



ХИМИЧНИ ЕЛЕМЕНТИ

Химичният елемент представлява съвкупност от еднакви по вид атоми. Според съвременните представи за строежа на атома, видът на атомите се определя от броя на протоните в ядрото. Следователно, еднакви по вид атоми са тези, които имат еднакъв брой протони в ядрата си, от където:

Химичен елемент представлява съвкупност от атоми с еднакъв брой протони в ядрото.

Досега са известни 107 химични елемента, т.е. броят на протоните в техните ядра е от 1 до 107.

ИЗОТОПИ

До създаването на съвременната теория за строежа на атома се е считало, че всеки химичен елемент се състои от един вид атоми. По-късно е установено, че почти всички химични елементи са изградени от няколко разновидности атоми. Отделните разновидности атоми на даден химичен елемент притежават равен брой протони в ядрото си, но се различават по броя на неутроните. Такива разновидности атоми на даден химичен елемент се наричат изотопи, а явлениято - изотопия ("изо" - еднакъв, "топос" - място). Изотопите заемат едно и също място в периодичната система, поради това, че поредният номер Z е еднакъв. Следователно Z е основна характеристика на атомите, докато масовото число $A = Z + N$ - не е основна характеристика.

A - горен индекс, Z - долен индекс

A_Z Хим.символ на елемента

Например:

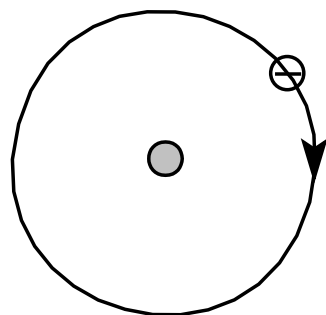
${}^1_1\text{H}$ - протий

${}^2_1\text{H}$ - деутерий (D)

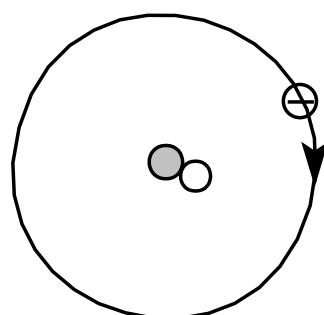
${}^3_1\text{H}$ - тритий (T)

срещат се в природата

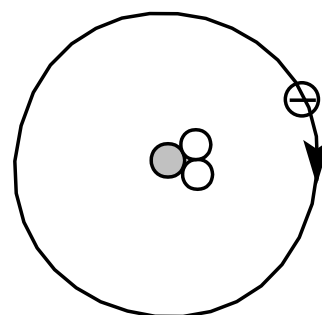
изкуствено получен



протий



деутерий



тритий

● протон
○ нейтрон
⊖ електрон

Ядрата на изотопите на химичните елементи по принцип са нетрайни и в повечето случаи се разпадат, като се получават други химични елементи или техни изотопи и α - частици (т.нар. α - разпадане) или β - лъчи (електрони) и антинеутрино $\bar{\nu}$ - т.нар. β - разпадане.

Почти всички химически елементи, които се срещат в природата представляват смес от няколко изотопа. Съотношението между количествата на изотопите за даден елемент е постоянно, като обикновено в тази смес преобладава един от изотопите.

Например:

${}^{16}_8\text{O}$ преобладава

${}^{17}_8\text{O}$ 0.04%

${}^{18}_8\text{O}$ 0.2%

Наличието на такива смеси се отразява на атомната маса и за повечето химични елементи тя не е цяло число.

Например:

${}^{35}_{17}\text{Cl}$ - 75%

${}^{37}_{17}\text{Cl}$ - 25%

$$0.75 \times 35 + 0.25 \times 37 = 35.5 = AM(\text{Cl})$$

ИЗОБАРИ

Изобарите са атоми с еднакви масови числа, но с различен брой протони в атомните ядра.



Изобарите са атоми на различни химични елементи, които имат различни химични и физични свойства

КЛАСИФИКАЦИЯ НА ЕЛЕМЕНТИТЕ

Въз основа на електронната конфигурация елементите се разделят в 4 класа (групи):

I. Инертни газове.

С изключение на **He** ($1s^2$) останалите имат запълнени s и p орбитали, т.е. те имат електронна конфигурация ns^2np^6 . Всички те се считаха до неотдавна за химически неактивни (инертни) газове, поради голямата устойчивост на s и p подслоевите. Едва в 1962 г. са открити съединения на **Kr**, **Xe** и **Rn** (Радон). Въпреки това те наистина се отличават с висока устойчивост и неактивност.

