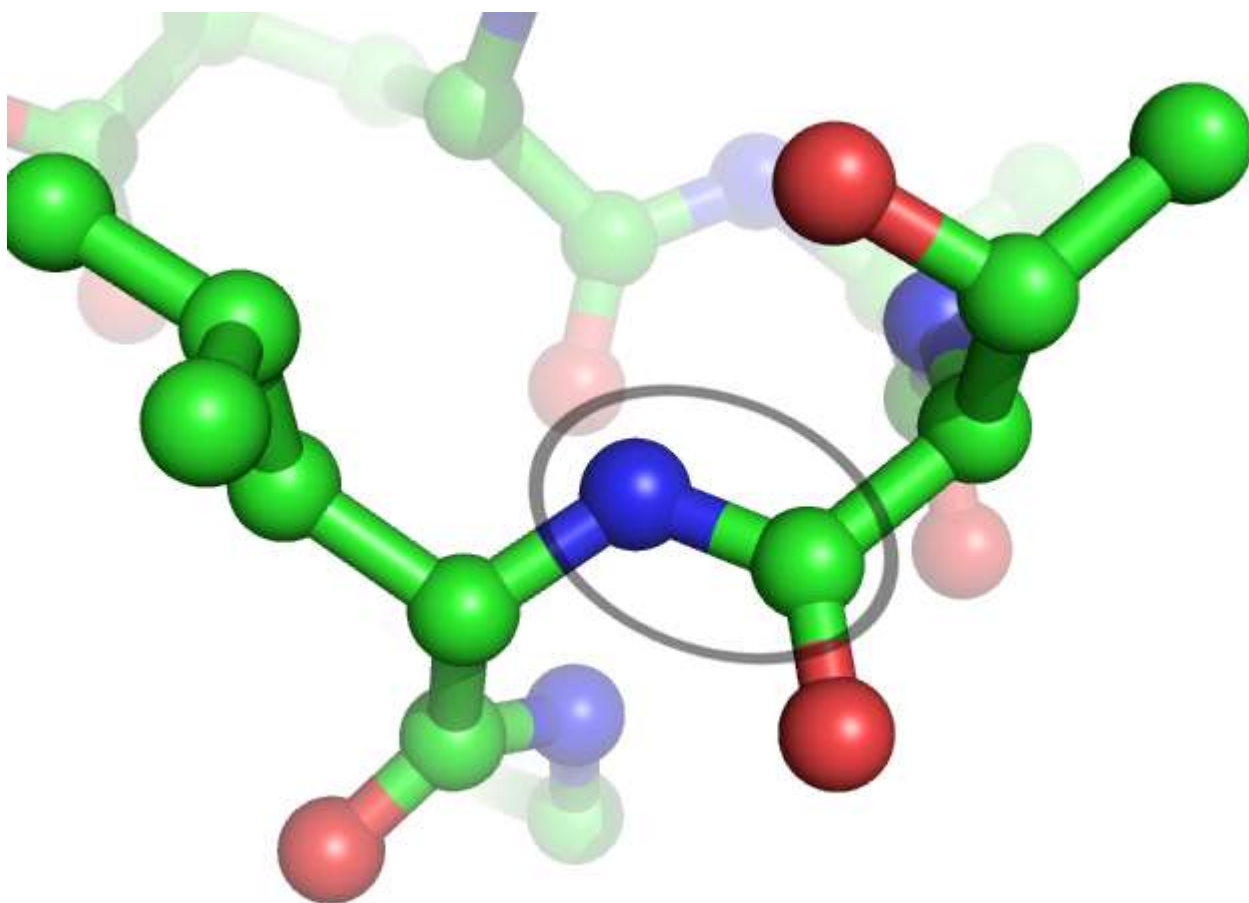


Х Е М И Ј А

Универзитет Гоце Делчев-Штип



проф. д-р Рубин Гулабоски

Хемија

Предмет и поделба на хемијата

Хемијата е природна наука што ја изучува материјата, својствата на атомите и хемиските супстанции, како и хемиските реакции во кои стапуваат атомите и супстанциите. Постојат повеќе поделби на хемијата, главно направени врз основа на тоа кој предмет го обработуваат. Генерално, хемијата се дели на неорганска хемија, органска хемија, физичка хемија, биохемија, агрохемија, фармацевтска хемија, медицинска хемија и сл. Она што е потребно да се знае е дека хемијата е интердисциплинарна наука и таа е многу тесно поврзана со другите природни науки, како физиката, математиката и биологијата.

Материја

Целиот Универзум е составен од материја и енергија. Материја е сè она што е околу нас, и сè она што е во нас. Обично, за материјата велиме дека е физичка форма што има маса и што зафаќа определен простор. Материја (доаѓа од латинскиот збор „material“, што значи дрво) може да се дефинира и како секоја форма на маса-енергија што се движи со брзина што е помала од брзината на светлината. Различните видови на материја се наречени супстанции.

Хемијата е природна наука што ги изучува супстанциите, нивните својства, нивната структура и реакциите што ги претвораат супстанциите од еден во друг вид. Хемијата е интердисциплинарна наука, а тоа значи дека материјата што таа ја изучува е тесно поврзана со физиката, биологијата, математиката... Голем дел од резултатите и достигнувањата на хемијата се употребуваат во медицината, фармацијата, разните индустриски гранки и во секојдневниот живот. Денес животот без хемија е практично незамислив.

Материјата има маса, и според тоа целокупната материја може да биде привлечена од страна на земјината гравитација. Според најголем број на научници

до пред почетокот на минатиот век, масата и енергијата биле две различни состојби што можат да бидат разделени и да се разгледуваат поодделно. Ајнштајн бил првиот кој со својата теорија на релативност покажал дека и светлината има маса и дека светлината може да биде привлечена од страна на гравитациските полиња. Тоа покажува дека масата и енергијата се нераздвојно поврзани меѓу себе. Релацијата што ги поврзува количеството на енергија и масата се дадени со една од најпознатите равенки на сите времиња, што е есенцијален дел од теоријата на релативноста: $E=mc^2$. Во оваа равенка E е симбол за физичката величина енергија (има единици Ј-цули), m е симбол за маса (kg), а c е симбол за брзината на светлината во вакуум (ms^{-1}). Брзината на светлината е една од фундаменталните природни константи и таа има вредност од 300 000 km/s или 3×10^8 m/s. Оваа равенка (позната како Ајнштајнова равенка) покажува дека голема количина на енергија е проследена со многу мала промена на масата. Тоа е така поради огромната вредност на константата на брзината на светлината. Оваа равенка покажува дека масата може да се претвори во енергија, меѓутоа и енергијата има одредена маса. Експериментална потврда на Ајнштајновата теорија е добиена при големиот број на нуклеарни дејства, и при крајот на **Втората светска војна** кога врз Хиросима и Нагасаки во август 1945 год. беа фрлени првите две атомски бомби и беше уништено скоро целокупното цивилно население и 99% од материјалните добра.

Општо гледано, материјата може да постои во неколку агрегатни состојби и тоа: цврста, гасовита, течна, но и во многу состојби што се мутанти од трите основни состојби. Физичката состојба на материјата зависи пред сè од видот и јачината на врските што ги држат честичките од материјата заедно. Кај цврстите супстанции тие сили се многу јаки, додека кај гасовите се многу слаби.

За да ја изучиме материјата и нејзините својства, обично користиме **научен метод**. Научниот метод е дефиниран како серија од постапки со кои се докажува определено својство на материјата. Научниот метод се состои (главно гледано) од *Експеримент*, *Резултати од експериментот*, *Хипотеза* и *Теорија*. Експериментите се практични и осмислени дејства што се изведуваат за да се испитаат својствата на материјата. Врз основа на изведените експерименти, ние добиваме *резултати*, што

се најчесто во форма на мерливи величини за определени својства на системот што го студираме. Врз основа на добиените резултати најчесто конструираме *хипотеза*, со што ги претпоставуваме својствата на набљудуваниот систем (или на материјата, воопшто). За да ја верификуваме таа хипотеза, обично изведуваме дополнителни експерименти. Откако ќе ја верификуваме хипотезата, следи поставување на *теорија*, преку која ги опишуваме главните својства на материјата што е предмет на набљудување и изучување. Основа на секоја теорија се серија од постулати и математички изрази, преку кои се изразуваат забележаните својства на материјата. Обично, за проверка на теоријата потребни се дополнителни експерименти, и со тие експерименти поставената теорија треба да се верификува (или да се отфрли).

Својства на материјата

Општо гледано, **својствата на материјата** можат да се поделат на **физички** и **хемиски**. *Својствата што можат да се набљудуваат и мерат без да настанат промени во супстанциите што се присутни во примерокот се наречени физички својства*. Такви се на пр: бојата, мирисот, температурата, волуменот, точка на мрзнење, густина и сл.

Хемиските својства, пак, се изразени преку тенденцијата на материјата да реагира и притоа да се добива нов вид на супстанца. Пример за хемиски својства се топлината на согорување, реактивноста со водата, реактивноста со кислородот и сл. Хемиските својства ќе ги препознаеме по промена на боја, издвојување на гас, појава на талог, ослободување на топлина од системот што го студираме и сл.

Физичките својства на материјата квантитативно се изразуваат преку физички величини. Постојат седум основни физички величини преку кои се изразуваат основните физички особини. Физичките величини се производ од бројната вредност и мерната единица за таа физичка величина. Така на пример, кажуваме дека овој предмет има маса m од 2 kg, оваа клупа има должина l од 1,5 метри и сл. Основните физички величини се дадени во следната табела:

Табела 1. Основни физички величини

Физичка величина	SI единица	ознака
Должина (l)	метар	m
Маса (m)	килограм	kg
Време (t)	секунда	s
Термодинамичка температура (T)	Келвин	K
Количество супстанца (n)	мол	mol
Електрична струја (I)	Ампер	A
Јачина на светлина (I_v)	кандела	cd

Покрај основните физички величини, постојат и таканаречени изведени физички величини. Некои од изведените физички величини се дадени во следната табела:

Табела 2. Изведени физички величини

Физичка величина	SI единица	ознака
Површина (A)	Метар квадратен	m^2
Волумен (V)	Метар кубен	m^3
Густина (ρ)	Килограм врз метар кубен	kg/m^3
Брзина (v)	Метар во секунда	m/s
Сила (F)	Њутн	$N=kg\ m/s^2$
Притисок (P)	Паскал	$Pa=N/m^2$
Енергија (E)	Џул	$J = N\ m$

Бројните вредности на основните физички величини можат да бидат помали или поголеми од основните бројни вредности. Секоја од тие бројни вредности има соодветен префикс, даден на латински или грчки. Овие бројни вредности се користат за да имаме подобра математичка и визуелна претстава за многу големи и многу мали физички величини. Така на пример, наместо да кажуваме дека еден атом има дијаметар од 0,000000000001 може да кажеме дека дијаметарот на атомот

е 1 pm (1 пикометар). Поважните префикси за бројни вредности се дадени во следната табела.

Табела 3. Префикси и бројни вредности на помали и поголеми единици

префикс	кратенка	Бројна вредност	префикс	кратенка	Бројна вредност
peta	P	10^{15}	deci	d	10^{-1}
tera	T	10^{12}	centi	c	10^{-2}
giga	G	10^9	milli	m	10^{-3}
mega	M	10^6	micro	μ	10^{-6}
kilo	k	10^3	nano	n	10^{-9}
hecto	h	10^2	pico	p	10^{-12}
deca	da	10	femto	f	10^{-15}

Класификација на Материјата

Материјата може да се подели на *чисти супстанции* и на *смеси*. Чистите супстанции, од своја страна, се поделени на елементи и хемиски соединенија. Множеството од сите истородни атоми во природата се нарекува хемиски елемент. Досега се познати 118 елементи. Од нив 90 се откриени во природата, а останатите се добиени по вештачки пат. Секој елемент има свој симбол (симболите ги предложил шведскиот хемичар Jakob Berzelius (1779-1848)).

