

MÖVZU 2

ATOMUN MÜRƏKKƏBLİYİ

Yunan filosofu Anaksoqor (Afina), bizi əhatə edən maddələrin ilkin zərrəciklərdən – «toxumlardan» əmələ gəlmişdir – fikrini söyləyir. Məsələn, qızıl-qızıl qırıntılarından, rütubət su zərrəciklərindən və s. təşkil olunur. Bu ideyanı inkişaf etdirən yunan filosofu Demokritə görə dünya boşluqdan və onu dolduran bölünməz zərrəciklərdən təşkil olunan atomlardan ibarətdir. Atomlar sadə və keyfiyyətə dəyişməzdir. Atomlar ilkindir, bölünməzdir, yaranmır və məhv olmur.

Romalı filosof və şair Lükresi (eramızdan əvvəl) bütün cisimlər hərəkət edən, bölünməz zərrəciklərdən – atomlardan təşkil olduğunu söyləyir.

Qədim dövrün böyük mütəfəkkiri Aristotel də cisimlərin atomlardan ibarət olduğunu söyləmişdir.

Bütün bu elmi əsası olmayan gümanları, fərziyyələri ilkin olaraq rus alimi M.V.Lomonosov nəzəri mülahizələrlə və təcrübə surətdə təsdiq etdi. Mürəkkəb və bəsit maddə, kimyəvi element və s. anlayışları müəyyənləşdirərək göstərir ki, hər hansı maddəni ən kiçik hissələrə bölsək, belə o hissə onun xassəsini saxlayır və bunu molekula qəbul etmişdir. 1852-ci ildə ingilis alimi Prout bütün elementlərin müxtəlif sayda hidrogen atomundan qurulduğu fikrini söyləyir. Onun fikrincə qədim filosofların göstərdiyi – «protıl» ilkin maddədir. Uzun müddət atomun bölünməzliyi haqqında təsəvvürlər hökm sürür, hətta D.İ.Mendeleev 1869-cu ildə dövrü qanunu kəşf etdiyi zaman bu hökm öz qüvvəsində qalırdı. Lakin o, atomun mürəkkəbliyini hiss edirdi.

Ancaq XIX əsrin axırında fizika sahəsində bir sıra elmi faktlar atomun mürəkkəb olduğunu göstərirdi. Onlardan bir neçəsi ilə tanış olaq.

1879-cu ildə birinci dəfə Kruks tərəfindən aparılan təcrübə də atomun mürəkkəbliyinə sübutdur. O, havasız boruda yerləşən iki metallik elektrodlar arasında müxtəlif qütblərdən boşalma apardıqda mənfi qütbə birləşdirilmiş lövhənin boruda işıqlandığını görmüşdür.

1886-cı ildə Qoldşteyn müşahidə etdi ki, katoda tərəf görünməyən müsbət yüklü qaz ionları hərəkət edir. Əgər katod üzərində yarıq açılarsa bunların yükləri müsbət olmaqla qiymətə elektronun yükünə bərabərdir. O, onlara anod şüaları və ya kanal şüaları adı verdi.

1895-ci ildə alman alimi Rentgen katod şüalarını öyrənərkən müşahidə etmişdir ki, onların katod borusu şüşəsinə düşməsi nəticəsindən şüşədən görünməyən şüalar çıxır. Bunlar fotoplastinkaya təsir edir və bəzi maddələrdən keçir, lakin Vanadiumla və qurğuşunla udulurlar və bəzi maddələrdə lyuministensiya əmələ gəlir və s. Bu şüalar elektroneytral olmaqla, qazları ionlaşdıraraq müsbət yüklü ionlar əmələ gətirirlər. Bunlara o zaman X- şüaları (indi rentgen şüaları) deyirlər.

Tomson qazların boşalmasını tədqiq etmişdir. Kembric universitetində Kavendişin laboratoriyasında onun rəhbərliyi ilə Rezerford, Lanjivan, Vilson, Aston, Lenqmyur, Kulic və s. alimlər bu sahədə bir çox kəşflər etmişdirlər, o cümlədən məlum olmuşdur ki, qaz boşalması elektrik cərəyanını yaxşı keçirir. Bunun səbəbi məlum olmasa da hələ 1881-ci ildə German Helmholtz «yük daşıyan zərrəciklər», Conson Con Stopeyin (1891, ingilis) bu zərrəciklərə elektron adı verməsi məlum idi.

Tomson uzun şüşə boru götürüb, ona mənfi (katod adlandırdı) və müsbət elektrod (anod adlandırdı) taxdı (şəkil 3). Bu elektrodlara yüksək gərginlik verərkən gördü ki, boşalma yaranmır. Borunun havasını çıxartdıqdan sonra təcrübəni təkrar etdikdə katodun qarşısında işıqlanma baş verir. Elektrodların yerini dəyişdikdə işıqlanma yox olur. O, belə nəticəyə gəlir ki, katodun səthindən düz xətt boyunca yayılan şüalar çıxır. Bu şüalara o, katod şüaları adı verdi (1879). Tomson bu şüaları müsbət və mənfi yüklənmiş lövhələr arasından keçirməklə onun mənfi yüklü zərrəcik olduğunu və N atomunun kütləsindən 200 dəfə kiçikliyi müəyyənləşdirdi. Tomson bu zərrəciklərə əvvəlcə «korpuskul», sonra isə «elektron» adı verdi. Beləliklə, 29 aprel 1897-ci ildə elektronun kəşfi tarixi qəbul olunur (bu kəşfə görə ona 1906-cı ildə Nobel mükafatı verildi).

İngilis alimi Rezerford (1908-ci ildə Nobel mükafatı alıb) şüaları tədqiqi ilə məşğul olduqda, Rentgen və Bekkerel radioaktiv şüalarının (1896-cı ildə) nə ilə fərqləndiyini öyrənməyə başlamışdır. O, Mariya Kyüri və Pyer Kyüri ilə birlikdə uran duzunu maqnit və ya elektrik sahəsində yerləşdirərək onun buraxdığı şüaların üç hissədən ibarət olduğunu müəyyənləşdirdi və onların α , β və γ adlandırdı. Aşkar edildi ki, α - şüaları sürətli (20000 km/san) helium ionları selidir, β - sürətlə hərəkət edən elektronlar selidir.

γ - şüaları isə elektrik yükü daşıyır. Bunlar rentgen şüalarına oxşar elektromaqnit şüalanma olmaqla böyük nüfuz etmə qabiliyyətinə malikdirlər. Təcrübələr nəticəsində məlum oldu ki, radium radioaktiv parçalanma zamanı başqa elementə, məsələn, heliuma çevrilir. Beləliklə, atomun mürəkkəb hissəcik olması meydana çıxdı. Lakin bu mürəkkəb atomda hissəciklərin neçə yerləşməsi hələ də məlum deyildi və bir sirr olaraq qalırdı.

