

QULİYEV T.N.

ATOMUN QURULUŞU VƏ ELEMENTLƏRİN DÖVRİ SİSTEMİ

**Azərbaycan Respublikası
Təhsil Nazirliyinin 10-06 2003-cü
il tarixli 556 əmri ilə dərs vəsaiti
kimi təsdiq edilmişdir**

BAKI - 2004

Rəyçilər: k.e.d., prof. Qurbanov Ə.N.
k.e.d. prof. İlyash T.M.

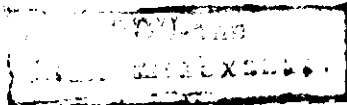
Redaktor: k.e.d. prof. Babanlı M.B.

539
Q86

Quliyev T.N. Atomun quruluşu və elementlərin dövrü sistemi.
Bakı. 2004. 198 səh.

Dərs vəsaiti Bakı Dövlət Universitetinin, Bakı Dövlət Pedaqoji Universitetlərinin kimya, biologiya ixtisası üzrə və həmçinin digər texniki universitetlərin bakalavr, maqistr və aspirantları üçün nəzərdə tutulmuşdur. Vəsait çox vacib sahəyə-atomun quruluşu və dövrü sistemə həsr edilmişdir. Vəsaitə klassik və müasir elmi baxımda yanaşılmış elmi müasirlik saxlanmaqla kifayət qədər sadə formada yazılmışdır.

© «İqtisad Universiteti» nəşriyyatı - 2004



GİRİŞ

Atomun quruluşu fizika və kimya elminin fundamental sahəsidir, onun nəzəri əsasları dərinlən mənimsənilməsə fizika və kimya elmi aləminə daxil olmaq, onu başa düşmək, dərk etmək mümkün deyil. Ali və orta məktəblərdə fizika, kimya fənninin və onlarla bağlı başqa texniki fənnlərin tədrisi bir başa atomun quruluşu və elementlərin dövri sistemi ilə sıx sürətdə bağlıdır.

Atomun quruluşunu və elementlərin dövri sistemini klassik nəzəriyyəyə görə və kvant fizikasına, kvant kimyasına görə izah etmək, mənimsəmək, başa düşmək ən vacib problemlərdən biridir. Sözsüz ki, bu problemlər rus dilində bir çox sanballı dərsliklərdə öz əksini tapmışdır. Ancaq keçmiş SSRİ süquta yetəndən sonra bu dərsliklər fiziki cəhətcə köhnəlmiş və nadir biblioqrafiyaya çevrilmişdir. Hal-hazırda o sanballı dərslikləri hətta fundamental kitabxanalarda tapmaq çətindir. Bundan başqa ikinci bir problemlə də üzləşməli oluruq. SSRİ dövlətinin süqutu ilə əlaqədar olaraq rus dilinin tədrisinə maraq azalmış, gənclər üçün rus dilində texniki fənnlərin, xüsusilə fizika, kimya kimi fundamental elmlərin mənimsənilməsi çətinləşmişdir. Bununla əlaqədar olaraq ali məktəb tələbələri üçün azərbaycan dilində müasir tələblərə cavab verən «Atomun quruluşu və elementlərin dövri sistemi» adlı dərs vəsaitinin yazılması aktualdır.

Hazırkı dərs vəsaiti 40 ildən artıq bir dövrdə «Ümumi və qeyri-üzvi kimya», «Qeyri-üzvi kimyadan seçilmiş bəhslər», «Bərk cisimlər kimyası» və s. adlı kurslarda oxunan mühazirələrdən əldə olunan təcrübəyə əsasən yazılmışdır. Vəsait müasir elmi səviyyəni saxlamaqla kifayət qədər sadə və başa düşülən formada yazılmışdır. Kvant kimyasının hal-hazırda həll edə bildiyi və həll edə bilmədiyi məsələlər oxucuya çatdırılmışdır. Vəsaitdə klassik dərsliklərdən və monoqrafiyalardan istifadə olunmuş, bəzi dəyişikliklər etməklə

orada verilən əyani, optimal, başa düşülən və hamı tərəfin-dən qəbul olunmuş sxem, şəkil, cədvəllərdən istifadə edil-mişdir. Vəsaitin maraqlı olması üçün atomun quruluşu haq-da klassik və müasir nəzəriyyələrin, klassik və müasir dövrü sistemin inkişafında rolu olmuş alimlərin həyatından qısa epizodlar verilmişdir. Uzun illər müəllimlik təcrübəsindən məlum olmuşdur ki, illüstrasiyalar, epizodlar elmi materialı yaxşı, asan mənimsəməkdə müsbət rol oynayır. Məs.: vəsa-İtdən gənc oxucu başa düşür ki, C.Tomson katod şüasını kəşf edərkən o birbaşa qarşısına məqsəd qoymamışdır ki, katod şüasını kəşf etsin. O vaxt heç «katod şüası» adlı ter-min də yox idi. XIX əsrin axırlarında metalların, izolyator-ların, məhlulların, qazların və s. elektrik keçiriciliyi öyrə-nilmişdir və öyrənilirdi. Bu silsilədən C.Tomson da sıx və seyrəkləşmiş qazların elektrik keçiriciliyini öyrənərkən müşahidə etmişdir ki, seyrəkləşmiş qazlardan elektrik cə-rəyanı keçərkən şüşə borunun divarlarında qığılcımlar alın-ır. Təcrübə nəticəsində məlum olmuşdur ki, yüksək gərgin-likdə (~10000V) katoddan hissəciklər ayrılır və bu hissəcik-lər şüşə borunun divarlarında qığılcımlar verir. Sonra bu hissəcikləri «katod şüuları» adlandırmışlar və bunun kimi radioaktivlik, rentgen şüası və s. kəşf olunmuşdur. Rezer-fordun tələbələri Hans Heyler və Ernst Marsden heç də atomun planetar modelini kəşf etməyi birbaşa qarşılına məqsəd qoymamışlar. Onların əsas məqsədi «İşıq şüası kimi α hissəciyin interferensiyasını yoxlamaq olmuşdur, amma nəticədə Rezerfordun atomun planetar modeli kəşf olundu. Vəsaitdə heç də nəzərdə tutulmayıb ki, dünya şöhrətli alim və pedaqoqların yazdığı dərsliklər səviyyəsində vəsait yazıl-sın, nə isə yeni bir üsul, yeni sxem, yeni bir şəkil, termin və ya formul verilsin. Vəsaiti yazmaqda əsas məqsəd atomun quruluşu və elementlərin dövrü sistemi kimi vacib bir sahəni sadə formada oxucuya çatdırmaqdır.

Vəsaitin birinci fəslində atom haqqında tarixi məlu-mat, atomun quruluşu haqqında klassik nəzəriyyə və onun

çatışmayan cəhətləri verilmişdir. İkinci fəsildə kvant mexanikasının yaranması, mahiyyəti, inkişaf tarixi, kvant mexanikasına görə atomun quruluşu, elektronların energetik səviyyələrdə paylanması, kvant mexanikasının atomun quruluşunun öyrənilməsində mümkün olan və mümkün olmayan imkanları verilmişdir. Üçüncü fəsildə elementlərin dövrü sisteminin inkişaf tarixi, rus alimi D.İ.Mendeleyevin elementlərin klassik dövrü sisteminin yaranmasında rolu, klassik dövrü sistemin çatışmayan cəhətləri, müasir dövrü sistem və onun yaranmasında Mozli qanununun əhəmiyyəti, elementlərin fiziki və kimyəvi xassələrinin dövrü surətdə dəyişməsi, dövrü sistemin əsasında atomun elektron quruluşunun durması və s. verilmişdir. Dördüncü fəsildə elementlərin birləşmələrinin xassələrinin qruplar və dövrlər üzrə oxşarlığı və ziddiyyətli cəhətlərinin, analizi verilmişdir. Məlumdur ki, əsas və əlavə yarımqrupda yerləşən elementlərin birləşmələrinin xassələri bir-birindən kəskin fərqlənir və çox ziddiyyətlidir. Bu ziddiyyət soldan sağa getdikcə artır və kəskinləşir, eyni qrupda yerləşən elementlər çox vaxt təsadüfi birləşmələrinə görə bir-birinə oxşayır.

Dərs vəsaitindən Bakı Dövlət Universitetinin və digər ali məktəblərin tələbələri, magistrləri və aspirantları istifadə edə bilər.

Vəsaitdə olan müəyyən çatışmayan cəhətləri, səhvləri və nöqsanları müəllifə çatdıran oxuculara müəllif əvvəldən öz minnətdarlığını bildirir.

ATOMUN QURULUŞU

1.1. Atomun quruluşu haqqında ilk təsəvvürlər

Atom ideyası ilk dəfə bizim eradan əvvəl XII əsrdə Şərqdə yaranmışdır. Bizim eradan əvvəl V-IV əsrlərdə Levkip və Demokritin yaşadığı dövrdə bir qrup alimlər - Eleyski məktəbinin nümayəndələri hesab etmişlər ki, materiya bölünməzdir, bir qrup alimlər - Anaksaqar məktəbinin nümayəndələri isə hesab etmişlər ki, materiya sonsuz bölünəndir. Bunların əksinə olaraq Levkip materiyanın quruluşu haqda atomistika ideyasını irəli sürmüş və həmin ideyaya görə materiya müəyyən bir həddə qədər bölünür, o hədd-bölünməyən ən kiçik hissəcik-atomdur. Levkip təbiətdə olan bütün dəyişikliyi atomların bir-biri ilə birləşməsi və ya ayrılması ilə izah etmişdir. Levkip atomu daimi, dəyişməz, mütəlak, formaca bir-birindən fərqlənən qəbul etmişdir. Levkipə görə atom daim hərəkətdədir. Levkipin tələbəsi Demokrit onun ideyasını inkişaf etdirib dərinləşdirmiş, bir neçə böyük kəşflər etmişdir. Antik dövrün alimləri içərisində birinci yeri tutmuş, bizim eradan əvvəl IV-III əsrlərdə yaşamış Demokritin tələbəsi Epikur Demokritin atomistikasını daha da inkişaf etdirmişdir. Epikur göstərmişdir ki, atomlar nəinki ölçü və formasına görə bir-birindən fərqlənir, atomlar eyni zamanda ağırlıqlarına görə də bir-birindən fərqlənirlər. Deməli, Epikur ilk dəfə atom çəkisi və atom həcmi haqda fikir söyləmişdir. Epikurun atomistikasını bizim eradan əvvəl birinci əsrdə Romada Lükretski Kar davam etdirmişdir.

Qədim yunan filosoflarından Platon və onun tələbəsi Aristotel Demokrit atomistikasının əksinə çıxmışlar. Aris-

total əsasən antik fəlsəfənin metafizikasının zəif cəhətindən (atomların dəyişilməzliyi, mütləqliyi və çevrilməzliyi və s.) istifadə edib ona qarşı çıxmış və öz konsepsiyasını vermişdir. O, materiyanın sonsuz parçalanması, qarşılıqlı bir-birinə çevrilməsi, keçməsi konsepsiyasını vermiş və Demokrit atomistikasına qarşı qoymuş, antik atomistikanı sıxışdırılmışdır.

Elmdə yüksək nüfuza malik olan Aristotelin konsepsiyası sonralar əl-kimyəçilərin ideyasının əsasını təşkil etmişdir. Bütün materiya eyni başlanğıca malikdir və onlar qarşılıqlı olaraq bir-birinə keçir.

Qədim yunan alimlərinin atom haqqındakı təsəvvürləri kimyada böyük dəyişikliklər yaratmışdır. Kimyada əsas inqilabi dəyişikliklər XVIII əsrin axırı XIX əsrin əvvəllərində baş vermişdir. 1789-cu ildə fransız alimi Lavuazyenin maddə çəkisinin itməməsi qanununun kəşfi, 1799-cu ildə Prustun tərkibin sabitliyi qanununun kəşfi (hər iki qanun təcrübəyə əsaslanmışdır) sübut etdi ki, elementlər atomlardan təşkil olunmuşdur. Bu kəşflərdən sonra Daltonun atomistika nəzəriyyəsi yaranmışdır. Hal-hazırda atom belə xarakterizə olunur. Atom yunan sözü olub "atomos" bölünməz deməkdir. Atom kimyəvi elementin ən kiçik hissəciyidir, onun xassəsini özündə daşıyır, kimyəvi reaksiya zamanı bölünmür. Hər bir kimyəvi element onu təşkil edən müəyyən atomlar cəmindən ibarətdir. Eyni və müxtəlif atomlar öz aralarında birləşərək mürəkkəb hissəciklər-molekullar əmələ gətirir. Molekul latın sözü olub kütlə deməkdir. Molekul kimyəvi reaksiya zamanı bölünən sadə və mürəkkəb maddənin ən kiçik hissəciyi olub onun kimyəvi xassəsini özündə daşıyır və sərbəst halda yaşayır.

Atom sərbəst və ya birləşmənin tərkibində ola bilər. Qazlarda atom sərbəst yaşaya bilər, molekulun tərkibində isə atom sərbəst deyil, əlaqəli, bağlı formadadır. Atom bərk cisimlərdə, mayələrdə və qazlarda quruluş vahididir.

1808-ci ildə İngiltərənin Mançester şəhərində orta mək-

təb müəllimi C.Dalton maddə çəkisinin saxlanması qanununun və tərkibin sabitliyi qanununu özünün atomistika nəzəriyyəsi ilə izah etmişdir. Daltonun ideyası müasir atom nəzəriyyəsinin əsasını təşkil edir. C.Daltonun ən böyük xidmətlərindən bir də elementlərin atom çəkiyə malik olması ideyasını verməsi və praktiki olaraq onu təyin etməsidir.

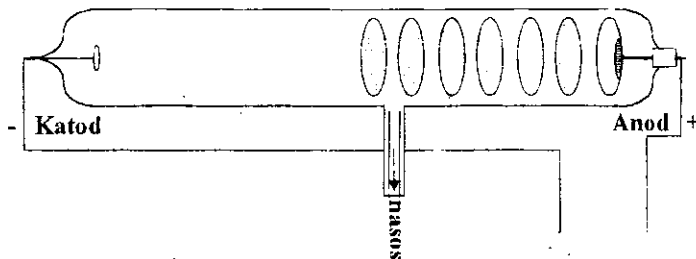
Elementlərin hansı çəki nisbətində birləşdiyini müəyyən etmək üçün onların kütləsini bilmək lazımdır. Daltonun mülahizəsinə görə hər bir element atomunun müəyyən kütləsi var və kimyəvi çevrilmələrdə kütlə dəyişmir. Atom hədsiz dərəcədə kiçikdir, onu görmək, ayrı-ayrı çəkmək mümkün deyil, ancaq onun nisbi atom kütləsini təyin etmək mümkündür. Dalton ən yüngül element olan hidrogenin atom kütləsini şərti olaraq vahid qəbul etmiş, qalan elementlərin atom kütləsini hidrogenə görə təyin etməyi təklif etmişdir. O zaman cəmi 30 element məlum idi. Hidrogenə görə atom kütləsini təyin etmək üçün, həmin elementlərin hidrogenli birləşmələrini sintez edib, onların hidrogenlə hansı nisbətdə birləşdiyini müəyyən edib, sonra həmin elementin hidrogendən neçə dəfə ağır olduğu təyin edilirdi. Hidrogen atom vahidi sözsüz ki, elementlərin atom kütləsinin təyində müsbət rol oynamış, ancaq onun çatışmayan cəhətləri də olmuşdur. Əvvəla, təbiətdə metalların hidrogenli birləşməsinə rast gəlmək olmur, ikincisi onları sintez etmək nisbətən çətindir. Ona görə də 1826-cı ildən Berseliusun təklifi ilə oksigen atom vahidinə keçmişlər, çünki oksidlər təbiətdə tapılır və onları sintez etmək asandır. Oksigenin üç izotopu (${}^8\text{O}^{16}$, ${}^8\text{O}^{17}$, ${}^8\text{O}^{18}$) var, onların orta atom kütləsi 16 qəbul olunmuşdur. Oksigenin atom kütləsi ilə hidrogenin atom kütləsinin nisbəti 15.88:1 kimidir, ancaq praktiki olaraq 16:1 nisbəti kimi götürülür. Təxminən 134 il atom kütləsini təyin etmək üçün ölçü vahidi kimi oksigen atomu kütləsinin 1/16-i qəbul olunmuşdur. XX əsrdə atom fizikasının inkişafı ilə əlaqədar olaraq daha dəqiq atom kütləsinin ölçü vahidi tələb olunurdu. Tələbata uyğun ola-

raq iki atom kütləsi yaranmışdır: kimyəvi atom kütləsi və fiziki atom kütləsi. Bunların fərqi $A_{\text{kim}} = A_{\text{fiz.}} \times 1,0025$. İki atom kütləsinin olması müəyyən praktiki çətinliklər törətdirdi, ona görə də 1960-cı ildən yeni atom kütləsi vahidinə keçilmişdir. Atom kütləsi vahidi kimi C^{12} izotopunun atom kütləsinin $1/12$ -i qəbul olunmuşdur. Atom kütləsini təyin etmək üçün bir çox üsul (Kanissaro üsulu, Dülonq Ptı qaydası və s.) məlumdur. Ancaq bu üsullar dəqiq üsul hesab olunmurlar. Hal-hazırda mass-spektroqrafiya, rentgenoqrafiya və s. üsullarla atom kütləsini yüksək dəqiqliklə (0,0001%) təyin edirlər.

1.2. Atomun mürəkkəb quruluşu malik olması

Elektron atomun ayrılmaz hissəsidir və eyni zamanda sərbəst yaşaya bilər. Sərbəst halda elektronu birinci dəfə 1897-ci ildə C. Tomson qazların elektrik keçiriciliyini öyrənərkən müşahidə etmişdir. Elektron cəzətmə mənasında Yunan sözü olub kəhrəba deməkdir, elektrik sözü də elektron sözündən yaranmışdır.

Təcrübə havası sorulmuş şüşə boruda aparılmışdır (şəkil 1.1). Bütün üçün havası sorulmuş şüşə boruya içəridən



Şəkil 1.1. 10^{-5} mm. civə süt. təzyiqdə qazların elektrik keçiriciliyini yoxlamaq üçün cihaz-Kruks borusu

iki metal elektrod (elektrod kimi istənilən metal - Pt, Au,

Al, Cu, Ni, Pb, Ag və s. istifadə oluna bilər) lehimləyib, borunu yüksək gərginlikli elektrik mənbəyinə birləşdirirlər.

Qazların elektrik keçiriciliyinin, burada olan qazın təzyiqindən asılı olaraq iki cür baş verdiyi müşahidə olunmuşdur. Nisbətən yüksək təzyiqdə (0,1-1 mm civə süt.) cərəyan bir elektrodan o biri elektroda ionlaşmış molekul və ya atomlar vasitəsilə keçir. Bu vaxt şüşə borunun nazik hissəsində hər qaz özünə məxsus işıq verir, (neon qazı narıncı, hidrogen qırm. və s.), şüşə boruda təzyiq 10^{-5} mm civə süt. aşağı olduqda cərəyan katod şüaları hesabına keçir. Katod şüaları gözə görünməz hissəciklərdir. Katod şüaları şüşə borunun materialına toxunduqda, flüoressent maddələrin (ZnS, CdS, PbS) üzərinə düşdükdə qılgıncılar əmələ gəlir. Məlum olmuşdur ki, katod şüaları eyni zamanda yükə, kütləyə malikdir. Işıq və rentgen şüalarından fərqli olaraq katod şüası elektrik və maqnit sahəsində öz istiqamətini dəyişir. C.Tomson katod şüasının maqnit və elektrik sahəsində əyilməsini, onun yayılma sürətini, yükünü, yükün

kütləyə olan nisbətini $\left(\frac{e}{m}\right)$ təyin etmişdir. Müəyyən olmuş

dur ki, katod şüası elektron selindən ibarətdir, onun yükü ən kiçik yük vahidi olub $-4,8 \times 10^{-10}$ elektrostatik yük vahidi və ya $1,6 \times 10^{-19}$ Kulon təşkil edir.

1906-cı ildə R.A.Malliken elektronun yükünü 1% dəqiqliklə təyin etmiş və Tomsonun aldığı nəticəni təsdiq etmişdir. Yükün kütləyə olan nisbətinə görə elektronun kütləsi ($m=9,1 \times 10^{-28}$ q.) təyin olunmuşdur. Elektronun kütləsi hidrogen atomunun kütləsinin $1/1840$ -nə bərabərdir, yayılma sürəti 5×10^9 cm./san. təşkil edir.

Atomun quruluşunun mürəkkəbliyini təsdiq edən kəşflərdən biri də fotoeffekt hadisəsidir. İlk dəfə 1887-ci ildə Hers müəyyən etmişdir ki, ultrabənövşəyi şüa metalın səthinə yönəldilərsə, metalın səthi müsbət yüklənər. Bu o deməkdir ki, metalın səthindən mənfəi yük ayrılır, buna fotoeffekt ha-

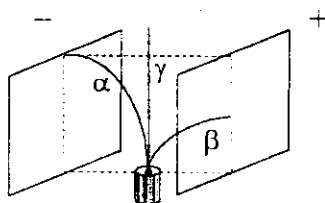
disəsi deyilir. Təcrübə yolu ilə metal səthindən qopan elektronun enerjisi və sayı müəyyən edilmişdir. Foteffekt hadisəsi atomun mürəkkəb quruluşu malik olmasını və onun bölünməsinə bir daha sübut etdi.

1895-ci ildə alman alimi V.K.Rentgen katod şüasını tədqiq edərkən X-şüasını kəşf etmişdir. X-şüası keçmiş SSRİ məkanında Rentgenin şərəfinə Rentgen şüası adlandırılmışdır. Rentgen şüası yüksək keçici xassəyə malik olub, adi şüaların keçə bilmədiyi maneyədən keçir, bir çox maddələri (şüşə, kalsium mineralı və s.) flüoressensiyaya məruz edir. Rentgen şüasının təsiri ilə fotoplastinka qaralır, bu şüalar maqnit sahəsində əyilmir, qazları ionlaşdırır və s.

Atomun quruluşunun mürəkkəb olmasını sübut edən kəşflərdən ən vacibi radioaktivliyin kəşfi olmuşdur. Radioaktivliyi 1896-cı ildə fransa alimi A.Bekkerel kəşf etmişdir. Radioaktivlik şüa deməkdir. Radioaktivlik atomun özbaşına şüalanmasıdır.

X-şüası kəşf olan kimi məşhur fransız riyaziyyatçısı Anri Puankare belə bir mülahizə irəli sürmüşdür ki, X-şüası flüoressensiyanın nəticəsindən yaranır. Bu mülahizə ilə Anri Bekkerel flüoressent mineralların tədqiqi ilə məşğul olmuşdur. A.Bekkerel atasının və babasının işlədiyi və təşkil etdiyi muzeydə işləyirmiş, onun atasının çoxlu flüoressent mineralı varmış. Bekkerel obyekt kimi uranın duzlarını seçir. İş qaydasına görə duzları günəş şüası ilə şüalandırıldıqdan sonra onları fotokağıza bükürmüş. Aşkarlama zamanı məlum olurmuş ki, fotokağızda duzların izi alınır. Bu bir növ A.Puankarenin mülahizəsinin təsdiqi demək idi. Bundan əlavə A.Bekkerel belə bir hal müşahidə edir ki, günəş şüası altında saxlanmayan uran duzları da fotokağızı qaraldır. Mariya Skladovskaya Küri sistematik olaraq A.Bekkerelin işlərini öyrənir və uranın başqa duzlarının da şüalanmasını yoxlayır. Məlum olur ki, uranın təbii mineralı təmizlənmiş uran oksidindən 400 dəfə güclü şüalanma verir. Analiz nəticəsində məlum olur ki, uran mineralının içərisində daha aktiv radioaktiv element var. Həmin elementi ayıraraq öz vətəni Polşanın şərəfinə pollonium (Po) adlandırmışdır. 1898-ci ildə Mariya Küri və Piyer Küri ikinci radioaktiv element olan radiumu (Ra) kəşf etmişlər.

1899-cü ildə A.Bekkerel, C.Tomsonun tələbəsi gənc fizik E.Rezerford, fransız P.Viller təcrübə ilə isbat etmişlər ki, radioaktiv parçalanmada 3 -cür şüa ayrılır: α (alfa), β (beta), γ (qamma) (şəkil 1. 2).



Şəkil 1.2. Elektrik sahəsində radioaktiv şüalanmanın parçalanması.

γ - şüası elektromaqnit dalğalarından ibarət olub, elektrik və maqnit sahəsində əyilmir, yükü və kütləsi yoxdur, yüksək keçici qabiliyyətə malikdir. Məlum olmuşdur ki, γ - şüası xassəcə işıq şüasına oxşayır, amma onların dalğa uzunluğu çox qısadır, yayılma sürəti təqribən işıq sürətinə bərabərdir.

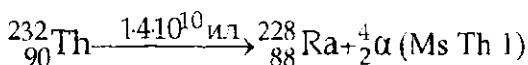
Müsbət qütbə əyilən şüanı β -şüası adlandırmışlar. β -şüası təbiətə katod şüalarına oxşayır, elektron selindən ibarətdir, yayılma sürəti 150 min km./san, kütləsi hidrogen atomu kütləsinin 1/1840-nə bərabərdir. Mənfi qütbə tərəf əyilən şüanı α -şüası adlandırmışlar. α -şüasının yükü müsbətdir, yayılma sürəti, 20 min km./san. Müəyyən olmuşdur ki, α -şüası ikiqat ionlaşmış helium atomundan ibarətdir. Yükü və kütləsi helium atomunun yükü və kütləsinə bərabərdir ($2\alpha^+$).

Atomun mürəkkəb quruluşu malik olmasını təsdiq edən kəşflərdən biri də elektrolizin kəşfidir. Elektrolit maddələrin məhlullarından 96500 Kulon elektrik cərəyanı keçdikdə elektrodda bir valentli elementdən bir mol ekvivalent maddə ayrılır. Məsələn: HCl elektroliz etdikdə katodda 1 mol atom hidrogen, anodda isə bir mol atom xlor ayrılır. Bir mol atomda $6,02 \cdot 10^{23}$ sayda hidrogen atomu və ya $6,02 \cdot 10^{23}$ sayda xlor atomu var. Əgər $96500 / 6,02 \cdot 10^{23}$ bölsək onda bir valentli hidrogen ionunun (H^+) və xlor ionunun (Cl^-) yükünü tapmış olarıq ($1,6 \cdot 10^{-19}$ Kulon və ya $4,8 \cdot 10^{-10}$ elek-

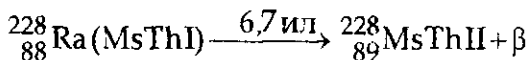
elektrostatik yük vahidi). Bir valentli ionun yükü elektronun yükünə ($4,8 \cdot 10^{-10}$ elektrostatik yük vahidi) bərabərdir.

1.3. Nüvənin quruluşu

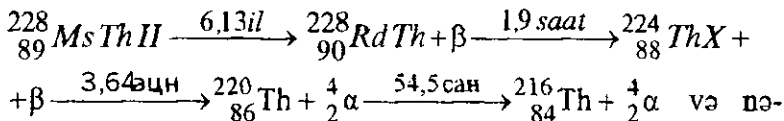
Radioaktivliyin kəşfi atomun mürəkkəb quruluşa malik olmasının sübut edilməsində və onun quruluşunun öyrənilməsində böyük rol oynamışdır. Müəyyən edilmişdir ki, atomun əsas kütləsi nüvədə cəmləşmişdir, nüvənin ölçüsü isə çox kiçik olub 10^{-12} - 10^{-13} cm. təşkil edir. Hal-hazırda qəbul olunmuşdur ki, nüvə protonlardan və neytronlardan təşkil olunur, proton və neytronlar nuklon adlanır. (Nuklon ingiliscə nüvə deməkdir.) Nuklonlar arasında qısa radiuslu təsir qüvvələri mövcuddur ki, buna nüvə qüvvələri deyirlər. Protonlar arasında təsir edən nüvə cəzibmə qüvvələri, elektrostatik itələmə qüvvəsindən müqayisə edilməz dərəcədə böyük olduğu üçün protonlar qarşılıqlı olaraq bir-birini cəzib edirlər. Protonun yükü müsbət olub $1,60206 \times 10^{-19}$ Kulon yük vahidinə bərabərdir. Protonun kütləsi $1,66 \times 10^{-24}$ q. bərabərdir, adətən onu vahid qəbul edirlər. Proton P və ya ${}^1_1\text{P}$ ilə işarə olunur. Proton yükünə və kütləsinə görə hidrogen atomunun nüvəsini təşkil edir və çox vaxt ${}^1_1\text{H}$ ilə işarə olunur. Neytron isə yüksüz hissəcikdir, kütləsi vahidə bərabərdir ${}^1_0\text{n}$ işarə olunur. **Nüvənin təbii parçalanması radioaktivlik adlanır.** Radioaktiv elementlərin nüvələri parçalanaraq başqa elementin nüvəsinə çevrilir. Deməli kimyəvi element daimi deyil, bir elementdən başqa elementi almaq olar. Əl-kimyəçilərin arzusu yerinə yetirilmişdir. Məlum olmuşdur ki, torium- ${}^{232}_{90}\text{Th}$ elementinin təbii parçalanması nəticəsində ondan ${}^4_2\text{He}$ hissəcikləri ayrılır və nəticədə ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ - izotopu alınır. ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ - izotopunu mezotorium adlandırmışlar.



Mezotorium və ya $^{228}_{88}\text{Ra}$ öz növbəsində parçalanaraq β -şüası buraxır və başqa elementə (aktiniumun izotopuna) çevrilir. Bunu da mezotorium II adlandırırlar.



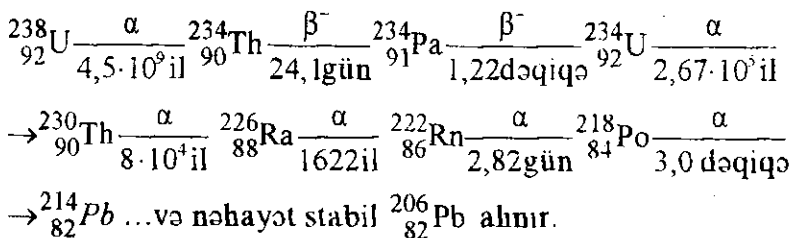
$^{228}_{88}\text{MsThII}$ öz növbəsində parçalanaraq 6,13 ildən sonra radiumun başqa izotopuna çevrilir.



hayət $^{208}_{82}\text{Pb}$ çevrilir. Nəticədə davamlı və radioaktiv olmayan qurğuşun alınır. **Elementlərin nüvələrinin çevrilmələri ilə nüvə kimyası və nüvə fizikası məşğul olur və bir çox qanunauyğunluqlar müşahidə olunmuşdur.** Nüvənin parçalanmasında olan qanunauyğunluğu 1903-cü ildə ilk dəfə E.Rezerford, Soddi və Fayans öyrənmişlər. Ədəbiyyatda bu qanunauyğunluqlar Soddi - Fayans qaydası ilə məlumdur.

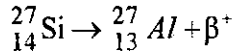
1. Radioaktiv parçalanmada əgər $\frac{4}{2}\alpha$ hissəciyi ayrılırsa elementin sıra nömrəsi 2 vahid, kütləsi 4 vahid azalır. Dövri sistemdə yeni yaranmış elementin sıra nömrəsi ilkin elementə görə iki vahid az olur.

2. Əgər radioaktiv parçalanmada β -hissəciyi ayrılırsa, onda yeni əmələ gəlmiş elementin atom kütləsi dəyişmir, sıra nömrəsi bir vahid artır. məs:

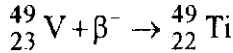


3. Əgər radioaktiv parçalanmada pozitron (β^+) ayrılırsa,

elementin sıra nömrəsi bir vahid kiçilir, kütlə dəyişmir.



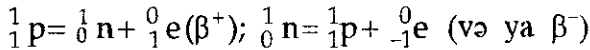
4. Nüvə elektronu qəbul edir. Ən az enerjiyə malik olan K səviyyəsi elektronu tutur (K-tutma), yeni nüvə yaranır. Elementin sıra nömrəsi bir vahid azalır, kütlə isə sabit qalır.



Pozitron parçalanma və K-tutma çox az müşahidə olunur.

Radioaktiv parçalanma zamanı α -hissəciiyinin alınması belə izah olunur ki, nüvədə 2-proton və 2 neytron birləşərək ${}^4_2\text{He}$ atomu əmələ gətirirlər.

β -hissəciiyinin alınması isə aşağıdakı kimi izah olunur.



pozitronun yaranması (β^+) ikinci proses kimi gedir.

Radioaktiv elementlərin nüvələrinin parçalanması mü-rəkkəb prosesdir. Hesab edirlər ki, 1 qram-mol radioaktiv elementdə $6,06 \cdot 10^{23}$ sayda atom və $6,06 \cdot 10^{23}$ sayda da nüvə var, nisbətlik nəzəriyyəsinə görə hesab olunur ki, hər saniyə-də parçalanan nüvənin sayı bərabərdir. Həmin rəqəm parçalanma sabiti adlanır. Parçalanma sabitinə görə radioaktiv elementlərin yarımparçalanma dövrünü təyin edirlər. Yarım-parçalanma dövrü $T_{1/2}$ ilə işarə olunur. Məs: ${}^{238}_{90}\text{U}$ yarım-parçalanma dövrü $4,5 \cdot 10^9$ ildirsə bu o deməkdir ki 1q.

${}^{238}_{90}\text{U}$ -nin $4,5 \cdot 10^9$ ildən sonra $\frac{1}{2}$ qramı parçalanacaq

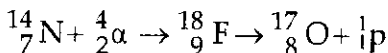
$({}^{238}_{90}\text{U} \rightarrow {}^{234}_{88}\text{Ra} + \frac{4}{2}\alpha)$, $\frac{1}{2}$ qram ${}^{238}_{90}\text{U}$ isə parçalanmamış

halda qalacaq.

Radioaktiv elementlərin $T_{1/2}$ dövrü geniş miqyasda $4,5 \cdot 10^9$ ildən $5,67 \cdot 10^{-7}$ saniyə qədər (${}^{212}_{84}\text{Po}$) dəyişir.

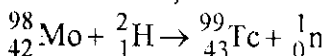
Nüvənin süni parçalanması. 1912-ci ildə ilk dəfə E.Rezford α -hissəcikləri vasitəsilə azot atomunu şüalandıraraq

süni surətdə oksigenin izotopunu almışdır. İlk dəfə təcrübə yolu ilə sübut olunmuşdur ki, bir elementdən başqa elementi almaq olar.

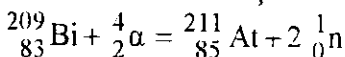


Bu ilk nüvə reaksiyasıdır. Bu reaksiya yeni eranın-nüvə reaksiyasının başlanğıcı olmuşdur. Nüvə reaksiyasının köməyi ilə məlum olmayan ($Z=43;61;85;87$) elementlər süni surətdə sintez olunmuşdur.

1937-ci ildə molibdeni ${}^2_1\text{H}$ ilə şüalandırmaqla sıra nömrəsi 43 olan elementi sintez etmişlər.

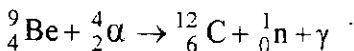


1940-cı ildə bismutu ${}^4_2\alpha$ hissəciyi ilə şüalandırmaqla sıra nömrəsi 85 olan element sintez edilmişdir.



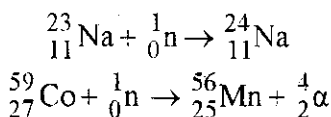
Sıra nömrəsi 61 (Pm) və 87 (Fr) olan elementlər uran nüvəsinin parçalanmasından alınmışdır. Axır vaxtlar enerjisi 10 milyard elektron volt olan ${}^1_0\text{n}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^4_2\alpha$ hissəciklər alınmışdır ki, bunların köməyi ilə transuran elementləri sintez edilmişdir. Transuran elementlərin sıra nömrəsi artdıqca onların yarımparçalanma dövrü azalır $Z=94(\text{Pu}) T_{1/2}=70$ min il, $Z=107(\text{Bk}) T_{1/2}=7000$ il, $Z=99(\text{Es}) T_{1/2}=2$ il, $Z=101(\text{Md}) T_{1/2}=80$ gün, $Z=104(\text{Ku}) T_{1/2}=70-0,1$ san. və s. Nüvə çevrilmə reaksiyalarını ${}^4_2\alpha$, ${}^1_0\text{n}$, ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ elementar hissəciklərin köməyi ilə aparmaq mümkündür. Bunlarda ən vacibi neytronla parçalanmadır.

Nüvənin neytron (${}^1_0\text{n}$) vasitəsilə parçalanması. Neytron 1930-cü ildə berillium elementini ${}^4_2\alpha$ hissəcikləri ilə şüalandırdıqda alınmışdır.

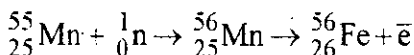


Alınmış şüa dəstəsi yüksüz hissəcik olub, yüksək keçicilik qabiliyyətinə görə γ -şüasına bərabərdir. Bu yüksüz hissəciklər seli neytron adlandırılmışdır ki, bu da neytral sözündən götürülmüşdür. Neytronun yükü olmadığı üçün onun keçicilik qabiliyyəti yüksəkdir.

Neytron çox asanlıqla nüvəni tərk edir və eyni zamanda asanlıqla nüvəyə daxil ola bilər. Neytron nüvəyə daxil olub, yeni nüvə yaradır. Alınmış yeni nüvə parçalanaraq ${}^1_1p, \beta, {}^4_2\alpha$ hissəcikləri verir. Alınmış yeni nüvə bəzən çox tez, bəzən də çox yavaş parçalanırlar. Yavaş parçalanmaya süni radioaktivlik deyilir. Sürətli neytron selini H_2O, H_2 və parafindən keçirdikdə neytronların sürəti azalır. Bunlara yavaş neytronlar və ya istilik neytronları deyirlər. Yavaş neytronlardan nüvə reaksiyalarında istifadə olunur. Yavaş neytronlar çox asanlıqla ağır və yüngül nüvələrə daxil ola bilərlər. Bu vaxt neytron nüvə tərəfindən udularaq ya davamlı izotop əmələ gətirir, ya da neytron udularaq yeni nüvə yaranır və ${}^4_2\alpha$ hissəcikləri ayrılır.

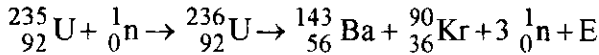


Bəzən neytron udularaq həmin elementin izotopunu əmələ gətirir.



Nüvənin bölünməsi. Nüvə çevrilməsindən alınan enerji kimyəvi çevrilmələrdən alınan enerjiden milyon dəfə çoxdur. Ən güclü kimyəvi çevrilmələrdə 5-10 eV enerji ayrılır ki, onu da hər atom üçün hesablasaq $\sim 125-150$ kkal/mol. təşkil edir. Nüvə çevrilmələrində alınan enerjini hər atoma hesablasaq 10 milyon eV təşkil edir. İlk dəfə 1934-cü ildə Fermi uran nüvəsini neytronla parçalamış və məlum olmuşdur ki, şüalanma zamanı əvvəllər olduğu kimi uranın

yeni izotopu deyil, uranın kütləsindən iki dəfə az kütləyə malik yeni nüvə yaranır (Ba və Kr) və külli miqdarda enerji ayrılır.

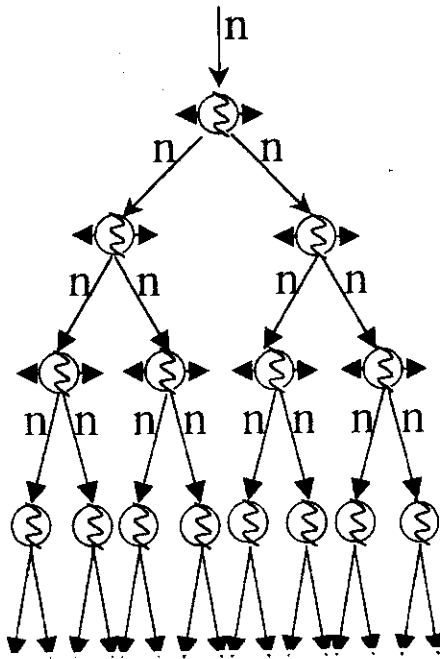


Nüvə bölünərkən protonların sayı ($Z = Z_{Ba}^1 + Z_{Kr}^{11} = 56 + 36 = 92$) və kütlə miqdarı ($A = A^1 + A^{11} = 143 + 90 + 3 \cdot 1 = 235$) saxlanılır. ${}_{92}^{235}\text{U}$ - bölünərkən nüvənin yükü ($Z^1 + Z^{11}$) 30-60 arasında, kütlə isə (A^1 və A^{11}) 72-162 arasında dəyişir, müxtəlif formada çevrilmələr gedir. 200-ə qədər izotopun yaranması qeydə alınmışdır. Müəyyən edilmişdir ki, ${}_{92}^{238}\text{U}$ sürətli neytronla, ${}_{92}^{235}\text{U}$ isə yavaş neytronla parçalanır. ${}_{92}^{235}\text{U}$ -yavaş neytronla parçalandıqda əlavə 2-3 neytron alınır, bu neytronlar yenidən ${}_{92}^{235}\text{U}$ -i parçalayır. Bir dəfə başlamış parçalanma sonra özbaşına zəncirvari reaksiya üzrə bütün ${}_{92}^{235}\text{U}$ nüvəsi parçalanıb qürtarana kimi davam edir (şəkil 1.3).

Zəncirvari reaksiya başlanarkən hər bir ${}_0^1\text{n}$ əlavə 2-3 ${}_0^1\text{n}$ yaradır, sonra yaranmış neytronlar ${}_{92}^{235}\text{U}$ parçalayır, yenidən ${}_0^1\text{n}$ əmələ gəlir və s. Beləliklə qısa bir vaxtda (10^{-10} saniyədə) 4×10^{25} sayda neytronun udulması və əmələ gəlməsi baş verir. Külli miqdarda enerji ayrılır ${}_{92}^{235}\text{U}$ atomu parçalananda ~ 2000 MeV enerji ayrılır.

Bir atom bombasına 10-30 kq ${}_{92}^{235}\text{U}$ sərf olursa, onun partlamasından alınan enerji 600.000 ton trinitrotoluolun partlamasından ayrılan enerjiyə bərabərdir. Temperatur 10 milyon dərəcə $^{\circ}\text{C}$ qalxır.

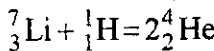
Nüvə reaktorlarında neytronların əmələ gəlməsi K əmsalı ilə tənzimlənir. Əgər $K < 1$ isə onda nüvə reaksiyası dayanır,



Şəkil 1.3. Uran nüvəsinin zəncirvari reaksiyası.

reaktor işləmir, $K > 1$ olanda parçalanma şiddətlənir və partlayışla qurtarır. Prosesin normal getməsi üçün $K = 1$ olmalıdır. Bunun üçün Cd, B, qrafit və s. çubuqlardan istifadə olunur. $^{235}_{92}\text{U}$ parçalanmasından Pu alınır ki, ondanda nüvə reaksiyalarında istifadə olunur.

Kütlə defekti. Nüvə reaksiyalarında alınan elementin dəqiq atom kütləsini təyin etmək üçün mass-spektrometriya üsulundan istifadə edirlər. Məlum olmuşdur ki, sintez yolu ilə alınan kimyəvi elementin atom kütləsi nəzəri hesablamaya yolu ilə alınan atom kütləsindən fərqlənir. Məs:



Sintez üsulu ilə alınan heliumun atom kütləsi, hesablamaya

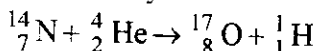
yolu ilə ($2n+2p$) alınan heliumun atom kütləsindən 0,01862 atom kütlə vahidi qədər azdır. Eynşteynin nisbilik nəzəriyyəsinə görə itən kütlə enerjiyə çevrilir.

$$E=mc^2; \quad c=3 \cdot 10^{10} \text{ cm/san.}$$

Əgər itən kütlə vahidini $E = mc^2$ tənliyində yerinə yazıb hesablasaq

$$E=0,01862 \cdot (3 \cdot 10^{10})^2=17,3 \text{ M eV.}$$

təşkil edir ki, bu da çox böyük enerjidir. Burada yaranan kütlə fərqinə kütlə defekti deyilir. Kütlə defekti Eynşteynin nisbilik nəzəriyyəsinin (enerji və kütlənin ekvivalentliyi) təcrübədə təsdiqi deməkdir. Və ya



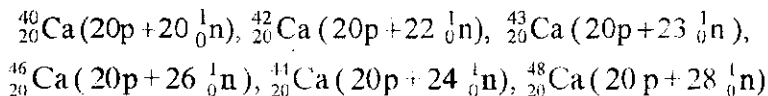
alınan kütlə başlanğıc maddələrin kütlə vahidindən 0,0012 k.v. artıqdır. Bu isə 1,12 MeV enerjiyə bərabərdir. Bu o deməkdir ki, 1,12 MeV enerji ekvivalent olaraq ($m=0,0012$ k.v) kütləyə çevrilib.

İzotop hadisəsi. Atom nüvəsi kütlə ədədi və sıra nömrəsi ilə xarakterizə olunur. Kütlə ədədi protonla neytronun kütləsinin cəminə bərabərdir, protonun sayı isə sıra nömrəsini (Z) göstərir. Məsələn, kalsium atomunda ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ aşağı indeks (20) kalsium atomunda protonların sayını və ya onun sıra nömrəsini ($Z=20$), yuxarıdakı indeks (40) kalsiumun atom kütləsini göstərir. Protonla neytronların cəmi kalsium elementinin atom kütləsini verir. ($20p+20n=40$). Nüvədə protonla neytronun sayına gəldikdə belə müəyyən edilmişdir ki, proton və neytronun sayı ya bərabər olur ($np=n \cdot \frac{1}{0}n$) ya da neytronun sayı protonun sayından çox olur ($np < n \cdot \frac{1}{0}n$).

Təbiətdə müxtəlif atom kütləsinə malik eyni element məlumdur. Məsələn, atom kütləsi 40 (96,92%), 42 (0,64%), 43 (0,12%), 44 (2,13%), 46 (0,063%) və 48 (0,178%) olan kalsium tapılır. Ancaq buna baxmayaraq nüvənin yükü (protonların sayı) hamısında eynidir -20-yə bərabərdir. Əvvəllər bu cür müxtəlif atom kütləsinə malik olan kalsiumu indivi-

dual kimyəvi element hesab edib, onları dövri sistemdə müxtəlif qəfəslərdə yerləşdirmək istəmişlər. Analiz nəticəsində məlum olmuşdur ki, müxtəlif atom kütləsinə malik kalsium elementi eyni kimyəvi xassə daşıyır və eyni elektron konfigurasiyasına malikdir $\text{Ca} \dots 3s^2 3p^6 4s^2$. Müxtəlif atom kütləsinin yaranmasına səbəb nüvədə müxtəlif sayda neytronların olmasıdır.

Məs:



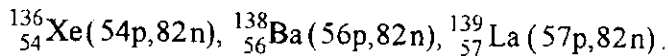
Atom kütləsi müxtəlif, nüvəsinin yükü eyni olan bu kimi elementlər dövri sistemdə eyni qəfədə yerləşdirilmiş və izotop adlandırılmışdır (izo-eyni, topos-yer deməkdir).

Eyni nüvə yükünə və müxtəlif atom kütləsinə malik olan atomlara izotoplar deyilir. Elementlərin izotopları təbiətdə bir yerdə tapılır. Onları kimyəvi yolla ayırmaq mümkün olmur, onlar eyni kimyəvi xassə daşıyırlar, izotopları ancaq fiziki üsul ilə bir-birindən ayırırlar.

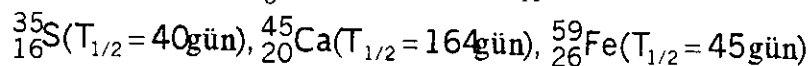
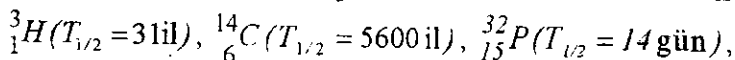
Transuran elementlər nəzərə alınmasa, individual elementlərin sayı 92-yə bərabərdir. Atom kütləsi müxtəlif olan izotopların sayı 272-yə bərabərdir. Əgər süni surətdə alınmış izotopların sayını nəzərə alsaq, onda onların sayı 1300-dən çoxdur. Elementlərin izotop əmələ gətirməsi müxtəlifdir. Elə elementlər var ki, onların izotopu məlum deyil (Fe, Na, Al, Mn, Au və s.). Bunlar sıra nömrəsi tək olan elementlərdir. Onların sayı 26-ya bərabərdir. Bu elementlər monoizotop elementlər adlanır. Sıra nömrəsi cüt olan bəzi elementlərin bir neçə izotopları çox davamlıdır (Sn, Te, Cd, Hg, Mo və s.). Bəzi elementlərin izotopları davamsızdır. Dövri sistemdə göstərilən atom kütləsi elementlərin izotoplarının orta atom kütləsidir. Elementlərin izotoplarının sayı 1-12 arasında dəyişə bilər. Məsələn: Sn-12 davamlı izotopu var. Sıra nömrəsi cüt olan elementlərin bir neçə davamlı izotopu məlumdur. Məsələn: Sn 12 stabil, Te, Cd 8 stabil, Os,

Hg, Mo, Sm, Gd 7 stabil izotopu məlumdur. Belə bir qanunauyğunluq müəyyən edilmişdir ki, yüngül elementlərin izotopları azdır. Eyni elementin izotopları kimyəvi cəhətcə bir-birindən fərqlənmir.

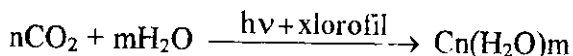
Elə elementlər var ki, onların atom kütləsi eyni, sıra nömrəsi isə müxtəlifdir. Məs: $^{54}_{24}\text{Cr}$, $^{54}_{26}\text{Fe}$, $^{112}_{50}\text{Cd}$, $^{112}_{50}\text{Sn}$, $^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$ və s. Bu cür elementlərdə izobar (eyni çəkili) elementlər deyilir. Bundan əlavə elə izotop elementlərdə məlumdur ki, bu elementlərdə neytronların sayı bərabərdir. Məs:



Nişanlanmış atomlar. İzotoplardan tədqiqat üsulu kimi istifadə olunur və izotop üsulu kimi məlumdur. **İzotopları nişanlanmış atomlar adlandırılır.** Nişanlanmış atom kimi stabil və ya radioaktiv izotoplardan istifadə edirlər. Nişanlanmış atomları həm vəsfi, həm də miqdarı cəhətcə təyin etmək olur. Radioaktiv izotoplardan ən vacibləri bunlardır:

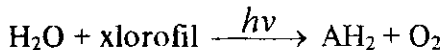


və s. Bu izotoplar, kimyəvi, biokimyəvi, tibbi, aqrokimyəvi, arxeoloji və s. problemlərin həllində tətbiq olunur. İzotop üsulu kimyada geniş tətbiq olunur, bu üsul həm yüksək həssaslığa malikdir, həm də çox az miqdarda radioaktiv element tələb edir. Nişanlanmış atomun köməyi ilə bir çox kimyəvi reaksiyaların mexanizmi, fotosintezin mexanizmi öyrənilmişdir. Fotosintez ümumi halda aşağıdakı kimi təsvir olunur.



Fotosintez 200 il bundan əvvəl məlum olsa da onun mexanizmi bu yaxınlara kimi aşağıdakı kimi təsvir olunurdu. Bitki havada olan CO_2 udur və günəş enerjisinin köməyi

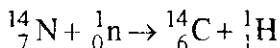
ilə sərbəst karbona və oksigenə parçalanır, sonra $C+H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6+O_2$ reaksiyası üzrə karbohidrat, sellüloza – $(C_6H_{10}O_5)_n$ əmələ gəlir. Nişanlanmış atomu tətbiq edəndən sonra məlum olmuşdur ki, su günəş işığı ilə aktivləşmiş xlorofilin köməyi ilə parçalanır.



AH_2 - ferment və nəhayət karbohidratlar əmələ gəlir. Nişanlanmış atom bioloji proseslərdə də tez-tez tətbiq olunur. Məs: ^{59}Fe izotopundan istifadə edərək dəmirin qanda rolunu və ya ^{131}I izotopundan istifadə edərək yodun qalxanabənzər vəzlərdə toplanma sürətini təyin edirlər.

Dağ suxurlarında və filizlərdə uranın, qurğuşunun və α -parçalanmadan alınan heliumun miqdarını ölçməklə Ayın və Yer kürəsinin yaşını təyin etmişlər. Bu təyinatə görə yerin yaşı təqribən $4,5 \times 10^9$ ildir.

Arxeoloji tapıntıların yaşının ^{14}C izotopu vasitəsilə təyini. Arxeoloqlar bitki qalıqlarında olan ^{14}C izotopunun miqdarına əsasən keçmiş tarixi təyin edirlər. Bu üsul radiouqlerod üsulu adlanır. Üsul amerika fiziki Uillard F.Libbi tərəfindən verilmiş, ± 200 il dəqiqliklə 50.000 il keçmiş təyin etməyə imkan verir. Bitkidə aşağıdakı kimi ^{14}C izotopu əmələ gəlir. Havada azota kosmik şüaların təsiri ilə



radioaktiv karbon ^{14}C izotopu alınır və havada $^{14}CO_2$ -yə kimi oksidləşir. Sonra $^{14}CO_2$ və $^{12}CO_2$ qarışığı bitki tərəfindən mənimsənilir və fotosintez vasitəsilə karbohidratlara-sellülozaya çevrilir, conra bitkilər vasitəsilə heyvanat aləminə keçir.

Qalıqda radioaktiv karbonu təyin etmək üçün 30 q. nümunə götürülüb yandırılaraq $^{14}CO_2$ halına salınır. Sonra $^{14}CO_2$ reduksiya edib sərbəst ^{14}C çevirirlər. Alınmış nümunədə Heyger aparatının köməyi ilə sərbəst karbonun beta-aktivliyi təyin olunur, alınmış nəticə hazırkı vaxtda canlı orqanizmdə olan karbonun beta-aktivliyi ilə müqayisə edil-

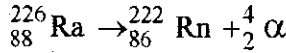
lır. Müqayisəyə görə tapıntının yaşı təyin olunur. Üsulun dəqiqliyi yaşı məlum olan (4900 il) Misir fironları dövrindən qalmış ağac əşyaların yaşları ilə yoxlanmışdır.

Bu üsul ilə Viskonsendə yer altında tapılmış və bir istiqamətdə yıxılmış ağac tirləri analiz edib müəyyən etmişlər ki, yer kürəsinin şimalında birinci buzlaşma 11400 ± 700 il əvvəl baş vermişdir. Üzvi qalıqlarda bu üsul ilə Avropada ikinci buzlaşmanın 10800 ± 200 il bundan əvvəl baş verdiyi təyin edilmişdir. İnsan yaşadığı məskənlərin yaşının 11400 il əvvəl olduğu müəyyən edilmişdir. 30.000 illik qalıqlarda insanın bu yerlərdə məskunlaşması müəyyən edilmişdir.

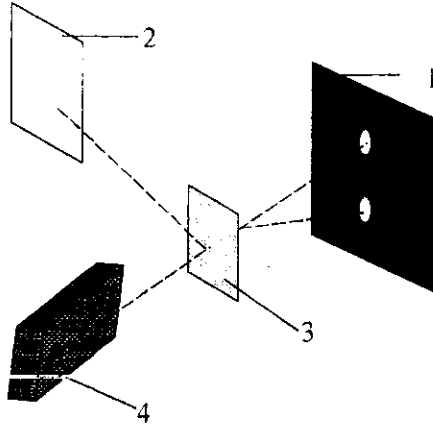
Bu yaxınlarda Fələstin mağarasında kitab tapılmış və ^{14}C -izotopu ilə müəyyən edilmişdir ki, kitab bizim eradan əvvəl 1917 ± 200 ilə aiddir.

1.4. Rezerfordun atomun planetar modeli

1909-cü ilə kimi atomun parçalanması haqda kifayət qədər təcrübə materialı toplanmış, atomun tərkibində müsbət və mənfə yüklü hissəciklərin olması müəyyən olmuşdur. Ümumi halda atomun elektroneytral olması mə'lum idi, ancaq atomun quruluşu haqda ayrı-ayrı mülahizələrdən başqa heç bir məlumat yox idi. C.Tomson fərz edirdi ki, qarpızın içərisində onun dənələrinin paylandığı kimi atomda da mənfə və müsbət yüklü hissəciklər atomun həcmində bərabər paylanmışdır. 1909-cu ildə C.Tomsonun tələbəsi gənc E.Rezerford özünün məşhur təcrübəsini qoyarkən o artıq Nobel mükafatına layiq görülmüşdür. Rezerford α -hissəciklərin mənbəyi kimi radium (Ra) elementindən istifadə etmişdir. Radium qüvvətli radioaktiv element olaraq bir qram radium saniyədə 10^{10} α -hissəciyi buraxır. Bütün α -hissəciyini bir tərəfə istiqamətləndirmək üçün radium parçasını qurğusun qaba yerləşdirmiş və onun bir tərəfindən deşik açmışdır (şəkil 1.4).



Qurğuşun radioaktiv şüaları tamamilə udan metaldır. Qalınlığı 5000 A° olan qızıl folqa α -hissəcikləri ilə şüalandırılmışdır. Folqanın qarşısında və arxasında üzleri flüoresesent (ZnS, CdS) maddələrlə örtülmüş 1-ci və 2-ci ekran yerləşdirilmişdir.



Şəkil 1.4. Rezerford təcrübəsinin sxemi.

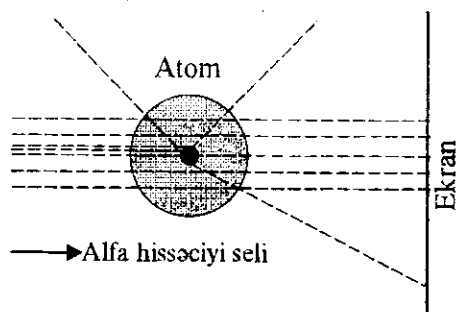
- 1-2. səthi flüoresesent maddə ilə örtülmüş ekran;
3. qızıl folqa; 4. α -hissəciyi mənbəyi.

α -hissəcikləri flüoresesent maddələrə dəydikdə qığılcımlar alınır. Təcrübə qaranlıqda aparılmış və qığılcımlar sadəcə ci-hazla qeyd olunmuşdur. Təcrübə nəticəsində məlum olmuşdur ki, α -hissəciklərin əksər hissəsi qızıl folqadan keçərək 1-ci ekrana düşür və orada qığılcım verir, təqribən 100.000 α -hissəciyindən 1-2 hissəcik iti bucaq altında (180°) qayıdaraq 2-ci ekranın üzərinə düşür. Folqanın qalınlığını iki dəfə artıranda əks olunan α -hissəciyin sayı iki dəfə artmışdır. Təcrübənin nəticəsini analiz edərkən belə qərara gəlmişlər ki, α -hissəciyi hər hansı bir hissəciyə toxunur və əks olunur.

Rezerfordun tələbələri Hans Heyler və Erns Marsdenin apardığı təcrübədə α -hissəcikləri diafraqmadan keçib, nazik şüa şəklində üzəri ZnS ilə örtülmüş ekrana düşür və orada qığılcımlar baş verir.

və nəticədə ekranda diafraqma boyda işıq zolağı alınır. α -hissəciyin qarşısına metal lövhə qoyduqda məlum olmuşdur ki, ekranda işıq zolağının kəskinliyi azalır, zolağın eni böyüyür, α -hissəcikləri əvvəlki istiqamətindən 2° yerini dəyişir. Hans və Marsden bu yerdəyişmənin səbəbini izah edə bilməmişlər. Marsden təklif edir ki, α -hissəciyin metal folqadan əks olunmasını yoxlasınlar. Bu vaxt gözlənilməz nəticə alınır, α -hissəciyi folqadan əks olunur, düşür ikinci ekrana. İki il ərzində Heyler və Marsden bir milyondan çox qığılcım saymış və sübut etmişlər ki, 100.000 α -hissəciyindən təqribən bir iki α -hissəciyi əks olunur. Bu təcrübədən sonra atomun planetar modeli təklif olunmuşdur. Planetar modelə görə atomun mərkəzində nüvə yerləşir və onun ətrafında 10^{-8} cm. məsafədə elektron fırlanır. Nüvənin ölçüsü çox kiçikdir 10^{-12} - 10^{-13} cm. Günəş sistemi ilə müqaisə etdikdə Günəşin diametri (1.4×10^6 km) Günəş sistemindən (6×10^9 km) nə qədər kiçikdirsə nüvənin də diametri (10^{-12} cm) atomun diametrindən (10^{-8} cm) o qədər kiçikdir.

Kütlesi α -hissəciyin kütləsindən 7500 dəfə kiçik olan elektron α -hissəciyi ilə toqquşarsa ona elə güclü təsir edə bilməz. Başqa cəhətdən mənfi yüklü elektron müsbət yüklü α -hissəciyini itələyə bilməz, əksinə onu cəzib etməlidir. Təcrübədən sonra belə nəticəyə gəlmişlər ki, α -hissəciyi hər hansı bir müsbət yüklü ağır hissəcikle toqquşur və əks olunur, digər tərəfdən bu müsbət yüklü hissəciyin həcmi çox kiçikdir. Əgər 100.000 α -hissəcikdən 1-2 α -hissəciyi əks olunursa, bu o deməkdir ki, müsbət yüklü mikrohissəcik sahənin 10^{-12} - 10^{-13} hissəsini tutur (şəkil 1.5).