Чистите супстанции што со хемиски постапки можат да се разложат на прости чисти супстанции или преку хемиски реакции да се добијат од прости чисти супстанции се нарекуваат хемиски соединенија.

Смесите, од своја страна може да бидат *хетерогени* и *хомогени*. Карактеристично за хетерогените смеси е тоа што имаат нееднаков (нехомоген) состав во сите делови. Пример за хетерогена смеса е брашно растворено во вода или масло и вода. Хомогените смеси имаат униформен (еднаков) состав по целата своја содржина. Водата за пиење (таа од чешма или таа што ја купуваме комерцијално) е пример за хомогена смеса. Тие содржат голем број на компоненти,

но нивниот состав е униформен во секој дел. Во шемата дадена подолу, претставен е преглед кој дава информации како може материјата да се подели и класифицира.



Доколку сакаме една смеса да ја раздвоиме на составните компоненти, ќе треба да избереме соодветна постапка за раздвојување. Постапката што ќе ја избереме зависи првенствено од видот на смесата и од природата на поодделните компоненти. Така на пример, ако имаме смеса составена од две супстанции што се разликуваат по големината на честичките, тогаш ќе примениме постапка на филтрација. Доколку пак, компонентите од смесата се разликуваат според нивната температура на вриење (како во нафтата и при варењето на ракија), тогаш ќе примениме постапка наречена дестилација. Во најголем број од случаите, смесите (посебно тие од органска природа) успешно се разделуваат со една техника наречена хроматографија. Во хроматографските техники имаме раздвојување на смесите врз база на различна апсорпција на компонентите од една смеса на дадена цврста стационарна фаза (што најчесто се најдува поставена во некоја колона). Така, различни по природа супстанции со различен степен ќе се атсорбираат на цврстата хроматографска подлога. Со пропуштање на соодветен растворувач, најпрво ќе се одвојат супстанциите што најслабо се сврзани (атсорбирани) на стационарната фаза, додека компонентите што најцврсто се атсорбирани на стационарната фаза ќе бидат детектирани последни. Техниките за раздвојување се изучуваат во посебни предмети и во рамките на овој курс нема да се задржуваме на објаснувањето на принципите на овие техники.

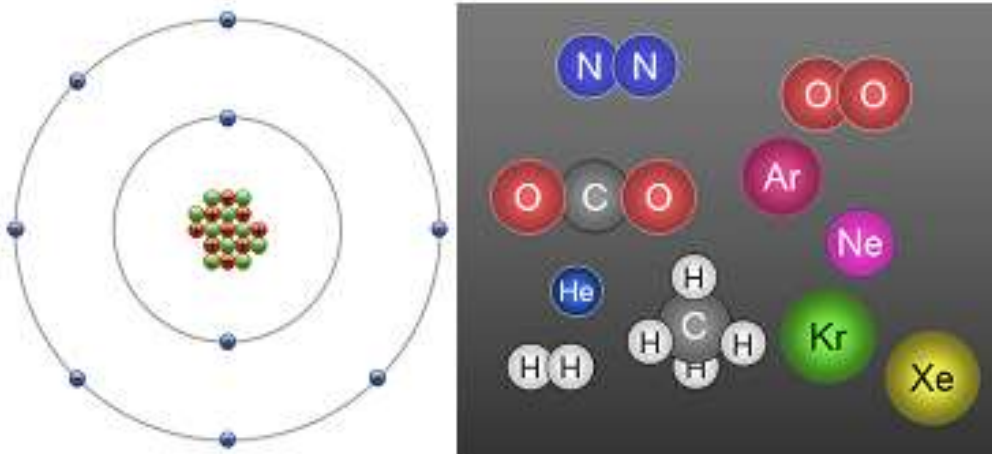
Атоми, молекули и јони

Откривањето на структурата на материјата и атомите бил еден од најголемите предизвици уште од дамнешни времиња. Иницијалните размислувања за структурата на материјата датираат уште од времето на Античка Грција, кога старогрчките филозофи верувале дека материјата се состои од ситни неделливи честички наречени атоми (atomos-неделлив). Оттука е добиено и името на зборот атом. Кога се зборува за современите сфаќања за структурата на материјата, почетоците се поврзани со појавата на Атомско молекулска теорија на англичанецот Џон Далтон (прва половина на XIX век). Оваа прва теорија нуди први современи гледишта за материјата и атомите. Атомско молекулската теорија нуди повеќе постулати, од кои најважни се следните:

Постулати:

- Материјата се состои од ситни, неуништиви и неделливи честички наречени атоми
- Атомите на еден ист елемент се идентични
- Атомите на различните елементи имаат различни својства и различни маси
- Хемиските соединенија се образуваат со сврзување на атоми на различни елементи
- При хемиските реакции доаѓа до прегрупирање на атомите и добивање на нови супстанции. При тоа нема ниту создавање, ниту уништување на атомите.

Инаку, под поимот **атом** се подразбира најмалата неделлива честичка од еден хемиски елемент. Атомите можат да егзистираат како индивидуални единки или да влезат во хемиска комбинација. Молекулите, пак, се дефинираат како комбинација од повеќе атоми.



Слика 1. Модел од атом на кислород (лево) и примери за молекули (десно)

Откривањето на структурата на атомите била една од најголемите мистерии со која се соочувале многу генерации на филозофи и научници. Прашањето-“од што се составени атомите и каква е нивната структура” било едно од главните преокупации на голем број познати хемичари и физичари. Главните сознанија околу структурата на атомите се добиени кон крајот на XIX век и почетокот на XX век. Еве некои од значајните откритија што придонеле при откривањето на структурата на атомите:

-1877 год. Johnstone Stoney, електричната струја е составена од ситни честички наречени електрони што се делови од атомот;

-1895 год. германскиот физичар Wilhelm Konrad Rongden ги открива X-зраците што се наречени рентгенски зраци; во 1896 год. Henry Becquerel-ја открива радиоактивноста;

-1897 год. J. Thomson-катодните зраци се честички со негативен електричен полнеж (електрони) чија маса е 1863 пати помала од масата на најлесното атомско јадро-јадрото на водородот;

-1908 год. новозеландскиот физичар Ernest Rutherford утврдил дека радиоактивното зрачење се состои од α (хелиумови јадра) и β (струја од електрони) зраци;

-1909 год. Rutherford со бомбардирање на атоми од азот со алфа честички се образуваат водородни јадра, наречени протони;

-1932 год. James Chadwick во атомското јадро постојат честички што немаат полнеж и се наречени неутрони.

Еден од најпознатите експерименти што значително придонел за откривањето на структурата на атомот бил изведен од страна на Rutherford. Rutherford го извел следниот експеримент:

*-на патот на извор од алфа зраци (тие се хелиумови јадра, составени од два протони и два неутрони, значи алфа зраците се двојно позитивно наелектризиран честички) ставил парче од злато, и со помош на микроскоп ставен зад површината на металот набљудувал што се случувало со првобитните алфа зраци што паѓале на површината од златото, т.е. дали тие биле одбиени под некој агол, или пак го задржале својот првобитен правец. Тој забележал дека најголем дел од алфа зраците (позитивни честички) не го смениле својот правец, што имплицирало дека позитивните зраци без проблем поминувале низ атомите на злато на металната фолија а само многу мал дел од зраците биле одбиени и го смениле правецот. Заклучокот од овие резултати бил: делот од каде се одбиваат позитивните алфа честички мора да е позитивен, со многу голема маса и тој дел од атомот е многу мнооооогу мал во споредба со димензиите на атомот!

Од овој експеримент, Rutherford извлекол неколку битни заклучоци:

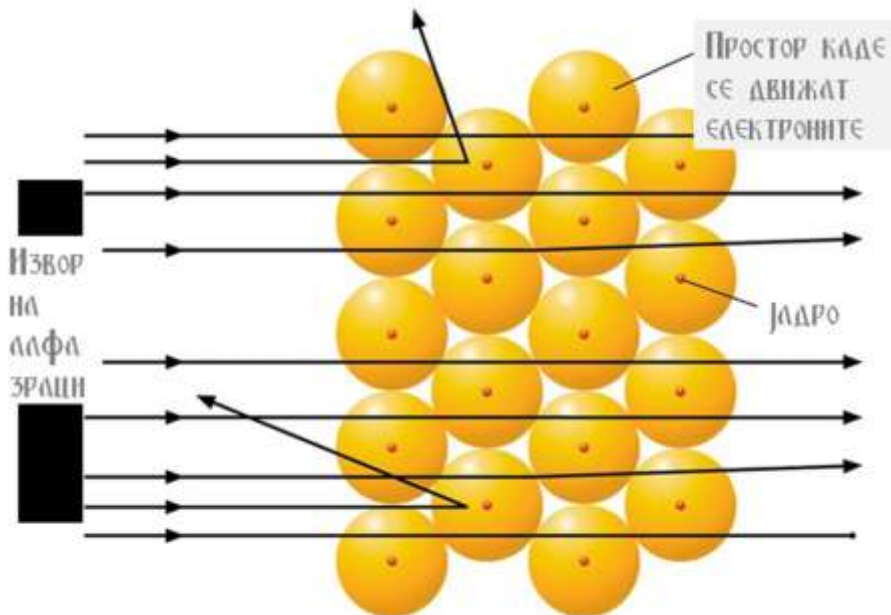
-Атомот генерално гледано е “празен” простор

-Целиот позитивен полнеж и скоро целокупната маса е сместена во многу мал простор наречен јадро

-Електроните се сместени во еден т.н . електронски облак што го окупира јадрото

Значи, во тоа време веќе биле откриени и елементарните честички што влегуваат во состав на атомите, па експериментот на Rutherford придонел за подобро спознавање на структурата на атомите. Така, било генерално прифатено дека атомите се составени од протони, неутрони и електрони. Протоните се сместени во јадрото на атомот и имаат релативен полнеж +1 и релативна маса од 1, 0073 amu (amu-атомски единици за маса). Неутроните се исто така сместени во

јадрото на атомите, тие немаат полнеж, а имаат малку поголема маса од протоните и нивната релативна маса е 1, 0087 аму. Електроните се сместени во електронска обвивка на атомот, тие имаат релативен полнеж “-1” и релативна маса од 0, 00055 аму, што е околу 1840 пати помала маса од масата на протоните.



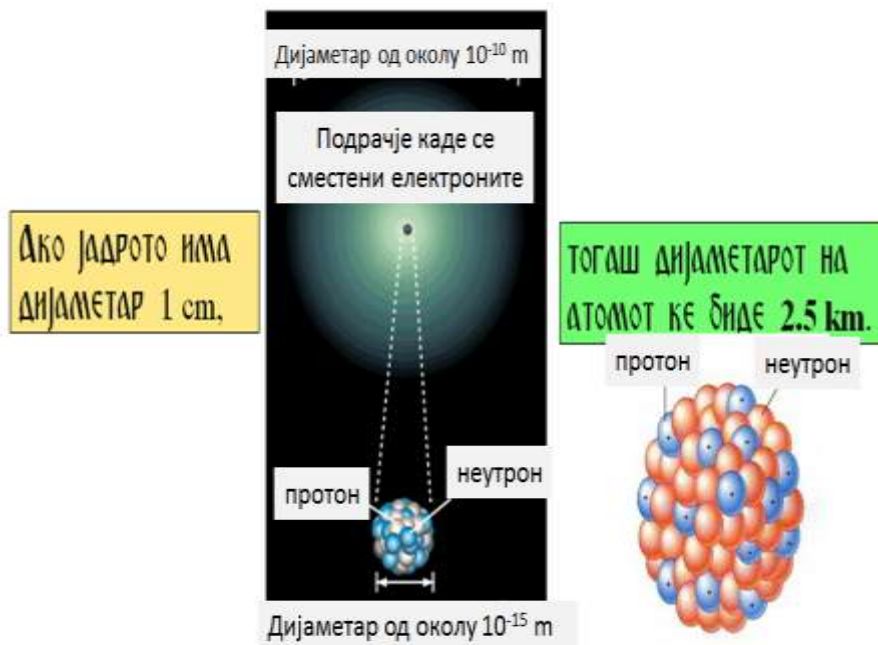
Слика 2. Шематски приказ на експериментот на Rutherford

Табела 4. Маса и полнеж на честичките што се наоѓаат во атомите

Честичка	Маса	Полнеж
протон	$1,6726 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$+1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
неутрон	$1,6749 \times 10^{-27} \text{ kg}$	0
електрон	$9,109 \times 10^{-31} \text{ kg}$	$-1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

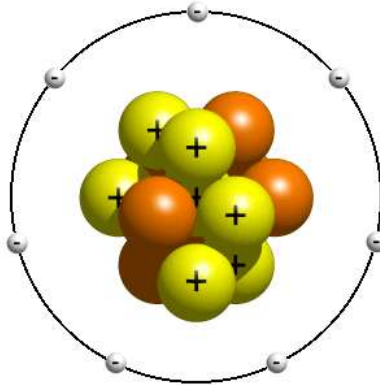
Денес е познато дека во јадрото освен протони и неутрони, постојат и огромен број на други честички, како неутрина, кваркови и сл., но нивната природа и нивните својства излегуваат од рамките на нашиот курс по општа хемија.