II. Типични елементи.

Това са елементи, при които всички подслоеве, освен външния, са запълнени. Тук се отнасят елементите, които във външния си слой имат от ns^1 до ns^2np^5 - електрона. При химичните си отнасяния те се стремят да отдадат или получат електрони и да добият електронната конфигурация на инертен газ с по-висок или по-нисък пореден номер (по-близо стоящия). Тук се отнасят много елементи с метални свойства и всички елементи с неметални свойства - металоидите.

III. Преходни елементи.

Преходните елементи имат два незапълнени външни слоя, като особено важно и характерно е, че единият от тези слоеве съдържа $(n-1)d$ -подслой. Има 4 реда преходни елементи, които съответстват на незапълнени $3d$, $4d$, $5d$ и $6d$ -подслоеве и които започват съответно от Sc, Y, La, Ac. Тези елементи се отличават с особена устойчивост на съединенията си, което пък вътре в класа зависи от степента на запълване на d -подслоя.

IV. Вътрешноядрени преходни елементи.

Това са лантанидите и актинидите. Характеризират се с незапълнени 3 външни подслоя, включително и $(n-2)f$ -подслоя: $4f$ - лантиниди, $5f$ - актиниди.

В заключение може да се каже, че класификацията на елементите не е много ясна и лесна, но същественото е че тя почива на добре обоснован принцип.

В зависимост от броя електрони във външния електронен слой химичните елементи могат да се класифицират на:

Химичните елементи с малък брой електрони във външния електронен слой са метали.

s-елементи

Елементи, при които се изгражда s-подслоя на външния електронен слой се наричат s-елементи. Те имат във външния си електронен слой 1 или 2 електрона (ns^{1-2}). Това са алкалните и алкалоземните елементи. Техните атоми имат големи атомни радиуси и следователно ниски стойности на йонизационната енергия и на електронното сродство, както и малка електроотрицателност. Затова атомите на s-елементите отдават лесно валентните си електрони и са добри редуктори. Степента на окисление е постоянна и е +1, за елементите от IA (първа) група, и +2, за елементите от IIA (втора) група. Алкалните и алкалоземните елементи са с метални свойства, образуват основни оксиди и основни хидроксиди (основи).

p-елементи

Елементи, при които се изгражда p-подслоя на външния електронен слой се наричат p-елементи. p-елементите с по-малък брой p-електрони (ns^2np^{1-3}) във външния електронен слой на атомите и с по-голям атомен радиус също са метали. Това са елементите от главните групи разположени вляво от линията В - At (Sn, Pb, Sb, Bi). Техните атоми са по-слаби редуктори в сравнение с тези на s-елементите и проявяват непостоянна степен на окисление. Тези елементи са с двойствени свойства и им съответстват амфотерни оксиди и амфотерни хидроксиди.

d-елементи

При *d*-елементите се изгражда *d*-подслоя на предпоследния електронен слой на атомите им. Това са всички елементи от Б групите или т.нар. преходни метали. Те съдържат по един или два електрона във външния си електронен слой, но последователно се запълва *d*-подслоя на предвъншния електронен слой от 1 до 10 електрона ($ns^{1-2}(n-1)d^{1-10}$). Атомите на преходните метали са по-слаби редуктори. В нисшата си степен на окисление отдават електрони от *s*-подслоя на външния електронен слой и им съответстват основни оксиди и основни хидроксиди. В междинната и висшата степен на окисление елементите от Б групите отдават електрони и от *d* -подслоя на предвъншния електронен слой, а съответстващите им оксиди и хидроксиди са с амфотерни или киселинни свойства.

f-елементи

f-елементите наподобяват свойствата на химичните елементи лантан (La) и актиний(Ac) и затова се наричат съответно *лантаноиди* и *актиноиди*. При тях се изгражда последователно *f*-подслоя на третия отвън навътре електронен слой. Тези *f*-електрони отчасти могат да участват в образуването на химични връзки, което води до малки различия в свойствата на отделните представители. Възможните степените на окисление са от +3 до +7. Актиноидите са радиоактивни и изучаването на химичните им свойства, валентността им и др. е затруднено.