Şəkil 1.5. α -hissəciyin atomla qarşılıqlı təsiri

E.Rezerford atomda müəyyən hesablamalar aparmış və onun apardığı hesablamalar: nüvənin həcmi (10^{-39}cm^3), atomun həcmi (10^{-23}cm^3), atomun diametri (10^{-8}cm), elektronun diametri (10^{-13}cm) və nüvənin diametri (10^{-14}cm) müəssir hesablamalardan praktiki olaraq az fərqlənir. 1911-ci ildə Rezerford təcrübəyə və nəzəri hesablamalara əsasən atomun planetar modelini təklif etmişdir. Bu modelə görə atom müsbət yüklü nüvədən və onun ətrafında fırlanan mənfi yüklü elektronlardan ibarətdir. Atomda bütün kütlə nüvədə cəmləşmişdir. Burada müsbət yüklü nüvə və mənfi yüklü elektronlar bir-birini neytrallaşdırırlar, nəticədə atom elektroneytral olur. Atomda mərkəzdən qaçma qüvvəsi ilə mərkəzə qaçan qüvvə (Kulon cəzb etmə qüvvəsi) tarazlaşır və elektronlar nüvənin ətrafında fırlanır.

Rezerford ilk dəfə 1911-ci ildə Brüsseldə Birinci Solve kongresində özünün planetar atom modelini təklif edərkən nə yaşlı nəsil (Lorets, Nernst, Puankare) nə də gənc nəsil (Eynşteyn, Zommerfeld, Mariya Küri) bu modeli birmənalı qəbul etməmişlər. 50 ildən sonra N.Bor yazır ki, nəzəriyyəçilərdən o vaxt bir nəfər də olsa Rezerfordun atom modelinə maraq göstərməmişdir. Seminarın sədri Lorents Rezerfordun çıxışından sonra deyib ki, biz özümüzü çıxılmaz vəziyyətdə hiss edirik. Maraqlıdır ki, Rezerfordun özü də Brüsseldə özünün modeli haqda bir söz də deməmişdir. 1911-ci ilin axırında Rezerford dostu Vilyam Breqqə yazır: mən çox təəcübləndim ki, Brüsseldə kantinet fizikləri Plankın nəzəriyyəsinə zərrə qədər də maraq göstərmirlər. N.Bor o kongresdə iştirak etməsə də Rezerfordun planetar atom modelini və Plankın kvant nəzəriyyəsini birinci dəfədən qəbul edərək C.Tomsonun atom modeliindən imtina etmişdir.

N.Bor 1912-ci ilin yazında Mançestrə köçür və Rezerfordun laboratoriyasında işləməli olur. O vaxta kimi N.Bor Kovendişdə C.Tomsonun yanında işləmişdir. Rezerford Boru öz laboratoriyasına C.Tomsonun razılığı ilə qəbul etmişdir. N.Bor Tomsonu tərk etmək istəyəndə Kovendişçilər onu çox pis qəbul etmiş, Boru qeyri-ciddi, xoşbəxtçilikdən üz çevirən, dəli adam kimi qəbul etmişlər. Dostları onu yola salmağa gəlməmişlər. C.Tomson Bordan bərk incimiş və küsmüşdür. 1936-cı ildə 80 yaşlı C.Tomson özünün xatirələri kitabında ayrıca "Nils Bor" paragrafi vermiş, atomun quruluşu haqda Borun xidmətlərindən yazmış, amma Borun Kovendişdə

*olması haqda bir kəlmə də olsun söz deməmişdir.*¹

Bununla bərabər Rezerfordun atom modeli klassik mexanikanın müəyyən tələblərini ödəmirdi. Əvvəla nüvə ətrafında böyük sürətlə fırlanan elektron elektromaqnit dalğaları formasında enerji şüalandırmalı və enerjinin bir hissəsini itirməlidir. Belə olan halda mərkəzdən qaçma qüvvəsi ilə Kulon cəzb etmə qüvvəsi arasında tarazlıq pozulmalı və bu tarazlığı bərpa etmək üçün elektron nüvəyə yaxınlaşmalıdır. Bu proses davam etdikcə elektron özünün bütün enerjisini itirməli və nəhayət nüvənin üzərinə düşməli, atom məhv olmalıdır. Əslində atom məhv olmur, daimidir. Digər tərəfdən əgər elektronun enerjisi aramsız dəyişirsə, onda atomun spektri bütöv olmalıdır, əslində atomun spektri xəttidir. Rezerfordun planetar atom modeli atomun dayanıqlı olmasını və onun spektrinin xətti olmasını izah edə bilməmişdir. Bu məsələ Danimarka alimi Nils Bor tərəfindən izah olunmuşdur. Bunun üçün N. Bor həm kvant nəzəriyyəsindən və həm də klassik nəzəriyyədən istifadə etmişdir.

Qeyd etmək lazımdır ki, Rezerfordun təklif etdiyi atomun planetar modeli bəzi suallara cavab verə bilməsə də, model təcrübəyə əsaslanmış və elm tarxində özünə layiq yer tutmuşdur.

1.5. Hidrogen atomunun spektri

Spektral analizin və spektrometrin kəşfi atom və molekulun quruluşunun öyrənilməsində, elementlərin kəşfində, elementlərin vəsfi və miqdarı analizində, ümumiyyətlə kimyanın inkişafında böyük rol oynamışdır. Spektrlərin alınması, onların dalğa uzunluğunun (λ), şüalanma tezliyinin (ν) öyrənilməsi atom və molekulun tədqiqində yeganə təcrübi üsuldur. Hər bir maddənin özünə uyğun spektri olur. Bərk cismi $T > 600^{\circ}\text{C}$ közərdib onun buraxdığı şüanı

¹ Наука и жизнь. 1971. №5, стр. 103.

şüşə prizmadan keçirdikdə prizmanın arxasında qoyulmuş ekranda bütöv spektr alınır. Spektrin bütöv olması o deməkdir ki, onların buraxdığı şüa bütün tezliyə (ν) malik elektromaqnit dalğaların cəmindən ibarətdir. Orada bütün tezliyə (ν) malik dalğalar yerləşir. Bərk cisimlərin spektrlərində nə ayrı-ayrı xətlər, nə də spektrlər seriyası alınmır, orada ancaq fon alınır və heç bir şey görünmür. Bu halı N. Bor belə izah etmişdir ki, enerjinin və kütlənin böyük qiymətində hissəciyin hərəkəti klassik mexanikanın qanunlarına tabe olur, enerji istənilən qiyməti ala bilər, enerjinin kvant səviyyələri bir-birinə yaxınlaşır və nəticədə bütöv spektr alınır ki, onları da fərqləndirmək olmur. Spektrin görünən hissəsi isə rənglərin (qırmızı, narıncı, sarı, göy, yaşıl və s.) cəmindən ibarətdir.

Qızdırılmış qazın və ya buxarın yuxarıda göstərilən qaydada spektrini alsaq, görürük ki, onların spektri xəttidir. çünki közərdilmiş qaz və ya buxar ancaq müəyyən dalğa uzunluğuna malik işıq şüalandırır. Qazların spektrini otaq temperaturunda da almaq olur. Seyrəkləşmiş qazlardan adi şəraitdə elektrik cərəyanı keçirdikdə qazlar işıq şüalandırır. Qaz halında olan atomları ionlaşdırmaq üçün çox enerji tələb olunmur. Məsələn, seziüm buxarını ionlaşdırmaq üçün 567 kkal/mol enerji tələb olunur. Başqa maye və bərk cisimləri də ionlaşdırmaq üçün təqribən o qədər enerji tələb olunur. Spektroskop icad olunandan sonra bir çox elementlərin spektrlərinin dalğa uzunluğu yüksək dəqiqliklə ölçülmüşdür. İsveçdə orta məktəb müəllimi Balmer 1885-ci ildə ilk dəfə hidrogen atomunun görünən sahədə (4000-8000 Å) xətti spektrini almış və spektrlərin düzülüşündə bir qanunauyğunluq müşahidə etmişdir. Onun təklif etdiyi formulanın köməyi ilə görünən sahədəki bütün xətlərin dalğa uzunluğunu hesablamaq mümkün olmuşdur.

$$\lambda = c \left(\frac{n^2}{n^2 - 2^2} \right). \quad (1.1)$$

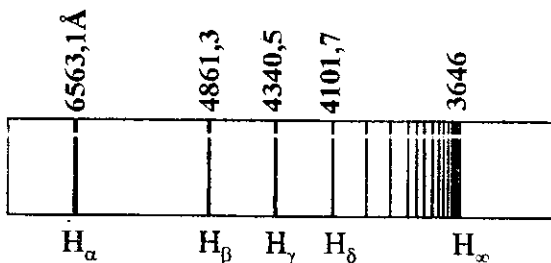
Burada c sabit kəmiyyət olub $c=3,6456 \times 10^{-7} \text{m}$ və ya $c=3646 \text{ \AA}$ -ə bərabərdir

n - tam ədəddir 3,4,5,6 və s. qiymətlər alır. Hidrogen atomunun spektri sadədir, görünən sahədə onlar ayrı-ayrı 4 xətdən ibarətdir.

H_α -görünən spektrin qırmızı sahəsində

H_β -görünən spektrin göy sahəsində

H_γ və H_δ isə görünən spektrin bənövşəyi sahəsində yerləşir. Bu xətlər nəzərə çarpan xətlərdir və atomun quruluşunun öyrənilməsində təcrübi material kimi xüsusi əhəmiyyəti olduğu üçün o xətləri ədəbiyyatda həmişə H_α , H_β , H_γ və H_δ ilə göstərilir. Bu xətlərin dalğa uzunluğu uyğun olaraq: 6562,8; 4861,3; 4370,6; 4101,7 \AA təşkil edir (şəkil 1.6).



Şəkil 1.6. Görünən sahədə hidrogen atomunun spektr xətləri

Balmerin aldığı xətti spektrlər ultrabənövşəyi ($\lambda=4000 \text{ \AA}$) sahədə getdikcə bir-birinə yaxınlaşır və müəyyən sahədə spektr bütövləşir.

Spektrdə xəttin dalğa uzunluğu kiçildikcə xətlər arasındakı məsafə kiçilir, intensivlik azalır və nəticədə seriyada axırncı xətləri ayırmaq mümkün olmur. Şəkildən görünüyü kimi seriyalar arasındakı sahə bütöv spektrə çevrilir.

Yeni cihazların kəşfi ilə əlaqədar olaraq məlum olmuşdur ki, həm görünən sahədə (Balmer seriyası), həm ultrabənövşəyi sahədə (Layman seriyası), həm də infraqırmızı

sahədə (Paşen, Breket, Pfund seriyaları) yeni xətlər müşahidə olunur. Ridberq bütün bu xətləri əhatə edən formula təklif etmişdir. Ridberq Balmerin təklif etdiyi tənlikdə dalğa uzunluğunu (λ) dalğa ədədi ilə (ν) əvəz edərək formulaya Ridberq sabiti ($R=109679,43 \text{ cm}^{-1}$) əlavə etmişdir.

$$\nu = R \left(\frac{1}{n_{\text{yax}}^2} - \frac{1}{n_{\text{uzaq}}^2} \right) \quad (1.2)$$

Bu vaxtlar (1913) Kirxhof və Bunzenin spektroqrafını xeyli təkmilləşdirəndən sonra müxtəlif elementlərin spektrlərinin ölçülməsi sahəsində 50.000-dən çox iş görülmüşdür.

1.6. Bora görə hidrogen atomu

Bora görə hidrogen atomu modeli heç də tezliklə və bir mənalı qəbul olunmamışdır. Bor öz atom modelini verərkən həm Plankın kvant ideyasını, həm də Rezerfordun planetar atom modelini qəbul etmiş, klassik mexanikanın qanununu və Plankın kvant ideyasını birləşdirərək yeni tam bir nəzəriyyə yaratmışdır. Bor öz modelini təklif edərkən sadə hal kimi bir elektronu olan hidrogen atomunu seçmiş və qəbul etmişdir ki, elektron nüvə ətrafında çevrə üzrə fırlanır. Klassik mexanikaya görə çevrə üzrə maddi hissəciyin hərəkəti onun hərəkət miqdarı momenti (mvr) ilə müəyyən olunur. Burada m - hissəciyin kütləsi, v - fırlanma sürəti, r - çevrənin radiusudur. Klassik mexanikaya görə r və v istənilən qiyməti ala bilər və aramsız dəyişir.

Kvant mexanikasına görə hissəciyin hərəkət miqdarı momenti (enerjisi, orbitanın radiusu r , fırlanma sürəti v) sıçrayışla dəyişir. Ç.Nikolson kvant ideyasını ulduzların süalanasına tətbiq edərək belə nəticəyə gəlmişdir ki, elektronun hərəkət miqdarı momenti $\frac{nh}{2\pi}$ ilə təyin olunur, $n=1,2,3,4$ və s. tam qiymətlər ahr. Bor klassik və kvant me-

xanikasına görə hərəkət miqdarı momentini bərabərləşdirib

$$m_e v r = \frac{nh}{2\pi} \quad (1.3) \text{ tənliyini almışdır,}$$

burada m_e - elektronun kütləsi

v - elektronun fırlanma sürəti

r - orbitanın radiusu

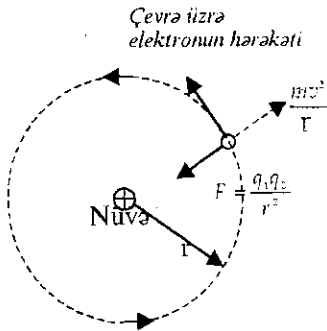
$n = 1, 2, 3, 4, \dots$ tam ədədlərdir.

h - Plank sabitidir; $6,6 \times 10^{-27}$ erq və ya $6,62 \times 10^{-34}$ coul/san.

Düz xətt üzrə maddi hissəciyin hərəkət miqdarı momenti kütlənin sürətə hasili ilə ölçülür (mv), hərəkət miqdarı momenti kvant mexanikasında çox vaxt impuls ilə ifadə olunur $P = mv$. Kvant mexanikasına görə elektronun hərəkət miqdarı momenti sıçrayışla dəyişir. Bu şərtlər Borun birinci postulatu hesab olunur¹⁾. Borun birinci postulatında deyilir ki, atomda elektron istənilən orbita üzrə deyil, (1.3) tənliyini ödəyən orbita üzrə fırlanır. Bor nəzəriyyəsinə görə hidrogen atomunda elektron ancaq diskret energetik səviyyələrdə yerləşə bilər. Bu səviyyələrdən biri (normal və ya stasionar) minimum enerjiyə malikdir, qalanları isə normal səviyyəyə nisbətən yüksək enerjiyə malik, həyəcanlanmış səviyyələrdir. Bora görə hidrogen atomunda elektron stasionar səviyyədə yerləşəndə enerji şüalandırmır və enerji itirmədən hərəkət edir. $n=1$ qiymətində hidrogen atomu stasionar vəziyyətdədir, $n=2, 3, 4, \dots$ halında hidrogen atomu həyəcanlanmış haldadır (Borun ikinci postulatu). İlk dəfə Bor klassik mexanikanın çevrə üzrə hərəkət qanunundan istifadə edərək elektronun fırlanma orbitasının radiusunu və onun fırlanma sürətin hesablamışdır. Elektronun çevrə üzrə fırlanması üçün mərkəzə qəçmə qüvvəsi (Kulon cazibə qüvvəsi $\frac{Ee}{r^2}$) mərkəz-

¹⁾ Postulat latın sözü olub «Postulatum» tələb deməkdir. Postula tələb edirik. Postulat isbatsız təsdiq etmə.

dənqəçmə qüvvəsi ilə $\left(\frac{mev^2}{r}\right)$ tarazlaşmalıdır (şəkil 1.7).



Şəkil 1.7. Elektronun nüvə ətrafında fırlanması $\frac{mv^2}{r}$ mərkəzdənqəçmə, $\frac{q_1q_2}{r^2}$ mərkəzəqəçmə qüvvə–Kulon cəzibə qüvvəsi

$E=e$ (elektronun və nüvənin yükü) qəbul etsək

$$\frac{mev^2}{r} = \frac{Ee}{r^2};$$

$$mev^2r = e^2 \quad (1.4)$$

Bor (1.3) və (1.4) tənliyindən istifadə edərək hidrogen atomu üçün orbitanın radiusunu və elektronun fırlanma sürətini hesablamışıdır.

(1.3) tənliyində $h = 2\pi\hbar$ qiymətini yerinə yazsaq

$$m_e v r = n\hbar; v = \frac{n\hbar}{m_e r} \quad (1.5)$$

(1.4) tənliyində $E=e$ qəbul etsək,

$$r = \frac{e^2}{m_e v^2}$$

tənliyini alarıq.

(1.5) tənliyindən v qiymətini tapıb yerinə yazsaq,

$$r = \frac{n^2 \hbar^2}{4\pi^2 m_e e^2} \quad (1.6)$$

tənliyini alarıq.

Burada, $n=1,2,3,4,\dots,\infty$; Bora görə baş kvant ədədi.

$h=6,6 \times 10^{-34}$ coul/san; Plank sabiti.

$e=1,6 \times 10^{-19}$ Kulon; elektronun yükü.

$m_e=9,1085 \times 10^{-28}$ q; elektronun kütləsi

$\pi=3,14$; sabit kəmiyyətdir.

$n=1$ qiymətində bütün sabitlərin qiyməti yerinə yazıb he-

sablansa $r_I = 0,529 \text{ \AA}$ alınır ki, buna da Bor radiusu deyilir.

Bu birinci orbitanın radiusudur, ikinci orbitanın radiusu $n=2$ qiymətində $r_{II} = 0,529 \times 4 \text{ \AA}$, üçüncü orbitanın radiusu uyğun olaraq $r_{III} = 0,529 \times 3^2 \text{ \AA}$ və s. Radiusların qiymətləri sıçrayışla, tam ədədlərin kvadratları ilə dəyişir ki, bunlara da kvant dairələri deyilir. Bundan başqa (1.3) və (1.4) tənliyindən istifadə edib istənilən orbita üzrə elektronun fırlanma sürətini təyin etmək olar. (1.6) tənliyindən r qiymətini (1.5) tənliyində yerinə yazılsa, (1.7) tənliyi alınır

$$v = \frac{2\pi e^2}{nh} \quad (1.7)$$

$$n=1 \text{ qiymətində } v_1 = \frac{2\pi e^2}{nh} = 2,187 \times 10^6 \text{ m/san}$$

$$n=2 \text{ qiymətində } v_2 = \frac{2\pi e^2}{nh} = 2,187 \times 10^6 \times \frac{1}{2} \text{ m/san}$$

$$n=3 \text{ qiymətində } v_3 = 2,187 \times 10^6 \times \frac{1}{3} \text{ m/san.}$$

Ən davamlı orbita birinci orbitadır ($n=1$). Normal halda elektron birinci orbita üzrə, həyəcanlanmış halda isə elektronlar $n=2,3,4\dots$ orbitalar üzrə fırlanırlar.

Borun atom modelinə görə elektron bir orbitadan başqa orbitaya sıçradıqda ya enerji udur, ya da enerji şüalandırır. Atomun enerji şüalandırması və udması kvantlarla baş verir.

$$E_{\text{uzaq}} - E_{\text{yax}} = h\nu \quad (1.8)$$

N.Bor hidrogen atomunda həyəcanlanmış elektronun enerji şüalandırılmasını təyin etmək üçün klassik mexanikanın qanunlarından, yəni hissəciyin kinetik $\left(E_k = \frac{mv^2}{2}\right)$

və potensial enerjisindən $\left(E = -\frac{q_1 \cdot q_2}{r}\right)$ istifadə etmişdir.

Burada, m - elektronun kütləsi.

v - elektronun hərəkət sür'əti,
 q_1, q_2 elektronun və nüvənin yükü,
 r - nüvə ilə elektronun arasındakı məsafədir.

E_{uzaq} - uzaq orbitanın kinetik və potensial enerjisi,
 $E_{\text{yaxın}}$ - yaxın orbitanın kinetik və potensial enerjisinin cəmidir. Müəyyən edilmişdir ki, Plank sabiti (h), şüalanma tezliyi (ν), dalğa uzunluğu (λ) və işıq sürəti (c) aşağıdakı kimi bir-birilə bağlıdır.

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \text{ və ya } \lambda = \frac{c}{\nu} \quad (1.9)$$

(1.8) və (1.9) tənliyinə əsasən enerjinin şüalanma tezliyi (ν) və dalğa uzunluğu (λ)

$$\nu = \frac{E_{\text{uzaq}} - E_{\text{yax}}}{h} \quad (1.10)$$

$$\lambda = \frac{ch}{E_{\text{uzaq}} - E_{\text{yax}}} \quad (1.11)$$

tənlikləri ilə təyin olunur.

(1.10) və (1.11) tənliyindən göründüyü kimi $E_{\text{uzaq}} - E_{\text{yaxın}}$ enerji fərqi bilməklə şüalanma tezliyini və dalğa uzunluğunu hesablayırlar. Elektronun uzaq və yaxın orbitada tam enerjisi

$$E_{\text{uzaq}} = \frac{m\nu_{\text{uzaq}}^2}{2} + \left(A_{\text{ion}} - \frac{eE}{r_{\text{uzaq}}} \right) \quad (1.12)$$

$$E_{\text{yax}} = \frac{m\nu_{\text{yax}}^2}{2} + \left(A_{\text{ion}} - \frac{eE}{r_{\text{yax}}} \right) \quad (1.13)$$

tənlikləri ilə hesablanır.

$E_{\text{uzaq}} - E_{\text{yaxın}} = h\nu$ (1.8) tənliyindən istifadə edək.

$$h\nu = \frac{m\nu_{\text{uzaq}}^2}{2} - \frac{m\nu_{\text{yax}}^2}{2} + \frac{eE}{r_{\text{yax}}} - \frac{eE}{r_{\text{uzaq}}} \quad (1.14) \text{ tənliyində}$$

r və v uyğun qiymətlərini:

$$n_{\text{uzaq}} = \frac{n_{\text{uzaq}}^2 h^2}{4\pi^2 m e^2}; n_{\text{yax}} = \frac{n_{\text{yax}}^2 h^2}{4\pi^2 m e^2}; v_{\text{uzaq}} = \frac{2\pi^2 e}{n_{\text{uzaq}} h};$$

$$v_{\text{yax}} = \frac{2\pi^2 e}{n_{\text{yax}} h}; \text{ yerinə yazılıb hesablanarsa,}$$

$$v = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^3} \left(\frac{1}{n_{\text{yax}}^2} - \frac{1}{n_{\text{uzaq}}^2} \right) \quad (1.15) \text{ hers tənliyi alınır. Bu-}$$

rada n_{yax} və n_{uzaq} yaxın və uzaq orbitanı göstərir və (1.15) tənliyinin köməyi ilə şüalanmanın tezliyi (ν) hesablanır. (1.15) tənliyində kiçik bir dəyişiklik edib onun köməyi ilə şüalanmanın dalğa uzunluğu hesablanır.

$\nu = \frac{c}{\lambda}$ qiymətini yerinə yazsaq,

$$\frac{c}{\lambda} = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^3} \left(\frac{1}{n_{\text{yax}}^2} - \frac{1}{n_{\text{uzaq}}^2} \right) \text{ və ya}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^3 c} \left(\frac{1}{n_{\text{yax}}^2} - \frac{1}{n_{\text{uzaq}}^2} \right) \quad (1.16)$$

(1.16) tənliyində sabitlərin (h, π, m, c, e) qiyməti yerinə yazılıb hesablanarsa Ridberq sabitinin nəzəri qiyməti ($1,0978 \times 10^{-7} \text{m}$) alınır. Bu isə Ridberq sabitinin təcürbi qiymətinə ($1,09737 \times 10^{-7} \text{m}$) bərabərdir.

Nəzəri və təcürbi qiymətlərin belə yüksək dərəcədə uyğun gəlməsi Bor nəzəriyyəsinin düzgünlüyünü göstərir. (1.15) və (1.16) tənlikləri nəzəri olaraq həyacanlanmış atomun şüalanma tezliyini (ν) və dalğa uzunluğunu (λ) yüksək dəqiqliklə hesablamağa imkan verir. N.Bor eyni zamanda müxtəlif orbitalar üçün elektronun tam enerjisini də hesablamış-

dır.

$$E_{\text{tam}} = \frac{m v^2}{2} + \left(A_{\text{ion}} - \frac{eE}{r} \right) \quad (1.17)$$

(1.5) və (1.6) tənliklərindən v və r qiymətlərini (1.17) tənliyində yerinə yazsaq,

$$E = \frac{\kappa^2 m e^4}{2\pi^2 h^2} \quad (1.18)$$

(1.18) tənliyi vasitəsilə hidrogen atomunun ionlaşma enerjisi hesablanmış, alınmış nəticə (13,60 eV) təcrübədən alınan nəticəyə (13,59 eV) çox uyğun gəlmişdir. Məlumdur ki, hidrogen atomunun spektrləri (Layman, Balmer, Paşen, Brakket Pfund) müxtəlif eksperimentatorlar tərəfindən Bor nəzəriyyə-sindən xeyli əvvəl alınmış, şüalanma tezliyi (ν), dalğa uzunluğu yüksək dəqiqliklə təyin edilmiş və müəyyən empirik formulalar da təklif olunmuşdur. Ancaq eksperimentatorların heç biri bu spektrlərin alınmasını elmi cəhətcə izah edə bilməmişdir. N.Bor bəlkə də bu eksperimentlərdən xəbəri olmadan nəzəri olaraq bu spektrlərin alınma mexanizmini izah etmiş və onların şüalanma tezliyini (ν), dalğa uzunluğunu (λ) və enerjisini yüksək dəqiqliklə hesablamışdır.

Xansen yazır ki, 1913-cü ildə Bor ilə söhbət edəndə məlum oldu ki, Balmerin (1885), Ridberqin (1890), Rintsanın (1908) çoxdan məlum olan spektral formulası ilə tanış deyil. Xansen məsləhət görür ki, o formulalara baxmaq lazımdır, orada spektral xətlər çox sadə formada təsvir olunur. Bor cavab verib ki, baxaram.¹

N.Bora görə elektron normal vəziyyətdə ($n=1$) xarici qüvvənin təsiri ilə həyacanlanır və $n=2,3,4,5\dots$ orbitaya keçir. Həyacanlanmış vəziyyətdən (10^{-8} saniyədən sonra) normal vəziyyətə ($n=1$) qayıtdıqda tezliyi ν olan işıq formasında enerji şüalandırır. Həmin şüalanmanın tezliyi və dalğa uzunluğu (1.16) tənliyi vasitəsilə hesablanır. Əgər

¹ Наука и жизнь 1971, №9, стр.68

elektron $n=2$ orbitadan $n=1$ orbitaya qayıdırsa:

$$v=3,29 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 2,47 \cdot 10^{15} \text{ hers. Uyğun olaraq}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu}; \lambda = 1216 \text{ \AA} \text{ təşkil edir.}$$

Əgər elektron $n=3$ orbitadan birinci orbitaya ($n=1$) qayıdırsa, uyğun olaraq enerjinin şüalanma tezliyi və dalğa uzunluğu:

$$v=3,29 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 2,29 \cdot 10^{15} \text{ hers,}$$

uyğun olaraq $\lambda = 1026 \text{ \AA}$ təşkil edir. Elektron $n=4$ orbitadan $n=1$ orbitaya qayıdırsa enerjinin şüalanma tezliyi və dalğa uzunluğu:

$$v=3,29 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 3,08 \cdot 10^{15} \text{ hers,}$$

uyğun olaraq $\lambda = 973 \text{ \AA}$ təşkil edir. Əgər elektron $n=\infty$ orbitadan $n=1$ orbitaya qayıdırsa uyğun olaraq

$$v=3,29 \cdot 10^{15} \text{ herts; } \lambda = 910 \text{ \AA} \text{ bərabərdir.}$$

Həyacanlanmış atom stasionar hala keçdikdə özündən işıq formasında enerji şüalandırır və müxtəlif tezliyə və dalğa uzunluğuna malik spektrlər seriyası alınır. Dalğa uzunluğu $\lambda = 7600 - 3800 \text{ \AA}$ olan şüaları adi gözlə görmək olur. Dalğa uzunluğu $\lambda = 1216 - 910 \text{ \AA}$ olan işıq dalğası ultrabənövşəyi sahəyə düşür və onları adi gözlə görmək mümkün olmur. Həyacanlanmış elektronlar $n=1$ stasionar orbitaya qayıtdıqda alınmış spektrlər seriyasına (ilk dəfə təcrübə yolu ilə hidrogenin spektrini almış) Layman seriyası deyilir.

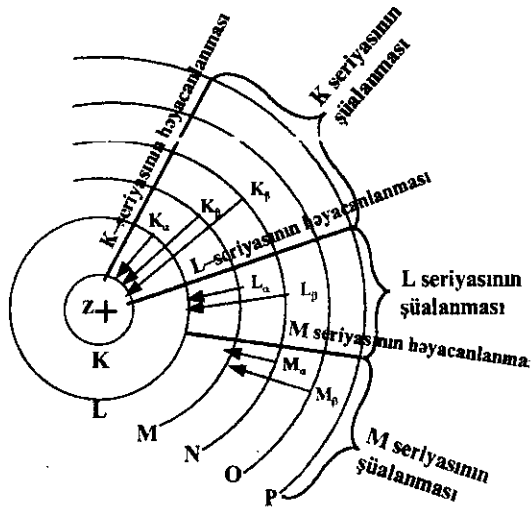
Həyacanlanmış elektron $n=2$ orbitaya qayıtdıqda uyğun tezliyə və dalğa uzunluğuna malik: $\nu = 10^{15}(0,4569 - 0,8224)$ hers, $\lambda = 6564 - 364 \text{ \AA}$ spektrlər seriyası alınır ki, buna da Balmerin şərəfinə Balmer seriyası deyilir.

Həyacanlanmış elektronlar $n=3$ orbitasına qayıdırsa şüalanma tezliyi $\nu = 0,1599 \times 10^{15} - 0,3656 \times 10^{15}$ hers və dalğa

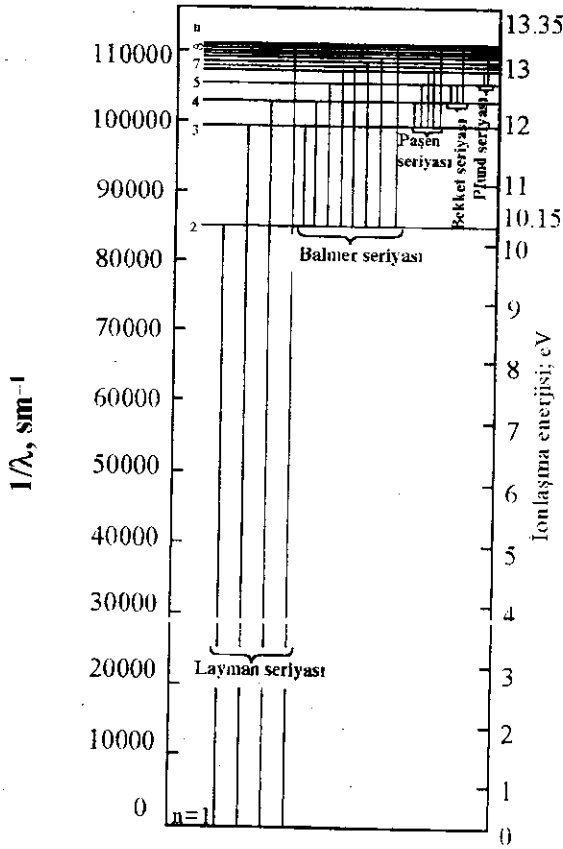
uzunluğu $\lambda = 1876-8206\text{A}^0$ intervalında dəyişir ki, buna da Paşenin şərafinə Paşen seriyası deyilir və s. (şəkil 1.8 və 1.9).

1885-ci ildən təcrübi yolla alınmış, dalğa uzunluğu və şüalanma tezliyi müəyyən olunmuş Layman, Balmer, Paşen, Brekket və Pfund spektr seriyalarının əmələ gəlməsini və parametrlərini N.Bor nəzəri olaraq (1.15) tənliyi vasitəsilə həll etmişdir.

$$v = \frac{2\pi^2 e^4 m}{h^3} \left(\frac{1}{n_{yax}^2} - \frac{1}{n_{uzaq}^2} \right) = R \left(\frac{1}{n_{yax}^2} - \frac{1}{n_{uzaq}^2} \right) \quad (1.15)$$



Şəkil 1.8. Hidrogen atomunda Bora görə sxematik K, L və M seriyalarının alınması



Şəkil 1.9. Hidrogen atomunda energetik səviyyələr

$$v = R \left(\frac{1}{n_{yax}^2} - \frac{1}{n_{uzaq}^2} \right) \quad \begin{array}{l} n_{yax} = 1 \\ n_{uzaq} = 2, 3, 4, 5, \dots \end{array} \quad \text{Layman seriyası.}$$

$$v = R \left(\frac{1}{n_{yax}^2} - \frac{1}{n_{uzaq}^2} \right) \quad \begin{array}{l} n_{yax} = 2 \\ n_{uzaq} = 3, 4, 5, \dots \end{array} \quad \text{Balmer seriyası.}$$

$$v = R \left(\frac{1}{n_{yax}^2} - \frac{1}{n_{uzaq}^2} \right) \quad \begin{array}{l} n_{yax} = 3 \\ n_{uzaq} = 4, 5, 6, \dots \end{array} \quad \text{Paşen seriyası.}$$

$$v = R \left(\frac{1}{n_{yax}^2} - \frac{1}{n_{uzaq}^2} \right) \quad \begin{array}{l} n_{yax} = 4 \\ n_{uzaq} = 5, 6, 7, \dots \end{array} \quad \text{Brekket seriyası.}$$

$$v = R \left(\frac{1}{n_{yax}^2} - \frac{1}{n_{uzaq}^2} \right) \quad \begin{array}{l} n_{yax} = 5 \\ n_{uzaq} = 6, 7, \dots \end{array} \quad \text{Pfund seriyası}$$

Bor nəzəriyyəsinin möhtəşəmliyi onun nəzəri və praktiki nəticələrinin müqaisəsində görünür.

	λ eksper., Å	λ nəzər., Å
Paşen seriyası	18751,3	18756
	12817,5	12822
	10938	10941
Balmer seriyası	6564,66	6564,7
	4862,71	4862,8
	4341,71	4341,7
Layman seriyası	1216	1215,68
	1028	1025,73
	972	972,5

Çox az hallarda təcrübədən alınan nəticə və nəzəri alınmış nəticə bu dərəcədə uyğun gələ bilər. Bu Bor nəzəriyyəsinin möhtəşəmliyini göstərir.

Bütün bunlara baxmayaraq hər bir kəşf gələcək kəşflər üçün boş yer saxlayır, bu baxımdan Bor nəzəriyyəsinin də müəyyən çatışmayan cəhətləri olmuşdur.

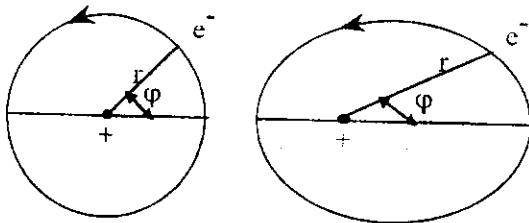
1.7. Bor nəzəriyyəsinin təkmilləşməsi

Bor nəzəriyyəsinin çatışmayan cəhətlərindən biri onun universal olmamasıdır. Bor nəzəriyyəsi ancaq ən sadə atom hidrogen atomu üçün tətbiq oluna bilər. Bu nəzəriyyəni hidrogenə bənzər atomlara (qələvi metallara) da tətbiq etmək mümkün deyil. Adı gözlə bir xətt kimi görünən spektr xətlərini spektrofotometrə baxdıqda onların iki (dublet), üç (triblet) və s. xətlərdən ibarət olduğu aşkar olmuşdur. Ədəbiyyatda bu hadisəyə multipletlik deyilir. Bor nəzəriyyə-

si multipletliyi izah edə bilməmişdir. Bu çətinlik 1915-ci ildə alman alimi Zommerfeld tərəfindən müəyyən qədər həll edilmişdir. Zommerfeld Borun atom modelini qəbul edərək elektronun həm çevrə və həm də ellips üzrə hərəkətini qəbul etmişdir. Qeyd etmək lazımdır ki, N.Borun özü də elliptik orbita üzrə hərəkəti ilk variantlarda qəbul etmiş, amma sonralar onu inkişaf etdirməmişdir.

Çevrə üzrə hərəkəti xarakterizə etmək üçün bir kvant ədədi (baş kvant ədədi) kafayət etdiyi halda, ellips üzrə hərəkəti xarakterizə etməyə bir kvant ədədi kifayət etmir. Deməli, hər bir kvant ədədinə bir energetik səviyyə deyil, bir-birinə yaxın yerləşən bir neçə energetik səviyyə uyğun gəlir. Ona görə də ikinci kvant ədədinə ehtiyac var idi. Bu isə Bor nəzəriyyəsindən alınmırdı. Çevrə üzrə hərəkətdə ancaq bir dəyişən olur ki, oda fırlanma bucağıdır (φ), ellips üzrə hərəkətdə isə iki dəyişən var-fırlanma bucağı (φ) və radius vektor (r). İki sərbəstlik dərəcəsi olması iki kvant ədədinin olmasını tələb edir (şəkil 1.10.). Zommerfeld ikinci kvant ədədini əlavə etmişdir. Zommerfeld ellips üzrə hərəkətdə iki dəyişənin (r və φ) diskretliyini təmin etmək üçün Borun təklif etdiyi şüalanmanın diskretliyini ($P = \frac{nh}{2\pi}$) qəbul etmişdir.

$$P_{\varphi} = \frac{n_{\varphi} h}{2\pi}$$



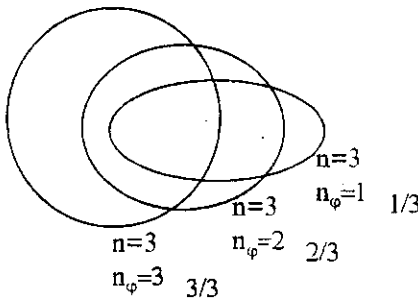
Şəkil 1.10. Çevrə və ellips üzrə fırlanan elektronun r və φ parametrləri

Burada n_φ əlavə kvant ədədi və ya hərəkət miqdarının bucaq momentidir. Elektron ellips üzrə hərəkət edərkən onun kütləsinin və hərəkət sürətinin dəyişməsinə nəzərə alaraq Zommerfeld belə nəticəyə gəlmişdir ki, elektronun enerjisi baş kvant ədədindən asılıdır. Baş kvant ədədi $n=n_\varphi+n_r$ ilə müəyyən olunur. Baş kvant ədədinin bu qiymətində elektronun tam enerjisini hesabladığımızda Zommerfeldin aldığı nəticə $\left(E = -\frac{me^4 z^2}{2\pi h}\right)$, Borun çevrə üzrə hərəkət edən

elektron üçün hesabladığı tam enerjindən $\left(E = -\frac{me^4}{2\pi h}\right)$ fərqlənir.

Burada Z-elektronların sayıdır. Deməli yeni kvant ədədi əlavə etməklə yeni energetik səviyyə yaranmır, ancaq məlum baş kvant ədədinə uyğun mümkün olan orbitaların sayı müəyyən edilir. (şəkil 1.11.) Baş kvant ədədinin $n=3$ qiymətində mümkün olan dairəvi orbita

- I $n_\varphi=3 \quad n_r=0$
- II $n_\varphi=2 \quad n_r=1$
- III $n_\varphi=1 \quad n_r=2$ ibarətdir.



Şəkil 1.11. $n=3$ qiymətində elektronun mümkün olan orbitaları

Birinci variantda çevrə, II,III variantlarda isə müxtəlif ellipslər alınır. Ellips üzrə hərəkət edən elektronun enerjisi əlavə kvant ədədindən (n_φ), çevrə üzrə hərəkət edən elektronun enerjisi isə baş kvant ədədindən (n) asılıdır, ancaq

enerji cəhətcə fərqləri çox azdır. Bunun fiziki mənası ondan ibarətdir ki, Bor nəzəriyyəsində qəbul olunan baş energetik səviyyə, bir-birinə yaxın yerləşən energetik yarım səviyyələrdən ibarətdir. Zommerfeldə görə energetik yarım səviyyələrin sayı baş energetik səviyyələrin qiymətinə bərabərdir.

$$\begin{array}{cccc} n=1 & n=2 & n=3 & n=4 \\ l=1 & l=1,2 & l=1,2,3 & l=1,2,3,4 \text{ və s.} \end{array}$$

Zommerfeld əlavə kvant ədədini orbital kvant ədədi adlandırmışdır. Zommerfeldə görə $l=1,2,3,4\dots n$ qiymətlər alır.

Kvant mexanikasında əlavə kvant ədədi azimutal və ya orbital kvant ədədi adlandırılmış və göstərilmişdir ki, $l=0, 1, 2, 3, 4\dots n-1$ qiymətləri alır.

Zommerfeldə görə normal halda elektron çevrə üzrə hərəkət edir, onun baş kvant ədədi $n=1$, əlavə kvant ədədi $l=1$, yəni ellipsin baş yarım oxu (ab) $n=1$ və kiçik yarım oxu (bc) $l=1$ təşkil edir.

Əgər elektron $n=3$ energetik səviyyədə hərəkət edərsə, kiçik yarım ox aşağıdakı qiymətləri $1/3, 2/3$ və $3/3$ alır. Burada $1/3, 2/3$ qiymətlərində müxtəlif formada dartılmış ellipslər alınır, $3/3$ qiymətində isə çevrə alınır. Zommerfeldə görə elektronun həm çevrə üzrə, həm də ellips üzrə fırlanmasının qəbul olması, yarımenergetik səviyyələrin bir-birinə yaxın yerləşməsinin qəbul olması və əlavə kvant ədədinin daxil edilməsi şərtləri Bor nəzəriyyəsinin izah edə bilmədiyini məsələləri izah etməyə imkan verdi. Sonralar Bor nəzəriyyəsi ədəbiyyata Bor-Zommerfeld nəzəriyyəsi kimi daxil olmuşdur.

Bütün bunlara baxmayaraq Bor-Zommerfeld nəzəriyyəsi atomun quruluşunun bütün incəliyini: maqnit sahəsində alınan spektrin iki və daha çox xətlərə parçalanmasını (Zeeman effekti), elektrik sahəsində alınan spektrin ikiləşməsini (Stark effekti) izah edə bilməmişdir. Bundan əlavə Bor-Zommerfeld nəzəriyyəsi şüalanmada enerjinin diskretliyini (enerjinin kvantlardan ibarət olmasını) izah edə bilmir. Bor-

Zommerfeld nəzəriyyəsinə görə çoxelektronlu atomlarda (hətta Ne atomunda) elektronunun enerjisini hesablamaq mümkün deyil, kimyəvi rəbitə izah olunmur.

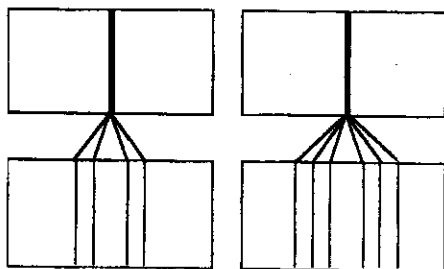
Bu nəzəriyyəyə görə molekulyar hidrogen ionunun (H_2^+) mövcudluğu mümkün deyil, əslində molekulyar hidrogen ionu var, onun rəbitə enerjisi 225 kCoul/mol-dur. Müasir baxımdan Borun atom modeli düzgün deyil, çünki kvant mexanikasına görə demək olmaz ki, atomda elektron müəyyən bir orbita üzrə, yəni müəyyən bir traektoriya üzrə hərəkət edir və elektron bir orbitadan başqa orbitaya sıçrayır. Kvant mexanikasına görə elektron atomda elektron buludu formasında olduğu üçün "orbita" termini "orbital" termini ilə əvəz olunmuş, elektron "sıçrayır" termini "elektronun bucaq momentinin" və ya hərəkət miqdarı momentinin ($p = \frac{n\varphi}{2\pi h}$) dəyişməsi termini ilə əvəz olunmuşdur.

Kvant mexanikasına görə atomda elektron buludunun sıx olan sahəsi "orbital" adlandırılır. Kvant mexanikasına görə elektronun atomda vəziyyətinin riyazi təsviri verilir. Riyazi tənlik elektronun atomda vəziyyətini daha düzgün təsvir etməyə imkan verir. Bor modelindən kvant modelinə keçid 1920-ci ildə Bor tərəfindən qəbul olunmuş, Borun kvant mexanikasının inkişafında böyük xidmətləri olmuşdur.

Köhnə kvant nəzəriyyəsində yeni Bor-Zommerfeld nəzəriyyəsində energetik səviyyə kvant ədədləri ilə xarakterizə olunur, kvant ədədləri isə postulat şəklində verilir, Şredinger tənliyində isə kvant ədədləri, enerjinin diskretliyi bir başa dalğa tənliyinin həllindən alınır.

Maqnit momenti. 1820-ci ildə Danimarka alimi Hans Ersted müəyyən etmişdir ki, naqıldən keçən elektrik cəryanı maqnit sahəsi yaradır. Əgər naqıl dairəvi şəkildə olarsa onunla əlaqədar olaraq maqnit dipol momenti yaranır. Uzun olaraq atomda da olan elektrik sahəsi atomda maq-

nit sahəsi yaradır. Xarici maqnit sahəsi olmayanda müxtəlif maqnit ədədinə malik olan atomlar eyni energetik səviyyələrə malik olub və bu energetik səviyyələr bir-birinə çox yaxın yerləşmişlər. Xarici maqnit sahəsi yarandıqda energetik səviyyələr aralanır və ona görə də spektrlər maqnit sahəsində (Zeeman effekti) və ya elektrik sahəsində (Ştrakt effekti) bir neçə xəttə parçalanır (şəkil 1.12). Spektrlərin maqnit sahəsində



Şəkil 1.12. Maqnit sahəsində spektrlərin parçalanması. Zeeman effekti

sində ikiləşməsi, əlavə xətlərin alınması elektronun bir energetik səviyyədən başqa energetik səviyyəyə keçməsinin diskretliyini göstərir. Orbita üzrə hərəkət edən elektrona xaricdən maqnit

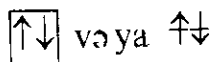
və ya elektrik cəryanı ilə təsir etdikdə bütün orbitanın elektronu (s -orbitası müstəsna olmaqla, $l=0$) özünü maqnit kimi aparır. Atom, molekula və ionun maqnit momenti vektorial kəmiyyət olub, bütün elektronların spin və orbital vektorların cəmindən ibarətdir. Molekula və ionun maqnit momentin maddənin maqnit xassəsinə görə təyin edirlər. Atom və molekulların orbitallarda yerləşən elektronlarının maqnit momenti qarşılıqlı kompensasiya olunur. Ona görə də onların maqnit momenti olmur, diamaqnit xassə daşıyırlar. Molekula və ya ion bir və ya bir neçə tək elektrona malik isə həmin maddə paramaqnit xassə daşıyır, maqnit momentinə malik olmalıdır. Birləşmələrdə tək elektronların sayını və uyğun olaraq tək elektronlu orbitalların sayını təyin etmək üçün maddənin maqnit momentini təyin etmək lazımdır. Atomda bütün energetik yarımsəviyyələrdə elektronlar (s - yarımsəviyyədən başqa) özünü maqnit kimi aparır və

bucaq momenti $-l, 0, l$ kimi tam qiymətlər alır. Maqnit kvant ədədi $m_s = -l, 0, +l$ arasında dəyişir, l -in verilmiş qiymətlərində $m_s = 2l+1$ qiymətlər alır. Maqnit kvant ədədinin (+) və (-) qiymət alması onun vektorial kəmiyyət olduğunu göstərir. $l=0$ qiymətində $m_s = 2l+1$ formulası üzrə $m=1$ qiymət alır. Spektroskopiyanın terminologiyasında $l=0$ qiymətini s yarım səviyyəsi adlandırırlar; $l=1$ qiymətində $m_s = 2l+1$ formulasına uyğun $m_s = 3$ qiymət alır. $(-1, 0, +1)$ Spektroskopiya terminologiyasında $l=1$ qiymətini p yarım səviyyəsi adlandırırlar; $l=2$ qiymətində $m_s = 2l+1$ formulasına uyğun $m_s = 5$ qiymət alır. $(-2, -1, 0, +1, +2)$. $l=2$ qiymətini d yarım səviyyəsi adlandırırlar.

$l=3$ qiymətində $m_s = 2l+1$ formulası üzrə $m=7$ qiymət alır. $(-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3)$ $l=3$ qiymətində f yarım səviyyəsi adlandırırlar..

s-, p-, d- və f-yarım səviyyələri öz növbəsində əlavə energetik yarım səviyyələrə bölünür.¹

Məsələn, s-bir, p-üç, d-beş, f-yeddi energetik yarım energetik səviyyə var. Energetik yarım səviyyələri adətən ya \square və ya (-) formasında göstərilir. Əgər yarım səviyyə elektronla dolubsa onda onu



formasında göstərilir.

Xarici maqnit və elektrik sahəsi olmayanda bu energetik səviyyələr bir-birindən fərqlənir, bunların spektri bir xətdən ibarət olur, ancaq maqnit və elektrik sahəsində spektrlər parçalanır.

Spin kvant ədədi. 1925-ci ildə Hollandiya fiziki

¹ Hələ 1890-cı ildə qələvi metalların spektr xətləri içərisində müxtəlif seriyaları təsvir etmək üçün termin kimi s,p,d,f hərflərindən istifadə edilmişdir: s-kəskin (sharp), p-baş (principal), d-diffüziya-yayılmış (diffuse), f-fundamental (fundamental) mənasında işlədilmişdir.

Q.E.Ulembek və Samuel Qudsmit belə fərziyyə irəli sürmüşlər ki, yer kürəsi öz oxu ətrafında fırlandığı kimi elektron da öz oxu ətrafında fırlanır. Bunu elektronun daxili hərəkəti adlandırmışlar. Elektronun bu daxili hərəkətini spin adlandırmışlar. Spin ingilis sözü olub öz oxu ətrafında fırlanma deməkdir. Elektronun öz oxu ətrafında fırlanması elektronun xassəsi kimi, ayrılmaz fiziki parametrlər kimi qəbul olunmuşdur. Elektronun fırlanma xassəsi atom fizikasının inkişafında, maddələrin maqnetizminin izahında, Zeeman effektinin izahında böyük əhəmiyyəti olmuşdur. Ancaq bunu birmənalı qəbul etmək olmaz ki, elektron həqiqətən öz oxu ətrafında fırlanır. Elektronun spini həqiqətən mürəkkəb fiziki prosesdir. P.Dirak (1928) yazır ki, nisbilik nəzəriyyəsi və kvant mexanikasına görə elektronun spininin olması təbii haldır. Spinin hərəkət miqdarı momenti bütün elektronlar üçün eynidir, ancaq orientasiya oxu dəyişə bilər. Elektron öz orientasiyasının yerin maqnit sahəsi istiqamətində və ya onun əksinə eua bilər. Spin kvant ədədi s ilə göstərilir.

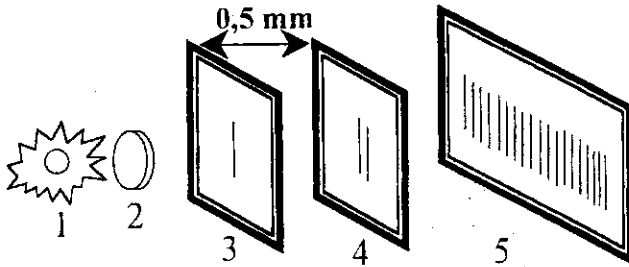
Maqnit sahəsində elektronun müsbət spinini ($s=+\frac{1}{2}$) sxematik olaraq yuxarıya istiqamətlənmiş (\uparrow) ox ilə və ya mənfi spinini ($s=-\frac{1}{2}$) sxematik olaraq aşağıya istiqamətlənmiş (\downarrow) ox ilə işarə edirlər. Spin energetik səviyədə elektronun maksimum sayını və atom orbitalları üzrə elektronların paylanmasını müəyyən edir. Beləliklə, elektronun atomda hərəkəti dörd kvant ədədi ilə: n -baş kvant ədədi, l -orbital kvant ədədi, m_s -maqnit kvant ədədi və s -spin kvant ədədi ilə təsvir olunur.

KVANT NƏZƏRİYYƏSİNƏ GÖRƏ ATOMUN QURULUŞU

2.1 Kvant nəzəriyyəsinin yaranması

1675-ci ildə İsaak Nyuton hesab etmişdir ki, görünən işıq şüası ayrı-ayrı hissəciklərdən ibarətdir. Nyutonun bu korpuskulyar nəzəriyyəsi hamı tərəfindən qəbul olunmuşdur. Ancaq Nyutona qədər bir neçə alim Hüygens, Huk isbat etmişlər ki, işıq su üzərində olan dalğa kimi əyilir, işıq dalğa təbiətlidir. Bununla bərabər Nyutonun korpuskulyar nəzəriyyəsi XIX əsrə kimi hökm sürmüşdü. 1800-cü ildə Tomas Yunq təklif etmişdi ki, işıq dalğa təbiətlidir və onun köməyi ilə işığın sınımasını, əks olunmasını və interferensiyasını izah etmişlər.

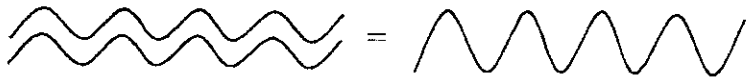
İşığın interferensiyasında işıq şüası linzada toplanıb birinci (I) və ikinci (II) kəsikdən keçib (III) ekrana düşür (şəkil 2.1.).



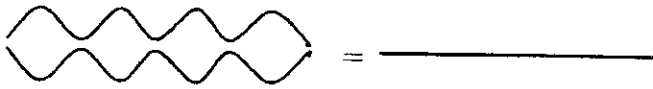
Şəkil 2.1. Işığın interferensiyası.

1– işıq mənbəyi, 2– linza, 3– bir kəsikli ekran, 4– iki kəsikli ekran, 5–ışığın interfferensiyasının əks etdirən ekran

İşıq şüasının toplanması nəticəsində (III) ekranda ağ və qara zolaqlar alınır ki, bu hadisəyə interferensiya deyilir. İşıq şüasının qarşılıqlı təsiri nəticəsində işıq bə'zi yerdə güclənir, bə'zi yerdə sönür. İşıq dalğalarının fazaları uyğun gələndə işıq güclənir, dalğaların fazaları bir-birinə uyğun gəlməyəndə işıq sönür (şəkil 2.2).



Faza uyğun gəldikdə dalğanın güclənməsi



Fazalar bir-birinin əksinə olanda dalğanın zəifləməsi

Şəkil 2.2. İnterferensiya zamanı dalğanın zəifləməsi və güclənməsi

Bütün XIX əsr və XX əsrin başlanğıcına kimi işığın dalğa nəzəriyyəsi hökm sürmüşdü. XIX əsrin axırına yaxın olan kəşflər: rentgen şüasının kəşfi, elektronun kəşfi, radioaktivliyin hadisənin kəşfi, fotoeffekt hadisəsinin kəşfi, mütləq qara cismin işığı udması və buraxması və s. effektləri işığın dalğa nəzəriyyəsi izah edə bilməmişdir.

İstiliyin şüalanması görünən işıq kimi elektromaqnit dalğalarından ibarətdir. İstiliyin şüalanmasının dalğa uzunluğu görünən işıq şüasının dalğa uzunluğundan böyük olur, tezliyi isə işıq şüalanmasının tezliyindən az olur. Adi cisim üzərinə şüa düşdükdə onun bir hissəsini udur və bir hissəsini isə əks etdirir. Qara cisim üzərinə şüa düşdükdə isə o şüanın hamısını udur və onun udma qabiliyyəti maksimum olur.

Əgər kütlənin şüa udma qabiliyyətini A ilə, şüa buraxma qabiliyyətini E ilə işarə etsək

$$\frac{E}{A} = \text{const} = E_0 \quad (2.1)$$

E_0 -mütləq qara cismin ümumi şüalanma qabiliyyətidir E -şüalanma qabiliyyətidir. $E = A \cdot E_0$.

Bütün cisimlərdə şüa udma qabiliyyəti (A) vahiddən kiçik olduğu halda mütləq qara cisimlərdə şüa udma və şüa buraxma qabiliyyəti vahidə bərabər olur. Ona görə də ossilyator (şüalanma mənbəyi) kimi mütləq qara cisimdən istifadə olunur. Klassik fizikada belə bir konsepsiya qəbul olunmuşdur ki, mütləq qara cismin enerji şüalandırması kəsilməz prosesdir. Klassik fizika uzun zaman istiliyin şüalanmasında enerjinin paylanması ilə temperatura və enerjinin paylanması ilə dalğa uzunluğu arasındakı qanuna uyğunluğu müəyyən etmək üçün bu konsepsiyaya əsaslanmışlar.

Vin və Rele termodinamikanın klassik üsulundan istifadə edərək empirik formula təklif etmişlər. Ancaq nəzəri hesablamalar bütün spektr sahəsində alınan təcrübü nəticələri izah edə bilməmişdir. Plank bu qanunauyğunluğu tapmaq üçün empirik formula axtarmayıb, əksinə klassik mexanikanın qanunlarından tam imtina etmişdir. 1900-cü ildə Plank belə bir ideya vermişdir ki, ossilyatorun enerji şüalandırması və udması klassik mexanikanın tələb etdiyi kimi kəsilməz deyil, kvantlarla, diskret və tam olmalıdır: $0, E_0, 2E_0, 3E_0, 4E_0, \dots, nE_0$.

Şüalanma $E_0 = h\nu$ formulasına uyğun baş verir. Burada h -Plank sabitidir ($1,6 \times 10^{-34}$ coul/san). Plankın nəzəriyyəsinə görə bütün sahələrin ($\lambda = 0, \lambda = \infty$) spektrlərində enerjinin temperaturadan və dalğa uzunluğundan asılılığının nəzəri qiymətləri təcrübədən alınan nəticələrə tam uyğun gəlir. Plank nəzəriyyəsinə görə istənilən sistemdə enerjinin şüalanması və udulması ancaq kvantlarla baş verir. Bu o deməkdir ki, enerji şüalandıra bilən və uda bilən hər hansı bir

sistem bir neçə energetik səviyyədən ibarət olmalıdır. Şüalanma o vaxt baş verir ki, sistem bir energetik səviyyədən başqa energetik səviyyəyə keçir. Aralıq səviyə yoxdur, enerjisi kəsir ($1,5 \text{ hv}$) olan ossilyator yoxdur. Kvant nəzəriyyəsinə görə enerji kvantlarla ayrılır və kvantlarla udulur. Bir şüalanma aktında ayrılan enerjiyə kvant və ya foton deyilir. Kvant enerjisinin şüalanma tezliyi ilə əlaqəsinin, ($E=h\nu$), atomun quruluşunun öyrənilməsində böyük rolu olmuşdur. Kvant ən kiçik enerji vahiddir. məs: 18 q. suyu qaynatmaq üçün $3,8 \times 10^{23}$ sayda kvant tələb olunur.

Rentqen şüası. α, β, γ - şüaları elektromaqnit dalğalardan ibarət olub, fotonlar selidir. Foton işıq hissəciyidir, onun enerjisi $E=h\nu$ ilə ölçülür. Fotonun yayılma sürəti işığın yayılma sürətinə bərabərdir. Foton işıq formasında ayrılan enerjidir.

1905-ci ildə Eynşteyn belə bir fərziyyə irəli sürmüşdür ki, Plankın kvant ideyasını ancaq istiliyin udulmasına və şüalanmasına deyil, ümumiyyətlə, bütün şüalanmaya aid etmək olar.

Fotoeffekt hadisəsini ilk dəfə 1887-ci ildə Hers kəşf etmişdir. Klassik elektromaqnit nəzəriyyəyə görə fotoelektronların enerjisi (və ya sürəti) işığın intensivliyindən asılı olmalıdır. Bu da təcrübədə təsdiq olunmurdu. Klassik nəzəriyyəyə görə fotoeffekt hadisəsi izah oluna bilmirdi, təcrübədən alınan nəticə nəzəriyyə uyğun gəlmirdi.

Eynşteyn ilk dəfə kvant nəzəriyyəsini fotoeffekt hadisəsinə tətbiq etmiş və klassik nəzəriyyənin həll edə bilmədiyi məsələni həll etmişdir. Bu isə kvant nəzəriyyəsinin təcrübədə təsdiqi demək idi. Kvant nəzəriyyəsinə görə foton (ışıq seli) metalın səthinə düşdükdə öz enerjisinin bir hissəsini (A) elektronu qoparmağa, bir hissəsini kinetik enerji formasında ($\frac{mv^2}{2}$) metalın səthindən ayrılan elektrona verir, elektron səthdən müəyyən enerji ilə ayrılır.

$$E_{f,elektr} = \frac{1}{2} m v^2 = h\nu - A \quad (2.2)$$

Burada $h\nu$ fotonun enerjisi, A elektronu qoparmaq üçün lazım olan enerjidir. Əgər fotonun enerjisi ($h\nu$) elektronu qoparmaq üçün lazım olan enerjiden (A) çox olarsa, elektronu metalın səthindən qoparır. Əgər fotonun enerjisi metalın səthindən elektronu qoparmağa kifayət etmirsə, onda elektron qoparmır. Məsələn: əgər metalın səthi qırmızı işıqla şüalandırılsa, metalın səthindən elektron qopmur, fotoeffekt hadisəsi baş vermir. Əgər metalın səthi bənövşəyi və ultrabənövşəyi şüalar ilə şüalandırılsa, onda metalın səthindən elektron qopar və fotoeffekt hadisəsi baş verir. Işığın intensivliyi artdıqca uyğun olaraq ayrılan fotoelektronların sayı artır, ancaq fotoelektronların enerjisi (sürəti) artmır. Məlum olmuşdur ki, fotoelektronun enerjisi düşən işığın intensivliyindən deyil, işığın tezliyindən (ν) asılıdır.