Кога зборуваме за димензиите на атомот и димензиите на јадрото, добро е да се знае каков е нивниот сооднос, со цел да имаме подобра визуелна претстава за димензиите на атомот. Ако претпоставиме дека јадрото има дијаметар од 1 cm, тогаш дијаметарот на атомот би бил 2,5 km! А, од друга страна, (скоро) целокупната маса на атомите е сконцентрирана во јадрото на атомот. Тоа имплицира дека густината на атомските јадра е ооогромна! Таа изнесува 10^{14} g/cm^3 !!! Така, ако претпоставиме дека имаме волумен од само 1 cm^3 исполнет со атомски јадра (тоа е само една капка), таа капка составена од јадра би имала маса од околу 100 милиони тони!!!



Слика 5. Димензии и густината на атомското јадро. Густината на атомското јадро изнесува околу 10^{14} g/cm^3

Врз база на експериментите на Rutherford, данскиот научник Nils Bor ја претставил првата современа теорија за структурата на атомите. Бор предложил теорија каде атомот го замислис дека е составен од јадро во кое се сместени протоните и неутроните, и електронски орбити-„патеки,, по кои се движат електроните околу јадрото. Значи, јадрото било претставено како да е Сонце, а електроните како планети што кружат околу сонцето. Поради таа аналогија, моделот на Бор бил наречен Планетарен модел на атомот.



Слика 6. Шематски приказ на планетарниот модел на атом на Бор

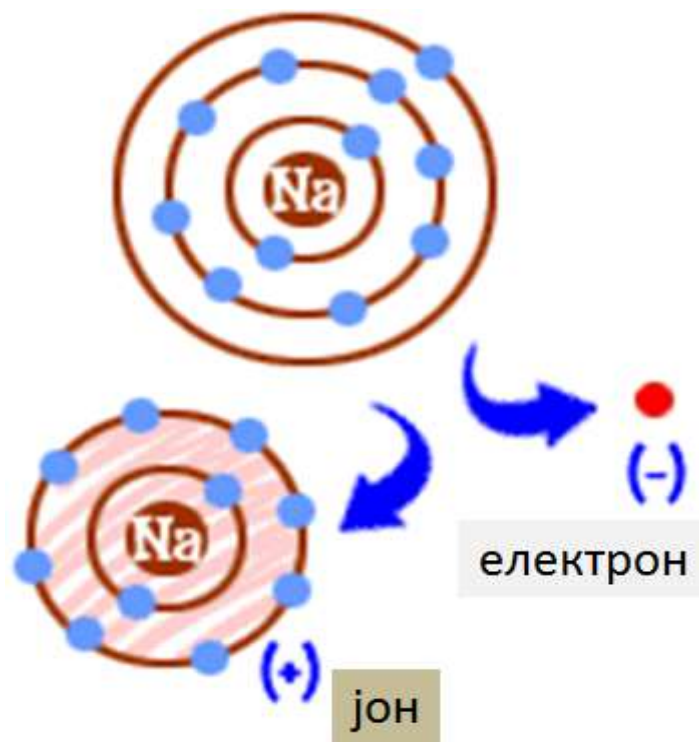
Иако во тоа време овој модел за атомот бил визуелно добар, сепак тој бил во спротивност со основните физички закони. Имено, познато е во физиката дека секоја честичка (па и електронот) што се движи, постепено губи од својата енергија. Губејќи ја својата брзина и енергија, електронот би требало се повеќе да се приближува до јадрото на атомот и во еден момент електронот би требало да падне во јадрото! Доколку електронот би паднал во јадрото, во кое се сместени протоните (позитивно наелектризирани), тогаш веднаш би настанала реакција помеѓу позитивните и негативните полнежи. Последицата од таа реакција би била-колапс на атомот, а како што знаеме тоа не се случува во природата и материјата е во голема мерка стабилна и самата од себе не се уништува.



Слика 7. Шематски приказ на движењето на електронот кон јадрото, доколку тој би се движел по патеки-орбити ова движење би довело до колапс на атомите.

Имајќи ги предвид овие сознанија и физички нелогичности на Боровиот планетарен модел за атомот, научниците увиделе дека било неопходно модифицирање на планетарниот модел за атом. Тоа се случило неколку години подоцна, кога е предложена квантно-механичката теорија за структурата на атомите (повеќе за оваа теорија во наредните лекции).

Битен факт што треба да го знаеме е дека во секој атом што се наоѓа во основна елементарна состојба, бројот на протони во јадрото е секогаш еднаков со бројот на електроните во обвивката, односно сите атоми кога се во основна состојба се електронеутрални (немаат вкупен полнеж). Кога еден атом што се наоѓа во основна состојба ќе испушти, или ќе добие еден електрон, тогаш се добиваат наелектризирани атоми или група од атоми наречени катјони-пример Na^+ , Li^+ , NH_4^+ , Fe^{3+} , U^{6+} ... додека јоните што имаат негативен него полнеж се наречени анјони-пример Cl^- , NO_3^- , PO_4^{3-} .



Слика 8. Атом на натриум во основна состојба има 11 протони, 12 неутрони и 11 електрони (горе); Катјон на Na^+ добиен со испуштање на еден електрон од атомот на Na во основна состојба (долу)

Хемиски елементи, изотопи, атомска маса...

Секој атом од било кој хемиски елемент си има сопствено име и симбол. Симболот на хемиските елементи најчесто е кратенка од латинското или грчкото име на елементот, кратенка од името на тој што го открил хемискиот елемент, име од некој заслужен научник, земја на потекло, минерал...Пример: натриум-Na, калциум-Ca, ајнштајниум-Es, полониум-Po, бор-B, еуропиум-Eu.

Вкупно се познати до сега 118 хемиски елементи во течна, цврста и гасовита агрегатна состојба. Многу од нив се вештачки. Уште колку елементи ќе бидат синтезирани, тоа не се знае.

Главните карактеристики на секој атом се: бројот на протоните во јадрото на атомот (или бројот на електроните во електронската обвивка), што го даваат атомскиот (или редниот) број на соодветниот елемент во периодниот систем-Z, и вкупниот број на протоните и неутроните во атомското јадро, а тие го даваат масениот број на хемискиот елемент-M. Шематскиот приказ на ознаките за атомски и масен број за елементот хелиум е даден подолу. Треба да се напомене дека овој приказ за ознаките на атомскиот број (сместен горе на хемискиот симбол) и за масениот број (сместен долу под хемискиот симбол за елементот) најчесто се среќаваат во периодните системи што се во употреба.



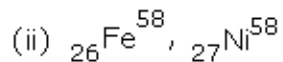
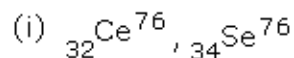
Постојат случаи кога атоми на еден ист хемиски елемент во јадрото имаат ист број на протони, а различен број на неутрони. Таквите атоми се наречени *изотопи*. Изотопите ќе ги разликуваме по тоа што имаат ист атомски (реден) број а различен масен број.

Пример:



Слика 9. Изотопи на водородот

Атомите што припаѓаат на различни елементи, и имаат ист масен а различен атомски број се нарекуваат *изобари*.



Примери за изобари

Релативна атомска маса

Кога зборуваме за атомите, карактеристично својство по кое би ги препознавале атомите на различните хемиски елементи, е секако нивната маса.

Меѓутоа, масата на поединечните атоми е мнооооогу мала. Така на пример, апсолутната маса на еден атом на водород би изнесувала околу

0,000000000000000000000002 грами. Секако, нелогично и непрактично е да се работи со вакви мали единици за да се изразат масите на атомите. Попрактично е кога се работи со цели броеви, а за да се дојде до една таква ситуација, неопходно е да се воведат релативни единици (релативно значи дека бројната вредност се споредува во однос на некоја друга дефинирана вредност). Така, единицата за мерење на масите на атомите се нарекува атомска единица за маса.

Атомската единица за маса е дефинирана како дванаесеттина од масата на атомот на јаглерод $^{12}_6\text{C}$. Симболот на атомската единица за маса е u .

$$u = \frac{1}{12} m(^{12}_6\text{C})$$

По дефиниција, $m(^{12}_6\text{C})$ е маса на само еден атом јаглерод со масен број $A=12$. Вредноста на атомската единица за маса изразена во грами е

$$u = 1,992 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Релативна атомска маса (A_r) е број што покажува колку пати масата на некој атом е поголема од атомската единица за маса.

$$A_r(E) = \frac{m(E)}{u}$$

при што A_r е бездимензионална величина.

Терминот *релативна молекулска маса* се среќава кај молекулите, и релативната молекулска маса на една молекула е збир од релативните атомски маси на елементите што влегуваат во составот на таа молекула, помножени со соодветните стехиометриски индекси.

Пример: колкава е релативната молекулска маса на молекулите на CO_2 и H_2O ?

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O}) = 12 + 2 \times 16 = 44$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18$$

$$A_r(H) = 1$$

$$A_r(C) = 12$$

$$A_r(O) = 16$$

Овие податоци за релативните атомски маси A_r ги земаме од периодниот систем. Тоа во суштина се масените броеви за хемиските елементи.

Количество супстанца: поими и дефиниции

Физичката величина ***количество супстанца*** (n) е една од основните физички величини и е една од најзначајните величини во хемијата. Количеството супстанца е величина што го покажува бројот (множеството) на ист вид единици во одреден систем. Величината количество супстанца дава одговор на прашањето: Колку има од некоја супстанца во даден разгледуван систем?

Единицата на физичката величина количество супстанца е mol (мол).

Дефиниција за количество супстанца од еден мол:

Еден мол е количество супстанца што содржи ист број на единици колку што има атоми јаглерод во маса од 12 g ^{12}C .

Експериментално е утврдено дека во 12 g од елементот ^{12}C има $6,022045 \times 10^{23}$ атоми на јаглерод. Овој број ја определува бројната вредност на Авогадровата константа, N_A .

$$N_A = 6,022045 \times 10^{23} / \text{mol} \text{ или } N_A = 6,022045 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Значи, 1 mol количество супстанца содржи ист број дефинирани единици колку што изнесува бројната вредност на Авогадровата константа.

Инаку, единиците за кои станува збор може да бидат атоми, молекули, јони, електрони или произволни групации од честички кои не мора самостојно да постојат. Бројната вредност на Авогадровата константа се вика Авогадров број.

Авогадровиот број изнесува $= 6,022 \times 10^{23}$

Внимание: Авогадрова константа и Авогадров број не е исто!!!

Авогадровата константа е физичка величина со единица mol^{-1} , а Авогадровиот број е бездимензионална величина.

Кога зборуваме за количество супстанца и за мол, добро е да се добие некоја сликовита претстава колку е голем бројот на единките во количеството супстанца од 1 mol. Имено, Авогадровиот број е ооооогромен!!! Тој изнесува 600 милијарди трилиони атоми!!! Ако сите граѓани на САД (300 милиони) бројат по 12 часа дневно, броејќи еден атом во секунда, и се активни во броењето 365 дена во годината, тогаш ќе им требаат околу 127 милиони години да ги избројат на пример молекулите на вода во еден мол на вода (т.е. во 18 g вода)!!! Овој пример покажува за огромната вредност на бројот на молекули што се наоѓаат во еден мол од дадена супстанца.

