены массовые доли элементов: в первой 32,4 % натрия и 45,1 % кислорода; во второй 29,1 % натрия и 30,4 % кислорода. Определите, какие соли были взяты для анализа.

Р е ш е н и е

1. Обозначим неизвестный элемент через R, количества вещества атомов натрия, неизвестного элемента и кислорода через x , y и z

соответственно. Тогда простейшую формулу солей можно записать как $\text{Na}_x\text{R}_y\text{O}_z$.

2. Пусть масса каждой соли 100 г, тогда для первой соли:

$$m(\text{Na}) = 32,4 \text{ г}; \quad m(\text{O}) = 45,1 \text{ г}; \quad m(\text{R}) = 22,5 \text{ г}.$$

Рассчитаем количество вещества:

$$n(\text{Na}) = \frac{32,4 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 1,409 \text{ моль};$$

$$n(\text{O}) = \frac{45,1 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 2,819 \text{ моль}.$$

Найдем отношение количеств вещества атомов натрия и кислорода для первой соли:

$$x : z = n(\text{Na}) : n(\text{O}) = 1,409 : 2,819 = 1 : 2.$$

Простейшая формула первой соли — NaR_yO_2 .

3. Запишем выражение для расчета относительной молекулярной массы соли из формулы массовой доли элемента:

$$M_r(\text{соли}) = \frac{A_r(\text{R}) \cdot n(\text{R})}{w(\text{R})}.$$

Подставим в это выражение данные для кислорода и неизвестного элемента:

$$\frac{16 \cdot 2}{0,451} = \frac{A_r(\text{R}) \cdot n(\text{R})}{0,225}.$$

Отсюда найдем: $A_r(\text{R}) = 16$, но кислород в формуле уже записан. Следовательно, надо удвоить индексы, показывающие число атомов натрия и кислорода: $\text{Na}_2\text{R}_y\text{O}_4$. Тогда $A_r(\text{R}) = 32$, неизвестный элемент — сера, а формула первой соли — Na_2SO_4 . Аналогично выводится формула второй соли.

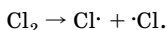
О т в е т: Na_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Задача 7.303. Объясните, почему реакция хлорирования метана, идущая на свету, резко замедляется в присутствии незначительных количеств оксида азота(II).

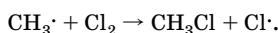
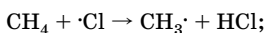
Р е ш е н и е

Хлорирование метана на свету протекает по свободнорадикальному механизму.

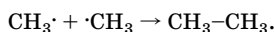
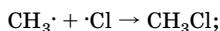
1. Инициирование цепи:



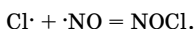
2. Рост цепи:



3. Обрыв цепи:



Молекула NO имеет один неспаренный электрон, т. е. является радикалом. Взаимодействие атомарного хлора и NO приводит к обрыву цепи:



Поэтому присутствие незначительных количеств NO резко уменьшает скорость цепной реакции, протекающей по радикальному механизму. Оксид азота(II) является ингибитором реакции хлорирования метана.

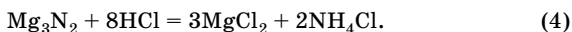
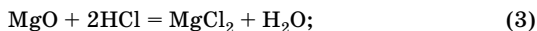
Задача 7.327. Образец магния сожгли в воздухе и золу растворили в 60 мл 1 М соляной кислоты. На нейтрализацию этого раствора затратили 12 мл 1 М раствора гидроксида натрия. После добавления избытка щелочи раствор прокипятили, а выделившийся при этом газ пропустили в колбу с 12 мл 1 М соляной кислоты. На нейтрализацию раствора в колбе затратили 6 мл 1 М раствора гидроксида натрия. Определите массу образца магния и состав золы.

Решение

Напишем уравнения реакций, протекающих при сжигании магния на воздухе:



Следовательно, зола состоит из оксида и нитрида магния. При последующей обработке золы соляной кислотой протекают реакции:



Из условия задачи следует, что соляная кислота взята в избытке, поэтому образуется NH_4Cl , а не NH_3 . Полученный раствор нейтрализуют щелочью:



Добавление избытка щелочи:



Выделившийся газ прореагирует с соляной кислотой:



2. Пусть по уравнению (1) $n_1(\text{Mg}) = x$ моль; по уравнению (2) $n_2(\text{Mg}) = y$ моль. Найдем количество вещества HCl , пошедшего на растворение золы:

$$n_1(\text{HCl}) = 2n(\text{MgO}) = 2n_1(\text{Mg}) = 2x \text{ моль};$$

$$n_2(\text{HCl}) = 8n(\text{Mg}_3\text{N}_2) = \frac{8}{3}n_2(\text{Mg}) = \frac{8y}{3} \text{ моль}.$$

Общее количество вещества HCl по уравнениям (3) и (4):

$$n(\text{HCl}) = 2x + \frac{8y}{3}.$$

Найдем количество вещества HCl в соляной кислоте:

$$n_{\text{исх}}(\text{HCl}) = 0,06 \text{ л} \cdot 1 \text{ моль/л} = 0,06 \text{ моль}.$$

После растворения золы на нейтрализацию избытка кислоты затратили щелочь:

$$n(\text{NaOH}) = 0,012 \text{ л} \cdot 1 \text{ моль/л} = 0,012 \text{ моль}.$$

Найдем, общее количество вещества HCl , пошедшего на растворение золы по уравнениям (3) и (4):

$$n_p(\text{HCl}) = 0,06 \text{ моль} - 0,012 \text{ моль} = 0,048 \text{ моль}.$$

Можно составить алгебраическое уравнение:

$$2x + \frac{8y}{3} = 0,048.$$

3. Найдем количество вещества аммиака, исходя из уравнений (2), (4), (6):

$$n(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 2n(\text{Mg}_3\text{N}_2) = \frac{2}{3}n_2(\text{Mg}) = \frac{2y}{3} \text{ моль}.$$

На взаимодействие с этим количеством аммиака израсходовали HCl:

$$n'(\text{HCl}) = 0,012 \text{ л} \cdot 1 \text{ моль/л} - 0,006 \text{ л} \cdot 1 \text{ моль/л} = 0,006 \text{ моль.}$$

Можно составить второе алгебраическое уравнение:

$$\frac{2y}{3} = 0,006.$$

Решим систему уравнений:

$$\begin{cases} 2x + \frac{8y}{3} = 0,048 \\ \frac{2y}{3} = 0,006 \text{ моль} \end{cases}$$

Найдем значения x и y : $x = 0,012$ моль; $y = 0,009$ моль.

4. Рассчитаем массу образца магния:

$$m(\text{Mg}) = (0,012 \text{ моль} + 0,009 \text{ моль}) \cdot 24 \text{ г/моль} = 0,504 \text{ г.}$$

5. Определим состав золы:

$$m(\text{MgO}) = 0,012 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,48 \text{ г, что составляет } 61,54 \% ;$$

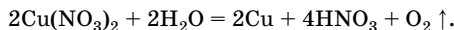
$$m(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 0,003 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 0,3 \text{ г, т. е. } 38,46 \% .$$

Ответ: $m(\text{Mg}) = 0,504$ г; $w(\text{MgO}) = 61,54 \%$; $w(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 38,46 \% .$

Задача 7.352. В результате электролиза 130 мл раствора нитрата меди(II) (массовая доля соли 25,6 %, плотность 1,25 г/мл), проведенного с использованием угольных электродов, на аноде выделилось 3,36 л газа (н. у.). По окончании электролиза электроды были оставлены в образовавшемся растворе до прекращения изменения их массы. Вычислите массовые доли веществ, содержащихся в образовавшемся растворе.

Решение

1. Напишем суммарное уравнение электролиза раствора нитрата меди(II):



Кислород выделяется на аноде, медь — на катоде.

2. Рассчитаем массу исходного раствора и массу нитрата меди(II) в нем:

$$m(\text{р-ра}) = 130 \text{ мл} \cdot 1,25 \text{ г/мл} = 162,5 \text{ г};$$

$$m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 162,5 \text{ г} \cdot 0,256 = 41,6 \text{ г}.$$

3. Найдем количество вещества кислорода:

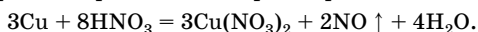
$$n(\text{O}_2) = \frac{3,36 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,15 \text{ моль}.$$

4. По уравнению реакции определим количество вещества выделившейся на катоде меди и количество вещества образовавшейся в растворе азотной кислоты:

$$n(\text{Cu}) = 2n(\text{O}_2) = 0,3 \text{ моль};$$

$$n(\text{HNO}_3) = 4n(\text{O}_2) = 0,6 \text{ моль}.$$

5. Так как после прекращения электролиза электроды были оставлены в образовавшемся растворе, то выделившаяся на катоде медь растворялась в разбавленном растворе азотной кислоты:



6. Найдем количество вещества растворившейся меди и меди, оставшейся на катоде:

$$n_{\text{р}}(\text{Cu}) = \frac{3}{8} n(\text{HNO}_3); \quad n_{\text{р}}(\text{Cu}) = \frac{3}{8} \cdot 0,6 \text{ моль} = 0,225 \text{ моль};$$

$$n_{\text{о}}(\text{Cu}) = 0,3 \text{ моль} - 0,225 \text{ моль} = 0,075 \text{ моль};$$

$$m_{\text{о}}(\text{Cu}) = 0,075 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 4,8 \text{ г}.$$

7. Следовательно, количество вещества нитрата меди(II) в растворе уменьшится на 0,075 моль. Найдем массу соли, которая останется в растворе:

$$m_{\text{о}}(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 41,6 \text{ г} - 0,075 \text{ моль} \cdot 188 \text{ г/моль} = 27,5 \text{ г}.$$

8. Найдем массу раствора после всех реакций:

$$m(\text{р-ра}) = 162,5 \text{ г} - m_{\text{о}}(\text{Cu}) - m(\text{O}_2) - m(\text{NO});$$

$$m(\text{р-ра}) = 162,5 \text{ г} - 4,8 \text{ г} - 0,15 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} - \\ - \frac{2}{8} \cdot 0,6 \text{ моль} \cdot 30 \text{ г/моль} = 148,4 \text{ г}.$$

9. Вычислим массовую долю нитрата меди(II) в растворе:

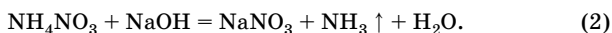
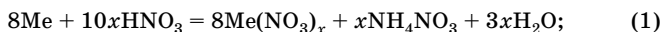
$$w(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \frac{27,5 \text{ г}}{148,4 \text{ г}} = 0,1853 \text{ (или } 18,53 \text{ \%)}.$$

О т в е т: $w(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 18,53 \text{ \%}$.

Задача 7.354. Навеску неизвестного металла массой 13,0 г обработали избытком разбавленной азотной кислоты. К полученному раствору прибавили избыток раствора гидроксида натрия и раствор нагрели, в результате чего получили 1,12 л газа (н. у.). Какой металл был растворен в азотной кислоте? Ответ подтвердите расчетом и составьте соответствующие уравнения реакций.

Решение

1. При взаимодействии раствора соли с раствором щелочи образуется газ, это может быть только аммиак NH_3 , значит, один из продуктов растворения металла в разбавленной азотной кислоте — нитрат аммония NH_4NO_3 . Составим уравнения реакций, обозначив степень окисления неизвестного металла через x :



2. Рассчитаем количество вещества нитрата аммония:

$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = n(\text{NH}_3) = \frac{1,12 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,05 \text{ моль}.$$

3. Найдем количество вещества металла по уравнению (1) и молярную массу металла:

$$n(\text{Me}) = \frac{8}{x} n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{0,4}{x} \text{ моль};$$

$$M(\text{Me}) = \frac{13,0 \cdot x}{0,4} = 32,5x \text{ (г/моль)}.$$

При $x = 1$ $M(\text{Me}) = 32,5$ г/моль; такого металла нет. При $x = 2$ $M(\text{Me}) = 65$ г/моль, следовательно, неизвестный металл — цинк.

О т в е т: Zn.

Задача 7.401. Газовую смесь, состоящую из оксида углерода(II) и кислорода, имеющую относительную плотность по водороду 15, сожгли. Определите среднюю молярную массу смеси газов после реакции.

Решение

1. Рассчитаем молярную массу исходной смеси газов:

$$M(\text{см.}) = M(\text{H}_2) \cdot D_{\text{H}_2}; \quad M(\text{см.}) = 2 \text{ г/моль} \cdot 15 = 30 \text{ г/моль}.$$

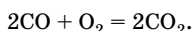
2. Пусть количество вещества смеси равно 1 моль, $n(\text{CO}) = x$ моль; $n(\text{O}_2) = (1 - x)$ моль.

Запишем выражение для вычисления молярной массы смеси газов:

$$M(\text{см.}) = \frac{n_1 \cdot M_1 + n_2 \cdot M_2}{n_1 + n_2}; \quad 30 = 28x + 32(1 - x).$$

Отсюда $x = 0,5$, т. е. исходная смесь газов содержит по 0,5 моль CO и O₂.

3. Составим уравнение реакции горения исходной смеси газов:



4. Определим, какое вещество взято в избытке:

По уравнению $n(\text{CO}) : n(\text{O}_2) = 2 : 1$, следовательно, O₂ в избытке, а CO прореагирует полностью. Таким образом, после реакции смесь состоит из 0,5 моль CO₂ и 0,25 моль O₂.

5. Найдем молярную массу этой смеси газов:

$$M(\text{см.}) = \frac{0,5 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} + 0,25 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль}}{0,75 \text{ моль}} = 40 \text{ г/моль}.$$

О т в е т: $M(\text{см.}) = 40 \text{ г/моль}$.

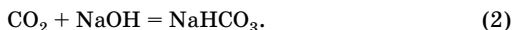
Задача 7.408. Бесцветный газ объемом 5,6 л (н. у.) с относительной молекулярной массой на 3,4 % меньше, чем средняя относительная молекулярная масса воздуха, сожгли в избытке кислорода. Продукты сгорания пропустили через 10 %-ный раствор гидроксида натрия плотностью 1,1 г/мл. Определите минимальный объем раствора щелочи, если известно, что продукты сгорания исходного газа не содержат воду.

Решение

1. Рассчитаем относительную молекулярную массу неизвестного газа:

$$M_r(\text{газа}) = 29 - 0,034 \cdot 29 = 28.$$

Такое значение относительной молекулярной массы имеют три газа: азот N₂, но он не горит; этилен C₂H₄, но он образует воду при горении; оксид углерода(II), удовлетворяющий условию задачи:



2. Найдем количество вещества монооксида углерода:

$$n(\text{CO}) = \frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,25 \text{ моль.}$$

3. Вычислим количество вещества щелочи по уравнению реакции (2):

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{CO}_2) = n(\text{CO}) = 0,25 \text{ моль.}$$

4. Найдем объем раствора щелочи:

$$m(\text{NaOH}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 10 \text{ г};$$

$$m(\text{р-ра}) = \frac{10 \text{ г}}{0,1} = 100 \text{ г};$$

$$V(\text{р-ра}) = \frac{100 \text{ г}}{1,1 \text{ г/мл}} = 90,9 \text{ мл.}$$

Отв е т: $V(\text{р-ра}) = 90,9 \text{ мл.}$

Задача 7.413. К раствору, содержащему 19,44 г гидрокарбоната кальция, прибавили 20,52 г сульфата алюминия. Определите состав образовавшегося осадка и массы оставшихся в растворе солей. Считайте, что сульфат кальция осаждается полностью.

Решение

1. При записи уравнения реакции следует учесть, что взаимодействуют растворы двух солей, каждая из которых подвергается гидролизу, причем гидрокарбонат кальция гидролизуется по аниону, а сульфат алюминия — по катиону, поэтому будет протекать не реакция ионного обмена, а реакция совместного гидролиза двух солей:



2. Рассчитаем количество вещества исходных солей:

$$n(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{19,44 \text{ г}}{162 \text{ г/моль}} = 0,12 \text{ моль};$$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{20,52 \text{ г}}{342 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль.}$$

3. По уравнению реакции $n(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) : n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 3 : 1$, поэтому $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — в избытке, а $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ прореагирует пол-

ностью. Осадок состоит из сульфата кальция и гидроксида алюминия:

$$n(\text{CaSO}_4) = n(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 0,12 \text{ моль};$$

$$m(\text{CaSO}_4) = 0,12 \text{ моль} \cdot 136 \text{ г/моль} = 16,32 \text{ г};$$

$$n(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{2}{3} n(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 0,08 \text{ моль};$$

$$m(\text{Al}(\text{OH})_3) = 0,08 \text{ моль} \cdot 78 \text{ г/моль} = 6,24 \text{ г}.$$

4. Найдем массу сульфата алюминия в растворе:

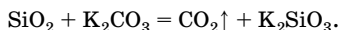
$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = (0,06 - 0,12 \cdot \frac{1}{3}) \cdot 342 \text{ г/моль} = 6,84 \text{ г}.$$

О т в е т: $m(\text{CaSO}_4) = 16,32 \text{ г}$; $m(\text{Al}(\text{OH})_3) = 6,24 \text{ г}$; $m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 6,84 \text{ г}$.

Задача 7.429. Газ, образовавшийся при сплавлении 12 г кремнезема с эквимольным количеством карбоната калия, пропустили через 100 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей растворенного вещества 10 % ($\rho = 1,11 \text{ г/мл}$). Рассчитайте массу твердого продукта после сплавления. Какие вещества присутствуют в растворе, через который пропустили газ? Вычислите количества веществ в растворе. Определите массу твердого остатка, который можно получить, если упомянутый раствор сначала прокипятить, а потом осторожно упарить досуха.

Р е ш е н и е

1. Напишем уравнение реакции сплавления кремнезема с карбонатом калия:



Рассчитаем количество вещества кремнезема, углекислого газа и массу твердого продукта реакции:

$$n(\text{SiO}_2) = \frac{12 \text{ г}}{60 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{SiO}_2) = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{K}_2\text{SiO}_3) = n(\text{SiO}_2) = 0,2 \text{ моль};$$

$$m(\text{K}_2\text{SiO}_3) = 0,2 \text{ моль} \cdot 154 \text{ г/моль} = 30,8 \text{ г}.$$

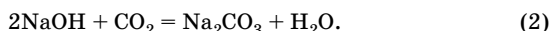
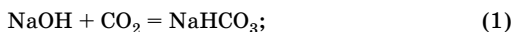
2. Рассчитаем количество вещества гидроксида натрия:

$$m(\text{p-ра}) = 100 \text{ мл} \cdot 1,11 \text{ г/мл} = 111 \text{ г};$$

$$m(\text{NaOH}) = 111 \text{ г} \cdot 0,1 = 11,1 \text{ г};$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{11,1 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,2775 \text{ моль}.$$

3. При пропускании углекислого газа через раствор щелочи может образоваться как кислая, так и средняя соль:



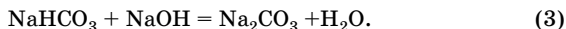
4. По уравнению (1) $n(\text{NaOH}) : n(\text{CO}_2) = 1 : 1$; следовательно, NaOH в избытке:

$$n_{\text{изб}}(\text{NaOH}) = 0,2775 \text{ моль} - 0,2 \text{ моль} = 0,0775 \text{ моль}.$$

5. Найдем количество вещества образующейся соли:

$$n(\text{NaHCO}_3) = n(\text{CO}_2) = 0,2 \text{ моль}.$$

Так как щелочь в избытке, то часть кислой соли прореагирует с избыточным количеством гидроксида натрия с образованием средней соли:

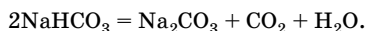


6. Найдем количество вещества образующейся средней соли и оставшейся кислой соли:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n_{\text{изб}}(\text{NaOH}) = 0,0775 \text{ моль};$$

$$n(\text{NaHCO}_3) = 0,2 \text{ моль} - 0,0775 \text{ моль} = 0,1225 \text{ моль}.$$

7. При кипячении раствора гидрокарбонат натрия превращается в карбонат:



8. Вычислим общее количество вещества карбоната натрия в растворе после кипячения:

$$n_{\text{общ}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,0775 \text{ моль} + \frac{0,1225}{2} \text{ моль} = 0,13875 \text{ моль}.$$

9. При осторожном упаривании раствора досуха образуется кристаллогидрат $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,13875 \text{ моль};$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286 \text{ г/моль} \cdot 0,13875 \text{ моль} = 39,68 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{K}_2\text{SiO}_3) = 30,8 \text{ г}$; $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,0775 \text{ моль}$;
 $n(\text{NaHCO}_3) = 0,1225 \text{ моль}$; $m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 39,68 \text{ г}$.

Задача 8.39. Вещество А содержит углерод и водород, их массовые доли равны соответственно 57,70 и 3,84 %. При определении содержания серы из 0,2664 г соединения А было получено 0,2985 г сульфата бария. Плотность паров вещества А по гелию 52. Определите его молекулярную формулу.

Решение

1. Из условия задачи следует, что в состав вещества входят атомы углерода, водорода, а также серы и, возможно, кислорода. Общая формула предполагаемого исследуемого вещества $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{S}_k$.

2. Найдем молярную массу вещества и количество вещества:

$$M_r(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{S}_k) = 52 \cdot 4 = 208;$$

$$n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{S}_k) = \frac{0,2664 \text{ г}}{208 \text{ г/моль}} = 0,00128 \text{ моль}.$$

3. Определим массовую долю серы в веществе:

$$n(\text{BaSO}_4) = \frac{0,2985 \text{ г}}{233 \text{ г/моль}} = 0,00128 \text{ моль};$$

$$n(\text{S}) = n(\text{BaSO}_4) = 0,00128 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{S}_k) : n(\text{S}) = 1:1; \quad w(\text{S}) = \frac{32}{208} = 0,1538, \text{ или } 15,38 \%$$

4. Сумма массовых долей С, Н, S меньше 100 %, следовательно, в состав исследуемого вещества входит кислород:

$$w(\text{O}) = 100 \% - w(\text{C}) - w(\text{H}) - w(\text{S});$$

$$w(\text{O}) = 100 \% - 57,70 \% - 3,84 \% - 15,38 \% = 23,08 \%$$

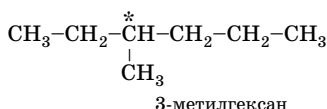
5. Определим молекулярную формулу вещества:

$$\begin{aligned} n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) : n(\text{S}) &= \\ &= \frac{0,5770 \cdot 208}{12} : \frac{0,0384 \cdot 208}{1} : \frac{0,2308 \cdot 208}{16} : \frac{0,1538 \cdot 208}{32} = \\ &= 10 : 8 : 3 : 1. \end{aligned}$$

Ответ: $\text{C}_{10}\text{H}_8\text{O}_3\text{S}$.

Для алканов с нечетным числом атомов углерода простейшая формула всегда совпадает с молекулярной.

Составим структурную формулу углеводорода согласно условию:

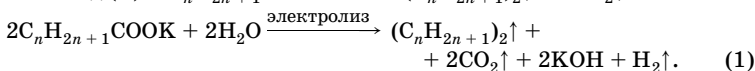
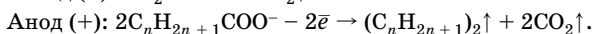
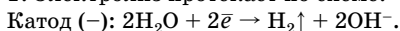


Отв е т: C_7H_{16} , 3-метилгексан.

Задача 9.27. Раствор массой 224 г, содержащий 10 % калиевой соли предельной одноосновной карбоновой кислоты, подвергли полному электролизу в диафрагменном электролизере на инертных электродах. Газы, полученные на аноде, пропустили через раствор гидроксида бария и получили 39,4 г осадка. Установите формулу исходной соли и объемы образовавшихся на аноде газов. Напишите схемы процессов, протекающих на катоде и аноде.

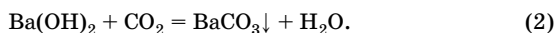
Решение

1. Электролиз протекает по схеме:



При проведении этого процесса необходимо исключить соприкосновение выделяющегося на аноде CO_2 с накапливающимся у катода раствором KOH , так как эти вещества реагируют между собой. По этой причине анодное пространство обязательно отделяют от катодного полупроницаемой диафрагмой, которая препятствует проникновению молекул CO_2 в катодное пространство.