Moskva universitetinin professoru İ.Q.Pavlov göstərir ki, maddi aləm (təbiət) ilkin maddə-materiyadan təşkil olunmuşdur. Materiya (atom) daima hərəkətdədir və elektrik yükünə malikdir. Lakin bu quruluşu təcrübi təyin etmək hələlik mümkün deyildir. Peterburqlu alim B.N.Çiqerin atomun quruluşunu günəş sisteminə oxşadaraq göstərir ki, onun mərkəzində – yüklü nüvə və onun ətrafında isə cazibə qüvvəsinin təsiri altında ən kiçik hissəciklər fırlanır.

Atomun mürəkkəbliyini N.N.Beketov, A.M.Butlerov və D.İ.Mendeleyev də göstərmişdir.

1903-cü ildə Tomson belə fərziyyə irəli sürür ki, atom, atomun bütün həcmi boyu bərabər paylanan müsbət yüklərdən və bu yükün daxilində rəqs edən onları neytrallaşdıran elektronlardan təşkil olunmuşdur. Bu fərziyyəni C.Rezerford öz təcrübələri ilə dəqiqləşdirməyə başlayır və nəticədə 1911-ci ildə özünün nüvə modeli adlı sxemini təklif edir.

O, bu modeli çox da mürəkkəb olmayan təcrübə ilə sübut edir

Göründüyü kimi, qurğusundan hazırlanmış qaba (1), şüa mənbəyi kimi radium parçası (2) yerləşdirilmişdir. Işıqlanan (sisintilyasiya edən) hərəkət edən və üzərinə ZnS-dən örtük çəkilmiş ekranlar (5), yarıq (3)-dən keçən α - şüalarını qeydə almaq üçün qoyulmuşdur. Ekranların ortasında α - şüalarının yolu üzərində metal lövhə (4) qoyulur. Lupadan (6) baxaraq əmələ gələn işıqlanmaları saymaq mümkündür. Məlum olmuşdur ki, hissəciklərin əksəriyyəti metal lövhədən (4) heç bir maneəyə rast gəlmədən keçirlər, az bir hissəsi öz yolunu azacıq dəyişir, lakin nadir hallarda öz hərəkət istiqamətini kəskin dəyişən və hətta geri qayıdanlar da olur. Əgər metal lövhənin qalınlığı 5000 Å (1 Å = 10 nm) (50000 nm) olan və qızıldan oldutunu nəzərə alsaq, burada ≈ 1000 atom müstəvi layı olmalıdır. Bu laylardan ancaq 1/100000 α hissəciyi geri qayıdır. Folqanın qalınlığını 2 dəfə artırıqda geri qayıdan hissəciklərin sayı da artır. Rezerford, istiqamətini dəyişən α hissəciklərin sayını (N) hesablamaq üçün belə bir düstur təklif edir:

$$N = N_0 n S \cdot \frac{ze^2}{mV^2} \cdot \frac{1}{\sin^4 \frac{\varphi}{2}}$$

Burada N_0 - α hissəciklərin ümumi sayı;

n – vahid həcmdəki metal atomlarının sayı;

S – metal lövhənin qalınlığı, Å - ilə;

Z – lövhənin hazırlandığı metalın atom sıra nömrəsi;

e - elektronun yükü;

m və V – müvafiq olaraq α hissəciyin kütləsi və sürəti;

φ - α hissəciklərinin səpilmə bucağı;

$\frac{1}{\sin^4 \frac{\varphi}{2}}$ mütənasiblik əmsalındır.

α - hissəciklərin ikiqat müsbət yüklənmiş və kütləsi 8000 dəfə elektrondan böyük helium atomları (ionları) olduğunu nəzərə alsaq deyə bilərik ki, onları geri itələyən müsbət yüklü hissəciklərdir. Eyni zamanda 100000 hissəcikdən ancaq birinin geri qayıtdığını nəzərə alsaq, o zaman nüvənin diametri atomun diametrinin $1/100000$ təşkil edəcəyini hesablamaq asandır. Təcrübələrin nəticəsini nəzərə alaraq 1911-ci ildə Rezerford atomun nüvə modelini verir.

Atom onun kütləsinin əsas hissəsini təşkil edən müsbət yüklənmiş nüvədən və onun ətrafında fırlanan elektronlardan ibarətdir. Müsbət və mənfi yüklərin cəmi bir-birini neytrallaşdırdığından atom elektroneytraldır. Atomun ümumi diametri $1,4 \times 10^{-5}$ E ($1,4 \times 10^{-4}$ nm), (10^{-8} sm) olduğu halda, nüvənin diametri 10^{-13} - 10^{-12} sm-dir (10^{-12} – 10^{-11} nm).

Beləliklə, Rezerford nüvə modeli atomun quruluşunun öyrənilməsinə doğru nəhəng addım oldu. Lakin bu model bir sıra təcrübi faktların əksinə çıxır. Bunlardan birinci, Rezerford nəzəriyyəsi atomun sabilliyini təsdiq edə bilmədi. Nüvə ətrafında fırlanan elektron öz enerjisinin bir hissəsini itirməli və atomda nüvə ilə elektronun elektrostatik cazibə qüvvəsi ilə ($\frac{e^2}{r^2}$), mərkəzdən qaçma qüvvəsi $\frac{mv^2}{r}$ arasındakı müvazinət pozular elektron isə nüvənin üzərinə düşərək atomun varlığını itirərdi. Lakin atom stabildir.

Müvazinət halı üçün $\frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$ olmalıdır.

İkinci, bütün bərk və maye maddələri qızdırıldıqda buraxdığı spektrlər fasiləli (diskret) xarakterlidir. Çünki bu zaman müxtəlif tezlikli şüalar alınır. Elektron da nüvəyə doğru yaxınlaşdıqca (Rezerford nəzəriyyəsinə əsasən) enerjisi azaldığından müxtəlif tezlikli şüalar alınmalı və alınan spektr kəsilməz (bütöv) olmalıdır. Halbuki, bu həqiqətə uyğun deyil. Bu təzadları bor nəzəriyyəsi həll etdi.

Bor nəzəriyyəsinin əsasında duran bəzi kəşfləri nəzərdən keçirək.

1867-ci ildə Maksvel işığın elektromaqnit təbiətli olmasını əsaslandırır. Qızdırıldıqda cismlərin buraxdığı şüalar da elektromaqnit təbiətli olmaqla kəsilməz spektr şəklindədirlər. Deməli, fotonlar dalğa təbiətlidir.

Alman alimi Maks Plank (1900-cü il) göstərir ki, sistemin enerjisi müəyyən porsiyalarla (kvantlarla) şüalanır. Elektronun bir energetik səviyyədən başqasına keçməsi müəyyən qədər enerji udulması və ya ayrılması isə baş verir (Plank postulatı). Bununla da o, klassik fizikanın elektromaqnit şüalanmanın kəsilməzliyi nəzəriyyəsini rədd edir. O, enerji ilə şüalanma tezliyi arasında asılılıq müəyyənləşdirir. $E=h\nu$ (Plank tənliyi). Burada E – elektromaqnit enerji porsiyaları; ν - şüalanma tezliyi, $\text{hertz}=\text{saniyə}^{-1}$; h – Plank sabitidir, $6,62 \times 10^{-27}$ $\text{erq} \times \text{saniyə}$ və ya $6,62 \times 10^{-34}$ $\text{C} \times \text{saniyə}$.