Моларна маса

Под поимот *моларна маса* на некој елемент или на некое соединение ја подразбираме масата на еден мол дефинирани единки (симболот за моларна маса е M).

-Единици за моларната маса се $[M] = \text{kgmol}^{-1}$

Моларната маса на определен елемент изразена во единици gmol^{-1} бројно е еднаква на релативната атомска маса на елементот, A_r :

$$M(\text{element}) = A_r \text{gmol}^{-1}$$

Пример: $M(O) = 15,999 \text{gmol}^{-1}$, $M(H) = 1,008 \text{gmol}^{-1}$, $M(C) = 12,011 \text{gmol}^{-1}$

Моларната маса, пак, на дадено соединение (изразена во единици gmol^{-1}) бројно е еднаква со релативната молекулска маса на соединението, M_r :

$$M(\text{soedinenie}) = M_r \text{gmol}^{-1}$$

Пример:

$$M(H_2O) = 18,015 \text{gmol}^{-1}, M(CO_2) = 44,009 \text{gmol}^{-1}, M(CuO) = 79,539 \text{gmol}^{-1}$$

Врска помеѓу количеството супстанца, масата и бројот на единици во системот

Масата на 1 mol дефинирани единици (B) е моларната маса на тие единици, $M(B)$. Според тоа, односот на определена маса од единиците $m(B)$ и нивната моларна маса $M(B)$ е еднаков на бројот на молови, односно на количеството на определената супстанца $n(B)$.

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)} \qquad n(B) = \frac{N(B)}{N_A}$$

1 mol количество супстанца содржи Авогадров број единици, или онолку единици колку што изнесува бројната вредност на Авогадровата константа N_A .

Според тоа, односот на определен број единици од супстанцата $N(B)$ и Авогадровата константа е еднаков на бројот на молови, односно на количеството на определената супстанца $n(B)$. Со комбинација на двете горни равенки се добива нова равенка која ја дефинира релацијата помеѓу масата и бројот на единици на определена супстанца со позната моларна маса.

$$\frac{m(B)}{M(B)} = \frac{N(B)}{N_A}$$



Слика 10. Примери за маси на еден мол од неколку различни супстанции

Како што можеме да забележиме од сликата, за да имаме еден мол од секоја од овие супстанции, треба да измериме различни маси од соодветните супстанции, што првенствено зависи од моларните маси на тие супстанции.

Периоден систем на елементите

Историски преглед

Откако биле откриени доволен број на хемиски елементи, и откако некои од физичките својства на елементите биле точно дефинирани, научниците почнале да размислуваат како откриените елементи да ги класифицираат и систематизираат. Причина за таквите идеи биле фактите дека постоело повторување во определени својства кај различните елементи. Така почнал да се употребува терминот „периодичност“, во својствата на елементите.

Во 1864 година Newlands предложил т.н. „Закон на октави“, кога забележал дека својствата на елементите се повторуваат после секој осми елемент. Дмитри Менделеев-руски научник, предложил нов периодичен закон што му овозможил да ги предвиди својствата на дотогаш непознатите елементи. Менделеев увидел дека својствата на елементите периодично се менуваат после определен број на атоми.

Елементите во периодниот систем се подредени според зголемувањето на нивните атомски маси. Врз база на својствата на познатите елементи, Менделеев можел да предвиди некои од својствата на тогаш непознати (неоткриени) елементи со доста голема прецизност. Подоцна, Moseley, Henry Gwyn Jeffreys (1887-1915), ги поставил односите на современиот периоден систем на елементите. Moseley ги студирал соодностите на линиските спектри на разни елементи и ги определил атомските броеви од фреквенциите на вибрациите на X-зраците емитирани од електроните на секој елемент. Moseley утврдил дека својствата на елементите главно зависат од атомскиот број (т.е. од својствата на електроните), а не од атомската маса како што предвидел Менделеев. Периодниот систем на Moseley е оној што е во употреба и денес.

Структура на периодниот систем

Периодниот систем е конструиран според принципот на зголемувањето на атомските броеви на хемиските елементи. Во принцип, својствата на елементите се

Имиња на поодделните фамилии елементи во периодниот систем

Група IA	алкални метали
Група IIA	земноалкални метали
Група VIIA	халогени елементи
Група VIIA	племенити гасови

Преодни метали

Внатрешни преодни метали (сместени се помеѓу групите на земноалкалните метали и халогените елементи)

-Лантаниди (ретки земји, серија на Лантан)

-Актиниди (серија на транс-ураниуми)

На следната слика дадени се неколку примери од физичкиот изглед на некои од хемиските елементи.



Слика 12. Поделба и примери за некои хемиски елементи

Она што треба посебно да се истакне за периодниот систем на елементите е фактот што максималната вредност на оксидациониот број (валентноста) се совпаѓа со бројот на групата во која се наоѓа дадениот елемент во периодниот систем.

Елементи, соединенија и хемиски формули

Елементите се чисти супстанции што се составени од идентични атоми, а може да постојат и како молекули. Соединенија, пак, се комбинација од два или повеќе елементи. *Квалитативниот и квантитативниот состав на соединенијата се изразува преку хемиски формули.* Постојат повеќе видови на хемиски формули, што ги опишуваат соединенијата на различен начин.

Така на пример, *емпириските формули* ни покажуваат од кои елементи е составено едно соединение, и каков е најмалиот однос на елементите што влегуваат во составот на тоа соединение.

Молекуларните формули ни покажуваат од кои елементи е составено едно соединение и каков е вистинскиот однос на тие елементи во определено соединение.

Значи емпириската формула ни го дава најмалиот однос на елементите во едно соединение, додека молекуларната формула ни го кажува точниот однос на тие елементи. Пример: C_6H_6 е молекуларна (вистинска) формула на бензен (вистинскиот однос на С и Н во ова соединение е 6:6). Емпириската формула пак, на бензен ќе биде СН. Постојат и т.н. структурни формули, што ја прикажуваат структурата на едно соединение.

	вода	амонијак	етанол
Емпирирска формула	H_2O	NH_3	C_2H_6O
Структурна формула	$H-O-H$	$\begin{array}{c} H-N-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-O-H \\ & \\ H & H \end{array}$
Модел на молекулата			
Модел на молекулата			

Слика 13. Видови на хемиски формули

Каква информација ни дава молекуларната хемиска формула?

Како што претходно кажавме, хемиската формула на едно соединение ни дава квалитативна информација-„од кои елементи е составено едно соединение“, и квантитативна информација-„колкав е бројот на атомите од секој елемент во тоа соединение“.

Пример: H_2O_2

Квалитативни информации што ги добиваме од хемиската формула на водороден пероксид се дека: соединението водород пероксид е изградено од водород и кислород.

Квантитативни информации, пак, што ги добиваме од хемиската формула на водороден пероксид се дека: една молекула водород пероксид содржи два атоми водород и два атоми кислород. Односот на количествата на водородот и кислородот е определен од односот на стехиометриските индекси и изнесува 2:2. Овие квантитативни информации можат да се прикажат и во облик на математички формули.

$$\frac{n(H)}{n(H_2O_2)} = \frac{2}{1} \quad \text{една молекула водород пероксид содржи два атоми водород}$$

$$\frac{n(O)}{n(H_2O_2)} = \frac{2}{1} \quad \text{една молекула водород пероксид содржи два атоми кислород}$$

$$\frac{n(H)}{n(O)} = \frac{2}{2} = 1 \quad \text{односот на количествата на водородот и кислородот е}$$

определен од односот на стехиометриските индекси и изнесува 2:2

Правила за пишување на хемиски формули и за читање на хемиските соединенија

За да знаеме како да ги напишеме хемиските формули за определени соединенија, потребно е да знаеме што е тоа валентност.

Валентност = полнеж на јоните

Валентноста на некој атом е определана од бројот на електрони што атомот ги ангажира за образување на хемиски врски. Корисни правила при пишување на хемиските формули на соединенијата:

-Металите обично формираат позитивни моноатомски јони

-Неметалите главно формираат негативни моноатомски јони

-Валентност на металните јони

-Ако се во група IA од периодниот систем => +1

-Ако се во група IIA од периодниот систем => +2

-Максималната позитивна валентност на металните јони е еднаква на група A #

-Валентност на неметалните јони

-Моноатомски јони

-Група VIA => -2

-Група VIIA => -1

-Максималната негативна валентност на анјоните е (8-Група A #)

-Соединенијата во основна состојба се електронеутрални, односно збирот на производите од оксидациски броеви и стехиометриските индекси на елементите во едно соединение е еднаков на нула.



Пример: $+3 + 3(-1) = +3 - 3 = 0$

Најчести типови на соединенија и правила за читање на соединенијата:

Оксидите-се соединенија на елементите со кислородот.

Во оксидите, валентноста на кислородот е -2 ;

Оксидациската состојба на металите од првата група (алкалните метали) е секогаш $+1$;

Оксидациската состојба на металите од втората група (земноалкалните метали) е секогаш $+2$;

-Ако елементот што гради оксид има само една валентност, тогаш, неговата валентност не мора да се чита, бидејќи таа се подразбира:

-Во случај да елементот што гради оксид има повеќе валентни состојби, тогаш мора да се нагласи и неговата валентност

-Прво се чита името на елементот, потоа се кажува неговата валентност и на крај се додава зборот оксид.

Пример:

CaO -калциум оксид; Na_2O -натриум оксид; FeO -железо (II) оксид; Fe_2O_3 -железо (III) оксид; CO -јаглерод II оксид (јаглерод моноксид); CO_2 -јаглерод IV оксид (јаглерод диоксид).

Хидроксиди-се соединенија на металите со OH^- групата.

-Во хидроксидите, полнежот на ОН групата е секогаш -1.

-Имињата се читаат така што прво се кажува името на металот, потоа неговата валентност и на крајот се додава зборот хидроксид. Правилата за читањето на валентните броеви важат исто како и кај правилата за оксидите.

Пример:

$NaOH$ -натриум хидроксид; $Mg(OH)_2$ -магнезиум хидроксид; $Fe(OH)_2$ -железо II хидроксид; $Fe(OH)_3$ -железо III хидроксид; $U(OH)_6$ -ураниум IV хидроксид.

Киселини-се соединенија што во вода дисоцираат и даваат H^+ (водороден протон) како катјон и киселински остаток како анјон

Пример: $HA = H^+ + A^-$

Правило: Во киселините, валентноста на водородот е секогаш +1

Безкислородни киселини се киселини што не содржат кислород во својот состав

-Имињата на овие киселини се добиваат кога на името на елементот што ја гради киселината се додава терминот –ИДНА КИСЕЛИНА (или –ОВОДОРОДНА КИСЕЛИНА);

Пример: Безкислородна киселина на хлор ќе се вика хлорИДНА или хлорОВОДОРОДНА КИСЕЛИНА, а хемиската формула е HCl ; HCl е киселина што дисоцира во вода и притоа дава



Киселинскиот остаток Cl^- се нарекува ХЛОРИД (наставката е ИД);

HF флуорИДНА киселина $HF = H^+ + F^-$; F^- е ФЛУОРИД;

H_2S сулфИДНА киселина $H_2S = 2H^+ + S^{2-}$; S^{2-} е СУЛФИД;

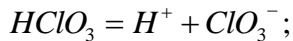
HCN е ЦИЈАНИДНА киселина $HCN = H^+ + CN^-$; CN^- е ЦИЈАНИД.