Eynşteyn 1905-ci ildə birinci dəfə söyləmişdir ki, **kütlə və enerji obyektiv varlığın müxtəlif formada təzahürüdür. Hər bir enerji özü ilə kütlə daşıyır və istənilən kütlə enerjiyə malikdir.** Eynşteynin nisbilik nəzəriyyəsinə görə kütlə ilə enerji arasındakı əlaqə $E=mc^2$ ilə ifadə olunur. Bu tənliyə görə hər bir kütlə dəyişikliyinə uyğun enerji dəyişikliyi baş verir. Əgər atom nüvəsi yaranarkən kütlənin azalması müşahidə olunursa, bu, o deməkdir ki, eyni zamanda böyük miqdarda enerji ayrılır. Məsələn, hesablamaya görə iki proton və iki neytrondan ibarət helium nüvəsinin kütləsi: $2 \times 1,0078 + 2 \times 1,00867 = 4,0319$ q. olduğu halda, həqiqətdə helium nüvəsinin kütləsi $4,0026$ q.-a bərabərdir. Yəni $0,03$ q atom kütləsi vahidi azdır. Həmin qayda üzrə başqa nüvələrin kütləsində də bu fərq alınır. Bu hadisəyə kütlə defekti deyilir. Eynşteyn tənliyinə görə bu kütlə enerjiyə çevrilsə: $E=mc^2=10^5(3 \times 10^8)^2=2,7 \times 10^{12}$ coul təşkil edir. Bu çox böyük enerjidir. Müqaisə üçün demək olar ki, Dnepr su elektrik stansiyasının bir saathğa verdiyi enerjiyə bərabərdir. Eynş-

teyin nəzəriyyəsinə görə kütlənin itməməsi qanunu enerjinin itməməsi qanunu ilə birləşir, kütlə ilə enerji arasında əlaqə yaranır.

A. Eynşteynin işıq haqqında nəzəriyyəsindən əvvəl klassik nəzəriyyə işığa dalğa kimi baxmış və hesab etmişdir ki, işıq enerjinin bir növüdür. Eynşteynin nisbilik nəzəriyyəsidən sonra işığa eyni zamanda hissəcik kimi baxılmış və onun kütləyə malik olduğu söylənilmişdir. Deməli işıq hissəcikdir onun kütləsi $m_v = \frac{h\nu}{c^2}$ formulu ilə, impulsu isə $P_v = \frac{h}{\lambda}$ formulu ilə təyin olunur, işıq eyni zamanda dalğadır, onun dalğa uzunluğu $\lambda = \frac{c}{\nu}$ tənliyi ilə hesablanır. Burada c işığın yayılma sür'əti, ν isə işığın yayılma tezliyidir. Işıq üçün hər iki tənlik ödənilir.

$$E=h\nu \quad (2.3) \quad \text{və} \quad E=m_v c^2 \quad (2.4)$$

Burada h -Plank sabiti, ν - şüalanma tezliyi, m -isə işığın (fotonun) kütləsidir. Işığın əks olunması, sınıması, difraksiyası dalğa tənliyinə görə izah olunur və işıq özünü dalğa kimi aparır. Işıq eyni zamanda hissəcikdir, fotonlar selindən ibarətdir. Foton impulsunun (p_v) enerji ilə və şüalanmanın dalğa uzunluğu (λ) ilə əlaqəsi

$$P_v = \frac{E}{c} = \frac{h\nu}{c}; \quad \nu = \frac{c}{\lambda}; \quad P_v = \frac{h}{\lambda}$$

kvant mexanikasının inkişafında böyük rol oynamışdır. Foton ayrılıqda nə hissəcikdir, nə də dalğadır. Foton özündə iki xassə daşıyır. Foton eyni zamanda korpuskula (hissəcik) və həm də dalğadır. Klassik nəzəriyyəyə görə fotonun və dalğanın dəqiq yerini təyin etmək mümkün deyil.

Işığın kvantlardan ibarət olması ideyasına Plankın özü belə inanmırdı, ancaq Eynşteyn buna inanırdı və fotoeffekt hadisəsinin izahında ondan istifadə etmişdir. Eynşteyn təsdiq edirdi ki, işıq Plankın dediyi kimi nəinki kvant formasında şüalanır, işıq eyni zamanda kvant formasında yayılır. Plank

1909-cü ildə Eynşteynə yazır ki, mən hələ işığın kvantlardan ibarət olmasına inanmıram. Plank çalışırdı ki, kvantı fizikaya elə daxil etsin ki, əsrlərlə qəbul olunmuş işığın dalğa nəzəriyyəsi məhv olmasın. Planka görə işıq kvant şəklində şüalanır, amma dalğa kimi yayılır. Bu qayda ilə Plank işığın dalğa nəzəriyyəsini qoruyub saxlamışdır. Plank Eynşteyni çox sevirdi, Prusiya maarif nazirliyini inandırır ki, Eynşteyni Berlinə dəvət etmək lazımdır. Amma eyni zamanda qeyd edirdi ki, Eynşteynin fotoeffekt hadisəsindəki fərziyyəsini çoxda onun üzünə vurmasınlar.

Eynşteyn isə fotoeffekt hadisəsini izah edərkən işığın hissəcikdən ibarət olmasını qəbul etmişdir. Eynşteyn elə hərəkət edirdi ki, guya o işığın dalğa olması haqda heç nə bilmir. Guya ondan qabaq heç fizika olmayıb. Eynşteyn optikanı başqalarından pis bilmirdi, ancaq onun üçün optikanın indiye qədər olan xidmətləri heç nə idi. Əgər hal-hazırda olan faktı izah edə bilmirsə, onun keçmişinin əhəmiyyəti yoxdur. Eynşteyn təcrübəyə çox əhəmiyyət verirdi, sözsüz ki, o, işığın dalğa olmasını inkar etmirdi. Başqa fiziklər tərəfindən də işığın hissəciklərdən və dalğadan ibarət olması nəzəriyyəsi heç də birmənalı qəbul olunmamışdır. Tarixən fiziklər qəbul etmişlər ki, işıq dalğadır. Fotoeffekt hadisəsindən sonra birinci dəfə idi ki, işığın hissəcikdən ibarət olmasını eşitdilər. 1913-cü i ildə Almanyanın məşhur fizikləri (Plank, Nernst, Rubens, Vurburq və s.) Eynşteyni Prusiyanın EA üzvü seçilməsinin namizədliyini irəli sürərkən təkliflərini belə qurturmuşlar. Müasir fizikanın elə bir sahəsi yoxdur ki, onun həllində Eynşteynin əsaslı xidməti olmasın, qaldı ki, onun mənasız bəzi işləri, məsələn işığın hissəcikdən ibarət olması fərziyyəsi heç də onun üçün mənfəi arqument hesab etmək olmaz. Hətta 1921-ci ildə Eynşteynin "Nəzəri fizikaya gətirdiyi yeniliklər və xüsusilə fotoeffekt qanununun kəşfi"-nə görə Nobel mükafatına təqdim olunanda işıq kvantının kəşfi haqda bir kəlmədə olsa söz deyilməmişdir. Eynşteynin nəzəriyyəsi ona görə birmənalı qəbul olunmurdu ki, işığın interferensiyası, difraksiyası, əks olun-

ması işığın dalğa nəzəriyyəsi ilə effektiv izah olunduğu halda, indi o hadisələr işığın korpuskulyar nəzəriyyəsi ilə necə izah oluna bilərdi? Alimlər çıxılmaz vəziyyətdə qalmışlar, bilmirdilər ki, işığı necə qəbul etsinlər, "dalğa" yoxsa "hissəcik" və ya "dalğa hissəcik" düalizm.

A. Eynşteyn, Kuri ailəsi, E. Rezerford, N. Bor klassik fizikaya bir-birinin ardınca sarsıdıcı zərbələr endirirlər.

M. Plank fiziklərin min illərlə qəbul etdiyi sıçrayışın mümkün olmaması inamını heçə endirmişdir. XIX əsrin birinci yarısında elə kəşflər olurdu ki, hətta alimlərin özləri o kəşflərin nəticəsində nə baş verəcəyini bilmirdilər. E. Rezerford ömrünün axırına kimi (1937) belə bir fikirdə olmuşdur ki, bəşəriyyət nüvədə yatmış enerjiden istifadə etməyə nail ola bilməz. Nobel mükafatı laureatı, alman fiziki Volter Nernst 1921-ci ildə yazırdı: "Demək olar ki, biz barıtdan düzəldilmiş adada yaşayırıq, amma Allahın rəhmi sayəsində onu yandırmağa hələ kibrit tapmamışıq".

Almaniyada Qetten Universiteti fiziklərin elmi fəaliyyətinin əsl mərkəzinə çevrilmişdir. Dünya fizikləri eşidəndə ki, N. Bor öz işləri haqda məruzə etmək üçün Qettenqen Universitetinə gəlir, onlar öz çamandanlarını hazırlayırmışlar.

Qettenqen Universiteti özünün məşhurlaşmasında birinci növbədə öz riyaziyyatçılarna borcludur. Qettenqenin qocaman Qeorqi Avqust Universitetində məşhur riyaziyyatçılar Karl Fridrix Qaus, Qilbert, Mankovski və s. elmi fədailəri işləyirmiş.

O vaxtın riyaziyyatçıların ancaq bir problem - "Ferminin axıncı teoremasının həlli maraqlandırmış. Bu problemin həlli üçün 100.000 qızıl pul ayırmışlar. Qilbert hər dəfə deyərmiş ki, bu sadəcə bir xoşbəxtçilikdir ki, bu teoremanın həllini, ancaq mən bilirəm və çalışmalıyam ki, bizim üçün qızıl yumurtlayan toyuq ölməsin.¹

¹ Наука жизни. 1979. №3. стр 40

2.2. De Broyl dalğası

1924-cü ildə fransız fiziki de Broyl belə bir ideya irəli sürmüşdür ki, düalizmi (ikili xassə-dalğa və ya hissəcik) tək şüalanmaya deyil, istənilən maddi hissəciyə aid etmək olar. Bütün materiya özünü dalğa kimi aparır və uyğun dalğa uzunluğuna malikdir. De Broylın bu ideyası dalğa mexanikasının əsasını qoydu, dalğa mexanikasını isə 1926-cı ildə Şredinger yaratdı.

Ancaq bu çox çətin qəbul olunan ideya idi, çünki indiye qədər daş kimi qəbul edilən, özünə məxsus xassəyə malik adi bir cismin dönüb dalğa olmasının və fəzada özünü dalğa kimi aparmasının təsəvvür etmək çox çətin idi.

De Broyl isə belə mülahizə edib ki, əgər işıq özünü hissəcik kimi aparırsa, onda ola bilsin ki, elektronda özünü dalğa kimi aparır, o da dalğa xassəsinə malikdir. Deməli, düalizmi maddi hissəcik kimi elektronada tətbiq etmək olar. Fotonun həm hissəcik və həm də dalğa xassəsinə malik olması artıq qəbul olunmuşdur. Hissəciyin enerjisi $E=mc^2$ ilə, dalğanın enerjisi $E=h\nu$ ilə təyin olunduğu halda bu iki tənliyin birləşməsi

$$h\nu = mc^2 \quad \text{və ya} \quad \frac{h\nu}{c} = m_v c; \quad m_v c = p_v$$

$$p_v = \frac{h\nu}{c} \quad (2.5) \text{ fotonun impulsun verir.}$$

$\nu = \frac{c}{\lambda}$ qiymətini (2.5) tənliyində yerinə yazsaq, fotonun dalğa uzunluğunu alarıq:

$$\lambda = \frac{h}{p_v} = \frac{h}{m_v c} \quad (2.6)$$

Əgər həmin qayda üzrə, maddi hissəcik kimi, elektron üçün yazsaq, onun dalğa uzunluğu ilə impulsu arasında

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p}; p = \frac{h}{\lambda} \quad (2.7)$$

əlaqə yaranır.

$\lambda = \frac{h}{mv}$ tənliyinin köməyi ilə istənilən maddi hissəciyin dalğa uzunluğunu hesablamaq olar. Maddi hissəciklərin dalğa uzunluğuna de Broyl dalğa uzunluğu deyilir. $\lambda = \frac{h}{mv}$ tənliyindən göründüyü kimi hissəciyin kütləsi artıqca onun dalğa uzunluğu kiçilir, praktiki olaraq onu ölçmək mümkün olmur. Məsələn 900×10^4 cm/san sürətlə hərəkət edən və kütləsi 25 q olan güllənin dalğa uzunluğu

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \times 10^{-27} \text{ erq/san}}{25 \times 9.00 \times 10^4 \text{ cm/san}} = 2,94 \times 10^{-33} \text{ cm};$$

300×10^8 cm/san sürətlə hərəkət edən elektronun dalğa uzunluğu:

$$\lambda = \frac{6,62 \times 10^{-27} \text{ erq/san}}{9,1 \times 10^{-28} \text{ q} \times 300 \times 10^8 \text{ cm/san}} = 2,4 \times 10^{-8} \text{ cm} = 2,4 \text{ \AA}$$

təşkil edir.

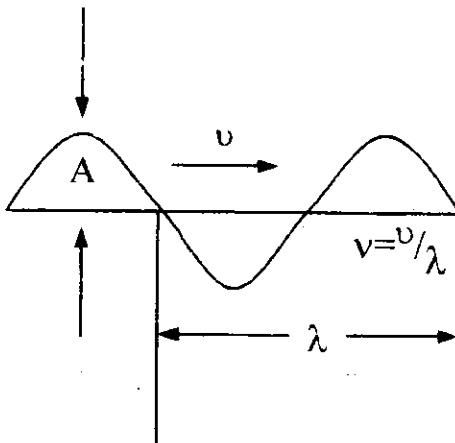
Bu nəzəri hesablamaya baxmayaraq elektronun dalğa xassəsi daşmasını ancaq təcrübə yolu ilə isbat etmək tələb olunurdu. 1927-ci ildə Devison və Cermer, Çedviq və Lui Breq elektron selini monokristal səthinə yönəltməklə elektronun difraksiyaya uğramasını müşahidə etmiş və təcrübü olaraq onlar elektronun özünü dalğa kimi aparmasını isbat etmişlər. Sübut olunmuşdur ki, elektron işıq kimi difraksiya edir, elektronun dalğa uzunluğu kristalın parametrinə (2,4Å) uyğun gəlir.

Sonrakı təcrübələrdə nəinki elektronun, həmçinin maddi hissəcik olan neytronun, helium atomunun da difraksiyaya uğramasını müşahidə etmişlər. Bu təcrübədən sonra elektronun dalğa təbiətli olması haqda heç bir şübhə qalmamışdı. Amma onun həqiqi mənada, məsələn, su üzərində olan da-

İğa kimi olmasın demək çətindir, ancaq riyazi cəhətcə təsviri dalğaya oxşayır. Kvant mexanikasına görə hissəcik və dalğa fiziki reallığın müxtəlif formalarıdır. Klassik mexanikaya görə hissəciyin ağırlıq mərkəzi var, müəyyən bir traektoriya üzrə hərəkət edir, formaca kiçik kürəcikdir, onun hərəkətini izləmək olur, onun hərəkətini izləmək heç bir çətinlik tərtəmir. Dalğanın hərəkətini ancaq tənliklə təsvir etmək olar.

Yüksək dəqiqliklə hər hansı zaman anında hissəciyin koordinatın və impulsun və eyni qayda üzrə dalğanın sahəsin təyin etmək olur. Bu baxımdan demək olar ki, hissəcik və dalğanın oxşar cəhətləri var, amma eyni zamanda onların bir-birindən fərqli cəhətləri çoxdur.

Dalğanın dörd xarakterik parametrləri məlumdur: Amplituda - (A), yayılma sürəti (c), dalğanın uzunluğu (λ) və dalğanın tezliyi (ν). (şəkil 2.3).



Şəkil 2.3. Dalğanın parametrləri A -amplituda, ν -dalğanın yayılma sürəti, λ -dalğanın uzunluğu, ν -dalğanın tezliyi

Hissəcik dedikdə onun kütləsi (m), sürəti (v), impulsu ($p=mv$) və traektoriyası nəzərdə tutulur. Bundan başqa hissəcik müəyyən bir sahədə lokallaşır, dalğa isə lokallaşma qabiliyyətinə malik deyil.

Əgər səthində dəşik olan ekrana hissəcik və dalğa seli göndərsək, o hissəciklərdən ancaq bir neçəsi keçə bildiyi halda, dalğanın isə hamısı keçir. Hissəcikdən fərqli olaraq dalğa fazaya malikdir. Əgər hər hansı bir sahəyə iki hissəcik istiqamətləndirsək, əmin ola bilərik ki, oraya iki hissəcik çatıb. Əgər hər hansı sahəyə eyni ilə iki dalğa göndərsək, fazadan asılı olaraq onlar ya bir-birini söndürür və ya qüvvətləndirir. Buna interferensiya hadisəsi deyilir. Bu mənada dalğa və hissəcik başqa-başqa təbiətə malik ayrı-ayrı sahələrdir. Müxtəlif dalğa növü mövcuddur: səs dalğası, su üzərində olan dalğa, radio dalğası, və s. Hər bir dalğanın özünə uyğun tənliyi mövcuddur. Bundan əlavə dalğalar müxtəlif ölçülü olurlar. Məsələn: su üzərində dalğa üç ölçülü dalğadır. Bu dalğalar sonsuz yayılırlar, bu yayılmada dalğa uzunluğu dəyişmir, amma amplituda getdikcə kiçilir. Bunlardan əlavə bir də durğun dalğalar var. Tarda və skripka tellərində olan dalğalar durğun dalğalardır. Bu dalğalar məhdud daigaiardır.

Durğun dalğa müəyyən dalğa uzunluğuna malikdir və onun uzunluğu tarda və skripkada olan telin uzunluğundan (l) asılıdır. $n\lambda=2l$ (2.8).

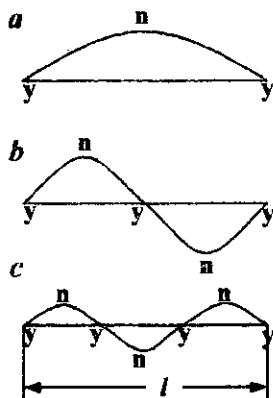
Bir ölçülü atomun modelində de Broyl dalğası durğun dalğa olmalıdır. Bu o deməkdir ki, elektron atomdan kənarında ola bilməz. Sərhəddən kənarında dalğa funksiyası φ (yəni dalğa ampliturası) sıfır olmalıdır. Baş kvant ədədinin $n=0$, $n=1$, $n=2$ qiymətlərində de Broyl dalğa uzunluğu aşağıdakı qiymətləri alır:

$$\lambda_1 = 2l = 2 // 1$$

$$\lambda_2 = 2l = 2 // 2$$

$$\lambda_3 = 2 // 3$$

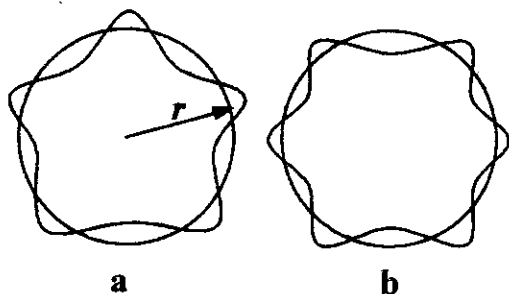
Durğun dalğa ancaq $\lambda=2 // n$ şərti daxilində əmələ gəlir $n=1,2,3,4 \dots$ (şəkil 2.4).



Şəkil 2.4. Tar, skripka tellərində durğun dalğalar

Burada n tam ədədlərdir; 1,2,3,4 qiymətlər alır. $n=1$ uyğun gələnlər əsas rəqs, qalanları isə harmonik rəqslərdir. Bunlar bir-birindən dalğa uzunluğuna görə $\lambda=2l/n$, qabarma və düyünlərin sayına görə fərqlənilir. Qabarmalarda rəqs enerjisi maksimuma çatır, düyünlərdə isə sifıra düşür. Tar (skripka) tellərində sahə məhdud olduğu kimi atomdada elektronun dalğa sahəsi məhdudur. Deməli elektron dalğası ilə durğun dalğa analoqdur. Elektron dalğası durğun dalğa təbiətinə malikdir.

Əgər tarın (skripkanın) simin halqa formasına salsaq və onu atomda elektronun orbitası kimi təsəvvür edib qəbul etsək ki, elektron bu halqa üzrə hərəkət edir, onda elektron dalğasının durğun dalğa kimi qəbul etmək olar. (şəkil 2.5.) Tarın tellərində rəqs enerjisi Borun atom modelinə çox oxşayır. Bor modelində orbitallarda enerji maksimum, aralarında isə enerji sifıra bərabərləşir. Deməli, orbitanın perimetrində ($2\pi r$) elektronun tam dalğa uzunluğu ($n\lambda$) yerləşsə yəni $2\pi r = n\lambda$ bu hal atomun stasionar halı adlanır və Borun birinci postulatına uyğun gəlir.



Şəkil 2.5. Müxtəlif orbitalara uyğun gələn durğun dalğalar
 a) $n=5$, b) $n=7$

2.3. Qeyri-müəyyənlik prinsipi

1925-ci ilə kimi fiziklər qə'ti nəticəyə gəlmişlər ki, klassik mexanikanın qanunlarını atomda elektrona tətbiq etmək olmaz. Burada tamamilə yeni yanaşma tələb olunurdu. Bu yeni yanaşma tələbini Heyzenberq irəli sürmüşdür.

Heyzenberq yazır ki, 1926-cı ildə Bor ilə xeyli müzakirədən sonra gecədən xeyli keçmiş parka gəzməyə çıxdım. Birdən ağıma gəldi ki, belə bir postulat qəbul edəsən: təbiət ancaq belə bir eksperimental situasiyanı qəbul edir ki, eyni zamanda hissəciyin yerini və sürətini təyin etmək mümkün deyil. Bu fikir sonra yaranmış qeyri-müəyyənlik prinsipinin əsasını təşkil etdi. 1927-ci ilin başlanğıcında Bor ilə Heyzenberq arasında kəskin mübahisə başlamış və müvəqqəti aralanmışlar. Elektromun koordinat və impulsunu ölçmək imkanını analiz edərək Heyzenberq belə nəticəyə gəlmişdir ki, koordinatı təyin etmənin əlverişli şərtləri impulsu təyin etməyə imkan vermir və əksinə impulsu təyin etmənin əlverişli şərti koordinatı təyin etməyə imkan vermir. Bu iki mühüm məvhum bir-birini tamamlayır. Belə bir halı Heyzenberq "qeyri-müəyyənlik" prinsipi adlandırmışdır. Əvvəllər N.Bor bu prinsiplə razı olmamışdır.¹⁾

Bu prinsipi təsdiq etmək üçün Heyzenberq xəyalən "təcürübə" qoymuş, koordinatın qeyri-müəyyənliyini Δq ilə işarə

¹⁾ Наука и жизнь. 1985. №12. стр. 6.

etmişdir. Elektronun koordinatın təyin etmək üçün onu işıqlandırmaq lazımdır. Δq işə şulandırmada istifadə olunan işığın dalğa uzunluğu ilə təyin olunur.

$$\Delta q \cong \lambda \quad (2.18)$$

Elektronun koordinatını dəqiqləşdirmək üçün mümkün qədər dalğa uzunluğu (λ) kiçik olan işıqdan istifadə olunmuşdur.

Elektron işıqlandırılanda işıq ona impuls verir. Elektronla verilən minimum impuls bir kvant həcmində olur. Həmin impuls dalğa uzunluğu ilə aşağıdakı kimi bağlıdır:

$$p = \frac{h}{\lambda}$$

Elektronun sürətinin qeyri-müəyyənliyi (Δp) impulsdan kiçik ola bilməz, ona görə də $\Delta p \geq \frac{h}{\lambda}$ (2.19) olmalıdır. (2.18) tənliyindəki dalğa uzunluğunun qiymətini (2.19) tənliyində yerinə yazsaq,

$$\Delta p \geq \frac{h}{\Delta q} \text{ və ya } \Delta p \Delta q \geq h \quad (2.20) \text{ alınar}$$

(2.20) tənliyindən aydın olur ki, atom miqyasında hissəciyin koordinatın, traektoriyasının riyazi dəqiqliklə təyin etmək mümkün deyil, hissəciyin koordinatın ehtimal ilə təyin etmək olar. Eyni qayda üzrə atomda eyni zaman anında elektronun həm koordinatı və həm də sürəti haqda dəqiq məlumat vermək mümkün deyil.

Qeyri-müəyyənlik prinsipi kvant mexanikasının əsas prinsiplərindən biridir. Qeyri-müəyyənlik prinsipi Bor və Zommerfeldin atom və elektron haqda təsəvvürün dəyişməsi. Qeyri-müəyyənlik prinsipinə görə elektronun atomda vəziyyəti ehtimalla təsvir olunur. Heyzenberqin özü yazdığı kimi qeyri-müəyyənlik təbiət qanunudur. Bu bizim biliyimizin məhdudluğundan və cihazların müasir olmamasından asılı deyil. Bu məhdudluq klassik mexanikayada məlum deyil.

Klassik mexanikanın makroobyektə tətbiqi gözlənilməyən nəticələr vermişdir. Uran planeti XVIII əsrdə kəşf olunmuşdur, onu adi gözlə görmək çox çətinidir. XIX əsrin 40-cü ilində dəqiq müşahidədən sonra müəyyən olmuşdur ki, uran planeti öz traektoriyasından bir az kənara çıxır. Fransa alimi Leverye və ingilis alimi Adams belə bir mülahizə irəli sürmüşlər ki, uran öz traektoriyasından onun ətrafında olan məlum planetlərin təsirindən yox, uran planeti öz traektoriyasından naməlum planetin təsiri nəticəsində çıxır. Onlar naməlum planetin orbitasını, kütləsini, yerini təyin etmişlər. Teleskoppa naməlum planet 1846-cı ildə tapılmış və Neptun adlandırılmışdır. Neptun planetinin kəşfi klassik mexanikanın makroobyektə tətbiqinin gözəl nəticəsi idi. Bütün klassik və kvant mexanikası əsasında aldığı tənlikdən istifadə edərək qeyri-müəyyənlik prinsipinə görə mikro və makro hissəciklərin koordinat və impulsunun qeyri-müəyyənliyini hesablamaq olur.¹

$$m_e v r = \frac{nh}{2\pi} \quad (1.3)$$

Bora görə hərəkət miqdarı momenti (mvr) ancaq müəyyən diskret qiymətlər alır.

$n=1$ qiymətində (1.3) tənliyinin formasını dəyişsək,

$$vr = \frac{h}{2\pi m_e} \text{ tənliyini alırıq. Tənlikdə elektronun sürətinin}$$

qeyri-müəyyənliyi Δv ilə, koordinatının qeyri-müəyyənliyi Δx ilə əvəz edilsə, aşağıdakı tənlik alınır:

$$\Delta x \Delta v \geq \frac{h}{2\pi m_e} \quad (2.21)$$

Burada Δv -sürətin qeyri-müəyyənliyin, Δx - koordinatın qeyri-müəyyənliyini göstərir. (2.21) tənliyi

$$\Delta p \Delta q \geq \frac{h}{2\pi m_e} \quad (2.22) \text{ formasında da yazılır. Burada } \Delta p -$$

sürətin qeyri-müəyyənliyin, Δq -koordinatın qeyri-müəyyənliyin əvəz edir. (2.22) tənliyindən istifadə edib makro və

¹ bax səh. 32.

mikro hissəciklər üçün Δp və Δq təyin olunur. Məsələn, kütləsi bir ton olan avtomobil 100 km/saat sürətlə hərəkət edir. Onun koordinatı

$$\Delta p = \frac{h}{2\pi m_e \Delta q} = \frac{6,626 \times 10^{-34}}{2 \times 3,14 \times 1000 \times 100.000} = 3,8 \times 10^{-39} \text{ m/san}$$

$3,8 \cdot 10^{-39}$ m çox kiçik ədəd olduğu üçün onu təyin etmək mümkün deyil. Elektronu mikro hissəcik kimi qəbul edib onun eyni zamanda koordinatın (Δq) və impulsun (Δp) dəqiq təyin etmək mümkün deyil. Məsələn, 2000 km/san sürətlə hərəkət edən elektronun koordinatını (Δq) 10^{-10} cm dəqiqliklə təyin edərixə sürətində (Δp) qeyri-müəyyənlik

58000 km/san təşkil edir. N.Borun təklif etdiyi $v = \frac{nh}{2\pi r m}$

tənliyinə görə $n=1$ orbitasında elektronun hərəkət sürəti $v = 2,2 \cdot 10^6$ m/san təşkil edir. Qeyri-müəyyənlik prinsipinə görə elektronun sürət qeyri-müəyyənliyi

$$\Delta p = \frac{h}{2\pi m_e \Delta q} = \frac{6,626 \times 10^{-33}}{2 \times 3,14 \times 0,909 \times 10^{-30} \times 0,53 \times 10^{-10}} = 2,2 \times 10^6$$

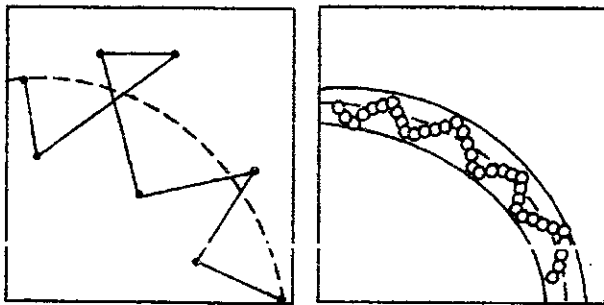
m/san təşkil edir. Göründüyü kimi tənlikdən alınan elektronun sürətinin qeyri-müəyyənliyi (Δp) Borun hesabladığı elektronun sürətinə bərabərdir.

Heyzenberqin qeyri-müəyyənlik prinsipi təbiət qanunu olaraq belə müəyyən edir ki, elektronun koordinatın və impulsun eyni zamanda düzgün təyin etmək mümkün olmadığı üçün onun ölçüsünü, onun orbitasının formasını, həmçinin atomun ölçüsünü və formasını dəqiq təyin etmək mümkün deyil. Atomda elektronun vəziyyəti haqda ancaq ehtimal etmək olar. Elektronun atom fəzasında olma ehtimalı adətən dalğa funksiyasının kvadratı ψ^2 ilə ifadə olunur. Bu ehtimal atomda elektron buludunun orta sıxlığını göstərir. Heyzenberq xəyalən belə bir təcrübə qoymuşdur.

Fərz etmiş ki, elektron işıq seli (fotonla) toqquşur, öz traektoriyasından çıxır və onun sürəti dəyişir. Qısa vaxt ərzində bu cür çoxlu toqquşmaların fotosəkili çəkilsə, bu toqquşmaların cəmi ziqzaqvari traektoriya verir.

Əgər elektron zəif fotonla ($E = h\nu$; ν -kiçik, λ -böyük olan) şüalandırılırsa, onda elektronun sürəti az dəyişər və onu dəqiq təyin etmək olur, amma elektronun yerini dəqiq təyin etmək mümkün olmur.

Əgər elektron güclü fotonla ($E = h\nu$; ν -böyük, λ -kiçik olan) şüalandırılırsa, onda elektronun yeri dəqiq təyin edilədiyi halda sürəti dəqiq təyin oluna bilmir.



Şəkil 2.6. Heyzenberqin xəyali təcrübəsinə görə elektronun nüvə ətrafında etimal olunan vəziyyəti: a) yüksək enerjili foton tətbiq etdikdə; b) orta enerjiyə malik foton tətbiq etdikdə görünən zolaq qeyri-müəyyənlik zolağı adlanır.

Əgər elektron tezliyi (ν) orta qiymətdə olan fotonla şüalandırılırsa, onda elektronun sürəti az dəyişər, onun traektoriyası daha dəqiq təyin olunur. Belə halda elektron ensiz zolaq daxilində qeyri-müəyyən formada təsvir olunur. Elektronun bu zolaq daxilində fəzanın istənilən yerində ola bilər. Ancaq Δt -zamanında onun yerini dəqiq təyin etmək mümkün deyil. Deməli elektronlar nüvə ətrafında müəyyən bir zolaq üzrə paylanır, bu zolaqda elektron sıxlığı daha çoxdur, bu zolağa orbital deyirlər. (şəkil 2.6)

Heyzenberq öz xatirələrində yazır ki, 12-13 yaşım olanda riyə-

ziyyatın bütün böyük problemləri ilə məşğul olurdum: hətta Fermi-
nin 1637-ci ildə qoymuş və indiyə kimi həll olunmamış Böyük teo-
remasını isbat etmək iddiasında idi. Özümü məşhur Ferdinand fon
Lindemanın seminarında çıxış etməyə layiq bilirdim. O vaxt mənim
19 yaşım var idi. Qocaman Lindeman məndən soruşdu ki, axır
vaxtlar da riyaziyata aid hansı kitabları oxumusan? Mən cavab
verdim ki, German Viyilyanın "Səhə, vaxt və materiya" kitabını
oxumuşam. Lindeman ilə bizim söhbətimiz belə qurtardı: "Belə
olan halda sən bir dəfəlik riyaziyyat üçün korlanmısan". Ondan
sonra qərara gəldim ki, məndən riyaziyyatçı olmaz. Arnold Zom-
merfeldlə tanış olandan sonra o mənə məsləhət gördü ki, birdən-birə
çox çətin problemdən başlamaq məsləhət deyil. Sən klassik fizikanı
səbr və təvazökarlıqla öyrənməkdən başla. Bunlara baxmayaraq
birinci kurs tələbəsi Heyzenberq öz arzusunu bildirir ki, onu Eyn-
şteynin və Plankın nəzəriyyəsinin fəlsəfəsi maraqlandırır. Müəllimi-
nin göstərişi ilə Heyzenberq fizikanın konkret nəzəri məsələləri ilə
məşğul olur.

Tezliklə, Heyzenberqin riyazi qabiliyyəti və əməksevərliyi
A.Zommerfeldi heyran edir. Zommerfeld Zeeman effektində ki,
anomaliyanı (hidrogen spektrinin maqnit sahəsində parçalan-
masını) və Bor nəzəriyyəsini başa salaraq, təcrübədən alınan nəti-
cələrə əsasən energetik kvant səviyyələrinin qurulmasını tapşırır.
Bir həftədən sonra Heyzenberq A.Zommerfeldin yanına gəlir və
deyir: "Məsələni o şərtlə həll etmək olar ki, kvant ədədləri kəsr
ədədlərlə götürülsün." Zommerfeld əsəbiləşir: "Çox gözəl, elə şey
mümkün deyil. Kvant nəzəriyyəsindən bizə uncaq bir şey məlumdur
- ədəd tam olmalıdır. Bu ona bənzəyir ki, evin mərtəbələrini kəsr
ədədlə nömrələyirsən." Heyzenberqin dostu Pauli həmişə zarafatla
deyirmiş ki, sən sonra orbitaları $1/4$, $1/8$ və s. xırdalayacaqsan və
bütün kvant nəzəriyyəsini əzib toz halına salacaqsan.

1922-ci ilin yayında Nils Bor Qettenqen Universitetinə mühazi-
rə oxumağa dəvət olunubmuş. Zommerfeld öz hesabına gənc Hey-
zenberqi də özü ilə Qettenqenə aparır. Bu seminar öz xarakterinə
görə "Bor festivalı" adlanırmış. Üçüncü mühazirədə ağızına kimi
dolu auditoriyada Myünxenli tələbə özünə çox arxayın halda elan
edir ki, o cənab professorun fikri ilə razı deyil. Cənab professorun
özü Heyzenberqə yaxınlaşır və təklif edir ki, gəl ikilikdə Haynber-
qdə gəzintiyə çıxmaq. Bu gəzintidə Bor özünə yeni tələbə, Heyzen-
berq isə özünə yeni müəllim tapır. Heyzenberq yazır ki, həmin gün-

dən mənim elmdə əsl həyatım başladı. Sonra N. Bor gənc tələbəni Kopenhagenə dəvət edir.¹

2.4. Dalğa tənliyi

1925-ci ildə Heyzenberq və Şredinger bir-birindən asılı olmayaraq kvant mexanikasının iki variantın təklif etmişlər. Şredingerin təklif etdiyi variant atom və molekulanın quruluşunun öyrənilməsində əlverişli hesablama üsuludur.

Dalğa tənliyinin mikroaləmə tətbiqinə kvant mexanikası deyilir. Kvant mexanikasını 1925-ci ildə Şredinger yaratmışdır. Makroaləmin mexanikasına isə klassik mexanika və ya Nyuton mexanikası deyilir. Klassik mexanikada Nyuton qanunu əsas rol oynadığı kimi kvant mexanikasında Şredingerin dalğa tənliyi həmin rol oynayır. Nyuton qanunun isbatı olmadığı kimi Şredinger tənliyinin də ümumi həlli yoxdur. Şredingerin dalğa tənliyi iki tərtib differensial tənlikdir.

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U)\psi = 0 \quad (2.9)$$

Şredinger tənliyi atomda elektronun ehtimal olunan yerini təsvir edən tənlikdir. Tənlikdə elektron hissəcik kimi qəbul edilmiş, impuls ilə (p) dalğa uzunluğu (λ) arasındakı asılıqdan, $mv = \frac{h}{\lambda}$ istifadə olunmuş, elektronun enerjisi və

yükü nəzərə alınmışdır. Dalğa tənliyinə görə real mikrohissəciklər; atom, molekula, elektron ikili xassəyə malikdir, mikrohissəciklər kefiyyətə makrohissəciklərdən fərqlənirlər.

Şredinger dalğa tənliyini elektronun dalğa xassəsinə əsasən işləyib hazırlamışdır. De Broyla görə elektronun dalğa xassəsinin sadə dalğa tənliyi ilə təsvir etmək olar. Şredinger de Broylın hipotezinə əsasən atomda elektronun vəziyyətin təyin etmək üçün intuitiv olaraq klassik mexanikanın dalğa

¹ Наука и жизнь 1973. №3. стр. 102.

tənliyindən istifadə etmişdir. Klassik mexanikaya görə "x" oxu üzrə yayılan dalğa ikinci tərtib differensial tənliklə xarakterizə olunur.

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{1}{c^2} \frac{\partial^2 a}{\partial t^2} \quad (2.10)$$

Burada a - dalğa amplitudası,

c - dalğanın yayılma sürəti,

t - dalğanın yerdəyişmə vaxtıdır.

Şredingerə görə atom qapalı sistemdə olduğu üçün elektron dalğası özünü durğun dalğa kimi aparır. **Durğun dalğaların riyazi ifadəsində vaxt və sürət nəzərə alınmır.**

Atomda elektron dalğası üçölçülü olduğu üçün (2.10) tənliyi:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{4\pi^2 a}{\lambda^2} \psi = 0 \quad (2.11)$$

formasını alır.

Heyzenberqin qeyri-müəyyənlik prinsipinə görə elektronun atomda koordinatı və sürəti dəqiq mə'lum olmadığından onun hərəkəti dalğa funksiyası ψ (psi) ilə təsvir olunur. Dalğa funksiyası Dekart koordinat sistemində x, y, z funksiyasıdır. (2.11) tənliyində dalğa amplitudasını $\psi(x, y, z)$. (2.11) dalğa funksiyası ilə əvəz etsək

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{4\pi^2 \psi}{\lambda^2} = 0 \quad (2.12)$$

tənliyini alırıq.

(2.12) tənliyində $\lambda = \frac{h}{mv}$ qiymətini yerinə yazsaq,

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{4\pi^2 m^2 v^2}{h^2} \psi = 0 \quad (2.13)$$

tənliyi alınar.

(2.13) tənliyində $h = 2\pi\hbar$ ilə əvəz etsək,

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{m^2 v^2}{\hbar^2} \psi = 0 \quad (2.14)$$

tənliyini alırıq.

Sistemin tam enerjisi $E=U+\frac{mv^2}{2}$ (2.15) bərabərdir. (2.15)

tənliyindən v -qiymətini və $\hbar = h/2\pi$ qiymətini

$$2E=2U+m_0v^2; 2(E-U)=mv^2$$

$v^2 = \frac{2(E-U)}{m}$ qiymətini (2.14) tənliyində yerinə yazsaq,

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E-U)\psi = 0 \quad (2.16)$$

(2.16) tənliyi Şredingerin təklif etdiyi ikitərtibli differensial

dalğa tənliyidir. Çox vaxt $\nabla^2 = \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2}$ ilə əvəz edirlər

(∇^2 -nabla kvadratı oxunur və buna Laplas operatoru deyirlər); burada h -Plank sabiti, m elektronun kütləsi, E -elektronun kinetik enerjisi, U -elektronun potensial enerjisidir, yəni elektronun nüvə ətrafında cəzb olunma qüvvəsidir.

Dalğa funksiyası (ψ) müəyyən bir kiçik sahədə x, y, z koordinatı üzrə elektron dalğasının amplitudasını göstərir. Dalğa tənliyinin çoxlu həlli var, ancaq o həllərin bəzilərinin fiziki mənası yoxdur. Funksiyanın müxtəlif qiymətlərinə $\psi_1, \psi_2, \psi_3, \psi_4 \dots \psi_n$ uyğun olaraq enerjinin müxtəlif $E_1, E_2, E_3 \dots E_n$ diskret qiymətləri uyğun gəlməlidir. Enerjinin xeyali qiymətlərində elektronun olması ehtimalı sıfıra bərabərdir. Dalğa tənliyinin fiziki məna kəsb etməsi üçün onun həlli aşağıdakı şərtləri ödəməlidir.

1. ψ -funksiyası bir mənalı olmalıdır, yəni funksiya istənilən nöqtədə elektronun olma ehtimalını birmənalı təyin etməlidir.

2. ψ -funksiyası kəsilməz və sonlu olmalıdır, yəni hissəcik olmayan yerdə funksiya sıfıra çevrilməlidir, r-sonsuz olanda ψ funksiyası sıfıra yaxınlaşır.

3. Elektronun nüvə ətrafı sahədə olma ehtimalı vahidə bərabər olmalıdır.

$$\int_{-\infty}^{+\infty} \psi^2 d\nu = 1 \quad (2.17)$$

Hidrogen atomunda bir elektron olduğuna görə o elektron harada isə bir nöqtədə olmalıdır.

Bu şərtlər Bor postulatında qoyulmuş şərtlərlə ekvivalentdir. Bundan başqa Şredinger tənliyi həll edilərkən sistemə üç kvant ədədi n , l və m alınır. Kvant ədədinin müxtəlif kombinasiyalarında fiziki mənası olan dalğa tənliyinin həlli elektronun atomda vəziyyətini təyin edir; $n=1$, $l=0$, $m=0$ qiymətlərində dalğa tənliyinin həlli elektronun ən minimum enerjisini göstərir. Bundan əlavə Şredinger tənliyinə görə elektron dalğası durğun dalğa olmalıdır, vaxtdan asılı olmamalıdır.

Perimetri $2\pi r$ olan hər bir orbital boyunca tam ədəddən ibarət dalğa yerləşməlidir; yəni $2\pi r = n\lambda$; $n=1, 2, 3, 4$ şərti ödənməlidir.

Şredinqer tənliyi stasionar hal üçündür. Qeyd olunduğu kimi bu tənlik ümumi qanundan çıxmır, durğun dalğanın ümumi formasıdır. Şredingerin özünün dediyi kimi, bu tənlik intuitiv olaraq verilmişdir. Hətta, özünün yazdığı kimi təəcüblənir ki, o buna necə nail ola bilmişdir. Ancaq bu tənlik onunla özünə bəraət qazandırır ki, onun həllindən alınan enerjinin qiyməti təcrübi yolla atom spektrindən alınan nəticəyə çox uyğun gəlir.

Məşhur Amerika alimi və pedaqoqu K.Dey və D.Selbinin dediyi kimi bəziləri həqiqətən belə fikirləşirlər ki, kvant mexanikası fizikanın və kimyanın bütün nəzəri problemlərini həll edə bilər. Əslində belə deyil. Hidrogen və hidrogenə bənzər atomlar üçün (dərin ionlaşmış atomlara, yəni bir elektronu qalana kimi ionlaşmış atom) Şredinger tənliyinin düzgün həlli var, qalan sistemlər üçün onun həlli təqribi xarakter daşıyır. Başqa bir məşhur amerikan alimi və pedaqoqu C.Kempbel P.Dirakın 1928-ci ildəki sözlərinə istinad edərək yazır ki, bütün kimyaçılar hələ çox eksperiment qoymalı olacaqlar.

Ancaq bu heç də o demək deyil ki, Şredinger tənliyini başqa atomlara tətbiq etmək olmaz. Hal-hazırda təqribi üsulla və

hesablayıcı maşınların köməyi ilə bir çox vacib problemlər həll edilmişdir. Məsələn, $H_2, H_2^+, He^+, Li^{2+}$ xassəsi asanlıqla və yüksək dəqiqliklə təyin edilmiş, alınan nəticələr təcrübənin nəticələri ilə tamamilə üst-üstə düşmüşdür.

Atomlarda elektron buludunun sıxlığını Şredinger tənliyi ilə hesablayıb, alınmış nəticəyə görə (ψ^2) buludun həndəsi formasını sxematik təsvir edirlər. Elektron buludunun forması tək hidrogen atomu üçün deyil, eyni zamanda mürəkkəb atomlar üçün də müəyyən edilmişdir. Ancaq bu çox çətin problem olduğu üçün müasir hesablama maşınlarının və kompüterlərin köməyi ilə hesablanmışdır. Qeyd etmək lazımdır ki, başqa orbitaların (p, d, f) elektron buludunun həndəsi forması hidrogen atomu misalında təyin edilmişdir, yəni fərz edilmişdir ki, hidrogenin tək elektronu həyacanlandırılıb p, d - və f - orbitalına keçirilmiş və onların həndəsi forması müəyyən edilmişdir.

Şredinger tənliyinin riyazi həllindən vacib onun fiziki mənasıdır: elektronun atomda paylanması və onun enerjisi haqqında verdiyi məlumatlardır. Şredinger tənliyi elektronun atomda qeyri-müəyyən vəziyyətini riyazi dildə dəqiq izah edir. Bor-Zommerfeld nəzəriyyəsinə görə elektron nüvə ətrafında orbita üzrə hərəkət edir, elektronun trayektoriyası var, orbitalar arasında elektron yoxdur. Kvant mexanikasına görə elektron nüvə ətrafında istənilən yerdə, istənilən nöqtədə ola bilər, ancaq elektronun orada olması ehtimal xarakteri daşıyır, elektronun trayektoriyası yoxdur, elektron buludu formasında təsəvvür olunur.

Kvant mexanikası 1927-ci ildə Brüsseldə Solve konqresində Eynşteyn, Bor, Heyzenberq, Born, Pauli, Zommerfeld, Şredinger, Dirak, de Broyl, Plank, Lorens və s. alimlərin iştirakı ilə çox ciddi surətdə müzakirə olunmuş, çətin sınaqdan çıxmış və indiye qədər çox az dəyişikliyə məruz qalmışdır.¹⁾

¹ XX əsrin soda maqnatı Solve özü eksperimentator olduğu halda hər il Brüsseldə nəzəriyyəçi fiziklərin konqresin təşkil edirmiş. Elə bu konqresdə N.Bor özünə Heyzenberq və Pauli kimi talabə, onlar isə özlərinə müəllim tapmışlar.

N.Borun tələbəsi Karl Fridrix Fon Veytszeker öz xatirələrində yazır ki, N.Borun böyük alimlərə xas olan iki çatışmayan cəhəti var idi. N.Bor nə müəllim idi, nə də tiran, özü haqda heç vaxt yüksək fikirdə olmamışdır. Onun nəzəriyyəsi, ideyası hətta pis formada, yerli-yersiz tənqid olunanda ona əhəmiyyət verməzdi, ona qarşı olan diqqətsizlik onu narahat etməzdi. Amma onu hamı sevərdi, ona hamı hörmət edər-di, onun huşsuzluğu, dağınıqlığı hamı üçün maraqlı idi.

N.Bor gözəl orator deyildir, onun mühazirəsi demək olar ki, həmişə eyni sözlə başlanardı ki, mən nə üçün klassik nəzəriyyədən üz döndərdim. Mühazirənin ən vacib yerində səsinin tonunu azalda, terminləri alman, ingilis və daniya dilində qarışdırardı. Onun riyazi biliyi dinləyicilərin çoxunun riyazi biliyindən aşağı idi. Ancaq N.Bor harada ehtiyatlı hərəkət etməyi, harada təzyiqlə göstərməyi, harada insanda yatmış yüksək qabiliyyəti, ideyanı oymağı bacaran nadir müəllimlərdən idi.

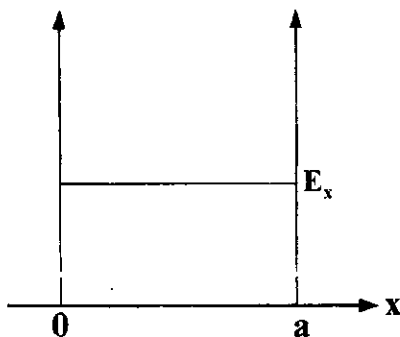
2.5. Potensial qutu

Bor nəzəriyyəsində deyilir ki, atomda enerjinin şüalanması diskret xarakter daşıyır, yəni şüalanma prosesi kəsilməz proses deyil, kəsilən prosesdir, ayrı-ayrı tam hissələrdən, paketlərdən ibarətdir. Borun bu ideyası postulat şəklində verilir, ancaq isbat olunmurdu. Kvant mexanikası isə enerjinin diskret xarakterini qəbul edib və onu riyazi üsulla isbat edir. Bunun üçün ən sadə üsul potensial qutuda elektronun hərəkətinə baxmaqdır. Elektron potensial qutuda dedikdə atomda olan bağlı elektron nəzərdə tutulur. Potensial qutu xəyalən təsəvvür olunan bir sistemdir. Potensial qutu dedikdə düzbucaqlı x , y , z oxu üzrə abc ölçülü sistem təsəvvür olunur. Fərz olunur ki, hissəcik ancaq qutunun içərisində ola bilər, qutudan xaricə çıxa bilməz. Qutunun xaricində potensial enerji sonsuz olduğu üçün hissəcik qutunun xaricində ola bilməz. Qutunun daxilində istənilən nöqtədə hissəciyin potensial enerjisi sabitdir. Hesablamaları asanlaşdırmaq üçün potensail enerjini sıfır qəbul edirlər, çünki sıfır da sabit kəmiyyət hesab olunur.

Üçölçülü qutuda ψ (elektron buludunun olma ehtimalı) x, y, z -in funksiyasıdır. Birölçülü qutuda isə ψ x -in funksiyasıdır. Həm birölçülü və həm də üçölçülü qutu xəyalən təsəvvür olunan sistemdir. Sadəlik üçün əvvəlcə birölçülü qutuya nəzər salaq (şəkil 2.7.) Birölçülü sistem üçün (2.9) dalğa tənliyi sadələşir

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2}(E-U)\psi = 0 \quad (2.23)$$

(2.23) tənliyini həll etmək üçün ψ -funksiyasını və ona uyğun gələn enerjini tapmaq lazımdır.



Şəkil 2.7. Birölçülü potensial qutu

Dalğa tənliyi aşağıdakı şərtlər daxilində həll olur: funksiya birmənalı və kəsilməz olmalıdır, $|\psi|^2$ elektron olmayan sahədə sıfır qiymət almalıdır, $x=a$ və $x=0$ nöqtəsində $|\psi|^2=0$. Əgər qəbul etsək ki, qutuda potensial enerji sabitdir və o

da sifıra bərabərdir, onda (2.23) tənliyi sadələşir və

$$\frac{d^2\psi(x)}{dx^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2}E\psi(x) = 0 \quad (2.24) \quad \text{formasını alır. Əgər}$$

$$\frac{8\pi^2mE_x}{h^2} = \alpha_x^2 \quad \text{qəbul etsək, onda (2.24) tənliyi}$$

$$\frac{d^2\psi(x)}{dx^2} + \alpha_x^2\psi = 0 \quad \text{formasını alar. (2.24) tənliyini } \frac{8\pi^2m}{h^2} \rightarrow$$

$$\text{bölsək, } \frac{h^2}{8\pi^2m} \cdot \frac{d^2\psi}{dx^2} = E\psi(x) \quad (2.25) \quad \text{tənliyini alarıq. Qutunun}$$

xaricində potensial enerji çox yüksək olduğu üçün $x=0$ nöqtəsində $\psi_{(x=0)}=0$ və eyni zamanda $x=a$ nöqtəsində də $\psi_{(x=a)}=0$ qiymət alır. Hissəciyin enerjisini tapmaq üçün dalğa funksiyasını təyin etmək hökmən deyil.¹⁾

$$\alpha_x^2 = \frac{8\pi^2 m E_x}{h^2} \quad \text{və} \quad \alpha_x = \frac{n_x \pi}{a} \quad \text{tənliklərinə daxil olan parametrlər məlum olarsa, hissəciyin enerjisini təyin etmək olar.}$$

Hər iki tənlikdən α_x -in qiymətini bərabərləşdirsək:

$$\frac{8\pi^2 m E_x}{h^2} = \frac{n_x^2 \pi^2}{a^2}$$

$$E_x = \frac{n_x^2 h^2}{8ma^2} \quad (2.26) \quad \text{tənliyini alarıq.}$$

(2.26) tənliyindən görünür ki, dəyişən ancaq baş kvant ədədidir və $n=1,2,3,4$ tam qiymətlər alır. Yəni enerji diskret xarakter daşıyır. Bor nəzəriyyəsində də enerjinin diskretliyi verilmişdir, ancaq Bor nəzəriyyəsində enerjinin diskretliyi postulat şəklində verilmişdir. Şredinger tənliyində isə enerjinin diskretliyi birbaşa tənliyin həllindən alınır. (2.26) tənliyindən görünür ki, baş kvant ədədinin qiyməti artdıqca, elektronun enerjisi artır və onun potensial qutunun müxtəlif nöqtələrində olma ehtimalı kəskin dəyişir, üçölçülü potensial qutuda isə dalğa funksiyası $\psi-x,y,z$ funksiyasıdır

$$\nabla^2 \psi(xyz) + \frac{8\pi^2 m}{h^2} E \psi(xyz) = 0 \quad (2.27)$$

(2.27) tənliyini y - koordinat oxu üzrə yazsaq;

¹⁾ Həmin funksiya $\psi = A \sin \frac{n\pi x}{a}$ -dən ibarətdir. Sinus bucağın tam qiymətlərində sıfır bərabərdir $\alpha = \frac{n\pi}{a}$; $n=1,2,3,4$.

$$\frac{d^2\psi}{dy^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} E\psi(y) = 0 \quad (2.28) \quad \text{formasını alarıq. Əgər}$$

$$\frac{8\pi^2 m E_y}{h^2} = \alpha_y^2 \quad \text{qəbul etsək, (2.28) tənliyi}$$

$$\frac{d^2\psi}{dy^2} + \alpha_y^2 \psi = 0 \quad (2.29) \quad \text{tənliyinə çevrilər}$$

$$\frac{d^2\psi}{dy^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} E\psi(y) = 0 \quad \text{tənliyini} \quad -\frac{8\pi^2 m}{h^2} \rightarrow \quad \text{bölsək,}$$

$$\frac{h^2}{8\pi^2 m} \frac{d^2\psi}{dy^2} + E\psi(y) \quad (2.30) \quad \text{tənliyini alarıq.}$$

Birölçülü qutuda olduğu kimi qutunun xaricində $y=0$ nöqtəsində $\psi_{(y=0)}=0$ və eyni zamanda $y=b$ nöqtəsində də $\psi_{(y=b)}=0$ qiyməti alır. Hissəciyin enerjisini tapmaq üçün yenə də $\alpha_y^2 = \frac{8\pi^2 m E_y}{h^2}$ və $\alpha_y = \frac{n_y \pi}{b}$ və ya $\alpha_y^2 = \frac{n_y^2 \pi^2}{b^2}$; onları bərabərləşdirsək,

$$\frac{8\pi^2 m E_y}{h^2} = \frac{n_y^2 \pi^2}{b^2}$$

$$E_y = \frac{n_y^2 h^2}{8mb^2} \quad (2.31) \quad \text{tənliyini alarıq.}$$

Həmin qayda üzrə (2.27) tənliyini z-koordinatı üzrə yazsaq,

$$\frac{d^2\psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} E\psi(z) = 0 \quad (2.32)$$

tənliyi alınır.

$$\text{Əgər} \quad \frac{8\pi^2 m E_z}{h^2} = \alpha_z^2 \quad \text{qəbul etsək, onda (2.32) tənliyi}$$

$\frac{d^2\psi}{dz^2} + \alpha_z^2\psi = 0$ (2.33) tənliyinə çevrilər. (2.32) tənliyini

$-\frac{8\pi^2m}{h^2}$ -ə bölsək, $-\frac{h^2}{8\pi^2m} \cdot \frac{d^2\psi}{dz^2} = E\psi_{(z)}$ (2.34) tənliyini

alarıq x və y oxu üzrə olduğu kimi z -oxu üzrə də $z=0$ nöqtəsində $\psi_{(z=c)}=0$ və eyni zamanda $z=c$ nöqtəsində $\psi_{(z=c)}=0$ qiymət alır. Hissəciyin enerjisini tapmaq üçün

$$\alpha_z^2 = \frac{8\pi^2mE_z}{h^2} \quad \text{və} \quad \alpha_z = \frac{n_z\pi}{c} \quad \text{və ya} \quad \alpha_z^2 = \frac{n_z^2\pi^2}{c^2} \quad \text{qəbul}$$

edib onları bərabərləşdirsək

$$\frac{8\pi^2mE_z}{h^2} = \frac{n_z^2h^2}{c^2} : E_z = \frac{n_z^2h^2}{8mc^2} \quad (2.35)$$

tənliyini alarıq. (2.27) tənliyi x, y və z dəyişəni üzrə eyni cür həll olunur və oxşar nəticə alınır:

$$E_x = \frac{n_x^2h^2}{8ma^2}; \quad E_y = \frac{n_y^2h^2}{8mb^2}; \quad E_z = \frac{n_z^2h^2}{8mc^2}.$$

Beləliklə, üçölçülü potensial qutuda ümumi enerji

$$E = E_x + E_y + E_z = \frac{h^2}{8m} \left(\frac{n_x^2}{a^2} + \frac{n_y^2}{b^2} + \frac{n_z^2}{c^2} \right) \quad (2.36) \text{ olur.}$$

(2.36) tənliyindən görünür ki, hissəciyin enerjisi diskretdir, ayrı-ayrı tamlardan, kvantlardan ibarətdir. Bor-Zommerfeld nəzəriyyəsindən fərqli olaraq dalğa tənliyində hissəciyin enerjisinin diskrethiyi postulat şəkildə deyil, bir-başə dalğa tənliyinin həllindən çıxır.

2.6. Kvant mexanikasına görə hidrogen atomu

Kvant mexanikasının tətbiq sahəsi çox geniş deyil. Bir çox məsələlər var ki, kvant mexanikası onu ancaq təqribi

üsul ilə həll edir, çox az məsələlərin, məsələn, hidrogen atomunun və hidrogenəbənzər atomların dəqiq həllini verə bilər. Ona görə də Şredinger tənliyinin hidrogen atomu üçün həlli çox vacibdir. Şredinger tənliyinin həlli hətta hidrogen atomu üçün də çətindir, ancaq bu məsələ çətin də olsa, müasir atomun quruluşunun öyrənilməsində böyük əhəmiyyətə malikdir. Ona görə də geniş təfsilatı ilə izah olunmasa da müəyyən cəhətlərini qeyd etmək lazımdır.

Hidrogen atomunda elektronun üçölçülülü hərəkəti qəbul olunmuş və onun kinetik enerjisi $\frac{m}{2} (x^2 + y^2 + z^2)$ bərabərdir.

Elektronun və nüvənin yükü e^- və e^+ , onların arasındakı məsafə r qəbul olunmuş və onun potensial enerjisi $-\frac{e^2}{r}$ bərabərdir.

Bu halda Şredingerin dalğa tənliyi $\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} \left(E + \frac{e^2}{r} \right) \psi = 0$ (2.39) formasında yazılır.

Əgər Şredinger tənliyini helium atomuna tətbiq etsək, tənlik çətinləşir. Heliumun nüvəsinin yükü $+2e$ və onun ətrafında iki elektron (r_1 və r_2) hərəkət edir.

r_1 - elektronunun koordinatları x_1, y_1, z_1 ,

r_2 - elektronunun koordinatları x_2, y_2, z_2 ,

kinetik enerjisi:

$$T = T_1 + T_2 = \frac{m}{2} (p_{x1}^2 + p_{y1}^2 + p_{z1}^2 + p_{x2}^2 + p_{y2}^2 + p_{z2}^2) \quad (2.40)$$

potensial enerjisi:

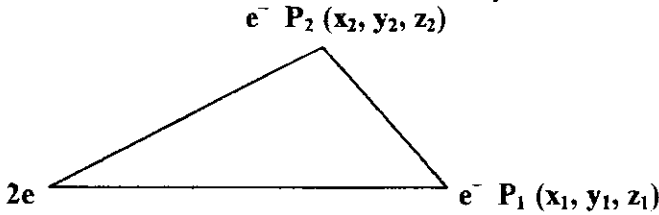
$$U = -\frac{2e^2}{r_1} + \frac{2e^2}{r_2} + \frac{e^2}{r_{1,2}} \quad (2.41)$$

olur.

Dalğa tənliyi aşağıdakı formaya düşür.

$$\left(\nabla_1^2 \Psi + \nabla_2^2 \Psi\right) + \frac{8\pi^2 m}{h^2} \left(E + \frac{2e^2}{r_1} + \frac{2e^2}{r_2} - \frac{e^2}{r_{1,2}}\right) \Psi = 0; \quad (2.42)$$

∇_1^2 - birinci elektronun koordinatları ilə Laplas operatoru,



Şəkil 2.8. Helium atomunda elektronların koordinatı

∇_2^2 - ikinci elektronun koordinatları ilə Laplas operatorudur.

Tənlikdə altı müstəqil dəyişən $x_1, y_1, z_1, x_2, y_2, z_2$ var. Qalan dəyişənləri $r_1, r_2, r_{1,2}$ vasitəsilə ifadə etmək olar.