Физични свойства на металите:

Добри проводници на електричен ток

Добри проводници на топлина

Високи температури на топене

Метален блясък

Ковки и пластични

Изтегливи

Изключения:

Алкалните метали имат ниски температури на топене.

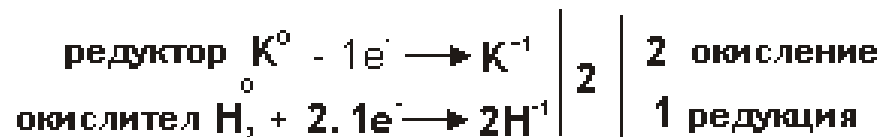
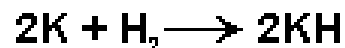
Живакът е единственият течен метал и има ниска температура на топене.

Химични свойства на металите:

Свойства на елементите от IA и IIA групи (без Be)

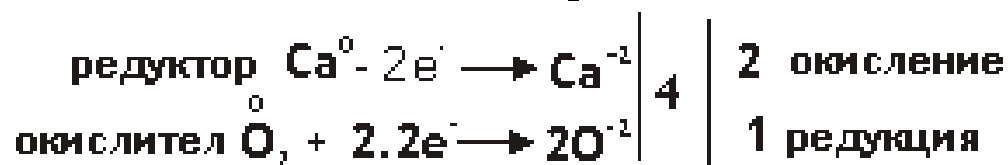
Взаимодействат с :

водород - получават се хидриди с йонно-кристален строеж:



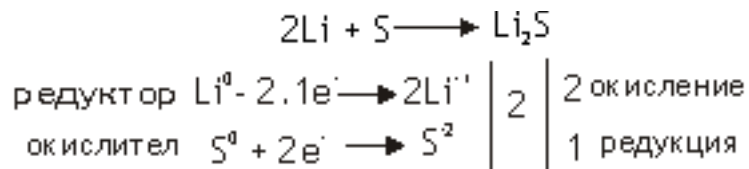
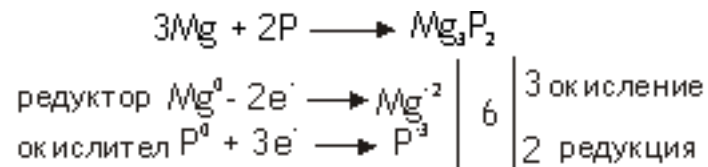
Използват се като редуктори в неорганичната, органичната и фармацевтичната химия.

кислород - получават се оксиди с йонно-кристален строеж:

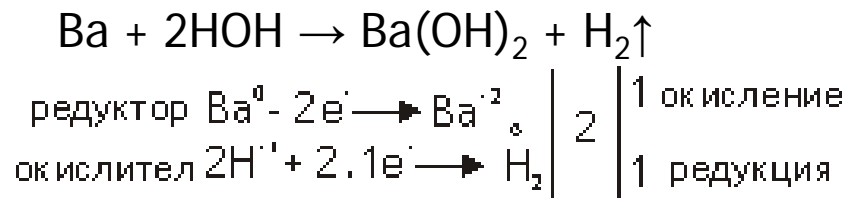


негасена вар

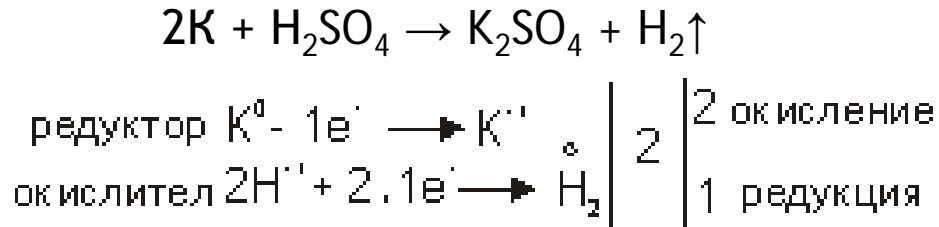
други неметали - получават се соли:



вода - получават се основи и се отделя водород:



киселини - получават се соли и се отделя водород:



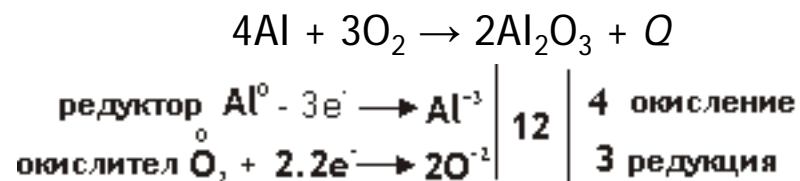
Металите са редуктори.