Таким образом, на аноде выделяются алкан и CO_2 ; с гидроксидом бария реагирует только CO_2 :



2. Найдем массу соли в растворе и количество вещества CO_2 , вступившего в реакцию (2):

$$m(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOK}) = 224 \text{ г} \cdot 0,1 = 22,4 \text{ г};$$

$$n(\text{BaCO}_3) = \frac{39,4 \text{ г}}{197 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{BaCO}_3) = 0,2 \text{ моль}.$$

3. Установим формулу соли. Из уравнения (1):

$$n(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOK}) = n(\text{CO}_2) = 0,2 \text{ моль};$$

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOK}) = \frac{22,4 \text{ г}}{0,2 \text{ моль}} = 112 \text{ г/моль};$$

$$14n + 84 = 112; \quad n = 2; \quad \text{формула соли} — \text{C}_2\text{H}_5\text{COOK}.$$

Состав углеводорода — $(\text{C}_n\text{H}_{2n+1})_2$, т. е. C_4H_{10} .

4. Определим объемы газов:

$$n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \frac{n(\text{C}_2\text{H}_5\text{COOK})}{2} = 0,1 \text{ моль};$$

$$V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 2,24 \text{ л};$$

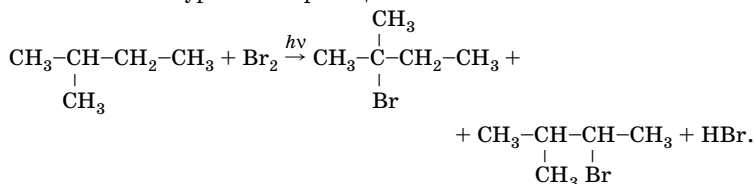
$$V(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 4,48 \text{ л}.$$

О т в е т: $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOK}$; $V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 2,24 \text{ л}$; $V(\text{CO}_2) = 4,48 \text{ л}$.

Задача 9.31. В продуктах фотохимического бромирования избытка 2-метилбутана соотношение 2-бром-2-метилбутана и 3-бром-2-метилбутана равно 20 : 1. Рассчитайте соотношение реакционных способностей атомов водорода при третичном и вторичном атомах углерода в 2-метилбутане в условиях опыта.

Р е ш е н и е

1. Составим уравнение реакции:



2. Обозначим реакционную способность атома водорода при третичном атоме углерода как x , а при вторичном атоме углерода — y .

Составляем уравнение (с учетом соотношения продуктов реакции и реакционной способности общего числа указанных атомов водорода):

$$\frac{20}{1} = \frac{x}{2y}; \quad \frac{x}{y} = \frac{40}{1}.$$

Соотношение реакционных способностей атомов водорода при третичном и вторичном атомах углерода равно 40 : 1.

О т в е т: 40 : 1.

Задача 9.59. В продуктах фотохимического бромирования избытка 2-фенилпропана соотношение 2-бром-2-фенилпропана и 1-бром-2-фенилпропана равно 100 : 1. Рассчитайте соотношение реакционных способностей атомов водорода при третичном и первичном атомах углерода в 2-фенилпропане в условиях опыта.

Решение

Задача аналогична задаче 9.31. При составлении равенства нужно учесть общее число атомов водорода в 2-фенилпропане при указанных атомах углерода (6 атомов водорода при первичных атомах углерода), поэтому уравнение имеет вид:

$$\frac{100}{1} = \frac{x}{6y}; \quad \frac{x}{y} = \frac{600}{1}.$$

Ответ: 600 : 1.

Задача 9.70. При хлорировании пропана были выделены четыре продукта — А, Б, В, Г — состава $C_3H_6Cl_2$. Напишите их структурные формулы, если известно число трихлорпроизводных, образовавшихся при дальнейшем хлорировании каждого из изомеров: из А образовалось одно трихлорпроизводное, из Б — два, из В и Г — по три. Соединение В содержит асимметрический атом углерода. Каково строение веществ В и Г? При хлорировании оптически активного соединения В один из трихлорпропанов (Д) оказался оптически активным, а два других — Е и К — неактивными. Каково строение Д и двух других соединений?

Решение

1. При составе $C_3H_6Cl_2$ оптически активным (В) может быть только 1,2-дихлорпропан (в нем присутствует асимметрический атом углерода, связанный с четырьмя различными заместителями).

2. При дальнейшем его хлорировании было получено три изомера состава $C_3H_5Cl_3$, один из них (Д) — оптически активный, это 1,1,2-трихлорпропан; два — оптически неактивные (1,2,2-трихлорпропан и 1,2,3-трихлорпропан).

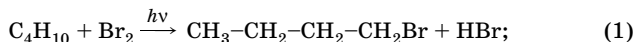
3. Вывод о строении веществ А, Б, Г может быть сделан, исходя из анализа числа трихлорпропанов, полученных при дальнейшем хлорировании А, Б, и Г.

Ответ: А — 2,2-дихлорпропан; Б — 1,3-дихлорпропан; В — 1,2-дихлорпропан; Г — 1,1-дихлорпропан; Д — 1,1,2-трихлорпропан; Е и К — 1,2,2-трихлорпропан и 1,2,3- трихлорпропан.

Задача 9.71. При нагревании смеси 1,8 моль брома с избытком бутана образовались два монобромпроизводных и поглотилось 19,0 кДж. При нагревании такого же количества смеси до более высокой температуры поглотилось 19,4 кДж. В обоих случаях бром прореагировал полностью. Известно, что при образовании 1-бромбутана из простых веществ выделяется на 4,0 кДж/моль меньше, чем при образовании 2-бромбутана. Найдите тепловые эффекты обеих реакций и выход 1-бромбутана во второй реакции, если в первой он составил 38,9 %. Тепловые эффекты реакций можно считать не зависящими от температуры.

Решение

1. Уравнения реакций:



2. По уравнению реакции (1):

$$n(1\text{-бромбутана}) = 1,8 \text{ моль} \cdot 0,389 = 0,7 \text{ моль};$$

$$n(2\text{-бромбутана}) = 1,8 \text{ моль} - 0,7 \text{ моль} = 1,1 \text{ моль}.$$

3. Пусть тепловые эффекты реакций (1) и (2) равны соответственно Q_1 и Q_2 , тогда

$$-19 = 0,7Q_1 + 1,1Q_2. \quad (3)$$

4. Согласно закону Гесса, разность тепловых эффектов реакций (1) и (2) равна разности тепловых эффектов образования 1-бромбутана и 2-бромбутана:

$$Q_1 - Q_2 = Q_{\text{обр}}(1\text{-бромбутана}) - Q_{\text{обр}}(2\text{-бромбутана}) = -4,0. \quad (4)$$

Подставляя выражение (4) в уравнение (3), находим:

$$Q_1 = -13,0 \text{ Дж/моль}; \quad Q_2 = -9,0 \text{ кДж/моль}.$$

5. Пусть во втором опыте образовалось x моль 1-бромбутана и $(1,8 - x)$ моль 2-бромбутана, тогда

$$-19,4 = xQ_1 + (1,8 - x)Q_2; \quad x = 0,8 \text{ моль}.$$

6. Найдём выход 1-бромбутана:

$$\eta = \frac{0,8}{1,8} = 0,444, \text{ или } 44,4 \%. \quad (5)$$

О т в е т: $Q_1 = -13,0 \text{ кДж/моль}; Q_2 = -9,0 \text{ кДж/моль}; \eta = 44,4 \%$.

Задача 9.72. Через раствор соли органической кислоты в течение 2 ч пропускали электрический ток. Сила тока в цепи была 0,5 А. В результате электролиза на катоде образовался металл массой 3,865 г, а на аноде — этан и оксид углерода(IV). Установите, какая соль подверглась электролизу, и напишите уравнения реакций, происходящих на электродах. Укажите, какой из этих процессов относится к окислительным, а какой — к восстановительным.

Решение

1. По закону Фарадея, на выделение 1 моль эквивалентов вещества в процессе электролиза расходуется 96 500 Кл.

Найдем молярную массу эквивалента металла:

$$m = \frac{M(\text{Э}) \cdot I \cdot t}{F};$$

$$M(\text{Э}) = \frac{mF}{It};$$

$$M(\text{Э}) = \frac{3,865 \cdot 96\,500}{0,5 \cdot 2 \cdot 3600} = 103,6 \text{ (г/моль)}.$$

2. Определим металл.

Если металл одновалентен, то $M(\text{Me}) = M(\text{Э}) = 103,6$ г/моль — такого металла нет.

Если металл двухвалентен, то $M(\text{Me}) = 207,2$ г/моль — это Pb.

Значит, электролизу была подвергнута свинцовая соль некоторой кислоты.

3. На аноде выделились этан и CO_2 , образовавшиеся при анодном окислении аниона органической кислоты. Это свидетельствует о том, что была взята соль $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, т. е. ацетат свинца.

4. Составим уравнения реакций:

Катод (-): $\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}$ (восстановление).

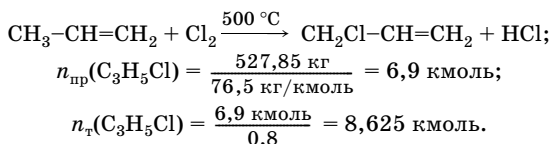
Анод (+): $2\text{CH}_3\text{COO}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + 2\text{CO}_2$ (окисление).

Отв е т: $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; окисление CH_3COO^- до C_2H_6 и CO_2 ; восстановление Pb^{2+} до Pb.

Задача 9.89. Определите объем (н. у.) электролитического хлора (объемная доля хлора 98 %) и мольное соотношение пропилена и хлора, необходимых для получения 527,85 кг 3-хлорпропена из 966 м³ технического пропилена (объемная доля C_3H_6 96 %), если выход 3-хлорпропена составляет 80 % (по хлору).

Решение

1. Напишем уравнение реакции и найдем количество вещества 3-хлорпропена — практическое и теоретическое:



2. Определим объем электролитического хлора.

Так как выход дан по хлору, то:

$$n(\text{Cl}_2) = n_{\text{т}}(\text{C}_3\text{H}_5\text{Cl}) = 8,625 \text{ кмоль};$$

$$V(\text{Cl}_2) = \frac{8,625 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}}{0,98} = 197,14 \text{ м}^3.$$

3. Определим количество вещества пропена:

$$V(\text{C}_3\text{H}_6) = 966 \text{ м}^3 \cdot 0,96 = 927,36 \text{ м}^3;$$

$$n(\text{C}_3\text{H}_6) = \frac{927,36 \text{ м}^3}{22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}} = 41,4 \text{ кмоль}.$$

4. Найдем мольное соотношение пропилена и хлора:

$$n(\text{C}_3\text{H}_6) : n(\text{Cl}_2) = 41,4 : 8,625 = 4,8 : 1.$$

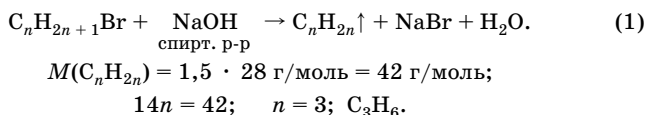
Следует заметить, что при получении монохлорпроизводных заместительное хлорирование ведут в 5–7-кратном избытке углеводорода, чтобы уменьшить выход продуктов ди- и трихлорирования.

О т в е т: $V(\text{Cl}_2) = 197,14 \text{ м}^3$; $n(\text{C}_3\text{H}_6) : n(\text{Cl}_2) = 4,8 : 1$.

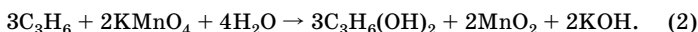
Задача 9.103. Определите массу монобромпроизводного углеводорода, вступающего в реакцию с избытком насыщенного спиртового раствора гидроксида натрия, если в результате выделяется газ с плотностью по оксиду углерода(II) 1,5, который при пропускании через 100 мл 0,5 М раствора перманганата калия уменьшает массу этой соли в растворе до 4,74 г.

Решение

1. Составим уравнение первой реакции и определим формулу газа:



2. Запишем уравнение второй реакции:



3. Определим количество вещества KMnO_4 , вступившего в реакцию:

$$n_{\text{исх}}(\text{KMnO}_4) = 0,1 \text{ л} \cdot 0,5 \text{ моль/л} = 0,05 \text{ моль};$$

$$n_{\text{кон}}(\text{KMnO}_4) = \frac{4,74 \text{ г}}{158 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль};$$

$$n_{\text{реак}}(\text{KMnO}_4) = 0,05 \text{ моль} - 0,03 \text{ моль} = 0,02 \text{ моль}.$$

4. Найдем количество вещества C_3H_6 из уравнения (2):

$$n(\text{C}_3\text{H}_6) = \frac{n_{\text{реак}}(\text{KMnO}_4) \cdot 3}{2} = 0,03 \text{ моль}.$$

5. Вычислим массу монобромпроизводного.

Из уравнения (1) $n(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{Br}) = n(\text{C}_3\text{H}_6) = 0,03 \text{ моль}$;

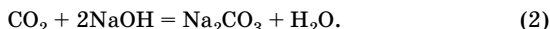
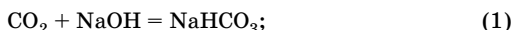
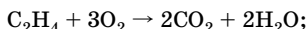
$$m(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{Br}) = 123 \text{ г/моль} \cdot 0,03 \text{ моль} = 3,69 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{Br}) = 3,69 \text{ г}$.

Задача 9.105. Дioxid углерода, полученный при сжигании 5,6 л (н. у.) этилена, поглощен 6 %-ным раствором гидроксида натрия объемом 472 мл ($\rho = 1,06 \text{ г/мл}$). Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

Решение

1. Уравнения реакций:



2. Найдем количество вещества CO_2 и NaOH :

$$n(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,25 \text{ моль};$$

$$n(\text{CO}_2) = 2n(\text{C}_2\text{H}_4) = 0,5 \text{ моль};$$

$$m(\text{CO}_2) = 0,5 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 22 \text{ г};$$

$$m(\text{р-ра}) = 472 \text{ мл} \cdot 1,06 \text{ г/мл} = 500,32 \text{ г};$$

$$m(\text{NaOH}) = 500,32 \text{ г} \cdot 0,06 = 30 \text{ г};$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{30 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,75 \text{ моль}.$$

3. Определим, какие соли образуются:

$$\frac{n(\text{NaOH})}{n(\text{CO}_2)} = \frac{0,75}{0,5} = \frac{1,5}{1},$$

следовательно, образуются две соли.

4. Найдем массы солей.

Пусть $n_1(\text{CO}_2) = x$ моль, тогда $n_2(\text{CO}_2) = (0,5 - x)$ моль;

$$n_1(\text{NaOH}) = x \text{ моль}, n_2(\text{NaOH}) = 2(0,5 - x) \text{ моль};$$

$$n_{\text{общ}}(\text{NaOH}) = n_1(\text{NaOH}) + n_2(\text{NaOH});$$

$$0,75 = x + 2(0,5 - x);$$

$$x = 0,25; \quad n_1(\text{CO}_2) = 0,25 \text{ моль};$$

$$n(\text{NaHCO}_3) = n_1(\text{CO}_2) = 0,25 \text{ моль};$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n_2(\text{CO}_2) = 0,5 \text{ моль} - 0,25 \text{ моль} = 0,25 \text{ моль};$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = 84 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 21 \text{ г};$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 26,5 \text{ г}.$$

5. Вычислим массовые доли солей в растворе:

$$m'(\text{р-ра}) = m(\text{р-ра}) + m(\text{CO}_2);$$

$$m'(\text{р-ра}) = 500,32 \text{ г} + 22 \text{ г} = 522,32 \text{ г};$$

$$w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{26,5 \text{ г}}{522,32 \text{ г}} \cdot 100 \% = 5,07 \%;$$

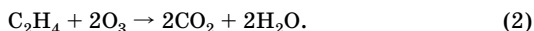
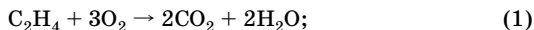
$$w(\text{NaHCO}_3) = \frac{21 \text{ г}}{522,32 \text{ г}} \cdot 100 \% = 4,02 \%.$$

Отв ет: $w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,07 \% ; w(\text{NaHCO}_3) = 4,02 \% .$

Задача 9.106. Вычислите объем озонированного кислорода с объемной долей озона 10 %, который потребуется для полного сжигания 24 л этилена.

Р е ш е н и е

1. Уравнения реакций:



2. Вычислим объем озонированного кислорода.

Пусть $V(\text{O}_2 + \text{O}_3) = x$ л, тогда $V(\text{O}_3) = 0,1x$, а $V(\text{O}_2) = x - 0,1x = 0,9x$;

$$V_1(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{V(\text{O}_2)}{3} = 0,3x;$$

$$V_2(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{V(\text{O}_3)}{2} = 0,05x;$$

$$0,3x + 0,05x = 24; \quad x = 68,57.$$

Ответ: $V(\text{O}_2 + \text{O}_3) = 68,57$ л.

Задача 9.107. Углеводород, содержащий 14,28 % водорода, имеет плотность 2,11 г/л при температуре 27 °С и давлении 940 мбар. Определите его молекулярную формулу, напишите все возможные структурные формулы изомеров, назовите вещества. К каким классам органических соединений они относятся?

Решение

1. Найдем молярную массу углеводорода:

$$1 \text{ мбар} = 100 \text{ Па}, \quad 1 \text{ л} = 0,001 \text{ м}^3;$$

$$M = \frac{mRT}{pV}; \quad M = \frac{2,11 \cdot 8,31 \cdot 300}{940 \cdot 100 \cdot 0,001} = 56 \text{ (г/моль)}.$$

Согласно результатам анализа простейшая формула соединения — C_4H_8 . С учетом значения молярной массы получаем формулу углеводорода C_4H_8 .

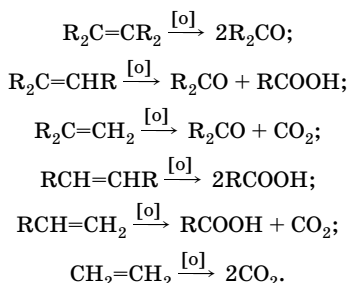
Такой состав имеют бутен-1, *цис*- и *транс*-бутен-2, метилпропен, циклобутан, метилциклопропан.

Ответ: C_4H_8 ; алкены, циклоалканы.

Задача 9.113. При взаимодействии алкенов с подкисленным раствором перманганата калия при нагревании происходит расщепление двойной связи. Установите количественную зависимость мольного соотношения перманганата и олефина от строения углеводорода. Проведите общий анализ и проиллюстрируйте полученный результат на примере окисления изомерных алкенов состава C_5H_{10} .

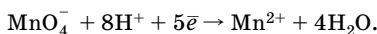
Решение

В зависимости от числа атомов водорода и алкильных групп у двойной связи возможны шесть типов протекания реакции (более глубоким окислением кетонов пренебрегаем):

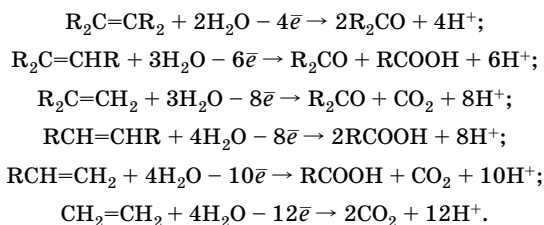


Мольное соотношение перманганата и олефина определяется строением алкена и может быть установлено с помощью метода электронно-ионного баланса.

Восстановление:



Окисление:



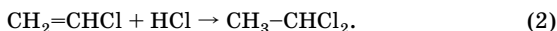
Изомерные олефины C_5H_{10} будут реагировать с различным количеством $KMnO_4$:

изомеры C_5H_{10}	$n(KMnO_4)/n(\text{изомера})$
$CH_3CH_2CH_2CH=CH_2$	2/1
$(CH_3)_2CHCH=CH_2$	2/1
$CH_3CH_2C(CH_3)=CH_2$	8/5
$CH_3CH_2CH=CHCH_3$	8/5
$(CH_3)_2C=CHCH_3$	6/5

Задача 9.157. Определите массы хлороводорода и ацетилена, израсходованных на получение 1800 кг винилхлорида, если массовые доли компонентов в смеси после реакции составили: винилхлорида — 94,8 %, хлороводорода — 4,4 %, дихлорэтана — 0,8 %.

Решение

1. Уравнения реакций:



2. Найдем количество вещества винилхлорида:

$$n_1(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}) = \frac{1800 \text{ кг}}{62,5 \text{ кг/кмоль}} = 28,8 \text{ кмоль}.$$

3. Зная массовую долю винилхлорида в полученной смеси, определим массы смеси и оставшегося HCl:

$$m(\text{см.}) = \frac{1800 \text{ кг}}{0,948} = 1898,73 \text{ кг};$$

$$m_{\text{ост}}(\text{HCl}) = 1898,73 \text{ кг} \cdot 0,044 = 83,54 \text{ кг}.$$

4. Найдем количество вещества дихлорэтана, а также количество вещества винилхлорида и хлороводорода, израсходованных в реакции (2):

$$n(\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2) = \frac{1898,73 \text{ кг} \cdot 0,008}{99 \text{ кг/кмоль}} = 0,153 \text{ кмоль};$$

$$n_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}) = n(\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2) = 0,153 \text{ кмоль};$$

$$n_2(\text{HCl}) = n(\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2) = 0,153 \text{ кмоль}.$$

5. Найдем массу ацетилена:

$$n_{\text{общ}}(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}) = n_1(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}) + n_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl});$$

$$n_{\text{общ}}(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}) = 28,8 \text{ кмоль} + 0,153 \text{ кмоль} = 28,953 \text{ кмоль};$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = n_{\text{общ}}(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}) = 28,953 \text{ кмоль};$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_2) = 28,953 \text{ кмоль} \cdot 26 \text{ кг/моль} = 752,78 \text{ кг}.$$

6. Определим суммарную массу HCl:

$$n_1(\text{HCl}) = n_{\text{общ}}(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}) = 28,953 \text{ кмоль};$$

$$m_{\text{общ}}(\text{HCl}) = m_1(\text{HCl}) + m_2(\text{HCl}) + m_{\text{ост}}(\text{HCl});$$

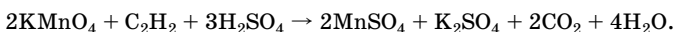
$$m_{\text{общ}}(\text{HCl}) = 36,5 \text{ кг/кмоль} \cdot (28,953 \text{ кмоль} + 0,153 \text{ кмоль}) + 83,54 \text{ кг} = 1145,91 \text{ кг}.$$

О т в е т: $m(\text{HCl}) = 1145,91 \text{ кг}$; $m(\text{C}_2\text{H}_2) = 752,78 \text{ кг}$.

Задача 9.169. На промышленном предприятии произошла утечка ацетилен. Для определения взрывоопасности получившейся ацетилено-воздушной смеси 20 л (н. у.) ее пропустили через подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия. В результате 11,3 г перманганата восстановилось. Опасна ли полученная смесь ацетилена с воздухом, если такие смеси взрываются при содержании ацетилена от 2,0 до 81 % (по объему)?

Р е ш е н и е

1. Уравнение реакции:



2. Найдем объем ацетилена в смеси:

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{n(\text{KMnO}_4)}{2}; \quad n(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{11,3 \text{ г}}{158 \text{ г/моль} \cdot 2} = 0,0358 \text{ моль};$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,0358 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 0,8 \text{ л}.$$

3. Найдем объемную долю ацетилена в смеси:

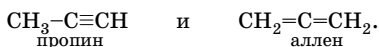
$$\varphi(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{0,8 \text{ л}}{20 \text{ л}} = 0,04, \text{ или } 4 \text{ \%}.$$

О т в е т: $\varphi(\text{C}_2\text{H}_2) = 4 \text{ \%}$; смесь взрывоопасна.

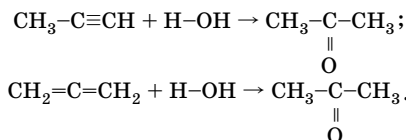
Задача 9.170. При взаимодействии с водой одного из карбидов магния количеством вещества 1 моль образуются смесь двух изомерных газообразных углеводородов объемом 22,4 л (н. у.) и гидроксид магния. Оба газообразных вещества присоединяют воду в присутствии соответствующих катализаторов без разрыва цепи атомов углерода, образуя ацетон. Установите формулу карбида магния. Напишите уравнения реакций.