Buradan belə nəticə çıxır ki, $\nu \cdot \lambda = c$ Enerji diskret (ayrı-ayrı) kvantların cəmidir və enerji zərrəcik təbiətlidir.

Beləliklə, enerjinin dalğa təbiətli və ya zərrəcik təbiətli olması haqqında iki fikir yarandı. Bunların hansı doğrudur?

1913-cü ildə Danimarka alimi Nils Bor bu vəziyyətdən çıxış yolu tapdı. O, Rezerfordun atomun nüvə modelini, Plankın sistemin enerjisinin porsiyalar şəklində diskret qiymətlərlə şüalanması postulatını, A.Eynşteynin işıq kvantlarının mövcud olması haqqındakı fikrini birləşdirərək özünün hidrogen atomunun spektral qanunauyğunluğu haqqındakı nəzəriyyəsini verdi. Bor nəzəriyyəsi üç postulat –əsasında qurulur.

1. Elektron atomun nüvəsi ətrafında nüvədən müxtəlif məsa-fələrdə (uzaqlıqda) yerləşən müəyyən dayanıqlı «icazə verilmiş» dairəvi orbitlər üzrə fırlanır. Elektron bu orbitlər arasında yerləşə bilməz. Belə orbitlər stasionar adlanır.

2. Stasionar orbitlə hərəkət edən elektron elektromaqnit dalğaları şüalandırmır.

3. Xarici təsir nəticəsində elektron atomda bir dayanıqlı orbitdən başqasına keçə bilər.

Həm də bu keçid sıçrayışla (sürətlə) baş verir ($\approx 10^{-8}$ saniyə). Elektromaqnit dalğasının şüalanması və ya udulması ancaq bu cür keçid zamanı baş verir. Əgər enerjisi az olan E_1 -

dən, enerjisi çox olan E_2 keçirsə, elektromaqnit dalğaları udulur. Əksinə keçid zamanı isə həmin qədər kvant enerji şüalandırır (fotonlar şəklində). Udulma və şüalandırma yalnız tam kvantlarla baş verir. Sıçrayış zamanı əgər elektronun nüvədən uzaqdakı halında atomun enerjisi E_u (u-uzaq), nüvəyə yaxında olduqda isə E_y olsa, şüalanmanı kvant enerjisi $E=E_u - E_y$ olar. Plank düsturundan $E=h\nu$ yerinə yazsaq, $\nu = \frac{E_u - E_y}{h}$ olar.

Borun bu postulatları klassik fizikanın müddəalarına qarşı çıxırdı. Belə ki, klassik mexanikaya əsasən elektron istənilən orbitdə fırlana bilər və klassik elektrodinamikaya əsasən yüklü hissəcik dairəvi orbitdə hərəkət etdikdə mütləq şüa buraxmalıdır. Lakin Bor tərəfindən hidrogen atomu spektrini hesablayarkən postulatlar özünü doğrultdu

Bor nəzəriyyəsinin inkişafı. Atomun quruluşu haqqında təsəvvürlər

müasir

Bor nəzəriyyəsi atomun quruluşu təsəvvürlərin inkişafında mühüm mərhələ olmaqla yanaşı göstərdi ki, təbiətin qanunlarını birbaşa mikroaləmə tətbiq etmək olmaz. Kiçik hissəciklər (elektron, atom, foton və s.) aləminə məxsus xassələri izah edən dəqiq metodların kəşf edilməsi spektral xətlərin hər birinin çoxlu miqdarda nazik xətlərdən ibarət olduğunu göstərdi. Bu Bor enerji səviyyələrindən başqa yarım səviyyələrin olması mövcudluğuna gətirib çıxarırdı. Buna görə də əlavə kvant ədədləri olması fikri yarandı.

1916-1925-ci illərdə alman alimi A.Zommerfeld daha nazik spektral xətlərinə əsaslanaraq çox elektronlu atomların quruluşuna aid nəzəriyyə verir: elektronların hərəkəti tək dairəvi deyil, ellipsvari stasionar orbitlər üzrə də baş verir. Ellipsin quruluşu 2 parametrlə – böyük (a) və kiçik (b) yarım oxlarla xarakterizə olunur. $a=b$ olduqda ellips çevrəyə (dairəyə) çevrilir. Bu zaman orbitin ölçüləri fəzada yerləşməsi kvantlanma qanunları ilə müəyyənləşir.

Heyzenberqin qeyri müəyyənlik prinsipi

Eyni Δ zamanda hissəciyin sürət və ya impulsunu $P=mv$ (foton üçün isə $P=mc$) və yerləşdiyi koordinatları təyin etmək mümkün deyildir. Əgər koordinatlar nə qədər dəqiq təyin olunursa, bir o qədər sürəti və ya impuls qeyri-müəyyən təyin olunur və əksinə:

$$\Delta x \cdot \Delta P_x \geq h \text{ və ya } \Delta x \cdot \Delta v_x \geq \frac{h}{m}$$

Burada, Δx - hissəciyin vəziyyəti qeyri-müəyyənliyi, ΔP_x – impulsun, Δv_x – sürətin X oxu istiqamətində qeyri-müəyyən-liyidir. Məsələn, elektronun koordinatları 10^{-10} sm dəqiqliklə təyin edilibsə, sürəti təyində qeyri-müəyyənlik 5800 km/saniyə təşkil edir (elektronun sürəti isə 2000 km/saniyədir).

Makroobyektlərin hərəkətini klassik mexanika qanunları ilə müəyyən edirlər, çünki $\frac{h}{m}$ çox kiçik kəmiyyətdir.

Atom orbitalları

Atom elektron orbitallarını; tam ədədlərlə, kvantlarla ifadə edirlər. Bunlara kvant ədədləri deyilir. n – baş kvant ədədi, l – orbital kvant ədədi, m_l – maqnit kvant ədədidir. Bunların qiymətləri dalğa tənliyinə daxil olurlar.

Orbital - Kvant mexanikası qanunları əsasında elektronun fəzada-paylanması ehtimalıdır və Ψ funksiyası ilə təyin edilir.

Baş kvant ədədi. Energetik səviyyələr. Kvantlama şərtlərinə görə elektron, onun nüvə ilə əlaqə enerjisində uyğun müəyyən kvant səviyyəsində yerləşir. Dalğa tənliyinin həllindən hidrogen üçün bu enerjilərin qiyməti

$$H - 1\varepsilon = H^+, E = -\frac{2\pi me^4}{n^2 h^2} \text{ və ya } E = -13,6 \frac{1}{n^2} \text{ eb} \quad \text{tənli}$$

ilə müəyyənləşir. Burada m - və e - elektronun müvafiq olaraq kütləsi və yüküdür, h – Plank sabiti, n isə 1-dən ∞ qədər tam ədədlərdir ki, bu baş kvant ədədi adlanır. Bor nəzəriyyəsindən alınan tənliyin eynidir. 1-K, 2-L, 3-M, 4-N, 5-O, 6-P, 7-Q ilə işarə edilir. Elektron bir kvant səviyyəsindən başqasına keçdikdə enerjisi sıçrayışla dəyişir. 10-cu şəkildə H atomu üçün bu enerji dəyişməsi qrafiki ifadə edilmişdir. Sxemada vertikal xətt boyu enerjinin miqdarı göstərilir. Üfiqi xətlər müvafiq enerjilərdən keçir, kiçik vertikal xətlər isə mümkün ola bilən kvant keçidlərini göstərir.