Химични свойства на металите:

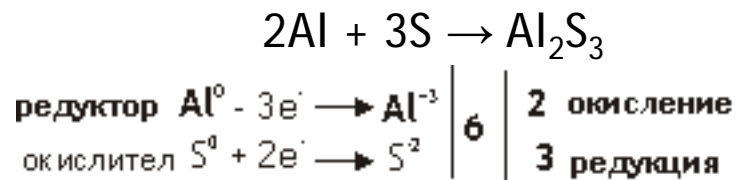
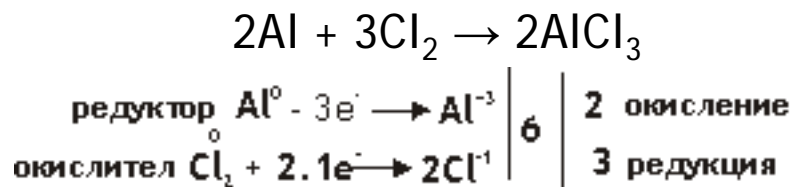
Свойства на елементите от IIIA група

Al е типичен представител от III A (тринадесета) група (B е неметал, а Tl е метал, чиито оксид и хидроксид са основни, подобно на алкалните метали) и взаимодейства с:

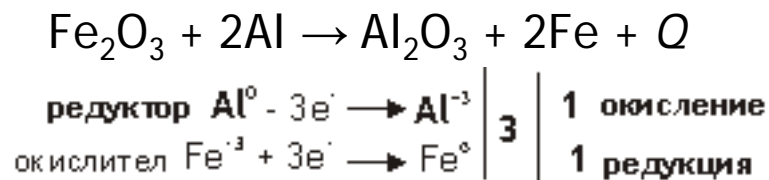
кислород:



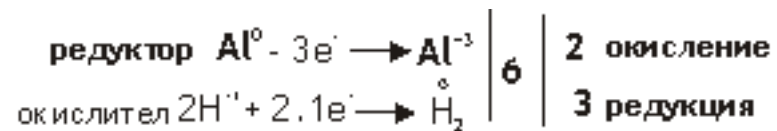
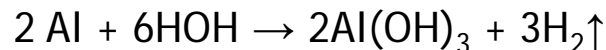
други неметали:



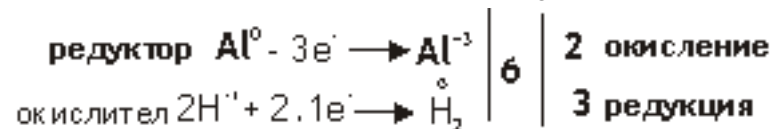
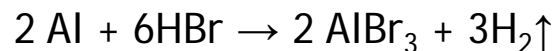
оксиди на високотопими метали - алуминотермия



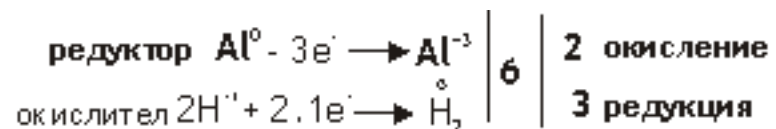
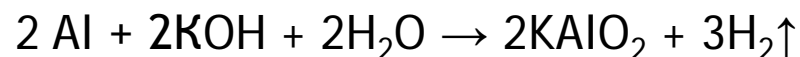
вода при предварително отстраняване на оксидната корица и загряване:



киселина - конц. сярна и конц. азотна киселина пасивират алуминия:



основа при стапяне - получават се соли метаалуминати:



KAlO_2 съществува само в твърдо състояние. Той се разтваря във вода и взаимодейства химически с нея. Образува се по-сложно (комплексно) съединение - калиев хексахидроксиалуминат, $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

Алуминият е редуктор

ЕЛЕКТРОАФИНИТЕТЕН РЕД

(ред на относителната активност на металите и техните йони)

Ред.: Li Cs Rb K Ba Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn
 Pb H Cu Hg Ag Au ...