Р е ш е н и е

1. Формулы двух изомерных углеводородов:



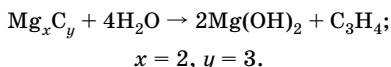
Уравнения реакций углеводов с водой:



2. Установим состав карбида магния:

$$n(\text{C}_3\text{H}_4) = \frac{22,4 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1 \text{ моль.}$$

Так как $n(\text{Mg}_x\text{C}_y) = n(\text{C}_3\text{H}_4) = 1$ моль, запишем уравнение реакции и расставим коэффициенты:



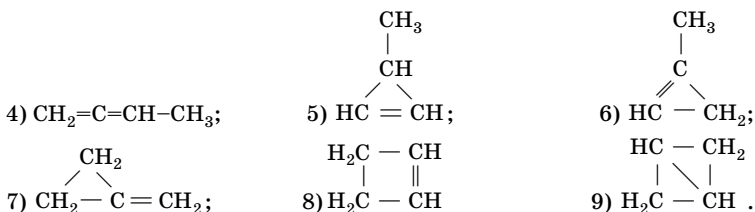
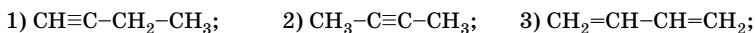
Состав карбида Mg_2C_3 .

О т в е т: Mg_2C_3 .

Задача 9.171. Представьте себе, что вы имеете все возможные изомеры состава C_4H_6 . Каждый из изомеров последовательно обработан водородом в присутствии катализатора (мольное соотношение углеводорода и водорода равно 1 : 1), затем бромоводородом и, наконец, избытком водного раствора щелочи. Сколько химических соединений может быть получено в результате этих превращений, если предположить, что все реакции протекают количественно?

Р е ш е н и е

Формулы изомеров состава C_4H_6 :



При гидрировании изомера 1 получается бутен-1, при гидрировании изомеров 2 и 4 — бутен-2, при гидрировании изомера 3 —

бутан (и останется 0,5 моль изомера 3), при гидрировании изомеров 5, 6 и 7 — метилциклопропан, изомеры 8 и 9 дают циклобутан.

В дальнейшем реакции гидробромирования бромоводородом бутена-1 и бутена-2 завершаются образованием 2-бромбутана, оставшийся бутадиен-1,3 приведет к образованию в смеси изомеров 1-бромбутена-2 и 3-бромбутена-1.

Метилциклопропан не реагирует с сухим бромоводородом, так же как и циклобутан.

При обработке продуктов гидробромирования водным раствором щелочи получают соответствующие спирты: бутанол-2, бутен-2-ол-1, бутен-3-ол-2. Таким образом, получено 3 спирта и 3 углеводорода (метилциклопропан, бутан и циклобутан).

О т в е т: шесть вещества.

Задача 9.172. Бинарное неорганическое соединение X с массовой долей кальция 62,5 % реагирует с жидкостью X₁, образуя газ X₂. Этот газ при нагревании под давлением в присутствии катализатора образует жидкость X₃, относительная плотность паров которой по водороду равна 42. При длительном кипячении жидкости с раствором серной кислоты (массовая доля 0,5) образуется жидкость X₄, относительная плотность которой по водороду равна 39. Определите, о каких веществах идет речь. Приведите уравнения реакций.

Р е ш е н и е

1. Определим соединение X — Ca_xЭ_y.

Пусть $n(\text{Ca}) = 1$ моль, тогда $M_r(\text{Ca}_x\text{Э}_y) = \frac{40 \cdot 1}{0,625} = 64$;

$A_r(\text{Э}) \cdot y = 64 - 40 = 24$, при $y = 1$ $A_r(\text{Э}) = 24$ (магний). Соединение CaMg не существует.

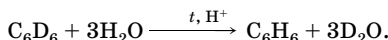
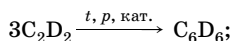
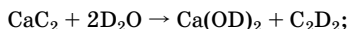
При $y = 2$ $A_r(\text{Э}) = \frac{24}{2} = 12$ (углерод), тогда вещество X — CaC₂.

2. Определим вещества X₁–X₄:

$M_r(\text{X}_4) = 39 \cdot 2 = 78$; X₄ — бензол C₆H₆;

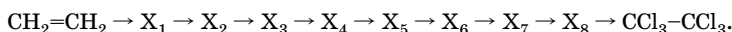
$M_r(\text{X}_3) = 42 \cdot 2 = 84$; X₃ — дейтеробензол C₆D₆, тогда X₁ — D₂O (тяжелая вода), X₂ — C₂D₂ (дейтероацетилен).

3. Уравнения реакций:

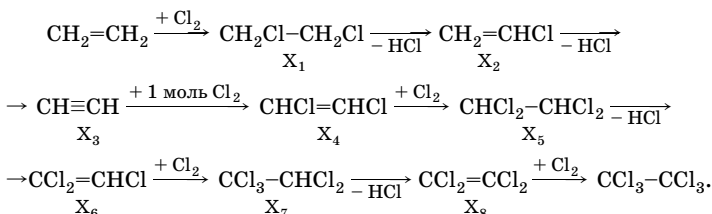


О т в е т: X — CaC_2 ; X_1 — D_2O ; X_2 — C_2D_2 ; X_3 — C_6D_6 ; X_4 — C_6H_6 .

Задача 9.178. Напишите уравнения последовательных реакций, которые включают присоединение хлора и отщепление хлороводорода, укажите условия проведения реакций и установите строение веществ X_1 – X_8 :



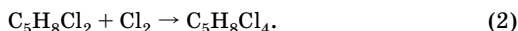
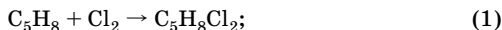
Р е ш е н и е



Задача 9.200. Какие вещества образуются при взаимодействии 10,2 г изопрена с 4,48 л (н. у.) хлора? Определите массовые доли продуктов реакции в смеси.

Р е ш е н и е

1. Уравнения реакций:



2. Определим количество вещества изопрена и хлора:

$$n(\text{C}_5\text{H}_8) = \frac{10,2 \text{ г}}{68 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{4,48 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

3. В первой реакции хлор в избытке. Найдем количество вещества каждого участника реакции:

$$n_1(\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_2) = n(\text{C}_5\text{H}_8) = 0,15 \text{ моль};$$

$$n_1(\text{Cl}_2) = n(\text{C}_5\text{H}_8) = 0,15 \text{ моль};$$

$$n_{\text{ост}}(\text{Cl}_2) = 0,2 \text{ моль} - 0,15 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль}.$$

4. Во второй реакции в избытке $\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_2$, хлор прореагирует полностью:

$$n(\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_4) = n_2(\text{Cl}_2) = n_{\text{ост}}(\text{Cl}_2) = 0,05 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_2) = n_2(\text{Cl}_2) = 0,05 \text{ моль};$$

$$n_{\text{ост}}(\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_2) = 0,15 \text{ моль} - 0,05 \text{ моль} = 0,1 \text{ моль}.$$

5. Найдем массовые доли продуктов в смеси:

$$m(\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_4) = 210 \text{ г/моль} \cdot 0,05 \text{ моль} = 10,5 \text{ г};$$

$$m_{\text{ост}}(\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_2) = 0,1 \text{ моль} \cdot 139 \text{ г/моль} = 13,9 \text{ г};$$

$$m(\text{см.}) = 13,9 \text{ г} + 10,5 \text{ г} = 24,4 \text{ г};$$

$$w(\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_2) = \frac{13,9 \text{ г}}{24,4 \text{ г}} = 57 \%; \quad w(\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_4) = 43 \%.$$

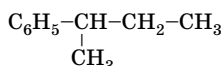
Ответ: $w(\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_2) = 57 \%$; $w(\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_4) = 43 \%$.

Задача 9.227. Напишите структурную формулу оптически активного углеводорода состава $\text{C}_{10}\text{H}_{14}$, который при окислении перманганатом калия в кислотной среде дает в качестве одного из продуктов реакции бензойную кислоту. Напишите уравнение реакции. Чему равно мольное соотношение окислителя и восстановителя.

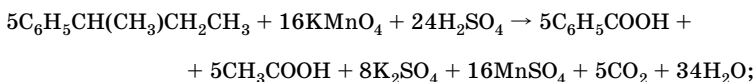
Решение

Исходя из условия задачи, $\text{C}_{10}\text{H}_{14}$ — монозамещенное производное бензола, так как при окислении образуется бензойная кислота.

Учитывая оптическую активность углеводорода, напомним его структурную формулу:



Уравнение реакции окисления:



$$n(\text{KMnO}_4) : n(\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3) = 16 : 5 = 3,2 : 1.$$

Ответ: $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$; 3,2 : 1.

Задача 9.230. Какой из изомерных ксилолов легче бромруется? Дайте объяснение. Напишите соответствующее уравнение реакции бромирования в ароматическое кольцо. В каких условиях протекает реакция и по какому механизму?

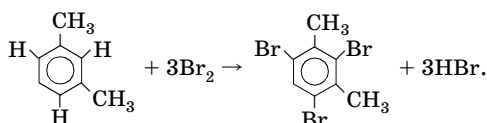
Решение

Известны три изомерных ксилола: *орто*- (1,2-диметилбензол); *мета*- (1,3-диметилбензол) и *пара*- (1,4-диметилбензол). Метильные группы — ориентанты первого рода. В 1,2-диметилбензоле метильный радикал при первом атоме углерода активирует бензольное кольцо, облегчая атаку электрофилами в положения 4, 6; метильный радикал при втором атоме углерода облегчает атаку электрофилами в положения 3, 5 (несогласованная ориентация).

В 1,3-диметилбензоле метильные радикалы при первом и третьем атомах углерода также активируют бензольное кольцо, облегчая атаку электрофилами в положения 2, 4, 6 (согласованная ориентация).

В 1,4-диметилбензоле метильные радикалы при первом и четвертом атомах углерода активируют бензольное кольцо, облегчая атаку электрофилами в положения соответственно 2, 6 и 3, 5 (несогласованная ориентация).

Наиболее легко бромруется *m*-ксилол. Накопление алкильных групп в бензольном ядре, особенно с согласованной ориентацией, приводит к сильной активации бензольного ядра. Реакция протекает по схеме:



Реакция протекает при комнатной температуре, без катализатора по механизму электрофильного замещения.

Ответ: *m*-ксилол.

Задача 9.240. Определите факторы парциальных скоростей (скоростей замещения в *o*-, *m*-, *n*-положения), f_o , f_m , f_n реакции нитрования толуола, если выходы изомерных *o*-, *m*-, *n*-мононитропроизводных составляют соответственно 58,4; 4,4; 37,2 %, а относительная скорость нитрования толуола 24,5 (т. е. толуол в реакции нитрования в 24,5 раза активнее бензола).

Решение

Факторы парциальных скоростей представляют собой отношения скоростей замещения в *o*-, *m*-, *n*-положения (с поправкой на статистический фактор) к скорости замещения в одно из шести положений незамещенного бензола, которая принимается за единицу.

Эти величины позволяют количественно оценить ориентирующее влияние данного заместителя. Для данного алкилбензола f_o , f_m , f_n вычисляют, умножая общую относительную скорость на выход продуктов, получаемых в результате соответственно *o*-, *m*- и *n*-замещения. При этом вводят поправку на статистический фактор, зависящий от числа равноценных положений, доступных для замещения (в бензольном кольце их 6; в монозамещенных бензолах по два для *o*- и *m*- и один — для *n*-изомеров).

Пусть k_o , k_m , k_n — скорости замещения в одном из положений; $k_{C_6H_6}$ — скорость замещения в одном из положений бензольного кольца. Тогда

$$f_o = \frac{k_o}{k_{C_6H_6}}; \quad \frac{2k_o}{6k_{C_6H_6}} = \frac{\eta_o \cdot v^*}{1}; \quad f_o = \frac{6 \cdot \eta_o \cdot v^*}{2};$$

$$f_m = \frac{2k_m}{6k_{C_6H_6}} = \frac{\eta_m \cdot v^*}{1}; \quad f_m = \frac{6 \cdot \eta_m \cdot v^*}{2};$$

$$f_n = \frac{k_n}{6k_{C_6H_6}} = \frac{\eta_n \cdot v^*}{1}; \quad f_n = \frac{6 \cdot \eta_n \cdot v^*}{1},$$

где v^* — относительная скорость нитрования толуола.
Рассчитываем факторы парциальных скоростей:

$$f_o = \frac{6 \cdot 0,584 \cdot 24,5}{2} = 42,92;$$

$$f_m = \frac{6 \cdot 0,044 \cdot 24,5}{2} = 3,23;$$

$$f_n = \frac{6 \cdot 0,372 \cdot 24,5}{1} = 54,68.$$

Ответ: $f_o = 42,92$; $f_m = 3,23$; $f_n = 54,68$.

Задача 9.243. Известно, что в уксусной кислоте толуол хлорируется в 350 раз быстрее бензола. Содержание *m*-, *o*- и *n*-хлортолуола в полученной при этом реакционной смеси составляет соответственно 0,5; 59,8 и 39,7 %. Вычислите факторы парциальных скоростей f_o , f_m , f_n для этого случая.

Решение

Решение аналогично решению задачи 9.240.

Факторы парциальных скоростей:

$$f_o = \frac{6 \cdot 0,598 \cdot 350}{2} = 627,9;$$

$$f_m = \frac{6 \cdot 0,005 \cdot 350}{2} = 5,25;$$

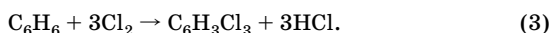
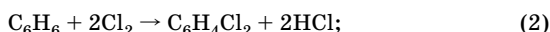
$$f_n = \frac{6 \cdot 0,397 \cdot 350}{1} = 833,7.$$

Ответ: $f_o = 627,9$; $f_m = 5,25$; $f_n = 833,7$.

Задача 9.246. Определите массу бензола, необходимого для получения 3600 кг хлорбензола-сырца, в котором массовая доля хлорбензола составляет 31 %, дихлорбензола — 3 %, трихлорбензола — 0,5 %, а остальное — бензол. Учтите, что при получении 1 т хлорбензола испаряется 1,8 т бензола. Определите массу прореагировавшего бензола.

Решение

1. Уравнения реакций:



2. Найдем массу каждого компонента хлорбензола-сырца и количество вещества бензола, необходимого для его получения:

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}) = 3600 \text{ кг} \cdot 0,31 = 1116 \text{ кг};$$

$$n_1(\text{C}_6\text{H}_6) = n(\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}) = \frac{1116 \text{ кг}}{112,5 \text{ кг/кмоль}} = 9,92 \text{ кмоль};$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2) = 3600 \text{ кг} \cdot 0,03 = 108 \text{ кг};$$

$$n_2(\text{C}_6\text{H}_6) = n(\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2) = \frac{108 \text{ кг}}{147 \text{ кг/кмоль}} = 0,73 \text{ кмоль};$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_3\text{Cl}_3) = 3600 \text{ кг} \cdot 0,005 = 18 \text{ кг};$$

$$n_3(\text{C}_6\text{H}_6) = n(\text{C}_6\text{H}_3\text{Cl}_3) = \frac{18 \text{ кг}}{181,5 \text{ кг/моль}} = 0,1 \text{ кмоль}.$$

3. Найдем суммарное количество вещества прореагировавшего бензола и его массу:

$$n_{\text{реак}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 9,92 + 0,73 + 0,1 = 10,75 \text{ (кмоль)};$$

$$m_{\text{реак}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 78 \text{ кг/кмоль} \cdot 10,75 \text{ кмоль} = 838,5 \text{ кг}.$$

4. Вычислим массу испарившегося бензола:

$$m_{\text{исп}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 1,8 \cdot 1116 \text{ кг} = 2009 \text{ кг}.$$

5. Найдем массу бензола, оставшегося в смеси:

$$m_{\text{ост}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 3600 - 1116 - 108 - 18 = 2358 \text{ (кг)}.$$

6. Определим исходную массу бензола:

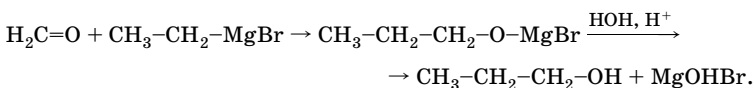
$$m_{\text{исх}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 838,5 \text{ кг} + 2009 \text{ кг} + 2358 \text{ кг} = 5205,5 \text{ кг}.$$

О т в е т: $m_{\text{исх}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 5205,5 \text{ кг}$; $m_{\text{реак}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 838,5 \text{ кг}$.

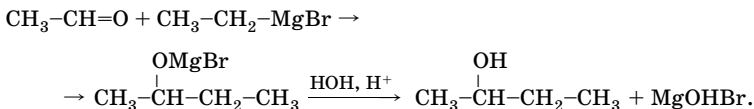
Задача 10.158. Для синтеза спиртов был взят бромид этилмагния. Какой второй компонент необходим для получения следующих спиртов: а) пропанола-1; б) бутанола-2; в) 2-метилбутанола-2; г) 3-метилгептанола-3? Напишите уравнения реакций.

Решение

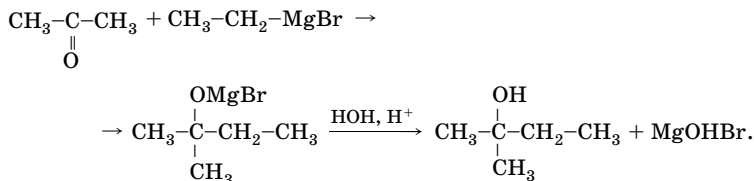
а) Пропанол-1 — первичный спирт. Для получения первичных спиртов с помощью реактива Гриньяра в качестве карбонильного компонента используют муравьиный альдегид:



б) Бутанол-2 — вторичный спирт, его получают аналогично, но используют в качестве исходных соединений любые альдегиды, кроме муравьиного:



в, г) 2-Метилбутанол-2 и 3-метилгептанол-3 — третичные спирты. Получают их, используя в качестве исходных соответствующие кетоны:



3-Метилгептанол-3 получают аналогично из гексанона-2 и реактива Гриньяра.

О т в е т: а) муравьиный альдегид; б) уксусный альдегид; в) ацетон; г) гексанон-2.

Задача 10.164. При сгорании 1 г легкокипящего углеводорода образуется 1,06 г воды, а при его гидратации в присутствии солей двухвалентной ртути получается кислородсодержащее соединение. В результате окисления углеводорода дихроматом калия в разбавленном растворе серной кислоты получаются масляная кислота и углекислый газ. Плотность паров углеводорода по водороду 34. Что собой представляет исходный углеводород? Напишите его структурную формулу и уравнения всех упомянутых реакций.

Решение

1. Установим простейшую формулу углеводорода:

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}); \quad n(\text{H}) = \frac{2 \cdot 1,06 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,118 \text{ моль};$$

$$m(\text{C}) = 1 \text{ г} - 0,118 \text{ г} = 0,882 \text{ г};$$

$$n(\text{C}) = \frac{0,882 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 0,0735 \text{ моль};$$

$n(\text{C}) : n(\text{H}) = 0,0735 : 0,118 = 5 : 8$; простейшая формула — C_5H_8 .

2. Установим истинную формулу углеводорода:

$$M_r(\text{C}_5\text{H}_8) = 68; \quad M_r(\text{C}_x\text{H}_y) = 68.$$

Следовательно, истинная формула совпадает с простейшей. Углеводород может быть диеном, алкином, циклоалкеном и др. Однако условию задачи удовлетворяет только один из них — пентин-1.

Ответ: пентин-1.

Задача 10.187. Установите строение альдегида состава $\text{C}_{14}\text{H}_{26}\text{O}$, если известно, что он содержит две двойные связи, основная цепь состоит из 10 атомов углерода. Это вещество существует в виде *цис*- и *транс*-изомеров, при окислении перманганатом калия в присутствии серной кислоты образует ацетон, 4-оксопентановую кислоту и 2,2-диметилбутандиовую кислоту. Тривиальное название — эженаль. Этот альдегид имеет интенсивный запах цветов и свежей зелени, его применяют при составлении парфюмерных композиций. При написании структурной формулы альдегида учтите, что из 4-х углеводородных радикалов 3 занимают положения 2 и 5. Назовите этот альдегид по заместительной номенклатуре ИЮПАК.

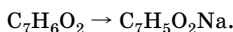
снуйте. Определите выход вещества Г. Напишите уравнения всех вышеперечисленных реакций.

Решение

1. Установим строение вещества А.

Практически одинаковое число атомов углерода и водорода в молекуле и плохая растворимость вещества А в воде говорят о том, что А — ароматическое соединение. Любые неароматические вещества (циклические и нециклические) следует исключить, так как содержание брома в продуктах их реакции с бромной водой будет значительно больше.

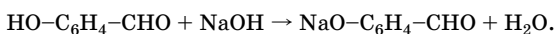
По условию задачи вещество А реагирует с водным раствором гидроксида натрия, значит, в молекуле имеется карбоксильная группа или фенольный гидроксил. В результате этого взаимодействия образуется соль Б, при этом только один атом водорода замещается на атом натрия:



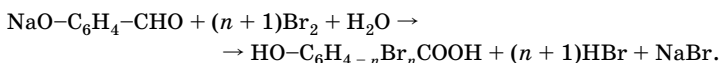
Из ароматических соединений с бромной водой при обычных условиях реагируют только фенол, анилин или их соли. Значит, вещество Б — натриевая соль замещенного фенола. Исходя из бруттоформулы А, можно сделать вывод, что заместителем является альдегидная группа.

Следовательно, вещество А имеет формулу $HO-C_6H_4-CHO$.

2. В результате реакции вещества А со щелочью получается вещество Б и вода:



3. Уравнение реакции Б с бромной водой:



$$M(HOC_6H_{4-n}Br_nCOOH) = 138 + 79n;$$

$$\frac{80n}{138 + 79n} = 0,64; \quad n = 3.$$

Значит, вещество В имеет формулу HOC_6HBr_3COOH :



Задача 10.233. В результате реакции между уксусной кислотой и этиловым спиртом получена смесь, содержащая 0,34 моль уксусной кислоты, 0,34 моль этанола, 0,66 моль этилацетата и 0,66 моль воды. Вычислите константу равновесия реакции этерификации.

Решение

В реакции между уксусной кислотой и этиловым спиртом общее количество вещества не изменяется, следовательно, константу можно вычислить, исходя из равновесных количеств веществ:

$$K = \frac{n(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) \cdot n(\text{H}_2\text{O})}{n(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})};$$
$$K = \frac{0,66 \cdot 0,66}{0,34 \cdot 0,34} = 3,8.$$

Ответ: $K = 3,8$.

Задача 11.35. Объясните, почему при бромировании анилина получается 2,4,6-триброманилин, в то время как нитрование анилина смесью азотной и серной кислот приводит к образованию *m*-нитроанилина.

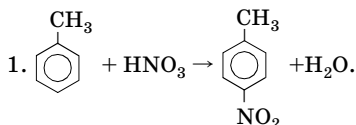
Решение

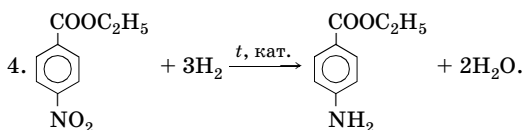
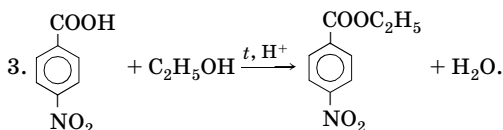
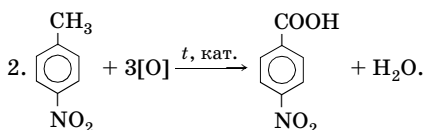
В молекуле анилина присутствует ориентант первого рода — аминогруппа, которая активирует бензольное кольцо и способствует электрофильному замещению преимущественно в положения 2, 4, 6.

При нитровании анилина смесью концентрированных азотной и серной кислот в значительной степени происходит протонирование молекулы, группа NH_3^+ дезактивирует кольцо по отношению к электрофильному реагенту, поэтому нитрование происходит в менее дезактивированное *meta*-положение.

Задача 11.41. Предложите схему синтеза этил-*n*-аминобензоата (анестезина) из толуола. Сколько стадий включает оптимальный путь получения этого соединения?