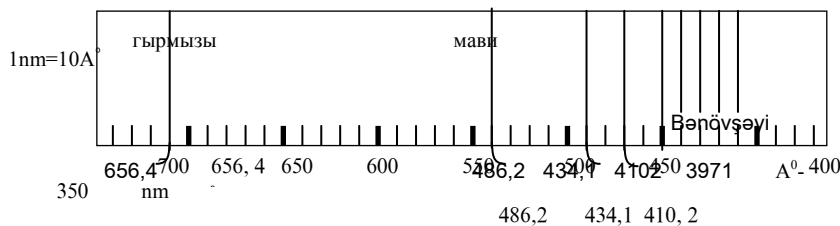
E_1 normal və ya əsas halı, $E_1, E_2, \dots E_n$ isə həyəcanlanmış haldır. Normal halda elektron istənilən müddətdə qaldığı halda, həyəcanlanmış halda 10^{-8} - 10^{-10} saniyə qala bilər. Həyəcanlanma qızdırıldıqda, elektrik boşalmasından, işıq udmaqla və s. baş verir.

Hidrogen atomunda $E_2 \xrightarrow[кечид]{1,89\text{ev}} E_3$, əksinə keçid zamanı da eyni ilə dəqiq 1.89 ev enerji ayrılmalıdır.

Kvant keçidi zamanı elektron buludunun həcmi də sıçrayışla dəyişir. Nüvə ilə əlaqə qüvvəsi azaldıqda elektron buludunun həcmi böyüyür, əlaqə qüvvəsi nüvə ilə çoxaldıqda isə elektron buludu kiçilir. Kvant mexaniki hesablamalarla müəyyən edilmişdir ki, H atomunda ədədlərin kvadratları ilə artır. $1^2, 2^2, 3^2, \dots n^2$ (Bor radiusunda olduğu kimidir).

Atom spektrləri.

Atomlarda enerjinin kvantlanması onların udma və buraxma spektrlərindən təcrübə olaraq görünür. Atom spektrləri xəttidir. Qızdırıldıqda elektronlar müəyyən porsiyada enerji alır və daha yüksək enerji səviyyəsinə keçir, əksinə isə kvantlar ayrılır $\Delta E = h\nu$.



Ultrabənövşəyi sahədə Layman seriyaları spektrləri əsas hala, ikinci səviyyəyə keçən həyəcanlanmış elektronlar Balmer, 3-cü səviyyə Paşen, 4-cü səviyyə Berekid, 5-ci səviyyə Pfund, 6-cı səviyyə Xemfiri adları verilmişdir. Görünən sahə 2-ci həyəcanlanmış hala keçdikdə yaranır (şəkil 11). Burada qırmızı, mavi və iki bənövşəyi spektrlər alınır.

Bir sıra elementlərin spektrləri mürəkkəbdir, məsələn, dəmirin spektrlərində 5000-dən çox xətt vardır. Bir sıra xətlər isə bir neçə xətdən ibarət olması da müşahidə edilə bilər ki, buna multipletlər deyilir. Atom spektrlərinin maqnit sahəsində bir-birinə yaxın yerləşən bir neçə xəttə ayrılmasına Zeyman effekti, elektrik sahəsində isə həmin hal Ştark effekti adlanır.

Orbital kvant ədədi. Orbitalların formaları.

Orbitalların formalarını xarakterizə etmək üçün (yəni elektron buludunun formasını) orbital və ya azimutal kvant ədədi qəbul edilir (l) $l=0, 1, 2, 3, \dots (n-1)$ qiymətlər alır. Elektron buludunun hər formasına elektronun hərəkət miqdarının orbital momentinin müəyyən qiyməti uyğun gəlir: $M = \frac{h}{2\pi} \sqrt{l(l+1)}$. Burada M – elektronun hərəkət miqdarının orbital momentidir.

Orbital kvant ədədini hərflərlə ifadə edirlər:

l (orbital kvant ədədi) 0 1 2 3 4 5

s p d f g h

Baş kvant ədədinin hər bir qiymətində « l » 0 ilə $(n-1)$ arasında qiymətlər alır:

Baş kvant ədədi	Orbital kvant ədədi	Orbitallar (elektron buludu)
1	0	1s
2	0, 1	2s, 2p
3	0, 1, 2	3s, 3p, 3d
4	0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f

Beləliklə, baş kvant ədədini 1 qiymətinə 1 forma, 2 qiymətinə 2 forma, 3 qiymətinə 3 forma, 4 qiymətinə 4 forma və s. orbitallar yaranması mümkündür.

Kvant kimyəvi hesablamalara əsasən «s» orbitalı kürə, «P» - qantel, d- və f-orbitallar isə daha mürəkkəb formalardadır. Elektronun halını işarə etmək məqsədilə orbital kvant ədədinin simvolu qarşısına baş kvant ədədini yazırlar.

Məsələn, 3s o deməkdir ki, $n=3$; $l=0$ (bulud kürə şəklindədir). Və ya 3p o deməkdir ki, $n=3$ $l=2$ (elektron buludu qantel şəklindədir).

Maqnit kvant ədədi. Orbitalların fəzada istiqaməti

Elektron orbital momentindən başqa maqnit momentinə də malik olmalıdır. Çünki hərəkət edən hissəcik həmişə özünü maqnit kimi aparır. Elektron s-dən başqa qalan səviyyələrdə maqnit kimi apardığından spektr xətləri müəyyən sahədə nazik xəttlərə ayrılır (multipletlik). Elektron buludunun fəzada yerləşməsinə maqnit kvant ədədi ilə göstərilir və

Orbital kvant ədədinin sayı (l)	Maqnit kvant ədədinin sayı (m_l)	l -in verilmiş qiymətinə uyğun orbitalların sayı ($2l+1$)
0	0	1
1	1, 0, -1	3
2	2, 1, 0, -1, -2	5
3	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	7

m_l ilə işarə edirlər. O belə qiymətlər alır: $m_l=0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$.

Orbital momentinin proyeksiyasının eçilmiş istiqamətdə hərəkət

miqdarıdır. $M_z = \frac{h}{2\pi} m_l$

qiymətinə uyğun olan orbitalların sayı və ya maqnit

kvant ədədin sayı $= (2l+1)$.

s – yarım səviyyəsinə 1, p – 3, d – 5, f – 7 orbital uyğun gəlir. Eyni enerjili orbitallara cırlaşmış deyirlər, beləliklə, p halı 3 qat, d halı 5 dəfə, f halı 7 dəfə cırlaşmış olurlar.