Кислородни киселини-се киселини што покрај водород и некој друг елемент, содржат и кислород

Правило I: Името на основната кислородна киселина на секој елемент се добива кога на името на елементот што ја гради киселината се додаде наставката –АТНА КИСЕЛИНА (или –НА или –ОВА КИСЕЛИНА)

Пример: Основната кислородна киселина на ХЛОР има формула $HClO_3$ и се вика ХЛОРАТНА КИСЕЛИНА (или ХЛОРНА киселина)

$HClO_3$ дисоцира во вода и при тоа се добива:



Киселинскиот остаток (анјонот) ClO_3^- се нарекува ХЛОРАТ

Основни кислородни киселини на некои елементи

Основна кислородна киселина на азот е HNO_3 -нитратна киселина (опасна)

Основна кислородна киселина на сулфурот е H_2SO_4 -сулфатна киселина (опасна)

Основна кислородна киселина на хромот е H_2CrO_4 -хроматна киселина (опасна)

H_3PO_4 -фосфатна киселина

Кислородните киселини што имаат еден кислороден атом повеќе, од основната кислородна киселина го добиваат префиксот –ПЕР пред името на основната кислородна киселина

Пример: $HClO_3$ беше основна киселина на хлорот-ХЛОРАТНА (или ХЛОРНА) КИСЕЛИНА

$HClO_4$ се вика ПЕРХЛОРАТНА или ПЕРХЛОРНА КИСЕЛИНА

Киселинскиот остаток од перхлоратната киселина е ClO_4^- и се нарекува перхлорат:

Внимание: Многу опасна киселина!!!

Кислородните киселини што имаат еден кислороден атом ПОМАЛКУ од основната кислородна киселина добиваат наставка ИТНА (или ЕСТА) КИСЕЛИНА кон името на елементот што ја формира киселината

Пример: $HClO_3$ беше основна киселина на хлорот

ХЛОРАТНА (ХЛОРНА) КИСЕЛИНА

$HClO_2$ се вика ХЛОРИТНА или ХЛОРЕСТА КИСЕЛИНА

Киселинскиот остаток од хлоритната киселина е ClO_2^- и се нарекува хлорит.

Соли се соединенија што се добиваат при реакција на киселините и базите. Во солите учествуваат металните јони од базите и киселинските остатоци од киселините.

Номенклатура на соли

Пример:

$AgCl$ сребро I хлорид

$FeCl_2$ железо II хлорид

$Ca(NO_3)_2$ калциум нитрат

$Y(ClO_4)_3$ итриум III перхлорат

Na_2SO_4 натриум сулфат

$(NH_4)_2S$ амониум сулфид

Е сега, да претпоставиме дека имаме обратна ситуација:

Како ќе постапиме ако го имаме името на солта, оксидот или базата, а треба да ја напишеме хемиската формула?

Примери:

Манган IV оксид

Алуминиум хидроксид

Стронциум сулфат

Бакар I селенат

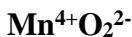
Олово II перјодат

Железо III сулфид

Амониум фосфат

Пример: Манган (IV) оксид

Најпрво ги пишуваме хемиските симболи за манган и за кислород



Од даденото име, знаеме дека манганот треба да биде со валентност 4+ а знаеме дека во оксидите кислородот има валентност 2-. Значи, ги пишуваме над симболите за манган и кислород нивните валентни броеви 4+ и 2-. Бидејќи знаеме дека соединенијата треба да бидат електронеутрални треба да најдеме најмал заеднички содржател за 4 и 2, а тоа е 4. Потоа со најмалиот заеднички содржател ги делиме валентностите на манган и кислород, со цел да ги добиеме стехиометриските индекси кај манган и кислород, а тоа ќе ни овозможи да ја напишеме точната формула на манган IV оксид.

IA 1	Алкални метали										Благородни гасови						VIIIA 18	
H	IIA 2	земноалкални метали										IIIA 13	IVA 14	VA 15	VIA 16	VIIA 17	He	
Li	Be	Преодни метали										B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	IIIB 3	IVB 4	VB 5	VIB 6	VII 7	VIII 8	VIII 9	VIII 10	IB 11	IIB 12	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Cs	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Rb	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Полуметали (металоиди)								халогени елементи
		лантаниди																
		актиниди																

Слика 14. Периоден систем на елементите, на кој се претставени и имињата на поделните групи на елементи.

Квантно механичка теорија за електронската структура на атомите

Во претходните лекции видовме дека Боровиот планетарен модел за структурата на атомот е неодржлив поради тоа што секоја честичка (па и електронот) што континуирано се движи, постепено ќе губи од својата енергија. Во еден момент, кога брзината на електронот екстремно ќе се намали, електронот ќе треба да падне во јадрото и да изреагира со протонот. *Последица од тоа би било колапс на атомот*, а такво нешто се случува во природата бидејќи сите знаеме дека атомите се доста стабилни, и материјата не се распаѓа сама од себе. Со еден збор, оваа теорија за планетарен модел на атомот била визуелно добра, но била во спротивност со класичните закони на физиката. Поради тоа била потребна промена на теоријата за електронската структура на атомот.

Треба да нагласиме дека *тајната за хемиските својства на супстанциите е скриена во електронската структура на атомот (односно во електроните!)*. Хемиските реакции се резултат на промени во електронската структура на атомите што учествуваат во хемиските реакции. Затоа, за разбирање на хемиските реакции, неопходно е да се проучи детално електронската структура на атомот. Јадрото, односно честичките што се во јадрото, не учествуваат во хемиските реакции.

Под поимот ***електронска структура*** на атомот ќе подразбираме:

- број на електрони во атомот;
- каде и како се распоредени електроните во атомот и
- колкава е енергијата на електроните.

Електромагнетно зрачење

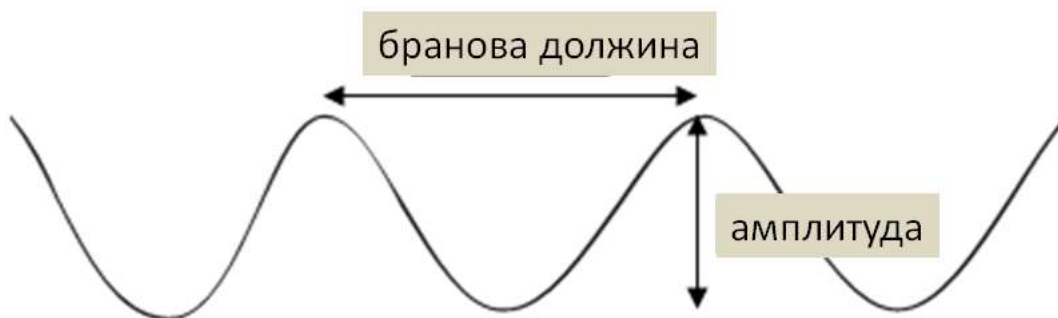
Голем дел од сознанијата за електронската структура на атомот се резултат на проучувањата на интеракциите помеѓу атомот и светлината. Затоа е неопходно да се запознаеме со основните својства на светлината, со цел полесно да ги сфатиме својствата на електроните и електронската структура на атомот.

Светлината е електромагнетно зрачење. Во природата постојат различни видови на електромагнетни зрачења. На пример: видлива светлина, X-зрачење, радио бранови, топлинско зрачење итн.

Сите електромагнетни зрачења се разликуваат помеѓу себе според енергијата што ја пренесуваат (поседуваат). Секој електромагнетен бран се карактеризира со:

- бранова должина (растојанието помеѓу два брана)
- фреквенција-тоа е број на бранови должини во единица време и
- амплитуда-висина на бранот од основата до максимумот

Карактеристичните величини на еден електромагнетен бран се претставени на сликата подолу

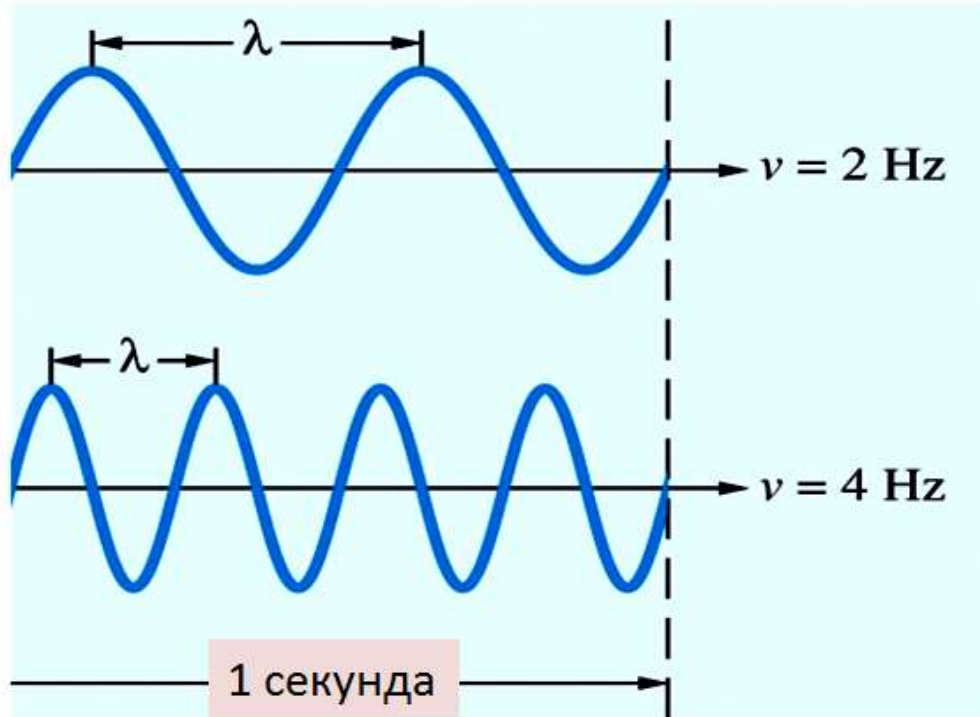


Слика 15. Шематски приказ на еден бранов процес

Треба да се напомене дека електромагнетното зрачење има неколку важни особини, од кои најбитни се дека:

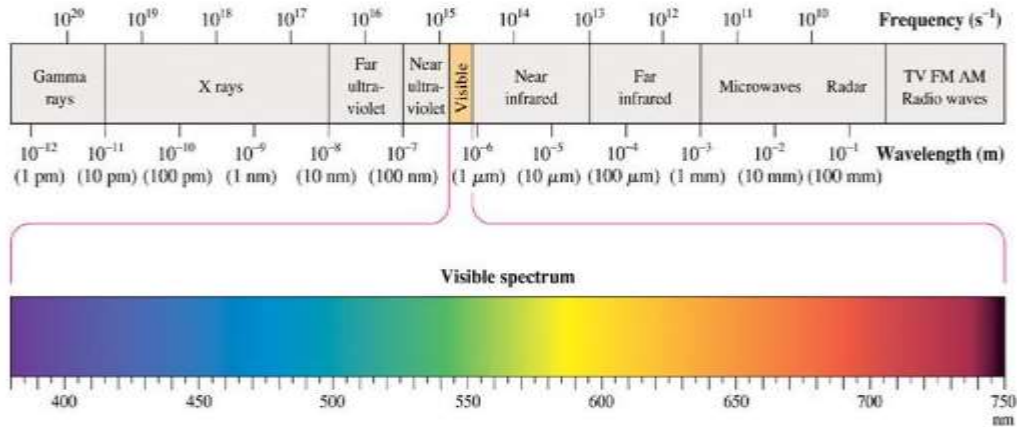
- пренесува енергија низ просторот;
- има брзина на движење низ вакуум: $c = 3 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}$
- енергијата на секој електромагнетен бран е пропорционална со фреквенцијата, $E = h \nu$ (h е Планкова константа). Овој израз ни кажува дека колку е фреквенцијата на зрачењето ν е поголема, толку е поголема енергијата на тоа браново движење
- фреквенцијата е поврзана со брановата должина со следната релација: $\nu = c / \lambda$ или $\lambda = c / \nu$, каде $\nu \Rightarrow$ фреквенција, $\lambda \Rightarrow$ бранова должина, $c \Rightarrow$ брзина на светлината во вакуум.

Врската помеѓу брановата должина и фреквенцијата е дадена на сликата подолу. Колку е брановата должина поголема, толку фреквенцијата на електромагнетниот бран е помала, и обратно.