Əgər hidrogen molekulu üçün Şredinger tənliyini yazsaq, hidrogen molekulunda iki nüvə və ətrafında iki $r_1(x_1, y_1, z_1), r_2(x_2, y_2, z_2)$ elektronları var (şəkil 2.9). Kinetik enerji:

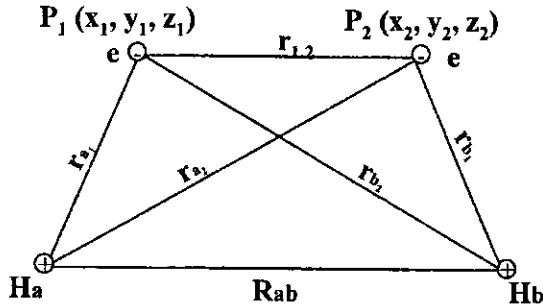
$$T = \frac{m}{2} (p_{x_1}^2 + p_{y_1}^2 + p_{z_1}^2) + \frac{m}{2} (p_{x_2}^2 + p_{y_2}^2 + p_{z_2}^2), \quad (2.43)$$

potensial enerji:

$$U = -e^2 \left(\frac{1}{r_{a1}} + \frac{1}{r_{b1}} + \frac{1}{r_{a2}} + \frac{1}{r_{b2}} + \frac{e^2}{r_{1,2}} + \frac{e}{R_{ab}} \right), \quad (2.44)$$

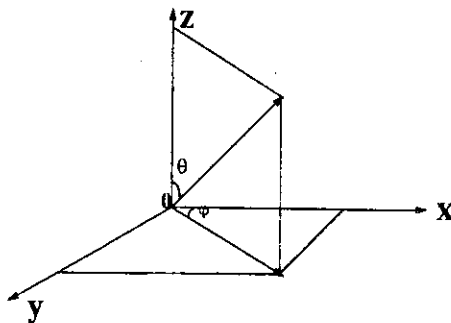
$$\left(\nabla_1^2 + \nabla_2^2\right) \Psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) \Psi = 0 \quad (2.45) \text{ olar.}$$

(2.44) tənliyindən görüldüyü kimi sərbəst dəyişənlərin sayı artır və uyğun olaraq tənliyin həlli çətinləşir.



Şəkil 2.9. Hidrogen molekulunda hissəciklər arası məsafə

Tənliyin həllini asanlaşdırmaq məqsədi ilə Dekart koordinat sistemindən (x, y, z) sferik koordinat sistemində (r, θ, φ) keçmək tələb olunur. Tənliyin sferik koordinat sistemində yazılması ψ funksiyasının fiziki mənasını (elektronun nüvə ətrafında sıxlığını, paylanması və s.) radiusu r olan sferanın səthində təsvir etməyə imkan verir (şəkil 2.10). Bu halda ψ - funksiyası üç koordinatın (r, θ, φ) funksiyası olur.



Şəkil 2.10. Sferik koordinat sistemində keçid

Burada, r -radius vektor-elektronun nüvədən olan məsafəsi,

θ - OA vektoru ilə Z - oxu arasında bucaq.

φ - vektorun səth üzərindəki proyeksiyası ilə X -oxu arasındakı bucaqdır.

Şredinger tənliyi polyar koordinat sistemində aşağıdakı formada yazılır:

$$-\left[\frac{\hbar^2}{8\pi^2 m} \nabla^2 \psi(r, \theta, \varphi) + \frac{e^2}{r} \right] = E\psi \quad (2.46)$$

$$\nabla^2 \psi(r, \theta, \varphi) = \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2}$$

$\psi(r, \theta, \varphi)$ funksiyasına üç müstəqil funksiyanın hasili kimi baxmaq olar.

$$\psi(r, \theta, \varphi) = R(r) \theta(\theta) \varphi(\varphi) \quad (2.47)$$

Bu funksiyaların hər biri sərbəst halda həll olunur. $R(r)$ funksiyası təkcə r -dən asılıdır, dalğa funksiyasının radial hissəsini təşkil edir.

$\theta(\theta) \varphi(\varphi)$ hasili θ və φ bucaqlarından asılıdır, dalğa funksiyasının bucaq momentini təşkil edir.

$|\psi|^2 = R^2 \cdot \theta^2 \cdot \varphi^2$ ifadəsi fəzada koordinatları r, θ və φ olan nöqtədə elektron buludunun sıxlığını göstərir. (2.46) tənliyinin çoxlu həlli var və onun həlli standart şərtləri ödəməlidir. Bu tənliyin həllindən birbaşa kvant ədədləri: n, l və m alınır.

Dalğa funksiyasının radial hissəsinin həlli n və l ; $\theta(\theta)$ bucaq hissəsinin həlli l və m ; $\varphi(\varphi)$ bucaq hissəsinin həlli m kvant ədədini verir.

$$R(r)=f_1(n,l), \quad \theta(\theta)=f_2(l,m) \text{ və } \varphi(\varphi)=f_3(m) \quad (2.48)$$

Fəzada ölçüsü, forması və oriyentasiyası kvant ədədlərinin müəyyən qiymətləri ilə təyin olunan elektron buludunun vəziyyəti atomda elektron orbitalı adlanır. Atom da elektronun və ya orbitalın vəziyyəti birmənalı kvant ədədləri ilə müəyyən olunur. Kvant ədədləri tək hidrogen atomunda deyil, bütün atomlarda elektronun və ya orbitalın vəziyyətini təyin edir. Baş kvant ədədi atomda enerji səviyyələrini göstərir, $n=1$ nüvəyə ən yaxın enerji səviyyəsidir. $n=2,3,4\dots$ nüvədən uzaqda yerləşən energetik səviyyəni göstərir. Kvant nəzəriyyəsində $1/2, 1/3, 1/4$ və s. energetik səviyyə yoxdur.

l - əlavə kvant ədədi və ya azimutal kvant ədədi adlanır, atomda elektron orbitallarını göstərir və aşağıdakı qiymətləri alır: $l = 0, 1, 2, 3, 4\dots n-1$

m_s - maqnit kvant ədədidir, Şredinger tənliyindən mə'lum olur ki, elektron buludu fəzada istənilən formada deyil, müəyyən formada və müəyyən istiqamətdə orientasiya edir. Elektron buludunun orientasiyası maqnit kvant ədədi ilə təyin olunur. Maqnit kvant ədədi $m_s=2l+1$ formulu ilə hesablanır və $-l$ -dən $+l$ -ə kimi qiymətlər alır.

Baş kvant ədədi, əlavə kvant ədədi və maqnit kvant ədədi aralarında aşağıdakı kimi əlaqəlidir. Baş kvant ədədinin müxtəlif qiymətlərində ($n=1, 2, 3, 4\dots n-1$) əlavə və maqnit kvant ədədləri müxtəlif qiymətlər alırlar. Məs:

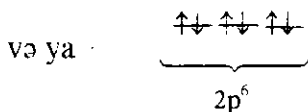
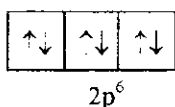
$n=1$ qiymətində $l=0$ qiymət alır, maqnit kvant ədədi isə $m_s=2l+1=1$ qiymət alır ki, o da sıfır qiymətidir.

Spektroskopiya terminologiyasında $l=0$ vəziyyəti s ilə göstərilir, bu ən aşağı energetik səviyyədir. Pauli prinsipinə görə hər bir energetik səviyyədə maksimum iki elektron ola bilər. Deməli $n=1$ qiymətində s orbitalında olan iki elektron $1s^2$ kimi yazılır. Burada əmsal baş kvant ədədini ($n=1$). s üstündə olan rəqəm isə elektronun sayını göstərir sxematik olaraq $\boxed{\uparrow\downarrow}$ və ya $\uparrow\downarrow$ kimi yazılır.

$n=2$ qiymətində $l=0,1$ qiymətləri alır. $l=1$ olan vəziyyətini terminologiyada p ilə göstərirlər və p - orbitali adlanır.

$$n=2 \begin{cases} l=0; m_s=2l+1=1(0); \text{ elektronun sayı...} 2s^2 \\ l=1; m_s=2l+1=3(-1,0,+1); \text{ elektronun sayı...} 2p^6 \end{cases}$$

$l=1$ qiymətində $m_s=2l+1=3$ qiymət alır $(-1, 0, +1)$ bunlar energetik səviyyələri göstərir. Deməli, p -orbitalında üç energetik səviyyə var. Bu energetik səviyyələrin hər birində Pauli prinsipinə görə iki elektron yerləşir. Deməli p -orbitalında maksimum 6 elektron yerləşir ki, onu da $2p^6$ kimi göstərirlər. Burada əmsal baş kvant ədədini ($n=2$), p -üzərindəki 6 rəqəmi isə elektronların maksimum sayını göstərir. Sxematik olaraq



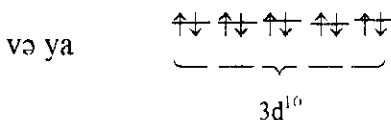
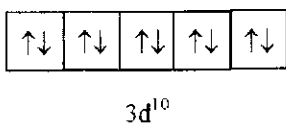
kimi göstərirlər.

Ümumi formada $2s^2 2p^6$ kimi yazılır və elektron konfigurasiyası adlanır.

$n=3$ qiymətində $l=0,1,2$ qiymətlər alır. $l=2$ olan hala spektroskopiyada d orbitali deyilir.

$$n=3 \begin{cases} l=0; m_s=2l+1=1(0); & \text{elektronun sayı } 3s^2 \\ l=1; m_s=2l+1=3(-1,0,+1); & \text{elektronun sayı } 3p^6 \\ l=2; m_s=2l+1=5(-2, -1,0, +1, +2); & \text{elektronun sayı } 3d^{10} \end{cases}$$

d -orbitalında beş energetik səviyyə var. Bu energetik səviyyələrin hər birində Pauli prinsipinə görə iki elektron yerləşir. Deməli d -orbitalında maksimum 10 elektron yerləşir və onu da $3d^{10}$ kimi yazırlar. Sxematik olaraq



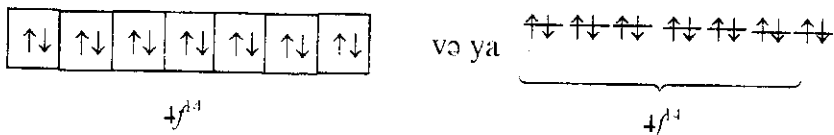
Ümumi formada $3s^23p^63d^{10}$ kimi yazılır.

$n=4$ qiymətində $l=0,1,2,3$ qiymətlər alır. $l=3$ halı f orbital adlanır.

$$n=4 \begin{cases} l=0; m_s = 2l+1 = 1(0); \text{elektronun sayı } 4s^2 \\ l=1; m_s = 2l+1 = 3(-1, 0, +1); \text{elektronun sayı } 4p^6 \end{cases}$$

$$n=4 \begin{cases} l=2; m_s = 2l+1 = 5(-2, -1, 0, +1, +2); \text{elektronun sayı } 4d^{10} \\ l=3; m_s = 2l+1 = 7(-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3); \text{elektronun sayı } 4f^{14} \end{cases}$$

f -orbitalında 7 energetik səviyyə var. Bu energetik səviyyənin hər birində Pauli prinsipinə görə iki elektron yerləşir. Deməli f -orbitalında maksimum 14 elektron yerləşir və o da $4f^{14}$ kimi yazılır. Sxematik olaraq



kimi göstərir.

Ümumi halda $4s^24p^64d^{10}4f^4$ kimi yazılır. Elementlərin spektrləri çox mürəkkəbdir, ayrı-ayrı xətlər bir neçə sıx xətlərdən ibarətdir. Bunlara multiplətlər deyirlər. Əgər gözle görünən xətt mikroskop altında iki xətdən ibarət isə ona dublet, üç xətdən ibarət isə triplet deyirlər. Multiplətlər atomda olan yarım energetik səviyyələri göstərir.

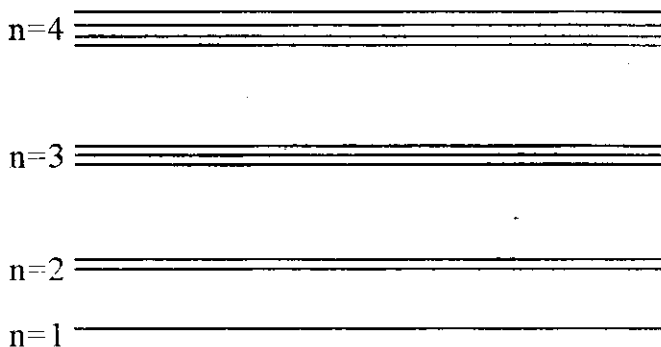
Yarım energetik səviyyələrin sayı baş kvant ədədinin qiymətinə bərabərdir (şəkil 2.11).

$n=1$ qiymətində bir energetik səviyyə var, onu bir xətlə göstərir.

$n=2$ qiymətində iki energetik səviyyə var ($l=0, l=1$) onu da iki xətlə göstərir.

$n=3$ qiymətində üç energetik səviyyə var ($l=0, 1, 2$) onu da üç xətlə göstərir.

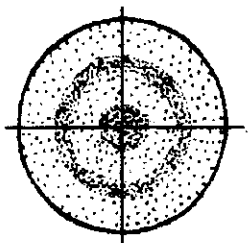
$n=4$ qiymətində dörd energetik səviyyə var və s.



Şəkil 2.11. Yarıml energetik səviyyələr



Şəkil 2.12. Hidrogen atomunda elektron buludu



Şəkil 2.13. 2s elektron buludunun en kəsiyinin kontr diaqramı

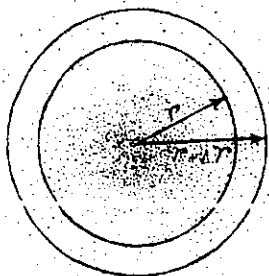
Bu yarıml energetik səviyyələr enerji cəhətcə bir-birindən az fərqlənirlər. Elektronların nüvə ətrafında paylanması kontr diaqram və radial qrafik üsulla da göstərilir (şəkil 2.12; 2.13; 2.14). Elektronun nüvə ətrafında paylanmasını sferanın en kəsiyində təsvir etmək üçün belə fərz edilir ki, çoxsaylı hidrogen atomunun nüvəsi ətrafında çoxlu elektronlar var. Müəyyən vaxt ərzində elektronlar nüvədən müəyyən məsafədə yerləşirlər. Əgər bütün momentlərin fotosunu çıxarıb bir-birinin üzərinə qoysaq nüvə ətrafında elektronların paylanmasının nəzəri təsvirini

almış olarıq (şəkil 2.12 və 2.13).

Kvant mexanikasına görə elektron buludunun fəzada kəşgin sərhədi yoxdur, onun ölçüsü və forması haqda dəqiq fikir söyləmək nisbidir. Nüvə ətrafında elektron buludunun sıxlığı ψ^2 ilə təyin olur.

Sferik sistemdə elektron sıxlığının nüvədən radius boyunca paylanma ehtimalını qrafik təsvir etmək üçün təsəvvür etdiyimiz şarın sferasında nazik bir lay seçilir. Bu lay r radiusu ilə $r + \Delta r$ radiusu arasında yerləşir (şəkil 2.14).

Δr - kiçik bir kəmiyyətdir. Bu layın həcmi $4\pi r^2 \Delta r$ -dir. Sferanın radiusu r böyüdükcə, layda olan elektronun sıxlığı azalır və eyni zamanda həmin layın həcmi ($4\pi r^2 \Delta r$) artır. Sferada elementar həcm $\Delta v = dx dy dz$ və ya $4\pi r^2 \Delta r$ ilə ifadə olunur.



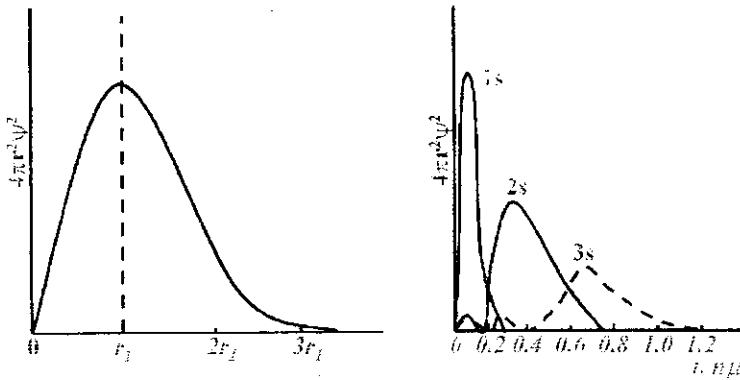
Şəkil 2.14. 1s elektron buludunun qrafik təsviri

Nəzərdə tutulan sferik layda elektronun sıxlığı $4\pi r^2 \psi^2$ formulası ilə müəyyən olunur. $4\pi r^2 \psi^2$ hasilini vahid həcmdə olan elektron

sıxlığını deyil, atomun nüvəsindən radius boyu elektronun sıxlığını, radius boyu elektronun paylanmasını göstərir. $4\pi r^2 \psi^2$ nüvədən r radiusu boyunca elektronun paylanma ehtimalını göstərir və qrafik şəkildə aşağıdakı kimi ifadə olunur (şəkil 2.15).

Şəkildən görüldüyü kimi nüvəyə çox yaxın olan sahədə koordinat başlanğıcında elektronun sıxlığı sifirə bərabərdir. Eyni zamanda nüvədən çox uzaq olan məsafədə də elektronun olma ehtimalı azalaraq sifirə bərabər olur. Nüvədən r_0 məsafədə elektronun olma ehtimalı maksimum olur. Hidrogen atomu üçün r_0 . Bor radiusuna uyğun gəlir, $0,053 \text{ nm}$.

($0,529 \text{ \AA}$) bərabərdir. Bu o deməkdir ki, hidrogen atomunda elektron nüvədən $0,053 \text{ nm}$ (10^{-7} cm) məsafədə yerləşir. Kvant mexanikasında deyilir ki, hidrogen atomunda elektronun maksimum olma ehtimalı nüvədən 10^{-7} cm məsafədə yerləşir.



Şəkil 2.15. Elektronun sıxlığının radial paylanması
a) 1s elektronu üçün, b) 1s, 2s və 3s elektronu üçün

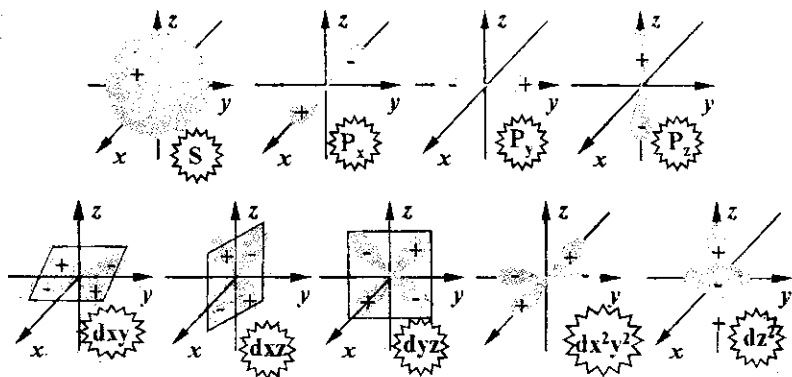
Orbitalların həndəsi forması. Qrafik olaraq ns elektronların radius üzrə paylanması sadədir, ancaq $2p$, $3p$, $3d$ və s. orbitalların qrafik paylanması çox mürəkkəbdir (şəkil 2.16).

Elektronların sferik sistemdə radius üzrə paylanma əyrisi, elektron buludunun həndəsi forması, orbitalların sxematik forması atomda elektronun vəziyyətini dərk etmək üçün vacibdir. Orbitalların həndəsi forması elektron qatılığının $\sim 90\%$ həmin formada toplanmasını göstərir.

$1s$ -orbitalında forma sferikdir, $2p$, $3p$, $3d$ və s. orbitalları üçözlü olur. Həndəsi formada göstərilən (-) və (+) işarəsi dalğa funksiyasına (ψ) aiddir. Dalğa funksiyası elektron buludunun müxtəlif yerində müxtəlif qiymətlər alır. Elektron buludunun fəzada forması kvant ədədlərinin qiymətindən asılı olaraq müxtəlif həndəsi formada olur. (şəkil 2.16) s -orbitalından fərqli olaraq p -orbitalı θ və ϕ bucaq momentindən asılıdır, onların həndəsi forması sferik deyil.

p -yarım səviyyəsi maqnit sahəsində bir-birinə yaxın üç xəttə ayrılır. Bu o deməkdir ki, p - elektron buludu fəzada üç formada orientasiya edir.

Hesablamalar göstərir ki, p -orbitaları qantel formasında olur. p - elektron buludu x, y, z koordinat oxu üzrə göstərilir və p_x, p_y, p_z ilə işarə olunur. p - orbitalında ləçəklər müxtəlif (-) və (+) işarəli olurlar.



Şəkil 2.16. Elektron orbitaların həndəsi forması

d - orbitalı maqnit sahəsində bir-birinə yaxın beş yarım səviyyəyə parçalanır və fəzada beş müxtəlif formada orientasiya edir. Radial paylanmada bütün d -yarım səviyyələr eyni qaydada paylanırlar. d - orbitalın forması p -orbitalın formasından kəskin surətdə fərqlənir.

1. Dörd d -orbitalı xarici görünüşcə bir-birinə oxşayır.
2. d_z^2 -orbitalı Z -oxuna nisbətən simmetrikdir.
3. d_{xy}, d_{yz}, d_{xz} orbitaları uyğun olaraq xy, yz və xz səthi üzrə uzanır və tamamilə oxşardırlar.
4. $d_{x^2-y^2}$ -orbitalı tamamilə d_{xy} orbitalına oxşayır, an-

caq 45° Z oxu ətrafına çevrilmişdir.

Beşinci orbital dz^2 , formasına görə qalan orbitallardan fərqlənir.

2.7. Çoxelektronlu atom

Spektral xətlərin tam analizindən sonra məlum olmuşdur ki, eyni n , l və m_s kvant ədədinə, eyni enerjiyə, eyni orbitala və eyni orientasiyaya malik iki elektron ancaq xüsusi maqnit xassəsinə görə bir-birindən fərqlənir. Bu iki elektron müxtəlif istiqamətdə öz oxu ətrafında fırlanırlar. Spin kvant ədədi atomun quruluşunda əsas fiziki kəmiyyətdir. Nüvə ətrafında yarımənergetik səviyyələrdə elektronların paylanması spin kvant ədədinə görə müəyyən edilir. Üç kvant ədədinin (n , l və m) vasitəsilə atomda elektronun bütün cəhətlərini tam xarakterizə etmək mümkün deyil. Elektronun spini müsbət və mənfi qiymətlər ($s = \pm \frac{1}{2}$) alır və dördüncü kvant ədədi kimi qəbul olunmuşdur. Atomda spinin qəbul olunması elektronların yarımsəviyyələrdə paylanmasını müəyyən edir.

1925-ci ildə Pauli belə bir prinsip təklif etmişdir ki, atom da bir enerjiyədə bütün kvant ədədləri (n , l , m_s və s) eyni olan iki elektron ola bilməz. Əgər elektronun n , l və m_s ədədləri eyni isə onun spini antiparalel olmalıdır. Bu antiparalellik adətən $\boxed{\uparrow\downarrow}$ və ya $\uparrow\downarrow$ formada göstərilir, elektron cütü və ya atom orbitalı (AO) adlanır.

Bu prinsipi Paulinin özü yazdığı kimi parkda gəzərkən fikirləşmişdir. 1922-ci ildə N.Bor Qettengen Universitetinə mühazirə oxumaq üçün dəvət olunarkən gənc Heyzenberq və Pauli ilə tanış olmuş və hər ikisini Kopenhagenə dəvət etmişdir. O vaxt Pauli 19 yaşlı gənc olsa da Zommerfeldin yanında doktorluq dissertasiyası müdafiə etmiş, hətta onun haqqında lətifələr də söylənilmiş. Gənc Pauli bir dəfə Eynşteynin mühazirəsindən sonra söz istəmiş və de-

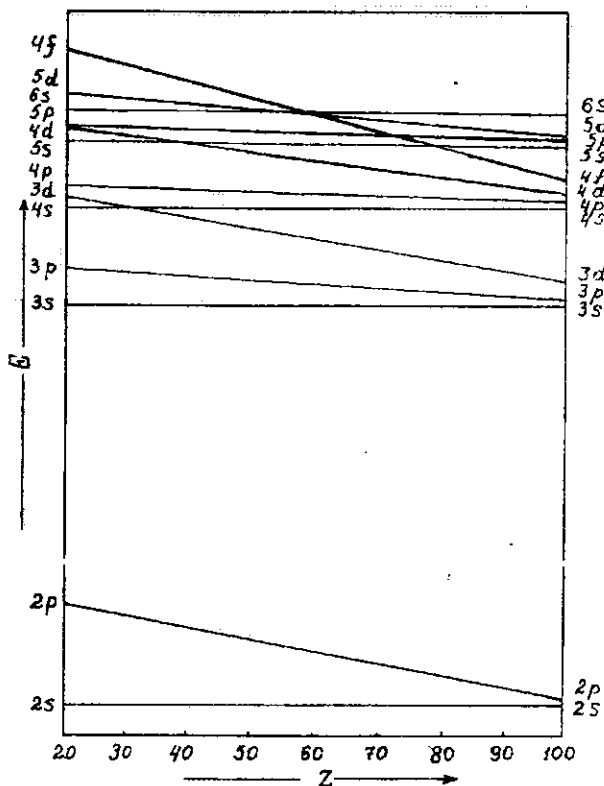
mişdir ki, bilirsinizmi indicə cənab Eynşteynin bizə verdiyi məlumatlar heç də səfeh məlumatlar deyil. Bundan əlavə Paulinin təbiət elimləri-ensiklopediyası üçün nisbilik nəzəriyyəsinə aid yazdığı məqaləsi onu məşhur etmişdir. Eynşteyn yazır ki, mən öz xüsusi nəzəriyyəmin incəliklərini Paulidən sonra başa düşdüm.¹⁾

Təkelektronlu atom çoxelektronlu atomdan keyfiyyətcə fərqlənir. Hidrogen atomunda olan tək elektron, ancaq nüvənin təsirinə məruz qalır. Çoxelektronlu atomlarda sərbəst dəyişənlərin sayı çox olduğu üçün Şredinger tənliyinin həlli çətinləşir və hətta onun sadələşmiş formasının həlli böyük zəhmət tələb edir. Amma axır vaxtlarda müasir hesablayıcı maşınların, kompyuterlərin köməyi ilə çox elektronlu atom və molekul üçün Şredinger tənliyinin təqribi həlli tapılmışdır. Baş kvant ədədinin 1, 2, 3, 4 qiymətlərində hidrogenə bənzər atomlar üçün energetik səviyyələrin tutumu hesablanmışdır. (cədvəl 2.1) Energetik səviyyələrdə və yarım energetik səviyyələrdə elektronların paylanması sxematik verilmişdir (şəkil 2.17).

Çoxelektronlu atomlarda elektronlar nüvə tərəfindən cəzb olunduğu kimi eyni zamanda başqa elektronlar (nüvə ilə xarici elektronlar arasında olan elektron buludları) tərəfindən də itələnilir. Bu elektron buludu nüvə ilə xarici elektronlar arasında ekran yaradır, buna ekranlaşma effekti deyilir. Əlavə kvant ədədinin müxtəlif qiymətlərində ekranlaşma olur. məsələn: $n=3$ qiymətində $l=0,1,2$ qiymətlər alır ki, onlar da $3s$ -, $3p$ - və $3d$ - ilə gösətirilir. Bu energetik səviyyələrin enerjiləri bir-birindən fərqlənir. $3s$ -energetik səviyyələrin elektronları $3p$ - və $3d$ - energetik səviyyələrin elektronlarına nisbətən nüvə tərəfindən böyük qüvvə ilə cəzb olunur. $3d$ -energetik səviyyənin elektronları $3p$ - energetik səviyyənin elektronlarına nisbətən daha zəif qüvvə ilə cəzb olunur. Dövrələr üzrə bir elementdən başqa elementə keçdikdə, elementin sıra nömrəsi artdıqca həmin energetik sə-

¹ Наука и жизнь 1973 №3 стр. 106

viyyənin elektronları nüvə tərəfindən böyük qüvvə ilə cəzb olunur.



Şəkil 2.17. Atom orbitalarında enerji səviyyələri

Nüvənin yükünün artması, elektronların sayının artması ilə əlaqədardır, elektronların sayının artması ekranlaşma effektini artırır. Ancaq kvant mexanikasına görə xarici elektronlar daxili elektron layını keçib nüvə sahəsinə daxil ola bilirlər və müəyyən vaxt nüvənin təsiri altında olurlar. Buna nüfuz etmə effekti deyilir. Baş kvant ədədinin eyni qiymətində *s*-elektronları *p*-, *d*- və *f*-elektronlarına nisbətən nüvə sahəsinə daha çox nüfuz edir. *p*-elektronları da *d*- və *f*-

elektronlarına nisbətən daha yüksək nüfuzetmə qabiliyyətinə malikdir. Ona görə də eyni energetik səviyyənin (məs.: $4s$ -, $4p$ -, $4d$ -, $4f$ -) elektronları nüvə tərəfindən müxtəlif dərəcədə cəzb olunurlar, $3d$ - səviyyəsindən başlayaraq orbital-lararası enerji yaxınlaşır, orbitallar kəşişir, $3d$ - orbitalı $3s$ -, $3p$ - orbitallarına daha yaxın olur. Şəkildən görüldüyü kimi nüvənin yükü artdıqca d - və f -orbitalın enerjisi azalır və $4s$ -, $4p$ -, $4d$ -, $4f$ - orbitalların enerjisi yaxınlaşır.

Ümumiyyətlə çox elektronlu atomlarda elektronların enerjisi baş və əlavə kvant ədədindən asılı olduğu üçün həm baş kvant ədədinin və həm də əlavə kvant ədədinin qiyməti artanda elektronun enerjisi artır, yəni elektronu nüvə ətrafında saxlamaq üçün artıq enerji tələb olunur. Çox elektronlu atomlarda enerjinin əlavə kvant ədədinə görə artması daha kəskin olur. Məs.: natrium atomunda nüvədən uzaqda yerləşən $3s$ - və $3p$ - orbitalların enerji fərqi 2,1 eV olduğu halda, $3s$ - və $4s$ - orbitalların enerji fərqi 3,1 eV təşkil edir ki, buda çox böyük fərq hesab olunmur. Belə guman etmək olar ki, çox elektronlu atomlarda elektronların dolması ardıcıl getməlidir, çünki bir orbital dolandan sonra başqa orbital dolur, bir yarım səviyyə dolandan sonra növbəti yarım səviyyə dolur və s. Bu qayda ilə hidrogen atomunda olduğu kimi energetik səviyyələr ardıcıl elektronla dolur. Çoxelektronlu atomlarda elektronlar bir-biri ilə qarşılıqlı təsirdə olduğu üçün energetik səviyyələrin və yarım səviyyələrin dolması nəzərdə tutulduğu kimi getmir. Çoxelektronlu atomlarda energetik səviyyələrin enerjisində aşağıdakı qanuna uyğunluq müşahidə olunur: ns , $(n-1)d$ və $(n-2)f$ energetik səviyyələrin enerjisi bir-birindən olduqca az fərqlənir və qiymətə np energetik səviyyənin enerjisindən az olur.

Neon, arqon orbitalları güclü ekranlaşma yaratdığı üçün $4s$ - orbitalı daha stabildir, $4p$ - orbitalı isə $3d$ - orbitalına nisbətən çox ekranlaşır və ona görə də orbitalların enerji ardıcılığı aşağıdakı kimi: $3s$ -, $3p$ -, $4s$ -, $3d$ -, $4p$ - dəyişir. Uyğun olaraq $4p$ - orbitalından sonra gələn $5s$ - orbitalı $4d$ - orbitalı-

na nisbətən stabildir. Ümumi halda orbitalların enerjisi aşağıdakı qaydada bir-birinə yaxınlaşır.

$$4s \approx 3d; 5s \approx 4d; 6s \approx 5d \approx 4f.$$

Bu cür yaxınlaşma təqribidir, bütün elektronlara aid deyil, amma həqiqətə uyğundur. Çoxelektronlu atomlarda stasionar hal üçün energetik səviyyələrin enerjisi bir-birindən aşağıdakı kimi fərqlənir:

$$1s \angle 2s \angle 2p \angle 3s \angle 3p \angle 4s \approx 3d \angle 4p \angle 5s \approx 4d \angle 5p$$

$$5p \angle 6s \approx 5d \approx 4f \angle 6p$$

Çoxelektronlu atomlarda elektronlar energetik səviyyələrdə Pauli prinsipinə və minimum enerji prinsipinə görə paylanırlar, ayrı-ayrı energetik səviyyələrdə elektronların maksimum sayı $2n^2$ ilə hesablanır. Baş kvant ədədinin $n=1$ qiymətində elektronun maksimum sayı $2 \times 1^2 = 2$ bərabərdir.

Baş kvant ədədinin $n=2$ qiymətində elektronun maksimum sayı $2 \times 2^2 = 8$ bərabərdir və s.

Baş kvant ədədinin $n=3$ və $n=4$ qiymətində elektronların maksimum sayı uyğun olaraq 18 və 32 bərabərdir (cədvəl 2.1).

Spektroskopiya terminologiyasında $n=1,2,3,4$ və s. qiymətlərində energetik səviyyəni eyni zamanda uyğun olaraq K, L, M, N, P, Q ilə də işarə edirlər.

$n=1$ qiymətini K , $n=2$ qiymətini L , $n=3$ qiymətini M , $n=4$ qiymətini N və s. ilə göstərilir.

Ayrı-ayrı səviyyələrdə elektronların sayı müxtəlif olur. Məsələn, K -səviyyəsində elektronun maksimum sayı 2, L -səviyyəsində elektronun maksimum sayı 8, M -səviyyəsində elektronların maksimum sayı 18 bərabərdir.

Çoxelektronlu atomlarda yarım energetik səviyyələrdə (s, p, d, f) elektronların maksimum sayı $2(2l+1)$ formulu ilə hesablanır. Məsələn: $l=0$ qiymətində (s -yarım səviyyədə) elektronun maksimum sayı $2(2 \cdot 0 + 1) = 2(s^2)$, $l=1$ qiymətində (p -yarım səviyyədə) elektronun maksimum sayı $2(2 \cdot 1 + 1) = 6(p^2)$, $l=2$ qiymətində (d -yarım səviyyədə) elektronun mak-

simum sayı $2(2 \cdot 2 + 1) = 10(d^{10})$ və s. bərabərdir. Ümumi halda yarım energetik səviyyələrdə elektronların sayı ns^2 , np^6 , nd^{10} - və nf^{14} - formasında göstərilir.

Atomda elektronun enerjisi baş və əlavə kvant ədədlərin qiymətindən asılı olduğu üçün orbitalların elektronla dolmasında qanunauyğunluq müşahidə olunur. Bu qanunauyğunluqdan istifadə edərək əvvəlcədən energetik səviyələrin elektronla necə dolmasını söyləmək olur. Bu qaydaya əsasən elektronların yarım energetik səviyələrə dolması baş və əlavə kvant ədədlərinin cəmindən $(n+l)$ asılıdır. Bu asılılığa minimum enerji prinsipi deyilir. Minimum enerji prinsipinə görə orbitalın elektronla dolması $n+l$ cəminin ədədi qiymətindən asılıdır. Məs.: $4s$ - orbitalında $n+l=4+0=4$, $3d$ - orbitalında $n+l=3+2=5$ bərabərdir. Minimum enerji prinsipinə görə dolma $n+l$ cəminin kiçik qiymətindən başlamalıdır, ona görə də əvvəlcə $4s$ - orbitalı, sonra isə $3d$ - orbitalı dolmalıdır və ya $2s$ - orbitalında $n+l=2+0=2$; $2p$ -orbitalında isə $n+l=2+1=3$ bərabərdir. Minimum enerji prinsipinə görə orbitalın dolması $2s$ - orbitalından başlayır və s.

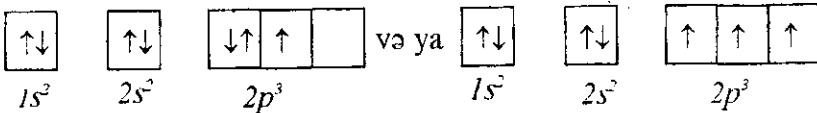
Əgər baş kvant ədədi ilə əlavə kvant ədədinin cəminin ədədi qiyməti bərabər olarsa, (məs.: $3d$ -, $4p$ - və $5s$ - orbitalarda $n+l$ cəmi bərabərdir). $3d$ - $n+l=3+2=5$; $4p$ - $n+l=4+1=5$; $5s$ - $n+l=5+0=5$; onda əvvəl baş kvant ədədi kiçik olan orbital dolur. Deməli birinci $3d$ - orbitalı və sonra ardıcıl olaraq $4p$ -, $5s$ - orbitalları dolur. Qeyd etmək lazımdır ki, bu qaydanın pozulma hallarına da rast gəlmək olur. Məs: Lantan elementində $5d$ - və $4f$ - orbitallarında baş və əlavə kvant ədədinin cəmi $5d$ - orbitlında $n+l=5+3=8$ və $4f$ - orbitalında $n+l=4+4=8$. Hər iki orbitalda $n+l$ cəmi bərabərdir. Minimum enerji prinsipinə görə dolma $4f$ - orbitalından başlamalı idi, çünki, $4f$ -orbitalın baş kvant ədədi kiçikdir ($n=4$).

Ancaq orbitalın dolması $5d$ - energetik səviyyədən başlayır.

Kvant ədədinin birinci dörd energetik səviyyələrində elektronların sayı

Energetik səviyyə, n	Yarım səviyyə $l=0,1,2,3\dots n-1$	Maqnit kvant ədədinin m_s qiymətləri, orbitalların sayı	Elektronların maksimum sayı	
			Yarım səviyyədə	$2n^2$ səviyyəsində
1	s 0	0	2	$2 = 2 \cdot 1^2$
2	s 0	0	2	$8 = 2 \cdot 2^2$
	p 1	-1, 0, +1	6	
3	s 0	0	2	$18 = 2 \cdot 3^2$
	p 1	-1, 0, +1	6	
	d 2	-2, -1, 0, +1, +2	10	
4	s 0	0	2	$32 = 2 \cdot 4^2$
	p 1	-1, 0, +1	6	
	d 2	-2, -1, 0, +1, +2	10	
	f 3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	14	

Çoxelektronlu atomlarda yarımergetik səviyyələr minimum enerji prinsipindən və Pauli prinsipindən əlavə bir də Hund qaydasına görə dolur. Elektronlar s -, p -, d -, və f -energetik səviyyələrdə əvvəlcə tək-tək yerləşir və sonra ikinci elektron daxil olur və nəticədə elektronlar ikiləşirlər. Başqa sözlə yarımergetik səviyyələrdə elektronlar e^l yerləşir-məlidir ki, onların spin kvant ədədlərinin cəmi maksimum olsun. Məs.: azot atomunda elektron konfigurasiyası $1s^2 2s^2 2p^3$ formasındadır. Azot atomunda elektronlar iki variantda paylana bilər.



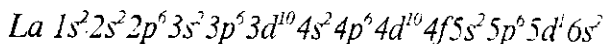
Birinci variantda spinlərin cəmi $\Sigma s = \frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = +\frac{1}{2}$,

ikinci variantda spinlərin cəmi: $\Sigma s = +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 3/2$.

İkinci variantda spin kvant ədədinin cəmi maksimumdur, Hund qaydasına görə elektrolar ikinci variant üzrə, yəni spin kvant ədədlərinin jəmi maksimum olan variantda paylanmalıdır.

Hal-hazırda spektroskopiyanın təcrübi məlumatlarına və müasir texnikanın köməyi ilə nəzəri hesablamadan alınan nəticələrə əsasən bütün elementlərin atomlarında elektronların energetik səviyyələr üzrə paylanması öyrənilmişdir (cədvəl 2.2).

Hər bir element üçün onun nüvəsinin ətrafında elektronların paylanmasına həmin elementin elektron konfigurasiyası deyilir. Məs.: sıra nömrəsi $Z=4$ olan natrium elementinin elektron konfigurasiyası $Na 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ -dir və ya sıra nömrəsi $Z=57$ olan lantan elementinin elektron konfigurasiyası



formasındadır.

Normal halda elementlərin atomunun elektron quruluşu

Səviyyə	K	L	M			N		
n	1	2	3			4		
l	0	0	1	0	1	2	0	1
yarım səviyyə	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p
1 H	1							
2 He	2							
3 Li	2	1						
4 Be	2	2						
5 B	2	2	1					
6 C	2	2	2					
7 N	2	2	3					
8 O	2	2	4					
9 F	2	2	5					
10 Ne	2	2	6					
11 Na	2	2	6	1				
12 Mg	2	2	6	2				
13 Al	2	2	6	2	1			
14 Si	2	2	6	2	2			
15 P	2	2	6	2	3			
16 S	2	2	6	2	4			
17 Cl	2	2	6	2	5			
18 Ar	2	2	6	2	6			
19 K	2	2	6	2	6		1	
20 Ca	2	2	6	2	6		2	
21 Sc	2	2	6	2	6		2	
22 Ti	2	2	6	2	6	1	2	
23 V	2	2	6	2	6	2	2	
24 Cr	2	2	6	2	6	3	1	
25 Mn	2	2	6	2	6	5	2	
26 Fe	2	2	6	2	6	5	2	
27 Co	2	2	6	2	6	6	2	
28 Ni	2	2	6	2	6	7	2	
29 Cu	2	2	6	2	6	8	1	
30 Zn	2	2	6	2	6	10	2	
31 Ga	2	2	6	2	6	10	2	1
32 Ge	2	2	6	2	6	10	2	2
33 As	2	2	6	2	6	10	2	3
34 Se	2	2	6	2	6	10	2	4
35 Br	2	2	6	2	6	10	2	5
36 Kr	2	2	6	2	6	10	2	6

Cədvəl 2.2 ardı

səviyyə	K	L	M	N				O			P
n	1	2	3	4				5			6
l				0	1	2	3				
yarımsəviyyə				4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	6s
37 Rb	2	8	18	2	6			1			
38 Sr	2	8	18	2	6			2			
39 Y	2	8	18	2	6	1		2			
40 Zr	2	8	18	2	6	2		2			
41 Nb	2	8	18	2	6	4		1			
42 Mo	2	8	18	2	6	5		1			
43 Tc	2	8	18	2	6	5		2			
44 Ru	2	8	18	2	6	7		1			
45 Rh	2	8	18	2	6	8		1			
46 Pd	2	8	18	2	6	10		0			
47 Ag	2	8	18	2	6	10		1			
48 Cd	2	8	18	2	6	10		2			
49 In	2	8	18	2	6	10		2	1		
50 Sn	2	8	18	2	6	10		2	2		
51 Sb	2	8	18	2	6	10		2	3		
52 Te	2	8	18	2	6	10		2	4		
53 I	2	8	18	2	6	10		2	5		
54 Xe	2	8	18	2	6	10		2	6		
55 Cs	2	8	18	2	6	10		2	6		1
56 Ba	2	8	18	2	6	10		2	6		2
57 La	2	8	18	2	6	10		2	6	1	2
58 Ce	2	8	18	2	6	10	2				
59 Pr	2	8	18	2	6	10	3				
60 Nd	2	8	18	2	6	10	4				
61 Pm	2	8	18	2	6	10	5				
62 Sm	2	8	18	2	6	10	6				
63 Eu	2	8	18	2	6	10	7				
64 Gd	2	8	18	2	6	10	7			1	
65 Tb	2	8	18	2	6	10	9				
66 Dy	2	8	18	2	6	10	10				
67 Ho	2	8	18	2	6	10	11				
68 Er	2	8	18	2	6	10	12				
69 Tm	2	8	18	2	6	10	13				
70 Yb	2	8	18	2	6	10	14				
71 Lu	2	8	18	2	6	10	14				

Cədvəl 2.2 ardı

Səviyyə	K	L	M	N	O				P			Q
N	1	2	3	4	5				6			7
L					0	1	2	3	0	1	2	0
Yarımsəviyyə					5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s
72 Hf	2	8	18	32	2	6	2		2			
73 Ta	2	8	18	32	2	6	3		2			
74 W	2	8	18	32	2	6	4		2			
75 Re	2	8	18	32	2	6	5		2			
76 Os	2	8	18	32	2	6	6		2			
77 Ir	2	8	18	32	2	6	7		2			
78 Pt	2	8	18	32	2	6	9		1			
79 Au	2	8	18	32	2	6	10		1			
80 Hq	2	8	18	32	2	6	10		2			
81 Tl	2	8	18	32	2	6	10		2	1		
82 Pb	2	8	18	32	2	6	10		2	2		
83 Bi	2	8	18	32	2	6	10		2	3		
84 Po	2	8	18	32	2	6	10		2	4		
85 At	2	8	18	32	2	6	10		2	5		
86 Rn	2	8	18	32	2	6	10		2	6		
87 Fr	2	8	18	32	2	6	10		2	6		1
88 Ra	2	8	18	32	2	6	10		2	6		2
89 As	2	8	18	32	2	6	10		2	6	1	2
90 Th	2	8	18	32	2	6	10		2	6	2	2
91 Pa	2	8	18	32	2	6	10	2	2	6	1	2
92 U	2	8	18	32	2	6	10	3	2	6	1	2
93 Nb	2	8	18	32	2	6	10	5	2	6	1	2
94 Pu	2	8	18	32	2	6	10	6	2	6		2
95 Am	2	8	18	32	2	6	10	7	2	6		2
96 Cm	2	8	18	32	2	6	10	7	2	6	1	2
97 Bk	2	8	18	32	2	6	10	9	2	6	1	2
98 Cf	2	8	18	32	2	6	10	10	2	6		2
99 Es	2	8	18	32	2	6	10	11	2	6		2
100 Fs	2	8	18	32	2	6	10	12	2	6		2
101 Md	2	8	18	32	2	6	10	13	2	6		2
102 No	2	8	18	32	2	6	10	14	2	6		2
103 Lr	2	8	18	32	2	6	10	14	2	6		2
104 Ku	2	8	18	32	2	6	10	14	2	6		2

ELEMENTLƏRİN DÖVRI SİSTEMİ

3.1. Dövri sistemin inkişafı və yaranması

Elementlərin sistemləşdirilməsində 1815-1869-cü illərdə 30-a qədər müxtəlif variantlar təklif olunmuşdur. Bu variantların çoxunda elementləri onların atom kütlələrinin artması prinsipi üzrə düzmüşlər. İlk dəfə fransız alimi Debereyner 1817-ci ildə oxşar elementlərin triadalarını düzəltmiş və onu 1829-cü ildə təkmilləşdirmişdir. 1857-ci ildə Lensen 20 triada vermişdir. 1863-cü ildə Şankurtua silindirin ətrafında spiral xətt üzrə 50 elementi atom kütləsinin artması qaydası üzrə düzərək oxşar elementlərin alt-alta düşməsinə müşahidə etmişdir.

1864-cü ildə Meyer bir-birilə əlqədar olan altı qrupdan ibarət cədvəl düzəltmiş və həmin cədvəl üzrə muhazirə oxumuş, ancaq Meyer öz kəşfinin əhəmiyyətini başa düşməmiş və onu 1869-cü ilə qədər çap etdirməmişdir. Meyer öz cədvəlini Mendeleyevin məqaləsi çap olandan sonra çap etdirmişdir.

1865-ci ildə Nyülendes müəyyən etmişdir ki, əgər elementlər atom kütləsinin artması üzrə düzülə, 8-ci elementdə xassə təkrar olur ki, bunu da "oktava qanunu" adlandırmışdır. Bundan başqa elementlərin təsnifatında Odliq, Maris, Petten Kofer, Düma, Qladiston, Kremers və s. xidmətləri olmuşdur. D.İ.Mendeleyevin özü dəfələrlə qeyd edirmiş ki, mən Dyumanın, Qladistonun, Petten Koferin, Kremersin işlərindən istifadə etmişəm. Bunlardan Lensenə və Dümanı xüsusilə qeyd edirmiş. 1869-cü ilin fevralında D.İ.Mendeleyev elementlərin atom kütləsi və kimyəvi xassəsinə əsasən dövri sistemin birinci variantını təklif etmişdir ki, bu sistem o vaxt məlum olan 63 elementi əhatə edirmiş. Mendeleyev

elementləri sistemləşdirərkən əsasən iki çətinliyə rast gəlmişdir. Əvvəllə bütün elementlər hələ kəşf olunmamışdır. Bundan başqa məlum olan elementlərin atom kütləsi dəqiq təyin edilməmişdir.

D.İ.Mendeleyev ömrünün son 37 ilini dövrü sistemin təkmilləşdirilməsinə sərf etmişdir. 1870-ci ildə çap olunmuş məqalədə dövrü sistemin vacib momentləri göstərilmişdir. Xəssəcə bora, alüminiuma və silisiuma oxşar və atom kütləsi 44, 68, 72 olan elementlərin kəşf olunacağını əvvəlcə söyləmişdir. Bir çox elementlərin (Os, Ir, Pt, Au, I, Te, Ni, Co) atom kütlələrinin yenidən dəqiqləşdirilməsini təklif etmişdir. Mendeleyev nəinki məlum olmayan elementlərin kəşfini əvvəlcədən söyləmiş, hətta dövrü qanuna əsasən onların fiziki və kimyəvi xassələrini də söyləmişdir. Atom kütləsi 44, 68, 72 olan elementlərin xassələrini daha ətraflı təyin etmişdir.

1875-ci ildə Lekok de Buabodron atom kütləsi 68 olan yeni element kəşfi etmiş və keçmiş Fransanın şərəfinə qallium (Ga) adlandırmışdır. 1879-cü ildə Nilson Kleve atom kütləsi 44 olan yeni element kəşf etmiş və Skandinaviyanın şərəfinə skandium (Sc) adlandırmışdır. 1886-cı ildə Vinkler atom kütləsi 72 olan üçüncü elementi kəşf etmiş, öz ölkəsinin şərəfinə germanium (Ge) adlandırmışdır.

Mendeleyev elementlərin dövrü sistemini təklif etdiyi vaxt lantanoidlərdən ancaq La^{III} , Ce^{IV} , Eu^{II} , Nd^{V} , Pr^{V} məlum idi. Bu elementlərin dövrü sistemdə yerləşdirilməsində çox çətinlik çəkmişdir. Eu, La III - qrupda, Ce-IV-qrupda, Nd və Pr isə V-qrupda yerləşdirmişdir.

Mendeleyev tellurun atom kütləsinin (127,6) yodun atom kütləsindən (127) çox olmasına baxmayaraq onları kimyəvi xassələrinə əsasən VI və VII qrupda yerləşdirmişdir. Yodu F, Cl, Br ilə VII qrupda, telluru isə S, Se ilə VI qrupda yerləşdirmişdir. Həmçinin kobalt (58,9) ilə nikeli (58,7) atom kütləsinin artması prinsipi ilə yerləşdirməmişdir.

Dövri sistem ilk dəfə 1893-cü ildə Ramzay atom kütləsi 39,9 olan elementi (Ar) kəşf edəndən sonra sınaqdan çıxmışdır. Həmin element atom kütləsinə görə dövri sistemdə kalium (39,1) ilə kalsium (40) arasında yerləşməli idi. Burada isə boş yer saxlanmamışdır. Bu isə çoxlu mübahisələrə səbəb oldu. Arqonun (fəaliyyətsiz) kəşfindən sonra helium (günəşdə), neon (təzə), ksenon (yad) və kripton (gizli) kəşf olundu. Məlum oldu ki, onlar eyni fiziki və kimyəvi xassəyə malik xüsusi elementlərdir və ayrıca bir qrupda yerləşməlidir. Bu elementlər fiziki xassəcə bir-birinə oxşar və kimyəvi cəhətcə passif olduğu üçün onlar təsirsiz qazlar adlandırılmış və dövri sistemdə ayrıca sıfır qrupunda yerləşdirilmişdir. 1962-ci ilə kimi ədəbiyyatda onlar təsirsiz qazlar və ya sıfır qrupu elementi adlandırılırdı. 1962-ci ildə Bartlet ilk dəfə ksenonun ion xarakterli $Xe^+[PtF_6]^-$ birləşməsini və 1963-cü ildə XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 , $XeO_2 \cdot 2H_2O$, XeO_3 , KrF_2 , KrF_4 , RnF_4 , XeO_4 və s. birləşmələrin kəşfindən sonra təsirsiz qazların tarixində yeni səhifə açıldı. Hət-tüzürdə təsirsiz qazlar VIII qrupda yerləşir və VIII qrupun əsas yarımqrup elementi hesab olunur. Ədəbiyyatda nadir qazlar və ya nəcib qazlar adı ilə gedir.

Mendeleyevin özü elementləri əsas və əlavə yarımqruplara bölmüşdür. Ancaq əsas yarımqrup elementləri ilə əlavə yarımqrup elementləri arasında əlaqə zəifdir və ziddiyyətlər var. Məsələn, beşinci qrup elementi stibium arsenin analoqudur, niobium isə vanadiumun analoqudur, azot ilə oxşarlığı yoxdur. Bundan başqa As və Nb fosforla heç bir əlaqəsi yoxdur. Uzun zaman bu oxşarlığı onların təsadüfi birləşmələri ilə əlaqələndirirdilər. Məsələn, arsendə, fosforda PH_3, AsH_3 tipli birləşmə əmələ gəlir, ancaq vanadium o tip birləşmə əmələ gətirmir. Bu baxımdan arsen yarımqrupu elementlərinə "əsas", vanadium yarımqrupu elementlərinə isə "əlavə" yarımqrup kimi baxırlar. Arsen yarımqrupu ilə vanadium yarımqrupu elementləri arasında

heç bir əlaqə yoxdur. Belə uyğunsuzluq başqa qruplarda da özünü göstərir. Bundan əlavə dövrü sistemdə bir çox izah olunmamış məsələlər də meydana çıxırdı. Məsələn, birinci dövrdə hidrogenlə helium arasında yeni elementin olub olmaması, Te, I, Co, Ni atom kütlələrinin artması prinsipi üzrə yerləşdirilməməsi, nadir torpaq elementlərinin, aktinoidlərin, təsirsiz qazların yerləşdirilməsi, təbiətdə mümkün olan elementlərin hamısının kəşf olub-olmaması və s.

Ona görə də 1905-ci ildə Verner dövrü sistemin quruluşunun dəyişməsinə təklif etmişdir. Atomun elektron quruluşu öyrəniləndən sonra müəyyən olmuşdur ki, dövrü sistemin əsasını ancaq atomun quruluşu təşkil edir və elementlərin kimyəvi xassəsi valent elektronundan asılıdır. Elementin valentliyi onun qrup nömrəsini təyin edir. Mendeleyevin elementlərin dövrü sistemi ikinci dəfə ciddi sınaqdan 1914-cü ildə, Mozli qanunundan sonra çıxdı. Mozli qanunundan sonra hesab etmək olar ki, dövrü sistem yenidən kəşf olundu, təkmilləşdi. Mozli qanununun nəticələri birbaşa dövrü sistemin quruluşuna aiddir. Mozli qanunu sübut etdi ki, dövrü sistemdə elementlərin düzülüş ardıcılığı tamamilə düzgündür. Müşahidə olunan Ar-K, Co-Ni, Te-I anomaliyası (qanunauyğunluqdan kənara çıxma) dövrü sistemin qanunauyğunluğunu pozmur. Mozli qanununa əsasən müəyyən oldu ki, sıra nömrəsi $Z=43, 61, 72, 75, 85, 87$ olan elementlər hələ kəşf olunmayıb. Mozli qanununa əsasən müəyyən oldu ki, dövrü sistemdə hidrogen birinci elementdir, hidrogenlə helium arasında heç bir element olmamalıdır və s.

3.2. Mozli qanunu

Atomların spektri təcrübi yolla kifayət qədər yaxşı öyrənilmiş və sistemləşdirilmişdir. Onların dalğa uzunluğu təqribən 10^{-7} m-dən 10^{-4} m-ə kimi dəyişir ($1000-100.000 \text{ \AA}$). Ortaiki spektr müxtəlif seriyaların cəmindən ibarətdir və onun əsasında atomda elektron quruluşu öyrənilir. Rentgen

şüası elektromaqnit dalğalarından ibarət olub uzunluğu 0,06 - 20 A° arasında dəyişir. Onu rentgen borusunda antikatodu elektron seli ilə şüalandırmaqla alırlar. Rentgen şüasının dalğa uzunluğu qısadır, tezliyi isə yüksəkdir, kvantı böyük enerjiyə malikdir. Rentgen şüası atomda olan daxili orbitalların elektronlarının keçidi nəticəsində alınır. Antikatodu elektron seli ilə atəşə tutduqda iki növ (bütöv və xətti) spektr alınır. Xətti spektr antikatodun materialından asılıdır. Atomda elektronun vəziyyətini öyrənmək üçün xətti spektrdən istifadə edirlər. Xətti spektri öyrənmək üçün adi prizmadan və adi difraksiya qəfəsindən istifadə etmək mümkün deyil. Hətta belə süni surətdə difraksiya qəfəsinin bir millimetrində 1700 paralel səthlər yerləşdirilsə, belə səthdə rentgen şüası difraksiyaya uğramır. Belə qısa dalğa (0,06-20A°) üçün birmillimetrində bir milyona kimi səthi olan difraksiya qəfəsi tələb olunur. Bu isə praktiki mümkün deyil. 1912-ci ildə Lauye difraksiya qəfəsi kimi monokristaldan istifadə etmiş və gözəl nəticə almışdır. Məlum olmuşdur ki, kristalda atomlar arasında olan məsafə rentgen şüasının dalğa uzunluğuna yaxındır. Monokristal bir-birindən eyni məsafədə yerləşən müstəvi torlar seriyası hesab etmək olar. Atomlar kristalda müəyyən qaydada bir-birindən təqribən 10^{-10} m məsafədə yerləşirlər ki, bu məsafə də rentgen şüasının dalğa uzunluğuna uyğundur, ona görə də kristal rentgen şüasının spektrini verir. Tezliklə Lauye, Braqqa, Debay və s. cihaz icad edərək demək olar ki, bütün elementlərin rentgen spektrini almışlar. Bu sahədə Rezerfordun tələbəsi Mozli¹ daha dəyərli işlər görmüşdür. Bunun üçün Mozli tədqiq ediləcək elementin birləşməsini Pt və ya W -dan hazırlanmış antikatodun üzərinə yaymaqla həmin elementdən ibarət antikatod düzəltmişdir. Bu üsulla natrium elementindən urana (Z=11-92) qədər bütün elementlərin

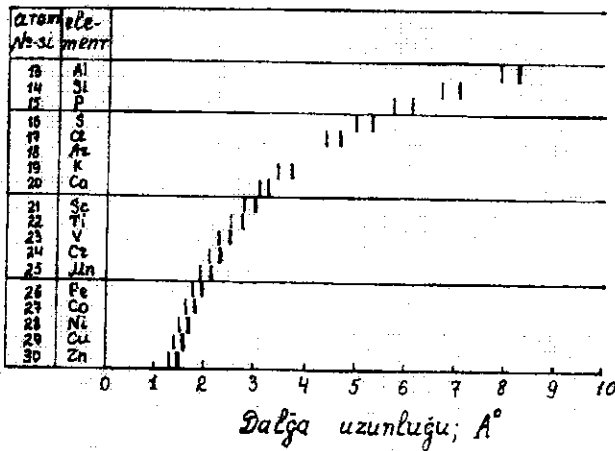
¹ Mozli Rezerfordun ən talanlı tələbələrindən biri olmuş, 1915-ci ildə birinci Dünya müharibəsində Dardanel əməliyyatında həlak olmuşdur.

rentgen spektrini almışdır. Bu elementlər hidrogen atomunun spektrinə uyğun spektr verir. Xarici qüvvənin təsiri ilə öz yerini tərk etmiş elektron daxili energetik səviyyədə boş yeri tutduqda rentgen şüasının xətti spektri alınır. Həyəcanlanmış elektronlar uzaq energetik səviyyədən birinci energetik ($n=1$) səviyyəyə qayıdanda xətlər seriyası alınır ki, onu da K hərfi ilə işarə edirlər. Əgər elektron L energetik səviyyədən ($n=2$) K energetik səviyyəyə ($n=1$) qayıdıbsa, o xətti K_α , əgər elektron M-energetik səviyyədən ($n=3$) K-energetik səviyyəyə ($n=1$) qayıdıbsa, o xətti K_β və nəhayət əgər elektron N-energetik səviyyədən ($n=4$) K-energetik səviyyəyə ($n=1$) qayıdıbsa o xətti K_γ ilə işarə edirlər. Uyğun olaraq əgər həyəcanlanmış elektron ikinci energetik səviyyəyə ($n=2$) qayıdırsa, yeni xətlər seriyası alınır ki, onu da L -hərfi ilə işarə edirlər. Burada həyəcanlanmış elektron M-energetik səviyyədən ($n=3$) L -energetik səviyyəyə ($n=2$) qayıdırsa, o xətti L_α ilə, N-energetik səviyyədən ($n=4$) L -energetik səviyyəyə ($n=2$) qayıdırsa, o xətti L_β ilə işarə edirlər. Həyəcanlanmış elektron üçüncü energetik səviyyəyə ($n=3$) qayıdırsa, o xətti M hərfi ilə, dördüncü səviyyəyə ($n=4$) qayıdırsa, o xətti N hərfi ilə işarə edirlər və s.

Litiumdan başlayaraq ($Z=3$) neodima ($Z=60$) kimi hər bir element müxtəlif intensivlikdə beş xətdən ibarət K-seriyasını verir. Onları da K_{α_1} , K_{α_2} , K_{β_1} , K_{β_2} və K_γ ilə işarə edirlər.