Fəzada orientasiyanın xarakterinə görə P yarım səviyyəsi orbitalları P_x , P_y , P_z işarə olunurlar (şəkil 3). d orbitallar öz ləçəklərilə koordinat oxlarına istiqamətlənənlər $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} işarə edilir, oxlar arasına istiqamətlənən d orbitalları isə d_{xy} , d_{yz} və d_{xz} ilə işarə edilir (şəkil 3). Maqnit sahəsində spektrlərin öyrənilməsi orientasiyanın müxtəlifliyini izah edir.

Kvant ədədləri – n , l və m_l elektron buludunun ölçülərini, forma və fəzada istiqamətini xarakterizə edərək (onun atomda vəziyyətini xarakterizə edən) atom elektron orbitalı adı almışdır.

Spin kvant ədədi. (Spin ingiliscə «fırlanma» deməkdir. 1921-ci ildə Ştern və Herlak). Atom spektrlərinin daha dəqiq öyrənilməsi göstərdi ki, elektronlar elektron buludlarının ölçüləri, forması və bir-birinə nisbətən yerləşməsi xarakterilə yanaşı spinlərlə də fərqlənilirlər. Sadələşmiş şəkildə spinə elektronun öz oxu ətrafında fırlanması kimi baxmaq olar. Bunun

üçün dördüncü kvant ədədi, spin ədədi m_s qəbul edilmişdir. O, m_s , $+\frac{1}{2}$ və $-\frac{1}{2}$ qiymətlər alır.

Beləliklə, elektron atomda 4 kvant ədələri ilə (n , l , m_l və m_s) xarakterizə olunur. Bunlar elektronun spininin enerjisini və onun nüvəətrafında olma ehtimalı məkanını, həcmi və formasını xarakterizə edirlər.

Pauli prinsipi. 1925-ci ildə İsveç alimi Volfqanq Pauli belə prinsip müəyyənləşdirdi. **Atomda bütün kvant ədədlərinin qiyməti eyni olan iki elektron ola bilməz.** Heç olmasa atomdakı iki elektron bir kvant ədədinin qiymətilə fərqlənməlidir. Deməli, s vəziyyətində bir orbital olduğu üçün 2 elektron ola bilər ki, bunlar spinlərlə fərqlənməlidir. P vəziyyətində 3 orbitalda 6 elektron, d – vəziyyətində 5 orbitalda 10 elektron, f – vəziyyətində 7 orbitalda 14 elektron ola bilər.

Hər hansı energetik səviyyədəki orbitalların sayı n^2 , elektron tutumu isə $2n^2$ -na bərabərdir. Beləliklə, nüvədən uzaqlaşdıqca orbitalın tutumu artır və $2(n=1)$, $8(n=2)$, $18(n=3)$, $32(n=4)$ və s. təşkil edir.

Hund qaydası. Hər bir enerji səviyyələrinin dolması ardıcılığı hund qaydasına tabedir: hər bir enerji vəziyyətində elektronların spin kvant ədədlərinin qiymətinin cəbri cəmi maksimum olmalıdır. **Başqa sözlə, hər bir orbital əvvəlcə tək-tək elektronla, sonra isə ikinci elektronla dolur.** Spin qiymətinin cəbri cəmi o zaman sıfır olur ki, eyni orbitalda 2 elektron olsun.

Atomda energetik səviyyələrin elektronla dolmasının ardıcılığı

Energetik səviyyələrin dolmasında Pauli prinsipi və Hund qaydası ilə yanaşı minimum enerji prinsipi də gözlənilməlidir. Atomda elektronlar daha davamlı energetik səviyyə, minimum enerji səviyyəsi tutmağa çalışırlar. Ona görə də səviyyələrin dolması $K \rightarrow L \rightarrow M \rightarrow N \rightarrow O \rightarrow P \rightarrow Q$ yarımsəviyyələrdə isə $s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f$ istiqamətində ardıcılıq gözlənilir

Kliçkovski qaydası. Rus alimi Kliçkovski atom orbitallarının elektronlarla dolmasında ardıcılığı öyrənərək belə qərara gəlmişdir ki, elektronun enerjisi $n+l$ cəminin artması ilə artır. Buna əsasən o belə bir qayda təklif etmişdir.

1. Atomda elektron nüvənin yükü artdıqca əvvəlcə $n+l$ cəminin az qiyməti, sonra isə bu cəmin qiymətinin çox olan orbitalları doldurulur. Məsələn, K və Ca atomlarının elektron quruluşu bu qaydaya tabedir. 3d orbitalı üçün ($n=3$, $l=2$) olanda $n+l=5$, 4s orbitalı üçün ($n=4$, $l=0$) olanda $n+l=4$ olar. Deməli, 4s dolduqdan sonra 3d dolmağa başlayır.

2. $(n+l)$ cəminin eyni qiymətində isə baş kvant ədədinin çoxalması istiqamətində dolma gedir. Məsələn, $(n+l)=5$ olduqda əvvəlcə $3d(n=3+l=2)$ dolur, sonra $4p(n=4;l=1)$ və sonra isə $5s(n=5;l=0)$ d Energetik səviyyələrin düzülüş ardıcılığı aşağıdakı kimidir:-olur.

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p...$

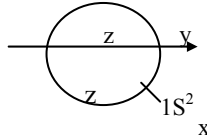
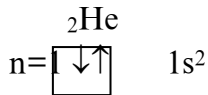
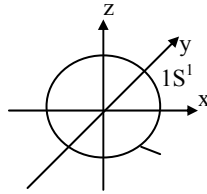
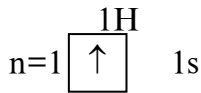
Atomların elektron quruluşu.

Biz hücrə ilə orbitalı, oxla elektronu, oxun istiqamətilə spinin istiqamətini və nəhayət, boş hücrə (xana) ilə boş orbitalı işarə edəcəyik. Enerjinin ən az miqdarını hücrənin daha aşağı səviyyədə yerləşməsi göstərir.

Kiçik dövrlərin elementlərində s və p yarım kvant səviyyələri olduğundan və s orbitalı kürə, p orbitalı isə qantel şəkilli olacaqdır.

I-ci dövrün I-ci elementi H atomunun normal halda elektron formulu $1s^1$ -dir.