Слика 16. Меѓусебна зависност на брановата должина (λ) и фреквенцијата (ν) на еден електромагнетен бран

Целокупното множество на сите електромагнетни зрачења во природата се вика спектар на електромагнетното зрачење. Спектарот на електромагнетни зрачења ги содржи сите зрачења, што се карактеризираат со бранови должини рангирани од метри (радио брановите) до пикометри (гама зраците). Гама зраците, според тоа поседуваат најголема енергија, а радио зраците имаат најмала енергија. Овие заклучоци за енергијата на гама и радиобрановите се директна последица од равенката што ги поврзува енергијата на брановите со фреквенцијата (односно брановата должина) која гласеше $E = h\nu$ или $E = hc/\lambda$ бидејќи $\nu = c/\lambda$.



Слика 17. Приказ на целосниот електромагнетен спектар на светлината

Како што можеме да забележиме од сликата, брановата должина на гама зраците е приближна на големината на атомското јадро (пикометри), додека брановата должина на радио брановите е приближна со должината на едно фудбалско игралиште (100-тина метри). Погорната слика ни кажува дека електромагнетниот спектар на светлината е континуиран спектар. Со други зборови, кога би зборувале во термови на енергија наместо за фреквенција, електромагнетниот спектар би содржел бранови со енергија рангирана од многу многу голема до многу мала. Таков спектар, на пример, би се добил, доколку замислиме дека имаме на почеток еден многу брз електрон што би се движел по определена патека и кој со текот на времето постепено би ја губел својата енергија.

Феномени што придонесуваат кон откривањето на електронската структура на атомите

Првиот експериментален факт што придонел до полесно разбирање на електронската структура на атомите е добивањето на линиските спектри на некои хемиски елементи. Експериментално било забележано дека спектрите на голем број хемиски елементи не се континуирани, туку се состојат од линии со точно определени бранови должини. Овие линиски спектри се добиваат кога атомите се ексцитираат (електроните добиваат повисока енергија, пр. при загревање) и при

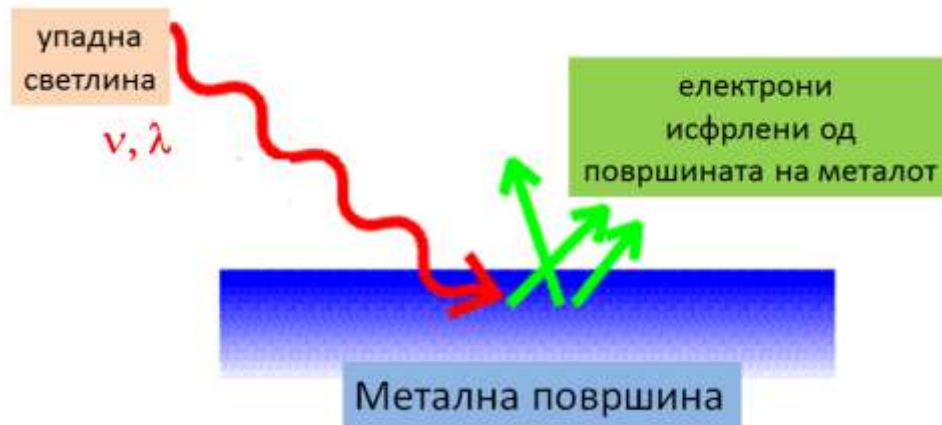
враќањето во основната состојба електроните што се ексцитирани зрачат енергија со точно определена бранова должина.

Доколку електроните би се движеле постојано по орбити (како што претпоставил Бор во својот планетарен модел за атом), тие постепено би губеле од својата енергија, и тогаш би се добиле континуирани спектри (односно спектри на зрачење со сите бранови должини, затоа што енергијата на електронот постепено би се намалувала), а не линиски спектри. Ова бил прв факт дека електронот не кружел околу јадрото како планета околу сонцето на начин како што Бор претпоставил.



Слика 18. Линиски емисиони спектри на некои хемиски елементи

Вториот феномен што придонел за подобро разбирање на својствата на електроните и на електронската структура на атомите го објаснил Ајнштајн, а тој феномен е наречен фотоелектричен ефект. Фотоелектричниот ефект е всушност процес на емисија на електрони од металите, кога врз нив паѓа светлина со определен интензитет (односно со точно определена бранова должина). Ајнштајн забележал дека електрон може да биде избиеен од површината на некој метал само ако врз него падне светлина со точно определена енергија или бранова должина, а не со било каква светлина без разлика колку е таа интензивна!!!



Слика 19. Фотоелектричен ефект кај атомот на натриум, кога врз него паѓа светлина со точно определена бранова должина

Треба да нагласиме дека светлината се состои од мали енергетски пакети (или честички) наречени фотони. Секој фотон поседува енергија пропорционална на фреквенцијата на зрачењето:

$$E = h\nu$$

h е Планкова константа

$$h = 6,626068 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg/s}$$

ν е фреквенција на зрачењето

Кога фотонот се судира со металната површина, неговата енергија се пренесува врз електроните. Дел од енергијата на фотонот се троши за совладување на привлечните сили меѓу електронот и протоните, а дел на кинетичката енергија што електронот притоа ја добива. Овој експеримент покажал дека електроните во структурата на атомите мора да имаат точно определена, а не било каква енергија! За пронаоѓањето и објаснувањето на фотоелектричниот ефект, Ајнштајн добил Нобелова награда за физика во 1905 год.

Значи, појавата на линиски емисиони спектри кај елементите, и откривањето на феноменот на фотоелектричен ефект биле едни од најзначајните настани во откривањето на електронската структура на атомите. Тие биле предуслов за

појавувањето на нова теорија за структурата на атомите, наречена квантно-механичка теорија.

Квантно-механичката теорија за структурите на атомите е теорија што ја опишува структурата на атомите и однесувањето на атомите и молекулите. Таа тргнува од хипотезата:

-ако електронот (честичка) може да стапува во интеракција со светлината (која има бранова природа), тогаш и електронот мора да има одредена бранова природа;

-значи електронот има двојна природа-тој се однесува и како честичка и како бран.

Според постулатите на квантната механика, електромагнетното зрачење (енергијата) се пренесува само во точно определени количини наречени кванти. Видовме дека енергијата што се пренесува помеѓу два системи според квантната механика е дадена со изразот:

$$E = h\nu = hc / \lambda$$

Значи, по аналогија на светлината, и енергијата кај електроните треба да се пренесува во точно определени количини наречени кванти (затоа и областа се вика квантна механика).

Тргувајќи од овие сознанија и претпоставки, развиена е квантната механика. Таа нуди современи сознанија за електронската структура на атомот и го воведува поимот-атомски орбитали.

Најголем придонес за развојот на квантно-механичката теорија за електронската структура на атомите дал Erwin Schrödinger во 1926 год. Тој ја развил познатата Шредингерова бранова равенка што ја вклучува брановата и корпускуларната природа на електронот. Таа равенка е основа на новата научна дисциплина наречена бранова механика или квантна механика. Шредингеровата равенка има форма

$$H\psi = E\psi$$

Решенијата на горната Шредингерова равенка се серија од бранови функции, ψ . Функцијата ψ нема конкретно физичко значење, но нејзиниот квадрат ψ^2 е еднаков на веројатноста на наоѓање на електронот во одреден дел од просторот околу атомското јадро. Важно: Според Боровиот атомски модел,

видовме дека електронот се движи по определени патеки, наречени орбити. Но, според новиот приод на Шредингер, не може да станува збор за определена патека на електронот, туку само за веројатност за наоѓање на електронот во определен дел од просторот околу атомот. По аналогија на имињата за патеките по кои “кружи” електронот, наречени орбити од страна на Бор, **решенијата на Шредингеровата равенка**, што укажуваат на местата каде што постои најголема веројатност да се најде електронот, се наречени **орбитали**.

-Орбиталите се функции, тие имаат определен облик што е во врска со дистрибуцијата на веројатноста на наоѓање на електронот на определен дел од просторот. **Тие не се патеки по кои кружи електронот!**

-Според Шредингеровата равенка, за опишување на електронските орбитали се користат три квантни броеви: n , l и m_l .

-Главен квантен број n :

-Вредностите за n се прости цели броеви: 1, 2, 3, итн.

-Со порастот на n , електронската густина е сè подалеку од атомското јадро.

-Со порастот на n , расте енергијата на електронот, односно електронот е се послабо сврзан со атомското јадро.

-Орбитален (азимутален) квантен број l :

-Вредностите за l зависат од n и се движат од 0 до $n-1$ за секоја вредност на n

-Вредностите за l , наместо со бројки, најчесто се означуваат со букви и тоа:

$s(l=0), p(l=1), d(l=2), f(l=3)$.

-Вредностите на l го дефинираат обликот, односно видот на орбиталите.

-Магнетен квантен број m_l :

-Вредностите за m_l зависат од l и се движат од $-l, -l+1, \dots, 0, \dots$ до $+l$

-Вредностите на m_l го дефинираат магнетниот момент на еден ист вид орбитали.

m_l го дефинира бројот на дегенерирани орбитали (орбитали со иста енергија) што најчесто се разликуваат само според ориентацијата во просторот.

Да ги погледнеме различните комбинации на квантните броеви, нивната взаемна поврзаност и нивното значење:

-**Кога $n=1$** (прв слој), $l=0$ (s орбитала); $m_l=0$ (има само една вредност за m_l , тоа значи една s орбитала). Значи, првиот електронски слој содржи само една s орбитала.

- **$n=2$** (втор слој): $l=0$ (s орбитала); $m_l=0$; (една вредност за m_l);

$l=1$ (p орбитали): $m_l = -1, m_l = 0, m_l = 1$; (три вредности за m_l)

Во вториот слој постојат една s и три p орбитали. Дека постојат три p дегенерирани орбитали дознаваме од трите вредности за магнетниот квантен број, диктирани од вредноста $l=1$ за орбиталниот квантен број.

- **$n=3$** (трет слој), $l=0$ (s орбитала); $m_l=0$ (една s орбитала);

$l=1$ (p орбитали); $m_l = -1, m_l = 0, m_l = 1$ (три p орбитали)

$l=2$ (d орбитали); $m_l = -2, m_l = -1, m_l = 0, m_l = 1, m_l = 2$ (пет d орбитали).

Од вредноста за $l=2$, следуваат пет вредности за m_l , што значи пет дегенерирани d орбитали. Во третиот електронски слој постојат една s, три p и пет d орбитали.

Табела 5. Приказ за вредностите на квантните броеви, во ситуација за $n=3$ (значи во третиот електронски слој)

n (главен квантен број)	l (орбитален квантен број) (облик на орбиталите)	ознака на орбиталите со букви (тип на орбитали)	m_l (магнетен квантен број) (ориентација на орбиталите)	број на различни орбитали
3	0	s	0	1
	1	p	-1, 0, 1	3
	2	d	-2, -1, 0, 1, 2	5

Да запамтíme дека:

-Множеството орбитали со ист главен квантен број n се нарекува електронски слој или електронска *лушпа*

-збирот на орбитали со ист главен квантен број n и орбитален квантен број l , се нарекува електронски подслој или подлушпа.

-Бројот на електронски подслоеви во одреден слој е еднаков со главниот квантен број на слојот. Првиот слој ($n=1$) има само еден подслој (s подслојот).

-Вториот слој ($n=2$) има два подслоеви (s и p подслој).

Третиот слој ($n=3$) има три подслоеви (s , p и d подслој) итн...

-Секој подслој содржи определен број орбитали:

-подслојот s содржи една орбитала;

-подслојот p содржи три орбитали;

-подслојот d содржи пет орбитали;

-подслојот f содржи седум орбитали.