Elementlərin sıra nömrəsi artıqca spektrin dalğa uzunluğu kiçilir. Sıra nömrəsi $Z=30$ olan elementdən (Zn) sıra nömrəsi $Z=92$ olan elementə (U) kimi rentgen spektrində K-seriyadan başqa L -seriyası da alınır. L -seriyası 10-14 xətdən ibarətdir. Ən intensiv xətt L_α ilə işarə olunur. Burada da elementin sıra nömrəsi artdıqca dalğa uzunluğu qısalmır. Sıra nömrəsi $Z=60$ olan elementdən (Nd) sıra nömrəsi $Z=92$

olan element kimi (U) K, L seriyasından başqa M, N, O, P, Q seriyaları da alınır. Volframın ($Z=74$) rentgen spektrində K, L və M seriyası alınır. Onların dalğa uzunluğu aşağıdakı kimi dəyişir (şəkil 3.1.).



Şəkil 3.1. Bəzi elementlərin rentgen spektrinin dalğa uzunluğunun qanuna uyğun dəyişməsi

K-seriyasında rentgen spektrinin dalğa uzunluğu (λ) və intensivliyi

K_{α_1} üçün $\lambda=0,20885\text{Å}$, intensivliyi 10 ballı şkala üzrə 10.

K_{α_2} üçün $\lambda=0,21352\text{Å}$, intensivliyi 10 ballı şkala üzrə 8.

K_{β_1} üçün $\lambda=0,18436\text{Å}$, intensivliyi 10 ballı şkala üzrə 4.

və həmin qayda üzrə M seriyasında rentgen spektrinin dalğa uzunluğu (λ) və intensivliyi.

M_{α} üçün $\lambda=6,973\text{Å}$, intensivliyi 10 ballı şkala üzrə 8.

M_{β} üçün $\lambda=6,754\text{Å}$, intensivliyi 10 ballı şkala üzrə 5.

M_{γ} üçün $\lambda=6,691\text{Å}$, intensivliyi 10 ballı şkala üzrə 1.

Məlum olmuşdur ki, bütün elementlərin rentgen spektrləri bir-birinə oxşayır. Onlar eyni seriyadan və eyni xətlərdən ibarətdir, ancaq fərq ondadır ki, elementin sıra nömrəsi artdıqca rentgen spektrinin dalğa uzunluğu kiçilir.

Mozli müqayisə üçün müxtəlif seriyalardan yüksək intensivliyə malik eyni xətləri seçmiş, ordinat oxu üzrə dalğa ədədini, absis oxu üzrə elementin sıra nömrəsini (və ya nüvənin yükünü) götürməklə xətti asılılıq almışdır.

Sıra nömrəsi $Z=30$ (Zn)-dan sıra nömrəsi $Z=60$ (Nd) qədər olan elementlər üçün K-seriyasının intensiv xətlərindən, nüvəsinin yükü böyük olan elementlər üçün L-seriyasının intensiv xətlərindən istifadə etmişdir. Gənc alim elementin sıra nömrəsi ilə rentgen spektrinin dalğa ədədi arasında qanunauyğunluq müşahidə etmişdir. Mozli müəyyən etmişdir

ki, elementlərin rentgen spektrlərinin dalğa ədədinin $\left(\frac{1}{\lambda}\right)$

kvadrat kökü ilə elementin sıra nömrəsi arasında xətti asılılıq var. Bu asılılıq riyazi formada aşağıdakı kimi ifadə olunur.

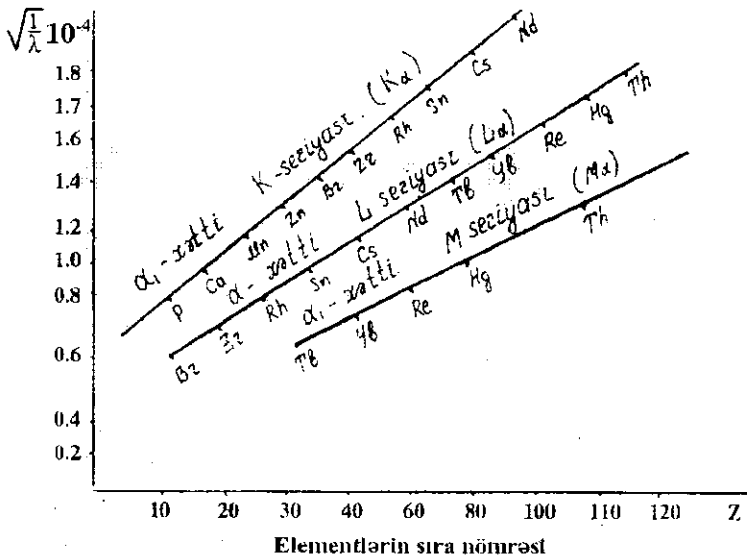
$$\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = A(Z - b)$$

Burada A və b sabit kəmiyyətdir, müxtəlif seriyalar üçün müxtəlif qiymətlər alır. Z -elementin sıra nömrəsini göstərir (şəkil 3.2).

Şəkildən görüldüyü kimi dalğa ədədinin kvadrat kökü ilə elementin sıra nömrəsi arasındakı asılılıq xəttidir. Bu asılılıqda sıra nömrəsi hər hansı bir Z -olan element arada buraxılmış olarsa, xətti asılılıqda pozğunluq alınar.

Bu asılılıqdan istifadə edərək Mozli elementlərin sıra nömrəsini və tapılmayan elementlərin sayını dəqiqləşdirmişdir. Əgər tapılmayan element varsa onda iki element arasındakı məsafə iki dəfə böyük olur. Məs: Ar və Kr buna misal ola bilər. Onların rentgen spektri texniki səbəblər üzündən təyin olunmamışdır. Mozli özünün qanunundan istifadə edərək (1914) sıra nömrəsi 43, 61, 72, 75, 85, 87 olan və hələ

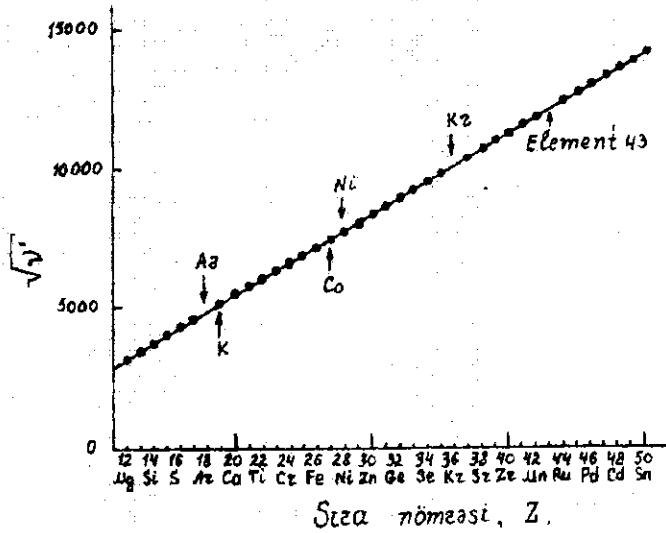
kəşf olunmamış elementlərin tapılacağını söyləmiş və eyni zamanda dövri sistemdə Co-Ni, Ar-K, Te-I yerini dəqiqləşdirmişdir (şəkil 3.3).



Şəkil 3.2. Sxematik K, L, M seriyaların alınması

1924-ci ildə N.Borun nəzəri hesablamalarına görə Qeşə və Koster sirkonium mineralı tərkibində sıra nömrəsi 72 olan elementi kəşf etmiş, Kopenhagenin keçmiş adı olan Hafnium adlandırmışlar. N.Borun nəzəri hesablamalarından əvvəl sıra nömrəsi 72 olan elementi nadir torpaq elementlərin mineraları tərkibində axtarırmışlar.

Hətta, 1911-ci ildə J. Urbenin kəşf etdiyi keltin elementini (sonra məlum olmuşdur ki, səhvdir) hesab edirdilər ki, $Z=72$ olan elementdir. N.Bor özünün atom quruluşu nəzəriyyəsinə görə belə nəticəyə gəlmişdir ki, nadir torpaq elementlər $Z=71$ olan elementdə (lütetsiumda Lu) qurtarır. $Z=72$ olan element sirkonium elementi, ilə analog olmalıdır onu sirkonium mineralı içərisində axtarmaq lazımdır.



Şəkil 3.3. Elementlərin rentgen spektri tezliyinin (ν) kvadrat kökü ilə elementlərin sıra nömrəsi arasında olan xətti asılılıq (Mozli qanunu)

Sonra N.Bor özünün atomun quruluşu nəzəriyyəsinə əsasən söyləmişdir ki, elektron quruluşuna görə 75-ci element titan yarımqrupu elementlərinə oxşayır və onların mineralı içərisində axtarmaq lazımdır. 1925-ci ildə Noddak, Berq və s. kolumbit və tantalit mineralını analiz edərək sıra nömrəsi 75 olan elementi kəşf etmiş və renium (Re) adlandırmışlar. 1937-ci ildə Seqre və Perye-nüvə reaksiyası vasitəsilə sıra nömrəsi 43 olan elementi kəşf etmiş və Texnesium (süni deməkdir) adlandırmışlar.

Ekamanqan elementinin kəşfini Mendelejev əvvəlcədən söyləmiş 1915-ci ildə Mozli Mendelejevin fikrini təsdiq etmişdir. Sıra nömrəsi $Z=43$ olan element müxtəlif vaxtlarda ayrı-ayrı alimlər tərəfindən "kəşf" olunmuşdur və cədvəldə $Z=43$ olan yeri tutmaq istəmişdir.

Bunlardan birincisi 1846-cı ildə rus alimi Qermanın kəşf etdiyi "ilmenium" elementi, sonra 1886-cı ildə Kern tərəfindən kəşf edilmiş "devium" elementi, 1896-cı ildə Barrerin kəşf etdiyi "lyütsiü", 1908-ci ildə yapon alimi Oqavanın kəşf etdiyi "nipponium" elementi, 1925-ci ildə Noddakin kəşf etdiyi "mazirium" və nəhayət 1937-ci ildə Kaliforniya universitetində $Z=42$ olan elementi (Mo) $\frac{1}{2}\alpha$ hissəciyi ilə atəşə tutmaqla sintez edilmiş "texnesium" elementi¹.

Seqre, Korson və Makenzin sıra nömrəsi 85 olan elementi kəşf etmiş və fransium (Fr) adlandırmışdır.

1947-ci ildə Marinsk və Qlenden uranın parçalanma məhsulu kimi sıra nömrəsi 61 olan elementi kəşf etmiş və prometium (Pm) adlandırmışdır. 1981-ci ilə kimi 15 transuran elementi sintez edilmişdir. Bunlardan 9 element birinci dəfə ABŞ-da, 102-107-ci elementlər isə keçmiş SSRİ-də, Dubnada alınmışdır. Sıra nömrəsi 94 olan elementi plutonium (Pu) adlandırmışlar.

Plutoniumun yarımparçalanma dövrü 90 ildir. Plutonium nüvə yanacağında istifadə olunur. 1945-ci ildə atom bombası ${}_{93}^{244}\text{Pu}$ əsasında hazırlanmışdır.

${}_{93}^{239}\text{Pu}$, ${}_{93}^{244}\text{Pu}$ təbiətdə tapılır.

${}_{101}^{256}\text{Md}$ 1955-ci ildə Amerikada alınmış və Mendeleyevin şərəfinə Mendeleyevium adlandırılmışdır. Yarımparçalanma dövrü $1/2 T=54$ gündür. Sonralar 104 və 105-ci elementlər kəşf olunmuşdur. Beləliklə, elementlərin və onların birləşmələrinin xassəsi elementin atom kütləsi ilə deyil, nüvənin yükü və sıra nömrəsi ilə əlaqədardır. Müasir dövrü qanun hal-hazırda aşağıdakı kimi ifadə olunur. Elementin və onun birləşmələrinin xassələri onun nüvəsinin müsbət yükündən dövrü surətdə asılıdır.

Klassik dövrü sistem atom kütləsinin artmasına əsasən verilməsinə baxmayaraq, öz mahiyyətini saxlayır. Bu onunla əlaqədardır ki, əksər elementlərin sıra nömrəsi praktiki olaraq onun atom kütləsinin yarısına bərabərdir. Ona görə

¹ Химия и жизнь 1981. №8, стр-36.

də klassik dövrü sistem ümumi halda öz mahiyyətini itirmir.

Rezerford yazır ki, dövrü sistemdə elementin nömrəsinin nüvənin yükünə bərabər olması ideyasını Bor söyləmişdir. Bundan əlavə Rezerford bir nəfərin də - Van den Brukun da adını çəkmiş. 1930-cü ilə kimi N.Bor həmişə qeyd etmiş ki, bu ideya Van den Bruka aiddir, ancaq bunu Mozli təcrübi yol ilə müvəffəqiyyətlə həyata keçirdi. Mozli də yazmış ki, mən təcrübə yolu ilə Van den Brukun nəzəriyyəsini yerinə yetirmişəm. Van den Bruk hollandiyalıdır. 1889-cü ildə Leyden Universitetinin hüquq fakültəsini bitirmişdir. 1907-ci ildə "α-hissəciyi və elementlərin dövrü sistemi" adlı məqaləsini o dövrün ən hörmətli jurnalların birində çap etdirmişdir.¹⁾

3.3. Müasir dövrü sistem və atomun elektron quruluşu

Hidrogen ən kiçik atom kütləsinə malik elementdir. O elementlərin dövrü sistemində birinci yeri tutur. Onun nüvəsinin yükü $+1$ -dir, nüvənin ətrafında isə bir elektron yerləşir və energetik səviyyəsi $n=1$ -dir.

Baş kvant ədədinin $n=1$, əlavə kvant ədədi $l=0$ və maqnit kvant ədədinin $m_s=0$ qiymətində hidrogen atomunun xaricində bir elektron fırlanır. Onu da $H1s^1$ -formasında yazırlar. Burada əmsal baş kvant ədədini, s-energetik yarımsəviyyəni, üzərindəki bir rəqəmi elektronun sayını göstərir. Energetik yarımsəviyyə sxematik olaraq kvadrat içərisində ox \uparrow və ya xətti ox formasında \uparrow göstərilir.

Əlavə kvant ədədlərini (energetik yarımsəviyyələri) s , p , d və f hərfləri ilə göstərilir. Spektroskopiya terminologiyasında qəbul olunmuşdur ki, $l=0$ «s» ilə, $l=1$ «p» ilə, $l=2$ «d» ilə, $l=3$ «f» ilə göstərsinlər.

Dövrü sistemdə ikinci element heliumdur. Onun nüvəsinin yükü $+2$, ətrafında $2e^-$ fırlanır. Heliumun elektron quruluşu $He1s^2$. Burada hidrogendə olduğu kimi əmsal baş

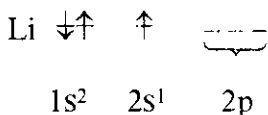
¹ Химия и жизнь. 1985, №11, стр. 90

kvant ədədini ($n=1$), s-energetik yarımsəviyyəni, s^2 -üzərindəki rəqəm elektronların sayını göstərir. Elektronlar energetik yarımsəviyyədə Pauli prinsipinə görə yerləşirlər.

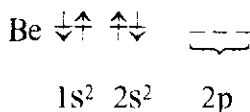
Elektronların müsbət $s = +\frac{1}{2}$ və ya mənfi $s = -\frac{1}{2}$ spinləri

kvadrat $\boxed{\uparrow\downarrow}$ və ya iki istiqamətli ox $\downarrow\uparrow$ kimi göstərilir.

Helium atomunda birinci energetik yarımsəviyyə elektronla dolur və birinci dövr bitir. Birinci dövr ən qısa dövürdür. Üçüncü element olan litiumda ($Z=3$) növbəti elektron ikinci energetik səviyyəyə daxil olur. $n=2$ qiymətində $l=0,1$ qiymətlər alır. Litium atomunda elektron quruluşu $Li 1s^2 2s^1$. Litium ikinci dövrin birinci elementidir, elektronları aşağıdakı kimi energetik səviyyə üzrə paylanır. Litium elementində 2s- energetik yarımsəviyyədə bir qoşalaşmamış elektron var, 2p- energetik yarımsəviyyə tam boşdur

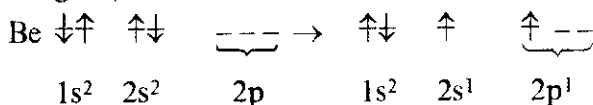


Dövri sistemdə dördüncü element berillium (Be) elementidir ($Z=4$). Nüvəsinin ətrafında dörd elektron fırlanır. Berillium elementində növbəti elektron tam dolmamış 2s- energetik yarımsəviyyəyə daxil olur və nəticədə berilliumun elektron quruluşu $Be 1s^2 2s^2$ formasında olur. Berilliumda da 2p- energetik yarımsəviyyə tam boşdur.

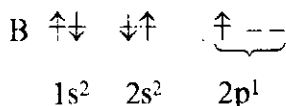


Berilliumun valent energetik səviyyəsində tək elektronun olmamasına baxmayaraq, berillium özünü birləşmələrdə iki valentli aparır. Bu onunla izah olunur ki, elementar berillium başqa elementlərlə qarşılıqlı təsirdə olduqda berillium

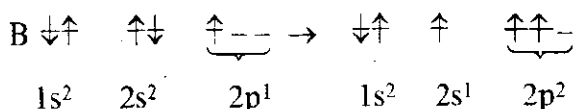
atomu həyəcanlanır, 2s- və 2p- səviyyələr enerji cəhətcə bir-birinə yaxın olduğu üçün (hər ikisində $n=2$) az enerji sərf etməklə, $2s^2$ - energetik səviyyədən elektronun biri 2p- səviyyəsinə keçir və nəticədə berilliumun iki tək elektronu əmələ gəlir, berillium özünü iki valentli aparır.



Dövri sistemdə sıra nömrəsi $Z=5$ olan element bordur (B). Borun nüvəsinin ətrafında beş elektron var. Bor elementində növbəti beşinci elektron tamamilə boş 2p- orbitalına daxil olur və bor aşağıdakı elektron konfigurasiyasını- $B1s^2 2s^2 2p^1$ alır.



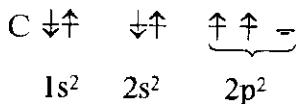
Normal halda borun bir tək valent elektronu var və ona görə də borun bir neçə davamsız BH tipli bir valentli birləşmələri məlumdur. Əksər birləşmələrdə bor özünü üçvalentli aparır. Çünki bor kimyəvi birləşmə əmələ gətirəndə borun atomu həyəcanlanır, enerji cəhətcə yaxın olan $2s^2$ - energetik səviyyədən bir elektron az enerji sərf etməklə 2p- energetik səviyyəyə keçir və nəticədə borun üç tək valent elektronu yaranır



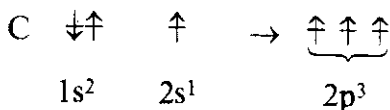
Bor elementində 2p-energetik səviyyədə bir boş orbital əmələ gəlir ($2p^{\square}$). Həmin boş orbitalın hesabına bor əlavə rabitə yaradır ki, buna da donor-akseptor rabitəsi deyirlər. Bor həmin $2p^{\square}$ - boş orbitalı hesabına hidridlərlə kompleks birləşmə əmələ gətirir. Hidridlərdə (NaH , CaH_2 , NdH_3 , və s.) hidrogen metallardan elektron qəbul edərək H^- yüklənir və onda elektron artıqlığı yaranır. BH_3 -də isə əksinə elek-

tron çatışır və boş orbital mövcuddur. $B^{\square}H_3$ və NaH^- qarşılıqlı təsiri nəticəsində kompleks ion $B^{\square}H_3 + H^- \rightarrow [BH_4]^-$ ionu əmələ gəlir. Burada bor akseptor rolu, hidrogen isə donor rolu oynayır.

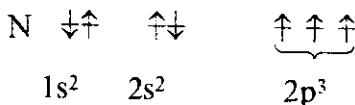
Karbon atomunda ($Z=6$) növbəti elektron Hund qaydasına görə boş $2p$ orbitalına daxil olur.



Normal vəziyyətdə karbon atomunda iki tək valent elektronu yerləşir və karbon iki valentlilik göstərir (məs.: CO), amma karbon əsasən dördvalentli olur (CO_2 , CH_4 , CCl_4 və s.) Berilliumda, bərdə olduğu kimi karbon atomu da başqa elementlərlə qarşılıqlı təsirdə olduqda həyəcanlanır və $2s^2$ elektronun biri asanlıqla $2p$ - energetik səviyyəyə keçir və nəticədə karbonun dörd tək valent elektronu olur. Bu elektronlardan biri s-energetik səviyyədə, üçü isə p-energetik səviyyədə yerləşir ki, bu da sp^2 hibridləşməsi adlanır. Bu elektronların hamısı eyni enerjiyə malik rabitə əmələ gətirir.

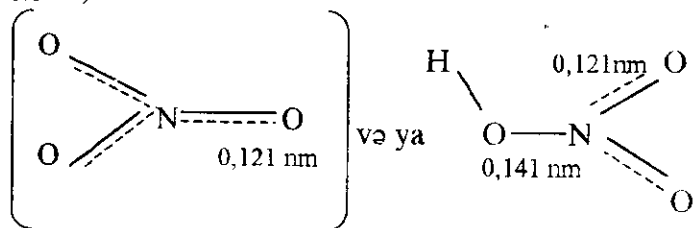


Azot atomunda ($Z=7$) növbəti elektron Hund qaydasına görə boş $2p$ - orbitalına daxil olur və nəticədə azotun üç valent elektronu alınır.

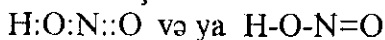


Azot 1, 2, 3, 4 və 5 valentli birləşmələr əmələ gətirir, amma kvant kimyasına görə azot beş valentlilik göstərməməlidir, çünki onun $2d$ - orbitalı yoxdur, $3s$ - orbital enerji cəhətcə əlverişli deyil. Buna baxmayaraq azot əksər birləşmələrdə özünü beş valentli aparır, NO_3^- ionunda yüklərin və π -rabitəsinin delokallaşması hesabına NO_3^- ionunda olan oksigen

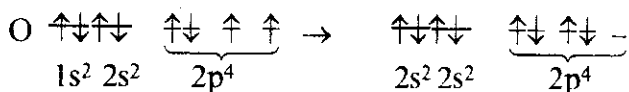
atomlarının hamısı eyni qiymətlidir $d_{NO}=0,121 \text{ nm}$; HNO_3 -molekulunda isə NO rabitəsinin biri təkdir, $d_{NO}=0,141 \text{ nm}$, yerdə qalan iki NO rabitəsi ikiqat rabitəyə yaxındır $d_{NO}=0,121 \text{ nm}$.



Nitrat turşusunda azotun beş valentli olması aşağıdakı kimi izah olunur. Nitrit turşusunda



azotun bölünməmiş bir elektron cütü var, azot donor rolunu oynayaraq əlavə bir donor akseptor kovalent rabitə yarada bilər. HNO_3 -turşusunda üçüncü oksigen atomu akseptor rolunu oynayır. Üçüncü oksigen atomu həyəcanlanır təq elektron cütləşir və $2p$ energetik səviyyəsində bir boş orbital yaradır.



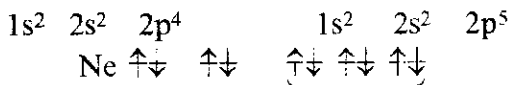
Bu cür həyəcanlanma əvvəl qəbul etdiyimiz həyəcanlanmanın əksinədir, daha doğrusu Hund qaydasının əksinə olan həyəcanlanmadır.

Ancaq Hund qaydası bu cür həyəcanlanmanı istisna etmir, Hund qaydasına görə elektronun bu qayda üzrə cütləşməsi çox enerji tələb edir və sistem davamsız olur.

NO_3^- ionunda və ya HNO_3 birləşməsində qırıq-qırıq xətlərlə göstərilən rabitələr nə rabitənin uzunluğuna görə, nə də rabitə enerjisinə görə bir-birindən fərqlənmir. Bu onu göstərir ki, azotun cütləşmiş elektronları orada olan oksigen atomları ilə eyni dərəcədə donor-akseptor rabitəsi yaradır və ona görə də sxematik qırıq-qırıq xətlərlə göstərilir,

yeni növbə ilə hər iki atomla donor-akseptor rabitəsi yaradır.

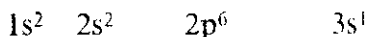
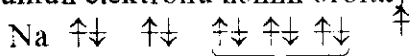
Sıra nömrəsi 6, 7, 8 olan elementlərdə (O, F, Ne) valent elektronların sayı azalır: iki, bir və nəhayət $Z=8$ olan element (Ne) sıfır valentlik göstərir



Oksigenin və flüorun bütün birləşmələrdə valentliyi uyğun olaraq iki və birdir. Oksigenin altı valentli, flüorun isə yeddi valentli olması üçün onların valent elektronları ($2s^2 2p^4$ və $2s^2 2p^5$) $3s$ - və $3p$ - energetik səviyyəyə keçməlidir ki, o da çoxlu enerji tələb edir. Məsələn: $F \rightarrow F^{7+}$ valentli olması üçün $15000 \text{ kkal/q-atom}$ enerji tələb olunur. Kimyəvi reaksiyalarda isə o qədər enerji alınmır.

Azotun, oksigenin və flüorun tək elektronlu olması onların paramaqnit xassəsi ilə isbat olunmuşdur. Neonda isə tək elektron olmadığı üçün o diaqmaqnit xassə daşıyır. Neon elementi ilə ($1s^2 2s^2 2p^6$) ikinci dövr tamamlanır.

Dövri sistemdə üçüncü dövr sıra nömrəsi $Z=11$ olan natrium elementi ilə başlayır. Onun nüvəsinin ətrafında 11 elektron var, elektron konfigurasiyası $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ formasındadır. Natrium elementində yeni energetik səviyyə ($3s$) açılır və natriumun elektronu həmin orbitaya daxil olur

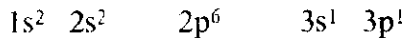
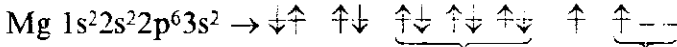


Natriumun valent orbitalında bir tək elektronu olduğu üçün natrium həmişə bir valentli olur.

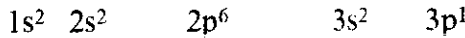
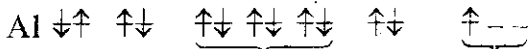
Natriumdan ($Z=11$) arqona ($Z=18$) qədər olan elementlər üçüncü dövrü təşkil edir. Üçüncü dövrün ikinci ele-

menti maqneziumdur ($Z=12$). Maqneziumda növbəti elektron $3s$ - orbitalına daxil olur və onun elektron quruluşu $Mg 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ formasında olur.

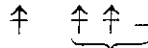
Maqneziumun elektron quruluşunda, valent orbitalında tək elektron yoxdur, normal halda onun elektrovalenti sifira bərabərdir. Ancaq maqnezium onun analoqu olan berillium elementi kimi birləşmələrdə özünü iki valentli aparır. Bu onunla izah olunur ki, normal halda elektrovalentliyi sifir olan maqnezium elementlərlə qarşılıqlı təsirdə olduqda həyəcanlanır və nəticədə onun iki təklənmiş valent elektronu yaranır.



Alüminiumdan ($Z=13$) başlanmış növbəti elektronlar $3p$ - orbitalına daxil olurlar

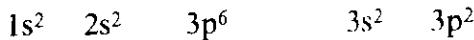
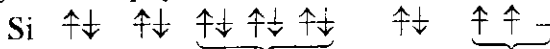


həyəcanlanmış Al atomunda üç tək valent elektronu yaranır.



nəticədə Al^{+3} valentlik göstərir.

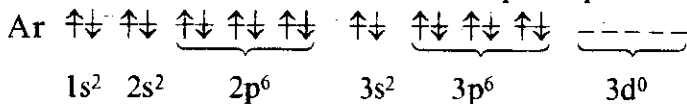
Silisiyum elementində ($Z=14$) növbəti elektron Hund qaydasına uyğun olaraq $3p$ - orbitalına daxil olur.



və nəticədə silisiyumun iki tək elektronu olur, bəzi hallarda silisiyum birləşmələrdə özünü iki valentli aparır (məs: SiO-ağ rəngli tozdur), silisiyum da karbon elementi kimi birləşmələrdə əsasən dörd valentlik göstərir. Silisiyumun özünü dörd valentli aparması karbonda izah olunduğu kimi izah olunur.

Sıra nömrəsi $Z=15;16;17;18$ olan elementlərdə (P,S,Cl,

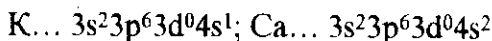
Ar) növbəti elektron 3p- orbitalına daxil olur və arqon atomunda orbital tam dolur. Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



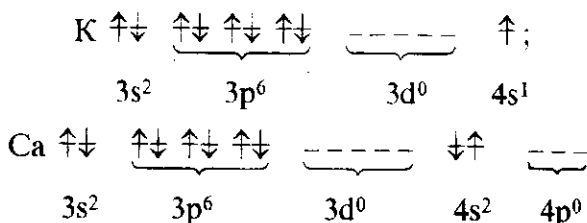
Arqonda tək elektron olmadığı və çox davamlı elektron konfigurasiyası ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) yarandığı üçün ancaq flüor ilə çox çətinliklə bəzi birləşmələr verir. Üçüncü dövr arqonla tamamlanır

Birinci, ikinci və üçüncü dövrlər kiçik dövrlər adlanır. Birinci dövrdə iki, ikinci və üçüncü dövrlərdə isə hərəsində 8 element yerləşir.

Sıra nömrəsi $Z=19$ olan elementdə (K) yeni energetik səviyyə (4s) yaranır və növbəti elektron 4s- orbitalına daxil olur. Minimum enerji prinsipinə görə 3d- orbitalına daxil olmaq üçün nisbətən çox enerji tələb olunur və $Z=19;20$ elementlərdə (Kvə Ca) elektronlar 4s- orbitalına daxil olur. Minimum enerji prinsipinə görə baş kvant ədədi ilə əlavə kvant ədədinin cəmi 4s- orbitalında $n+l=4+0=4$ və 3d- orbitalında isə $n+l=3+2=5$ bərabərdir. Ona görə də $Z=19;20$ olan elementlərdə dolma 4s- orbitalından başlayır.

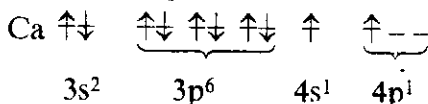


və ya



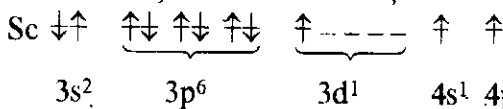
Kalsiumun valent elektron səviyyəsində tək elektronlu orbital yoxdur. Normal halda onun elektrovalentliyi Be, Mg elementlərində olduğu kimi sıfıra bərabərdir. Ancaq kalsium elementi birləşmələrdə həmişə özünü ikivalentli aparır. Kalsium elementi analogi olaraq berillium və maqnezium elementi kimi kimyəvi reaksiya zamanı valent elektronu

($4s^2$) həyəcanlanır, asanlıqla $4p$ - səviyyəsinə keçir və nəticədə elementar kalsiumun iki tək $4s^1 4p^1$ valent elektronu yaranır

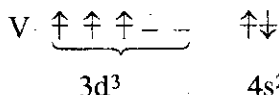


Sink yarımqrupu elementlərinin (Zn, Cd, Hg) valent elektron konfigurasiyası qələvi torpaq metalların (Ca, Sr, Ba) valent elektron konfigurasiyası ilə eynidir, ancaq xassəcə sink yarımqrup elementləri qələvi torpaq metallardan kəskin fərqlənir. Bu onunla izah olunur ki, qələvi torpaq metallarda valent elektronu (ns^2) 8 elektronlu davamlı energetik səviyyədən sonra yerləşir, ancaq Zn, Cd və Hg elementlərində valent elektronları (ns^2) 18 elektronlu davamlı energetik səviyyədən sonra yerləşir. Sıra nömrəsi $Z=21$ olan elementdə (Sc) növbəti elektron minimum enerji prinsipinə görə $3d$ - orbitalına daxil olur. $3d$ - orbitalında $n+l=3+2=5$; $4p$ - orbitalında isə $n+l=4+1=5$; minimum enerji prinsipinə görə baş və əlavə kvant ədədinin cəmi eyni olduqda dolma baş kvant ədədi kiçik olan orbitaldan başlayır. Bu prinsipə görə dolma az enerji tələb edən orbitaldan ($3d$) başlayır. Orbitalın dolması Hund qaydası və Pauli prinsipinə uyğun gedir. Skandiumda valent elektronu $3d^1 4s^2$ - dir.

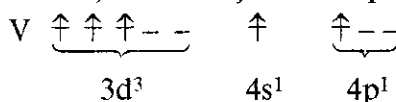
Skandiumun normal halda bir tək valent elektronu var, ancaq skandiumun bivalentli davamlı birləşməsi yoxdur. Həyəcanlanmış halda üç tək valent elektronu yaranır və nəticədə skandium birləşmələrdə özünü üçvalentli aparır



Sıra nömrəsi $Z=22$ (Ti)-dən $Z=30$ (Zn) kimi olan elementlərdə dolma $3d$ - orbitalında gedir. Vanadium elementində ($Z=23$) elektron konfigurasiyası $3d^3 4s^2$ formasındadır. Normal halda üç tək elektronu var

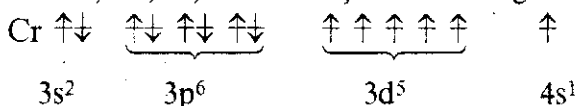


Həyəcanlanmış halda $4s^2$ - energetik səviyyədən bir elektron $4p$ - energetik səviyyəyə keçir və nəticədə vanadiumun beş tək elektronu alınır, özünü beşvalentli aparır.



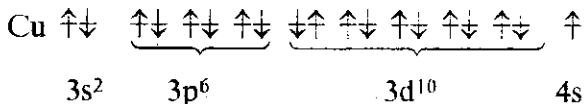
Bundan əlavə vanadium elementində $3d$ - orbitalında iki energetik səviyyə boşdur. Ona görə də vanadium kompleks əmələ gətirmə qabiliyyətinə malikdir. Vanadium $+2$, $+3$, $+4$ və $+5$ oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Bunlardan ən davamlısı $+5$, ən davamsızı isə $+2$ -dir.

Xrom elementində ($Z=24$) növbəti elektron ardıcıl olaraq $3d$ orbitalına daxil olur, bundan əlavə xromda $4s^2$ - energetik səviyyədən bir elektron ekzoefektlə keçir $3d$ - orbitalına və nəticədə xromun elektron konfigurasiyası $3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ vəziyyətində olur, $+2$, $+3$, $+6$ oksidləşmə dərəcəsi göstərir.



Bunlardan ən davamlısı $+3$ və ən davamsızı $+6$ -dir. Xromun elektron konfigurasiyasının dəyişməsi minimum enerji ilə əlaqədardır və buna elektron "sıçrayışı" deyirlər. Bu "sıçrayış" eyni zamanda $\text{Cu}(Z=29)$, $\text{Nb}(Z=41)$, $\text{Mo}(Z=42)$, $\text{Ru}(Z=44)$, $\text{Rh}(Z=45)$, $\text{Ag}(Z=47)$ elementlərində də özünü göstərir.

Nüvənin yükü artdıqca $3d$ - və $4s$ - energetik səviyyələrin enerjisi yaxınlaşır və nikeldə ($Z=28$) $3d^8 4s^2$ və ya $3d^9 4s^1$ elektron qruplaşması enerji cəhətcə bir-birindən fərqlənmir, ancaq mis ($Z=29$) üçün $3d^{10} 4s^1$ elektron konfigurasiyası $3d^9 4s^2$ konfigurasiyası ilə eyni deyil. $3d^{10} 4s^1$ elektron konfigurasiyası enerji cəhətcə daha əlverişlidir. Mis birləşmələrdə $+1$ və $+2$ oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Bunlardan $+2$ daha davamlıdır.



Qələvi metallarda olduğu kimi (ns^1) mis yarımqrup elementlərində də (Cu, Ag, Au) xarici elektron səviyyəsində ns^1 elektron var, ancaq qələvi metallar xassəcə Cu, Ag, Au -dan tamamilə fərqlənirlər. Bu onunla izah olunur ki, qələvi metallarda olan xarici valent elektronu (ns^1) 8-elektronlu təbəqədən sonra yerləşir, ancaq Cu, Ag, Au xarici valent elektronu (ns^1) 18-elektronlu təbəqədən sonra yerləşir. Cu, Ag, Au atomunda əmələ gəlmiş $nd^{10}ns^1$ elektron konfigurasiyasında yaranmış nd^{10} energetik yarımsəviyyə tam stabil deyil. Ona görə də nd^{10} energetik səviyyədən 1 və 2 elektron qopur və nəticədə Cu, Ag, Au 1-3 valentlik göstərə bilirlər.

Sıra nömrəsi $Z=21-30$ (Sc-Zn) qədər olan elementlərdə elektronların dolması d - energetik səviyyədə gedir və bu elementlər d -elementləri və ya keçid elementləri adlanırlar.

Sıra nömrəsi $Z=31$ olan elementdə (Ga) minimum enerji prinsipinə uyğun olaraq elektronla dolma $4p$ - energetik səviyyədən başlayır. Sıra nömrəsi $Z=36$ olan elementdə (Kr) orbital tam dolur. Kr $4d^{10}4s^24p^6$ valent orbitalında 2, 8,18,8 elektron olan davamlı orbital yaranır və dördüncü dövr bitir. Bu dövrdə s-,p-,d- elementlərindən ibarət 18 element yerləşir.

Beşinci dövr ikinci böyük dövr adlanır. Beşinci dövr $Z=37$ olan elementlə (Rb) başlayır. Minimum enerji prinsipinə görə rubidiumda elektronların dolma prosesi 5s- energetik səviyyədən başlayır. Minimum enerji prinsipinə görə 4d-, 4f- və 5s- energetik səviyyələri müqayisə etsək, 4d-energetik səviyyədə $n+l=4+2=6$, 4f-energetik səviyyədə $n+l=4+3=7$ və 5s- energetik səviyyədə $n+l=5+0=5$. Məlum olur ki, 5s- energetik səviyyədə baş kvant ədədi ilə əlavə kvant ədədinin cəmi minimumdur. Deməli elektron 5s- orbitalına daxil olmalıdır. Nəticədə rubidiumun elektron konfigurasiyası $Rb4s^24p^64d^{10}5s^1$ formasını alır.

Sıra nömrəsi $Z=38$ olan elementdə (Sr) növbəti elektron $5s$ - energetik səviyyəyə daxil olur və $Sr\ 4s^2 4p^6 4d^0 4f^0 5s^2$ elektron konfigurasiyası alınır.

Sıra nömrəsi $Z=39$ olan elementdə növbəti elektron minimum enerji prinsipinə görə $4d$ - orbitalına daxil olur və bu dolma $Z=47$ olan elementə (Ag) kimi davam edir. Ag-də $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^0 5s^1$ elektron konfigurasiyası yaranır. Dördüncü dövrdə olduğu kimi beşinci dövrdə də $Z=39-48$ (Y-Cd) olan elementlər d - elementləri adlanır.

Sıra nömrəsi $Z=48$ olan elementdə (Cd) növbəti elektron $5s$ - orbitalına daxil olur, amma kadmium d -elementi hesab olunur.

Sıra nömrəsi $Z=49$ olan elementdə (In) növbəti elektron yeni orbitala ($5p$) daxil olur. Burada da orbitallara elektronun dolması minimum enerji prinsipinə görə gedir, $4f$ - energetik səviyyədə $n+l=4+3=7$, $5p$ - energetik səviyyədə isə $n+l=5+1=6$ olur. Uyğun olaraq indium elementində elektron konfigurasiyası $In\ 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^0 5s^2 5p^1$ formasında olur.

Sıra nömrəsi $Z=49$ olan elementdən (In) sıra nömrəsi $Z=54$ olan elementə (Xe) kimi elektron $5p$ - energetik səviyyəyə daxil olur və Xe $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^0 5s^2 5p^6$ valent orbitalında davamlı 8-elektronlu orbital yaranır, nəticədə ksenon özünü təsirsiz element kimi aparır. Ksenon flüor müstəsna olmaqla hələlik heç bir elementlə birləşmə əmələ gətirmir. Beşinci dövrdə də dördüncü dövrdə olduğu kimi 18 element yerləşir və sıra nömrəsi $Z=41; 43; 44; 46; 47$ olan elementlərin elektron konfigurasiyasında xrom elementində olan kimi "sıçrayış" baş verir: Nb $4d^4 5s^1$; Mo $4d^5 5s^1$; Tc $4d^5 5s^2$; Ru $4d^7 5s^1$; Rh $4d^8 5s^1$; Pd $4d^{10} 5s^0$; Ag $4d^{10} 5s^1$ sıra nömrəsi $Z=46$ olan elementdə (palladium elementində) ikiqat "sıçrayış" baş verir. $Z=47$ olan elementdə (Ag) növbəti elektron $5s^1$ orbitala daxil olur. Buna baxmayaraq gümüş d - elementi hesab olunur. Beşinci dövrdə sıra nömrəsi $Z=39-48$ olan elementlər d -elementləri adlanır.

Beləliklə, beşinci dövr qələvi metalları (Rb) başlayır, kse-

nonla (Xe) qurtarır və 18 elementi əhatə edir.

Hər bir dövr yeni energetik səviyyə ilə başlayır. Bunu sadə formada belə də ifadə edirlər ki, hər bir dövr qələvi metallarla başlayır və nəcib (təsirsiz qaz) qazlarla qurtarır.

Dövlərin sayı atomda olan maksimum energetik səviyyəyə uyğun gəlir. Mendeleevin dövrü sistemində 7 dövr var və atomlarda maksimum energetik səviyyə də yeddiyə bərabərdir. VI- dövr ən böyük dövr hesab olunur, bu dövrdə 32 element yerləşir. Bu dövrdə *s*-, *p*-, *d*- və *f*- elementləri yerləşir. VI- dövr sezium ilə başlayır. Seziumun elektron konfigurasiyası $Cs 4s^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^1$ formasındadır. Sezium elementində növbəti elektronun orbitala daxil olması minimum enerji prinsipinə uyğundur. Elektron konfigurasiyasından görüldüyü kimi sezium elementində $4f^0$ -, $5d^0$ -, $5f^0$ - energetik səviyyələr boşdur, amma minimum enerji prinsipinə görə bu boş energetik səviyyələr tələbi ödəmir.

$4f$ -energetik səviyyədə $n+l=4+3=7$; $5d$ -energetik səviyyədə $n+l=5+2=7$; $5f$ -energetik səviyyədə $n+l=5+3=8$; $6s$ - energetik səviyyədə $n+l=6+0=6$.

Göründüyü kimi $6s$ - energetik səviyyə enerji cəhətcə ən olverişli orbitaldır və ona görə də sezium elementində elektronun dolması $6s$ - energetik səviyyədən başlayır. Sıra nömrəsi $Z=56$ olan elementdə də (Ba) növbəti elektron $6s$ - energetik səviyyəsinə daxil olur.

Ba $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^0 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ elektron konfigurasiyasını alır. Barium elementinin normal halda elektrovalentliyi sıfıra bərabərdir, amma birləşmələrdə analoqları (Be, Mg, Ca, Sr) kimi özünü iki valentli aparır. Sıra nömrəsi $Z=57$ olan elementdə (*La*) orbitala elektronun daxil olması minimum enerji prinsipinə uyğun deyil. Minimum enerji prinsipi burada pozulur yəni $4f$ - energetik səviyyədə $n+l=4+3=7$; $5d$ - energetik səviyyədə $n+l=5+2=7$; $5f$ - energetik səviyyədə $n+l=5+3=8$; alınan rəqəmlərdən görüldüyü kimi minimum enerji prinsipinə görə $5f$ - orbita-

linda elektron dolması gedə bilməz, 5f- energetik səviyyə enerji cəhətcə əlverişli deyil. 4f- və 5d- energetik səviyyələrdə isə baş kvant ədədi ilə əlavə kvant ədədinin cəmi ($n+l=7$) bərabərdir və 4f-energetik səviyyədə baş kvant ədədinin qiyməti kiçikdir ($n=4$), minimum enerji prinsipinə görə elektronun orbitala daxil olması 4f-səviyyəsindən başlamalı idi. Amma təcrübədən alınan nəticəyə görə lantan elementində növbəti elektron 5d- orbitalına daxil olur $La 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^0 5s^2 5p^6 5d^1 5f^0 6s^2$ elektron konfigurasiyası alınır. Lantandan sonra gələn 14 elementdə Ce-Lu ($Z=58-71$) nüvənin effektiv yükü artdığı üçün 4f- energetik səviyyə 5d- energetik səviyyəyə nisbətən enerji cəhətcə daha əlverişli olur. Ona görə də elektronun dolması daxili 4f- orbitalında gedir. Bu 14 element lantanoidlər və ya lantanidlər adlanırlar.¹⁾

Sıra nömrəsi $Z=58$ olan elementdə (Ce) növbəti elektron daxilə yerləşən 4f- orbitalına daxil olur və eyni zamanda elektron "sıçrayışı" baş verir, 5d¹- olan elektron da keçir 4f- energetik səviyyəyə və nəticədə Ce $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^2 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ formada alınır. Növbəti, sıra nömrəsi $Z=59$ olan elementdə (Pr) elektron 4f- orbitalına daxil olur. Pr $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^3 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ formada elektron konfigurasiyası yaranır. Sıra nömrəsi $Z=58-63$ olan elementlərdə (Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu) növbəti elektronlar 4f- orbitalına daxil olur, sıra nömrəsi $Z=64$ olan elementdə (Gd) növbəti elektron 5d- orbitalına daxil olur və nəticədə Gd $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^7 5s^2 5p^6 5d^1 5f^0 6s^2$ elektron konfigurasiyası alınır. Terbium elementində ($Z=65$) ikiqat "sıçrayış" baş verir, yəni 4f- orbitalına birbaşa iki elektron daxil olur və Tb $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^9 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ elektron konfigurasiyası alınır. 4f energetik səviyyəyə elektron daxil olması sıra nömrəsi $Z=70$ olan elementdə (Yb) kimi davam edir. Yb $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ elektron konfigurasiyası alınır. Lütesium elementində

¹⁾ Lantanoid lantana oxşayan, lantan ailəsi deməkdir.

Lantanidlər isə lantandan sonra gələn deməkdir.

($Z=71$) növbəti elektron $5d$ - orbitalına daxil olur və nəticədə $\text{Lu } 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^1 5f 6s^2$ elektron konfigurasiyası alınır, lantanoidlərdən ibarət elementlərin dövrü tamamlanır, $4f$ - energetik səviyyə elektronla tam dolur və nüvə ilə valent orbitalında olan elektronları müəyyən qədər ekranlaşdırır. Nüvənin yükü artdıqca xarici elektron buludlarının "sıxlığı" artır və nəticədə lantanoidlərin atom və ion radiusu kiçilir.

Sıra nömrəsi $Z=58$ olan seriumun atom və ion radiusu $r_{\text{Ce}}=1,83\text{Å}$; $r_{\text{Ce}^{3+}}=1,07\text{Å}$ olduğu halda sıra nömrəsi $Z=71$ olan lütesiumun $r_{\text{Lu}}=1,74\text{Å}$; $r_{\text{Lu}^{3+}}=0,85\text{Å}$ təşkil edir. Bu hadisəyə lantanoid "sıxılması" və ya f - "sıxılması" deyilir. Lantanoidlərin ümumi elektron quruluşu $4f^{2-14} 5s^2 5p^6 5d^{0-1} 6s^2$ formulu kimi də ifadə olunur, kimyəvi və spektroskopiya məlumatlarına əsasən müəyyən edilmişdir ki, $4f$ - və $5d$ - orbitallar enerji cəhətcə çox yaxındır, ancaq $4f$ - orbital daha əlverişlidir. Ona görə də lantanoidlərdə lantan və qadolinium müstəsna olmaqla $5d$ - energetik səviyyənin elektronu $4f$ - energetik səviyyəyə keçir.

$4f$ - orbitalın dolmasına görə lantanoidləri, yəni sıra nömrəsi $Z=57-71$ olan elementləri, iki qrupa bölürlər: serium yarımqrupu (Ce-Gd) və terbium yarımqrupu (Tb-Lu) elementləri.

Qadolinium və lütesium elementlərində əlavə elektron həddən artıq davamlı f^9 - və f^{14} - orbitalına daxil olmur. Bu elementlərdə növbəti elektron lantan elementində olduğu kimi $5d$ orbitalına daxil olur. Lantanoidlər birləşmələrdə $+2$, $+3$ və $+4$ valentlik göstərilir. Həyəcanlanma zamanı $4f$ -orbitalından bir elektron (az hallarda iki elektron) $5d$ - vəziyyətinə keçir, $4f$ - orbitalında qalan elektronlar $5s^2 5p^6$ energetik səviyyənin elektronları ilə ekranlaşır və nəticədə onlar kimyəvi rabitənin əmələ gəlməsində iştirak etmirlər. Lantanoidlərdə kimyəvi rabitə əsasən $5d^1 6s^2$ elektronları hesabına yaranır, elementin kimyəvi xassəsini $5d^1 6s^2$ elektronları müəyyən edir. Ona görə də lantanoidlər III qrup d -

elementlərinə (Sc, Y) oxşayırlar.

Altıncı dövrün davamı olaraq sıra nömrəsi $Z=72$ olan element (Hf) gəlir. Sıra nömrəsi 72 olan elementdə növbəti elektron $5d$ -orbitalına daxil olur. Hf $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^2 5f^0 6s^2$ elektron konfigurasiyası alınır. Sıra nömrəsi $Z=72-77$ (Hf-Ir) olan elementlərdə növbəti elektron $5d$ -orbitalına daxil olur və $Z=77$ olan elementdə elektron konfigurasiyası Ir $5d^7 5f^0 6s^2$ formasını alır, sıra nömrəsi $Z=78$ olan elementdə ikiqat elektron "sıçrayışı" baş verir və Pt $5d^9 5f^0 6s^1$ elektron konfigurasiyası yaranır. Qızıl elementində ($Z=79$) növbəti elektron $5d$ -orbitalına daxil olur Au $5d^{10} 6s^1$ elektron konfigurasiyası alınır. Qızıl d -elementi hesab olunur.

VI dövr əlavə altı p -elementi daxil olmaqla radon (Rn) elementi ilə ($Z=86$) tamamlanır. Elektron konfigurasiyası $Rn 5d^{10} 6s^2 6p^6$ olan radonun valent orbitalında stabil 8 elektronlu orbital yaranır və hələlik radonun heç bir birləşməsi məlum deyil. Beləliklə VI-dövrə $2s$ -, $10d$ -, $14f$ - və $6p$ -elementindən ibarət 32 elementi yerləşir.

VII dövr sıra nömrəsi $Z=87$ olan fransium (Fr) elementi ilə başlanır Fr $5d^{10} 5f^0 6s^2 6p^6 6d^0 6f^0 7s^1$ və tamamlanmamış dövrüdür. Fransiumdan sonra gələn element, $Z=88$ olan radium (Ra) elementində növbəti elektron $7s$ -orbitalına daxil olur. Ra $5d^{10} 5f^0 6s^2 6p^6 6d^0 6f^0 7s^2$ formada elektron konfigurasiyası yaranır. Fransium və radium s -elementi hesab olunur. Fransium və radium elementindən sonra sıra nömrəsi $Z=89$ olan d -elementi, aktinium (Ac) elementi gəlir. Aktinium elementi süni surətdə alınmış elementdir, onun da elektron konfigurasiyası lantanın elektron konfigurasiyasına bənzəyir, elektronlar orbitala dolarkən minimum enerji prinsipi pozulur. $5f$ -energetik səviyyədə $n+l=5+3=8$; $6d$ -energetik səviyyədə $n+l=6+2=8$. Hər iki energetik səviyyədə $n+l$ cəmi bərabərdir, minimum enerji prinsipinə görə elektronların dolması baş kvant ədədi kiçik olan orbitaldan ($5f$) getməlidir, ancaq minimum enerji prinsipi pozularaq aktinium elementində dolma $6d$ orbitalından başlayır. Ac $5d^{10}$

$5f^06s^26p^66d^16f^07s^2$, aktinium elementində elektronun orbitala dolma prosesi lantan elementində olduğu kimi təkrar olunur.

Sıra nömrəsi $Z=90$ olan torium (Th) elementində növbəti elektron $6d$ - orbitalına daxil olur, burada da minimum enerji prinsipi pozulur Th $5d^{10}5f^06s^26p^66d^26f^07s^2$ elektron konfigurasiyası alınır. Sıra nömrəsi $Z=91$ olan protaktinium (Pa) elementində ikiqat elektron "sıçrayışı" baş verir və elektron minimum enerji prinsipinə uyğun olaraq $5f$ - orbitalına daxil olur. Pa $5d^{10}5f^26s^26p^66d^16f^07s^2$ elektron konfigurasiyası alınır. Uran elementində ($Z=92$) növbəti elektron $5f$ - orbitalına daxil olur və U $5d^{10}5f^36s^26p^66d^16f^07s^2$ elektron konfigurasiyası alınır. Sıra nömrəsi $Z=93$ olan neptunium elementində (Np) növbəti elektron $5f$ - orbitalına daxil olur və Np $5f^46s^26p^66d^16f^07s^2$ elektron konfigurasiyası yaranır. Plutonium elementində ($Z=94$) yenə də ikiqat "sıçrayış" baş verir, $5f$ - orbitalına iki elektron daxil olur və Pu $5f^66s^26p^66d^06f^07s^2$ elektron konfigurasiyası alınır. Amerisium elementində ($Z=95$) növbəti elektron $5f$ - orbitalına daxil olur və Am $5f^76s^26p^66d^06f^07s^2$ elektron konfigurasiyası yaranır. Sonrakı, sıra nömrəsi $Z=96-103$ olan elementlərdə elektron konfigurasiyası aşağıdakı kimi alınır: Kuriyum Cm $5f^77s^2$; Berklium Bk $5f^87s^2$; Kalifornium Cf $5f^{10}7s^2$; Eynşteynium Es $5f^{11}7s^2$; Fermium Fm $5f^{12}7s^2$; Mendeleyevium Md $5f^{13}7s^2$; Nobelium No $5f^{14}7s^2$; Lourensium Lr $6d^17s^2$.

Aktiniumdan ($Z=89$) sonra gələn $Z=90-103$ elementlərə aktinoidlər deyirlər və bu elementlər də f -elementi adlanırlar. Aktinoidlərdə də f -sıxılması baş verir və bu elementlərin xassələri bir-birinə yaxındır. Aktinoidlərdən U, Th və Ra elementləri təbiətdə tapılır, qalan aktinoidlər (çox az miqdarda Np və Pu müstəsna olmaqla) təbiətdə tapılmır. Qalanları isə süni surətdə alınıb. Aktinoidlərin hamısı radioaktiv elementlərdir. Onların yarımparçalanma dövrü geniş miqyasda dəyişir. Məsələn, 10^{16} ildən (U), 25-dəqiqəyə (No) kimi.

Spektroskopiya məlumatına və kimyəvi məlumatlara əsasən müəyyən edilmişdir ki, VII dövrün ağır elementlərinə $7s$ -, $6d$ - və $5f$ - energetik səviyyələri enerji cəhətcə bir-birinə çox yaxındır. Ona görə də onların elektron konfigurasiyasını bir mənalı təyin etmək mümkün deyil. Məsələn, $Rn 5f^2 6d^1 7s^2$ elektron konfigurasiyası $6d^3 7s^2 5f^1 6d^2 7s^2$ və ya $5f^3 7s^2$ elektron konfigurasiyasına o dərəcədə yaxındır ki, bunları enerji cəhətcə bir-birindən ayırmaq çətindir. Aktinoidlər yüksək oksidləşmə dərəcəsi (+3, +4, +5, +6, +7) göstərirlər, ancaq +3 oksidləşmə dərəcəsi hamısı üçün xarakterikdir.

Aktinoidlərdən sıra nömrəsi $Z=104-105$ olan elementlərdə növbəti elektronlar $6d$ orbitalına daxil olur $Ku 6d^2 7s^2$ və $Ns 6d^3 7s^2$ elektron konfigurasiyası alınır. VII dövr əvvəlki dövrlərdən fərqli olaraq tamamlanmamış dövr adlanır. Nüvənin yükü artdıqca qanunauyğunluqlar təkrarlanır, elektron quruluşu mürəkkəbləşir. Hər bir yeni dövr s -elementləri ilə başlanır və xarici orbitalında 8 elektronu olan elementlərlə-nəcib qazlarla qurtarır. Birinci dövr isə hidrogenlə başlayır, He ($1s^2$) ilə qurtarır. Elementlərin təsnifatını çox vaxt kvant kimyasında istifadə olunan energetik səviyyələrə (s -, p -, d -, f -) görə də verirlər. Valent elektronu ns və np energetik səviyyəyə daxil olan elementləri s - və p - elementləri adlandırırlar və onların sayı dövri sistemdə 44-ə bərabərdir.

Valent elektronları nd - orbitalına daxil olan elementləri d -elementləri adlandırırlar, onların sayı dövri sistemdə 32-yə bərabərdir. 28 elementin valent elektronu nf - orbitalına daxil olur və onları f -elementləri adlandırırlar. Valent elektronu $4f$ -orbitalına daxil olan elementləri lantanoidlər, valent elektronu $5f$ - orbitalına daxil olan elementləri isə aktinoidlər adlandırırlar. Lantanoidlərə eyni zamanda nadir torpaq elementləri də deyilir (NTE).

Dövri sistemdə s -, p -, d - və f -elementləri yarımqrupa bölünür. s -elementləri iki yarımqrupa bölünür: qələvi metallar (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) və qələvi torpaq metallar (Ca, Sr, Ba, Ra).

p-elementləri 6-yarımqrupaya bölünür:

Bor yarımqrupu elementləri: B, Al, Ga, In, Tl (s^2p^1)

Karbon yarımqrupu elementləri: C, Si, Ge, Sn, Pb (s^2p^2)

Azot yarımqrupu elementləri: N, P, As, Sb, Bi (s^2p^3)

Oksigen yarımqrupu elementləri: O, S, Se, Te (s^2p^4)

Flüor yarımqrupu elementləri: H, F, Cl, Br, I, At (s^1, s^2p^5)

Nəcib qazlar yarımqrupu elementləri: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn ($1s^2, s^2p^6$).

Valent elektronları *nd*-orbitalına daxil olan elementlərə *d*-elementləri və ya keçid elementləri deyirlər. Keçid elementləri mənfə valentlik əmələ gətirmir, onlar 10 yarımqrupa bölünürlər:

Skandium yarımqrupu elementləri: Sc, Y, La, Ac (d^1s^2)

Titan yarımqrupu elementləri: Ti, Zr, Hf (d^2s^2)

Vanadium yarımqrupu elementləri: V, Nb, Ta (d^3s^2 ; Nb d^4s^1)

Xrom yarımqrupu elementləri: Cr, Mo, W (d^5s^1 ; W d^4s^2)

Manqan yarımqrupu elementləri: Mn, Tc, Re (d^5s^2)

Dəmir yarımqrupu elementləri: Fe, Ru, Os (d^6s^2 ; Ru d^7s^1)

Kobalt yarımqrupu elementləri: Co, Rh, Ir (d^7s^2 ; Rh d^8s^1)

Nikel yarımqrupu elementləri: Ni (d^8s^2), Pd ($d^{10}s^0$), Pt (d^9s^1)

Mis yarımqrupu elementləri: Cu, Ag, Au, ($d^{10}s^1$)

Sink yarımqrupu elementləri: Zn, Cd, Hg ($d^{10}s^2$)

I, II, III dövrlərdə *d*-elementi yerləşmir. IV, V, VI dövrlərdə hərəsində 10 *d*-elementi yerləşir, VII dövrdə iki *d*-elementi yerləşir. VI və VII dövrlərdə hərəsində 14-*f* elementi yerləşir. VI dövrdə yerləşən *f*-elementlərinə lantanoidlər, VII dövrdə yerləşən *f*-elementlərinə isə aktinoidlər deyirlər. Hal-hazırda dövrü sistemin 400-dən çox variantı mövcuddur: 30-qəfəsli, 18-qəfəsli, 8-qəfəsli-qısa variantdır. Dövrü sistemdə kvadrat mötərizədə davamlı izotopların atom kütləsi göstərilmişdir.

3.4. Elementlərin xassələrinin dövriliyi

Elementlərin atom radiusu, ionlaşma enerjisi, ion radiusu, elektromənfiliyi, oksidləşmə dərəcəsi, optiki, maqnit və s. xassələrinin dövriliyi atomda elektronların paylanmasından və atomun nüvəsinin yükündən asılıdır. Elementlərin xassələrinin dövrü surətdə təkrar olması təkcə qruplar üzrə deyil, bu oxşarlıq eyni zamanda dövrlər üzrə və diaqonal xəttlər üzrə də özünü göstərir.

Fe, Co, Ni triadasının fiziki və kimyəvi xassələrinin oxşarlığı qruplar üzrə (Fe, Ru, Os; Co, Rh, Ir və Ni, Pd, Pt) olan oxşarlığa nisbətən daha kəskindir. Həqiqətən də keçid elementlərdə dövrlər üzrə oxşarlıq, qruplar üzrə olan oxşarlıqdan daha aydın şəkildə gözə çarpır. Bu onunla izah olunur ki, bu elementlərdə fiziki və kimyəvi xassəni müəyyən edən valent elektronları eyni energetik səviyyədə yerləşirlər.

4d- və 5d- keçid elementlərində isə oxşarlıq qruplar üzrə özünü göstərir (məs. Zr, Hf). Dövriər üzrə olan oxşarlıq lantanoidlərdə və aktinoidlərdə daha aydın nəzərə çarpır. Diaqonal oxşarlıq dövrlər və qruplar üzrə olan oxşarlığa nisbətən az xarakterikdir.