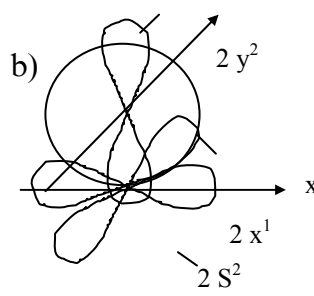
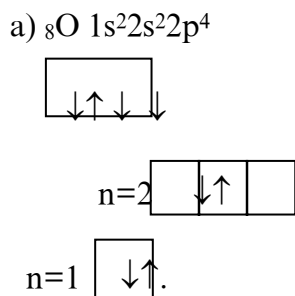
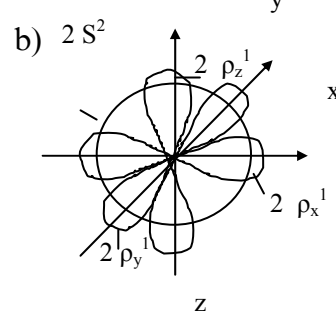
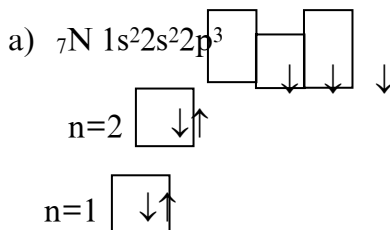
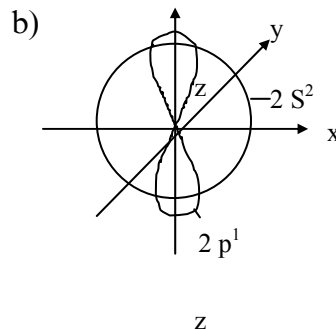
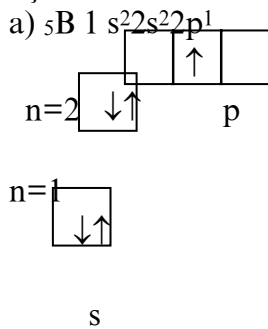
Sxematik olaraq belə göstərilir:



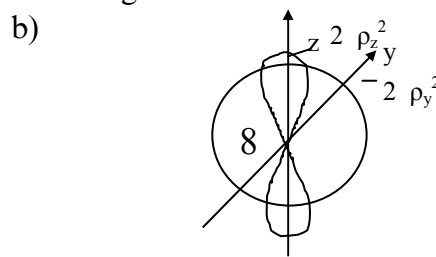
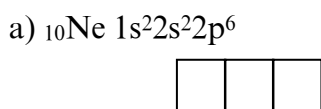
Hidrogendən sonra gələn 1-ci dövrün ikinci elementi heliumda iki elektron olduğundan və Pauli prinsipinə görə bir orbitalda əks spinlərlə iki elektronun olması mümkünliyünü nəzərə alaraq He atomunun elektron formulu $1s^2$ yazıla bilər. (şəkil 16)

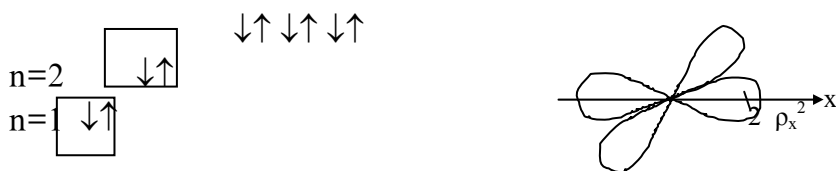
İkinci və üçüncü dövrlərin hər birində 8 elektron vardır. İkinci dövrdə – L ($n=2$) enerji səviyyəsi dolur, burada əvvəlcə 2s orbitalları, sonra isə ardıcıl olaraq p yarımşəviyyəsi ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$) dolurlar.

Aşağıda bir neçə 2-ci dövr elementlərinin atomunun elektron formulu və modeli verilmişdir.



2-ci dövrün axıncı elementi olan neonda 8 xarici elektron yüksək simmetriyalı davamlı 4 ikielektronlu bulud əmələ gətirirlər:

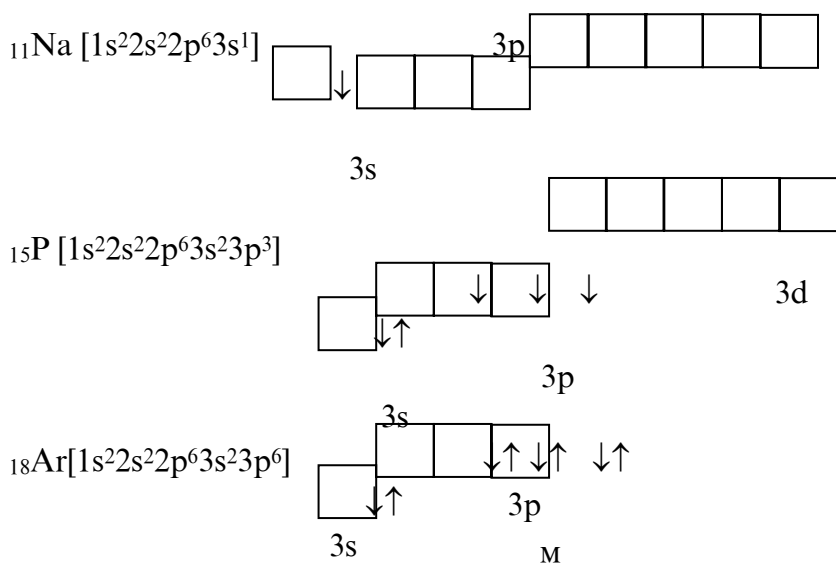




Beləliklə, 2-ci dövrün elementlərinin ümumi sayı 2-ci enerji səviyyəsindəki (L-in) elektron tutumuna; yəni 8-ə bərabərdir.

3-cü dövrün elementlərində 3s, 3p, 3d orbitallarından ibarət olan M(n=3) enerji səviyyəsi dolmağa

başlayır. Na və Mg elementlərində s orbital, qalan altı elementdə isə (Al-dan Ar-a qədər) P orbital dolur, məsələn



Na, P, Ar atomlarında K və L enerji səviyyələri şərti olaraq, neonda olduğu kimi olduğundan onların elektron sxemlərində Ne elektronları verilməmişdir. 3-cü dövrün axırncı elementi Ar atomunda, neonda olduğu kimi davamlı 4 ikielektronlu elektron buludu yaranır. 22-ci şəkildə Ar atomunda elektron sıxlığının paylanması verilmişdir. Maksimumlara görə K, L, M enerji səviyyələrinin yerlərini müəyyən etmək mümkündür.

BÖYÜK DÖVRLƏRİN ELEMENTLƏRİ

4 və 5-ci dövrlərin hər birində 18 element vardır. Maraqlıdır ki, 3d orbitalı boş olduğu halda 4-cü dövrün elementlərində 4s orbitalı dolmağa başlayır. Bunun səbəbi 3s²3p⁶ simmetrik yerləşmiş davamlı elektronlardan ibarət enerji səviyyəsinin atomun nüvəsini ekranlaşdırmasıdır. Bu enerji səviyyəsinin kaliumun 19 elektronunu və kalsiumun 20 elektronunu itələməsi nəticəsində onların 4s orbitalında yerləşməsi enerji cəhətdən əlverişlidir. $_{19}\text{K} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; $_{20}\text{Ca} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ olur. Lakin nüvənin effektiv yükünün sonrakı artımında 4p yarımsəviyyəsinə nisbətən 3d yarım səviyyəsinin dolması enerji cəhətdən daha əlverişlidir. Skandium elementində və ondan sonra gələn 10 elementdə 3d yarım səviyyəsi dolmağa başlayır.



Buradan belə nəticə çıxır ki, elektronların enerjisi tək nüvənin yükündən deyil, elektronlar arasında qarşılıqlı təsirdən də asılıdır.