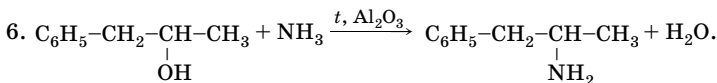
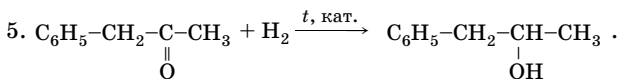
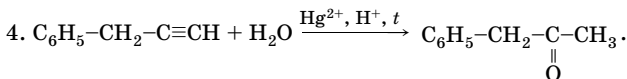
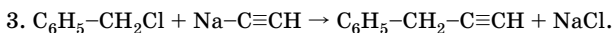
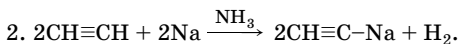
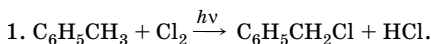
Решение



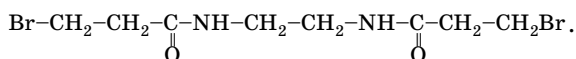


Задача 11.44. Предложите схему синтеза 1-фенилпропанамина-2 (лекарственного препарата бензедрина, снимающего сонливость, усталость) из толуола, ацетилена и необходимых неорганических веществ.

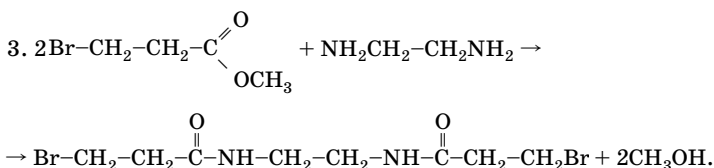
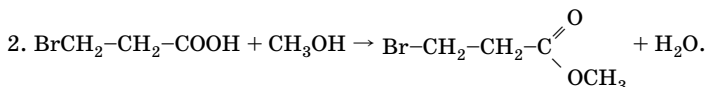
Решение



Задача 11.56. Предложите схему синтеза продимина (противоопухолевого препарата) из акриловой кислоты и этандиамина-1,2. Продимин имеет формулу:



Решение



Задача 11.60. Установите строение вещества состава $\text{C}_5\text{H}_{13}\text{N}$, которое при взаимодействии с соляной кислотой образует соль А, а с азотистой кислотой реагирует с выделением азота и образованием вещества Б $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$. Вещество Б при окислении дает кетон, а в более жестких условиях — смесь уксусной и пропионовой кислот.

Решение

Вещество состава $\text{C}_5\text{H}_{13}\text{N}$ — первичный амин, так как реагирует с азотистой кислотой с выделением азота, при этом образуется спирт (Б). Поскольку при окислении вещество Б дает кетон, следовательно, это вторичный спирт. Продукты окисления кетона свидетельствуют о том, что это пентанон-3. Значит, первичный амин — пентанамин-3.

Ответ: пентанамин-3.

ОТВЕТЫ НА ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

РАЗДЕЛ I

Глава 1

1.2. $1,18 \cdot 10^{-22}$ г; $1,86 \cdot 10^{-22}$ г; $1,40 \cdot 10^{-22}$ г. 1.3. $9,52 \cdot 10^{-21}$ г.
1.4. 894 г/моль. 1.5. 48 г/моль. 1.6. 4. 1.7. 2 г. 1.8. В 1,5 раза.
1.9. а) 21,3 моль, $1,28 \cdot 10^{25}$ молекул; б) 0,2 моль, $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул;
в) 0,3 моль, $1,806 \cdot 10^{23}$ молекул. 1.10. а) 138 г; б) 96 г. 1.11. а) 0,75 моль;
б) 0,5 моль; в) 2,0 моль; г) 0,5 моль; д) 32,5 моль. 1.12. $2,408 \cdot 10^{24}$;
 $1,204 \cdot 10^{24}$. 1.13. 0,5 моль. 1.14. 4,5 моль. 1.15. $6,69 \cdot 10^{24}$.
1.16. а) $6,02 \cdot 10^{24}$; б) $1,806 \cdot 10^{23}$. 1.17. а) 47,4 г; б) 2,37 г; в) 2,37 г.
1.18. $1,85 \cdot 10^{-5}$ моль; $1,07 \cdot 10^{-3}$ моль; $7,8 \cdot 10^{-6}$ моль; $2,35 \cdot 10^{-6}$ моль.
1.19. 10^{-3} г. 1.20. 3,85 %. 1.21. 20,5 г. 1.22. 7,04 г. 1.23. 25 мг.
1.24. 17,6 мг. 1.25. $3,23 \cdot 10^{22}$. 1.26. Водорода. 1.27. 0,77 моль;
1,08 моль; 7,39 моль. 1.28. $1,38 \cdot 10^{22}$; $8,17 \cdot 10^{20}$. 1.29. 52. 1.30. Fe.
1.31. В 0,3 моль. 1.32. 0,0625 г; BeO. 1.33. 62,4 г. 1.34. CaF₂; 39 г.
1.35. а) $8,31 \cdot 10^{19}$; б) $1,19 \cdot 10^{20}$. 1.36. Соглашаются и соответствуют.
1.37. Сера в избытке, железо прореагировало полностью. 1.38. 57,4 %.
1.39. 85,7 %. 1.40. Fe(NO₃)₃ · 9H₂O. 1.41. FeSO₄ · 7H₂O. 1.42. CaCl₂ · 6H₂O.
1.43. 8,9 %. 1.44. 63,44 %. 1.45. 56,34 %; P. 1.46. Si. 1.47. CH₃Cl,
5,05 г; 2,24 л. 1.48. C₂H₄Cl₂. 1.49. CH₃COONa. 1.50. CHCl₃.
1.51. MgSO₄ · 7H₂O. 1.52. C₂HF₃ClBr. 1.53. NH₄NO₂ — нитрит аммо-
ния; NH₄NO₃. 1.54. C₄H₆O₄. 1.55. Na₂SO₃, сульфит натрия, соль.
1.56. C₂H₅NO₂. 1.57. CO(NH₂)₂. 1.58. KNaC₄H₄O₆. 1.59. C₂H₅COOK.
1.60. C₃H₈O. 1.61. C₂H₄O₂; 47,6 л. 1.62. Zn(NO₃)₂ · 6H₂O. 1.63. Al.
1.64. PCl₃. 1.65. FeSO₄ · 7H₂O. 1.66. 1613 кг. 1.67. 204,7 кг. 1.68. 95 %.
1.69. 645 г. 1.70. 694,4 м³. 1.71. 80 %. 1.72. 92,2 %. 1.73. 67,4 %.
1.74. 5,05 г. 1.75. 92,6 %. 1.76. 20 %. 1.77. 67,32 %. 1.78. 26,64 г.

1.79. 1 : 2. **1.80.** Zn. **1.81.** K_2SO_3 ; 9,48 г. **1.82.** 27,8 мл. **1.83.** 64 % Mg, 36 % Al. **1.84.** $HCOOCH_3$ — метилформиат. **1.85.** 18,8 % . **1.86.** 13,3 г. **1.87.** 4,87 % HCl, 16,8 % HNO_3 . **1.88.** NH_4HS , $CuCl_2$. **1.89.** 54 г; 7 моль; 12 моль; $4,2 \cdot 10^{24}$ атомов; $7,2 \cdot 10^{24}$ атомов. **1.90.** $1,38 \cdot 10^{18}$. **1.91.** 13,08 г Zn; 31,75 г Cu. **1.92.** 27 г. **1.93.** 0,084 г. **1.94.** 112 л; 112 л; 90 мл. **1.95.** 56 л. **1.96.** 0,667 л. **1.97.** 3,75 г/л; 0,76 г/л. **1.98.** Cl_2 . **1.99.** 20,9 г/л. **1.100.** В 3 раза. **1.101.** 643 г; 207,8 л. **1.102.** 625 л. **1.103.** 6,03 г. **1.104.** 78,46 %; 21,54 % . **1.105.** Уменьшится в 1,11 раза. **1.106.** 0,15 моль O_2 ; 0,1 моль O_3 . **1.107.** 0,2 моль CO; 0,3 моль CO_2 . **1.108.** 80 % CO; 20 % CH_4 . **1.109.** 10,5. **1.110.** Уменьшилось в 1,06 раза. **1.111.** 85,5 % . **1.112.** 66,7 % . **1.113.** 765 л. **1.114.** 32 г/моль; по объему 28,6 % N_2 , 42,8 % O_2 , 14,3 % CO_2 , 14,3 % CO; по массе 25,0 % N_2 , 42,9 % O_2 , 19,6 % CO_2 , 12,5 % CO. **1.115.** 50 л. **1.116.** 40 г/моль. **1.117.** 38 л. **1.118.** 30 % CO; 20 % NO_2 ; 48 % N_2 ; 2 % O_2 . **1.119.** 46,7 % NH_3 , 53,3 % CO. **1.120.** $2,69 \cdot 10^{22}$. **1.121.** 1,62 г. **1.122.** 4,62 л NH_3 ; 7,38 л CO_2 . **1.123.** 38 % . **1.124.** 23,67 г/моль. **1.125.** $2,41 \cdot 10^{22}$. **1.126.** 3,6 г. **1.127.** O_2 . **1.128.** 1:2; нет. **1.129.** 15 % . **1.130.** 46,9 м³. **1.131.** 7 % . **1.132.** 18,93 г. **1.133.** 44 г/моль. **1.134.** 40,5 % Al; 59,5 % Sn. **1.135.** 60 % H_2 ; 40 % O_2 . **1.136.** 22,4 % CO_2 ; 67,3 % CO; 10,3 % N_2 . **1.137.** 0,02 моль N_2 ; 0,06 моль H_2 ; 50 % . **1.138.** 9,68. **1.139.** 28,43. **1.140.** 29,25 г. **1.141.** 1,95 %; 30,45 г. **1.142.** 9,45 % . **1.143.** Реакцию (1) катализирует Rh, реакцию (2) — Co, обе реакции — Cu; 15 %; на Cu: H_2 — 0,161; N_2 — 0,232; NH_3 — 0,607; на Rh: N_2 — 0,333, H_2 — 0,667; на Co: NH_3 — 0,800, N_2 — 0,200. **1.144.** 219,4 кПа. **1.145.** 2 л N_2 ; 1,125 л раствора HNO_3 . **1.146.** 32 г/моль. **1.147.** $w(O_2) = 82,35\%$, $\varphi(O_2) = \chi(O_2) = 87,5\%$. **1.148.** 0,506 г/л. **1.149.** H_2S ; 0,233 г на 100 г воды. **1.150.** 0,3 моль O_2 ; 0,2 моль CO_2 .

Глава 2

2.1. 19 \bar{e} , 19p, 20n; 12 \bar{e} , 12p, 12n; 26 \bar{e} , 26p, 30n; 30 \bar{e} , 30p, 35n; 18 \bar{e} , 18p, 22n. **2.2.** 15. **2.3.** Se, +34. **2.4.** I, 127. **2.5.** 77,5 % ^{35}Cl и 22,5 % ^{37}Cl . **2.6.** 24,3. **2.7.** а) 19 г/моль; б) 20 г/моль. **2.9.** 6. **2.10.** 17p, 20n, 17 \bar{e} . **2.11.** 1, 2, 0; 29, 35, 27; 1, 0, 1; 1, 0, 0; 17, 20, 18; 34, 36, 34. **2.12.** 48,

48, 50; 31, 31, 32; 11, 8, 10; 11, 7, 10. **2.13.** а) F^- ; б) Na; в) Ne; г) Na^+ . **2.14.** Ne. **2.15.** 10 ; $6,02 \cdot 10^{24}$, $3,34 \cdot 10^{23}$. **2.16.** $10\bar{e}$, $10p$. **2.17.** Cl, K, Cr, Cu. **2.18.** Зр. **2.19.** 4, 0, 0, $\pm 1/2$. **2.20.** Энергией, размерами. **2.21.** 0, 1, 2, 3. **2.22.** 4, 1. **2.23.** 5. **2.24.** $3d$; $5s$; $3p$; $4d$. **2.25.** $1p$, $2d$, $3f$. **2.26.** $3s$: $n = 3$, $l = 0$, $m = 0$, $s = \pm 1/2$; $3d$: $n = 3$, $l = 2$, $m = -2, -1, 0, +1$, $s = \pm 1/2$. **2.27.** Ni; $n = 3$, $l = 2$, $m = 0$, $s = -1/2$. **2.28.** $n = 4$, $l = 0$, $m = 0$, $s = +1/2$. **2.29.** Se. **2.30.** F; Ne. **2.31.** 7, 2, 8, 8. **2.32.** 5. **2.33.** а) увеличивается; б) не изменяется; в) уменьшается. **2.34.** n^2 ; $2n^2$. **2.35.** 1; 2; 2; 3; 3. **2.36.** $n = 3$; $l = 1$; $m = -1, 0, +1$, $s = \pm 1/2$. **2.37.** а) $+33$; б) 3; в) $+5$; г) III. **2.38.** Fe^{3+} . **2.39.** а) F; б) S; в) Sc. **2.40.** S^{2-} ; Cl^- ; K^+ ; Ca^{2+} . **2.41.** Cu, Ag, Au. **2.43.** Ca, Zn, Kr; Kr. **2.44.** а) V, Co; б) Sb. **2.47.** F; конфигурация внешнего уровня — лишнее условие. **2.48.** б. **2.50.** Sr; S; Cr. **2.51.** 6. **2.52.** S, Se, Te; $ns^2 np^4$. **2.53.** Окислители: N, Cl. **2.54.** Li^+ , Sr^{2+} , Al^{3+} , Ti^{4+} , At^- . **2.56.** 3. **2.57.** II, IV, VI. **2.62.** H_2SO_4 . **2.64.** АГБВВ. **2.67.** CH_4 . **2.68.** ${}_{19}K$. **2.69.** Доноры: Na ($1\bar{e}$), Al ($3\bar{e}$), Mg ($2\bar{e}$); акцепторы: O ($2\bar{e}$), F ($1\bar{e}$). **2.71.** ${}_{7}N$. **2.78.** 14. **2.82.** Главная подгруппа V группы. **2.83.** 5. **2.84.** NaOH, 40. **2.85.** S. **2.86.** O. **2.87.** Ca. **2.88.** Na_2CO_3 или $(NH_4)_2CO_3$. **2.91.** а) S; б) As. **2.95.** а) увеличивается; б) уменьшается. **2.96.** Уменьшается. **2.97.** а) увеличивается; б) уменьшается; в) уменьшается. **2.99.** б, в, д. **2.101.** Br_2 , CH_3Cl , N_2 , HF. **2.106.** Уменьшается. **2.107.** Линейная. **2.108.** в. **2.109.** sp^3 -гибридизация. **2.110.** б. **2.111.** sp^3 , sp , sp , sp^3 , sp^2 , sp^2 . **2.112.** б. **2.113.** в. **2.114.** 1_0n . **2.115.** ${}^{256}_{102}No$. **2.116.** ${}^{54}_{24}Cr$. **2.117.** ${}^{90}_{39}Y$. **2.118.** ${}^{100}_{43}Tc$; ${}^{99}_{43}Tc$. **2.119.** $7/8$, или 0,875. **2.120.** 3 α -частицы и 2 β -частицы. **2.121.** а) ${}^{14}_7N$; б) ${}^{226}_{88}Ra$; ${}^{222}_{86}Rn$. **2.122.** ${}^{210}_{83}Bi \rightarrow {}^{210}_{84}Po + {}^0_{-1}e$; ${}^{210}_{84}Po \rightarrow {}^{206}_{82}Pb + {}^4_2He$. **2.123.** ${}^{238}_{92}U + {}^2_1D \rightarrow {}^{239}_{92}U + {}^1_1p$; ${}^{239}_{92}U \rightarrow {}^{239}_{93}Np + {}^0_{-1}e$. **2.124.** Через 65,5 лет. **2.125.** Через 690 дней. **2.126.** ${}^{12}_6C$.

Глава 3

3.2. 393,5 кДж. **3.3.** 58 032 кДж. **3.4.** -226,4 кДж/моль. **3.5.** -46,2 кДж/моль. **3.7.** -160 кДж/моль. **3.8.** а) $3,28 \cdot 10^7$ кДж;

б) 10,36 л; в) 0,0448 м³. 3.9. 20,63 кДж. 3.10. -87,5 кДж/моль.
 3.11. -49 кДж/моль. 3.12. 3300 ккал. 3.13. 126,6 ккал.
 3.14. -572 кДж. 3.15. -395 кДж/моль. 3.16. -75 кДж/моль.
 3.17. -38,0 кДж/моль. 3.18. -142 кДж/моль. 3.19. -18,4 кДж/моль.
 3.20. 2227,5 кДж. 3.21. 102,0 кДж. 3.22. 1411 кДж/моль.
 3.23. -46,2 кДж/моль. 3.24. -822,2 кДж/моль. 3.25. 331,08 кДж;
 170,76 кДж. 3.26. 60 %. 3.27. 36 % CH₃COOH, 64 % O₂.
 3.28. 530,59 ккал/моль; 11,05 г. 3.29. а) -137 кДж; б) -101 кДж.
 3.30. -393,5 кДж/моль. 3.31. 65,0 кДж. 3.32. -183,9 кДж.
 3.33. 2,3 г. 3.34. 4,25 кДж. 3.35. -1371 кДж/моль. 3.36. -18,3 кДж.
 3.37. -1654,2 кДж. 3.38. -493 кДж. 3.39. 86 кДж. 3.41. 109,5 кДж;
 20,46 л. 3.42. -110,5 кДж/моль. 3.43. При сгорании бора, в 2,38 раза.
 3.44. 429 кДж. 3.45. 191 кДж. 3.46. 115 г. 3.47. 4,93 м³.
 3.48. 7,83 моль; 1699 г. 3.49. -110,5 кДж/моль. 3.50. 1 : 1.
 3.51. 1,4 Дж/К. 3.52. 2871,4 кДж; реакция идет с затратой энергии.
 3.53. а) 120 кДж; б) 978 К. 3.54. -11,5 кДж. 3.55. 312 кДж.
 3.56. 11 438 кДж. 3.57. 61,2 г. 3.58. 478,8 кДж; 114,5 ккал.
 3.59. Увеличится в 8 раз. 3.60. 0,001 моль/(л · с). 3.61. Увеличится
 в 2 раза. 3.62. Уменьшится в 16 раз. 3.63. Возрастет в 3,4 раза.
 3.64. 1,84 моль/(л · с); 1,23 моль/(л · с). 3.65. 0,036 моль/(л · мин);
 0,0144 моль/(л · мин). 3.66. 8,4 · 10⁻⁴ моль/(л · с). 3.67. v_a в 10 раз
 меньше. 3.68. 7 ч 6 мин 11 с. 3.69. Уменьшится в 128 раз. 3.70. 32.
 3.71. На 30 °С. 3.72. 37,5 с. 3.73. 2,2 · 10⁻³ с⁻¹. 3.74. В 4 раза.
 3.75. Увеличится в 125 раз. 3.76. В 10 раз. 3.77. Уменьшится в
 64 раза. 3.78. Увеличить в 4 раза. 3.79. а) увеличится в 27 раз; умень-
 шится в 8 раз; увеличится в 27 раз; б) увеличится в 81 раз; уменьшит-
 ся в 16 раз; увеличится в 27 раз. 3.80. 50 °С. 3.81. В 64 раза.
 3.82. 25,3 : 1. 3.83. 2. 3.84. На 30 °С. 3.85. Увеличится в 27 раз.
 3.86. 30 с. 3.87. Увеличится в 1,08 раза. 3.88. Первая. 3.89. В 81 раз.
 3.90. 30 с. 3.91. 3 моль/(л · с). 3.92. 50 °С. 3.93. В 2,6 раза. 3.94. 1,87.
 3.95. 3 моль/л. 3.96. 3 моль/л. 3.97. 5,0. 3.98. 0,04 моль/л;
 0,02 моль/л. 3.99. 3 моль. 3.100. 62,5 %. 3.101. 3,16.
 3.102. 0,7 моль/л. 3.103. 3,3 · 10⁻⁵ моль/(л · с). 3.107. 5916;
 0,2 моль/л; 0,179 моль/л. 3.109. в, г. 3.110 10,3 % NO₂; 26,4 % O₂;
 63,3 % NO. 3.111. 0,03 моль/л SO₂; 0,025 моль/л O₂. 3.112. 9.
 3.113. 10 г. 3.114. Увеличится в 2,25 раза. 3.115. 64 г.
 3.116. 1,59 моль/л; 1,50 моль/л.

Глава 4

4.1. 31 г/100 г H_2O . 4.2. 975 г; 500 г H_2O , 475 г KBr . 4.3. 31,25 г.
4.4. 20,8 г $NaOH$; 19,2 г H_2O . 4.5. 140 г. 4.6. 16,8 г. 4.7. 33,9 г.
4.8. 1192,5 г. 4.9. 12,38 г; 6,19 %. 4.10. 1,914 г. 4.11. 11,48 %.
4.12. 1,7 %. 4.13. 6,8 %. 4.14. 0,754 г; 75 мл. 4.15. 0,99 л. 4.16. 0,11 г.
4.17. 0,068 моль. 4.18. 22,08 %. 4.19. $1,67 \cdot 10^{21}$; 0,028 моль/л.
4.20. 4,06 %. 4.21. 1,5 % $NaOH$; 4,2 % $NaNO_3$. 4.22. 200 г; 483 г.
4.23. 3,75 %. 4.24. 2,16 %. 4.25. 131,8 г $NaHCO_3$. 4.26. 7320 объ-
емов. 4.27. 74 %. 4.28. 75 %. 4.29. 20,2 % CH_3COOH . 4.30. 27,0 %
 $NaHSO_3$; 1,6 % C_6H_5OH . 4.31. 2,06 г. 4.32. Нет, объем раствора 330 мл.
4.33. 7,2 %. 4.34. 5,42 %; 90,1 мл. 4.35. 39,7 %. 4.36. 148,5 г.
4.37. 12 %. 4.38. 0,25 моль. 4.39. 400 г. 4.40. 6,48 л. 4.41. 49 г.
4.42. 720 мл; 225 г. 4.43. 774 мл. 4.44. 200 г. 4.45. 7,04 г. 4.46. 45 мл;
1,7 %. 4.47. 1,61:1. 4.48. 1,31:1. 4.49. 12,4 %. 4.50. 91 мл. 4.51. 200 мл.
4.52. 9,9 % KCl ; 7,4 % $CaCl_2$. 4.53. 4,96 %. 4.54. В 4,6 раза.
4.55. 68,4 мл. 4.56. 345 г. 4.57. 148 г $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$; 252 г раствора.
4.58. $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. 4.59. 440 г. 4.60. 200 мл. 4.61. 0,045 моль.
4.62. 217 мл. 4.63. Щелочную. 4.64. Кислотная; 0,051 моль.
4.65. 6,49 моль. 4.66. 18,4 %. 4.67. 0,332 %; 44,8 мл. 4.68. 1,98 %.
4.69. 0,2 моль NH_4HSO_3 . 4.70. 965,5 мл. 4.71. 9 л. 4.72. 0,7 %.
4.73. 2,1 г. 4.74. 8,07 % HCl ; 16,2 % $AlCl_3$. 4.75. 18,9 г. 4.76. 0,05 моль/л.
4.77. 0,432 М. 4.78. 2,32 М. 4.79. 32,9 мл. 4.80. 6 г $CaCl_2 \cdot 6H_2O$;
96,3 г H_2O ; 0,276 М $CaCl_2$. 4.81. 0,036 моль/л $Al(NO_3)_3$; 0,056 моль/л
 Na_2S . 4.82. 62,7 г. 4.83. $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. 4.84. $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$.
4.85. $CaBr_2 \cdot 3H_2O$. 4.86. $BaCl_2$; 7,6 %; 0,375 М; $NaCl$: 0,92 %; 0,16 М.
4.87. 5,96 моль/кг. 4.88. 0,100 моль/кг. 4.89. 0,3 моль/л; 0,31 моль/кг.
4.90. 2,99 моль/л; 3,29 моль/кг. 4.91. 9,4 М; 19,3 моль/кг. 4.92. 4 %
 $CuSO_4$; 2,3 % H_2O . 4.93. 27,4 мл. 4.94. В 10,68 раза. 4.95. 2,13 л.
4.96. 1,36 моль/л. 4.97. 0,8 л. 4.98. 34,9 г. 4.99. 1,5 М. 4.100. 0,42 л
и 1,58 л. 4.101. 32,5 %. 4.102. 1,84 моль/л. 4.103. 25 %. 4.104. 8,5 %.
4.105. 52 г. 4.106. 24,48 г; 1,27 % $NaNO_3$, 2,99 % KNO_3 . 4.107. Li .
4.108. 16 г. 4.109. 100: 978. 4.110. 256,1 г. 4.111. 5,95 % K_2HPO_4 ;
3,60 % K_3PO_4 . 4.112. 11,49 % $NaOH$; 10,15 % Na_2CO_3 . 4.113. 6,49 г
 $NaNO_3$; 8,54 г $NaCl$. 4.114. 35,2 % Na_2CO_3 . 4.115. 70,8 мл.
4.116. 47,9 % K_2CO_3 ; 52,1 % $KHCO_3$. 4.117. 9,34 мл. 4.118. 3 моль