← нарастват редуционните свойства на елементите

Окс.: Li⁺ Cs⁺ Rb⁺ K⁺ Ba²⁺ Ca²⁺ Na⁺ Mg²⁺ Be²⁺ Al³⁺ Mn²⁺ Zn²⁺ Cr³⁺ Fe²⁺ Cd²⁺ Co²⁺ Ni²⁺
 Sn²⁺ Pb²⁺ H⁺ Cu²⁺ Hg²⁺ Ag⁺ Au³⁺...

→ нарастват окислителните свойства на йоните им

Металите в началото на реда са силни редутори, а йоните им слаби окислители. Активните метали в началото на реда реагират с вода и киселини при стайна температура. От магнезий нататък колкото металът и по-близо до водорода, толкова по-трудно взаимодейства с вода. Тези метали могат да изместват водорода само от киселините. Металите след водорода реагират само с киселини, които са силни окислители.

Химични елементи с голям брой електрони във външния електронен слой са неметали.

p-елементи

Атомите на тези елементи имат малки атомни радиуси и съответно големи стойности на йонизационна енергия и на електронно сродство, както и голяма електроотрицателност. Ето защо те са окислителни спрямо редукторите. Най-типични неметали са елементите от VIA (шестнадесета) и VIIA (седемнадесета) група. *p*-елементите с по-малък брой *p*-електрони (ns^2np^{1-3}) във външния електронен слой на атомите, но с малък атомен радиус също са неметали. Това са елементите от главните групи разположени вдясно от линията В - At (В, С, Si, N, Р, As). На неметалите съответстват киселинни оксиди и оксокиселини.

Инертните елементи (благородните газове) са от VIII А (осемнадесета) група. При тях *p*-подслоя е запълнен и атомите имат стабилна и устойчива конфигурация (ns^2np^6). Това са елементи, които не се срещат в природата в свързано състояние, молекулите им са едноатомни и са в газообразно състояние.

Химичните елементи съществуват в състава на простите вещества и химичните съединения.

Физични свойства на неметалите:

Не провеждат електричен ток

Ниски температури на топене

Нямат метален блясък

Не провеждат топлина

Твърдите са крехки

Изключения:

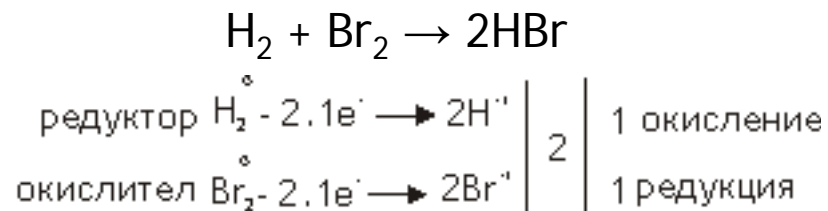
Въглеродът под формата на графит провежда електричен ток.

Въглеродът и силицият имат висока температура на топене.

Химични свойства на неметалите: Свойства на елементите от VIA и VIIA група

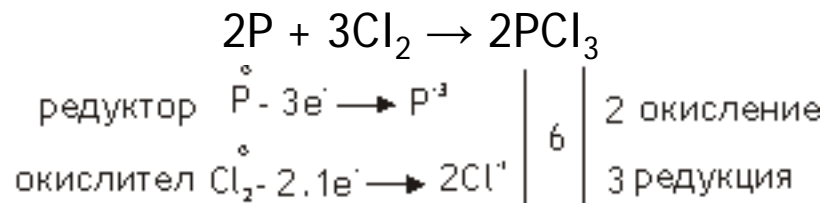
Взаимодействат с:

водород - получават се ковалентни водородни съединения, чиито водни разтвори са киселини:

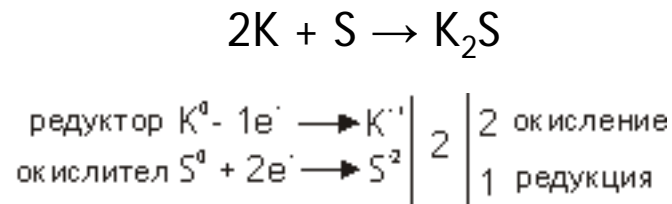
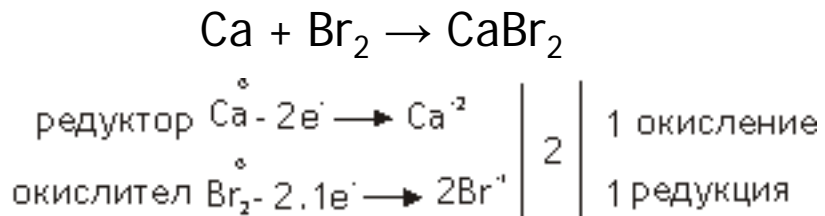


кислород (халогенните елементи не взаимодействат пряко с кислород; техните оксиди се получават по индиректни методи):

неметали - получават се ковалентни съединения:

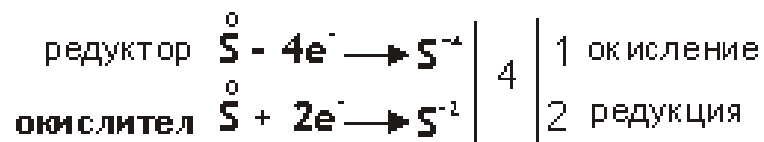
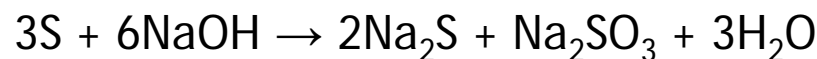
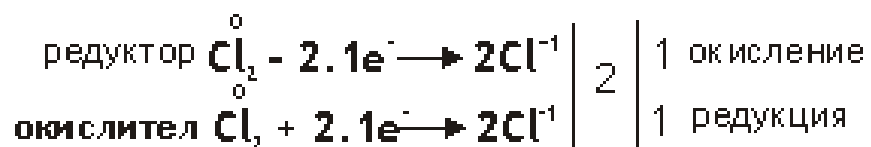
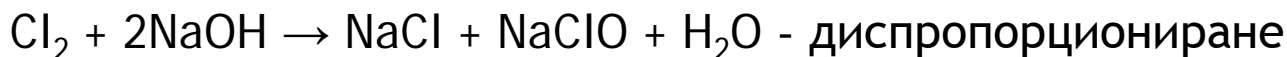


метали - получават се соли:

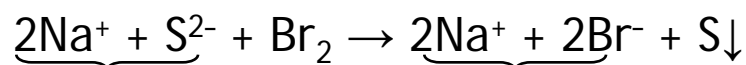
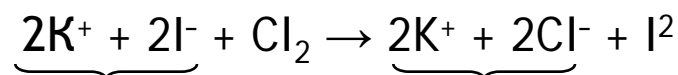


вода (елементите от VIA (шестнадесета) група не взаимодействат)

конц. основи - получават се соли, като неметалът е едновременно редуктор и окислител:



безкислородни соли на елементи с неметален характер, които са по-слаби окислители:

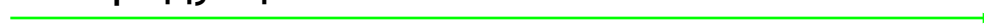


Неметалите са окислители и по-рядко редутори. *Алотропията* е характерна за елементите от VIA (шестнадесета) група.

ЕЛЕКТРОАФИНИТЕТЕН РЕД

(ред на относителната активност на неметалите, техните йони и йони на някои оксокиселини)

Ред.: ... S^{2-} $2I^-$ $2Br^-$ $2Cl^-$ $4OH^-$ SO_4^{2-} SO_3^{2-} NO_3^- $2F^-$...
 редуционната способност намалява



Окс.: ... S I_2 Br_2 Cl_2 O_2+2H_2O - - - F_2 ...
 окислителната им способност намалява



В присъствието на йони на осокиселини и флуоридни йони хидроксидния йон проявява свойства на редуктор.

ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВАТА НА ХИМИЧНИТЕ ЕЛЕМЕНТИ ПО ПЕРИОДИЧНАТА СИСТЕМА

Въз основа на зависимостта си от поредния номер на елемента в периодичната система, свойствата на елементите се делят на две големи групи: монотонно и периодично променящи се.

Монотонно променящите се свойства не зависят от строежа на електронната обвивка и са свързани по-скоро с атомните ядра: атомна маса, радиоактивност рентгенови спектри и др. В общи линии тези свойства нарастват линейно с нарастване на атомния номер на елемента.