Li-Mg, Be-Al, B-Si elementləri arasında olan diaqonal oxşarlıq özünü güclü, Na-Ca, K-Sr və s. elementləri arasında olan oxşarlıq isə özünü zəif göstərir.

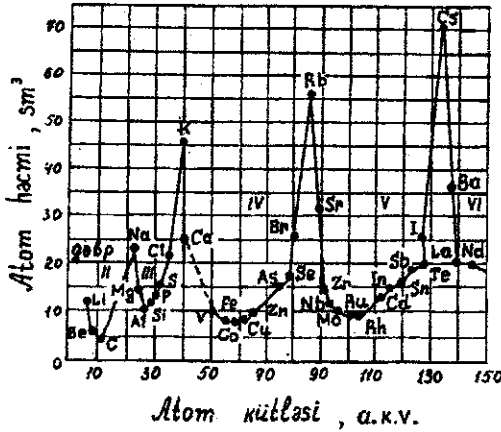
Dövrü sistemdə elementlərin başqa xassələrinə nisbətən ionlaşma enerjisi, elektrona hərisliyi, oksidləşmə dərəcəsi, atom və ion radiusları, elektromənfilik, rabitə enerjisi, oksidləşmə-reduksiya potensialı və s. xassələrində dövr və qruplar üzrə oxşarlığı daha aydın özünü göstərir.

3.5. Atom radiusu

Elementin atom həcmnin dövriliyi çoxdan məlum idi. Lotar Meyer atom həcmələrinin dövrilik əyrisini qurmuş və

onunla məşhurlaşmışdır. (şəkil 3.4) Atom həcminə elementin molyar həcmi də deyilir. Elementin atom həcmi

$$v = \frac{m}{d} \text{ formulu ilə təyin edirlər;}$$



Şəkil 3.4. Elementin atom həcmi və atom kütləsi arasındakı əlaqəni göstərən qrafik.

burada, v - atomun molyar həcmi;

m - elementin mol kütləsi,

d - sıxlıqdır.

Məsələn: misin molyar həcmi

$$v = \frac{63,46 \text{ q/mol}}{8,93 \text{ q/cm}^3} = 7,10 \text{ cm}^3/\text{mol}$$

$$d = \frac{7,10}{6,0^{23} \cdot 10^{23}} = 1,78 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

misin atom radiusu

$$r_{\text{Cu}} \approx \sqrt[3]{V_{\text{Cu}}} = \sqrt[3]{1,78 \cdot 10^{-23}} = 2,28 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

Qeyd etmək lazımdır ki, bu üsül ilə atomların nisbi həcmi və atom radiusunu dəqiq təyin etmək olmur.

Hal-hazırda bərk və qaz halında olan maddələrin atom radiusunu atomların nüvələrinin arasındakı məsafə ilə ölçürlər. Radius atomun və ionun ölçü vahididir və Anqstremlə

ölçülür ($1\text{\AA}=10^{-8}\text{cm}$).

Hal-hazırda rentgen struktur analizi vasitəsilə elementlərin atom və ion radiuslarını çox yüksək dəqiqliklə təyin edirlər (cədvəl 3.1).

Laue sübut etmişdir ki, rentgen şüası müəyyən əlamətlərinə görə işıq şüasına oxşasa da, onun dalğa uzunluğu işıq şüasının dalğa uzunluğundan çox kiçikdir (10.000 dəfə). Rentgen şüasının dalğa uzunluğu təqribən kristallarda atomlar arasındakı məsafə ilə eyni tərtibdədir. Lauenin kəşfindən sonra Vulf və Breqq kristallarda atomların yerləşməsinə və atomlar arasındakı məsafəni təyin edə bilmişlər. Kristalda müstəvilər arası məsafəni (d) ölçməklə kationun (r_k) və anionun (r_a) radiuslarının cəmini tapıb sonra kationun və anionun radiusunu təyin edirlər.

Metallarda r_{at} birbaşa rentgen struktur analizinin nəticələrinə görə təyin olunur. Bunun üçün təcrübədən alınan atomlar arası məsafəni iki yerə bölürlər. Məsələn: mis atomunda iki atom arasındakı məsafə $2,55\text{\AA}$ təşkil edir, onda mis atomunun radiusu onun yarısına bərabərdir $r_{Cu}=1,27\text{\AA}$ və ya maqnezium strukturunda iki atom arasındakı məsafə $3,20\text{\AA}$ olduğu halda $r_{Mg}=1,6\text{\AA}$ bərabərdir.

1926-cı ildə V.M. Qoldşmidit bu üsül ilə bir çox elementlərin atom və ion radiuslarını təyin etmişdir. Atom və ion radiusunun qiyməti şərtidir, onlar atomun təbiətindən, kimyəvi rəbitənin xarakterindən, maddənin aqreqat halından və qonşu atomun təbiətindən asılıdır. Bəsit maddələrdə və üzvi birləşmələrdə atom radiusundan r_{at} , qeyri-üzvi birləşmələrdə ion radiusundan r_{ion} istifadə edirlər. Metallarda, ərintilərdə, nəcib qazlarda atom radiusu, qeyri metallarda isə kovalent radius adlanır. Dövrələr üzrə metalların atom radiusu getdikcə kiçilir. Bu onunla əlaqədardır ki, elektron orbitalı dəyişmədən getdikcə nüvənin yükü artır və nəticədə elektron nüvə tərəfindən böyük qüvvə ilə cəzb olunur, r_{at} kiçilir.

Cədvəl 3.1.

Elementlərin atom və kovalent radiusu

Sıra nömrəsi	Kimyəvi işarəsi	$r_{at. A}$	Sıra nömrəsi	Kimyəvi işarəsi	$r_{at. A}$	Sıra nömrəsi	Kimyəvi işarəsi	$r_{at. A}$
1	H	0,37(0,46)	27	Co	1,25	53	I	1,33
2	He	1,22	28	Ni	1,24	54	Xe	2,18
3	Li	1,55	29	Cu	1,28	55	Cs	2,68
4	Be	1,13	30	Zn	1,39	56	Ba	2,21
5	B	0,8(0,9)	31	Ga	1,39	57	La	1,87
6	C	0,77	32	Ge	1,39(1,15)	72	Hf	1,59
7	N	0,55(0,71)	33	As	1,48(1,25)	73	Ta	1,46
8	O	0,6	34	Se	1,6(1,16)	74	W	1,40
9	F	0,71	35	Br	1,14	75	Re	1,37
10	Ne	1,6	36	Kr	1,98	76	Os	1,35
11	Na	1,89	37	Rb	2,46	77	Ir	1,35
12	Mg	1,6	38	Sr	2,15	78	Pt	1,38
13	Al	1,43	39	Y	1,81	79	Au	1,44
14	Si	1,18(1,34)	40	Zr	1,60	80	Hg	1,6
15	P	0,95(1,3)	41	Nb	1,45	81	Tl	1,71
16	S	1,02	42	Mo	1,39	82	Pb	1,75
17	Cl	0,99	43	Tc	1,36	83	Bi	1,82
18	Ar	1,92	44	Ru	1,34	84	Po	
19	K	2,36	45	Rh	1,34	85	At	
20	Ca	1,97	46	Pd	1,37	86	Rn	
21	Sc	1,64	47	Ag	1,44	87	Fr	2,8
22	Ti	1,46	48	Cd	1,56	88	Ra	2,35
23	V	1,34	49	In	1,66	89	Ac	2,05
24	Cr	1,27	50	Sn	1,58			
25	Mn	1,30	51	Sb	1,61			
26	Fe	1,26	52	Te	1,7			

Lantanoidlər

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Se	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
1,83	1,82	1,82		1,81	2,02	1,79	1,77	1,77	1,76	1,75	1,74	1,93	1,74

Aktinoidlər

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md
1,8	1,62	1,53	1,50	1,62							

$r_{\text{Na}}=1,89\text{Å}$, $r_{\text{Mg}}=1,60\text{Å}$, $r_{\text{Al}}=1,43\text{Å}$, *d*-elementlərdə atom radiusunun kiçilməsi ($r_{\text{Sc}}=1,64\text{Å}$, $r_{\text{Ti}}=1,46\text{Å}$) xüsusilə kəskin olur. Atom radiusunun kiçilməsi dəmir qrupu triadasında ($r_{\text{Fe}}=1,26\text{Å}$, $r_{\text{Co}}=1,25\text{Å}$, $r_{\text{Ni}}=1,24\text{Å}$) daha kiçik fərqlə baş verir.

f-elementlərdə isə bu kiçilmə daha da az olur. Sıra nömrəsi $Z=58$ olan elementdən (Ce) başlamış sıra nömrəsi $Z=71$ olan elementə (Lu) kimi atom radiusu cəmi $0,09\text{Å}^0$ kiçilir: $r_{\text{Ce}}=1,83\text{Å}$, $r_{\text{Lu}}=1,74\text{Å}$. Lantanoidlərdə atom radiusunun bu cür kiçilməsinə lantanoid "sıxılması" və ya *f*-"sıxılması" deyilir.

Əlavə yarımqruplarda yuxarıdan aşağıya getdikcə birinci elementdən ikinci elementə keçdikdə r_{at} artır, ikinci elementdən üçüncü elementə keçdikdə isə r_{at} azalır. Titan yarımqrupu elementlərində $r_{\text{Ti}}=1,46\text{Å}$; $r_{\text{Zr}}=1,60\text{Å}$; $r_{\text{Hf}}=1,59\text{Å}$. Atom radiuslarının bu cür dəyişməsi lantanoid "sıxılması" ilə əlaqədardır.

Qeyri-metallarda sıra nömrəsi artıqca kovalent radiusu böyüyür, bu da elektron laylarının artması ilə izah olunur. Qeyri-metallarda kovalent radiusun böyüməsi həmişə qanunauyğun getmir. Məsələn: $r_{\text{B}}=0,8\text{Å}$; $r_{\text{C}}=0,77\text{Å}$; $r_{\text{N}}=0,55\text{Å}$; $r_{\text{O}}=0,6\text{Å}$; $r_{\text{F}}=0,71\text{Å}$; $r_{\text{Si}}=1,18\text{Å}$; $r_{\text{P}}=0,95\text{Å}$ və s. Qeyri-metallarda atom radiusunun monoton artıb və ya azalması kovalent rabitənin xarakterindən asılıdır.

Nəcib qazlarda - He, Ne, Ar, Kr, Xe atom radiusu elementin sıra nömrəsi artdıqca artır $r_{\text{He}}=1,22\text{Å}$; $r_{\text{Xe}}=2,20\text{Å}$ nəcib qazların atom radiusu qeyri-metalların atom radiusundan böyükdür. Bu onunla izah olunur ki, nəcib qazların kristallarında atomlararası qarşılıqlı təsir azdır.

3.6. İon radiusu

Rentgen struktur analizi vasitəsilə kristalda ionun ölçüsünü təyin etmək mümkün deyil. Rentgen struktur analizi

vasitəsilə kristalda laylar arasındakı məsafəni (d) təyin etmək olur. Laylar arası məsafəni təyin etməklə anion və kationların radiuslarının (r_{an} , r_{kat}) cəmi təyin olunur. Onların radiuslarının cəminin yarısı anion və kationun radiuslarını verir.

Əgər kristal ionlardan ibarətdirsə nüvələr arası məsafəyə ion radiusunun cəmi kimi baxmaq olar. Məsələn: $r_{anion} + r_{kat} = 2,73\text{Å}$ təşkil edirsə, burada birinin ölçüsünü (r_{an} və ya r_{kat}) bilmək lazımdır.

1926-cı ildə V.M.Qoldşmidit ilk dəfə refraktometrik üsulla oksigen və flüor ionunun radiusunu təyin edərək ($r_F = 1,33\text{Å}$; $r_{O_2} = 1,32\text{Å}$) alınmış nəticəyə əsasən başqa ionların radiuslarını təyin etmişdir (cədvəl 3.2). Kationların və atomların radiuslarının müqaisəsi göstərir ki, $r_{kat} < r_{at}$. Belə ki, $r_{Mn} = 1,3\text{Å}$; $r_{Mn^{2+}} = 0,8\text{Å}$, kationun yükü böyüdükcə onun ölçüsü kiçilir: $r_{Mn^{2+}} = 0,8\text{Å}$, $r_{Cr^{3+}} = 0,63\text{Å}$; $r_{Cr^{6+}} = 0,52\text{Å}$ təşkil edir. Cədvəldən aydın görünür ki, bütün hallarda kationların ölçüsü anionların ölçüsündən kiçik olur $r_{kat} < r_{anion}$. Lantanoidlərdə elementin sıra nömrəsi artdıqca onun radiusu (r_{ion}) monoton kiçilir. Məsələn: $r_{La^{3+}} = 1,04\text{Å}$; $r_{Lu^{3+}} = 0,8\text{Å}$ təşkil edir. Bu qanunauyğunluğu ilk dəfə Qoldşmidit müşahidə etmiş və lantanoid "sıxılması" adlandırmışdır. Dövri sistemdə dövrlər üzrə elementlərin ionunun yükü artdıqca onların ion radiusu kiçilir. Məsələn: $r_{Na^+} = 0,98\text{Å}$; $r_{Mg^{2+}} = 0,74\text{Å}$; $r_{Al^{3+}} = 0,57\text{Å}$; $r_{Si^{4+}} = 0,39\text{Å}$ və s.

Bu ionlar izoelektron ionlar adlanırlar. İonların yükü artdıqca nüvə tərəfindən böyük qüvvə ilə cəzb olunur və nəticədə ion radiusu kiçilir. Dövrlər üzrə d -elementlərində sıra

Elementlərin ion radiusı*

Sıra nömr.	Kimy. işarə	İon radi- usı Å	Sıra nömr.	Kimy. işarə	İon radi- usı Å	Sıra nömr.	Kimy. işarə	İon radi- usı Å
1	H	1-1,36			5+0,4	43	Tc	-
2	He	1+0,00	24	Cr	2+0,83	44	Ru	4+0,62
		0.1,22			3+0,64	45	Rh	3+0,75
3	Li	1+0,68	25	Mn	6+0,35	46	Pd	4+0,65
					2+0,91	47	Ag	4+0,64
4	Be	2+0,34			3+0,7	48	Cd	1+1.13
5	B	3+(0,2)			4+0,52	49	In	2+0,99
6	C	4+0,2	26	Fe	7+(0,46)			1+1.30
		4+(0,15)			2+0,8	50	Sn	3+0,92
		4(2,6)			3+0,67			2+1.02
7	N	3-	27	Co	2+0,78	51	Sb	4+0,67
		5+0,15			3+0,64			3+0,90
8	O	3-1,48	28	Ni	2+0,74	52	Te	5+0,62
9	F	2-1,36	29	Cu	2+0,74			3-2.08
		1-1,33			1+0,98			2-2.11
					2+0,80			4+0,89
10	Ne	0.1,6	30	Zn	2+0,83	53	I	6+(0,56)
11	Na	1+0,98	31	Ga	3+0,62			1-22
12	Mg	2+0,74				54	Xe	7+(0,5)
13	Al	3+0,57	32	Ge	2+0,63	55	Cs	02,18
14	Si	4+0,39			4+0,44	56	Ba	1+1.55
15	P	3+	33	As	3+0,69	57	La	2+1.38
		5+0,35			5+(0,47)			3+1.04
		3-1,86			3-1,91			4+0,9
16	S	2-1,82	34	Se	2-1,93	72	Hf	4+0,82
		6+(0,29)			4+0,69			
17	Cl	1-1,81			6+0,35	73	Ta	5+(0,66)
		7+(0,26)	35	Br	1-1,96	74	W	4+0,68
18	Ar	01,92			7+(0,39)			6+0,65
19	K	1+1,33	36	Kr	0.1,98	75	Re	6+0,52
20	Ca	2+1,04	37	Rb	1+1,49	76	Os	4+0,65
21	Sc	3+0,83	38	Sr	2+1,20	77	Ir	4+0,65
22	Ti	2+0,78	39	Y	3+0,97	78	Pt	4+0,64
		3+0,69	40	Zr	4+0,82	79	Au	1+(137)
		4+0,64	41	Nb	4+0,67	80	Hg	2+1,12
23	V	2+0,72			5+0,66	81	Tl	1+136
								3+10
		3+0,67	42	Mo	4+0,68	82	Pb	2+1,26
		4+0,61-			6+0,65			4+0,75

*mötərizədə göstərilən rəqəmlər hesablamə ilə alınmışdır.

Cədvəl 3.2-nin ardı

Sıra nömrəsi	Kimyəvi işarə	İon radiusu Å
83	Bi	3+1.2 5+(0,74) 3-2,13
84	Po	-
85	At	-
86	Rn	-
87	Fr	-
88	Ra	2+1.44
89	Ac	3+1.11

Lantanoidlər

Ce	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
1,02 0,88	Pr 3+	Nd 3+	Pm 3+	Sm 3+	Eu 3+	Gd 3+	Tb 3+	Dy 3+	Ho 3+	Er 3+	Tm 3+	Yb 3+	Lu 3+
	1,00	0,99	0,98	0,97	0,97	0,94	0,89	0,88	0,86	0,85	0,85	0,81	0,8

Aktinoidlər

Th	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101
1,08 0,95	Pa 3+0,06	U 3+1,04	Np 3+1,02	Pu 3+1,01	Am 3+1,00	Cm	Bk	Cf	Es	Cm	Md
	4+0,91	4+0,89	4+0,88	4+0,86	4+0,58						

nömrəsi artdıqca eyni yüklü ionlarda ion radiusu kiçilir $r_{M^{2+}} = 0,80\text{Å}$; $r_{N^{2-}} = 0,69\text{Å}$. Nəzərə almaq lazımdır ki, kristallarda oksidləşmə dərəcəsi +2-dən yüksək olan ion olmur, ancaq yüksək yükü olan ionlar (+3, +4) məhlullarda olur.

3.7. İonlaşma enerjisi

Elementlərin kimyəvi aktivliyini müəyyən edən parametrlərdən əsası onun ionlaşma enerjisidir. İonlaşma enerjisinin ədədi qiyməti kimyəvi elementin aktivliyini göstərir, əgər kimyəvi elementin ionlaşma enerjisi az isə kimyəvi elementin yüksək aktivliyə malik olmasını, ionlaşma enerjisi

yüksək olduqda kimyəvi elementin qeyri-aktiv olmasını göstərir. İonlaşma enerjisinin ölçü vahidi elektron voltudur (eV). **Neytral və ionlaşmış atomdan elektron qoparmaq üçün lazım olan enerjiyə ionlaşma enerjisi deyildir.** İonlaşma enerjisini I ilə işarə edirlər. Çox elektronlu atomlar üçün bir neçə ionlaşma enerjisi məlumdur. I_1, I_2, I_3, I_4 və s. Bunlar atomdan birinci (I_1), ikinci (I_2), üçüncü (I_3) elektronu qoparmaq üçün lazım olan enerjini göstərirlər. Çox elektronlu atomlarda həmişə $I_1 < I_2 < I_3 < \dots$ olur. I_1 neytral atomdan elektron qoparmaq üçün lazım olan enerjidir. Odur ki, I_1 həmişə kiçik qiymət alır. $I_2 > I_1$, çünki I_2 yüklü iondan ikinci elektronu qoparmaq üçün lazım olan enerjidir. İkinci elektron nüvə tərəfindən böyük qüvvə ilə cəzb olunur $I_3 > I_2$, çünki I_3 ikiqat yüklü iondan üçüncü elektronu qoparmaq üçün lazım olan enerjidir, üçüncü elektron daha böyük qüvvə ilə nüvə tərəfindən cəzb olunur və s. Azelektronlu atom üçün (məs. hidrogen atomu) elektronun enerjisi ancaq baş kvant ədədindən (n) asındır. Ona görə də hidrogen atomu üçün Şredinger tənliyinin düzgün həlli var.

$$E = - \frac{1}{2} \frac{m_e e^4 Z^2}{n^2 h^2} \quad (3.1)$$

(3.1) tənliyinin köməyi ilə hidrogen atomunun ionlaşma enerjisi hesablanıb və 13.60 eV təşkil edir. Göründüyü kimi

(3.1) tənliyi Bor tənliyi ilə $E = - \frac{1}{2} \frac{m_e e^4 Z^2}{n^2 h^2}$ eynidir. Hidrogen atomunun təcrübə yolu ilə alınan ionlaşma enerjisi (13.60 eV) Bor və Şredinger tənlikləri ilə hesablanmış ionlaşma enerjisini (13.60 eV) təsdiq edir.

Çoxelektronlu atomlarda ionlaşma enerjisini Şredinger tənliyi ilə hesablamaq olduqca çətindir. Axır vaxtlarda hesablayıcı maşınların tətbiqi, müxtəlif təqribi üsulların işlənilməsi bu məsələni həll edə bilməmişdir. Çünki nəzəri hesablamalarla alınan nəticələr çox təqribi xarakter daşıyır

Atomların ionlaşma enerjisi (eV)

Z	Element	I ₁	I ₂	- I ₃	I ₄	- I ₅	I ₆	I ₇	I ₈
1	H	13,595							
2	He	24,580	54,403						
3	Li	5,390	75,619	122,420					
4	Be	9,320	18,206	153,850	217,657				
5	B	8,296	25,149	37,920	259,298	340,127			
6	C	11,264	24,376	47,864	64,476	391,986	489,84		
7	N	14,54	29,605	47,426	77,450	97,863	551,925	666,83	
8	O	13,614	35,146	54,934	77,394	113,873	138,080	739,114	871,12
9	F	17,418	34,98	62,646	87,23	114,214	157,117	185,139	953,60
10	Ne	21,559	41,07	63,5	97,16	126,4	157,91		
11	Na	5,138	47,29						
12	Mg	7,644	15,03						
13	Al	5,984	18,823						
14	Si	8,149	16,34						
15	P	10,55	19,65						
16	S	10,357	29,4						
17	Cl	13,01	23,80						
18	Ar	15,755	27,62						
19	K	4,339	31,81						
20	Ca	6,111	11,87						
21	Sc	6,54	12,80						
22	Ti	6,82	13,57						
23	V	6,74	14,65						
24	Cr	6,764	16,49						
25	Mn	7,432	15,64						
26	Fe	7,90	16,18						
27	Co	7,86	17,05						
28	Ni	7,633	18,15						
29	Cu	7,724	20,29						
30	Zn	9,391	17,96						
31	Ga	6,00	20,51						
32	Ge	7,88	15,93						
33	As	9,81	20,2						
34	Se	9,75	21,5						
35	Br	11,84	21,6						
36	Kr	13,996	24,56						
37	Rb	4,176	27,5						
38	Sr	5,692	11,027						
39	Y	6,377	12,233						
40	Zr	6,84	13,13						
41	Nb	6,88	14,32						
42	Mo	7,10	16,15						
43	Tc	7,28	15,26						
44	Ru	7,36	16,76						
45	Rh	7,46	18,07						
46	Pd	8,33	19,42						
47	Ag	7,574	21,48						
48	Cd	8,991	16,904						
49	In	5,785	18,86						
50	Sn	7,34	14,63						
51	Sb	8,639	16,5						
52	Te	9,01	18,6						
53	I	10,454	19,09						
				z	Element	I ₁	I ₂		
				54	Xe	12,127	21,2		
				55	Cs	3,893	25,1		
				56	Ba	5,210	10,001		
				57	La	5,61	11,43		
				58	Ce	6,5	12,3		
				59	Pr	5,7	-		
				60	Nd	5,7	-		
				61	Pm	-	-		
				62	Sm	5,64	11,2		
				63	Eu	5,67	11,24		
				64	Gd	6,16	12,0		
				65	Tb	6,7	-		
				66	Dy	6,8	-		
				67	Ho	-	-		
				68	Er	6,08	-		
				69	Tm	5,81	-		
				70	Yb	6,22	12,10		
				71	Lu	6,15	14,7		
				72	Hf	5,5	14,9		
				73	Ta	7,88	16,2		
				74	W	7,98	17,7		
				75	Re	7,87	16,6		
				76	Os	8,7	17		
				77	Ir	9	17		
				78	Pt	9,0	18,56		
				79	Au	9,22	20,5		
				80	Hg	10,434	18,751		
				81	Tl	6,106	20,42		
				82	Pb	7,415	15,028		
				83	Bi	7,287	16,68		
				84	Po	8,43	19,4		
				85	At	9,5	20,1		
				86	Rn	10,745	21,4		
				87	Fr	3,83	22,5		
				88	Ra	5,277	10,144		
				89	Ac	6,9	12,1		
				90	Th	6,95	11,5		
				91	Pa	-	-		
				92	U	6,08	-		
				93	Np	-	-		
				94	Pu	5,8	-		
				95	Am	6,0	-		

və təcrübi yolla alınan nəticələrə nisbətən çox səhvə yol verir. Hal-hazırda ən ehtibarlı və universal üsul spektroskopiya üsuludur. Atomun quruluşu spektroskopiya vasitəsilə alınan eksperimental məlumatlara əsasən öyrənilir. Atom spektrinin dalğa uzunluğu və intensivliyi 0,001% dəqiqliklə ölçülür. Hər atomun və molekulun özünə uyğun spektri var (cədvəl 3.3). Elementlərin çoxunun spektri olduqca mürəkkəbdir. Məsələn: Fe-atomunun spektri 5 min xəttədən ibarətdir. Müasir cihazların köməyi ilə müəyyən edilmişdir ki, ayrı-ayrı xətti spektrlər bir neçə xətlərdən ibarətdir. (Zeeman effekti, Ştark effekti).

Məlum olduğu kimi atom spektri xətlər seriyasından ibarətdir. Hər bir spektr xətlər seriyası müxtəlif uzaq orbitallardan nüvəyə yaxın olan hər hansı bir boş orbitallara keçən elektronları göstərir. Bu spektrlər içərisində qısa dalğaya uyğun spektrlər atomdan tamamilə ayrılmış elektronlara aiddir. Bu elektronlar stasionar hala qayıdanda ayrılan enerji onu qoparmaq üçün lazım olan enerjiyə bərabərdir ki, ona da ionlaşma enerjisi deyirlər

$$E_{\text{əsas}} - E_{\infty} = I \quad (3.2)$$

Burada I -ionlaşma enerjisi, E_{∞} -atomdan ayrılan elektronun enerjisi, $E_{\text{əsas}}$ -isə stasionar (stabil və ya sakit) vəziyyətdə olan elektronun enerjisidir. Əgər qısa dalğalı spektrlər seriyasında şüalanma tezliyi (ν) elektromaqnit dalğalarının tezliyinə (ν_1) uyğun gələrsə, onda Planka görə ionlaşma enerjisi

$$I_1 = h\nu_1 \quad (3.3) \quad \text{tənliyi ilə hesablanır.}$$

Bu üsul ilə çoxelektronlu atomda hər bir elektronun ionlaşma enerjisini də hesablamaq mümkündür.

İonlaşma enerjisini təyin etmək üçün fotoionlaşma və başqa təcrübi üsullar da məlumdur. İonlaşma enerjisi bir neçə faktorlardan: nüvənin effektiv yükündən, nüvə ilə ionlaşan elektronun arasında olan məsafədən, ekranlaşma

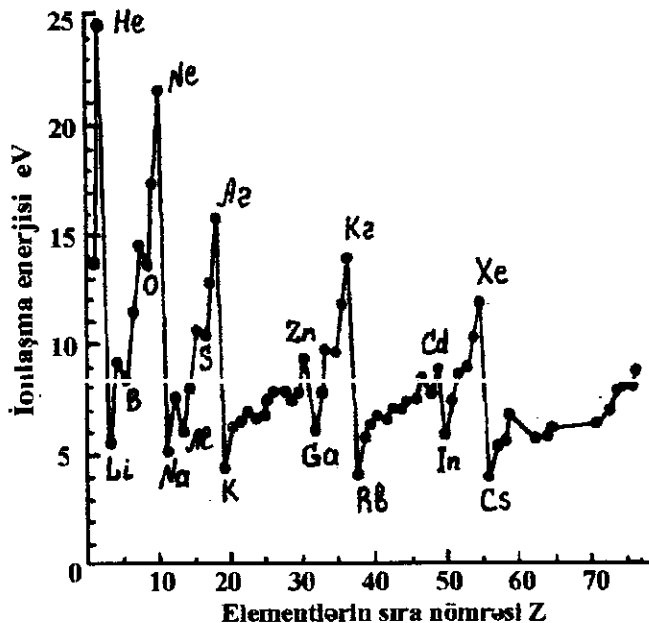
effektindən, elektronun nüvəyə yaxınlaşma (daxil olma effekti) effektindən və s. asılıdır.

Eyni kvant ədədinə malik olan elektronların nüvəyə yaxın olan sahəyə daxil olması (daxil olma effekti) $s > p > d > f$ üzrə azalır. Bu qayda onu göstərir ki, ns - elektronların nüvə ətrafında sıxlığı np - elektronların sıxlığından, np - elektronların nüvə ətrafında sıxlığı nd - elektronların sıxlığından və nd - elektronların sıxlığı nf - elektronların nüvə ətrafında olan sıxlığından çoxdur. İonlaşma enerjisinə nüvə ilə elektron arasında olan məsafəyə nisbətən nüvənin yükü daha çox təsir göstərir. Elementlərin ionlaşma enerjisi qruplar üzrə yuxarıdan aşağıya getdikcə monoton və kəskin azalır $\text{Li}(5,39 \text{ eV}) \rightarrow \text{Cs}(3,89 \text{ eV})$, $\text{Be}(9,32 \text{ eV}) \rightarrow \text{Ba}(5,21 \text{ eV})$ və ya $\text{F}(17,41 \text{ eV}) \rightarrow \text{I}(10,454 \text{ eV})$. Bu onunla izah olunur ki, elementlərin sıra nömrəsi (Z) artdıqca atom radiusu böyüyür, valent elektronu ilə nüvə arasında Kulon cazibə qüvvəsi azalır.¹⁾

İonlaşma enerjisinə təsir edən amillərdən biri də ekranlaşma effektidir. Ekranlaşma effektinin mahiyyəti ondan ibarətdir ki, atomda nüvə ilə valent elektronları arasında yerləşən daxili elektron buludları onların arasında olan Kulon cazibə qüvvəsini zəiflədir və elektronu atomdan ayırmaq üçün az enerji tələb olunur. Nəticədə ionlaşma enerjisi azalır. Ekranlaşma effektinə müəyyən faktorlar—nüvənin effektiv yükü, elektron buludu və nüvə ilə valent elektronu arasında olan məsafə təsir edir. Məsələn: eyni kvant ədədinə malik elektron konfigurasiyası $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ və nüvəsinin yükü $Z=29$ olan mis atomunda və $3s^2 3p^6 4s^1$ elektron konfigurasiyası və

¹ Aydınlıq gətirmək məqsədi ilə qeyd etmək lazımdır ki, nüvənin yükü, elektronun yükü qiymətəcə eynidir, amma nüvənin yükü müsbətdir. Həmçinin nüvədə olan müsbət yüklü protonların sayı nüvə ətrafında yerləşən elektronların sayına bərabərdir. Nüvədə protonların sayı eyni zamanda elementin dövrü sistemdə sıra nömrəsinə bərabərdir. Terminologiyada nüvənin yükünü və elementin sıra nömrəsini Z -lə göstərirlər.

nüvəsinin yükü $Z=19$ olan kalium atomunda $4s$ valent orbitalına elektron buludu müxtəlif dərəcədə ekranlaşma təsiri göstərir. Burada nüvənin yükü daha həlledici rol oynayır. Misin nüvəsinin yükü $1,19 \text{ \AA}$ -də yerləşən $4s$ - valent-elektro-nuna güclü təsir edir. Burada nüvənin yükü çoxdur, məsafə



Şəkil 3.5. Elementlərin birinci ionlaşma enerjisinin onun sıra nömrəsindən asılılığı

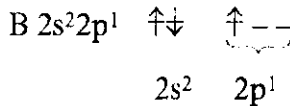
isə azdır. Kalium atomunda isə nüvə ilə $4s$ - valent elektronu $2,16 \text{ \AA}$ -də yerləşir. Burada nüvənin yükü azdır, məsafə isə çoxdur. Bunun nəticəsi olaraq mis və kalium elementinin ionlaşma enerjisi uyğun olaraq $\text{Cu}^+=7,72 \text{ eV}$ və $\text{K}^+=4,34 \text{ eV}$ bərabərdir. Dövrələr üzrə ikinci dövrdən başlayaraq elementlərin ionlaşma enerjisi soldan sağa getdikcə artır. Bu onunla izah olunur ki, nüvənin yükü artır, elektron orbitalı

dəyişmir, növbəti elektron həmin orbitala daxil olur. Məsələn: I_1 ionlaşma enerjisi:

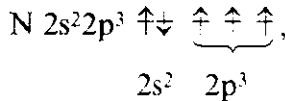
$$Li^+ = 5,39 \text{ eV}; Be^+ = 9,32 \text{ eV}; B^+ = 8,3 \text{ eV}; C^+ = 11,26 \text{ eV}$$

$$N^+ = 14,53 \text{ eV}; O^+ = 13,61 \text{ eV}; F^+ = 17,42 \text{ eV}; Ne = 21,56 \text{ eV}$$

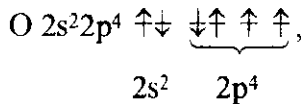
Həqiqətən soldan sağa getdikcə Li-dan Ne-kimi ionlaşma enerjisi 5,39 eV - dan 21,56 eV kimi artır, ancaq bəzi elementlərdə bu artım məsələn, sıra nömrəsi $Z=4$ olan berillium elementində $Be^+ = 9,32 \text{ eV}$ olduğu halda sıra nömrəsi $Z=5$ olan bor elementində $B^+ = 8,3 \text{ eV}$ təşkil edir; sıra nömrəsi $Z=7$ olan azot elementində $N^+ = 14,53 \text{ eV}$ olduğu halda, sıra nömrəsi $Z=8$ olan qonşu oksigen elementində $O^+ = 13,61 \text{ eV}$ təşkil edir. Bu pozulma onunla izah olunur ki, berilliumda olan $Be 2s^2$ cütləşmiş elektronu nüvə ilə sıx əlaqədədir. Bor elementində olan $2p^1$ elektronu $2s^2$ elektron cütü ($\uparrow\downarrow$) tərəfindən itələyir, onun nüvə ilə əlaqəsi zəifləyir



Həmin qayda üzrə azotun valent elektronları Hund qaydasına görə bütün energetik səviyyəni tutur,



Azot atomundan oksigen atomuna keçdikdə növbəti elektron $2p$ - orbitalına daxil olur və elektronlar Pauli prinsipinə görə cütləşir

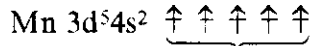


oksigenə olan cütləşmiş $2p^2$ elektronu $2p^1$ səviyyəsində olan tək elektronu itələyir və ona görə də O^+ üçün $I_1 = 13,61 \text{ eV}$ kimi azalır.

Dövrələr üzrə keçid elementlərdə də ionlaşma enerjisi əsasən qanunauyğun şəkildə dəyişir (cədvəl 3.3). Ancaq bəzi

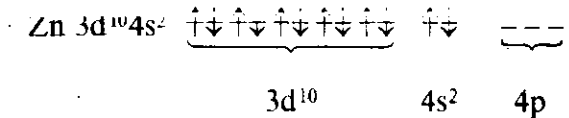
keçidlərdə (məs. Cd-In, Hg-Tc, Zn-Ga) bu qanunauyğunluq pozulur. Keçid elementlərdə növbəti elektronlar tək-tək elektronlar yerləşən orbitalara daxil olur.

Manqan elementindən ($Z=25$) dəmirə keçəndə ($Z=26$) dəmir atomunun növbəti elektronu tamamilə tutulmuş

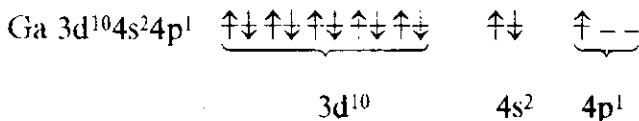


3d

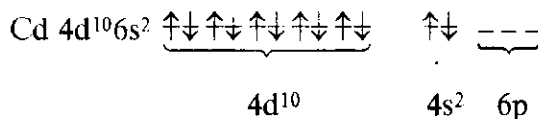
3d- energetik səviyyəsinə daxil olur. Keçid elementlərdə də eyni baş kvant ədədinə malik cütləşmiş $\uparrow\downarrow$ elektronların tək elektronları itələməsi özünü göstərir. Sıra nömrəsi $Z=30$ olan sink elementində ionlaşma enerjisi $\text{Zn } 3d^{10} 4s^2 \rightarrow \text{Zn}^+ 4d^{10} 4s^1$ $I_1=9,39$ eV olduğu halda sıra nömrəsi $Z=31$ olan qallium elementində $\text{Ga } 3d^{10} 4s^2 4p^1 \rightarrow \text{Ga } 3d^{10} 4s^2$ ionlaşma enerjisi $I_1=6,0$ eV təşkil edir. Qallium elementinin növbəti elektronu sink atomunda

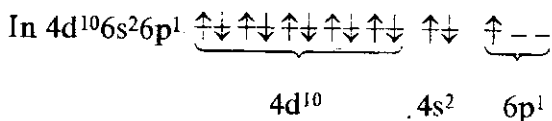


olan boş 4p- orbitalına daxil olur



Eyni baş kvant ədədinə malik $4s^2$ - elektron cütü ($\uparrow\downarrow$) 4p- energetik səviyyədə olan 4p¹- elektronunu itələyir və ona görə də ionlaşma enerjisi sinkdən qalliuma keçdikdə kəskin surətdə ($I_1=9,39$ eV-dan, $I_1=6,0$ eV kimi) azalır. Uyğun olaraq indium elementinin növbəti elektronu kadmiumun 6p- energetik səviyyəsinə daxil olur.



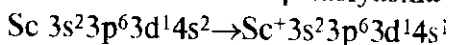


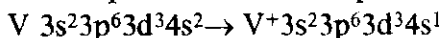
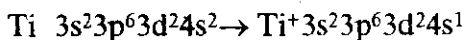
Eyni baş kvant ədədinə malik $6s^2$ - elektron cütü ($\uparrow\downarrow$) $6p$ - energetik səviyyədə olan $6p^1$ - elektronunu itələyir və nəticədə ionlaşma enerjisi kadmiumdan indiuma keçdikdə kəskin azalır.

Keçid elementləri (d -elementləri) ilə s - və p - elementlərin ionlaşma enerjisində müəyyən fərqlər alınır.

Əgər s - və p - elementləri bir elektron itirib ionlaşırsa, onların ionunun əsasını ondan əvvəlki, elementin neytral elektron konfigurasiyası təşkil edir. Məsələn: natrium atomu ionlaşdıqda $\text{Na } 2s^22p^63s^1 \rightarrow \text{Na}^+ 2s^22p^6$. Natrium ionunun əsasını $2s^22p^6$ elektron konfigurasiyası təşkil edir ki, bu da natrium atomundan əvvəl yerləşən neonun $\text{Ne } 2s^22p^6$ neytral elektron konfigurasiyasıdır. Kalium atomu ionlaşdıqda $\text{K } 3s^23p^64s^1 \rightarrow \text{K}^+ 3s^23p^6$ kalium ionunun əsasını $3s^23p^6$ neytral elektron konfigurasiyası təşkil edir ki, bu da kalium atomundan əvvəl yerləşən arqon atomunun $\text{Ar } 3s^23p^6$ elektron konfigurasiyasıdır. Sıra nömrəsi $Z=12$ olan maqnezium elementi ionlaşdıqda $\text{Mg } 2s^22p^63s^2 \rightarrow \text{Mg}^+ 2s^22p^63s^1$ maqnezium ionunun əsasını ondan əvvəl yerləşən və sıra nömrəsi $Z=11$ olan natrium atomunun neytral elektron konfigurasiyasını təşkil edir.

Sıra nömrəsi $Z=13$ olan alüminium elementi ionlaşdıqda $\text{Al } 2p^63s^23p^1 \rightarrow \text{Al}^+ 2p^63s^2$ ionunun əsasını $2p^63s^2$ elektron konfigurasiyası təşkil edir ki, bu da ondan əvvəl yerləşən və sıra nömrəsi $Z=12$ olan neytral maqnezium atomunun elektron konfigurasiyasıdır. Keçid elementləri elektron itirib ionlaşanda onların elektron konfigurasiyası heç bir neytral atomun elektron konfigurasiyasına oxşamır məsələn:





Keçid elementləri üçün adətən birinci və ikinci ionlaşma enerjisinin ($I_1 + I_2$) cəmini götürürlər, yəni ns^2 - elektronlarını qoparmaq üçün lazım olan enerjini götürürlər. Keçid elementlərdə $(n-1)d$ - elektronların enerjisi ns - elektronların ionlaşma enerjisindən çoxdur. Nüvənin yükü artdıqca $(n-1)d$ - energetik səviyyədən elektron qoparmaq ns energetik səviyyədən elektron qoparmaqdan daha çətin olur.

Qalan bütün üç dövr (Sc $3d^1 4s^2$, Y $4d^1 5s^2$ və La $5d^1 6s^2$) d-elementlərinin hamısında ionlaşma enerjisi eyni qaydada dəyişir. Elementlərin ionlaşma enerjisinin qruplar üzrə dəyişməsinə nəzər salsaq görürük ki, onların ionlaşma enerjisi yuxarıdan aşağıya getdikcə monoton azalır. Məsələn: qələvi metallarda elementlərin ionlaşma enerjisi: $\text{Li}^{+3}=5,39\text{eV}$; $\text{Na}^+=5,14\text{eV}$; $\text{K}^+=4,34\text{eV}$; $\text{Rb}^+=4,18\text{eV}$; $\text{Cs}^+=3,39\text{eV}$ təşkil edir. Bu onunla əlaqədardır ki, elementlərin nüvələri təsirsiz qazıların (He, Ne, Ar ...) tamamlanmış elektron buludları ilə güclü ekranlaşır, nəticədə litium elementindən ($Z=3$) sezium elementinə ($Z=55$) getdikcə r_{at} artır, nüvə ilə valent elektronu arasında Kilon cazibə qüvvəsi zəifləyir; bu zəifləmə atom radiusunun artması ilə paralel gedir. Nüvənin yükünün artması da qruplar üzrə ionlaşma enerjisinə təsir edir. Daha ağır elementlərdə bəzən elementin sıra nömrəsi artması ilə ionlaşma enerjisi ya az dəyişir, ya da azalır. Sıra nömrəsi $Z=56$ olan elementin (Ba) ionlaşma enerjisi $I_1=5,21\text{eV}$, sıra nömrəsi $Z=88$ olan elementin (Ra) ionlaşma enerjisi $I=5,21\text{eV}$; sıra nömrəsi $Z=50$ olan elementin (Sn) ionlaşma enerjisi $I=7,33\text{eV}$, sıra nömrəsi $Z=82$ olan elementin (Pb) ionlaşma enerjisi $I=7,42\text{eV}$, sıra nömrəsi $Z=45$ olan elementin ionlaşma enerjisi $I=7,5\text{eV}$, amma sıra nömrəsi $Z=77$ olan elementin (Ir) ionlaşma enerjisi $9,0\text{eV}$ təşkil edir. Dövrü sistemin başqa qruplarında da IIB, IIIB, VIA, VIIA, VIIIA və s. eyni qayda üzrə ionlaşma enerjisi dəyişir.

Mahiyətə elementlərin bütün ionlaşma enerjisini $-I_1, I_2$

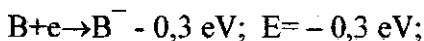
$I_3, I_4, I_5, I_6, I_7, I_8$ təyin etmək olar. Məsələn: oksigen və flüor elementlərinin bütün ionlaşma enerjisi I_1 - I_8 kimi təyin olunmuşdur. Oksigen üçün $I_1=13,61$ eV; $I_8=871,12$ eV; flüor elementi üçün $I_1=17,41$ eV, $I_8=953,6$ eV, ancaq kimya üçün əsas birinci ionlaşma-enerjisidir, çünki kimyəvi rabitənin enerjisini hesablamaq üçün birinci ionlaşma enerjisi kifayətdir. Nəzərə alsaq ki, 1 eV/mol. 22,1 kkal/q-atom təşkil edir və kimyəvi proseslərin enerji effekti 23,1 kkal/q-atom tərtibindədir, onda aydın olur ki, I_1 -ionlaşma enerjisinin tə'yini kifayətdir. Flüor birləşmələrdə həmişə (F^-) mənfi bir valentli olur. Onu F^{7+} hala salmaq üçün 15000 kkal/q-atom enerji tələb olunur. Kimyəvi proseslərdə bu qədər enerji alınır bilmir. Kimyəvi prosesdə maksimum 100 kkal/mol enerji alınır bilər və ona görə də flüor VII qrup elementi olmasına baxmayaraq maksimum bir valentlik (F^-) göstərir, ona görə də F^{7+} ola bilmir. Elementlərin həm dövr və həm də qruplar üzrə ionlaşma enerjisinin dövrü surətdə dəyişməsi həm cədvəldən, həm də qrafikdən aydın görünür. Yuxarıda göstəriləyi kimi dövrlər və qruplar üzrə ionlaşma enerjisinin qanunauyğun formada artması və azalması, bəzi hallarda isə qanunauyğunluğun pozulması atomda elektronların paylanması ilə əlaqədardır.

3.8. Atomun elektrona hərisliyi

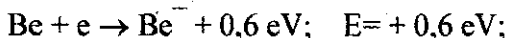
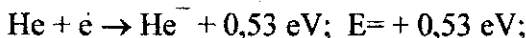
Atomun ionlaşması həmişə bir və ya bir neçə elektron itirməsi yolu ilə deyil və eyni zamanda neytral atomun özünə elektron birləşdirməsi ilə də baş verir. Bütün elementlər üçün özlərinə elektron birləşdirib mənfi iona çevrilməsi halı məlum deyil.

Neytral atom özünə elektron qəbul edərkən elementin nüvəsi həmin elektronu cəzb etdiyi halda, onun elektronları tərəfindən də itələnilir. Əgər itələmə enerjisi cəzibmə enerjisindən çox olarsa, mənfi ion yaranmır, əksinə cəzibmə enerjisi itələmə enerjisindən çox olarsa, onda mənfi ion ya-

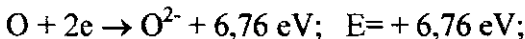
ranır və ion davamlı olur. Elektron birləşdirməklə mənfii ionun yaranmasından əmələ gələn enerjiyə atomun elektrona hərisliyi deyilir. Elektronla hərisliyi E ilə göstərilir, onun ölçü vahidi elektron-voltur (eV). Bəzi elementlərin elektron birləşdirmə prosesi istiliyin çıxması ilə, bəzi elementlərin elektron birləşdirmə prosesi istiliyin udulması ilə gedir və ona görə də atomun elektrona hərisliyi (E) müsbət və mənfii qiymətlər alır

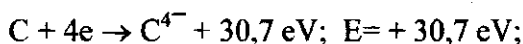
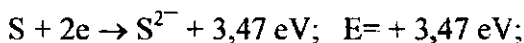


Bu elementlər özlərinə elektron birləşdirəndə istilik çıxır, proses ekzotermik prosesdir və ona görə də elektrona hərislik (E) mənfii qiymət alır.



He, Be, N, Ne özlərinə elektron birləşdirməsi endoeffektdir və ona görə də elektrona hərisliyi müsbət qiymət alır. Atomlar elektron birləşdikdə onlar müxtəlif orbitallara daxil ola bilərlər. Məsələn: He və Ne orbitalları $1s^2$ və $2s^2 2p^6$ tam dolduğu üçün birləşən elektron daxili orbitala keçə bilər. Berilium atomunda ($1s^2 2s^2 2p$) qəbul olan elektron 2p orbitalına daxil olur. Oksigenin elektron qəbul etməsi ekzotermik prosesdir. Elementlərin ikinci, üçüncü elektron qəbul etməsi endotermik prosesdir və yüksək enerji tələb edir.





Buradan belə nəticə çıxır ki, kimyəvi prosesdə S^{2-} , O^{2-} , N^{3-} , C^{4-} ionların əmələ gəlməsi üçün çox enerji tələb olunur və onların alınması mümkün deyil. Məsələn: O^{2-} ionunun alınması üçün əlavə 175 kkal/q-atom enerji tələb olunur. Elektronla hərislik də dərəcələrə bölünür (S^{-} , O^{-} , S^{2-} , N^{3-} , C^{4-}) birinci, ikinci, üçüncü və dördüncü elektrona hərislik adlanır. Elektronla hərisliyin təyini mürəkkəb təcrübə ilə əlaqədar olduğu üçün, ancaq bir neçə elementin elektrona hərisliyi təcrübə ilə təyin olunmuşdur. Məsələn: $O(1,47 \text{ eV})$, $S(2,07 \text{ eV})$, $F(3,45 \text{ eV})$, $Cl(3,61 \text{ eV})$, $Br(3,36 \text{ eV})$, $I(3,06 \text{ eV})$ metallardan $Cu(1,5 \text{ eV})$, $Ag(2,0 \text{ eV})$, $Au(2,8 \text{ eV})$. Qalan elementlər üçün elektrona hərisliyi empirik üsullarla hesablanmışdır. Bu məqsəd üçün çox vaxt Born-Qaber tsiklindən istifadə olunur. Born-Qaber tsikli termodinamiki tsikl olub kristalın əmələgəlmə istiliyini (ΔH^0) bir çox faktorla əlaqələndirir. Məs.: $NaCl$ misalında

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_{sub(Na)} + I_{(Na)} + \frac{1}{2} \Delta H_{dis(Cl)} - E_{(Cl)} + U$$

Burada: ΔH_f^0 - $NaCl$ kristalının əmələ gəlmə istiliyi,

$\Delta H_{sub(Na)}$ - metal natriumun sublimasiya enerjisi,

$I_{(Na)}$ - natrium metalının ionlaşma enerjisi,

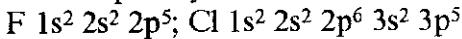
$\Delta H_{dis(Cl_2)}$ - xlor molekulunun dissosiasiya enerjisi,

$E_{(Cl)}$ - xlor atomunun elektron hərisliyi,

U - $NaCl$ qəfəs enerjisidir.

Born-Qaber tsiklində kristalın əmələgəlmə istiliyi (ΔH_f^0); ionlaşma enerjisi (I), dissosiasiya enerjisi (ΔH_{dis}) və s. bir-biri ilə sıx əlaqədardır. Bu tənliyə görə istənilən parametri təyin etmək mümkündür və o cümlədən birbaşa ele-

mentin elektrona hərisliyini (E) təyin etmək olur. Xlorun elektrona hərisliyi ($E=3,61$ eV) flüorun elektrona hərisliyindən ($E=3,45$ eV) çox olması xlor və flüor atomunun elektron konfigurasiyası ilə izah olunur



Flüor atomunda $2p$ - orbitalında elektronlar daha çox kompaktdır və onlar qarşılıqlı bir-birini itələyirlər. F atomunun elektrona hərisliyinin nisbətən az olması müəyyən qədər flüor molekulunun dissosiasiya enerjisinin az olması ilə də ($1,64$ eV və ya 159 kcoul/mol) izah olunur.

Cədvəl 3.4.

Bir neçə element üçün elektrona hərisliyi (eV) enerjisinin qiyməti

H	Li	Be	B	C	N	O	F			
0,75	0,58	-0,19	0,33	1,12	-0,27	1,47	3,45			
	Na	Mg	Al	Si	+0,69 P	S	Cl			
	0,78	-0,32	0,52	1,39	0,78	2,07	3,61			
						(-3,4)				
	Cu	Ag	Au			Se	Br	I		
	1,5	2,0	2,8			(-4,2)	3,36	3,06 ¹		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	C	Ni	Cu ⁰
0,92	-	-0,14	0,40	0,94	0,98	-1,07	0,58	0,94	1,28	1,8
0,50	-1,6	-0,4	0,15	0,65	0,85	-1,2	0,1	0,7	1,1	0,9 ²⁾
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag ³⁾
0,6	-0,5	0,3	1,0	1,3	1,3	1,0	1,45	1,35	1,4	0,9

Xlor molekulunun dissosiasiya enerjisi nisbətən yüksəkdir ($2,48$ eV və ya $242,8$ kcoul/mol) və eyni zamanda xlor atomunda olan d - orbitalı xlor molekulunda π -rabitəsinin yaranmasında rol oynayır. Metalların elektrona hərisliyi sifira yaxın olur və ya mənfi qiymət alır, elektronların metala birləşməsi enerji cəhətcə əlverişli deyil. Qeyri-metallarda isə elektrona hərisliyi enerji cəhətcə əlverişlidir və həmişə müsbət qiymət alır. Qeyri-metallar nəcib qazlara yaxınlaşdıqca onların elektrona hərisliyi artır. Bəzi elementlərin

elektrona hərisliyi 3.4 cədvəldə verilmişdir.

Cədvəldə verilmiş rəqəmlər bir-birindən kəskin fərqlənir. Məsələn, azotun elektrona hərisliyi həm qiymətə, həm də işarəcə kəskin fərqlənir və ya küktürdün elektrona hərisliyi həm qiymətə ($E=2,08$ eV; $E=-3,4$ eV) və həm də işarəcə kəskin fərqlənirlər və s. Bu onu göstərir ki, elementlərin elektrona hərisliyi enerjisi hələ kifayət qədər öyrənilməmiş, öyrənilən elementlərin elektrona hərisliyi enerjisi isə dəqiq deyil.¹⁾

3.9. Elektromənfilik

Elementlərin ionlaşma enerjisi və elektrona hərisliyi onların elektron itirmə və özünə elektron birləşdirmə xassəsidir. Elementlərin atom, ion radiusu, ionlaşma enerjisi, elektrona hərisliyi elementin reaksiyaya girə qabiliyyətini əvvəlcədən müəyyən qədər təyin edir, ancaq elektromənfilik elementin reaksiyaya girə qabiliyyətini daha asan müəyyən edir. Elementlərin elektromənfiliyinin ədədi qiymətinə görə birləşmədə kimyəvi rabitənin ionluq dərəcəsinə təyin edirlər. Birləşmədə iştirak edən elementin elektromənfiliyi nə qədər fərqli olsa, o birləşmənin ionluq dərəcəsi o qədər yüksək olur. Məsələn: sezium (0,8 eV) ilə flüor (4 eV) elementinin əmələ gətirdiyi birləşmədə ionluq dərəcəsi ən yüksəkdir, onu şərti olaraq vahid qəbul edirlər. Elektromənfilik məvhumu 1932-ci ildə L. Polinq tərəfindən təklif olunmuşdur. Elektromənfilik elementin özünə elektron birləşdirməsini göstərir. Elektromənfilik elementin atom, ion radiusu, ionlaşma enerjisi, elektrona hərisliyi, rabitə enerjisi ilə sıxı surətdə əlaqədardır. Elektromənfilik eksperimental təyin olunan ciddi bir fiziki kəmiyyət deyil, o nisbi kəmiyyətdir. Bir elementin elektromənfiliyi ikinci elementin

¹⁾ Bundan xətt çəkilən qiymətlər təcrübi yolu ilə, qalanları isə müxtəlif hesablama üsulu ilə alınmışdır.

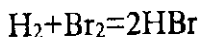
elektromənfiliyinə görə təyin edilir. Məsələn: sərbəst xlor atomunda, NaCl, PCl₃, TiCl₄ və s. xlorun elektromənfiliyi eyni deyil, xloru əhatə edən atomlar xlorun elektromənfiliyinə təsir edir. Elektromənfiliyin bir çox şkalası var. Polinqin təklif etdiyi şkala, Mallikenin təklif etdiyi şkala, Ollred-Roxovun, Sandersonun təklif etdiyi şkala və s.

Elektromənfiliyi dəqiq ölçmə və ya hesablama üsulu olmadığı üçün onun nə şərti işarəsi, nə də ölçü vahidi dəqiqləşdirilməyib. Hal-hazırda onun bir neçə şkalası mövcud olduğu kimi, bir neçə ölçü vahidi və şərti işarəsi (A, E, X və s.) mövcuddur.¹⁾

L. Polinqin təklif etdiyi üsul müəyyən qədər eksperimentə əsaslanmışdır. Polinqə görə AB birləşməsinin dissosiasiya enerjisi D (A-B) ilkin A₂ və B₂ molekulların dissosiasiya enerjisinin D (A-A) və D (B-B) cəminin yarısından çox olmalıdır. Onun fərqi

$$\Delta = D(A-B) - \frac{1}{2}[D(A-A) + D(B-B)] \quad (3.4)$$

D (A-A) və D (B-B) uyğun olaraq A və B molekulların dissosiasiya enerjisidir. Əgər A₂ və B₂ maddələri arasında reaksiya gedirsə, onda dissosiasiya enerjisinin fərqi (Δ) mənfi qiymət ala bilməz. Məsələn:



D (H-Br)=87,3 kkal; D(H-H)=103,4kkal; D(Br-Br)=46,1 kkal. Əgər enerji fərqi (Δ_{AB}) Polinqin təklif etdiyi (3.4) tənliyi ilə hesablasaq,

$$\Delta_{AB} = 87,3 - \frac{1}{2}(103,4 + 46,1) = 12,55 \text{ kkal olar.}$$

¹ Ф.Котта, Дж.Уилкинсон-Современная неорганическая химия. Мир, 1969, стр. 135.

Polinq birləşmədə elementin elektromənfiliyinin nisbi fərfini aşağıdakı kimi hesablamışdır. Elektromənfiliyin fərfinin kvadrat kökünü sabit ədədə (0,208) vurmaqla elementin birləşmədə elektromənfiliyinin fərfini hesablayır, cədvəl 3.6.

Cədvəl 3.5

Atomlarda elektromənfiliyin fərqi

Rabitə	Δ	$0,208 \sqrt{\Delta}$	ΔX
Si-H	2,1	0,3	0,3
Br-H	12,5	0,74	0,7
C-O	23,2	1,00	1,0
As-Cl	23,8	1,01	1,0
S-Cl	5,3	0,48	0,5

Δx -birləşmədə olan atomların elektromənfiliyinin fərqi.¹⁾

Malliken şkalası elementin ionlaşma enerjisi ilə elektrona hərisliyinin orta ədədi qiymətinə əsaslanmışdır.

$$E = \frac{I + A}{2} \quad (3.5)$$

Burada E-elementin elektromənfiliyi, I-elementin birinci ionlaşma enerjisi, A-elementin elektrona hərisliyidir. Malliken şkalasına görə elektromənfiliyin təyini asandır, üsul çox sadədir və ilk nəzəri üsuldur, ancaq bu üsulün çatışmayan cəhəti ondan ibarətdir ki, bütün elementlər üçün birinci ionlaşma enerjisini (I) yüksək dəqiqliklə təyin etmək mümkün olduğu halda ikinci parametri (elementlərin elektrona hərisliyini) dəqiq təyin etmək üsulu yoxdur.

Mallikenin nəzəri hesabladığı elektromənfiliyin nəticələri Polinqin və Ollred-Roxovun aldığı nəticələrə çox yaxındır.

¹⁾ Polinq özünün 1964 və 1974-cü illərdə Moskva "Mir" nəşriyyatında tərcümə olunmuş "Общая химия" dərsliyində öz üsulundan heç bir söz yazmayıb.

Qordi elementin elektromənfiliyini təyin etmək üçün

$$\alpha_A = \frac{eZ_{eff}}{r_{kov}} \quad (3.6)$$

formulun təklif etmişdir. Burada e -elektron yükü, Z_{eff} -nüvənin effektiv yükü, r_{kov} -atomda kovalent radiusu göstərir. (3.6) tənliyinə görə elektromənfiliyin vahidi-enerji/elektrondur.

Ollred və Roxovun təklif etdiyi empirik formula üzrə alınan elektromənfiliyin qiyməti dəqiq və geniş tətbiq olunan-dır. Ollred elektromənfiliyə nüvənin kovalent radiusunun da elektrona təsir edən güc kimi baxmışdır

$$\alpha_A = \frac{e^2 Z_{eff}}{r_{kov}^2} \quad (3.7)$$

Burada e -elektronun yükü, r_{kov} -kovalent radiusu, Z_{eff} -effektiv yüküdür. Bu bir növ Kulon cazibə qüvvəsi deməkdir.

Ollred və Roxovun təklif etdiyi üsulla alınan elektromənfilik (α_A) elementin kimyəvi xassəsini Polinq və Mallikenin aldığı nəticəyə nisbətən daha yaxşı izah edir. Sanderson 1960/67-ci illərdə davamlı kimyəvi rabitənin yaranmasında elektrəmfiliyin bərabərləşməsi ideyasını vermişdir. İdeya postulat xarakteri daşıyır. Sandersonun fikrinə görə əgər müxtəlif elektromənfiliyə malik iki və ya çox atom birləşirsə, molekulda onların elektromənfiliyi bərabərləşir və aralıq orta bir qiymət yaranır. Bu qiymət başlanğıc atomların elektromənfiliyinin orta ədədi qiymətinə bərabər olur. Sandersona görə güclü kovalent rabitə yaradan iki atom eyni dərəcədə ümumi nüvə yaratmağa cəhd edir. Əgər bu iki atom müxtəlif elektromənfiliyə malik olsalar onların rabitə enerjisi müxtəlif ola bilərdi. Əslində isə kimyəvi rabitələr enerjilərinə görə bir-birindən fərqlənirlər. Ona görə də kimyəvi rabitənin yaranmasına ümumi elektromənfiliyin yaranması kimi baxmaq olar. Bu bərabərləşmə elektron qəbul edən atomun elektromənfiliyinin azalmasına və elektron

verən atomun elektromənfiliyinin artmasına əsaslanır. Məsələn: berillium atomunun elektron qəbul etməsi zəifdir, amma onun ionu elektronu güclü cəzb edir. Uyğun olaraq oksigen atomunun elektron qəbul etməsi güclüdür (3,5; 3,45; 3,17), amma oksigen ionunun elektromənfiliyi zəifdir, (O^{2-} üçün 175 kkal/q-at) yəni oksigen ionu ikinci elektronu pis qəbul edir. Sanderson belə nəticəyə gəlir ki, kimyəvi rabitə yaranmamışdan əvvəl qeyri-bərabər elektromənfiliyə malik atomlar arasında elektromənfilik bərabərləşir, sonra kimyəvi rabitə yaranır. Kimyəvi rabitənin əmələ gəlməsində, rabitə enerjisində, elektronların paylanmasında, ionluq dərəcəsinin qiymətləndirilməsində, dissosiasiya enerjisində və s. elektromənfiliyin böyük rolu var. Cədvəl 3.6-də müxtəlif müəlliflərin (Ollred-Roxovun, Polinqin, Mallikenin) təklif etdiyi şkala verilmişdir. Umumilikdə baxılsa elektromənfiliyin ədədi qiyməti və dəyişməsinin qanunauyğunluğu bir-birini tamamlayır, dövrilik saxlanılır.