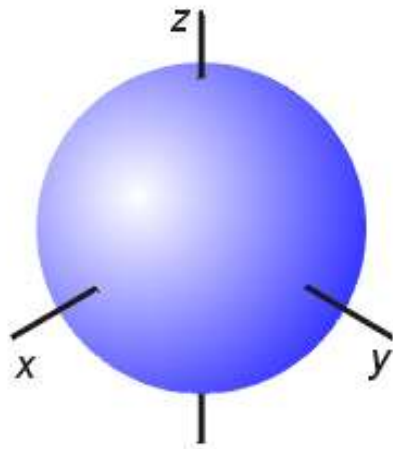
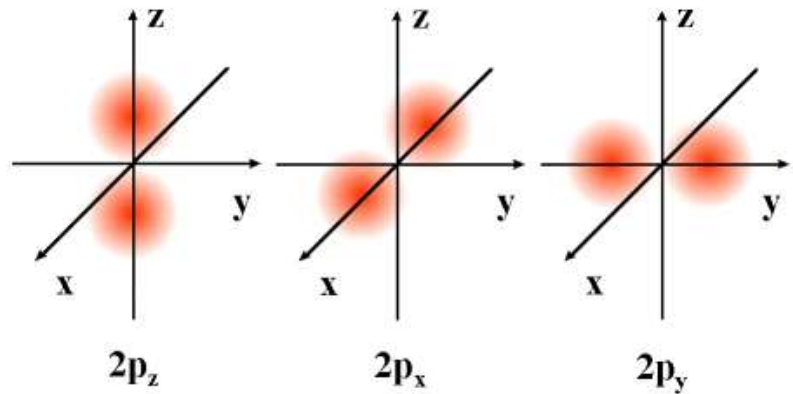
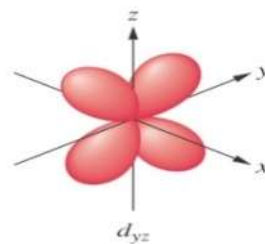
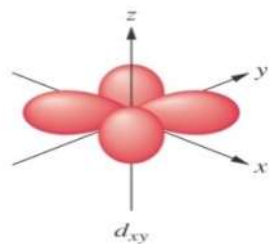
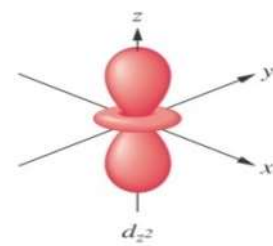
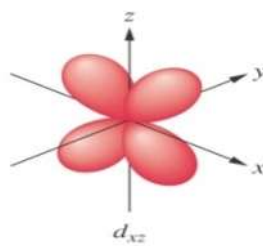
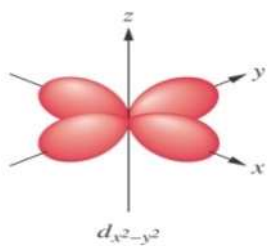
Атомски орбитали

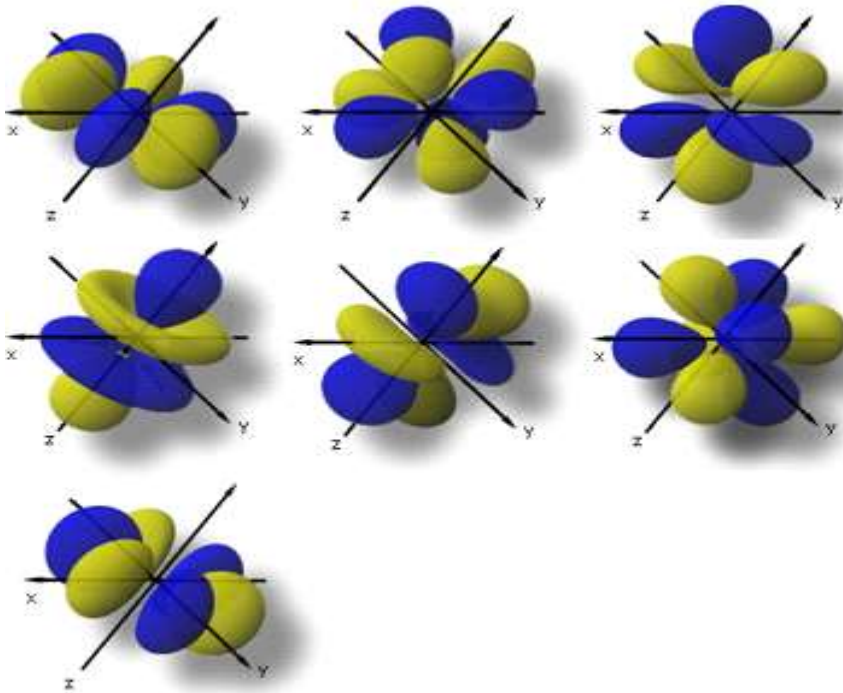
Како што кажавме, атомските орбитали се функции, кои ако се нацртаат добиваат определена геометриска форма.

Запамти: Атомските орбитали не се патеки по кои кружат електроните, во квантната механика нема кружење на електроните! Така на пример, формата на атомската s орбитала е сферно симетрична (кружна), додека пак p орбиталите имаат форма на осумка.

Формите на d и f орбиталите се доста комплицирани. Тоа не значи дека електроните кружат по сфера, кружат по патеки во форма на осумки или прават некои неартикулирани движења по комплицирани патеки. Електроните секако се движат, тие не мируваат, но тие движења во микроскопскиот свет се многу

поразлични од движењата на телата во макроскопскиот свет кој ние визуелно го перцепираме. Со еден збор, за честички какви што се електроните, класичните закони на физиката не важат. На подолните слики се дадени геометриските форми на позначајните орбитали, колку да имаме претстава за нивната форма:

*s-орбитала**p-орбитали**d орбитали*



f орбитали

Слика 20. Геометриски форми на s, p, d и f орбиталите

Да запамтиме:

Според принципите на квантната механика:

- Атомите се составени од јадро и електронска обвивка
- Во јадрото се сместени протоните и неутроните и ...
- Во електронската обвивка се сместени електроните
- Електроните се наоѓаат сместени во енергетски слоеви (нивоа) со точно определена енергија. Во слоевите постојат подслоеви наречени орбитали во кои се сместени електроните
- Состојбата (енергијата) на електроните во секој атом е опишана преку четири квантни броеви-главен, орбитален, магнетен и спинов

-Орбиталите се региони каде постои веројатност да се најде електронот околу јадрото на еден атом, а не патеки по кои се движат електроните!!!

-Постојат 4 типа на орбитали => s, p, d, f

-Во секоја орбитала може да има максимално два електрони, и сите електрони имаат различна енергија-не постојат два исти електрони!!!

-Кога зборуваме за положба на електронот, секогаш зборуваме за веројатност на наоѓање на електронот на одредена позиција.

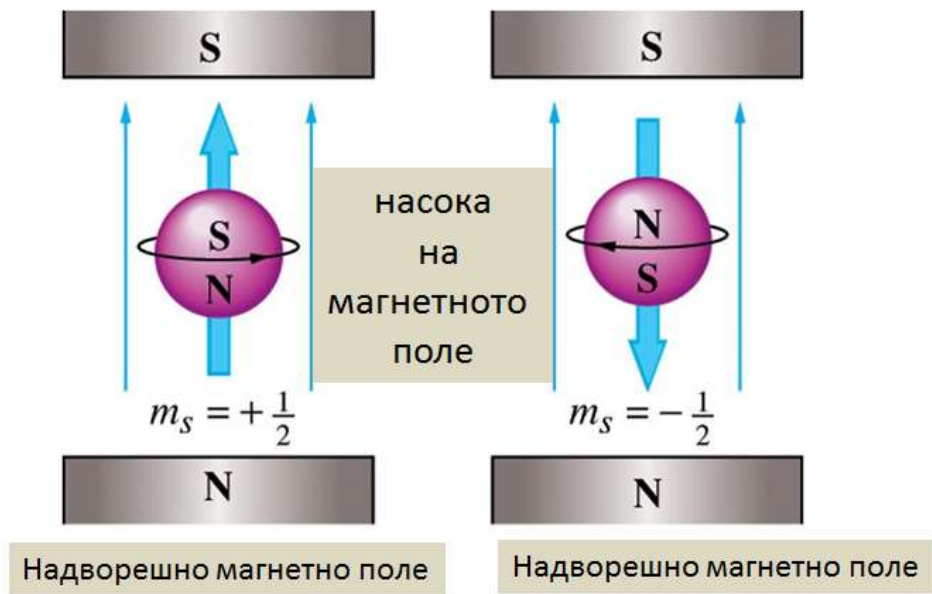
-Електроните во подалечните електронски слоеви имаат повисока енергија и тие, главно, се електроните што се разменуваат (учествуваат) во хемиските реакции.

Електронска конфигурација на атомите од хемиските елементи

Кога зборуваме за електрони сместени во орбитали, ние всушност зборуваме за положбата на електроните-каде се тие сместени (поблиску или подалеку од јадрото) и за енергијата на електроните. Колку електроните се во подолните електронски слоеви, т.е. колку се тие поблиску до јадрото, тие имаат пониска енергија. Колку се подалеку од јадрото-енергијата им е повисока.

Околу проблемот за дефинирање на енергијата на електроните, голем придонес дал италијанскиот научник Pauli. Според принципот на Pauli-,не постојат два електрони кои имаат исти вредности на сите четири квантни броеви, или, со други зборови „не постојат два електрони со идентична енергија,,.

Ако трите квантни броја n , l и m_l за два електрони се идентични, тогаш тие мора да се разликуваат по нивниот спин (односно магнетен момент). Ако два електрони имаат идентични вредности за првите три квантни броеви (n , l и m_l), тогаш тие мора да имаат различен спинов број m_s кој може да има вредности $+1/2$ и $-1/2$. Тоа е исто како и кај живите организми-не постојат два идентични живи организми (освен ако не се клонирани).



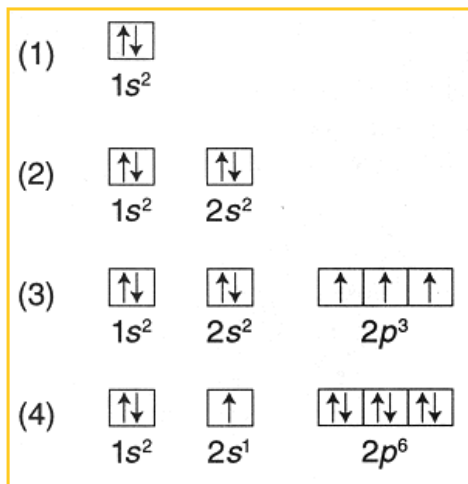
©Houghton Mifflin Company. All rights reserved.

Слик 21. Магнетен момент и вредности за спиновиот квантен број на електронот

Е сега, откако знаеме што се тоа орбитали, колку и какви орбитали во секој електронски слој постојат, следното нешто што треба да го научиме е како да ги сместиме електроните во тие орбитали. Знаеме дека секоја орбитала може да прими максимум 2 електрони, а знаеме и дека не постојат 2 идентични електрони, односно нема два електрони кои имаат иста енергија (исти вредности на сите 4 квантни броеви).

Принципот на пополнување на електронските орбитали со електрони се нарекува електронска конфигурација на атомите. При конструкцијата на електронската конфигурација, орбиталите едноставно ги претставуваме со квадратчиња, а електроните во нив со стрелки.

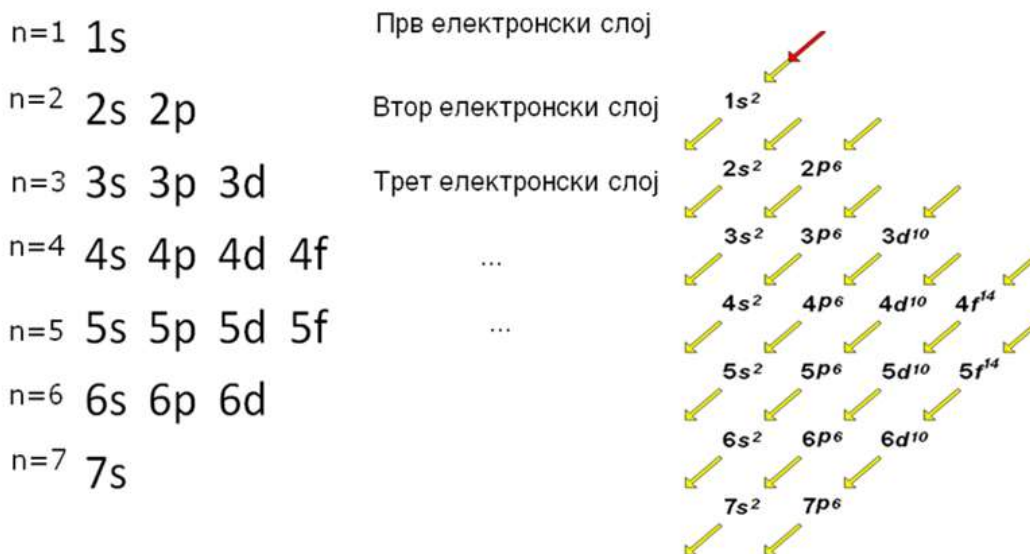
Шематски електронската конфигурација на неколку хемиски елементе е прикажана на долната слика:



Слика 22. Шематски приказ на пополнувањето на орбиталите со електрони

При пополнувањето на орбиталите со електрони, најпрво се пополнуваат орбиталите што имаат најмала енергија (тие што се најблиску до јадрото), и прогресивно се оди кон пополнување на орбиталите со повисока енергија (како одиме подалеку од јадрото, енергијата на орбиталите се зголемува).