23-cü şəkildə yarım səviyyələrin enerjisinin nüvənin yükündən asılılığının (loqarifmik şkalada) qrafiki verilmişdir. Burada enerji ölçü vahidi olaraq hidrogenin normal atomunda elektronun enerjisi – 13.6 ev qəbul edilmişdir.

Bu ayrılərin analizi göstərir ki, nüvənin yükü (Z) artdıqca elektronların enerjisi azalır. Lakin bu azalmanın xarakteri müxtəlif yarım səviyyələr üçün müxtəlifdir və ayrılər kəsişirlər. Məsələn, $Z=19$ və 20 . $4s$ elektronlarının ayrısı $3d$ ayrısından aşağıda yerləşdiyi halda $Z=21$ olduqda $3d$ elektronunun ayrısı $4p$ -dən aşağıda yerləşir. Buna görə də kalium və kalsiumda $4s$ orbitalda, Sc isə $3d$ orbitalda dolmağa başlayır. $3d$ yarım səviyyəsi tamamilə dolduqdan sonra 6 elementdə (Ga-Kr) $4p$ yarım səviyyəyə dolmağa başlayır. 5-ci dövr elementlərinin enerji səviyyələrinin dolması da 4-cü dövrdə olduğu kimidir. 6-cı dövrdə 32 element vardır, Sr və Ba-s elementləri ilə başlayır. La-da $5d$ yarım səviyyəyə dolmağa başlayır. Lakin La-dan sonra gələn elementlərdə nüvənin effektiv yükünün artması $4f$ -yarım səviyyəsinin dolması enerji cəhətdən əlverişli olur. Xaricdən ikinci enerji səviyyəsi-nüvəyə yaxın olan $4f$ -yarım səviyyəsi tam dolur. Sonra $5d$ yarım səviyyəsi (Hf-Hg) tam dolur və nəhayət 6-cı dövr $6p$ elementi (Tl-Rn) ilə tamamlanır. Beləliklə, 6-cı dövrdə 2-s, 10-d, 14-f və 6-p elementi olmaqla 32 element yerləşir. 7-ci dövrün elementlərinin elektronlarla dolma xarakteri 6-cı dövrdə olduğu kimidir; lakin bu dövr hələlik tamamlanmamışdır.

Dövri qanun və elementlərin xassələrindəki dövrülük

Atom haqqında anlayışların möhkəmlənməsilə kimyəvi elementlərin sistematikasız üzərində iş başlanır. Bu sahədə ilk təşəbbüsü 1817-ci ildə Dobereynər göstərmiş və 1829-cu ildə «triad» cədvəlini dərc edir:

Li	Ca	P	S	Cl
Na	Sr	As	Se	Br
K	Ba	Sb	Te	I

Bu «triad»larda (üçlüklərdə) kimyəvi oxşarlıqla yanaşı atom çəkisinin (nisbi atom kütləsi o zaman belə adlanırdı) qiymətlərində qanunauyğunluq var idi.

1858-ci ildə Kannissaronun atom çəkirlərinin «dəqiqləşdiril-məsi»kimyəvi elementlərin sistematikasını öyrənməyə böyük təkan oldu.

1862-ci ildə Şankurtua elementləri atom çəkirləri artması istiqamətində silindr üzərində vintvari xətt boyunca düzmuş və oxşar elementlərin əksər hallarda bir-birinin altına düşdüyünü müşahidə etmişdir.

1864-cü ildə Mayer və Odlinqin işləri dərc olunur.

Mayer elementləri 6 bir-birinə əlaqəli qrup şəkildə xarakterizə etdi.

-	-	-	-	Li	Be
C	N	O	F	Na	Mg
Si	P	S	Cl	K	Ca
-	As	Se	Br	Rb	Sr
Sn	Sb	Te	I	Cs	Ba
Pb	Bi	-	-	(Tl)	-

1865-ci ildə Nyulends göstərir ki, əgər elementləri atom çəkirləri artdığı sırası ilə düzsək, 8-ci elementdə xassələrin təkrarı müşahidə olunur. O, bunu «oktet» qanunu adlandırır. O zaman üçün məlum olan elementləri sıraya düzüb belə cədvəl verir.

H 1	F 8	Cl 15	Co, 22	Br 29	36	I 42	Pt, 50
			Ni				Cr
Li 2	N 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Os 51
			a				
Be 3	M 10	Ca 17	Zh 24	Sr 31	Cd 38	Ba, V 45	Hg 52
			g				
B 4	Al 11	Cr 18	V 25	Ge, 32	U 39	Ta 46	Tl 53
			La				
C 5	Si 12	Tl 19	In 26	Zr 33	Sn 40	W 47	Pb 54
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Dy, 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
			Mo				
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Rh, 35	Te 43	Au 49	Th 56
			Rn				

Cədvəldən göründüyü kimi bir sıra elementlər (Mn, Fe və s.) onlara uyğun olmayan yerlərdə yerləşirlər.

Mayer və Odlinq müxtəlif elementləri atom çəkirlərinin arasında nisbət axtarmışlar. Lakin onlar burada qanunauyğunluq tapa bilmədilər. Bununla belə onlar bu qanunauyğunluğun olmasını hiss edirdilər. Belə qanunauyğunluğu birinci D.İ.Mendeleyev 1869-cu ildə kəşf etdi: **Bəsit maddələrin xassələri və əmələ gətirdikləri bəsit və mürəkkəb maddələrin xassələri və formaları atom çəkirlərindən dövrü asılıdır.** Mendeleyev bir sıra elementlərin atom çəkirlərinə düzəliş etmiş və bir çox elementlərin xassələrini qabaqcadan söyləmişdir. Lakin bu ümumi təbiət qanunu əvvəllər inamsızlıqlar doğururdu. Ancaq Mendeleyev yeni qanun kəşf etdiyini tam başa düşərək onun əsasında bir sıra elementlərin o vaxta qədər məlum olan atom çəkirlərinin (məsələn, In, La, V, Er, Cl, Th, U) dövrü qanunun tamlığını təmin etmək üçün dəyişdirmiş, bir sıra elementləri isə atom çəkirlərinə görə deyil, başqa cür yerləşmişdir (məsələn, Os, Ir, Pt, Au, Te, I, Ni, Co). Bir sıra kəşf edilməmiş elementlər varlığını qəbul etmişdir.

1870-ci ildə Mayerin məqaləsində formaca D.İ.Mendeleyevin dövrü sistemindən fərqlənən, lakin mahiyyət etibarilə ona oxşar elementlərin sistemini verir və yazır: «Belə bir yarımçıq əsaslara görə qəbul edilmiş atom çəkirlərini dəyişmək vaxtından əvvəl olardı».

1871-ci ildə Mendeleyev dövrü qanunu öz məqaləsində geniş şərh edir və müasir dövrü sistemdən çox az fərqlənən formada cədvəl təklif edir.