Na⁺; 5 моль Cl⁻; 1 моль Ba²⁺; по 2 моль NO₃⁻ и K⁺. **4.119.** 265 г и 222 г.
4.120. 15,6 моль. **4.121.** 94,2%. **4.122.** 3,6 %. **4.123.** CH₃COOH;
 CH₃COONa · 2H₂O. **4.124.** 24,99 г. **4.125.** 75 мл. **4.126.** 0,02.
4.128. 1,6 · 10⁻² моль/л. **4.129.** 4,68 · 10⁻⁶ моль/л. **4.130.** 6,5 ×
 × 10⁻³ моль/л и 1,3 · 10⁻² моль/л. **4.131.** 1,2 · 10⁻¹⁰. **4.132.** 1,8 · 10⁻⁹.
4.133. 4,7 · 10⁻³ моль/л. **4.134.** 1,424 · 10⁻⁷ моль/л. **4.135.** Не выпа-
 дет. **4.136.** 20,55 г; 18,6 г. **4.137.** 66,7 %. **4.138.** 6,14 · 10²².
4.139. 0,2 %. **4.140.** 3,01 · 10¹⁹. **4.141.** 57,6 г. **4.142.** 6,4 · 10⁻⁸ г.
4.143. 0,004 моль. **4.144.** 6,2 %. **4.145.** 6,038 · 10²¹. **4.146.** 1,3 · 10⁻³;
 1,11 · 10⁻²; 81,8. **4.147.** 0,201 моль/л Ca²⁺; 0,402 моль/л Cl⁻.
4.148. 9,26 · 10³ моль. **4.149.** 0,055. **4.150.** 178 г. **4.151.** 1 моль/л.
4.152. 3 · 10⁻⁷. **4.158.** 0,5 моль CuSO₄; 1 моль AlCl₃; 0,5 моль Zn(NO₃)₂;
 1 моль NaCl. **4.159.** 8,4 г. **4.161.** 0,72 моль AgNO₃; 0,24 моль Na₃PO₄.
4.162. 16 г. **4.163.** 23,3 г BaSO₄; 5,8 г Mg(OH)₂. **4.173.** Na₂CO₃ или
 NaHCO₃; Na₂SO₃ или NaHSO₃. **4.189.** Да. **4.190.** 1,32 · 10⁻³ моль/л.
4.191. 11,62. **4.192.** 10,43. **4.193.** 1,9 · 10⁻¹¹ моль/л. **4.194.** 0,025 моль/л;
 1,6. **4.195.** Нет. **4.199.** БАВБ. **4.200.** ВВБА. **4.201.** а) 0,26 моль;
 б) 0,058 моль; в) 0,145 моль; г) 0,056 моль. **4.205.** Щелочная.
4.206. Щелочная; 4,51 %. **4.207.** 0,04 моль. **4.209.** 1,39; 1,58 · 10⁻⁷;
 3,97 · 10⁻³; 9,60. **4.210.** 11,67; 2,14 · 10⁻⁴; 4,62 · 10⁻².

Глава 5

5.16. а) 5; б) 10; в) 31. **5.17.** 5. **5.18.** а) 3; б) 5. **5.31.** а) справа
 налево; б) справа налево. **5.32.** KMnO₄, H₂O₂, Cl₂. **5.33.** F⁻, Cl⁻.
5.34. NO₃⁻ в кислотной среде. **5.35.** б, г. **5.36.** Окисление сульфит-
 иона. **5.37.** Можно; а) 0,46 В; б) 0,42 В. **5.38.** Ионы I⁻ окисляются
 озоном, но не окисляются кислородом. **5.39.** 4,2 л; 6 г. **5.40.** 121,7 г;
 44,4 г. **5.41.** 224 мл. **5.42.** 63 %. **5.43.** 3,8 %. **5.44.** 8,7 г; 54,3 мл.
5.45. 5,6 г Fe; 4,8 г Mg. **5.46.** 4,5 %. **5.47.** 69,2 % Al; 30,8 % Al₂O₃.
5.48. Ag, H₂, Mn. **5.49.** Cu, H₂, Zn. **5.50.** Катод: H₂, Co, Cd. **5.51.** Cu,
 Ni, Fe. **5.52.** 1,42 г. **5.53.** 13,3 %. **5.55.** Нет. **5.56.** 0,2 моль; 340 г.
5.57. 0,576 г. **5.58.** CrCl₃. **5.59.** 10 %. **5.60.** 12,8 г Cu; 3,2 г O₂.
5.61. Na₃PO₄; 32,8 г. **5.62.** 12,5 %; 0,56 л. **5.63.** 8 %. **5.64.** 1,2 В.
5.68. б, в. **5.70.** 27 г CuCl₂; 25,4 г FeCl₂. **5.71.** 12,8 г; нет. **5.72.** 19,6 г.

5.73. 14,6 г; 16,3 %. 5.74. 0,5 М. 5.75. 9,52 %. 5.76. $2,95 \cdot 10^{22}$ атомов; 7,77 %. 5.77. 2540 г. 5.78. 10,2 %. 5.79. LiH. 5.80. 2,72 %; 7,52 %. 5.81. 2,97 г KCl; 0,894 л HCl. 5.82. 12,8 г Cu; 28,4 г Cl₂; 2,2 г H₂; 14,4 г O₂. 5.83. 1,34 % Cu(NO₃)₂; 0,45 % HNO₃. 5.84. 297,6 мл. 5.85. 460,0 мл. 5.86. 7,78 л; 12,5 г. 5.87. 9,9 г. 5.88. 1,1 А. 5.89. LiH. 5.90. 0,4 г. 5.91. 184,5 л. 5.92. 32,2 г; 1,67 л. 5.93. 0,96 г. 5.95. 0,34 г CuCl₂. 5.96. 17,1 А; 8,96 л. 5.97. 62,5 г; 2,8 л. 5.98. 17,9 % Cu(NO₃)₂. 5.99. 4,47 ч. 5.100. 4 % KOH. 5.101. 962,5 мл.

Раздел II

Глава 6

6.11. а) уменьшится; б) уменьшится. 6.12. а) 1; б) при нагревании все, без нагревания — ни один. 6.16. б. 6.18. Увеличится в обоих случаях. 6.20. Нет. 6.22. а. 6.23. а. 6.25. б. 6.26. 5,39 г; 6,16 г. 6.27. 10 %. 6.28. 14,64 г. 6.29. 6,48 % Zn(NO₃)₂; 10,14 % Mg(NO₃)₂. 6.30. 64,3 % Al; 35,7 % Cu. 6.31. 54,5 % Zn; 45,5 % Cu. 6.32. 218 г. 6.33. Cu₃Zn₂; 150 кг Cu; 100 кг Zn. 6.34. Fe. 6.35. 937,5 г. 6.36. 4 % Al; 84,56 % Fe; 11,44 % Cr. 6.37. 7 %. 6.38. II. 6.39. KCr(SO₄)₃ · 12H₂O. 6.40. 64,8 %. 6.41. 15,4 г. 6.42. Sn. 6.43. Fe. 6.44. 3ZnS · 2ZnCO₃ · SiO₂. 6.45. 36,8 % Fe; 63,2 % Cu. 6.46. 37,6 г; 34,0 г; 37,8 г. 6.47. 109,8 г. 6.48. 18,8 %. 6.49. 29,8 % FeCl₂. 6.50. 15,8 % Al; 84,2 % Cu. 6.51. 45,46 % Cu; 54,54 % Zn. 6.52. 24 %. 6.53. Cd. 6.54. Zn. 6.71. 1,189 м³. 6.72. K. 6.73. Li. 6.74. 44,83 %. 6.75. 150,15 мл. 6.76. 4,72 г. 6.77. 1,65 % NaHCO₃; 6,25 % Na₂CO₃. 6.78. 8,8 г; 5,06 г. 6.79. 2. 6.80. 120,96 л. 6.81. 88,74 %. 6.82. 300 мл. 6.83. 525 кг. 6.84. KCl · MgCl₂ · 6H₂O. 6.85. 10 %. 6.86. 23 %. 6.87. Ca; не имеют. 6.88. 14,9 %. 6.89. Li; 0,24. 6.90. 96,6 г; 386,4 г. 6.91. 10 г; 16 г; 4 г. 6.92. BaCl₂. 6.93. 55,88 г. 6.94. 12,25 %. 6.95. NaN; нельзя. 6.96. 49,77 %. 6.97. 5,42 %; 90,1 мл. 6.98. 16,7 %; 2,8 л; 20,2 %. 6.99. 27,4 %. 6.100. 30,0 %; 50,49 г. 6.101. 5,85 %. 6.102. 2,35 %. 6.103. K. 6.104. 5,6 л. 6.105. 140 л. 6.106. 51,11 %. 6.107. 34,3 г. 6.108. Mg. 6.109. 61,31 %; 38,69 %; 1,68 л. 6.110. 52,96 %; 47,04 %; 5,36 мл. 6.111. 87,56 %; 12,44 %; 23,97 %. 6.112. 0,32. 6.113. 9,8 г.

6.114. 153,15 мл. **6.115.** 1,91 %. **6.116.** 16,0 %; 84,0 %; 30 г. **6.117.** 2 : 1.
6.118. 1,95 г. **6.119.** 1,19 г. **6.120.** 1,07 г. **6.121.** 5 : 14. **6.122.** 20,95 %.
6.123. 29,55 г; Sr(HCO₃)₂. **6.124.** 6 : 10. **6.125.** 66,67 % H₂; 33,33 %
C₂H₆. **6.126.** 3,7 г; 7,5 г; 5,6 л. **6.127.** 52,45 % KHCO₃; 47,55 %
KHSO₄; 34,2 г. **6.128.** 62,1 кг. **6.129.** 93,99 г; 0,2 л. **6.130.** 66,43 %;
33,57 %. **6.131.** 7,88 % Na₂CO₃; 1,99 % K₂CO₃. **6.132.** 4,2 г; 2,12 г.
6.133. 5 %. **6.134.** 0,203; 0,797. **6.135.** Ca₃P₂. **6.136.** 40 % . **6.137.** 12 % .
6.138. 22,2 % . **6.139.** 40,4 г. **6.151.** а) Al(OH)₃; Al₂O₃; NaAlO₂;
б) Al(OH)₃; KAlO₂; K[Al(OH)₄]; Al₂O₃. **6.152.** NaAlO₂; Al(NO₃)₃; N₂O.
6.162. 457 кг. **6.163.** 75 %; 58,2 % Al(NO₃)₃; 41,8 % Al₂O₃. **6.164.** 108 г.
6.165. 5,5 % . **6.166.** NaAlO₂. **6.167.** 4 кг. **6.168.** 0,8. **6.169.** 47,37 %;
52,63 % . **6.170.** 10,14 % . **6.171.** 90,03 % ; 320 г. **6.172.** 48,6 мл.
6.173. 38,85 % . **6.174.** Al. **6.175.** 27 г. **6.176.** 1,08 г. **6.177.** 36 %; 48 %;
16 % . **6.178.** 3,5 л. **6.179.** 5,7 %; 3,3 % . **6.180.** 49,7 мл. **6.181.** 17,86 %;
33,75 %; 48,39 % . **6.182.** 1,08 г. **6.183.** Al₂(SO₄)₃. **6.184.** 7,8 г.
6.185. 95,58 % . **6.186.** 8,1 г. **6.187.** 6,05 л. **6.188.** 3,02 мл.
6.189. 38,03 %; 61,97 % . **6.190.** Al. **6.191.** 4,67 г. **6.192.** 0,06 M;
0,09 M. **6.193.** 1,5 г. **6.194.** 69,23 %; 30,77 % . **6.195.** 8,2 г.
6.196. 16,81 % . **6.197.** 8,05 г. **6.198.** Al и Cu. **6.199.** Al₂(SO₄)₃.
6.200. Al. **6.201.** 16,7 %; 8,3 %; 75,0 % . **6.202.** 8. **6.203.** 14,275 г;
80 % . **6.204.** Al(OH)₃, CaCO₃; 15,3 г. **6.205.** Al. **6.206.** 27,03 %;
72,97 % . **6.207.** 1,85 моль/л. **6.208.** Al, Cu. **6.211.** АВВВ. **6.212.** ААВВ.
6.214. БАГВ. **6.215.** CrO₃. **6.216.** БГЕВ. **6.227.** Cr(OH)₃.
6.232. KCr(SO₄)₂ · 12H₂O. **6.235.** 20,8 г. **6.236.** 35,14 % . **6.237.** 15,2 г.
6.238. 5,2 г. **6.239.** 20,6 г. **6.240.** 2,24 л; 6,99 мл. **6.241.** 5,2 г.
6.242. 65 %; 35 % . **6.243.** 15,2 г. **6.244.** 14,7 % . **6.245.** 81,72 % .
6.246. Na₂Cr₂O₇; 11,19 мл. **6.247.** 34 г. **6.248.** 59,38 % . **6.249.** 14,66 % .
6.250. 49,06 %; 50,94 % . **6.251.** 40,63 % . **6.252.** Na₂CrO₄; 2,08 г.
6.253. Cr(NO₃)₃ · 7,5H₂O. **6.254.** Cr(NO₃)₃ · 9H₂O. **6.255.** 9,78 мл.
6.256. 3,45 г. **6.257.** +2. **6.258.** 25,0 % . **6.259.** Cr₂S₃. **6.260.** 17 г.
6.261. 61,54 % . **6.262.** 2,14 г. **6.263.** 15,2. **6.264.** 17,64 % .
6.265. 44,83 % . **6.281.** а) FeCl₂; Fe(OH)₂; Fe(OH)₃; FeCl₃; б) Fe;
FeCl₃; K₂FeO₄. **6.283.** ГДАЕ. **6.301.** 1,89 кг. **6.302.** Fe₃O₄. **6.303.** 50,7 % .
6.304. 9,2 г. **6.305.** III. **6.306.** 888,89 кг. **6.307.** 53,9 м³. **6.308.** 63,64 % .
6.309. 10,11 %; 89,89 % . **6.310.** 3,6 г FeO; 1,6 г Fe₂O₃. **6.311.** 1,68 г;
0,48 г. **6.312.** 50 %; 4,8 г Fe₂O₃; 10,8 г Fe(NO₃)₂. **6.313.** +2. **6.314.** Fe.

6.315. 96,2 %. **6.316.** 27 г. **6.317.** 88,2 % Fe_2O_3 ; 11,8 % $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
6.318. 93,02 %; 49,8 мл. **6.319.** 9,96 г. **6.320.** 67,47 %. **6.321.** 1,68 л.
6.322. 3,83 г. **6.323.** 24,24 %. **6.324.** 11,66 %. **6.325.** 11,2 г.
6.326. 23,86 %; 45,35 %. **6.327.** 48,84 % Fe; 51,16 % FeS. **6.328.** Fe.
6.329. 14,07 %. **6.330.** 11,1 г. **6.331.** 12,96 г. **6.332.** Fe. **6.333.** Fe.
6.334. 1 : 2. **6.335.** 11,97 %. **6.336.** $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; 111,2 г.
6.337. 32,65 %; 39,36 %; 27,99 %. **6.338.** 0,224 л. **6.339.** 3,25 %
 FeCl_3 ; 12,69 % FeCl_2 ; 3,65 % HCl. **6.340.** 22,3 %; 77,7 %; 0,896 л.
6.356. БВАГ. **6.357.** ЕВБАГ. **6.367.** а) KMnO_4 ; MnSO_4 ; $\text{Mn}(\text{OH})_2$;
 $\text{Mn}(\text{OH})_4$; б) MnO_2 ; MnO; MnCl_2 ; $\text{Mn}(\text{OH})_2$. **6.369.** а) Cu_2O ; CuCl; CuCl_2 ;
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; б) Cu_2O ; CuSO_4 ; $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; Cu. **6.371.** а) Ag_2O ; Ag;
 AgNO_3 ; Ag_2S ; б) Ag_2O ; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$; Ag_2S ; AgNO_3 ; Ag. **6.372.** 4 г.
6.373. 14,5 т. **6.374.** 162,17 кг. **6.375.** 1,305 г. **6.376.** 93,33 %.
6.377. 525 мл. **6.378.** 0,075 моль MnO_2 ; 0,05 моль KMnO_4 ; 0,075 моль
 K_2MnO_4 ; 7,84 л. **6.379.** $n(\text{K}_2\text{SO}_4) : n(\text{MnSO}_4) : n(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 1 : 2 : 5$.
6.380. 17,14 % KCl; 5,64 % KClO_3 ; 5,37 г. **6.381.** 11 г; 7,1 г.
6.382. 18,96 г; 35,46 г. **6.383.** 2,69 г. **6.384.** 69,13 г. **6.385.** 20 %.
6.386. 4,8 г. **6.387.** 10 %. **6.388.** 20,05 мл. **6.389.** +1. **6.390.** 47,664 г.
6.391. 3,78 %. **6.392.** Cu; 70 %. **6.393.** Cu. **6.394.** 80 л. **6.395.** Cu;
57,14 %. **6.396.** 0,51 г; 1,09 г. **6.397.** 4,5. **6.398.** Cu; 61,5 г.
6.399. 128,1 г. **6.400.** 20,63 %. **6.401.** Zn. **6.402.** 22,86 %; 77,14 %.
6.404. Ag. **6.405.** 30,1 %; 69,9 %. **6.406.** 0,85 г.

Глава 7

7.2. В CD_4 в 2 раза больше; оксид протия. **7.3.** $3,32 \cdot 10^{-24}$ г.
7.7. При конверсии метана. **7.16.** 29,6 %. **7.20.** X — гидрид щелочного
или щелочно-земельного металла; Y — вода. **7.32.** 3,83. **7.33.** CaH_2 .
7.34. 777,4 г; 2604,6 г. **7.35.** 5,04 л. **7.36.** Cr_2O_3 . **7.37.** FeO. **7.38.** W.
7.39. K; 1,42 %. **7.40.** LiH. **7.41.** 14,6 %. **7.42.** $1,87 \text{ м}^3$. **7.43.** 17,14 г.
7.44. 45,33 г. **7.45.** 188 кДж/моль. **7.46.** 56,08 л O_2 ; 490 кДж.
7.47. 40 %; 60 %. **7.48.** $5,1 \text{ м}^3$. **7.49.** 1,688 : 1. **7.50.** 3,1 %. **7.51.** 30,6 %.
7.52. 68,29 %; 31,71 %. **7.53.** 60 %; 40 %. **7.54.** 16,27 г. **7.55.** 42,1 %.
7.56. 210,97 кПа. **7.57.** H. **7.58.** LiH; KH. **7.59.** 40 %. **7.60.** 52 % Na;
48 % Ca. **7.61.** 0,0996 моль/л; 0,737 %; 28,6 кДж; 4 л. **7.62.** 47,37 %;

52,63 %. **7.63.** 6 г; 1,2 г. **7.64.** 67,5 %; 32,5 %. **7.65.** 52 %; 18 %; 30 %.
7.66. 0,54 г; 0,72 г; 3,9 г; 2,24 г. **7.67.** 44,44 % CO; 44,44 % H₂; 5,56 % CO₂; 5,56 % CH₄. **7.68.** В 1,68 раза. **7.69.** 2,84 г. **7.70.** 8,625 г.
7.71. 6,54 %. **7.72.** 13,16 %; 1,12 л. **7.73.** 22,56 г; 6,24 г Al(OH)₃; 16,32 г CaSO₄; 5,73 % Al₂(SO₄)₃. **7.74.** 40,8 %; 11,2 л; 26,72 г. **7.75.** Mg.
7.76. 0,36 г. **7.77.** 35 %; 33,75 %; 31,25 %. **7.78.** 3,51 г. **7.79.** 11,9 г; 20,7 г. **7.80.** Ca. **7.81.** 7,93. **7.82.** 48,25 л; 24,12 л. **7.83.** 15,807 %.
7.84. 62,93 %; 37,07 %. **7.85.** 46,28 %. **7.86.** 162 г. **7.87.** 56,84 %, 43,66 %. **7.88.** а) 1 : 1; б) 1 : 1. **7.89.** 67,57 %; 28,09 %; 4,34 %.
7.90. 81,97 мл. **7.91.** 78,96 %; 11,38 %; 9,66 %. **7.120.** д, ж.
7.130. KClO₃; HCl; Cl₂; H₂. **7.131.** H₂SO₄; NaCl; HCl. **7.132.** H; O; Cl; K; Mn. **7.138.** По 11,2 л. **7.139.** 0,25 моль/л H⁺; 0,5 моль/л Na⁺; 0,75 моль/л Cl⁻. **7.140.** 80 % HCl; 20 % H₂; 14,6 %. **7.141.** 21,35 %; 15,9 %; 62,75 %. **7.142.** 500 г. **7.143.** Cd. **7.144.** 44,8 %. **7.145.** Cu; 43,5 г; 168 мл. **7.146.** 11,2 м³. **7.147.** 2,95 · 10¹⁹. **7.148.** 55 % HF; 45 % H₂F₂. **7.149.** Cl₂O. **7.150.** NaF. **7.151.** 0,019 л. **7.152.** 70 кг.
7.153. 6,75 г. **7.154.** 77,5 мл. **7.155.** F₂; 0,2 моль. **7.156.** 115,1 г. **7.157.** 7,62 г. **7.158.** 5,43 · 10⁻³ моль. **7.159.** 2,26 л. **7.160.** Нет.
7.161. 28,85 % HCl; 71,15 % H₂O. **7.162.** 28,85 %-ный раствор HCl. **7.163.** 10,96 атм; 6,33 % HCl; 93,67 % H₂O. **7.164.** 68 %; 30 %; 2 %; 12 % HCl; 88 % H₂O. **7.165.** 8,7 г; 35,35 мл. **7.166.** 67,2 л; 480 г Br₂.
7.167. 6,4 г. **7.168.** 65,16 мл. **7.169.** CH₄. **7.170.** 55,83 %; 44,17 %. **7.171.** 98,56 %. **7.172.** 13,1 %. **7.173.** 11,2 %. **7.174.** 204,13 г; 1 : 205.
7.175. 5,88 г; 2,34 г NaCl; 8,52 г Na₂SO₄. **7.176.** 1,5 · 10²³. **7.177.** Нет.
7.178. 0,064 г. **7.179.** 40,6 %; 59,4 %; 0,896 л. **7.180.** 25 % H₂ и 75 % Cl₂ по объему; 0,93 % H₂ и 99,07 % Cl₂ по массе. **7.181.** 40 %; 60 %.
7.182. 4 : 11 : 2 : 2. **7.183.** 0,137 моль. **7.184.** 22,43 %; щелочную среду. **7.185.** 20,1 %. **7.186.** 2,67 г. **7.187.** 3,02 % HNO₃; 3,77 % HCl.
7.188. 3,2 %. **7.189.** 70,3 %. **7.190.** 98 %; 2 %. **7.191.** 29,6 %; 48,6 %; 21,8 %. **7.192.** NaI. **7.193.** 71,16 мл. **7.194.** 54,9 %; 45,1 %. **7.195.** 2,22.
7.196. 0,2 M; 0,1 M. **7.197.** 2,98 г KCl; 9,52 г KBr; 5,74 г AgCl; 15,04 г AgBr. **7.198.** 1,52 %; 16 %. **7.199.** 1,87 %. **7.200.** 16,1 %; 8,9 %; 75 %. **7.208.** H₂S. **7.209.** Да: а) S и HCl; б) H₂SO₄ и HCl. **7.228.** O₂; S; SO₂. **7.229.** HCOOH; H₂SO₄; CO; CO₂; (HCOO)₂Ва. **7.235.** 2,7 · 10⁵.
7.236. Нет. **7.237.** 8,4 г примесей; 6,32 г KMnO₄; 15,76 г K₂MnO₄; 6,96 г MnO₂. **7.238.** 28,5 % O₂; 71,43 % H₂; 119,1 кПа. **7.239.** 3,5 л.
7.240. 23,28 л. **7.241.** 40 % O₂; 60 % O₃. **7.242.** 80 г; 56 л. **7.243.** S₂F₂.