Cədvəldən görüldüyü kimi müxtəlif müəlliflər tərəfindən alınmış nəticələr praktiki olaraq bir-birini tamalayır və dövrü surətdə təkrarlanır. Elektromənfilik fiziki kəmiyyət olmadığı üçün onu təcrübi üsulla təyin etmək mümkün deyil. Elektromənfilik eyni zamanda sabit kəmiyyət deyil. Onun qiyməti birləşmədə iştirak edən başqa atomdan asılıdır. Eyni atom rabitənin xarakterindən asılı olaraq donor və ya akseptor rolunu oynaya bilər.

Elementlərin elektromənfiliyi (eV)

Sıra nömrəsi	Kimya vi işarəsi	Elektromənf. eV	Sıra nömrəsi	Kimya vi işarəsi	Elektromənf. eV	Sıra nömrəsi	Kimya vi işarəsi	Elektromənf. eV
1	H	2,15	23	Fe	2+1,7	47	Sb	3+1,8
2	Li	0,95			3+1,8			5+2,1
3	Be	1,5	24	Co	1,7	48	Te	2,1
4	B	2,0	25	Ni	1,8	49	I	2,55
5	C	2,5	26	Cu	1+1,8	50	Cs	0,75
6	N	3			2+2,2	51	Ba	0,9
7	O	3,5	27	Zn	1,5	52	La	1,1
8	F	3,95	28	Ga	1,5	72	Hf	1,4
9	Na	0,9	29	Ge	1,8	73	Ta	3+1,3
10	Mg	1,2	30	As	2,0			5+1,7
11	Al	1,5	31	Se	2,4	74	W	4+1,6
12	Si	1,8	32	Br	2,8			6+2,0
13	P	2,1	33	Rb	0,8	75	Ra	5+1,8
14	S	2,5	34	Sr	1,0			7+2,2
15	Cl	3,0	35	Y	1,2	76	Os	2
16	K	0,8	36	Zr	1,5	77	Ir	2,1
17	Ca	1,0	37	Nb	1,7	78	Pt	2,1
18	Sc	1,3	38	Mo	4+1,6	79	Au	2,3
19	Ti	1,6			6+2,1	80	Hg	1,8
20	V	3+1,4 4+1,7 5+1,9	39	Tc	5+1,9 7+2,3	81	Tl	1+1,5 3+1,9
			40	Ru	2,0	82	Pb	2+1,6
21	Cr	2+1,4 3+1,5 4+2,2	41	Rh	2,1	83	Bi	4+1,8 1,8
			42	Pd	2,0	84	Po	2,0
			43	Ag	1,8	85	At	2,2
22	Mn	2+1,4 3+1,2 7+2,5	44	Cd	1,5	86	Fr	0,0,7
			45	In	1,5	87	Ra	0,9
			46	Sn	2+1,7 4+1,8	88	Ac	1,1

Lantanoidlər

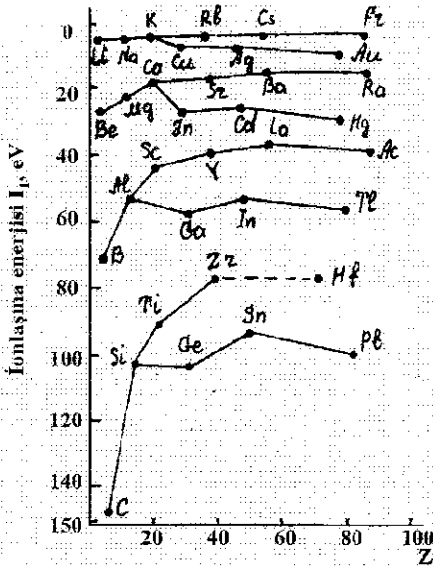
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Se	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
1,83	1,82	1,82		1,81	2,02	1,79	1,77	1,77	1,76	1,75	1,74	1,93	1,74

Aktinoidlər

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md
1,8	1,62	1,53	1,50	1,62							

3.10. İkinci və daxili dövrlilik

Elementlərin və onların birləşmələrinin xassəsi həmişə qruplar üzrə monoton dəyişmir. Şəkil 3.6 nəzər salınsa, aydın olar ki, elementlərin atom, ion radiusları, ionlaşma enerjisi, elektromənfililiyi və s. xassələri qrup üzrə monoton dəyişmir. Əgər ordinat oxu üzərində I-IV qrup elementlərinin ionlaşma enerjisinin cəmini ($I_1+I_2+I_3+I_4$) eV, absis oxu üzərində o elementlərin sıra nömrəsini (Z) göstərsək, aydın olar ki, elementlərin fiziki xassəsi əsas yarımqrup elementləri üzrə monoton dəyişmir. Monotonluq əlavə yarımqrupu elementləri üzrə davam edir. Məsələn: C, Si, Ti, Zr və Hf elementlərini birləşdirən xətt monoton dəyişir. Ancaq IV əsas yarımqrup elementlərini C, Si, Ge, Sn, Pb birləşdirən xətt isə monoton dəyişmir. Əgər həmin elementlərin oksidlərinin



Şəkil 3.6. İonlaşma enerjisi ikinci dövrlilik

(MeO_2) əmələgəlmə istiliyinin (ΔH_f°) sıra nömrəsindən asılılıq əyrisini qursaq, yenə də həmin nəticə alınar, yeni xassənin monoton dəyişməsi əsas yarımqrup elementləri üzrə deyil, əlavə yarımqrup elementləri üzrə gedir. Bu hadisə birinci dəfə 1912-ci ildə E.İ. Biron tərəfindən müşahidə olunmuş və ikinci dövrlilik adlandırılmışdır. İkinci dövrlilik elementlərin başqa xassəsində də özünü

göstərir. İkinci dövrilik S.A.Şukaryev (1940) tərəfindən d - və f -elektron konfigurasiyası ilə izah olunmuşdur.

Karbon atomundan silisiyuma keçəndə ionlaşma potensialı kəskin ($\sim 150-105$ eV) dəyişir. Bu onunla əlaqədardır ki, silisiyumu atom radiusu karbonun atom radiusundan böyükdür və ionlaşma enerjisi də kəskin azalır. Si \rightarrow Ge keçəndə ionlaşma potensialı artır. Ge-atomunda d -orbitalın elektronla tam dolması (d^{10}) hesabına atomun radiusu kiçilir (d -sıxılması) və nəticədə Ge-ionlaşma enerjisi bir qədər artır, Sn atomunda da tam d^{10} -orbitalı var, amma Sn-atomunun ölçüsü böyükdür ($r_{Sn}^{+2} = 1,02\text{\AA}$) və ona görə də ionlaşma enerjisi kiçilir.

Pb atomu quruluşuna görə Sn atomundan fərqlənir, (Pb atomunda d -orbitalından əlavə f -orbitalı da əmələ gəlir) ona görə də Pb atomunda həm d -, həm də f -sıxılması özünü göstərir. Nəticədə Pb ionlaşma enerjisi azalır, ikinci dövrilik V, VI, VII A qruplarında da özünü göstərir.

İkinci dövrilik kvant mexanikasına görə də izah olunur. Kvant mexanikasına görə atomda elektronlar istənilən yerdə nisbi paylanırlar. Ən xaricdə yerləşən s -, p -, d -elektronlar müəyyən anda nüvəyə ən yaxın yerdə ola bilər. Buna daxil olma effekti deyirlər. İkinci dövrilik kvant mexanikasına görə valent elektronları $3d^{10}$ - və ikiqat $3d^{10}4f^{14}$ -orbitaları ilə ekranlaşır və onların ionlaşma enerjisi monoton dəyişmir.

Elementlərin xassələrinin qrup üzrə təkrarlanması bəzən dövrlər üzrə də baş verir. Məsələn: Fe, Co, Ni, Ru, Rh, Pd xüsusilə lantanoidlər və aktinoidlərdə özünü göstərir. Lantanoidlərdə (Ce-Lu) bəzi xassələr monoton, bəzi xassələr isə dövrü dəyişir. Lantanoidlərdə atom radiusu seriumdan ($r_{Ce^{3+}} = 1,02$) lütetsiyuma ($r_{Lu^{3+}} = 0,8\text{\AA}$) getdikcə monoton azalır ki, bu da lantanoid "sıxılması" ilə əlaqədardır. Lantanoidlərdə bəzi xassələr isə dövrü dəyişir. (məs. oksidləşmə dərəcəsi) Bu cür dövrüliyə daxili dövrilik deyilir.

Lantanoidlər müxtəlif oksidləşmə dərəcəsi (+2,+3,+4) göstərir.

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
+3	+3	+3	+2	+3	+2	+2	+3	+3	+3	+3	+3	+2	+2	+3
	+4	+4	+3	-	+3	+3		+4	+4			+3	+3	
			+4?											

Lantanoidlərdə 4f- orbitalının elektronları elementlərin xassəsinə müəyyən qədər təsir edir.

DİMƏNDELEYEVİN ELEMENTLƏRİNİ

DÖVRLƏR	SİRALAR	Q R U P			
		I	II	III	IV
1	I	(H) ¹ 1,0079 Hidrogen			
2	II	Li ³ 6,941 Litium	Be ⁴ 9,01218 Berillium	B ⁵ 10,81 Bor	C ⁶ 12,011 Karbon
3	III	Na ¹¹ 22,98977 Natrium	Mg ¹² 24,305 Maqnezium	Al ¹³ 26,98154 Alüminium	Si ¹⁴ 28,0855 Silisium
4	IV	K ¹⁹ 39,098 Kalium	Ca ²⁰ 40,08 Kalsium	Sc ²¹ 44,9559 Skandium	Ti ²² 47,90 Titan
	V	Cu ²⁹ 63,546 Mis	Zn ³⁰ 65,38 Sink	Ga ³¹ 69,72 Qallium	Ge ³² 72,59 Germanium
5	VI	Rb ³⁷ 85,4678 Rubidium	Sr ³⁸ 87,62 Stronsium	Y ³⁹ 88,9059 İttrium	Zr ⁴⁰ 91,22 Sirkonium
	VII	Ag ⁴⁷ 107,868 Gümüş	Cd ⁴⁸ 112,41 Kadmium	In ⁴⁹ 114,82 İndium	Sn ⁵⁰ 118,69 Qalay
6	VIII	Cs ⁵⁵ 132,9054 Seziyum	Ba ⁵⁶ 137,33 Barium	La ⁵⁷ -Lu ⁷¹ ★	Hf ⁷² 178,49 Hafnium
	IX	Au ⁷⁹ 196,9665 Qızıl	Hg ⁸⁰ 200,59 Civə	Tl ⁸¹ 204,37 Tallium	Pb ⁸² 207,2 Qurğuşun
7	X	Fr ⁸⁷ [223] Fransium	Ra ⁸⁸ 226,0254 Radium	Ac ⁸⁹ -(Lr) ¹⁰³ ★★	Ku ¹⁰⁴ [261] Kurçatovium

★ L a n t a n

La ⁵⁷ 138,905 5d ¹ 6s ² Lantan	Ce ⁵⁸ 140,12 4f ² 6s ² Serium	Pr ⁵⁹ 140,9077 4f ² 6s ² Prazedium	Nd ⁶⁰ 144,24 4f ² 6s ² Neodim	Pm ⁶¹ [145] 4f ² 6s ² Prometium	Sm ⁶² 150,4 4f ² 6s ² Samarium	Eu ⁶³ 151,96 4f ² 6s ² Yevropium
--	---	--	---	---	--	--

★★ A k t i n

Ac ⁸⁹ [227] 6d ¹ 7s Aktinium	Th ⁹⁰ 232,0381 6d ² 7s ² Torium	Pa ⁹¹ 232,0359 6d ² 7s ¹ Protaktinium	U ⁹² 238,029 5f ³ 6d ¹ 7s ² Uran	Np ⁹³ 237,0482 5f ⁴ 6d ¹ 7s ² Neptunium	Pu ⁹⁴ [244] 5f ⁷ 7s ² Plutonium	Am ⁹⁵ [243] 5f ⁷ 7s ² Amerisium
---	---	---	---	--	---	---

DÖVRİ SİSTEMİ

LAR					
V	VI	VII	VIII		
		H	He 1s ² 4,00280 Helium		
⁷ N 2s ² 2p ³ 14,0067 Azot	⁸ O 2s ² 2p ⁴ 15,9994 Oksigen	⁹ F 2s ² 2p ⁵ 19,9984 Flüör	¹⁰ Ne 2p ⁶ 20,179 Neon		
¹⁵ P 3s ² 3p ³ 30,97376 Fosfor	¹⁶ S 3s ² 3p ⁴ 32,06 Kükürd	¹⁷ Cl 3s ² 3p ⁵ 35,453 Xlor	¹⁸ Ar 3p ⁶ 39,94 Arqon		
²³ V 50,9415 3d ³ 4s ² Vanadium	²⁴ Cr 51,996 3d ⁴ 4s ¹ Xrom	²⁵ Mn 54,9330 3d ⁵ 4s ² Manqan	²⁶ Fe 55,847 3d ⁶ 4s ² Dəmir	²⁷ Co 58,9332 3d ⁷ 4s ² Kobalt	²⁸ Ni 58,70 3d ⁸ 4s ² Nikel
³³ As 4s ² 4p ³ 74,9216 Arsen	³⁴ Se 4s ² 4p ⁴ 78,96 Selen	³⁵ Br 4s ² 4p ⁵ 79,904 Brom	³⁴ Kr 4p ⁶ 83,80 Kripton		
⁴¹ Nb 92,9064 4d ⁴ 5s Niobium	⁴² Mo 95,94 4d ⁵ 5s ¹ Molibden	⁴³ Tc 98,9062 4d ⁵ 5s ² Texnesium	⁴⁴ Ru 101,07 4d ⁷ 5s ¹ Rutenium	⁴⁵ Rh 102,9055 4d ⁸ 5s ¹ Rodium	⁴⁶ Pd 106,4 4d ¹⁰ 5s ⁰ Palladium
⁵¹ Sb 5s ² 5p ³ 121,75 Stibium	⁵² Te 5s ² 5p ⁴ 127,60 Tellur	⁵³ I 5s ² 5p ⁵ 126,9045 Yod	⁵⁴ Xe 5p ⁶ 131,30 Ksenon		
⁷³ Ta 180,947 5d ³ 6s ² Tantal	⁷⁴ W 183,85 5d ⁴ 6s ² Volfram	⁷⁵ Re 186,207 5d ⁵ 6s ² Renium	⁷⁶ Os 190,2 5d ⁶ 6s ² Osmium	⁷⁷ Ir 192,22 5d ⁷ 6s İridium	⁷⁸ Pt 195,09 5d ⁹ 6s ¹ Platin
⁸³ Bi 6s ² 6p ³ 208,9804 Bismut	⁸⁴ Po 6s ² 6p ⁴ [209] Polonium	⁸⁵ At 6s ² 6p ⁵ [210] Astatium	⁸⁶ Rn 6s ² 6p ⁶ [222] Radon		
(Ns) [261] 6d ³ 7s Nilsborium					

n o i d l ə r

⁶⁴ Gd 157,25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ² adoliniu	⁶⁵ Tb 158,9254 4f ⁹ 6s ² Terbium	⁶⁶ Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² Disporizium	⁶⁷ Ho 164,9304 4f ¹¹ 6s ² Holmium	⁶⁸ Er 167,26 4f ¹² 6s ² Erbium	⁶⁹ Tm 168,9342 4f ¹³ 6s ² Tulium	⁷⁰ Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² İtterbium	⁷¹ Lu 174,967 5d ¹ 6s ² Lütesium
---	--	---	---	--	--	---	--

n o i d l ə r

⁹⁶ Cm [247] 5f ¹⁰ 6d ¹ 7s ² Kürüm	⁹⁷ Bk [247] 5f ⁸ 6d ¹ 7s ² Berklium	⁹⁸ Cf [251] 5f ¹⁰ 7s ² Kalifornium	⁹⁹ Es [254] 5f ¹¹ 7s ² ynşteynium	¹⁰⁰ Fm [257] 5f ¹² 7s ² Fermium	¹⁰¹ Md [258] 5f ¹³ 7s ² Mendeleyevium	¹⁰² (No) [259] 5f ¹⁴ 7s ² Nobelium	¹⁰³ (Lr) [260] 5d ¹ 7s ² Lourensium
--	--	--	---	---	---	--	---

DÖVRİ SİSTEMDƏ QRUPLAR ÜZRƏ ELEMENTLƏRİN VƏ ONLARIN BİRLƏŞMƏLƏRİNİN XASSƏLƏRİ

4.1. Oksidləşmə dərəcəsi və valentlik

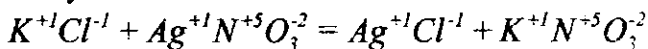
Elementlərin birləşmə əmələ gətirməsi onun valentliyi ilə əlaqədardır. Əvvəllər elementin valentliyi onun özünə birləşdirə bildiyi və ya əvəz edə bildiyi hidrogen atomunun sayı ilə müəyyən edilirdi. Əgər element bir hidrogen atomu ilə birləşirsə, demək onun valentliyi birə bərabərdir. Əgər element özünə iki hidrogen atomu birləşdirə bilirsə, məs.: H_2O deməli onun valentliyi ikiyə bərabərdir. Bu qayda üzrə NH_3 də azotun valentliyi 3, CH_4 molekulunda karbonun valentliyi 4, PCl_5 -birləşməsində fosforun valentliyi 5, SF_6 -birləşməsində kükürdün valentliyi 6, ReF_7 -birləşməsində reniumun valentliyi 7, OsO_4 -birləşməsində osmiumun valentliyi 8-dir.

Axır vaxtlarda valentlik termini oksidləşmə dərəcəsi ilə əvəz olunmuşdur. Bu termin ədəbiyyatda eyni zamanda "oksidləşmə dərəcəsi", "oksidləşmə ədədi", "elektrokimyəvi valentlik" eyni mənə verən termini kimi işlədilir. Oksidləşmə dərəcəsi şərti bir məvhumadır. Oksidləşmə dərəcəsinə görə birləşmədə iştirak edən müxtəlif atomlardan biri özündən tam elektronu verib (+) yüklənir, o biri elementin atomu isə elektronu qəbul edib (-) yüklənir. Əslində isə kimyəvi birləşmə əmələ gələrkən tam elektron vermə və tam elektron alma prosesi getmir. Hətta bizim qəbul etdiyimiz ion birləşmələrdə ($NaCl$, KCl , CaS , MgS və s.) 100% ion rabitəsi yoxdur. Oksidləşmə dərəcəsinə görə guya atomun biri (elektromənfililiyi yüksək olan atom) elektronu qəbul edir, mənfii yüklənir, elektromənfililiyi az olan atom isə elektron verib

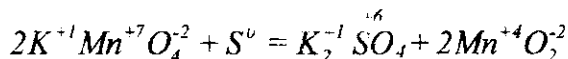
(+) yüklənir. Ona görə də oksidləşmə dərəcəsi (-), (+) və sıfır ola bilər.

Kimyəvi reaksiyaları iki yerə bölürlər.

1. Elementin oksidləşmə dərəcəsinin dəyişməməsi ilə gedən reaksiya



2. Elementin oksidləşmə dərəcəsinin dəyişməsi ilə gedən reaksiya



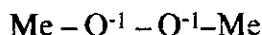
Elementin oksidləşmə dərəcəsinin dəyişməsi ilə gedən reaksiyaya oksidləşmə - reduksiya reaksiyası deyilir.

Kimyəvi reaksiyada iştirak edən komponentlər oksidləşdirici və ya reduksiyaedici kimi qəbul olunur. Burada $KMnO_4$ oksidləşdirici, kükürd isə reduksiyaedicidir. Başqa cür desək Mn^{+7} oksidləşmə dərəcəsiindən beş elektron qəbul edərək Mn^{+2} oksidləşmə dərəcəsinə çevrilir. Mn^{+7} -dən Mn^{+2} -yə kimi reduksiya olunur, onun oksidləşmə dərəcəsi +7-dən +2 kimi azalır, özü isə oksidləşdiricidir. Kükürd isə sıfır oksidləşmə dərəcəsiindən (S^0) 6 elektron verərək S^{+6} oksidləşmə dərəcəsinə çevrilir. Kükürdün oksidləşmə dərəcəsi sıfırdan +6 kimi artır, özü isə reduksiya edicidir.

Oksidləşmə dərəcəsi ərəb rəqəmi ilə kimyəvi işarənin üstündə göstərilir və (+), (-) işarəsi qabaqda yazılır. Məs.: $Ca^{+2}O^{-2}$, $Al^{+3}Cl_3^{-1}$, Cl_2^0 və s. Məhlullarda isə ionların yükü rəqəmlərdən sonra yazılır. Məs.: Ca^{2+} , Cl^{-} , Al^{3+} və s.

Elementin birləşmələrdə oksidləşmə dərəcəsinin təyin etmək üçün müəyyən qaydalar mövcuddur.

1. Bütün birləşmələrdə (F_2O müstəsna olmaqla) oksigenin oksidləşmə dərəcəsi -2, F_2O birləşməsində isə oksigenin oksidləşmə dərəcəsi +2. Peroksidlərdə (Me_2O_2) oksigenin oksidləşmə dərəcəsi -1.



2. Hidrogenin oksidləşmə dərəcəsi bütün birləşmələrdə +1, hidridlərdə (NaH, KH, CaH₂ və s.) isə -1 bərabərdir.

3. Bəsit maddələrin oksidləşmə dərəcəsi sıfıra bərabərdir. Na⁰, Ca⁰, Cl⁰, P⁰ və s.

4. Kimyəvi birləşmələrdə oksidləşmə dərəcəsinin cəbri cəmi sıfıra bərabərdir. Məs.: K⁺¹Mn⁺⁷O₄⁻² 1(+1)+1(+7)+4(-2)=0

Bu prinsipə görə birləşmədə hər hansı bir elementin oksidləşmə dərəcəsinə təyin etmək olur. Məs.: KMnO₄ birləşməsində Mn – oksidləşmə dərəcəsi:

$$x+1+4(-2)=0; x=+7;$$

Hesablamaya görə KMnO₄ birləşməsində manqanın oksidləşmə dərəcəsi +7 bərabərdir. Çox vaxt birləşmədə elementin oksidləşmə dərəcəsi ilə valentliyi uyğun gəlir. Məsələn: CH₄, CH₃OH, CH₂O, HCOOH, CO, CO₂.

		Valentliyi	Oksidləşmə dərəcəsi
CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4	-4
CH ₃ OH	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4	-2
CH ₂ O	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4	0
HCOOH	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{O} \end{array}$	4	+2
CO	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{C}=\text{O} \end{array}$	2	+2
CO ₂	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	4	+4

Oksidləşmə–reduksiya reaksiyasının nəzəri və praktiki əhəmiyyəti var. Kimyəvi tənləklərin düzəldilməsində elementlərin oksidləşmə dərəcəsi məlum olmalıdır. Cədvəl 4.1-də görüldüyü kimi elementlər bir neçə oksidləşmə dərəcəsi göstərirlər, onlardan əsas oksidləşmə dərəcəsi həmin element üçün daha xarakterikdir. Əsas oksidləşmə dərəcəsinə uyğun gələn birləşmələr daha davamlı olur.

Elementlərin maksimum oksidləşmə dərəcəsi həmin elementlərin yerləşdiyi qrupun nömrəsinə bərabərdir. Elementlər yerləşdiyi qrupun nömrəsi qədər maksimum oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Məs.: VI qrup elementi olan Cr +6 oksidləşmə dərəcəsi, VII qrup elementi Mn, Tc +7 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Bunu bütün qrup elementləri üçün demək olmaz. Birinci qrup element olan Cu, Ag, Au oksidləşmə dərəcəsi yerləşdiyi qrupun nömrəsindən çoxdur (1-3)-I-II qrup elementlərinin (Cu, Ag, Au, Hg müstəsna olmaqla) oksidləşmə dərəcəsi sabitdir. III qrupun əsas yarımqrup elementlərinin oksidləşmə dərəcəsi dəyişəndir (1-3), əlavə yarımqrup elementlərinin oksidləşmə dərəcəsi sabitdir (+3)-IV qrupun əsas və əlavə yarımqrup elementlərinin oksidləşmə dərəcəsi dəyişkəndir (1-2 və -4), V qrupun əsas və əlavə yarımqrup elementlərinin oksidləşmə dərəcəsi geniş miqyasda (+1→+5 və -3) dəyişir, amma əlavə yarımqrup elementləri mənfi oksidləşmə dərəcəsi göstərmir.

VI-VII qrupun əsas yarımqrup elementləri həm mənfi, həm də müsbət oksidləşmə dərəcəsi göstərir, amma bütün oksidləşmə dərəcəsinə göstərmir, VI-VII əlavə yarımqrup elementləri bütün oksidləşmə dərəcəsi (+1→+6 və +1→+7) göstərir amma mənfi oksidləşmə dərəcəsinə göstərmir.

Qruplar üzrə elementlərin və onların birləşmələrinin xassələri heç də həmişə monoton dəyişmir. Mendeleyev elementləri kimyəvi və fiziki xassələrinin oxşarlığına görə əsas yarımqrup elementlərinə və əlavə yarımqrup elementlərinə bölmüşdür. Hal-hazırda əsas yarımqrup elementlərini

Cədvəl 4.1.

Elementlərin mümkün olan oksidləşmə dərəcəsi

Dövrlər	s elementləri		d - elementləri								p - elementləri							
	1s ¹	2s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	P ⁵ (H)	p ⁶ (He)
I	H 1	Ne 0																
II	Li 1	Be 2											B 3 2 1	C 4	N 5 4 3 2 1 -3	O -2	F -1	Ne 0
III	Na 1	Mg 2											Al 3 2 1	Si 4	P 5 4 3 -1 -3	S 6 4 -2	Cl 7	Ar 0
IV	K 1	Ca 2	Sc 3	Ti 4 3 2	V 5 4 3 2	Cr 6 5 4 3 2 1	Mn 7 6 5 4 3 2 1	Fe 6 4 3 2	Co 4 3 2	Ni 4 3 2	Cu 3 2 1	Zn 2	Ga 3 2 1	Ge 4 2	As 5 3	Se 6 4 2	Br 5 3 1	Kr 4 2
V	Rb 1	Sr 2	Y 3	Zr 4 3 2	Nb 5 4 3 2	Mo 6 5 4 3 2	Tc 7 6 5 4 3 2 1	Ru 8 7 6 5 4 3 2	Rh 6 4 3 2	Pd 4 2	Ag 3 2 1	Cd 2	In 3 2 1	Sn 4 2	Sb 5 3	Te 6 4 2	I 7 5 3 1	Xc 8 6 4 2
VI	Cs 1	Ba 2	La 3	Hf 4 3 2	Ta 5 4 3 2	W 6 5 4 3 2	Re 7 6 5 4 3 2	Os 8 7 6 5 4 3 2	Ir 6 4 3 2 1	Pt 6 4 3 2 1	Au 3 2 1	Hg 2 (1)	Tl 3 1	Pb 4 2	Bi 5 3	Po 6 4 2	At 5	Rn 2
VII	Fr 1	Ra 2												-4	-3	-2	-1	

Cədvəl 4.1-in ardı

	f elementləri													
	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ^d	f ^p	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴	f ^d
Lantanoidlər	Ce 4 3	Pr 4 3	Nd 3	Pm 3	Sm 3 2	Eu 3 2	Gd 3	Tb 4 3	Dy 4 3	Ho 3	Er 3	Fm 3 2	Vb 3 2	Lu 3
Aktinoidlər	Th 4 3	Pa 5 4 3 2	U 6 5 4 3	Np 7 6 5 4 3	Pu 7 6 5 4 3 2	Am 6 5 4 3 2	Cm 4 3	Bk 4 3	Cf 3 2	Es 3	Fm 3	Md 3 2	No 3 2	Lr 3

1) Altından xətt çəkilən rəqəmlər əsas oksidləşmə dərəcəsi hesab olunur

A yarımqrup elementləri, əlavə yarımqrup elementlərini B yarımqrup elementləri adlandırırlar.

Məs: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr IA yarımqrup elementi, Cu, Ag, Au 1B yarımqrup elementi hesab olunur və ya Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra IIA yarımqrup elementi, Zn, Cd, Hg IIB yarımqrup elementi adlanır. Qeyd edildiyi kimi hal-hazırda dövri sistemin 400 variantı mövcuddur. Bəzilərində təsirsiz qazlar dövri sistemin sağında, bəzilərində dövri sistemin solunda və bəzən də ortada yerləşdirilir. Elə dövri sistem var ki, birinci dövrün elementləri cədvəlin aşağısında verilib. Ancaq dövri sistemin çoxunda elementin xassələrinin dövriyyəyi aydın gözə çarpmır. Dövri sistemin elə variantı var ki, elementlər elektronların sayının artması üzrə düzəlməyib.

Elementlərin xassələrinin dəyişməsi atomda elektron buludunun quruluşu ilə əlaqədardır.

İon və molekul əmələ gələrkən atom xarici orbitalda davamlı -8, 18 və 32 elektronlu bulud yaradır. Belə olan halda elementləri elektronların sayının artmasına və nüvənin yükünün artmasına görə düzdükdə üç variant alınır: 8, 18 və 32 qəfəslı dövri sistem. Bu sistemlərin hərəsinin özünə uyğun üstünlüyü və çatışmayan cəhətləri var.

8-qəfəslı dövri sistem ən çox yayılmış variantdır, ona qısa dövri sistem də deyirlər. 8 qəfəslı variant üç formada verilir. Bunaların ən çox yayılmış, sadə, yığcam variantında lanta-

noidlər və aktinoidlər cədvəlin aşağısında ayrıca verilir.

Bütün *s*-, *p*- və *d*-elementləri qruplarda verilir, qruplar isə əsas və əlavə yarımqrupaya bölünür. 8 - qəfəsli cədvəldə qruplar üzrə elementlərin oxşarlığı daha aydın gözə çarpır, orada qruplar üzrə elementlərin maksimum oksidləşmə dərəcəsi əsas götürülmüş və məlum olmuşdur ki, onların dəyişməsi heç də həmişə qanuna uyğun getmir. Məs.: VII qrupda Cl ilə Mn-nı müqaisə etdikdə (Cl^{+7} və Mn^{+7} başqa) heç bir kimyəvi oxşarlıq yoxdur və ya beşinci qrup elementlərindən olan N, P, V, Nb, Ta arasında bir neçə təsadüfi birləşmələrdən (R_2O_5 , R Hals, Bi üçün məlum deyil) başqa heç bir oxşarlıq müşahidə olunmur.

IA qrup elementləri (Li, Na, K, Rb, Cs) ilə IB qrup elementləri (Cu, Ag, Au) arasında bir neçə təsadüfi oxşarlıqdan başqa heç bir əsaslı oxşarlıq yoxdur. IA qrup elementlərinin maksimum oksidləşmə dərəcəsi +1 olduğu halda, IB qrup elementləri +1, +2 və +3 oksidləşmə dərəcəsi göstərir və s.

4.2. I qrup elementləri

Birinci qrup elementləri litium yarımqrupu elementlərinə (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) və mis yarımqrupu (Cu, Ag, Au) elementlərinə bölünür. Bunlara IA yarımqrup elementləri və IB yarımqrup elementləri də deyilir. Birinci qrupa *s*-elementi kimi hidrogen elementi də daxil olur. Çünki hidrogen bir neçə xassəsinə: atom spektrinə görə, sulu məhlulda H^+ ionu əmələ gətirməsinə görə, reduksiyaedici xassəsinə görə və s. qələvi metallara oxşayır. Amma hidrogen atomu bəzi xassələrinə görə qələvi metallardan kəskin fərqlənir. Hidrogenin ionlaşma enerjisi ($I_{\text{H}}=13,6\text{eV}$) qələvi metalların ionlaşma enerjisindən ($I_{\text{Na}}= 5,1\text{eV}$; $I_{\text{K}}= 4,33\text{eV}$; $I_{\text{Cs}}=3,89\text{eV}$) kəskin fərqlənir. Hidrogen ionunun həcmi qələvi metalların ionlarının həcmindən çox kiçikdir.

Ancaq hidrogen atomu bir çox xassələrinə görə halogenlərə bənzəyir. Ona görə də dövri sistemdə hidrogenə həm I qrup elementi kimi, həm də VII qrup elementi kimi baxılır, onun VII qrup elementi olmasına daha çox əsas var. Ona görə də birinci qrupda hidrogen mütərizə içərisində (H) göstərilir, VII qrupda isə mütərizəsiz yazılır.

Birinci IA yarımqrup elementlərin oksidləşmə dərəcəsi +1 olur. Bu qrup elementləri həm sərbəst halda, həm də onların birləşmələri fiziki və kimyəvi xassələrinə görə öz aralarında yüksək dərəcədə oxşarlıq göstərilir. Ancaq buna baxmayaraq onları tipik elementlərə (Li, Na) və kalium yarımqrupu (K, Rb, Cs, Fr) elementlərinə bölürlər. Qrup üzrə elementlərin atom ($r_{\text{Li}}=1,55\text{Å}^\circ$; $r_{\text{Cs}}=2,68\text{Å}^\circ$) və ion radiusu ($I_{\text{Li}^+}=0,68\text{Å}^\circ$; $I_{\text{Cs}^+}=1,67\text{Å}^\circ$) artır. Elementlərin sıra nömrəsi artdıqca onların aktivliyi artır. Əgər metal litium su ilə sakit reaksiyaya girirsə, K, Rb, Cs su ilə partlayışla reaksiyaya girir.

Qələvi-metalların birləşmələri yüksək koordinasiya ədədinə malikdir. Onların hidridləri (NaH, KH, LiH və s.) NaCl strukturunda, halogenli birləşmələri (MeHal) NaCl və CsCl tipində, oksidləri, xalkogenidləri antiflüorid tipində kristallaşırlar. Qələvi metalların bütün duzları, oksidləri, əsasları (LiF, Li_3PO_4 , $\text{Na}_3[\text{Sb}(\text{OH})_6]$, $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, KClO_4 müstəsna olmaqla) suda yaxşı həll olur. Qələvi metalların sıra nömrəsi artdıqca metalların ərimə temperaturu (Li=180; Na=97,8; K=68,2; Rb=39,0; Cs=29,6°C) və onların oksidlərinin ərimə temperaturu ($\text{Li}_2\text{O}\geq 1720$; $\text{Na}_2\text{O}\geq 920$; $\text{K}_2\text{O}\geq 490$; $\text{Rb}_2\text{O}\geq 567$; $\text{Cs}_2\text{O}\geq 490^\circ\text{C}$) monoton azalır, oksidlərin sıxlığı isə monoton ($\text{Li}_2\text{O}=2,01$; $\text{Na}_2\text{O}=2,27$; $\text{K}_2\text{O}=2,33$; $\text{Rb}_2\text{O}=4,05$; $\text{Cs}_2\text{O}=4,69$ q/cm³) artır. Eyni zamanda qələvi metalların sıra nömrəsi artdıqca onların oksidlərinin termiki davamlılığı, əmələgəlmə istiliyi (ΔH_f°) ($\text{Li}_2\text{O}=595,8$; $\text{Na}_2\text{O}=415,9$; $\text{K}_2\text{O}=361,5$; $\text{R}_2\text{O}=330,5$; $\text{Cs}_2\text{O}=318$ kcoul/mol)

monoton azalır. Oksidlərin həllolma istiliyi isə elementin sıra nömrəsi artdıqca monoton ($\text{Li}_2\text{O}=130,9$; $\text{Na}_2\text{O}=236,0$; $\text{K}_2\text{O}=305,6$; $\text{R}_2\text{O}=334,9$; $\text{Cs}_2\text{O}=347,9$ coul/mol) artır. IA qrup elementləri oksigenlə reaksiyaya girdikdə ancaq litium Li_2O tərkibli oksid əmələ gətirir, qalanları isə peroksid (Me_2O_2) əmələ gətirirlər.

Oksidlərin su ilə qarşılıqlı təsirindən MeOH tipli əsaslar alınır. Bu tip əsaslar kristallik, çox hiqroskopik (LiOH-dan başqa) maddədir. Hidroksidlərin ərimə temperaturu elementin sıra nömrəsi artdıqca monoton dəyişir, (LiOH=445; NaOH=318,5; KOH=360,5; RbOH=301; CsOH=272°C). MeOH sıxlığı isə (LiOH=2,45; NaOH=2,13; KOH=2,044; RbOH=3,2; CsOH=3,67 q/cm³) monoton dəyişmir.

MeOH əmələgəlmə istiliyi (ΔH_f^0) elementlərin sıra nömrəsi artdıqca (LiOH=487,0; NaOH=426,3; KOH=446,8; RbOH=423,4; CsOH=419,7 kcoul/mol.) azalır.

MeOH həll olmasına gəldikdə NaOH, KOH həll olması ekzotermik, LiOH, RbOH və CsOH həll olması endotermik prosesdir, uyğun olaraq, LiOH=+18,8; RbOH=+59,8; CsOH=+419,7; NaOH=-43,1; KOH=-54,2 kcoul/mol. təşkil edir.

MeOH dissosiasiya dərəcəsi elementin ion radiusu ($r_{\text{Li}^+}=0,68\text{Å}$; $r_{\text{Cs}^+}=1,67\text{Å}$) artdıqca artır.

Li, Na, K, Rb, Cs - halogenli birləşmələrinin alınmasında, həll olmasında, termiki davamlılığında, ərimə temperaturunda və s. fiziki-kimyəvi xassəsində oksidlərdə (Me_2O) və hidroksidlərdə (MeOH) olan qanunauyğunluq müşahidə olunur. Bəzi hallarda litium elementi müstəsnaqlıq təşkil edir.

Litium ən yüngül metaldır ($d=0,53$ q/cm³), atom həcmi Na, K, Rb, Cs-a nisbətən çox kiçikdir (11,8 cm³/mol). Bütün metallar oksigenlə reaksiyaya girib Me_2O_2 tipli peroksid əmələ gətirdiyi halda, litium Li_2O oksid əmələ gətirir.

Aktivlik cəhətcə litium o biri elementlərdən geri qalır. Başqa qələvi metallardan fərqli olaraq LiF , Li_3PO_4 , Li_2CO_3 suda pis həll olur. Bu xassəsinə görə Li qələvi metallardan fərqlənir. Başqa MeOH nisbətən LiOH suda pis həll olur, hiqroskopikliyi azdır. Adi şəraitdə Na, K, Rb, Cs azotla reaksiyaya girmədiyi halda litium azotla reaksiyaya girir. Bütün MeF birləşmələri NaCl tipində kristallaşdığı halda LiF oktaedr quruluşunda kristallaşır. Başqa qələvi metalların xloridlərindən fərqli olaraq LiCl asanlıqla süblimasiyə edir və suda hidrolizə uğrayır, hiqroskopikdir, suda həll olması ekzotermikdir, başqa MeCl fərqli olaraq LiCl kompleks əmələ gətirmə qabiliyyətinə malikdir və s.

I B yarımqrup elementlərinə Cu, Ag və Au daxildir. Xarici valent orbitalında ns^1 elektronunun olmasına baxmayaraq, d -elementi hesab olurlar. IA yarımqrup elementlərin valent orbitalından əvvəlki, orbitalda 8 - elektron olduğu halda (litiumda 2 elektron var) Cu, Ag, Au ns^1 valent orbitalından əvvəl 18 elektronlu $ns^2 np^6 nd^{10}$ orbital yerləşir. Li, Na, K, Rb və Cs-elektron konfigurasiyasından fərqli olaraq bu elementlərdə elektron konfigurasiyası $\text{Cu}3d^{10}4s^1$; $\text{Ag}4d^{10}5s^1$, $\text{Au}5d^{10}6s^1$ formasındadır.

Cu, Ag, Au ionlaşma enerjisi ($I_{\text{Cu}^+} = 7,72\text{eV}$; $I_{\text{Ag}^+} = 7,57\text{eV}$; $I_{\text{Au}^+} = 9,22\text{eV}$) Li, Na, K, Rb və Cs ionlaşma enerjisindən çoxdur. Bu onunla əlaqədardır ki, Cu, Ag, Au ns^1 valent elektronu ($n-1$) d -elektron buludunun altına, Au $6s^1$ valent elektronu isə $5d^{10}$ və $4f^{14}$ elektron buludunun altına daxil olur və onların ionlaşması çətinləşir. Cu, Ag, Au +1, +2 və +3 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Ag üçün ən xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +1, Cu üçün +2, Au üçün +3. Cu, Ag, Au istiqamətində d -energetik səviyyənin elektronlarının mütəhərrikliyi artır və Au^{+3} oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Cu, Ag, Au nə öz aralarında, nə də Li, Na, K, Rb, Cs elementləri ilə təsadüfi birləşmələrdən başqa heç bir əsaslı oxşarlıq göstərmir. Qələvi metalların sulfidləri asan

hidroliz olur, ancaq Cu_2S , CuS , Ag_2S təbiətdə tapılır. Qələvi metalların oksidləri su ilə şiddətli reaksiyaya girib MeOH əmələ gətirir. CuO , Cu_2O , Ag_2O , Au_2O_3 suya qarşı olduqca davamlıdır. Qələvi metalların oksidləri, hidrokidləri termiki davamlı olduğu halda Cu , Ag , Au oksidləri və hidrokidləri termiki davamsızdırlar. Cu , Ag , Au oksidləşmə dərəcəsi (+2,+3) onların yerləşdiyi qrupun sayından böyükdür. Qələvi metallar gümüşü parlaqdır (Cs -sarı), Cu , Ag , Au rənglidir. Mis - çəhrayı, qızıl - sarı, arqentium gümüşü parlaqdır. IA yarımqrup elementləri aşağı temperaturda ($\text{Li}=180$; $\text{Na}=97,8$; $\text{K}=63,2$; $\text{Rb}=39$; $\text{Cs}=28,6^\circ\text{C}$), $\text{Cu}(1080^\circ\text{C})$, $\text{Ag}(960^\circ\text{C})$, $\text{Au}(1063^\circ\text{C})$ isə yüksək temperaturda əriyirlər. Li , Na , K , Rb , Cs yüngül metal ($\text{Li}=0,53$; $\text{Na}=0,97$; $\text{K}=0,86$; $\text{Rb}=1,53$; $\text{Cs}=1,88\text{q/cm}^3$) $\text{Cu}(9,0\text{q/cm}^3)$, $\text{Ag}(10,5\text{q/cm}^3)$, $\text{Au}(19,3\text{q/cm}^3)$ isə ağır metal hesab olunur.

IA və IB yarımqrup elementləri və onların əksər birləşmələri bir-birilə tamamilə ziddiyyət təşkil edirlər.

4.3. II qrup elementləri

Dövrü sistemin II qrup elementlərini tipik elementlərə (Be , Mg), kalsium yarımqrupu elementlərinə (Ca , Sr , Ba) və sink yarımqrupu elementlərinə (Zn , Cd , Hg) və ya IIA və IIB yarımqrup elementlərinə bölürlər. II qrup elementləri +2 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Be , Mg , Ca , Sr , Ba qüvvətli reduksiyaedicidir. Reduksiyaetmə qabiliyyətinə görə ancaq qələvi-metallardan geri qalır. Elementlərin sıra nömrəsi artıqca ion radiusu ($r_{\text{Be}^{2+}}=0,34\text{A}^\circ$; $r_{\text{Mg}^{2+}}=0,78\text{A}^\circ$;

$r_{\text{Ca}^{2+}}=1,06\text{A}^\circ$; $r_{\text{Sr}^{2+}}=1,27\text{A}^\circ$; $r_{\text{Ba}^{2+}}=1,43\text{A}^\circ$) artır, ionlaşma enerjisi isə ($I_{\text{Be}}=9,32\text{eV}$; $I_{\text{Mg}}=7,64\text{eV}$; $I_{\text{Ca}}=6,11\text{eV}$; $I_{\text{Sr}}=5,69\text{eV}$; $I_{\text{Ba}}=5,21\text{eV}$; $I_{\text{Ra}}=5,27\text{eV}$) azalır, ancaq bu azalma monoton getmir. Atom həcmi ($\text{Be}=5,0$; $\text{Mg}=13,99$; $\text{Ca}=25,9$; $\text{Sr}=33,7$; $\text{Ba}=39,2\text{ cm}^3/\text{mol}$) və reaksiyaya girmə

qabiliyyəti elementlərin sıra nömrəsi artdıqca artır. Berilium elementi, onun hidrokssidi və oksidi əsaslarda həll olur, bu cəhətcə berilium alüminuma oxşayır. Me^{2+} ionları sulu məhlulda rəngsizdir. Qələvi-torpaq metallar hidridlər əmələ gətirir. Hidridlərin termiki davamlılığı $BeH_2 \rightarrow CaH_2$ keçdikdə artır. $CaH_2 \rightarrow BaH_2$ getdikcə azalır, qələvi-torpaq metallar termiki cəhətcə davamlı MeO tipli oksidlər əmələ gətirir. Suda həll olmaları $BeO \rightarrow BaO$ getdikcə artır. $18^\circ C$ 100 ml suda $BeO = 0,4 \times 10^{-5}$; $BaO = 0,198$ mol həll olur. Qələvi-torpaq metallar ümumi formulu $Me(OH)_2$ olan hidrokssid əmələ gətirir. $Be(OH)_2$ amfoter xassə göstərir və alüminiuma oxşayır. $Be(OH)_2 \rightarrow Ba(OH)_2$ getdikcə həll olmaları artır, əsasi xassə göstərilir. $Ba(OH)_2$ əsasi xassəsi daha güclüdür. $Me(OH)_2$ termiki cəhətcə davamsızdır, suda həll olmaları temperatura artdıqca artır.

Qələvi-torpaq metallar halogenlərlə $MeHal_2$ tipli birləşmə əmələ gətirir. Flüorlu birləşmələri termiki cəhətcə davamlıdır. Suda həll olması $BeF_2 \rightarrow BaF_2$ istiqamətində artır $MeCl_2$ birləşmələri də termiki davamlıdır, yuxarı temperaturada süblimə olunur. Xloridləri də suda yaxşı həll olur, ancaq $BeCl_2$ suda hidrorliz edir. $MeBr_2$ termiki cəhətcə davamlı, hiqroskopik, suda yaxşı həll olan, ion birləşmələrdir.

Qələvi-torpaq metalların sulfidləri termiki cəhətcə davamlıdır, suda pis həll olurlar. Be, Mg, Ca, Sr, Ba elementləri (beriliumun bəzi cəhətləri nəzərə alınmasa) həm sərbəst halda, həm də birləşmələr şəklində öz aralarında tam oxşarlıq təşkil edirlər.

IIB yarımqrup elementlərinin elektron konfigurasiyası
 $Zn 3d^{10}4s^2$; $Cd 4d^{10}5s^2$; $Hg 5d^{10}6s^2$. Bu elementlərin elektron konfigurasiyası bir-birindən fərqlənmir, +2 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Bu elementlərdə d -orbitallar tam dolub və bu cəhətcə başqa d -elementlərdən fərqlənmirlər. Sink yarımqrup elementlərinin ionlaşma enerjisi ($I_{Zn^+} = 9,39$ eV,

$I_{Zn^{+2}} = 17,96 \text{ eV}$, $I_{Cd^{+}} = 8,99 \text{ eV}$, $I_{Cd^{+2}} = 16,9 \text{ eV}$, $I_{Hg^{+}} = 10,4 \text{ eV}$, $I_{Hg^{+2}} = 18,7 \text{ eV}$) kalsium yarımqrupu elementlərinin ionlaşma enerjisindən artıqdır. Bu onunla əlaqədardır ki, sink yarımqrupu elementlərdə valent elektronu $ns^2(n-1)d^{10}$ elektron buludunun altına keçir, elektronu oradan ayırmaq çətinləşir. Civə atomunda valent elektronu ns^2 - ikiqat $(n-1)d^{10}$ və $4f^{14}$ - elektron buludu ilə ekranlaşır. Zn, Cd və Hg atomunda olan $(n-1)d^{10}$ orbitalı başqa d -elementləri kimi donor-akseptor rabitənin yaranmasında iştirak edir və kompleks birləşmə əmələ gətirirlər. Civə atomunda $6s^2$ - valent elektronu $5d^{10}$ - və $4f^{14}$ - orbitalın elektronu ilə ekranlaşır onun fiziki və kimyəvi xassəsini Zn və Cd-un fiziki və kimyəvi xassəsindən fərqləndirir. Zn və Cd fərqli olaraq civə birləşmələri davamsız olur. Hg^{2+} ionun əmələ gətirən atomlar arasında $-^+Hg:Hg^+$ - kovalent rabitə yaranır və ona görə də civə +1; +2 oksidləşmə dərəcəsi göstərir.

Zn, Cd, Hg yarımqrup elementləri qələvi-torpaq metallara nisbətən passivdir. Başqa d -elementlərində olduğu kimi Zn, Cd və Hg elementlərində də atom kütləsi artdıqca onun aktivliyi azalır və ona görə də aktivlik sırasında civə hidrogendən sonra yerləşir.

Qələvi-torpaq metallarla sink yarımqrupu elementlərini müqaisə etdikdə, sərbəst halda qələvi-torpaq metallar aktivdir, (Be, Mg müstəsna olmaqla) onlar havada asanlıqla oksidləşirlər, amma Zn, Cd, Hg havada davamlıdır, hətta qızdırdıqda oksigenlə pis reaksiyaya girir.

Qələvi-torpaq metalların oksidləri termiki cəhətcə çox davamlı olduğu halda HgO , Hg_2O azca qızdırdıqda parçalanır. Qələvi-torpaq metalların oksidləri, hidroksidləri qüvvətli əsasi xassə daşdığı halda ZnO , CdO , $Zn(OH)_2$, $Cd(OH)_2$ amfoter xassə daşıyır və alüminiuma oxşayırlar. Qələvi-torpaq metallardan fərqli olaraq Zn, Cd, Hg yüksək koordinasiya ədədinə malikdir və kompleks birləşmələr

əmələ gətirir.

Qələvi-torpaq metalların MeO , $\text{Me}(\text{OH})_2$ -fərqli olaraq ZnO , CdO , HgO və $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cd}(\text{OH})_2$, $\text{Hg}(\text{OH})_2$ istiqamətində onların davamlılığı kəskin surətdə azalır. Qələvi-torpaq metalların bütün birləşmələri, o cümlədən MeO , MeS ağ rənglidir, Zn , Cd , Hg oksidləri, (CdO -qəhvəyi, HgO -qırmızı, çəhrayı) sülfidləri (CdS -sarı, α - HgS -qara, β - HgS -qırmızı), halogenidləri (HgI_2 -qırmızı) rəngli olurlar.

IIA, IIB yarımqrupun elementləri içərisində ancaq cüvə +1 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. IIA yarımqrup elementləri ilə IIB yarımqrup elementlərinin həm bəsit və həm də birləşmələrin oxşar cəhətlərindən ziddiyyətli cəhətləri daha çoxdur.

4.4. III qrup elementləri

III qrup elementləri tipik elementlərə (B , Al), qallium yarımqrupu elementlərinə (Ga , In , Tl), skandium yarımqrupu elementlərinə (Sc , Y , La , Ac) bölünür. Skandium yarımqrupu elementlərinə lantanoidlər və aktinoidlər də daxildir. Dövri sistemin III qrupu başqa qruplara nisbətən çox mürəkkəbdir. Bu qrupda beş p -elementi (B , Al , Ga , In , Tl), dörd d -elementi (Sc , Y , La , Ac), 28f-elementi (lantanoidlər və aktinoidlər) yerləşir.

I-II qruplarda əsas yarımqrup elementləri qrupda sol tərəfdə yerləşdirilir və onlara eyni zamanda s -elementləri deyirlər. III-VIII qruplarda isə əsas yarımqrup elementləri qrup daxilində sağda yerləşirlər¹⁾ və onlara eyni zamanda p -elementləri deyirlər. B , Al , Ga , In və Tl birinci p -elementidir. Bundan əlavə bu elementlər bor, alüminium yarımqrupuna və qallium yarımqrupuna bölünürlər, p -elementlərin valent elektron orbitalında üç elektronu (s^2p^1)

¹⁾ Buna həmişə riayət olunmur və xüsusi əhəmiyyət də kəsb etmir.

var. Bor elementində valent elektronları $2s^2$ - elektronundan sonra yerləşir. Alüminium elementində isə valent elektronu 8 elektronlu $2s^2 2p^6$ elektron buludundan sonra, Ga, In, Tl elementlərində isə valent elektronları 18 elektronlu $3s^2 3p^6 3d^{10}$ elektron buludundan sonra yerləşir. **Valent elektronundan əvvəl olan elektron konfigurasiyası (2,8,18) elementlərin xassələrinə güclü təsir edir və elementlər bir-birindən fərqlənirlər.** III qrup *p*-elementləri reduksiyaediciidir, ancaq bor özünü oksidləşdirici kimi aparır. Bu elementlər -3,0, +1, +2, +3 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir. Bunlardan ən çox xarakterik olanı +3 və tallium üçün +1-dir.

Elementlərin sıra nömrəsi artdıqca atom radiusu ($r_B=0,93 \text{ \AA}$, $r_{Al}=1,43 \text{ \AA}$, $r_{Ga}=1,39 \text{ \AA}$, $r_{In}=1,66 \text{ \AA}$, $r_{Tl}=1,17 \text{ \AA}$) böyüyür. Ga, In və Tl atom radiusunun kiçilməsi *d*- və *f*- "sıxılması" ilə əlaqədardır. İonlaşma enerjisinin qeyri-monoton dəyişməsi ($I_B= 8,29 \text{ eV}$, $I_{Al}= 5,98 \text{ eV}$, $I_{Ga}= 6,00 \text{ eV}$, $I_{In}= 5,78 \text{ eV}$, $I_{Tl}= 6,11 \text{ eV}$) atom radiusunun dəyişməsi ilə əlaqədardır. B, Al, Ga, In, Tl elementlərində atom radiusu, ionlaşma enerjisi və ərimə temperaturu ($B=2300^\circ\text{C}$; $Al=660^\circ\text{C}$; $Ga=29^\circ\text{C}$; $In=156^\circ\text{C}$; $Tl=302^\circ\text{C}$) monoton dəyişmir. Bor eyni zamanda mənfi oksidləşmə dərəcəsi (-3) göstərir, xassəcə C və Si-a oxşayır, C_2H_6 , C_4H_{10} , Si_2H_6 , Si_4H_{10} oxşar B_2H_6 , B_4H_{10} birləşmələri əmələ gətirir. Bundan əlavə bor silisium kimi metallarla və qeyri-metallarla çoxlu birləşmələr əmələ gətirir. Bu qrupun elementləri Me_2O_3 tipli oksidlər əmələ gətirir, bundan başqa GaO , Al_2O , Ga_2O , In_2O və Tl_2O tipli oksidləri də məlumdur. Me_2O_3 təbiətdə rast gəlinir və termiki cəhətcə davamlıdır. Al_2O_3 ərimə temperaturu 2500°C , In_2O_3 ərimə temperaturu 2000°C , B_2O_3 ərimə temperaturu 294°C -dir. Me_2O_3 tipli oksidlər (B_2O_3 başqa) suda həll olurlar. B_2O_3 özünü turşu anhidridi kimi aparır, suda həll olduqda H_3BO_3 turşusunu verir.

$B_2O_3, Al_2O_3, Ga_2O_3, In_2O_3, Tl_2O_3$ istiqamətində turşuluq xassəsi azalır, amfoter xassə ($Al_2O_3, Ga_2O_3, In_2O_3$) və əsasi xassə (Tl_2O_3) artır.

IIIA yarımqrupun elementləri halogenlərlə MeHal_3 tipli davamlı birləşmələr əmələ gətirir. Bunlardan $\text{BF}_3(\text{qaz})$, $\text{BCl}_3(\text{maye})$, $\text{BBr}_3(\text{maye})$, qalan birləşmələr kristal maddədir. Flüoridlərin əmələgəlmə istiliyi (ΔH°_f), xüsusilə BF_3 (1074,9 kcoul/mol), yüksəkdir və onlar termiki cəhətcə davamlıdır. Xloridlərin (MeCl_3) əmələgəlmə istiliyi (ΔH°_f) $\text{B} \rightarrow \text{Tl}$ istiqamətində azalır: $\text{AlCl}_3=695,9$ kcoul/mol, $\text{TlCl}_3=326,4$ kcoul/mol təşkil edir.

BBr_3 -dən başqa qalan MeBr_3 və MeI_3 kristal maddədir. Bromidlərin və yodidlərin ərimə və qaynama temperaturu, termiki davamlılığı elementin sıra nömrəsi artdıqca artır. Ga, In, Tl elementlərin MeHal_3 tipli birləşmələrdən başqa GaCl_2 , GaBr_2 , GaI_2 , InI , TlF , TlCl , TlBr , III tipli birləşmələri də məlumdur. Ga, In, Tl-xalkokenidləri (MeX , Me_2X_3 ; X=S, Se, Te) kristallik, rəngli, suda pis həll olan maddədir. Al_2X_3 - havada hidrolizə uğrayır. III A yarımqrup elementlərinin xalkokenidləri (MeX , Me_2X_3) yarımkəçirici xassə daşıyır.

Skandium yarımqrupu elementləri. Skandium yarımqrupuna Sc, Y, La və Ac elementləri daxildir. Bunlara keçid elementləri və ya *d*-elementləri deyilir. Skandium elementi IV dövrün birinci *d*-elementi, vanadium elementi V dövrün birinci *d*-elementi, La VI dövrün birinci *d*-elementi, Ac VII dövrün birinci *d*-elementidir. Bu elementlərdə elektronlar *d*-orbitalına daxil olduğu üçün onlar (*n*-1)*d*-elementi adlanırlar. Bu elementlərin valent elektronları Sc $3d^14s^2$, Y $4d^15s^2$, La $5d^16s^2$, Ac $6d^17s^2$. Sc-Y→La→Ac sırası üzrə elementlərin aktivliyi artır, +3 oksidləşmə dərəcəsi göstərir və Me_2O_3 tipli oksidlər əmələ gətirir. Oksidlərin əmələgəlmə istiliyi (ΔH°_f) 1650 kcoul/mol-dan 2000 kcoul/mol-a kimi dəyişir. Oksidlərin suda həll olması Sc_2O_3 , Y_2O_3 , La_2O_3 , Ac_2O_3 istiqamətində artır və uyğun $\text{Me}(\text{OH})_3$ əsasılığı güclənir. Skandium yarımqrupuna daxil olan 4*f*- elementləri (Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb) və 5*f*- elementləri (Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No)

dövri sistemdə aşağıda ayrıca yerləşdirilir, uyğun olaraq lantanoidlər və aktinoidlər adlandırılır.

Lantanoidlər 4f- orbitalının dolma xarakterinə görə serium (La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd) və terbium (Tb, Dy, Ho, Er, Tu, Yb, Lu) yarımqrupuna bölünür. Lantanoidlər xassəcə bir-birinə yaxın olsa da, hər halda bir-birindən fərqlənirlər. Lantanoidlər +2, +3 və +4 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. IIIA yarımqrup elementləri üçün +4 oksidləşmə dərəcəsi mümkün deyil, ancaq lantanoidlərdə +4 oksidləşmə dərəcəsi özünü göstərir.

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3
	+4	+4			+2	+2	
	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3
	+4	+4			+2	+2	

Lantanoidlərin valentliyinin bu cür dəyişməsinə daxili dövriyyə deyilir. Lantanoidlər aktivliyinə görə ancaq qələvi və qələvi-torpaq metallardan geridə qalır. Lantanoidlər üçün ən xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +3-dür. Halogenlərlə MeHal_3 , xalkogenlərlə Me_2X_3 , oksigenlə Me_2O_3 tipli birləşmələr əmələ gətirirlər.

Lantanoidlərin oksidləri termiki cəhətcə davamlıdır ($T_{\text{eri-mə}} \geq 2000^\circ\text{C}$) və yüksək əmələgəlmə istiliyinə ($\Delta H^\circ_f = 1600 \text{ kcal/mol}$) malikdirlər, əsasi xassə daşıyır, suda praktiki həll olmur. Me_2O_3 uyğun $\text{Me}(\text{OH})_3$ hidrokisidlər əmələ gətirirlər. Ce→Lu getdikcə atom radiusları kiçildiği üçün ($r_{\text{Ce}} = 1,82 \text{ \AA}$, $r_{\text{Lu}} = 1,73 \text{ \AA}$) $\text{Me}(\text{OH})_3$ əsasi xassəsi zəifləyir, həll olması və termiki davamlılığı azalır. IIIA və IIIB yarımqrup elementlərinin oxşarlığı çoxdur, xassələri təkrar olunur, fərqli cəhətləri nisbətən azdır.

4.5. IV qrup elementləri

IV qrup elementləri tipik elementlərə (C, Si), germanium yarımqrupu elementlərinə (Ge, Sn, Pb) və titan yarımqrupu elementlərinə (Ti, Zr, Hf) bölünür.