1875-ci ildə Lekok de-Buabodran Ga, 1879-cu ildə Nilson və Kleve Sc və 1886-cı ildə Vinkler Ge kəşf etdilər. Bu elementlərin yerini Mendeleyev boş qoymuş, müvafiq olaraq eka alüminium, eka bor və eka silisium adı vermiş və xassələrini qabaqcadan xəbər vermişdir. Yuxarıdakı elementlərin kəşfi Mendeleyevin qabaqcadan dediklərini təsdiq etdi. Bunu şərh edərək F.Engels yazır: «Mendeleyev elə bir elmi kəşf etmişdir ki, bunu Leveryenin hələ məlum olmayan Neptun planetinin orbitini hesablamağı ilə yanaşı qoymaq olar».

QRUPLAR VƏ YARIMQRUPLAR

Həyəcanlanmamış atomların xarici kvant səviyyəsində olan elektronların (s-və p-yarım səviyyələrində) sayına görə 8 qrup vardır. Məsələn, N ($2s^2 2p^3$) V qrupa, Mg ($3s^2$) II qrupa, Ar ($3s^2 3p^6$) VIII qrupa aiddirlər.

d-elementlərinin birinci altı elementi xarici s elektronları, xaricdən əvvəlki d elektronlarının cəmi ilə müəyyənləşir, məsələn, Sc ($3d^1 4s^2$) III qrupda, Mn ($3d^5 4s^2$) VII qrupda, Fe ($3d^6 4s^2$) VIII qrupda və s. yerləşir.

Xaricdən əvvəlki yarım səviyyəsi tam dolan Zn ($3d^{10} 4s^2$) II qrupa dolmuş ns^2 bir elektronun (n=4, 5, 6) sürüşməsi nəticəsində nd^{10} əmələ gətirən Cu ($3d^{10} 4s^1$), Ag ($3d^{10} 5s^1$),

Au ($5d^{10}6s^1$) I qrupa daxildilər. Co ($3d^74s^2$), Ni ($3d^84s^2$), Rh ($3d^85s^1$), Pd ($4d^{10}$), Ir ($5d^76s^2$) və Pt ($5d^96s^1$), dəmir rutenium, osmium VIII qrupda yerləşdirilir. 4 f və 5f elementləri III qrupda yerləşdirilir. s və p elementləri hər qrupda əsas yarımqrup və ya A qrupu, d elementləri isə əlavə yarımqrupu və ya B qrupunu təşkil edir.

Bəzən kiçik dövr elementlərini tipik elementlər də adlandırırlar, bu baxımdan, məsələn, VI qrupu aşağıdakı yarımqruplara bölmək olar: tipik elementlər –C, Si; germanium yarımqrupu elementləri – Ge, Sn, Pb və titan yarımqrup elementləri – Ti, Zr, Hf.

Kimyəvi elementlərin xassələrindəki dövrülük

Atomların elektron səviyyələri ilə müəyyən edilən xassələr, qanunauyğun olaraq dövr və qruplar daxilində dəyişir. Bu zaman element-analoqların (oxşar) elektron quruluşları oxşar olduğundan (eyni yox) qrup və yarımqruplarda bir elementdən digərinə keçdikdə qanuna uyğun dəyişikliklər kəskin olmur. Belə xassələrə ionlaşma enerjisi, elektrona hərislik, elektromənfilik, atom və ion radiusları koordinasiya ədədi, oksidləşmə dərəcəsi və s. aiddir.

İonlaşma enerjisi həyəcanlanmamış atomdan elektron qoparmaq üçün tələb olunan enerjidir və I ilə işarə olunur: $E^0 + I = E^+ + e^-$. Ölçü vahidi kC/q-atom, kC/mol-atom və ya ev/atomdur. İonlaşma enerjisinin ev/atom qiyməti miqdarca voltlarla (v) ionlaşma potensialına bərabər olur. Çox elektronlu atomlarda I_1, I_2, I_3 olur ki, bu müvafiq olaraq 1-ci, 2-ci, 3-cü və s. elektronların qoparılması üçün tələb olunan enerjidir. Adətən $I_1 < I_2 < I_3$ olur. Bir sıra elementlərin ionlaşma potensialı cədvəldə verilmişdir.

Element	Z	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5
H	1	13.595				
He	2	24.581	54.403			
Mg	12	7.644	15.031	80.12	109.29	
Ga	31	6.00	20.51	30.70	64.3	89.8

Əgər, biz absis oxunda elementin sıra nömrəsini və ordinat oxunda 1-ci ionlaşma (I_1) potensialını göstərsək və asılılıq əyrisi qursaq (şəkil 26), görürük ki, bu əyrinin kəskin maksimumunda nəci qazlar, kəskin minimumunda isə qələvi metallar duracaqdır. Lakin ekranlaşma və elektronun nüvəyə doğru sürüşməsi ilə əlaqədar kiçik ekstremumlara da rast gəlinir.

Elektrona hərislik - Neytral atoma elektron birləşməsi zamanı yaranan enerji effektinə elektrona hərislik deyilir (F ilə işarə edilir).

$$E^0 + \bar{e} = E^- \mp F$$

Elektrona hərislik kC/q atom və ya ev/atomla ölçülür. Qiymətə o, ionlaşma potensialına bərabərdir (E^+), işarə isə onun əksinədir. Elektrona hərisliyin sıra nömrəsindən asılılığı bəzi elementlər üçün 26-cı şəkildə verilmişdir. Burada da dövrü asılılıq aydın görünür.

Bəzi elementlərin elektron hərisliyi (F). (E ionun ionlaşma potensialı qiymətilə ifadə olunur)

Element	$F \cdot 10^{-5}$ coul/q. atom	F, ev	Element	$F \cdot 10^{-5}$ coul/q. atom	F, ev
H	0.721	0,747	F	3.45	3.58
He	0.18	0.19	Ne	-0.55	-0.57
Li	0.79	0.82	Na	0.45	0.47
Be	-0.18	-0.19	Mg	-0.31	-0.32
B	0.32	0.33	Al	0.50	0.52
C	1.08	1.12	Cl	3.63	3.76
	0.048	0.05	K	0.79	0.82
O	1.42	0.47	Br	3.42	3.54
			I	3.17	3.29

Cədvəldən göründüyü kimi ən yüksək elektrona hərislik VII qrupun p elementləridir. s^2 , p^3 , p^6 , konfigurasiyalı elementlər ən kiçik və bəzən isə mənfi qiymət alırlar.

Hal-hazırda 20-ə qədər elektromənfilik şkalası vardır. Şəkil 27-də dövrlər üzrə element atomlarının elektromənfililiyinin dəyişməsi asılılığı verilmişdir. Qiymətlər Polinqə görə hesablanmış rəqəmlərdir. O, flüorun elektromənfililiyini 4-ə bərabər götürmüşdür.

Şəkildən göründüyü kimi dövrlərdə elektromənfilik artır, yarımqruplarda isə azalır. Ən böyük elektromənfilik VII qrupun p elementlərinə aiddir, ən kiçik qiymət isə I qrupun s elementlərinə (xüsusilə Cs) aiddir.

Elementin elektromənfililiyi onun valentliyindən, birləşmənin tipindən və s. asılıdır və onun sabit qiyməti yoxdur. Bununla yanaşı keyfiyyətcə də olsa kimyəvi əlaqə və s. haqqında fikir yürütməyə imkan verir.