7.244. Нет, так как S в избытке. 7.245. 0,015 %; 0,0045 моль/л.
7.246. 20 %; 80 %; 2 % H_2SO_3 . 7.247. Al_2S_3 . 7.248. 4,8 г CuS; 4,05 г $CuCl_2$. 7.249. 4,02 % H_2SO_4 ; 3,7 % $CuSO_4$. 7.250. 16,92 % Na_2S .
7.251. ZnS. 7.252. ZnS. 7.253. 1,49 г. 7.254. 19,75 %; 80,25 %.
7.255. 177,3 мл. 7.256. 9,6 г. 7.257. 26,5 %; 25 %; 48,5 % . 7.258. 4,48 л.
7.259. 33 % . 7.260. 4,5 л. 7.261. 40,4 мл. 7.262. 297 г. 7.263. C.
7.264. 32,9 г. 7.265. 20,6 %; 79,4 % . 7.266. 66,4 %; 33,6 %; 0,784 л.
7.267. 340,8 г; 139,2 г. 7.268. 29 % . 7.269. 29,54 % . 7.270. H_2SeO_4 .
7.271. Na_2SO_4 ; $Na_2S_2O_3$. 7.272. 237,9 г; 21,3 г. 7.273. $CaSO_4$. 7.274. 30.
7.275. 1311,16 т. 7.276. 81,3 % N_2 ; 3,4 % SO_2 ; 15,3 % O_2 . 7.277. 10,52 %
 SO_3 ; 13,68 % O_2 ; 75,8 % N_2 . 7.278. 25 %; 612,5 кг. 7.279. 38,22 %;
61,78 % . 7.280. 50 % FeS_2 ; 50 % Fe_2O_3 . 7.319. +3. 7.320. Ca_3N_2 .
7.321. PCl_5 . 7.322. 4. 7.323. По объему 69,8 % N_2 ; 30,2 % H_2 ; по массе
96,7 % N_2 ; 3,3 % H_2 . 7.324. 385,6 кг. 7.325. $4P + 5O_2 = 2P_2O_5 +$
 $+ 3010$ кДж. 7.326. $p_1/p_2 = 0,9$. 7.327. 0,504 г Mg; 61,54 % MgO;
38,46 % Mg_3N_2 . 7.328. 6,4 м³. 7.329. 5,26 % NH_3 ; 23,68 % N_2 ; 71,06 %
 H_2 . 7.330. 6 моль/л; 5 моль/л. 7.331. 22,85 % . 7.332. 142,1 г.
7.333. 92,73 %; 7,27 % . 7.334. 25 %; 75 % . 7.335. 183 л. 7.336. 224 л.
7.337. 94,5 % . 7.338. 9,3 %; 65,8 г. 7.339. 4,41 % . 7.340. 0,4 моль/л
NaOH; 1,4 моль/л $NaNO_2$; 0,2 моль/л $NaNO_3$. 7.341. Исходная смесь:
25 % NO; 75 % N_2 . Полученная смесь: 10 % NO_2 ; 82 % N_2 ; 8 % O_2 .
7.342. 55,2 %; 44,8 % . 7.343. 25 % . 7.344. 14,45 г. 7.345. 71 г; 419 г.
7.346. 521,2 г. 7.347. 6,8 г $CaHPO_4$. 7.348. P; P_2O_5 ; H_3PO_4 ; 28,4 г
 P_2O_5 ; 10,1 % $Ca_3(PO_4)_2$. 7.349. 2169 кг. 7.350. Меньше масса разбав-
ленного раствора HNO_3 ; 22,4 л; 7,46 л. 7.351. 35 мл; 8 г. 7.352. 18,53 %
 $Cu(NO_3)_2$. 7.353. 17,9 г; 25,8 % KNO_3 ; 21,7 % KNO_2 ; 2 % KOH; KCl,
KClO или $KClO_3$. 7.354. Zn. 7.355. NaH_2PO_2 . 7.356. 75 %; 4,8 г CuO;
3,76 г $Cu(NO_3)_2$. 7.357. Na. 7.358. 19 %; 61 %; 20 % . 7.359. $AgNO_3$,
 KNO_3 . 7.360. 47,1 %; 52,9 % . 7.361. 36 % . 7.388. $NaHCO_3$ или
 $(NH_4)_2CO_3$; Na_2CO_3 ; $CaCO_3$. 7.398. C; Si; CO_2 ; SiO_2 ; Na_2SiO_3 ; H_2SiO_3 ;
 Na_2CO_3 ; SiC. 7.399. +4. 7.400. Si_3H_8 . 7.401. 40 г/моль. 7.402. 40 %;
60 % . 7.403. 60 % . 7.404. 30 %; 10 %; 60 % . 7.405. Al_4C_3 . 7.406. 400 г;
11,2 л; 28 г/моль. 7.407. 1 кг $NaHCO_3$. 7.408. 90,9 мл. 7.409. 75 % .
7.410. 22,5 г; 33,6 г. 7.411. 220,6 г. 7.412. 2,12 г Na_2CO_3 ; 15,12 г
 $NaHCO_3$. 7.413. 16,32 г $CaSO_4$; 6,24 г $Al(OH)_3$; 6,84 г $Al_2(SO_4)_3$.

7.414. 70 %; 20 % . **7.415.** 270,85 л. **7.416.** 56 %; 44 % . **7.417.** 3,7 г; 8 г. **7.418.** 52,8 % Cu; 47,2 % $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; 100 % Cu. **7.419.** 6 г CaCO_3 . **7.420.** 68,85 %; 31,15 % . **7.421.** 20,7 %; 40,4 %; 38,9 % . **7.422.** 24 мл. **7.423.** 61,2 %; 38,8 % . **7.424.** 30 %; 70 %; 11,2 л. **7.425.** 2,8 г; 5,4 г; 5,6 г. **7.426.** 69,3 %; 30,7 % . **7.427.** 85,4 % CaSiO_3 ; 14,6 % SiO_2 . **7.428.** 98,4 % . **7.429.** 30,8 г K_2SiO_3 ; 0,0775 моль Na_2CO_3 и 0,1225 моль NaHCO_3 ; 39,68 г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. **7.430.** 27,5 % $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$.

Раздел III

Глава 8

8.1. б, г, е, ж, з. **8.2.** б, г, д, ж, и. **8.3.** CH_2O ; 4 атома. **8.4.** Ошибки а–в; а) этан, этилен; б) метанол, метаналь; в) хлорэтан, винилхлорид; г) нет; д) нет. **8.5.** а) алкины, диены, циклоалкены; б) галогеналкены, галогенциклоалканы; в) альдегиды, кетоны, эпоксиды; г) первичные, вторичные, третичные амины. **8.6.** Для алканов, алкинов, диенов. **8.7.** Алканов, алкинов, диенов с нечетным числом атомов углерода. C_3H_4 , C_5H_8 ; C_3H_4 , C_5H_8 . **8.8.** Алканов с четным числом атомов углерода. **8.9.** а) 5-циклопропилгексин-2; б) 3-метил-3-этилгептен-5-ин-1; в) 6-метил-6-фенилоктен-2; г) 1-изопропилциклогексадиен-1,4; д) 3-метилбутановая кислота. Изомеры а, г. **8.10.** б, д. **8.11.** Всего 10 изомеров. **8.12.** 5 гомологов. **8.13.** а) два изомера; б) 2-метилгептен-1. **8.14.** а) 4-этилгептаналь; б) циклогексанон; в) 5-изопропилотанон-4; г) 3-метилгексен-1. **8.15.** а) гексин-2-диол-1,4; б) 2-амино-3-метилбутановая кислота; в) 5-метилгексен-3-он-2; г) 2-бром-3-метилбутановая кислота; д) 3,3-диметилбутаналь. **8.16.** а) 3-метилбутанон-2; б) 4-метилгексин-2; в) 3-метилбутаналь; г) 4-оксопентановая кислота; д) бутен-2-ол-1; е) 3-метил-5-этилгептадиен-1,5. Изомеры а и в. **8.17.** в, д. **8.19.** 7 изомеров. **8.20.** 0,167 моль; $1,00 \cdot 10^{23}$; 60 %; пропанол-1, метоксиэтан. **8.21.** $5,2 \cdot 10^{20}$; 0,014 : 1. **8.22.** $\text{C}_2\text{HF}_3\text{ClBr}$; да. **8.23.** Геометрическая изомерия; молекула *цис*-1,2-дихлорэтана. **8.24.** $7,96 \cdot 10^{-8}$ моль; $4,79 \cdot 10^{16}$. **8.25.** а) 4-метил-5-фенилпентадиен-2,4-аль; б) 1-бром-4,4-диметил-3-этилпентин-1; в) 4-гидрокси-3-метилгексанон-2; г) 3,5,5-триметилгексен-2. **8.26.** а, г — потеряют способность к пространственной изомерии, б — сохранит, в — приобретет. **8.28.** –M (COOH) и +M (OH). **8.29.** в, г, б, а. **8.30.** б, г, в, д, а. **8.31.** 1) б, в, д, е; 2) а, г, ж. **8.32.** в, г, а, д, б.

8.33. а) CH_3NH_2 ; б) *n*-пентан; в) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$; г) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. 8.34. а, б, г. 8.35. а. 8.36. 0,1534 нм; 0,1509 нм; 0,1439 нм. 8.38. C_2HNOCl_3 . 8.39. $\text{C}_{10}\text{H}_8\text{SO}_3$. 8.40. $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$; пропиламин, изопропиламин, метилэтиламин, триметиламин. 8.41. 65,43 % С; 6,69 % Н; 27,88 % О. 8.42. $\text{C}_{31}\text{H}_{46}\text{O}_2$ (витамин К₁). 8.43. 62,0 % С; 10,3 % Н; 27,7 % О. 8.44. а) 40,0 % С; 6,7 % Н; 53,3 % О; б) 54,75 % С; 6,08 % Н; 12,17 % О; 27,00 % Cl. 8.45. 6 изомеров. 8.46. 7 изомеров. 8.47. б. 8.48. CH_4 , Ne, NH_3 . 8.50. а) 2; б) 3; в) 2; г) 2. 8.53. а, в, д, ж. 8.54. 2. 8.55. 3. 8.56. 4 изомера; 2,2-диметилбутан, 2,3-диметилбутан, 2-метилпентан, 3-метилпентан. 8.57. б, в, а. 8.58. Первичные атомы: 1, 5, 6, 7; вторичный атом – 4; третичные атомы – 2, 3. 8.59. Различные механизмы реакций: электрофильный и радикальный. 8.60. 1) в, д, е; 2) б, ж.

Глава 9

9.3. Изомеры: а, г, д. 9.4. 1) а, г; 2) д; 3) е; 4) б; 5) е. 9.6. Ошибки а, в, г. 9.8. а) диметилпропан; б) пентан; в) метилбутан. 9.9. а) 2,2-диметилбутан; б) 2,3-диметилбутан; в) 2-метилпентан; г) 3-метилпентан; д) гексан. 9.10. г, в, д, а, б. 9.11. 2,2,4-триметил-3-этилпентан. 9.15. ВБГА. 9.16. 1, 3 и 4. 9.17. C_3H_8 . 9.18. C_4H_{10} . 9.19. $\text{C}_{17}\text{H}_{36}$; простейшая формула совпадает с молекулярной; гептадекан. 9.20. C_7H_{16} ; 3-метилгексан. 9.21. C_6H_{14} ; 2,3-диметилбутан. 9.22. C_5H_{12} . 9.23. C_3H_8 . 9.24. 2,3-Диметилпентен-1; 2,3-диметилпентен-2; 3,4-диметилпентен-1; 3,4-диметилпентен-2. 9.25. 2,3-Диметилбутен-1; 2,3-диметилбутен-2; 2,3-диметилбутан. 9.26. По объему: C_2H_6 — 0,2; C_3H_8 — 0,3; по массе: C_2H_6 — 12,45 %; C_3H_8 — 27,39 %; C_4H_{10} — 60,16 %. 9.27. $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOK}$; 2,24 л C_4H_{10} ; 4,48 л CO_2 . 9.28. 4,42 %. 9.29. 3 г C_2H_6 ; 6,6 г C_3H_8 ; 14,5 г C_4H_{10} ; 38,5 л. 9.30. $(\text{CH}_3)_3\text{C}$. 9.31. 40 : 1. 9.33. 1,3-Дибромбутан, 1,4-дибром-2,3-диметилбутан. 9.36. Из 3-х возможных изомеров на практике образуется только 2-йодбутан. 9.38. В α - и β -каротине 2 цикла; в γ -каротине – 1 цикл; ликопин не содержит циклов. 9.39. C_4H_{10} . 9.40. 45,87 л. 9.41. C_6H_{14} ; 5 изомеров. 9.42. 2316 кг/ч метана; 3514,5 кг/ч хлора. 9.43. 36 % Na_2CO_3 . 9.44. C_4H_{10} ; изобутан. 9.45. 5112 л. 9.46. 18 809 л. 9.47. 5895 г С; 1105 г Н. 9.48. 53,6 г; 160 г. 9.49. C_5H_{12} ; метилбутан. 9.50. 1069 г; 1306 г. 9.51. 536 г; 1000 л. 9.52. 269 мл. 9.53. 84,92 м³; 404,38 м³.

9.54. 103 кДж; 412 кДж. 9.55. 206 кДж; 309 кДж. 9.56. 178,5 кг; 22 г/моль. 9.57. 240,68 кг. 9.58. 11,2 м³. 9.59. 600 : 1. 9.60. 4,8 : 1. 9.61. 775 кг; 482 м³. 9.62. 496,2 кг; 749,2 кг. 9.63. 2000 м³; 17 400 м³. 9.64. C₃H₈; 0,6 л; 2-бромпропан. 9.65. 2,2-Диметилбутан. 9.66. 1264 кг/ч; 1573 м³/ч. 9.67. 27,32 кг 2-нитробутана; 14,96 кг 1-нитробутана; 2,83 кг 1-нитропропана; 14,22 кг нитроэтана; 3,88 кг нитрометана. 9.68. 50 % 2-метилгептана; других — по 25 %. 9.69. 3-Бромгексан. 9.70. CH₃CCl₂CH₃; ClCH₂CH₂CH₂Cl; CH₃CHClCH₂Cl; CH₃CH₂CHCl₂; CH₃CHClCHCl₂; CH₃CCl₂CH₂Cl и ClCH₂CHClCH₂Cl. 9.71. -13,0 кДж; -9,0 кДж; 44,4 %. 9.72. Pb(CH₃COO)₂. 9.73. 12 изомеров. 9.74. 4 изомера; *цис*-(*транс*)-4-метилпентен-2. 9.75. а, г. 9.77. 9 изомеров. 9.78. б, г, ж, з, и, л. 9.79. C₃H₆. 9.80. 10. 9.81. C₃H₆. 9.82. C₂H₄; C₄H₈; да. 9.83. C₃H₆. 9.84. C₅H₁₀. 9.85. 1,204 · 10²⁴. 9.86. 25 % C₃H₆; 75 % C₃H₈. 9.87. C₃H₆; 6,97 · 10⁻²³ г. 9.88. Бутен-1, бутен-2, метилпропен. 9.89. 197,14 м³; 4,8:1. 9.90. 286 кг; 430 кг. 9.91. 146,3 м³; 150 м³. 9.92. 70,07 м³. 9.93. в. 9.94. в. 9.95. 196 кДж. 9.96. 141 кДж. 9.97. 141,46 м³. 9.98. 4,5 %. 9.99. 4251,7 кг. 9.100. 1000 кг. 9.101. е. 9.102. C₆H₁₂; гексен-3. 9.103. 3,69 г. 9.104. C₂H₆. 9.105. 5,07 % Na₂CO₃; 4,02 % NaHCO₃. 9.106. 68,57 л. 9.107. C₄H₈; алкены, циклоалканы. 9.108. C₅H₈, пентадиен-1,3. 9.110. г. 9.111. 80 %; 20 %; 3,52 г. 9.112. 40 % C₃H₆; 60 % C₃H₈. 9.114. Бутен-1, бутандиол-1,2. 9.115. 35 % C₃H₆. 9.116. Гексан; 2,3-диметилбутан. 9.117. 3-Метилпентен-2; 3-метилпентанол-3; 1 : 1,2. 9.118. Пентанол-2, пентанол-3; пентен-2. 9.119. 89,3 %; 10,7 %. 9.120. 1,2-Дихлорпропан; пропен; 2,03 г. 9.121. 36,5 г/моль; 71 г/моль; этилен. 9.122. 37,3 %; 40 %; 22,7 %; 39,92 г/моль. 9.128. Да. 9.129. 2-Метилпентен-2. 9.130. 13; 3. 9.131. а) акрилонитрил; б) 1,1-дихлорэтен; в) тетрафторэтен. 9.132. (CH₃)₂C=CHCH₃ — основной продукт; CH₂=C(CH₃)-CH₂CH₃. 9.134. *Цис*-гексен-2; *транс*-гексен-2. 9.135. Образование второго продукта связано с перегруппировкой первоначально образующегося вторичного карбокатиона в более энергетически выгодный третичный карбокатион. 9.138. б) и в) да; алканы, алкены, диены. 9.139. Ошибки б, г. 9.141. Циклопентен. 9.143. C₂H₂. 9.144. 134,4 л; 7,224 · 10²⁴. 9.145. 3,36 л. 9.146. 521,9 кг; 262 кг. 9.147. 1943 кг; 15 544 кг. 9.148. 77,8 %. 9.149. 10 780 м³/ч. 9.150. 2051 м³; 1077 м³. 9.151. 25 % C₂H₂; 75 % H₂. 9.153. а) да; б) нет.

9.154. 846,3 кг Cl_2 ; 953,6 кг $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$. 9.155. 4545 кг HCl ; 2988 кг C_2H_2 . 9.156. 1039 кг; 1086 кг. 9.157. 1145,91 кг; 752,78 кг. 9.158. 731,36 м³; 829,38 м³. 9.159. 3458,33 кДж. 9.160. 3131 кг. 9.161. 260 кг; 323 кг. 9.162. 1650 кг; 1293 кг. 9.163. C_4H_6 ; бутин-1. 9.165. Бромэтан; бутин-1; гексин-3. 9.167. 1489,14 м³. 9.169. 4 %; смесь взрывоопасна. 9.170. Mg_2C_3 . 9.171. 6 веществ. 9.172. CaC_2 ; D_2O ; C_2D_2 ; C_6D_6 ; C_6H_6 . 9.173. 36 % C_2H_6 ; 64 % C_3H_4 . 9.174. 1,68 л; 1,12 л; 3,4 %. 9.175. 57,14 %; 14,29 %; 28,57 %. 9.176. 18 г $\text{C}_3\text{H}_4\text{Br}_4$; 20,2 г $\text{C}_3\text{H}_6\text{Br}_2$; 0,7 %. 9.177. 3,2 мл; 2,7 %. 9.180. Пропан; октин-3. 9.181. Пентин-2. 9.183. H_2O ; $\text{CH}\equiv\text{CH}$; NH_3 . 9.184. 80 %; 10 %; 10 %. 9.185. 7 сопряженных диенов. 9.187. C_5H_8 ; 2-метилбутадиен-1,3. 9.188. C_4H_6 . 9.190. 30 л; 80,26 мл; 11,2 л. 9.191. 568,96 м³. 9.192. 1167 кг. 9.193. 2766 кг. 9.194. 1029 кг. 9.198. 33,3 % C_2H_2 ; 66,7 % CH_2O ; 27,75 г. 9.199. 33,3 % C_4H_6 ; 66,7 % C_4H_{10} . 9.200. 57 % $\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_2$; 43 % $\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_4$. 9.201. 12,1 г $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{Br}_2$; 40,2 г $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{Br}_4$. 9.202. 2-Метилбутен-1; 2-метилбутен-2; 3-метилбутен-1; 2-метилбутан. 9.204. 42,15 %. 9.205. 88,23 %; нет. 9.206. 16,87 % дивинила; 33,75 % бутина; 49,38 % бензола. 9.207. 800 г. 9.211. 4251,7 кг/ч. 9.213. 320. 9.214. 12,12 %. 9.215. Капрон; полиамидное волокно. 9.216. $\text{C}_n\text{H}_{2n-8}$. 9.217. $\text{C}_n\text{H}_{2n-10}$. 9.218. Монозамещенных изомеров — 4, дизамещенных — 9. 9.219. 10 изомеров. 9.221. 3. 9.223. *o*-Ксилол — 2 изомера, *m*-ксилол — 3 изомера, *n*-ксилол — 1 вещество. 9.224. 3. 9.225. 40 % 1-фенил-1-хлорэтана; 60 % 1-фенил-2-хлорэтана. 9.227. $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}(\text{CH}_3)\text{C}_2\text{H}_5$; 3,2 : 1. 9.229. *n*- C_2H_5 - C_6H_4 - $\text{C}\equiv\text{CH}$; *n*- CH_3 - C_6H_4 - CH_2 - $\text{C}\equiv\text{CH}$; 11. 9.230. *m*-Ксилол. 9.231. Из *o*-ксилола. 9.232. Соотношение 7 : 5 относится к реакции нитрования, 4 : 7 — сульфирования. Количество *o*-изомеров зависит от объема реагента. 9.233. б, а, г, в; возрастает экранирующее действие радикала на *o*-положение — влияние пространственного фактора. 9.234. а, в, б, г. 9.235. а) изомеров нет; б) 3 изомера; в) 10 изомеров. 9.240. $f_o = 42,92$; $f_m = 3,23$; $f_n = 54,68$. 9.241. 1 стадия — б; 2 стадия — в; 3 стадия — а. 9.242. г. 9.243. $f_o = 627,9$; $f_m = 5,25$; $f_n = 833,7$. 9.246. 5205,5 кг; 838,5 кг. 9.247. 1063 кг/ч; 687 кг/ч. 9.248. б. 9.250. Br_2 . 9.254. 1-Винил-4-метилбензол. 9.255. 108. 9.257. C_7H_8 — толуол; могут; гомологи нафталина. 9.258. 50,4 % H_2SO_4 ; 40 % HNO_3 ; 9,6 % H_2O . 9.259. 30,4 г. 9.260. 55,2 %; 23,4 %; 21,4 %; 29,28 г. 9.261. 226 кг.

- 9.262. 31,4 г; 65,6 % $C_6H_5CH_2Cl$; 34,4 % $CH_3C_6H_4CH_2Cl$.
 9.263. 20,8 м³/ч. 9.264. 65,5 %; 34,5 %. 9.265. 14 528 м³/ч.
 9.266. 146 г/моль; 2-метил-1-фенилбутен-1. 9.267. 7,144 т.
 9.268. 36,44 %.