Ümumi halda IVA əsas yarımqrupu elementlərinə (C, Si, Ge, Sn, Pb) və IVB əlavə yarımqrup elementlərinə (Ti, Zr, Hf) bölünürlər. Əsas yarımqrup elementlərinə eyni zamanda p -elementləri də deyilir. Bu elementlərin valent elektron konfigurasiyası ns^2np^2 . IVB əlavə yarımqrup elementləri eyni zamanda d -elementləri adlanır və elektron konfigurasiyası $(n-1)d^1ns^2$. IVA yarımqrup elementləri özlərini həm oksidləşdirici, həm də reduksiyaedici kimi aparırlar, -4, +2, +4 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Oksidləşmə dərəcəsi elementin sıra nömrəsi artdıqca azalır. Elementlərin sıra nömrəsi artdıqca atom radiusu artır ($r_C=0,77 \text{ \AA}$, $r_{Si}=1,18 \text{ \AA}$, $r_{Sn}=1,58 \text{ \AA}$, $r_{Pb}=1,74 \text{ \AA}$) və ionlaşma enerjisi ($I_C=11,6 \text{ eV}$, $I_{Si}=8,15 \text{ eV}$, $I_{Ge}=7,88 \text{ eV}$, $I_{Pb}=7,41 \text{ eV}$) azalır. Elementlərin ərimə temperaturu (qurğuşun müstəsna olmaqla) monoton (C=3500; Si=1423; Ge=937; Sn=231; Pb=327°C) azalır. C→Pb getdikcə qeyri-metallik xassə zəifləyir, metallik xassə qüvvətlənir və uyğun olaraq sıxlıq monoton artır ($C_{\text{amorf}}=2$; Si=2,33; Ge=5,36; $Sn_{\text{tetraq.}}=7,31$; Pb=11,34 q/cm³).

Moos şkalasına görə bərklik çox kəskin (C=10; Si=7,0; Ge=6,6; Sn=1,8; Pb=1,5) azalır, karbon və silisium özünü xarakterik qeyri-metal, qalay və qurğuşun isə xarakterik metal kimi aparır.

Yuxarıda göstəriləyi kimi karbon müxtəlif oksidləşmə dərəcəsi (-4, -2, 0+2, +4.), silisium əsasən +4 (SiO₂, SiHal₄, SiC₂ və s.) və az hallarda (SiO) +2 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Karbon hidrogenlə ümumi formulu C_nH_{2n+2} olan homoloji birləşmələr əmələ gətirir. Silisium da karbon kimi Si_nH_{2n+2} tipli hidrogenli birləşmələr (SiH₄, Si₂H₆, Si₃H₁₀ və s.) əmələ gətirir. Silisiumun elektromənfiyyəti az olduğu üçün

uzun zəncir əmələ gətirmir. Si-Si rabitəsi (174,56 kcoul/mol) C-C rabitəsinə (347,69 kcoul/mol) nisbətən zəifdir və ona görə də uzun zəncir əmələ gətirə bilmir.

Si-H rabitəsi (319 kcoul/mol) C-H rabitəsindən (414kcoul/mol) zəif olduğu üçün termiki cəhətcə davamsız olub 400°C parçalanır. CH₄ adi şəraitdə davamlı qazdır, ancaq yüksək temperaturada parçalanır, suya qarşı davamlıdır, SiH₄ güclü reduksiyaedici, adi şəraitdə havada alovlanır, su ilə parçalanır. CH₄ xlorla reaksiyaya girməsi üçün güclü işıqlandırma tələb olunursa, SiH₄ xlorla adi şəraitdə partlayışla reaksiyaya girir. Karbonun hidrogenli birləşməsi üzvi aləmin əsasını təşkil etdiyi halda silisiumun hidrogenli birləşmələri olduqca davamsızdır və s.

Karbon və silisium analogi olaraq karbon IV oksid (CO₂), silisium IV oksid (SiO₂), karbon II oksid (CO), silisium II oksid (SiO) əmələ gətirirlər. Fiziki və kimyəvi xassələrinə görə karbonun və silisiumun oksidləri bir-birindən kəskin fərqlənirlər. CO₂-də kimyəvi rabitə kovalentdir, aqreqat halı qazdır və zəif turşu əmələ gətirir. SiO₂-termiki cəhətcə davamlı, praktiki olaraq suda həll olmayan kristal maddədir, SiO₂ və onun əsasında olan birləşmələr qeyri-üzvi aləmin əsasını təşkil edir, turşuya qarşı davamlıdır, əsasla çətin reaksiyaya girir. Karbon və silisium IV qrupun tipik elementləri olsa da onların oksidləri, hidrogenli birləşmələri, halogenli birləşmələri, əmələ gətirdiyi turşular, duzlar kimyəvi xassəcə bir-birindən kəskin fərqlənirlər. Ümumi halda IV qrup elementlərinin və onların birləşmələrinin karbondan quruluşuna kimi fiziki və kimyəvi xassələrinin monoton dəyişməsi müşahidə olunur. C→Pb istiqamətində bütün elementlər CH₄, SiH₄, GeH₄, SnH₄ və PbH₄ tipli qaz halında birləşmə əmələ gətirir. Elementin sıra nömrəsi artıqca RH₄ tipli birləşmələrin termiki davamlılığı azalır, reduksiyaedici qabiliyyəti artır, dipol momenti sıfıra ($\mu=0$) yaxınlaşır. C, Si, Ge, Sn, Pb- kristal halında (CO qazdır) suda həll olmayan MeO tipli oksidlər və onlara uyğun

Me(OH)₂ tipli hidroksidlər əmələ gətirirlər. Bu tip (MeO) oksidlər və hidroksidlər (Me(OH)₂) amfoter xassə göstərir, elementlərin sıra nömrəsi artdıqca onların termiki davamlılığı artır. CO ən davamsız və güclü reduksiyaedici oksiddir. IVA yarımqrup elementlər üçün RO₂ tipli oksidlər daha çox xarakterikdir. CO₂, SiO₂, GeO₂, SnO₂, PbO₂ - kristallik (CO₂ qazdır) suda həll olmayan (CO₂ müstəsna olmaqla) Me(OH)₄ tipli hidroksidlər əmələ gətirir, hidroksidlər praktiki suda həll olmayan amorf maddədirlər. CO₂, SiO₂, və onlara uyğun H₂CO₃, H₂SiO₃ birləşmələr turşu xarakterli, GeO₂, SnO₂, PbO₂ və onlara uyğun Me(OH)₄ hidroksidlər amfoter xarakterlidir. Bu oksidlərdən PbO₂ qüvvətli oksidləşdiricidir. Bundan əlavə C, Si, Ge, Sn, Pb halogenlərlə RHal₄ tipli, xalkogenlərlə MeS, MeS₂ tipli sulfidlər əmələ gətirirlər.

IVB yarımqrup elementlərindən Ti, Zr, Hf valent elektronu *d*-orbitalına daxil olduğu üçün bunlar *d*-elementləri hesab olunur. *d*-elementlərində qrup üzrə oxşarlıqdan başqa üfiqi oxşarlıq da müşahidə olunur, məs: Ti, Zr, Hf xassəcə skandium yarımqrupu elementlərinə oxşayır. Ti, Zr, Hf valent elektron konfigurasiyası (n-1)*d*²ns²-dir. Elementlərin sıra nömrəsi artdıqca atom radiusu artır (*r*_{Ti}=1,49 Å°, *r*_{Zr}=1,58 Å°, *r*_{Hf}=1,57 Å°), Zr→Hf keçdikdə atom radiusu az kiçilir ki, buda lantanoid sıxılması ilə əlaqədardır. IVA yarımqrup elementlərindən fərqli olaraq IVB yarımqrup elementləri mənfi oksidləşmə dərəcəsi əmələ gətirmir.

Bu qrupun elementləri üçün xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +4-dür. Bundan başqa Ti⁺³ və az hallarda Ti⁺² oksidləşmə dərəcəsi göstərir (TiO₂, TiO, Ti₂O₃). Sirkonium və hafniumun oksidləşmə dərəcəsi +3 olan halogenli birləşməsi ZrHal₃, HfHal₃ məlumdur. IVA yarımqrupu elementləri üçün +3 oksidləşmə dərəcəsi məlum deyil.

Titan elementi IVA qrup elementləri kimi TiO oksidi və ona uyğun Ti(OH)₂ hidroksidi əmələ gətirir. TiO və Ti(OH)₂ amfoter xassə göstərir.

IVA və IVB yarımqrup elementləri üçün ən xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +4-dür. Bu elementlərin hamısı üçün MO_2 tipli oksidlər mövcüddür. CO_2 , SiO_2 , GeO_2 , SnO_2 , TiO_2 , ZrO_2 , HfO_2 kristallik, (CO_2 qazdır) suda həll olmayan oksidlərdir. Bu oksidlərə uyğun H_2RO_3 və H_4RO_4 tipli turşular, hidrokisidlər və duzlar məlumdur.

H_2CO_3 , H_2SiO_3 ($SiO_2 \cdot H_2O$), H_4SiO_4 ($SiO_2 \cdot 2H_2O$), H_2GeO_3 ($GeO_2 \cdot H_2O$), H_2SnO_3 ($SnO_2 \cdot H_2O$), $H_2[Ge(OH)_6]$, $H_2[Si(OH)_6]$, $H_2[Pb(OH)_6]$, H_4TiO_4 , H_4HfO_4 , $Me_2^{+2}ZrO_4$, $Me_2^{+2}HfO_4$ və s. zəif turşu, zəif əsas və amfoter birləşmələr məlumdur. Bunlardan H_2CO_3 başqa hamısı kristalilik bərk maddədir.

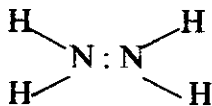
IVA və IVB yarımqrup elementlərindən karbon və silisium xarakterik qeyri-metaldır, Sn, Pb, Ti, Zr, Hf isə xarakterik metaldır. Bu elementlərin fiziki və kimyəvi xassələri oxşardır və kəskin ziddiyyət təşkil etmirlər.

4.6. V qrup elementləri

Beşinci qrup elementləri tipik elementlərə (N,P), arsen yarımqrupu elementlərinə (As, Sb,Bi) və vanadium yarımqrupu (V,Nb,Ta) elementlərinə bölünür. Bu elementləri V qrup *p*-elementləri (N, P, As, Sb,Bi) və V qrupun *d*-elementləri (V,Nb,Ta) də adlandırırlar. *p*-elementlərin valent elektron konfigurasiyası ns^2np^3 , *d*-elementlərin valent elektron konfigurasiyası $(n-1)d^3ns^2$ -kimidir.

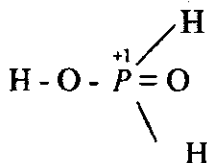
Azot fosforun analoqudur, ancaq bununla bərabər fərqli cəhəti çoxdur. Azotun oksidləşmə dərəcəsi -1,-3,+1,+2,+3, +4,+5, fosforun oksidləşmə dərəcəsi -3,+1,+3 və +5. Fosfor üçün ən xarakterik oksidləşmə dərəcəsi+5-dir. Azotun aq-reqat halı qazdır, çox inertdir, dissosiasiya enerjisi çox yüksəkdir (940 kcou/mol), fosfor kristallik maddədir, ağı fosfor aktivdir, adi şəraitdə asanlıqla oksigenlə reaksiyaya

girir, azot isə oksigenlə 1300°C reaksiyaya girir və s. Azot və fosfor metallarla birləşmələrdə (InP, AlN, Mg₃N₂, Li₃N) və hidrogenli birləşmələrdə (PH₃, NH₃) -3 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir. Hidrazində (N₂H₄) azotun oksidləşmə dərəcəsi -2-dir.



burada N - N rabitəsi kovalent rabitə olduğu üçün nəzərə alınmır.

Hidroksilamində (NH₂OH) azot -1 oksidləşmə dərəcəsi göstərir $\text{H}-\text{O}-\overset{-1}{\text{N}} < \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array}$. Fosforun oksidləşmə dərəcəsi -2, -1 olan birləşməsi məlum deyil. N₂O₃, NF₃, NCl₃, P₂O₃, PHal₃ və s. birləşmələrdə azotun və fosforun oksidləşmə dərəcəsi +3-dür. Hipofosfit turşusunda H₃PO₂ fosforun oksidləşmə dərəcəsi +1-dir.



⁺¹N₂O, ⁺²NO, ⁺³N₂O₃, ⁺⁴NO₂ və ⁺⁵N₂O₅ azotun oksidləşmə dərəcəsi +1, +2, +3, +4 və +5-dir. ⁺⁵P₂O₅, PHal₅ və s. birləşmələrdə fosforun oksidləşmə dərəcəsi +5-dir. Beləliklə, azot +1 → +5 və -3, -2, -1, fosfor isə +1, +3, +5 və -3 oksidləşmə dərəcəsi göstərir.

Arsen yarımqrupu elementləri elektron quruluşuna görə tam oxşardır və valent elektron konfigurasiyası ns^2np^3 . As, Sb, Bi V qrupun p-elementidir, sıra nömrəsi artdıqca qeyri-metalik xassəsi zəifləyir və metalik xassəsi güclənir, atom radiusları ($r_{\text{As}}=1,48 \text{ \AA}$, $r_{\text{Sb}}=1,61 \text{ \AA}$, $r_{\text{Bi}}=1,82 \text{ \AA}$) artır,

ionlaşma enerjisi ($I_{As}=9,81$ eV, $I_{Sb}=8,63$ eV, $I_{Bi}=7,28$ eV) azalır. Arsen yarımqrupunun elementlərində kimyəvi rabitənin yaranmasında *d*-orbitalı da iştirak edir, davamlı koordinasiya ədədi artır, -3, +3 və +5 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir.

Bismutun ən xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +3-dür. Ərimə temperaturu ($T_{As}=817$, $T_{Sb}=630$, $T_{Bi}=271^{\circ}\text{C}$) monoton azalır, sıxlığı isə ($As=5,7$; $Sb=6,7$; $Bi=9,8$ q/cm³) monoton artır. As, Sb, Bi metallarla əmələ gətirdiyi birləşmələrdə və hidrogenli birləşmələrdə -3 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir. Hidrogenli birləşmələri termiki cəhətcə davamsızdır, qüvvətli reduksiyaediciyədir.

As, Sb, Bi halogenli birləşmələrdə ($MHal_3$), oksidlərdə (M_2O_3) +3 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir. As_2O_3 , Sb_2O_3 , Bi_2O_3 kristallik maddədir, uyğun $Me(OH)_3$ tipli hidrokسيد əmələ gətirir. As_2O_3 suda həll olur, Sb_2O_3 və Bi_2O_3 suda praktiki həll olmur.

As_2O_3 , Sb_2O_3 , Bi_2O_3 istiqamətində turşu xassəsi zəifləyir, əsası və amfoter xassəsi güclənir. $As(OH)_3$ turşu, $Sb(OH)_3$ əsası, $Bi(OH)_3$ amfoter xassə göstərir. $Sb(OH)_3$, $Bi(OH)_3$ suda həll olmayan kristallik maddədir.

As, Sb, Bi elementləri M_2O_5 tipli oksidlərdə, $MHal_5$ tipli halogenidlərdə və M_2S_5 -tipli sulfidlərdə və s. +5 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir. Elementin sıra nömrəsi artdıqca yüksək oksidləşmə dərəcəsinin davamlılığı azalır. Bismut üçün xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +3-dür. Arsen üçün AsF_5 , As_2O_5 , As_2S_5 , Sb üçün SbF_3 , $SbCl_5$, Sb_2O_5 , Sb_2S_5 tipli birləşmələr məlum olduğu halda bismut üçün ancaq BiF_5 məlumdur. Arsen yarımqrupu elementləri sərbəst halda metala oxşayır, azot və fosfordan kəskin fərqlənirlər, ancaq bir çox birləşmələri kimyəvi formuluna, tərkibinə, quruluşuna, oksidləşmə dərəcəsinə, halogenli, oksigenli və s. birləşmələrinə görə bir-birinə oxşayır. Elementlərin hamısı hidrogenlə RH_3 tipli qaz halında (NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 və BiH_3) birləş-

mələr əmələ gətirir.

Elementlərin sıra nömrəsi artdıqca hidrogenli birləşmələrin termiki davamlılığı azalır, reduksiyaedici xassəsi artır. $\text{AsH}_3 \rightarrow \text{BiH}_3$ istiqamətində molekulun polyarlığı azalır, ancaq NH_3 və PH_3 kompleks birləşmə əmələ gətirir. V qrupun əsas yarımqrup elementləri oksidləşmə dərəcəsi +3 olan N_2O_3 , P_2O_3 , As_2O_3 , Sb_2O_3 , Bi_2O_3 kristal halında oksidlər əmələ gətirirlər (N_2O_3 mayedir). $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3$ istiqamətində suda həll olmaları getdikcə azalır, $\text{R}(\text{OH})_3$ və H_3RO_3 tipli turşu və hidroksidlər (N_2O_3 başqa) əmələ gətirirlər. H_3PO_3 , H_3AsO_3 , H_3SbO_3 və ya $\text{Sb}(\text{OH})_3$, H_3BiO_3 və ya $\text{Bi}(\text{OH})_3$ istiqamətdə turşu xassəsi zəifləyir, amfoter və nəhayət əsasi xassə güclənir. R_2O_3 tip oksidlərə uyğun HRO_2 turşulardan - HNO_2 , HAsO_2 , HSbO_2 , HBiO_2 məlumdur. Bunlardan HNO_2 , HAsO_2 sulu məhlulda, HSbO_2 , HBiO_2 kristal halında mövcuddur. Bu tip birləşmələrin hamısının reduksiyaedici xassəsi azotdan \rightarrow bismuta getdikcə azalır. N, P, As, Sb, Bi kristal halında oksidləşmə dərəcəsi +5 olan R_2O_5 tipli oksidlər əmələ gətirirlər. Oksidlərin əmələgəlmə istiliyi (ΔH_f°) yüksəkdir ($\text{P}_2\text{O}_5=1280$ kcoul/mol, $\text{As}_2\text{O}_5=911,7$ kcoul/mol, $\text{Sb}_2\text{O}_5=962,3$ kcoul/mol) və termiki cəhətcə davamlıdır. P_2O_5 -570°C sublimasiya edir, As_2O_5 -315°C, Sb_2O_5 isə 450°C -də əriyir. Bunlar qüvvətli oksidləşdiricidir, N_2O_5 və Bi_2O_5 oksidləşdirici xassəsi daha qüvvətlidir. Bu oksidlər H_3RO_4 tipli H_3PO_4 , H_3AsO_4 və H_3SbO_4 turşular əmələ gətirirlər. H_3PO_4 , H_3AsO_4 suda həll olan, H_3SbO_4 suda həll olmayan kristal maddədir.

R_2O_5 tip oksidlər HRO_3 tipli HNO_3 , HPO_3 , HSbO_3 , HBiO_3 turşular əmələ gətirirlər. Bu turşular (HNO_3 -dən başqa) kristal maddədir, bunların turşuluq xassəsi getdikcə zəifləyir, ən qüvvətli HNO_3 turşusudur.

VA yarımqrup elementləri halogenlərlə RHal_3 tipli (NBr₃ məlum deyil) halogenidlər əmələ gətirir. Bunlardan NF_3 , PF_3 qaz halında, qalanları maye və kristal halındadır.

Ən yüksək temperaturada əriyən BiF_3 (480°C). Birləşmələrin fiziki xassəsi (qaz \rightarrow maye \rightarrow kristala keçməsi, sıxlığın artması və s.) azotdan bismuta getdikcə qanunauyğun şəkildə dəyişir.

RHal_5 tipli birləşmələr ancaq PF_5 , AsF_5 , SbF_5 , PCl_5 , AsCl_5 , SbCl_5 , PBr_5 , PI_5 , AsI_5 məlumdur, bunlardan PF_5 , AsF_5 qazdır, qalanları maye və bərk haldadır. Ən yüksək ərimə temperaturuna malik PBr_5 (100°C),

As, Sb, Bi xalkokenlərlə (S, Se, Te) R_2X_3 , R_2X_5 tipli suda həll olmayan kristallik birləşmələr əmələ gətirirlər. Xalkogenidlərin hamısı yarımkeçirici xassə daşıyır.

VB yarımqrup elementlərin valent elektron konfigurasiyası
V $3d^34s^2$, **Nb** $4d^43s^1$, **Ta** $5d^36s^2$. Arsen yarımqrup elementlərdən fərqli olaraq V, Nb, Ta istiqamətində sıra nömrəsi artdıqca elektron buludunun sıxlığı artır. Nəticədə Nb \rightarrow Ta keçəndə ($r_V=1,34 \text{ \AA}$, $r_{\text{Nb}}=1,46 \text{ \AA}$, $r_{\text{Ta}}=1,46 \text{ \AA}$) atom radiusu dəyişmir, ionlaşma enerjisi hətta ($I_V=6,71 \text{ eV}$, $I_{\text{Nb}}=6,88 \text{ eV}$, $I_{\text{Ta}}=7,88 \text{ eV}$) artır. Nb və Ta atom radiusu eyni ölçüdə olduğu üçün onlar xassəcə bir-birinə çox yaxındır. Vanadium elementi +2,+3,+4 və +5 oksidləşmə dərəcəsi (VO , V_2O_3 , VO_2 və V_2O_5) göstərir. Nb və Ta üçün ən xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +5-dir. Dövri sistemdə V, Nb, Ta elementlərinin N, P, As, Sb, Bi elementlərinə görə vəziyyəti IV qrupda Ti, Zr, Hf elementlərinin C, Si, Ge, Sn, Pb görə olan vəziyyəti kimidir.

V, Nb və Ta elementlərinin N,P,As,Sb,Bi ilə oxşarlıqları çox azdır, VA qrup elementlərindən N,P,As xarakterik qeyri-metal olduğu halda V, Nb, Ta xarakterik metaldır. N,P,As,Sb,Bi hidrogenlə davamlı birləşmə əmələ gətirdiyi halda V, Nb, Ta hidrogenlə ancaq bərk məhlul əmələ gətirir.

Beşinci qrup elementləri xarakterik R_2O_5 tipli N_2O_5 (maye), P_2O_5 , As_2O_5 , Sb_2O_5 , Bi_2O_5 , V_2O_5 , Nb_2O_5 , Ta_2O_5 oksidlər əmələ gətirirlər. Oksidlər kristallik maddədir, getdikcə

onların suda həll olması zəifləyir. Suda həll olduqda turşu, amfoter hidrokسيد əmələ gətirirlər. V_2O_5 suda pis həll olur, turşuda və əsasda isə yaxşı həll olur. Nb_2O_5 , Ta_2O_5 nə suda, nə də turşuda həll olmur.

V_2O_5 amfoter, Nb_2O_5 - Ta_2O_5 isə turşu xassə daşıyır. Termiki davamlılığı V_2O_5 , Nb_2O_5 , Ta_2O_5 istiqamətində artır, oksidləşdirici xassəsi isə azalır.

Vanadium halogenlərlə oksidləşmə dərəcəsi +2, +3, +4 və +5 olan VF_2 , VF_3 , VF_5 , VCl_2 , VCl_3 , VCl_4 , VCl_5 və s. tipli birləşmələr əmələ gətirir.

Vanadium, niobium, tantal oksigenlə davamlı VO_2 , NbO_2 , TaO_2 birləşmələr əmələ gətirdiyi halda N, P, As, Sb, Bi (NO_2 başqa) bu tip oksigenli və halogenli birləşmə əmələ gətirmirlər.

Beşinci qrupun əsas və əlavə yarımqrup elementlərinin həm bəsit halda və həm də birləşmələrində ziddiyyətlər daha çoxdur.

4.7. VI qrup elementləri

Altıncı qrup elementləri tipik elementlərə (O, S), selen yarımqrupu elementlərinə (Se, Te, Po) və xrom yarımqrup elementlərinə (Cr, Mo, W) bölünürlər.

VIA qrupun elementləri ns^2np^4 valent elektron konfigurasiyası əmələ gətirir. Normal vəziyyətdə VI qrup elementlərin

$\downarrow\uparrow$ $\underbrace{\downarrow\uparrow\uparrow\uparrow}_{\text{iki tək elektronu var.}}$

ns^2 np^4

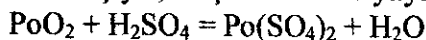
Yuxarıda qeyd olunduğu kimi oksigenin valentliyi ikidən artıq ola bilməz. VIA qrup elementləri xarakterik qeyri-metaldır, oksigen sərbəst halda qazdır, S, Se, Te kristallik qeyri-metal, pollonium isə metaldır. O, S, Se, Te hidrogenlə və metalla oksidləşmə dərəcəsi -2 olan birləşmələr

əmələ gətirir. Bu qrup elementlərin maksimum oksidləşmə dərəcəsi +6-dır. VI qrupun *p*-elementləri içərisində oksigen və polonium xassəcə bir-birindən kəskin fərqlənir, S, Se, Te isə əksinə xassəcə bir-birinə çox yaxındır.

Elementlərin sıra nömrəsi artdıqca atom radiusu ($r_{\text{O}}=0,66\text{A}^\circ$; $r_{\text{S}}=1,01\text{A}^\circ$; $r_{\text{Se}}=1,13\text{A}^\circ$; $r_{\text{Te}}=1,33\text{A}^\circ$; $r_{\text{Po}}=1,64\text{A}^\circ$) böyüyür, ionlaşma enerjisi ($I_{\text{O}}=13,6\text{ eV}$; $I_{\text{S}}=10,36\text{ eV}$; $I_{\text{Se}}=9,75\text{ eV}$; $I_{\text{Te}}=9,31\text{ eV}$; $I_{\text{Po}}=8,43\text{ eV}$) azalır və reduksiya edici xassəsi artır.

Adi şəraitdə oksigen iki atomdan ibarət qazdır, kükürd S_2 , S_6 , S_8 , selen Se_8 və Se_∞ , tellur Te_∞ molekuldan ibarət zəncir əmələ gətirir. Elementlərin hamısının 2-3 modifikasiyası məlumdur. VIA yarımqrupu elementlərindən oksigen ən aşağı temperaturda (-218°C) əriyir, ən yüksək temperaturda əriyən tellurdur (450°C). Elementlərin sıra nömrəsi artdıqca onların sıxlığı artır, ən yüksək sıxlığa malik poloniumdur ($d_{\text{Po}}=9,32\text{ q/cm}^3$). S, Se, Te və Po -2, +2, +4 və +6 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Oksigenin oksidləşmə dərəcəsi bütün birləşmələrdə -2, H_2O_2 , -1 və F_2O isə +2. Bu elementlər hidrogenlə qaz halında (H_2O mayedir) birləşmələr əmələ gətirir, molekulların davamlılığı H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te istiqamətində azalır, reduksiyaedici xassəsi artır.

S, Se, Te, Po oksigenlə SO_2 , SeO_2 , TeO_2 , PoO_2 tipli oksidlər əmələ gətirir, bunlardan adi şəraitdə SO_2 -qaz, SeO_2 , TeO_2 , PoO_2 - kristallik maddələrdir. SeO_2 $T=315^\circ\text{C}$ sublimasiya edir, TeO_2 $T=733^\circ\text{C}$, Po $T=885^\circ\text{C}$ əriyir. SO_2 , SeO_2 , TeO_2 , PoO_2 istiqamətində turşu xassəsi zəifləyir, suda həll olduqda H_2SO_3 , H_2SeO_3 , H_2TeO_3 , H_2PoO_3 turşuları əmələ gəlir. PoO_2 əsasi xassə daşıyır, turşu ilə reaksiyaya girib



duz əmələ gətirir. $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_3$ istiqamətində turşu xassəsi zəifləyir, H_2TeO_3 amfoterlik göstərir, $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_3$ getdikcə oksidləşdirici xassəsi artır.

S, Se, Te və Po oksigenlə SO_3 , SeO_3 , TeO_3 , PoO_3 tipli ok-

sidləşmə dərəcəsi +6 olan oksidlər əmələ gətirir. Bunlardan SO_3 maye, SeO_3 , TeO_3 , PoO_3 kristallik maddədir, su ilə reaksiyaya girib H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_2TeO_4 , H_2PoO_4 tipli turşular əmələ gətirirlər. Bundan əlavə H_6TeO_6 turşusu da məlumdur. H_2SO_4 maye, H_2SeO_4 , H_2TeO_4 , H_6TeO_6 , H_2PoO_4 rəngsiz kristaldır. Turşuların sıxlığı H_2SO_4 ($d=1,83 \text{ q/cm}^3$), H_2SeO_4 ($d=2,95 \text{ q/cm}^3$), H_2TeO_4 ($d=3,05 \text{ q/cm}^3$) getdikcə artır. Bunlardan H_2SO_4 , H_2SeO_4 qüvvətli, H_2TeO_4 orta dərəcədə dissosiasiya edən turşudur. H_2SO_4 , H_2SeO_4 və H_6TeO_6 birləşmələrində H_2SeO_4 -dən H_6TeO_6 keçdikdə ion radiusunun böyüməsi ilə ($r_{\text{S}^{6+}}=0,29\text{Å}$, $r_{\text{Se}^{6+}}=0,35\text{Å}$,

$r_{\text{Te}^{6+}}=5,6\text{Å}$) əlaqədar olaraq koordinasiya ədədi 4-dən 6-ya qədər artır. Oksidləşdirici xassəsi $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4$ keçdikcə qüvvətlənir, $\text{H}_2\text{SeO}_4 - \text{H}_6\text{TeO}_6$ keçdikdə isə zəifləyir.

Xrom yarımqrupu elementlərinə Cr Mo və W daxildir. Bunlara VI qrupun *d*-elementləri də deyirlər, valent elektron konfigurasiyası Cr $3d^54s^1$, Mo $4d^55s^1$, W $5d^46s^2$. Atom radiusu Cr, Mo, W istiqamətində artır ($r_{\text{Cr}}=1,27\text{Å}$, $r_{\text{Mo}}=1,37\text{Å}$, $r_{\text{W}}=1,4\text{Å}$), ancaq bu artım Mo \rightarrow W keçdikdə çox zəifdir. Cr, Mo, W istiqamətində ionlaşma enerjisi ($I_{\text{Cr}}=6,76 \text{ eV}$; $I_{\text{Mo}}=7,1 \text{ eV}$; $I_{\text{W}}=7,98 \text{ eV}$) artır, bu qanuna uyğunluğun pozulması lantanoid "sıxılması" ilə əlaqədardır. S, Se, Te və Po elementlərində lantanoid "sıxılması" olmadığı üçün elementin sıra nömrəsi artdıqca onun atom radiusu qanunauyğun olaraq artır və ionlaşma enerjisi isə azalır. Xrom +2, +3, +4, +5 +6 oksidləşmə dərəcəsi göstərir, ancaq ən xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +3 və +6. Oksidləşmə dərəcəsi +2 olan xromun birləşmələri (CrO , CrF_2 , CrCl_2 , CrBr_2 , CrI_2 , $\text{CrSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Cr}(\text{CH}_3 \text{COO})_2$) davamsızdır. CrF_2 düzundan başqa Cr^{+2} -bütün birləşmələri suda yaxşı həll olur. Cr^{+2} çox asanlıqla Cr^{+3} keçir. Oksidləşmə dərəcəsi +3 olan xromun birləşmələrindən Cr_2O_3 kristallik, suda həll olmayan maddədir.

Cr_2O_3 və ona uyğun gələn $\text{Cr}(\text{OH})_3$ amfoter xassə daşıyır. Cr^{+3} sulfatları, halogenidləri, nitratları və s. birləşmələri davamlıdır, oksidləşmə dərəcəsi +6 olan xromun birləşmələrindən CrO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 və s. oksidləşdiricidir, bunlardan CrO_3 ən qüvvətli oksidləşdiricidir, onun buxarında spirt və efir alovlanır. Mo və W aşağı valentli oksidlər əmələ gətirmir, Cr_2O_3 uyğun Mo_2O_3 kristal maddədir, suda həll olmur, ona uyğun $\text{Mo}(\text{OH})_3$ məlumdur. W və Mo halogenlərlə MeHal_2 , MeHal_3 tipli birləşmələr əmələ gətirir. MoCl_2 , MoBr_2 , MoI_2 suda yaxşı həll olur, WCl_2 , WBr_2 , WI_2 su ilə parçalanır və hidrogen çıxır. WCl_3 sərbəst halda alınmayıb, Mo və W oksigenlə MeO_2 tipli oksidlər verir. Onlar suda pis həll olur və zəif əsasi xassə daşıyır, havada qızdırıldıqda asanlıqla MoO_3 və WO_3 çevrilirlər. Mo və W xrom üçün xarakterik olmayan MeHal_4 , MoS_2 , WS_2 tipli birləşmələr əmələ gətirirlər.

Sulfidləri suda həll olmur, MoS_2 təbiətdə tapılır. Bundan əlavə xrom üçün xarakterik olmayan MoCl_5 , WCl_5 əmələ gətirirlər. Mo, W üçün oksidləşmə dərəcəsi +4, +5 olan kifayət qədər davamlı birləşmələr məlum olduğu halda, oksidləşmə dərəcəsi +4 və +5 olan xromun binar birləşməsi məlum deyil. Bu cəhətdən Mo, W V - qrup elementləri N, P, As, Sb, Bi, V, Nb və Ta ilə analoqdur. Cr, Mo, W oksidləşmə dərəcəsi +6 olan CrO_3 , MoO_3 və WO_3 tipli oksidlər əmələ gətirirlər. Onların əmələ gəlmə istiliyi (ΔH_f^0) uyğun olaraq 579,9 kcoul/mol, 753,1 kcoul/mol və 816,8 kcoul/mol təşkil edir. Cr, Mo, W istiqamətində oksidlərin davamlılığı artır, WO_3 təbiətdə rast gəlinir, ən davamsız CrO_3 , adi şəraitdə parçalanır. VI qrupun əsas və əlavə yarımqrup elementləri oxşar SO_3 , SeO_3 , TeO_3 , CrO_3 , MoO_3 , WO_3 tipli oksidlər əmələ gətirirlər. Onlardan SO_3 maye, qalanları kristallik maddədir. $\text{SO}_3 \rightarrow \text{WO}_3$ istiqamətində həll olmaları azdır. MoO_3 və WO_3 suda həll olmur. Suda həll olduqda H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_2TeO_4 , H_2CrO_4 , H_2MoO_4 ,

H_2WO_4 tipli turşular alınır. MoO_3 , WO_3 suda həll olmayan tozdur, onlara uyğun turşuları duzlardan alırlar.

VI qrupun əsas və əlavə yarımqrupu elementləri təsadüfi birləşmələrdən başqa nə sərbəst halda, nə də birləşmələri bir-biri ilə oxşarlıq təşkil etmirlər. Hətta Cr, Mo, W öz aralarında tam oxşarlığı yoxdur.

Dövri sistemdə soldan sağa getdikcə qrup elementləri arasında ziddiyyət artır.

4.8. Yeddinci qrup elementləri

Yeddinci qrup elementləri tipik elementlərə (H, F, Cl), brom yarımqrup elementlərinə (Br, I), manqan yarımqrupu elementlərinə (Mn, Tc, Re) bölünürlər. Bundan başqa VII qrupun əsas yarımqrupu elementlərinə (H, F, Cl, Br, I, At) və əlavə yarımqrupu elementlərinə (Mn, Tc, Re), və ya VIIA yarımqrupu elementlərinə (H, F, Cl, Br, I, At) və VIIB yarımqrupu elementlərinə bölünür. Bundan əlavə VII qrupun *p*-elementlərinə H, F, Cl, Br, I, At və VII qrupun *d*-elementlərinə bölünürlər (H-s elementidir). Bu bölgülər eyni mənəlidir və bir-birinə zidd deyil.

Hidrogen bütün elementlərin ən sadəsidir. Onun nüvəsinin yükü +1 və onun ətrafında bir elektron var. Hidrogen atomu sadə olduğu üçün kimyanın bir çox fundamental nəzəriyyəsi, atom kütləsinin təyini, valentliyin təyini, ekvivalentin təyini, Bora görə atomun quruluşu, kvant mexanikasına görə kovalent rabitənin izahı və s. məhz hidrogen atomu əsasında verilmişdir. Hidrogen valent elektronu nüvəyə ən yaxın olan (He nəzərə almasaq) elementdir. Hidrogen valent elektronunu itirdikdə müsbət yüklü protona çevrilir, (+) oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Hidridlərdə ($K\bar{H}$, $Na\bar{H}$, $Ca\bar{H}_2$) hidrogenin oksidləşmə dərəcəsi -1-dir. Bütün başqa birləşmələrdə (H_2O , H_2S , HCl , $NaCl$, CH_4 və s.) +1-dir. Hidrogen qazdır, onun molekulu halogenlər kimi iki atomdan

ibarətdir. Halogenlər metallarla birləşib duz əmələ gətirdiyi kimi, hidrogen də hidridlər əmələ gətirir. Hidridlər təbiətcə duzlara oxşayır. Hidrogen halogenlər kimi yüksək ionlaşma enerjisinə ($I_H=13,6$ eV) malikdir, elektromənfiliyi (0,747 eV) yüksəkdir və s. Bütün bunlara əsasən demək olar ki, hidrogen qələvi metallara nisbətən halogenlərə daha çox yaxındır, ona görə də hidrogen əsasən halogenlərlə VIIA qrupunda yerləşdirilir.

Halogenlərin xarici valent elektron konfigurasiyası s^2p^5 -dir. Bəsit halogenlərin və onların birləşmələrinin fiziki və kimyəvi xassələrinin oxşarlığı başqa qrup elementlərinə nisbətən daha çox özünü göstərir. Halogenlərdə elementlərin sıra nömrəsi artdıqca, neytral atomun kovalent radiusu ($r_F = 0,86 \text{ \AA}$, $r_{Cl} = 1,07 \text{ \AA}$, $r_{Br} = 1,19 \text{ \AA}$, $r_I = 1,37 \text{ \AA}$) artır, ionlaşma enerjisi ($I_F=17,42$ eV, $I_{Cl}=13,01$ eV, $I_{Br}=11,84$ eV, $I_I=10,45$ eV) monoton azalır və eyni zamanda reduksiyaedici xassəsi artır, oksidləşdirici xassəsi azalır, qeyri-metallik xassəsi zəifləyir və nəhayət astat xarakterik metal xassəsi göstərir.

Elementlərin sıra nömrəsi artdıqca elektrona hərisliyi monoton (xlor müstəsna olmaqla) ($F=3,45$; $Cl=3,61$; $Br=3,36$; $I=3,06$ eV) azalır, dissosiasiya enerjisi isə ($D_{F_2} = 156,5$; $D_{Cl_2} = 281,2$; $D_{Br_2} = 194,1$; $D_{I_2} = 148,5$ kcoul/mol) yod müstəsna olmaqla artır. Flüorun çox aktiv olması onun dissosiasiya enerjisinin az olması ilə əlaqədardır. Azotun dissosiasiya enerjisi çox yüksək olduğu üçün ($D_{N_2} = 940$ kcoul/mol) azot adi şəraitdə çox passiv elementdir. VII əsas yarımqrup elementlərinin aqreqat halı qaz (F_2 , Cl_2), maye (Br_2), kristal (I_2) və metal (At) kimi dəyişir və uyğun olaraq havaya görə sıxlığı 1,32 (F_2) dən, 8,75 (I_2) artır.

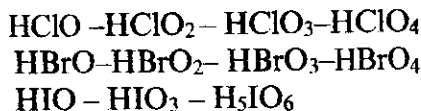
Halogenlər -1, +1, +3, +5 və +7 oksidləşmə dərəcəsi göstərilər. Flüorun oksidləşmə dərəcəsi ancaq -1-dir. Halogenlər qüvvətli oksidləşdiricidirlər, flüor isə bütün məlum oksidləşdiricilərdən ən aktividir. F_2O birləşməsində oksige-

nin oksidləşmə dərəcəsi +2-dir.

Metal və qeyri-metallarla əmələ gətirdikləri birləşmələrdə
 $(\overset{-1}{\text{HF}}, \overset{-1}{\text{HCl}}, \overset{-1}{\text{HBr}}, \overset{-1}{\text{NaCl}}, \overset{-1}{\text{NaBr}}, \overset{-1}{\text{NaI}})$ -1, $\overset{+1}{\text{Cl}_2\text{O}}, \overset{+1}{\text{KClO}}, \overset{+1}{\text{HBrO}},$
 $\overset{-1}{\text{Br}_2\text{O}}, \overset{+1}{\text{HIO}}, \overset{+1}{\text{HClO}}$ və s. birləşmələrdə +1, $\overset{+1}{\text{HClO}_2}, \overset{+1}{\text{HBrO}_2},$
 birləşmələrdə isə +3 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir. $\overset{+3}{\text{HClO}_3},$
 $\overset{+3}{\text{NaBrO}_3}, \overset{+3}{\text{NaIO}_3}$ və s. birləşmələrdə oksidləşmə dərəcəsi +5-
 dir. $\overset{+6}{\text{ClO}_3}$ - xlorun oksidləşmə dərəcəsi +6-dır. $\overset{+6}{\text{ClO}_3}$ qırmızı
 rəngli mayedir, Br və I bu tip oksid əmələ gətirmir.

$\overset{+7}{\text{KClO}_4}, \overset{+7}{\text{NaBrO}_4}, \overset{+7}{\text{H}_5\text{IO}_6}, \overset{+7}{\text{K}_5\text{IO}_6}$ birləşmələrdə +7
 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir. Cl, Br və I əmələ gətirdiyi
 kimyəvi birləşmələrin xassələrində də çoxlu oxşarlıq müşa-
 hidə olunur.

Qaz fazasında $\left(\frac{1}{2} \text{Hal}_{2(\text{r})} + \frac{1}{2} \text{H}_{2(\text{r})} = \text{HHal}_{(\text{r})} \right)$ hidrog-
 enli birləşmələrin əmələgəlmə istiliyi (ΔH_f°) elementlərin
 sıra nömrəsi artdıqca ($\text{HF}=267,8; \text{HCl}=92,3; \text{HBr}=36,2;$
 $\text{HI}= -24,7$ kcoul/mol.) azalır. Onların əmələ gəlməsi (HF
 müstəsna olmaqla) ekzotermik prosesdir. Termiki dissosia-
 siyası 300°C getdikcə: $D_{\text{HF}}=0, D_{\text{HCl}}=3 \cdot 10^{-7}; D_{\text{HBr}}=3 \cdot 10^{-3};$
 $D_{\text{HI}}=19$ mol. artır. HHal birləşmələr suda yaxşı həll olur,
 amma HF həll olması daha yüksəkdir. Halogenlər oksigenlə
 birbaşa birləşirlər, amma $\text{F}_2\text{O}, \text{Cl}_2\text{O}, \text{Br}_2\text{O}, \text{ClO}_2, \text{ClO}_3,$
 $\text{Cl}_2\text{O}_7, \text{I}_2\text{O}_5$ və s. oksigenli birləşmələri və onlara uyğun gə-
 lən turşuları mövcuddur. Turşularda elementin oksidləşmə
 dərəcəsi artdıqca onların davamlılığı artır, oksidləşdirici
 xassə zəifləyir



Elementlərin sıra nömrəsi artdıqca turşuların dissosiasii-

yası azalır. məs: H_2IO_6 amfoter xassə daşıyırsa, $HClO_4$ ən güclü turşudur.

Mn, Tc, Re-VII qrupun əlavə yarımqrup elementləridir, elektron konfigurasiyası $(n-1) d^f ns^2$. Elementlərin sıra nömrəsi artdıqca atom, ion radiuslarında ($r_{Mn}=1,3A^\circ$; $r_{Tc}=1,36A^\circ$; $r_{Re}=1,37 A^\circ$), ionlaşma enerjilərində ($I_{Mn}=7,43 eV$; $I_{Tc}=7,28 eV$; $I_{Re}=7,87 eV$) cüzi dəyişikliklər baş verir, bu dəyişikliklərin cüzi olması lantanoid "sıxılması" ilə əlaqədardır.

Manqan +2, +3, +4, +5, +6 və +7 oksidləşmə dərəcəsi göstərir, ən xarakteri +2, +4, +6 və +7-dir. Mn, Re koordinasiyası ədədi 4, 6, 7 və 8 olan kation və anion kompleksi əmələ gətirirlər.

Manqan oksigenlə MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_5 , MnO_3 , Mn_2O_7 , Mn_3O_4 ($2MnO \cdot MnO_2$) kimi oksidlər əmələ gətirir.

Manqanın oksidləşmə dərəcəsi artdıqca oksidləri əsasi, əsasi xarakterli amfoter, turşu xarakterli amfoter, turşu xarakterli olurlar. Uyğun olaraq $Mn(OH)_2$ -əsas, $Mn(OH)_4$ -amfoter, H_2MnO_4 və $HMnO_4$ tipli turşular əmələ gətirir. Manqanın oksidləşmə dərəcəsi artdıqca hidrokisidlərin, turşuların davamlılığı azalır, oksidləşdirici xassəsi artır. Renium birləşmələrdə +3, +4, +5, +6 və +7 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. $Re_2O_3 \cdot H_2O$ - qara, ReO_2 - qara, ReO_3 - qırmızı və Re_2O_7 - sarı oksidlər əmələ gətirir.

Mn_2O_7 yağvari mayedir. Tc_2O_7 , Re_2O_7 kristallik maddədir. Mn_2O_7 , Tc_2O_7 , Re_2O_7 getdikcə oksidlərin davamlılığı artır. Mn_2O_7 adi şəraitdə spirti və efiri alovlandırır.

Mn_2O_7 , Tc_2O_7 , Re_2O_7 su ilə $HMnO_4$, $HTcO_4$, $HReO_4$ tipli turşu əmələ gətirirlər, $HMnO_4$ sulu mühitdə mövcuddur, ani olaraq parçalanır, qüvvətli oksidləşdiricidir. $HTcO_4$, $HReO_4$ - kristal maddədir.

VIIA yarımqrupu elementləri H, F, Cl, Br, I, xarakterik qeyri-metaldır. Aqreqat halı, qaz, maye, kristaldır, kimyəvi cəhətcə aktivdir. VIIB yarımqrup elementləri Mn, Tc, Re xa-

rakterik metaldir, passivdir, əsas yarımqrup elementləri ilə təsadüfi, formal birləşmələrdən başqa heç bir oxşarlığı yoxdur, bir-birindən kəskin fərqlənirlər.

4.9. VIII qrup elementləri

VIII qrupa tipik elementlər (He, Ne, Ar), kripton yarımqrupu elementləri (Kr, Xe, Rn), dəmir yarımqrupu elementləri (Fe, Ru, Os), kobalt yarımqrupu elementləri (Co, Rh, Ir) və nikel yarımqrupu elementləri (Ni, Pd, Pt) daxildir.

He, Ne, Ar, Kr, Xe və Rn elementləri eyni zamanda VIIIA qrup elementləri və ya VIII qrupun əsas yarımqrup elementləri adlanırlar.

VIIIB qrup elementləri və ya VIII qrupun əlavə yarımqrup elementləri: dəmir fəsiləsi (Fe, Co, Ni) elementlərinə və platin fəsiləsi (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt) elementlərinə də bölünürlər.

Fe, Ru və Os uyğun olaraq IV, V və VI dövrün *d*-elementləridir, valent elektron konfigurasiyası Fe $3d^64s^2$, Ru $4d^75s^1$, Os $5d^66s^2$. Elementlərin atom radiusu və ionlaşma enerjisi sıra nömrəsinin artması ilə az dəyişir ($r_{Fe}=1,26A^{\circ}$; $r_{Ru}=1,34 A^{\circ}$; $r_{Os}=1,35A^{\circ}$), bu da lantanoid "sıxılması" ilə əlaqədardır. Fe, Ru, Os birləşmələrdə +2, +3, +4, +6, +7 və +8 oksidləşmə dərəcəsi göstərir, ancaq dəmir üçün +2 və +3. Ru üçün +4 və Os üçün +8 oksidləşmə dərəcəsi xarakterikdir. Bundan əlavə dəmir üçün +4, +6 oksidləşmə dərəcəsi də məlumdur. Fe, Ru və Os oksigenlə FeO, Fe₂O₃, Fe₃O₄ (FeO·Fe₂O₃), RuO₂, RuO₄, OsO, Os₂O₃, OsO₂, OsO₄ tipli oksidlər əmələ gətirirlər. Dəmirin oksidləşmə dərəcəsi +6 olan BaFeO₄, K₂FeO₄ və s. duzları məlumdur.

Fe (CO)₅ karbonildə dəmirin oksidləşmə dərəcəsi sıfırdır. Fe, Ru, Os uyğun olaraq K₂FeO₄, Na₂RuO₄, K₂OsO₄,

$Ml_2^+ RuO_5$ tip birləşmələrdə və bir sıra kompleks birləşmələrdə yüksək oksidləşmə dərəcəsi göstərilir.

Co, Rh, Ir d-elementləridir, valent elektron konfigurasiyası Co $3d^7 4s^2$, Rh $4d^8 4s^1$, Ir $5d^7 6s^2$. Elementlərin atom radiusu Co-dan Rh keçdikdə artır ($r_{Co}=1,25A^\circ$; $r_{Rh}=1,34A^\circ$) ancaq Rh-Ir keçdikdə çox cüzi ($r_{Rh}=1,34A^\circ$; $r_{Ir}=1,35A^\circ$) dəyişir, ionlaşma enerjisi də monoton azalmır. Bu qanunauyğunluqdan kənara çıxma lantanoid "sıxılması" ilə əlaqədardır. Co, Rh, Ir +2, +3, +4 oksidləşmə dərəcəsi göstərir, bundan əlavə Rh və Ir RhF_6 , IrF_6 birləşmələrdə isə +6 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Karbonillərdə Co, Rh, Ir oksidləşmə dərəcəsi sıfırdır. Co, Rh və Ir koordinasiya ədədi 4 və 6 olan kompleks birləşmələr əmələ gətirir.

Ni, Pd, Pt d-elementləridir, valent elektron konfigurasiyası Ni $3d^8 4s^2$, Pd $4d^{10} 5s^0$, Pt $5d^9 6s^1$. Elementlərin atom radiusu Ni→Pd keçəndə artır ($r_{Ni}=1,24A^\circ$; $r_{Pd}=1,37A^\circ$), Pd→Pt keçəndə praktiki olaraq atom radiusu dəyişmir ($r_{Pd}=1,37A^\circ$; $r_{Pt}=1,38 A^\circ$), ionlaşma enerjisi artır ($I_{Ni}=7,63 eV$; $I_{Pd}=8,33 eV$; $I_{Pt}=9,0 eV$) Ni və Pd üçün xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +2, amma Pt üçün +4. Bundan əlavə oksidləşmə dərəcəsi +4, +6 olan birləşmələri də məlumdur.

Ni, Pd və Pt koordinasiya ədədi 4 və 6 olan kompleks birləşmələr əmələ gətirir. VIII qrupunda üfqi oxşarlıq şaquli oxşarlıqdan daha çoxdur. məs: W, Re, Os, Ir, Pt flüorla MeF_6 tipli birləşmələr verir, onların davamlılığı $W \rightarrow Pt$ getdikcə azalır, PtF_6 ən qüvvətli oksidləşdiricidir.

VIII qrup elementlərinin dəmir fəsiləsi və platin fəsiləsi elementlərinə bölünməsi ola bilsin ki, daha məntiqli və qanunauyğundur.

Fe, Co, Ni üçlüyündə xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +2 və +3-dür. Fe→Ni keçdikdə +3 oksidləşmə dərəcəsi zəifləyir, Fe, Co, Ni $Me(OH)_2$ və $Me(OH)_3$ tipli hidrokksidlər əmələ gətirir. Fe, Co, Ni hidrogenlə, azotla stexiometrik bir-

ləşmə əmələ gətirmir, kükürlü MeS tipli stexiometrik birləşmələr əmələ gətirirlər. Fe, Co, Ni karbonillər əmələ gətirir, turşularla reaksiyaya girib hidrogen çıxarır, Me^{+2} duz əmələ gətirir. Fe, Co, Ni turşularla reaksiyaya girəndə Me^{+3} tipli duzlar əmələ gətirmir, Me^{+3} oksidləşdirici olduğu üçün asanlıqla $Me^{+3} \rightarrow Me^{+2}$ reduksiya olunur.

Fe, Co, Ni +2 oksidləşmə dərəcəsinə uyğun FeO, CoO, NiO və $Fe(OH)_2$, $Co(OH)_2$ və $Ni(OH)_2$ əmələ gətirir. Hidroksidlərin əmələgəlmə enerjisi ΔG_f^0 uyğun olaraq -480; -458 və +459 kcoul/mol təşkil edir. Elementin sıra nömrəsi artdıqca atom radiusu ($r_{Fe}=1,26$; $r_{Co}=1,25$; $r_{Ni}=1,24A^{\circ}$) kiçilir və $Fe(OH)_2 - Co(OH)_2 - Ni(OH)_2$ əsasi xassəsi zəifləyir. $Fe^{+2} \rightarrow Ni^{+2}$ getdikcə reduksiyaedici xassəsi zəifləyir, $Fe(OH)_2$ asanlıqla havanın oksigeni ilə oksidləşib $Fe(OH)_3$ çevrilir. Fe^{+2} , Co^{+2} , Ni^{+2} duzları sulu mühidə asanlıqla hidrolizə uğrayır, koordinasiya ədədi 6 olan $[Me(H_2O)_6]^{+2}$ tipli akva kompleks əmələ gətirilər. Fe^{+2} , Co^{+2} , Ni^{+2} ionları S^{2-} ionu ilə suda həll olmayan FeS, NiS, CoS tipli sulfidlər əmələ gətirir, $Fe^{+2} - Co^{+2} - Ni^{+2}$ duzları $K_4 [Fe(CN)_6]$, $K_2 [Co(CN)_4]$, $K_2 [Ni(CN)_4]$ tipli davamlı kompleksləri məlumdur.

Fe, Co, Ni suda həll olmayan $Fe(OH)_3$, $Co(OH)_3$, $Ni(OH)_3$ tipli hidroksidlər əmələ gətirir. Hidroksidlərin amfoterlik xassəsi $Fe \rightarrow Ni$ getdikcə zəifləyir, közərtildikdə Fe_3O_4 , Co_3O_4 , NiO tipli oksidlər əmələ gəlir.

Fe^{3+} , Co^{3+} , Ni^{3+} oksidləşdiricidir, sulu mühidə onların Me_2S_3 tipli sulfidlərini almaq olmur, tez parçalanaraq MeS çevrilir.

Fe^{3+} , Co^{3+} , Ni^{3+} , $H_3[Fe(CN)_6]$, $H_3[Co(CN)_6]$, $[Co(NH_3)_6] Cl_3$ və s. tipli komplekslər əmələ gətirirlər.

Dövri sistemdə kəmiyyət dəyişikliyi keyfiyyət dəyişikliyinə səbəb olur. Elementin sıra nömrəsi artdıqca yeni keyfiyyət meydana çıxır. Dövri sistem təbiət qanunudur. Mendeleev dövri qanunu kəşf edərkən cəmi 63 element məlum idi, bunların da çoxunun atom kütləsi və valentliyi də-

qiq təyin edilməmişdir. Mendeleev bu qanun əsasında bir çox elementlərin atom kütləsinin, valentliyinin dəyişdirilməsini təklif etmiş, məlum olmayan elementlərin kəşf olunacağını, hətta onların atom kütləsini, fiziki və kimyəvi xassəsini dəqiqliklə söyləmişdir.

Dövri sistemin əsasında bəsit elementlərin və onların birləşmələrinin çoxsahəli fiziki və kimyəvi xassələri əlaqələndirilmiş, toplanmış çoxlu məlumatlar ümumiləşdirilmiş, əsaslı qanunauyğunluqlar müəyyən edilmişdir. Dövri qanunun özü fundamental ümumiləşdirmədir, bu qanun əsasında məqsədə uyğun əvvəlcədən nəzərdə tutulmuş xüsusi kimyəvi və fiziki xassəli birləşmələr sintez etmək mümkündür. N.Borun dediyi kimi dövri sistem kimya, fizika, minerologiya, texnologiya, geokimya sahəsində işləyən tədqiqatçılar üçün kəhkaşan ulduzudur, onlara yol göstərəndir. Dövri qanun təbiətin ümumi qanunlarından biri olub, həmişə elmi zənginləşdirib.

Bəzən dövri sistemdə hidrogendən əvvəl elementin olub olmaması məsələsi meydana çıxır, yəni həqiqətənmi dövri sistemdə hidrogendən əvvəl element yoxdur. Bu məsələ uzun zaman müzakirə obyektinə olmuş, atomun quruluşu tam öyrəniləndən sonra, elementin nüvəsinin yükünün (Z) elementin sıra nömrəsinə göstərdiyi məlum olandan sonra birmənalı isbat olunmuşdur ki, hidrogenin sıra nömrəsi birə bərabərdir, nüvənin yükü minimum tək ədəd olduğu üçün birmənalı demək olar ki, hidrogendən qabaq heç bir element olmamalıdır. Bu dövri sistemin "aşağı həddi" adlanır. Bundan əlavə termin kimi dövri sistemin "yuxarı həddi" işlədilir, yəni dövri sistemdə elementlərin maksimum sayı nə qədər ola bilər? Bu məsələ radioaktivliyin kəşfindən sonra müəyyən edilmişdir. Məlum olmuşdur ki, Yer kürəsində elementin atom kütləsi artdıqca onun stabilliyi azalır, atom kütləsi çox olan element atom kütləsi az olan elementlərə parçalanır. Belə nəticə çıxır ki, dövri sistemdə uran (${}_{92}^{238}\text{U}$)

axırncı element olmalıdır. Həqiqətən uran dövrü sistemdə təbiətdə tapılan axırncı elementdir. Transuran elementlərində də onların sıra nömrəsi artdıqca spontan parçalanma baş verir və 105÷108 elementlər axırncı sərhəd hesab olunur.

İSTİFADƏ OLUNAN ƏDƏBİYYAT

1. Я.И.Михайленко—Курс общей и неорганической химии. Изд. “Высшая школа”. М., 1966.
2. А.Барнард. Теоретические основы неорганической химии. Изд. “Мир” М. 1968.
3. Н.Л.Глинка. Общая химия. Ленинград “Химия” Ленинградское отделение 1986.
4. К.Дей, Д.Селбин. Теоретическая неорганическая химия. Москва. Изд. “Химия” 1976 г.
5. Г.Б.Бокий. Кристаллохимия. Изд. Московского Университета 1960.
6. Л.Полинг. Общая химия. Изд. “Мир” Москва 1974.
7. У.Слейбо, Т.Персонс. Общая химия. Москва 1979.
8. К.Неницеску. Общая химия. Изд. “Мир” Москва 1968.
9. Н.С.Ахметов. Неорганическая химия. Москва “Высшая школа” 1988.
10. Я.А.Угай. Общая химия. Москва “Высшая школа” 1977.
11. А.Вест. Химия твердого тела. Изд. “Мир” 1988. Том I и II.
12. Б.Ф.Ормонт. Введение в физическую химию и кристаллохимию полупроводников. Изд. “Высшая школа” Москва 1973.
13. О.С.Зайцев. Общая химия. Москва “Высшая школа” 1983.
14. Г.И.Новиков Основы общей химии. Москва “Высшая школа” 1988.
15. Ф.Коттон, Дэк. Уилкинсон. Современная неорганическая химия. Часть 1. Изд. Москва “Мир” 1969.
16. Дж. Кемпбел Современная общая химия Москва. Изд. “Мир” 1975.
17. Ə.В.Əliyev, Ү.Н.Нəсənov, S.İ.Sadıxzadə. Ümumi və qeyri-üzvü kimya. Maarif. Bakı 1987.
18. А.А.Кудрявцев. Составление химических уравнений. Москва “Высшая школа” 1979.

MÜNDƏRİCAT

Giriş.....	3
------------	---

I FƏSİL

ATOMUN QURULUŞU

1.1. Atomun quruluşu haqda ilk təssüvürlər.....	6
1.2. Atomun mürəkkəb quruluşa malik olması	9
1.3. Nüvənin quruluşu.....	13
1.4. Rezerfordun atomun planetar modeli.....	24
1.5. Hidrogen atomunun spektri.....	28
1.6. Bora görə hidrogen atomu.....	31
1.7. Bor nəzəriyyəsinin təkmilləşməsi.....	41

II FƏSİL

KVANT NƏZƏRİYYƏSİNƏ GÖRƏ ATOMUN QURULUŞU

2.1. Kvant nəzəriyyəsinin yaranması.....	49
2.2. De Broyl dalğası.....	57
2.3. Qeyri-müəyyənlik prinsipi.....	62
2.4. Dalğa tənliyi.....	68
2.5. Potensial qutu.....	73
2.6. Kvant mexanikasına görə hidrogen atomu.....	77
2.7. Çoxelektronlu atom.....	89

III FƏSİL

ELEMENTLƏRİN DÖVRİ SİSTEMİ

3.1. Dövrü sistemin inkişafı və yaranması.....	100
3.2. Mozli qanunu.....	103
3.3. Müasir dövrü sistem və atomun elektron quruluşu.....	111
3.4. Elementlərin xassələrinin dövriliyi.....	130
3.5. Atom radiusu	130
3.6. İon radiusu.....	134
3.7. İonlaşma enerjisi.....	137
3.8. Atomun elektrona hərisliyi.....	147

3.9. Elektromənfilik.....	151
3.10. İkinci və daxili dövrilik.....	157

IV FƏSİL
DÖVRİ SİSTEMDƏ QRUPLAR ÜZRƏ
ELEMENTLƏRİN VƏ ONLARIN
BİRLƏŞMƏLƏRİNİN XASSƏLƏRİ

4.1. Oksidləşmə dərəcəsi və valentlik.....	162
4.2. I qrup elementləri.....	168
4.3. II qrup elementləri.....	172
4.4. III qrup elementləri.....	175
4.5. IV qrup elementləri.....	179
4.6. V qrup elementləri.....	182
4.7. VI qrup elementləri.....	187
4.8. VII qrup elementləri.....	191
4.9. VIII qrup elementləri.....	195
İstifadə olunan ədəbiyyat.....	200

Çapa imzalanıb 19.04.2004. Kağız formatı 60x84 1/16.

Həcmi 12,8 ç.v. Sayı 500. Sifariş 88.

" İqtisad Universiteti " nəşriyyatı.

AZ 1001, Bakı, İstiqlaliyyət küçəsi, 6