Много по-голямо разнообразие показват т.нар. периферни свойства, свързани с електронната обвивка, тъй като те показват периодични промени. Такива са: атомен радиус, йонен радиус, йонизационна енергия, електронно сродство и електроотрицателност.

АТОМЕН РАДИУС

По най-общи съображения атомният радиус трябва да нараства с увеличаване номера на заетия с електрони електронен слой.

Следователно при елементите от една и съща група на периодичната система атомният радиус нараства отгоре надолу в групата.

Изменението на атомния радиус при последователното запълване на даден електронен слой е значително по-сложно. Тук влияят два фактора:

- с увеличаване на поредния номер нараства товарът на ядрото, което води до намаляване на атомния радиус и
- увеличава се екраниращото действие на останалите електрони върху ядрения товар, като ефектът е нарастване на радиуса.

В резултат на едновременното действие на тези два фактора при преминаването от ляво на дясно в периодите първоначално атомните радиуси намаляват, а след това нарастват в края на периода, но все пак атомните радиуси на халогенните елементи остават по-малки от тези на алкалните елементи.

Общата тенденция в рамките на един период е:

С нарастване на положителния заряд атомните радиуси на елементите в главните подгрупи по правило намаляват.

Във всеки период с най-големи атомни радиуси са алкалните елементи, а с най-малки - халогенните.

ЙОНЕН РАДИУС

Йонният радиус е важна характеристика особено за онези елементи, които образуват съединения с йонно-кристални решетки. По принцип положително заредените йони имат по-малки йонни радиуси от съответните атомни радиуси на неутралните атоми, а отрицателно заредените йони - по-големи. Освен това йонните радиуси на едноименно заредените йони закономерно нарастват при преминаване отгоре надолу в периодичната система.

ЙОНИЗАЦИОННА ЕНЕРГИЯ

Това е важна физична характеристика на всеки атом и има непосредствено отношение към неговите химични свойства, тъй като представлява мярка за неговата редукиционна способност. Тя се дефинира като енергията необходима, за да се отстрани даден електрон на безкрайно разстояние от ядрото при температура равна на абсолютната нула.

Като общо правило йонизационната енергия намалява с преминаване отгоре надолу в групите на системата, поради увеличаване на атомния радиус и отдалечаване на електрона от центъра на положителния заряд на ядрото.

В периодите, при преминаване отляво надясно по периодичната система йонизационната енергия нараства, тъй като в този ред се увеличава товарът на ядрото, а с това и привличането на електроните.

ЕЛЕКТРОННО СРОДСТВО

Това е физична характеристика на атомите, която е мярка за окислителната им способност.

Електронното сродство или електроафинитетът се измерва с енергията, която се отделя при присъединяване на един електрон към атома.

По най-общи съображения може да се очаква, че електронното сродство ще намалява отгоре надолу в периодичната система, тъй като най-ниската по енергия незаета орбитала остава все по-отдалечена от ядрото. Това обаче се забелязва само при алкалните метали.

За очакване е също електронното сродство да нараства в рамките на всеки период, тъй като в тази посока нараства товарът на ядрото и намалява атомния радиус. На практика се наблюдават значителни отклонения от тези най-общи правила, което в значителна степен се отдава на електрон-електронното взаимодействие, екранирането на ядрения товар - ефекти влияещи все по-силно с нарастване броя на електроните, които все по-трудно се отчитат количествено.

ЕЛЕКТРООТРИЦАТЕЛНОСТ

Това понятие е въведено по предложение на Полинг (1932 г.) като мярка за стремежа на атомите да привличат електрони от химичната връзка с други атоми, с които участват в състава на дадено химично съединение. То се отличава от електронното сродство, при което при приемане на електрон не се формира химична връзка. Ясно е, че електроотрицателността ще зависи от обкръжението на атома в молекулата и по такъв начин тя не се явява еднозначно свойство на всеки атом. Предложени са множество скали за подреждане на елементите по тяхната електроотрицателност, като една от най-логично приемливите, приема електроотрицателността за средно аритметична величина между йонизационната енергия и електронното сродство.

По принцип електроотрицателността намалява отгоре надолу и от дясно наляво по периодичната система.