Глава 10

- 10.3. 7 изомеров. 10.4. 3-Метилпентанол-2. 10.9. ДГБАВ.
 10.10. АГДВБ. 10.11. ГБДВА. 10.12. 6 изомеров; бутандиол-2,3; 2-метилпропандиол-1,2. 10.13. 3 пары: а, з; в, ж; г, к. 10.15. БГАВДЕ.
 10.29. г, в, а, б, д, е. 10.30. 1. а, в, б; 2. д, г, б, в, а. 10.31. БГДВА.
 10.32. г, д, б, а, в, е. 10.33. 1. б, в, а; 2. б, в, а. 10.34. o - CH_3 - C_6H_4 - CH_2OH ;
 15. 10.35. *n*-Крезол. 10.39. Пентен-3-ол-1; пентен-2-ол-1; пентен-1-ол-3; пентен-4-ол-2. 10.40. 2-Бром-3-метилбутан. 10.41. 1076,5 л СО; 2153 л H₂; 1,266 л CH₃OH. 10.42. Бутанол-1. 10.43. C₃H₇OH.
 10.44. C₄H₉OH. 10.45. C₅H₁₁OH; 4. 10.47. C₃H₇OH; 65,22 %.
 10.48. 24,5 г; 18,92 %. 10.49. 5,9 л. 10.51. Бутен-1 или бутен-2; метилпропен. 10.52. Пентанол-2; пентанол-3; 3-метилбутанол-2.
 10.53. 10,08 м³. 10.54. Глицерин. 10.55. CH₄O. 10.56. C₃H₈O.
 10.58. 32 г. 10.59. 33,8 г. 10.60. 32,6 м³; 8,84 л. 10.63. 24,1 %; 24,1 %; 51,8 %. 10.64. 15,04 г; 11 г; 36,8 г. 10.65. 31,64 %. 10.66. 5,55 %.
 10.67. 34,92 г. 10.68. 26,4 %. 10.69. C₅H₁₂O₂ — 2-метилбутандиол-1,4. 10.70. C₈H₁₀O₂; 15 изомеров. 10.71. 13 г; 44,67 %. 10.72. 38,54 г; 1 : 3. 10.73. 28,5 г C₄H₈O; 51,74 г Cr₂(SO₄)₃; 18,74 г Na₂SO₄.
 10.75. а. 10.83. ДАВБГ. 10.84. з. 10.85. 3,07 · 10²³; 5,376 л; 1 : 24.
 10.87. а) 13,5 %; б) 47,37 %; в) 52,17 %. 10.88. а) 2,07; б) 30; в) 1,5.
 10.89. а) 18 г; 562,5 мл; б) 32 г; 1000 мл. 10.90. 4 %, 7,4 %.
 10.91. 0,7 : 1. 10.92. 4,3 %. 10.93. 94,6 %. 10.94. 14,9 %.
 10.96. CH₃-O-CH₃ — диметилвый эфир, или метоксиметан.
 10.99. 86,3 %. 10.100. 5 %. 10.101. 10 061 м³/ч; 3565 кг/ч.
 10.102. 98,2 %. 10.104. Этиленгликоль. 10.105. C₅H₁₂O; 6 простых эфиров и 8 спиртов. 10.106. Глицерин. 10.107. CH₃-CH=CH₂;
 CH₂ClCH=CH₂; CH₂OH-CH=CH₂; CH₂OH-CHCl-CH₂Cl;
 CH₂OH-CHON-CH₂OH; CH₂=CHCHO; CH₂ONO₂-CHONO₂-CH₂ONO₂;
 387 м³. 10.109. 24,8 кг. 10.111. 33,6 л. 10.114. 240 г; 188 г фенола.
 10.115. 789,2 мл. 10.116. 239,6 кг. 10.117. 70,4 %. 10.118. 103,6 г;
 93,87 мл. 10.119. 91,8 г; 19,6 л. 10.120. 165,6 г; 122,4 г. 10.121. 2,43 г;

742,5 мл. **10.122.** $23 \cdot 373 \text{ м}^3$; 3339 га. **10.123.** А — спирт; В — кислота. **10.132.** Циклопентанон. **10.133.** 3-Фенилпропеналь (коричный альдегид). **10.134.** *n*-Метилбензальдегид (*n*-толуиловый альдегид). **10.138.** д, в, б, а, г. **10.139.** 10 атомов Н; 5 атомов С. **10.140.** $4,515 \cdot 10^{23}$; $1,806 \cdot 10^{24}$. **10.143.** Пропин; бутин-2; бутанон. **10.144.** 24 г; 17,6 г; 18,4 г. **10.146.** 35,24 л. **10.147.** $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. **10.149.** 298,4 л. **10.150.** 355,6 л. **10.152.** 21,78 мл. **10.153.** 72,72 г. **10.155.** 3 изомера. **10.156.** 12,87 кг ванилина; 1287 кг сахара. **10.157.** 14 г. **10.158.** а) муравьиный альдегид; б) уксусный альдегид; в) ацетон; г) гексанон-2. **10.160.** 15,78 %. **10.162.** 5 стадий. **10.164.** Пентин-1. **10.165.** $1837 \text{ м}^3 / \text{ч}$. **10.166.** $19,3 \text{ м}^3$. **10.167.** 7,4 т/сутки. **10.169.** 1,1-Дихлорэтан; ацетальдегид; винилхлорид; ацетилен. **10.170.** $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$; 2 спирта; бутаналь; метилпропаналь. **10.171.** 3,6 г. **10.172.** 3,47 мл; 1,16 г. **10.173.** По массе: 63,75 % C_5H_8 ; 36,25 % $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$; по объему: 67,12 % C_5H_8 ; 32,88 % $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$. **10.174.** 34,78 % метанола; 65,22 % пропанола-1. **10.175.** $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$. **10.176.** $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. **10.178.** 324 г. **10.179.** 41,82 %; 4,4 г. **10.180.** 11,38 %; 22,77 %; 65,85 %. **10.181.** $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. **10.182.** Бутанон. **10.183.** Пентанон-3. **10.184.** 4-Метилпентанон-2. **10.187.** 2,2,5,9-Тетраметилдекадиен-4,8-аль. **10.188.** 87,1 %. **10.189.** 8 изомеров. **10.194.** 5 изомеров. **10.197.** 169 г; 150 г. **10.210.** 3,7-Диметилоктадиен-2,6-аль. **10.211.** 3. **10.213.** $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2$. **10.214.** $\text{C}_3\text{H}_2\text{O}_2$ — пропиновая кислота. **10.215.** $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ — изомаляновая (метилпропановая) кислота. **10.216.** Пропановую кислоту; 48,65 %. **10.217.** в, а, г, б. **10.218.** Пентановая. **10.219.** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$. **10.220.** 4 двойные связи, $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}\text{O}_2$. **10.221.** $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$. **10.222.** $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$. **10.223.** $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2$. **10.224.** 42,92 г. **10.225.** *n*-Метилбензойная кислота. **10.226.** $59 \cdot 200 \text{ м}^3 / \text{ч}$. **10.227.** 0,23; 0,1. **10.229.** Бутандиовая (янтарная) или метилпропандиовая (метилмалоновая) кислота; 23. **10.230.** Циклогексен. **10.231.** 3 изомера. **10.233.** 3,8. **10.234.** 2-Метилбутановая кислота. **10.235.** $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; 7,5 г. **10.236.** CH_3COOH ; 40 %. **10.238.** HCOOH . **10.239.** $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$. **10.243.** 54,66 %; 2,72 г. **10.244.** 489,6 кг. **10.245.** 86,4 г; C_2H_6 . **10.246.** 71,4 % CH_3COOH ; 26,8 % $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$. **10.247.** 57,4 %; 33,8 %; 8,8 %. **10.248.** 20,6 г. **10.249.** 15 г CH_3COOH ; 15 г р-ра CH_2O ; 0,546 моль. **10.250.** 6,9 г; 3,7 г; 17,6 г. **10.252.** 3,13 %; 2 %. **10.253.** 25,4 г; 80 %. **10.254.** Разные; меньше с натрием. **10.255.** Одинаковые. **10.257.** $1,806 \cdot 10^{24}$. **10.258.** $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_4$. **10.259.** 35,3 % 2,2-дифторпропаноата кальция; 51 % пропаноата кальция; 13,7 % карбоната кальция. **10.261.** CH_3COOH .

10.262. 11,7 г. 10.263. 3,06 г; 0,13 моль. 10.264. 61,86 %; 38,14 %; 11,2 г. 10.265. 7,5 л; 6,21 %; 59,38 %; 34,41 %. 10.266. 1,5 л H₂; 3 л CO₂; 1,5 C₂H₆. 10.267. 87,18 % HCOONa; 12,82 % NaOH. 10.268. C₁₈H₃₆O₂; CH₃(CH₂)₁₆COOH. 10.269. C₁₈H₃₂O₂; 3 двойные связи. 10.278. 4,92 %. 10.281. Капроновая кислота. 10.282. 100 г. 10.283. 32 %. 10.284. 297,84 г. 10.285. 88; метилпропановая кислота. 10.286. C₃H₄O₂; 2,24 л; 3-бромпропановая кислота. 10.287. 4,96 %; 64,05 %; 30,99 %. 10.288. 3-Фенилпропеновая (коричная) кислота. 10.289. *n*-CHO-CH₂-C₆H₄-CH₂-CHO. 10.290. Фенол; *o*-крезол; *n*-крезол; толуол; бензилхлорид (фенилхлорметан); бензиловый спирт. 10.300. 194,4 л. 10.301. 56,32 г. 10.302. 444 г C₄H₉OH; 120 г CH₃COOH. 10.306. 33,43 л. 10.307. 21,42 г; 8,28 %; NaHSO₄; 3,09 % H₂SO₄. 10.308. 153 г; 41 г. 10.309. 47,14 %; 52,86 %. 10.312. 35,38 %; 64,62 %. 10.313. 4 реакции. 10.324. C₁₆H₃₃OH; C₁₅H₃₁COOC₁₆H₃₃. 10.325. C₇H₁₄O₂. 10.327. 86 г. 10.331. Этилпропаноат. 10.343. C₄H₈O₂. 10.345. Метилгептаноат; гептилформиат. 10.347. Метилпропаноат. 10.348. 5,6 л C₂H₄. 10.349. 0,2 моль; 0,3 моль; 6 %. 10.350. 33,8 %; 66,2 %. 10.351. 312 г; 11 670 кДж. 10.352. Дилинолеостеарин (один из вариантов); 309,36 г. 10.353. 44,1 г. 10.354. 85,5 г. 10.355. 87 789 кг. 10.356. C₂H₅COOC₂H₅. 10.357. 130 г эфира; 171 г спирта; 16,65 г кислоты. 10.366. 25,4 л. 10.370. 49 г. 10.374. 273 г. 10.375. а) II-IV; б) II; в) IV; г) II; д) III, IV; е) IV. 10.376. При концентрации CO 8,6 · 10⁻³ г/л может наступить острое отравление.

Глава 11

11.9. Нитросоединения, алкилнитриты, аминокислоты. 11.11. Кетоаминспирты, альдегидаминспирты. 11.12. 681,7 кг/ч; 8069,2 м³/ч. 11.18. C₆H₄N₂O₄; *o*-динитробензол (несогласованная ориентация); *m*-динитробензол. 11.19. 549,1 кг/ч; 406,9 кг/ч. 11.21. *m*-Ксилол; согласованная ориентация. 11.23. 76,8 %; 57,3 %. 11.24. 88,4 кг. 11.25. 757 кг; 1047 м³. 11.26. 50,6 %; 3291 кг/ч; 3090 кг/ч. 11.27. 3. 11.28. 2. 11.32. 2 реакции. 11.36. C₃H₉N. 11.37. в, г, а, б. 11.41. 4 стадии. 11.42. Гексанамин-3. 11.43. 8 изомеров; 4 изомера. 11.45. C₆H₅CH₂NH₂ — бензиламин. 11.46. 1 : 19,1. 11.48. г; е. 11.49. Этен или хлорэтан; этиламин. 11.50. а) CH₃CH₂CH₂NH₂ или

$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-CH}_3$; б) $\text{CH}_3\text{NHC}_2\text{H}_5$; в) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$. **11.53.** 63 кг. **11.55.** Пропионат аммония; пропиониламид; пропиламин. **11.57.** CH_3NH_2 . **11.58.** 2,3-Диметилбутен-2; 3-бром-2,3-диметилбутанол-2; 3-амино-2,3-диметилбутанол-2; 2,3-диметилбутандиол-2,3. **11.59.** а, в, д, б, г, е. **11.60.** Пентанамин-3. **11.61.** Бутанамин-2. **11.62.** *m*-Метилбензиламин. **11.63.** *n*-Метилбензиламин. **11.72.** 4-Амино-3,5-дибром-2-гидроксибензойную кислоту. **11.74.** 19,45 %; 3 моль. **11.75.** 27,84 г; 6,72 л. **11.76.** ГВАБ. **11.77.** Первичный атом азота; 4 моль. **11.79.** 4; 11,67 %. **11.80.** Да, оптическая изомерия; 3-аминопропановая кислота; 2,4-дигидрокси-3,3-диметилбутановая кислота. **11.81.** 17,43 %. **11.83.** Валин. **11.85.** 6. **11.86.** 28,1 %; имидазола. **11.87.** 4 вещества; аспарагиновая кислота. **11.92.** 18,34 %.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Основные единицы Международной системы единиц (СИ) для некоторых физических величин

Величина	Единица	
	Наименование	Обозначение
Основные величины		
Длина	метр	м
Время	секунда	с
Масса	килограмм	кг
Сила электрического тока	ампер	А
Термодинамическая температура	кельвин	К
Количество вещества	моль	моль
Производные величины пространства и времени		
Площадь	квадратный метр	м ²
Объем	кубический метр	м ³
Скорость	метр в секунду	м/с
Производные механические и тепловые величины		
Плотность	килограмм на кубический метр	кг/м ³
Сила, вес	ньютон	Н
Давление	паскаль	Па
Энергия, работа, количество теплоты, термодинамический потенциал	джоуль	Дж
Энтропия	джоуль на кельвин	Дж/К
Производные электрические и магнитные величины		
Количество электричества, электрический заряд	кулон	Кл
Электрическое напряжение, электрический потенциал, электродвижущая сила	вольт	В
Электрическое сопротивление	ом	Ом

Переход от внесистемных единиц к единицам СИ:

$$1 \text{ эрг} = 10^{-7} \text{ Дж};$$

$$1 \text{ атм} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па}.$$

$$1 \text{ мм рт.ст.} = 133,3 \text{ Па};$$

Таблица 2

Множители и приставки для образования десятичных кратных и дольных единиц

Множитель, на который умножается основная единица	Наименование	Обозначение	Множитель, на который умножается основная единица	Наименование	Обозначение
10^{12}	тера	Т	0,1	деци	д
10^9	гига	Г	10^{-2}	санти	с
10^6	мега	М	10^{-3}	милли	м
10^3	кило	к	10^{-6}	микро	мк
10^2	гекто	г	10^{-9}	нано	н
10	дека	да	10^{-12}	пико	п

Таблица 3

Основные физические и фундаментальные постоянные

Название	Обозначение и значение
Постоянная Авогадро	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Универсальная газовая постоянная	$R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ или $\text{кПа} \cdot \text{л} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$
Постоянная Больцмана	$k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж}/\text{К}$
Молярный объем газа при н. у.	$V_m = 22,4 \text{ л}/\text{моль}$
Постоянная Планка	$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Заряд электрона	$e = -1,60 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Постоянная Фарадея	$F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ Кл}/\text{моль}$
Нормальное атмосферное давление	$p_o = 101\,325 \text{ Па}$ (760 мм рт. ст.)

Таблица 5

Термодинамические свойства некоторых веществ

$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$ — стандартная энтальпия образования вещества, кДж/моль;
 $\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}$ — стандартное изменение энергии Гиббса при образовании сложного вещества из простых веществ, кДж/моль;
 S_{298}° — стандартная энтропия вещества, Дж/(моль · К);
 к. — кристаллическое состояние; ж. — жидкое состояние; г. — газообразное состояние; р-р — вещество (ион) в водном растворе.

Вещество или ион	Состояние	$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$	$\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}$	S_{298}°
AgCl	к.	-127	-109,7	96,1
AgNO ₃	к.	-123	-32,2	141
Ag ₂ O	к.	-30,6	-10,8	122
Al	к.	0	0	28,3
Al ₂ O ₃ корунд	к.	-1676	-1582	51
Al ₂ O ₃ · 3H ₂ O	к.	-2568	-2292	140
B ₂ O ₃	к.	-1270	-1191	54
H ₃ BO ₃	к.	-1089	-963	89,6
H ₃ BO ₃	р-р	-1068	-963	160
BaCl ₂	к.	-860	-811	126
BaCl ₂ · 2H ₂ O	к.	-1462	-1296	203
BaSO ₄	к.	-1465	-1353	132
Br ₂	ж.	0	0	152
Br ₂	г.	30,7	3,1	245
С графит	к.	0	0	5,7
С алмаз	к.	1,9	2,9	2,4
CO	г.	-110,5	-137	198
CO ₂	г.	-393,5	-394,4	214
CO ₂	р-р	-413	-386	121
H ₂ CO ₃	р-р	-700	-623	187
CaO	к.	-635	-603	38
Ca(OH) ₂	к.	-987	-897	76
CaSO ₄	к.	-1432	-1320	107
CaSO ₄ · 2H ₂ O	к.	-1762	-1565	194
CaCl ₂	к.	-795	-750	114
CaCl ₂	р-р	-878	-815	55
CaCl ₂ · 6H ₂ O	к.	-2607	-	-
CaCO ₃	к.	-1207	-1128	92
Cl ₂	г.	0	0	223

Продолжение табл. 5

Вещество или ион	Состояние	$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$	$\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}$	S_{298}°
Cl ₂ O	г.	76	94	266
HCl	г.	-92,3	-95,3	186,8
HCl	р-р	-167	-131	55
COCl ₂	г.	-219,5	-205,31	283,64
CuCl	к.	-136	-118	84,5
CuCl ₂	к.	-206	-	-
CuSO ₄	к.	-770	-662	113
CuSO ₄ · 5H ₂ O	к.	-2278	-1880	305
HF	г.	-269	-271	174
Fe	к.	0	0	27,2
Fe ₂ O ₃	к.	-822,2	-740,3	87,5
Fe ₃ O ₄	к.	-1117	-1014	146
FeS ₂	к.	-177,4	-166	53
Fe(OH) ₃	к.	-824	-	-
FeCO ₃	к.	-753	-680	96
FeCl ₃	к.	-405	-	-
FeCl ₃ · 6H ₂ O	к.	-2226	-	-
FeSO ₄	к.	-923	-820	108
FeSO ₄ · 7H ₂ O	к.	-3007	-	-
H ₂	г.	0	0	131
H ₂ O	ж.	-286	-237	70
H ₂ O	г.	-242	-229	189
H ₂ O ₂	ж.	-188	-120,5	109,6
H ₂ O ₂	г.	-191	-107,74	234,4
Hg	ж.	0	0	77
Hg	г.	61	32	175
HgCl ₂	к.	-230	-177	140
Hg ₂ Cl ₂	к.	-265	-211	196
HgO	к.	-90	-58,4	73
KOH	р-р	-477	-441	92
KAl(SO ₄) ₂ · 12H ₂ O	к.	-6057	-5137	687
KBr	к.	-392	-379	96
KBr	р-р	-372	-385	183
KCl	к.	-436	-408	83
KCl	г.	-216	-235	239,5
KCl	р-р	-419	-413	158
KClO ₃	к.	-391	-290	143

Продолжение табл. 5

Вещество или ион	Состояние	$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$	$\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}$	S_{298}°
KI	к.	-328	-322	104
KI	р-р	-307	-334	212
KNO ₃	к.	-493	-393	133
KNO ₃	р-р	-458	-393	291
KMnO ₄	к.	-813	-714	172
K ₂ SO ₄	к.	-1438	-1320	176
LiOH	к.	-487	-444	50
Li ₂ CO ₃	к.	-1215	-1130	90
MgCO ₃	к.	-1113	-1029	66
MgCl ₂	к.	-642	-592	89,5
MgCl ₂ · 6H ₂ O	к.	-2500	-1279	366
MgO	к.	-602	-570	27
Mg(OH) ₂	к.	-925	-834	63
MgSO ₄	к.	-1278	-1174	91,6
MgSO ₄ · 7H ₂ O	к.	-3384	-	-
MnSO ₄	к.	-1064	-956	112
N ₂	г.	0	0	191,5
NH ₃	г.	-46,2	-16,6	192,5
NH ₃	р-р	-80,8	-26,6	110
NH ₄ ⁺	р-р	-133	-79,5	113
NH ₄ Cl	к.	-315	-204	94,6
(NH ₄) ₂ SO ₄	к.	-1179	-900	220
N ₂ O	г.	81,5	103,6	220
NO	г.	91,3	87,6	210,6
NO ₂	г.	34,0	52,3	240,0
N ₂ O ₄	г.	9,7	98,3	304,3
HNO ₂	р-р	-119	-56	153
HNO ₃	ж.	-173	-80	155
Na	к.	0	0	51
Na ₂ CO ₃	к.	-1131	-1048	136
Na ₂ CO ₃ · 10H ₂ O	к.	-4082	-3906	-
NaHCO ₃	к.	-948	-852	102
NaF	к.	-569	-541	59
NaCl	к.	-411	-384	72
NaNO ₂	к.	-359	-	-
NaNO ₃	к.	-425	-366	116
NaOH	к.	-427	-380	60

Продолжение табл. 5

Вещество или ион	Состояние	$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$	$\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}$	S_{298}°
Na_2SO_3	к.	-1117	-1043	146
Na_2SO_4	к.	-1384	-1267	149
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	к.	-4324	-3644	593
O_2	г.	0	0	205
O_3	г.	142	163	238
P_4 белый	к.	0	0	44,4
P красный	к.	-18,4	-	-
P_2O_5	к.	-1507	-1372	140
PCl_3	г.	-306	-286	312
PCl_5	г.	-399	-325	353
PbO	к.	-218	-188	69
PbO_2	к.	-277	-219	77
S ромбическая	к.	0	0	32
S моноклинная	к.	0,3	0,1	32,6
SO_2	г.	-297	-300	249
SO_3	г.	-395	-370	256
H_2S	г.	-20	-33	206
H_2SO_4	р-р	-907	-742	17
SiO_2 кварц	к.	-859	-805	42
ZnO	к.	-348	-318	44
ZnCl_2	к.	-416	-369	108
ZnSO_4	к.	-979	-872	125
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	к.	-3076	-2560	387
Органические вещества				
CH_4	г.	-75	-51	186
C_2H_2	г.	227	209	201
C_2H_4	г.	52	68	219
C_2H_6	г.	-85	-33	229
C_6H_6	ж.	49	125	173
CH_3Cl	г.	-82	-59	234
CH_2Cl_2	г.	-88	-59	271
CHCl_3	г.	-100	-67	296
CCl_4	г.	-107	-64	309
CH_3Br	г.	-35,6	-26	246
CH_2Br_2	г.	-4,2	-5,9	294
CHBr_3	г.	25	16	331
CBr_4	г.	50	36	358

Окончание табл. 5

Вещество или ион	Состояние	$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$	$\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}$	S_{298}°
CH_3OH	ж.	-239	-166	127
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	ж.	-277	-175	161
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$	ж.	-279,5	-123,05	253,13
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$	г.	-252,2	-122,39	342,67
Глицерин	ж.	-671	-477	205
Формальдегид	г.	-116	-110	219
Ацетальдегид	г.	-166	-134	265
Ацетон	ж.	-247	-154	199
HCOOH	ж.	-410	-346	129
CH_3COOH	ж.	-484	-389	160
$\text{C}_2\text{H}_7\text{COOH}$	ж.	-535	-376	226
Нитробензол	ж.	16	146	224
Анилин	ж.	31	149	191
Мочевина	к.	-333,2	-197,2	104,6
Глицин	к.	-537	-378	103,5
Глицин	р-р	-523	-380	159
Цистеин	к.	-532,6	-342,7	169,9
L-лейцин	р-р	-643,4	-352,3	207,5
D,L-лейцилглицин	р-р	-	-464	-
Глицилглицин	р-р	-734,3	492,1	231,4
L-молочная кислота	р-р	-686	-539	222
Сахароза	к.	-2222	-1545	360
D-глюкоза	р-р	-1263,0	-917,0	269,5
D-глюкоза	к.	-1274,0	-910,6	212,1

Таблица 6

Энтальпия сгорания некоторых веществ ($\Delta H^\circ_{\text{сгор}}$, кДж/моль)

Вещество	Состояние	$\Delta H^\circ_{\text{сгор}}$	Вещество	Состояние	$\Delta H^\circ_{\text{сгор}}$
H ₂	г.	-286	C ₂ H ₂	г.	-1300
CO	г.	-283	Пропанол-2	ж.	-1986
CH ₄	г.	-890,3	C ₂ H ₅ OH	ж.	-1371
CH ₃ Br	г.	-770	C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅	ж.	-2727
CH ₃ Cl	г.	-687	NH ₂ CH ₂ COOH	к.	-981
CH ₃ I	ж.	-815	CO(CH ₃) ₂	ж.	-1786
CH ₃ NH ₂	ж.	-1071	Глицерин	ж.	-1661
CH ₃ OH	ж.	-715	C ₆ H ₆	ж.	-3268
CH ₂ O	г.	-561	C ₆ H ₁₂	ж.	-3920
HCOOH	ж.	-263	C ₆ H ₅ NH ₂	ж.	-3396
CO(NH ₂) ₂	к.	-634	C ₆ H ₅ NO ₂	ж.	-3093
CHCl ₃	ж.	-373	C ₆ H ₅ OH	ж.	-3064
CHI ₃	к.	-677	Глюкоза	к.	-2803
C ₂ H ₆	г.	-1560	Фруктоза	к.	-2827
C ₂ H ₄	г.	-1411	CH ₃ COOH	ж.	-876

Таблица 7

Средняя удельная теплота полного окисления основных компонентов пищевых продуктов

Вещество	Q, кДж/г	Q, ккал/г
Белки	17	4,1
Жиры	39	9,3
Углеводы	17	4,1

Таблица 8

**Константы растворимости некоторых малорастворимых
солей и гидроксидов (25 °С)**

Вещество	K_s	Вещество	K_s
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FeC ₂ O ₄	$2,0 \cdot 10^{-7}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Fe(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ CO ₃	$1,2 \cdot 10^{-12}$	FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$
Ag ₂ C ₂ O ₄	$3,5 \cdot 10^{-11}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1,0 \cdot 10^{-10}$	HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	Hg ₂ SO ₄	$6,8 \cdot 10^{-7}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Li ₂ CO ₃	$3,98 \cdot 10^{-3}$
AgNO ₂	$1,6 \cdot 10^{-4}$	LiF	$3,8 \cdot 10^{-3}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Li ₃ PO ₄	$3,2 \cdot 10^{-9}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	MgCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ SO ₃	$1,5 \cdot 10^{-14}$	MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$	Mg(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-10}$
Al(OH) ₃	$1,0 \cdot 10^{-32}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-13}$
AlPO ₄	$5,7 \cdot 10^{-19}$	MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$
AuBr	$5,0 \cdot 10^{-17}$	Mn(OH) ₂	$4,5 \cdot 10^{-13}$
AuCl	$2,0 \cdot 10^{-13}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
AuI	$1,6 \cdot 10^{-23}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaF ₂	$1,1 \cdot 10^{-6}$	PbC ₂ O ₄	$4,8 \cdot 10^{-10}$
Ba(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-3}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$	Pb(OH) ₂	$1,1 \cdot 10^{-20}$
BaSO ₃	$8,0 \cdot 10^{-7}$	Pb ₃ (PO ₄) ₂	$7,9 \cdot 10^{-43}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	Sr(OH) ₂	$3,2 \cdot 10^{-4}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	SrC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$
Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$	Sr ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-31}$
Ca(H ₂ PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-3}$	SrSO ₃	$4,0 \cdot 10^{-8}$
CaHPO ₄	$2,7 \cdot 10^{-7}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	Zn(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-18}$
Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Таблица 9

Стандартные восстановительные (редокс) потенциалы (25 °С)

Полуреакция	φ^0 , В	Полуреакция	φ^0 , В
$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,07	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,34	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
$\text{BrO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{HBrO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,45	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,86
$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,81	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}\downarrow$	-0,29	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,41	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} (\text{pH} = 7)$	+0,82
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	+0,40
$\text{Cu}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}\downarrow$	+0,53	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$	-0,08
$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}\downarrow$	+0,34	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	+0,15	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}\downarrow$	-0,403	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	+1,24
$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,77	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	+0,17
$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,17
$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,22
$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,54	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}\downarrow$	-0,14
$\text{IO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,14	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,99	$\text{Tl}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Tl}\downarrow$	-0,36
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\text{Tl}^{3+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Tl}^+$	+1,25
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}\downarrow$	-0,76
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}\downarrow$	+0,85
$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56		
$\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{NH}_4^+$	+0,26		

ПРАВИЛА ОФОРМЛЕНИЯ РЕЗУЛЬТАТОВ В ХИМИИ (БАЗОВЫЕ СВЕДЕНИЯ ИЗ МАТЕМАТИКИ)

Результаты расчетов, экспериментальные данные принято выражать только значащими цифрами.

Степень точности результата расчета определяется числом значащих цифр, которыми являются цифры от 1 до 9.

Нуль может быть значим и незначим. Нули, стоящие в начале числа, всегда незначимы и служат только для указания места запятой в десятичной дроби. Нули, стоящие между цифрами, всегда значимы. Нули, стоящие в конце числа, могут быть значимы и незначимы. Нули, стоящие после запятой в десятичной дроби, считаются значимыми. Нули же, стоящие в конце целого числа, могут означать значащую цифру, а могут указывать только порядок числа.

Например: 200,0 — четыре значащих цифры (измерение выполнено с точностью до 0,1); 0,0987 — три; 0,0029 — две; 0,7087 — четыре значащих цифры; в числе 300 значащих цифр может быть одна (цифра 3), две (цифры 3 и 0), три (цифры 3, 0 и 0). Чтобы избежать неопределенности, число 300 необходимо представить в стандартном виде — как произведение числа, содержащего только значащие цифры, и 10^n . Если в числе 300 одна значащая цифра, то следует записать $3 \cdot 10^2$, если две значащие цифры — $3,00 \cdot 10^2$.

Округление конечного результата нужно проводить после выполнения всех арифметических действий.

Если за первой недостоверной цифрой следует цифра 5, то округляют до ближайшего четного числа. Например, число 17,465 следует округлить до 17,46, если цифра 6 недостоверна.

Перед сложением или вычитанием необходимо округлить все числа так, чтобы каждое из них справа от запятой имело такое количество знаков, как у числа с минимальным количеством знаков после запятой. Например: $143,3 + 205,14 + 50,333$. Число 143,3 имеет минимальное число знаков после запятой (один), поэтому надо округлить слагаемые и суммировать их: $143,3 + 205,1 + 50,3 = 398,7$.

Помните:

1) если стоящая следом за округляемой цифра больше 5, то округляемая цифра увеличивается на единицу (1,76 округляем до 1,8);

2) если стоящая следом за округляемой цифра меньше 5, то округляемая цифра не изменяется (272,334 округляется до 272,3);

3) если стоящая следом за округляемой цифра равна 5, то нечетную округляемую цифру повышают на единицу (3,75 округляют до 3,8), а четную оставляют без изменения (6,45 округляют до 6,4).

Числа, содержащие степени, преобразуют, приводя показатели степеней слагаемых к наибольшему. Например, при сложении чисел $4 \cdot 10^{-5}$, $3,00 \cdot 10^{-2}$ и $1,5 \cdot 10^{-4}$ их следует записать: $0,004 \cdot 10^{-2}$, $3,00 \cdot 10^{-2}$ и $0,015 \cdot 10^{-2}$. Сумма этих чисел равна $3,019 \cdot 10^{-2}$. Ее записывают $3,02 \cdot 10^{-2}$, поскольку значимость суммы определяется значимостью числа $3,02 \cdot 10^{-2}$, имеющего наименьшее число десятичных знаков.

При умножении и делении значимость произведения или частного определяет множитель с наименьшим числом значащих цифр. Например, при перемножении чисел 1,5 и 2,35 произведение должно содержать две значащих цифры: 3,5, а не 3,525, как получается при перемножении.

При возведении числа в степень относительная недостоверность результата увеличивается в число раз, равное степени. При возведении в квадрат она удваивается.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Ардашикова Е. И., Казеннова Н. Б., Тамм М. Е. Общая и неорганическая химия: Пособие для поступающих в вузы. — М.: Аквариум, 1998. — 256 с.

Артемов А. В. Химия: Интенсивный курс подготовки к ЕГЭ. — 2-е изд. — М.: Айрис-пресс, 2005. — 336 с.

Архангельская О. В., Жиров А. И., Лебедева О. К. и др. Задачи по химии (Всероссийская олимпиада школьников по химии. Четвертый федеральный окружной этап). — М.: МГУ, 2003. — 14 с.

Бабков А. В., Попков В. А. Общая, неорганическая и органическая химия: Для школьников старших классов и поступающих в вузы. — М.: Дрофа, 2003. — 576 с.

Белобородов В. Л., Зурабян С. Э., Лузин А. П., Тюкавкина Н. А. Органическая химия. — М.: Дрофа, 2002. — 640 с.

Бенкс Дж. Названия органических соединений. — М.: Химия, 1980. — 304 с.

Будруджак П. Задачи по химии. — М.: Мир, 1989. — 344 с.

Воловик В. Б., Крутецкая Е. Д. Неорганическая химия: Упражнения и задачи: Пособие для старшеклассников. — СПб.: СпецЛит, 2001. — 127 с.

Волович П. М. Сборник задач по неорганической химии. — М.: Рольф, 1999. — 352 с.

Волович П. М., Бровко М. И. Готовимся к экзамену по химии: Школа и вуз. — 5-е изд. — М.: Айрис-пресс, 2004. — 368 с.

Врублевский А. И. Учебно-тренировочные материалы для подготовки к централизованному тестированию по химии. — Мн.: Юнипресс, 2004. — 368 с.

Врублевский А. И. 1000 задач по химии с цепочками превращений и контрольными тестами для школьников и абитуриентов. — Мн.: Юнипресс, 2003. — 400 с.

Гаршин А. П. Неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях. — 3-е изд., испр. и доп. — СПб.: Лань, 2003. — 288 с.

Грандберг И. И. Органическая химия. — М.: Дрофа, 2001. — 672 с.

Гутник С. П., Кадоркина Г. Л., Сосокко В. Е. Примеры и задачи по технологии органического синтеза. — М.: Химия, 1984. — 192 с.

Егоров А. С. Все типы расчетных задач по химии для подготовки к ЕГЭ. — Ростов н/Д: Феникс, 2003. — 320 с.

Егоров А. С., Аминова Г. Х. Типовые задания и упражнения для подготовки к экзамену по химии. — Ростов н/Д: Феникс, 2005. — 448 с.

Ерохин Ю. М., Фролов В. И. Сборник задач и упражнений по химии с дидактическим материалом. — М.: Высшая школа, 1988. — 239 с.

Ефимов А. И., Карцова Л. А., Луцкая И. М. Задачи по химии: Учеб. пособие / Под ред. А.В. Суворова. — Л.: Изд-во Ленингр. ун-та, 1986. — 120 с.

Звездина И. М., Присягина И. Г., Фрейфельд И. А. Неорганическая химия: Пособие для абитуриентов и старшеклассников. — М.: Московский лицей, 1996. — 153 с.

Зеленый К. Н., Сергутина В. П., Солод О. В. Сдаем экзамен по химии. — СПб.: ЭЛБИ, 2001. — 383 с.

Зоммер К. и др. Химия: Справочник школьника и студента / К. Зоммер, К. Х. Вюнш, М. Цеттлер; Пер. с нем. под ред. проф. Р. А. Лидина. — 2-е изд., стереотип. — М.: Дрофа, 2000. — 384 с.

Капуцкий Ф. Н., Тикавый В. Ф. Пособие по химии для поступающих в вузы. — Мн.: Выш. Шк., 1986. — 413 с.

Клочкова Т. В., Покровская Е. М., Ахрименко З. М. Сборник олимпиадных задач по химии с решениями: Краснодар: Кубанский госуниверситет, 1999. — 234 с.

Ковальчукова О. В. Учись решать задачи по химии. — М.: Поматур, 1999. — 175 с.

Корощенко А. С., Иванова Р. Г., Добротин Д. Ю. Химия: Дидактические материалы: 10–11 кл. — М.: ВЛАДОС, 2003. — 176 с.

Кузьменко Н. Е., Еремин В. В. Химия. 2400 задач для школьников и поступающих в вузы. — М.: Дрофа, 1999. — 560 с.

Кушнарев А. А. Задачи по химии для старшеклассников и абитуриентов. — М.: Школа-Пресс, 1999. — 160 с.

Лидин Р. А. и др. Химия. 10–11 кл.: Учеб. пособие / Под ред. Р. А. Лидина. — М.: Дрофа, 1999. — 160 с.

Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. Химия для школьников старших классов и поступающих в вузы. Теоретические основы. Вопросы. Задачи. Тесты: Учебное пособие. — 3-е изд., испр. — М.: Дрофа, 2004. — 574 с.

Лидин Р. А., Аликберова Л. Ю., Логинова Г. П. Общая и неорганическая химия в вопросах: Пособие для вузов. — 2-е изд., перераб. и доп. — М.: Дрофа, 2004. — 304 с.

Лидин Р. А., Аликберова Л. Ю. Химия: Справочник для старшеклассников и поступающих в вузы. — М.: АСТ-ПРЕСС ШКОЛА, 2004. — 512 с.

Литвинова Т. Н., Кириллова Е. Г., Овчинникова С. А. Методические указания, программы, задания и контрольные работы для слушателей заочных подготовительных курсов при КГМА. — Краснодар, 2000. — 74 с.

Литвинова Т. Н., Ажипа Л. Т., Семенова Е. И. Учебные задания по химии для слушателей факультета довузовской подготовки в 3-х частях. — Краснодар, 2001. — 224 с.

Литвинова Т. Н., Кириллова Е. Г., Овчинникова С. А., Выскубова Н. К. Программа, учебные задания и методические указания для поступающих в медицинскую академию. — Краснодар, 2001. — 151 с.

Литвинова Т. Н. Сборник задач по общей химии : Учеб. пособие для студентов мед. вузов. — 3-е изд., перераб. — М: ОНИКС, Мир и Образование, 2007. — 224 с.

Номенклатурные правила ИЮПАК по химии. Т. 2. Органическая химия в 2-х томах. — М.: 1979. — 896 с.

Олейников Н. Н., Муравьева Г. П. Химия. Основные алгоритмы решения задач: Учебное пособие / Под ред. академика Ю. Д. Третьякова. — М.: Изд. отдел УНЦ ДО, ФИЗМАТЛИТ, 2003. — 272 с.

Потапов В. М., Хомченко Г. П. Химия: Учебник. — М.: Высшая школа, 1982. — 367 с.

Пузаков С. А., Попков В. А. Пособие по химии для поступающих в вузы. Программы. Вопросы, упражнения, задачи. Образцы экзаменационных билетов: Учеб. пособие. — 2-е изд., перераб. и доп. — М.: Высшая школа, 1999. — 575 с.

Радецкий А. М. Проверочные работы по химии в 8–11 классах: Пособие для учителя. — М.: Просвещение, 2000. — 208 с.

Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. Т. 1. — М.: Мир, 1971. — 556 с.

Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. Т. 2. — М.: Мир, 1971. — 870 с.

Робертс Дж., Касерио М. Основы органической химии. В 2 т. — М.: Мир, 1978. — Т. I — 842 с. — Т. II — 888 с.

Савинкина Е. В., Логинова Г. П. Химия: Сборник задач. 8–9 классы. — М.: АСТ-Пресс, 2001. — 400 с.

Сборник вопросов и задач по химии для средней общеобразовательной школы / Под общ. ред. А. В. Суворова. — СПб.: СпецЛит, 1999. — 276 с.

Свешникова Г. В. Основы химии в расчетах: Самоучитель решения расчетных химических задач. — СПб: Химиздат, 2002. — 240 с.

Свитанько И. В. Нестандартные задачи по химии. — М.: Мирос, 1995. — 80 с.

750 задач по химии с примерами решений для старшеклассников и абитуриентов / Авт.-сост. В. И. Резяпкин. — Мн.: Юнипресс, 2004. — 288 с.

Середа И. П. Конкурсные задачи по химии: Поступающим в вузы. — 4-е изд., перераб. и доп.— Киев: Вища школа, 1982. — 232 с.

Слесарев В. И., Андреева И. Н., Кржижановская Е. К. и др. Тренажер по химии для абитуриентов и студентов (учебное пособие). — СПб.: Химиздат, 2003. — 424 с.

Слета Л. А., Черный А. В., Холин Ю. В. 1001 задача по химии с ответами, указаниями, решениями. — М.: Илекса, 2004. — 368 с.

Степаненко Б. Н. Химия и биохимия углеводов. — М.: Высшая школа, 1977. — 224 с.

Терней А. Современная органическая химия. В 2 т. — М.: Мир, 1981. — Т. I — 678 с. — Т. II — 652 с.

Тукунова И. В., Артеменко А. И. Химия. Краткий справочник. — М.: Высшая школа, 2004. — 381 с.

Ушкалова В. Н., Иоанидис Н. В. Химия: конкурсные задания и ответы: Пособие для поступающих в вузы. — М.: Просвещение, 2000. — 224 с.

Фримантл М. Химия в действии / Пер. с англ. В 2 ч. — М.: Мир, 1991. Ч. 1. — 528 с.; Ч. 2. — 622 с.

Химическая энциклопедия. В 5 т. — М.: Советская энциклопедия. 1988, 1990, 1992, 1995, 1998.

Химия. Большой энциклопедический словарь / Гл. ред. И. Л. Кнунянц.— 2-е изд. — Большая Российская энциклопедия, 1998. — 792 с.

Химия: Задачи с ответами и решениями: Учеб.-метод. пособие / П. А. Оржековский, Ю. Н. Медведев, А. В. Чураков, С. С. Чуранов; Под ред. проф. Г. В. Лисичкина. — М.: АСТ : Астрель, 2004. — 191 с.

Химия для учащихся 11 классов и поступающих в вузы: тренажеры и тесты / Сост. В. Г. Денисова. — Волгоград: Учитель, 2005. — 149 с.

Холин Ю. В., Слета Л. А. Репетитор по химии: Для школьников и абитуриентов. — Харьков: Фолио, 1998. — 400 с.

Хохлова А. И. Задачи по химии. 8–11 кл.— М.: ВЛАДОС, 2004. — 228 с.

Шабаров Ю. С. Органическая химия. В 2 т. — М.: Химия, 1996. — Т. I — 496 с. — Т. II — 510 с.

Штремплер Г. И., Хохлова А. И. Методика решения расчетных задач по химии: 8–11 кл.: Пособие для учителя. — М.: Просвещение, 1998. — 207 с.

Экзаменационные билеты по химии. Вопросы и ответы. Рекомендации экзаменаторов. — М.: МИРТ, 1995. — 192 с.

Янковский С. А., Данилова Н. С. Задачи по органической химии. — М.: Колос, 2000. — 328 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Раздел I

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Глава 1. Основные теории, законы и понятия химии	5
Основные понятия и законы химии	5
Основные величины и единицы в химии	9
Решение типовых задач	11
Газы, жидкости и твердые вещества. Газовые законы	26
Решение типовых задач	29
Задачи для самостоятельного решения	30
Глава 2. Строение атома. Химическая связь. Периодический закон	43
Строение атома	43
Радиоактивность и ядерные реакции	47
Решение типовых задач	50
Химическая связь. Строение молекул	58
Решение типовых задач	64
Периодический закон. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	67
Решение типовых задач	72
Задачи для самостоятельного решения	73
Глава 3. Энергетическая и кинетическая характеристика химических реакций	84
Тепловые эффекты химических реакций	84
Решение типовых задач	86
Химическая кинетика	94
Решение типовых задач	95
Химическое равновесие	98
Решение типовых задач	100
Задачи для самостоятельного решения	104

Глава 4. Растворы	116
Растворы и их количественная характеристика. Способы выражения концентрации вещества в растворе	116
Решение типовых задач	119
Электролитическая диссоциация. Ионные реакции в растворах	128
Решение типовых задач	134
Гидролиз неорганических и органических соединений	143
Решение типовых задач	145
Задачи для самостоятельного решения	149
Глава 5. Окислительно-восстановительные реакции	168
Основные понятия	168
Решение типовых задач	174
Электролиз растворов и расплавов	177
Решение типовых задач	179
Химические источники тока. Гальванические элементы	182
Решение типовых задач	184
Задачи для самостоятельного решения	185

Раздел II

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 6. Металлы и их соединения	196
Классификация неорганических веществ	196
Общие сведения о металлах	199
Решение типовых задач	205
Щелочные металлы	208
Металлы IIA группы	212
Решение типовых задач	215
Алюминий и его соединения	218
Решение типовых задач	223
Общая характеристика переходных элементов	228
Хром и его соединения	229
Решение типовых задач	233
Железо и его соединения	235
Решение типовых задач	240
Марганец и его соединения	245
Медь и ее соединения	249
Цинк и его соединения	253
Серебро и его соединения	255
Решение типовых задач	257
Задачи для самостоятельного решения	261

Глава 7. Неметаллы и их соединения	304
Водород и его соединения	304
Решение типовых задач	313
Галогены и их соединения	321
Решение типовых задач	333
Кислород, сера и их соединения	337
Решение типовых задач	355
Азот, фосфор и их соединения	359
Решение типовых задач	378
Углерод, кремний и их соединения	383
Решение типовых задач	398
Задачи для самостоятельного решения	401

Раздел III

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 8. Основные понятия органической химии	445
Предмет органической химии. Основные положения теории химического строения органических соединений А. М. Бутлерова	445
Классификация органических соединений	445
Номенклатура органических соединений	449
Изомерия	451
Классификация органических реакций	452
Взаимное влияние атомов в молекулах	454
Решение типовых задач	455
Задачи для самостоятельного решения	463
Глава 9. Углеводороды	472
Общие сведения об углеводородах	472
Алканы	476
Циклоалканы	480
Решение типовых задач	483
Алкены	489
Решение типовых задач	493
Алкины	498
Алкадиены	501
Синтетические высокомолекулярные вещества (полимеры)	504
Решение типовых задач	508
Арены	515
Решение типовых задач	521
Задачи для самостоятельного решения	526

Глава 10. Кислородсодержащие органические соединения	560
Общие сведения о кислородсодержащих органических веществах	560
Предельные одноатомные спирты	564
Многоатомные спирты	568
Фенолы	570
Решение типовых задач	574
Альдегиды и кетоны	578
Решение типовых задач	585
Карбоновые кислоты	590
Решение типовых задач	594
Сложные эфиры и жиры	596
Решение типовых задач	599
Углеводы	601
Решение типовых задач	614
Задачи для самостоятельного решения	616
Глава 11. Азотсодержащие органические соединения	663
Общие сведения об азотсодержащих органических веществах	663
Амины	666
Решение типовых задач	671
Аминокислоты, пептиды и белки	674
Решение типовых задач	681
Гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты	684
Задачи для самостоятельного решения	691
Решение некоторых усложненных задач	704
Ответы на задачи для самостоятельного решения	790
Приложение	809
Правила оформления результатов в химии (базовые сведения из математики)	821
Список литературы	823

Учебное издание

**Литвинова Татьяна Николаевна
Мельникова Елена Дмитриевна
Соловьёва Маргарита Валентиновна
Ажипа Любовь Тимофеевна
Выскубова Надежда Константиновна**

ХИМИЯ В ЗАДАЧАХ
для поступающих в вузы

Ответственный редактор *Н. В. Валуева*
Редактор *И. А. Костенчук*
Корректор *А. И. Юдина*
Технический редактор *Е. А. Вишнякова*

Оригинал-макет подготовлен ООО «Бета-Фрейм»

Подписано в печать 27.10.2008. Формат 84x108^{1/32}.
Гарнитура «Школьная». Печать офсетная.
Усл. печ. л. 43,68. Тираж 5000 экз. Заказ № .

Общероссийский классификатор продукции
ОК-005-93, том 2; 953005 — учебная литература

ООО «Издательство Ониск».
105082, Москва, ул. Б. Почтовая, д. 7, стр. 1.
Почтовый адрес: 117418, Москва, а/я 26
Отдел реализации: тел. (499) 619-02-20, 619-31-88
Internet: www.onyx.ru; e-mail: mail@onyx.ru

ООО «Издательство «Мир и Образование».
Изд. лиц. ИД № 05088 от 18.06.2001.
109193, Москва, ул. 5-я Кожуховская, д. 13, стр. 1.
Тел./факс: (495) 120-51-47, 129-09-60.
E-mail: mir-obrazovanie@onyx.ru

Издание осуществлено при техническом участии
ООО «Издательство АСТ»