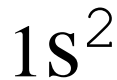
Редослед на пополнување на електронските нивоа



Слика 23. Приказ на орбиталите што постојат во електронските слоеви (лево), а на десната страна е прикажан начинот на кој орбиталите се пополнуваат со електрони

Еве еден пример за преентација на електронската конфигурација:

Кога вредноста на главниот квантен број $n=1$ (тоа е првиот електронски слој), тогаш вредноста на орбиталниот квантен број $l=0$ (рековме l прима вредности од 0 до $n-1$). А кога $l=0$, ознаката на таа орбитала е s . Вредноста на магнетниот квантен број m_l е исто така нула, бидејќи m_l прима вредности од -1 до $+1$. Тоа значи, имаме само една вредност за m_l , а тоа ни кажува дека во првиот електронски слој (за $n=1$) има само една s орбитала. Бидејќи секоја орбитала може да прими максимално два електрони, во првиот електронски слој може максимално да се сместат само 2 електрони! Шематски, орбиталата што постои во првиот електронски слој може да се напише како



Во горниот израз $1s^2$, бројот 1 ни кажува дека тоа е првиот електронски слој (за $n=1$), симболот s ни покажува дека за таа орбитала вредноста на орбиталниот квантен број $l=0$, додека степеновиот показател “2” ни кажува дека бројот на електрони што максимално можат да се сместат во таа орбитала е 2. Значи, $1s$ орбиталата е орбитала со најниска можна енергија во секој еден атом и таа секогаш прва се пополнува со електрони.

Кога вредноста на главниот квантен број $n=2$ (тоа е вториот електронски слој), тогаш орбиталниот квантен број l има две вредности: 0 и 1 (рековме l прима вредности од 0 до $n-1$). За вредноста на $l=0$, имаме “ s ” орбитала. Вредноста на магнетниот квантен број m_l , за $l=0$ е исто така нула, бидејќи m_l прима вредности од -1 до $+1$, за секоја вредност на l . Тоа значи, за $l=0$ имаме само една вредност за m_l . Меѓутоа, за $l=1$ (p орбитала), m_l има вредности $-1, 0, 1$ (или вкупно три вредности за m_l , односно имаме три p орбитали). Бидејќи секоја од нив може максимално да прими по 2 електрони, можно е максимално 6 електрони да се сместат во p орбиталите. Значи, во вториот електронски слој (за $n=2$) има една s

орбитала и три p орбитали. Електронската конфигурација на вториот електронски слој може кратко да се запише како $2s^2 2p^6$

Електронската конфигурација за вториот електронски слој ($n=2$) е $2s^2 2p^6$

По истата аналогија, може да се запишат и електронските структури на останатите електронски слоеви.

Електронска Конфигурација на некои елементи

Н атом

1 електрон

$1s^1$

		Вкупен број на електрони
$1s$	<input type="checkbox"/>	2
$2s$	<input type="checkbox"/>	8
$2p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$3s$	<input type="checkbox"/>	18
$3p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$3d$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$4s$	<input type="checkbox"/>	
$4p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$4d$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$4f$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$5s$	<input type="checkbox"/>	
$5p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$5d$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$5f$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$6s$	<input type="checkbox"/>	
$6p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$6d$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$6f$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$7s$	<input type="checkbox"/>	
$7p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$7d$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$7f$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	

Електронска Конфигурација на некои елементи

Не атом

2 електрони

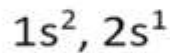
$1s^2$

		Вкупен број на електрони
$1s$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	2
$2s$	<input type="checkbox"/>	8
$2p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$3s$	<input type="checkbox"/>	18
$3p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$3d$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$4s$	<input type="checkbox"/>	
$4p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$4d$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$4f$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$5s$	<input type="checkbox"/>	
$5p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$5d$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$5f$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$6s$	<input type="checkbox"/>	
$6p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$6d$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$6f$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$7s$	<input type="checkbox"/>	
$7p$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	32
$7d$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$7f$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	

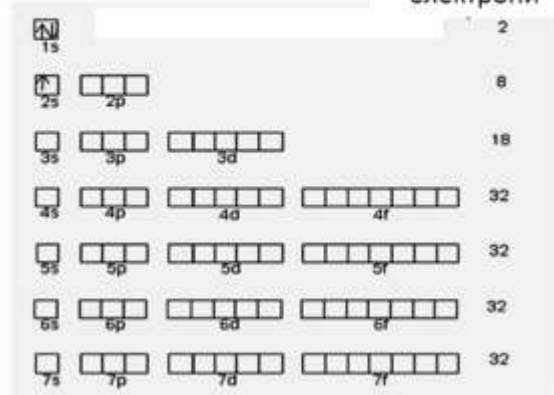
Електронска Конфигурација на некои елементи

Li атом

3 електрони



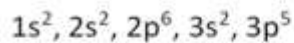
Вкупен број на
електрони



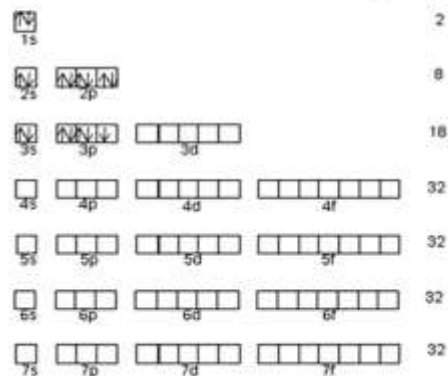
Електронска Конфигурација на некои елементи

Cl атом

17 електрони



Вкупен број на
електрони



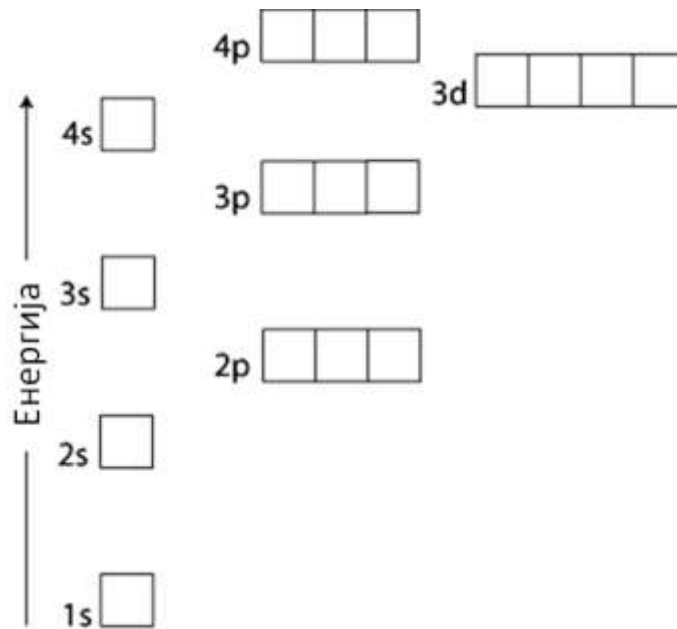
Слика 24. Примери за електронска конфигурација на некои елементи и начин на шематско претставување:

Да запамтете!!!

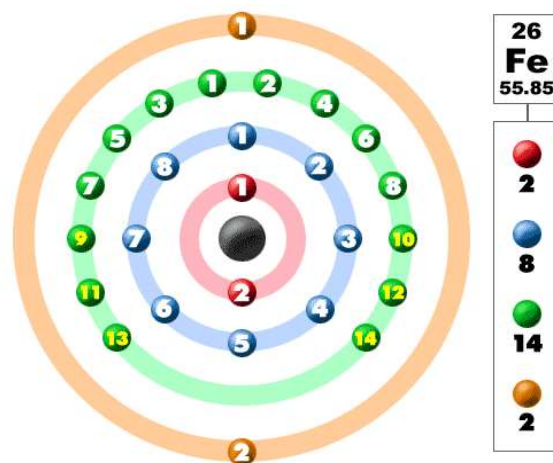
-Шематски атомските орбитали се прикажуваат со квадратчиња, а електроните во нив со стрелки со ориентација кон горе и надолу.

-Во секоја орбитала може да се сместат максимум 2 електрони. Орбиталите се пополнуваат со електрони по следниот редослед:

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, \dots$ -во иста насока расте и енергијата на електроните-во 1s орбиталата електроните имаат најниска енергија, и таа се зголемува како одиме спрема подалечните орбитали.



Слика 25. Шематски приказ на енергијата на орбиталите



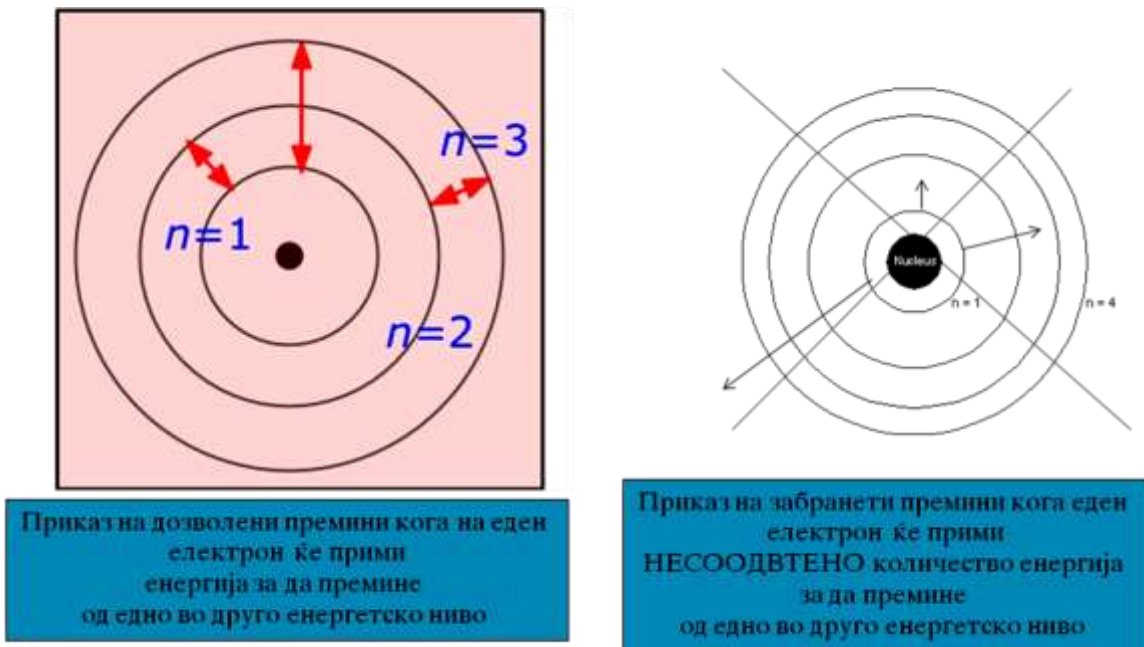
Слика 26. Шематски приказ на пополнување на атомските орбитали на

${}_{26}\text{Fe}$ со електрони

Мноооогу важно!!!

-За да еден електрон премине од една во друга орбитала односно од состојба со пониска кон состојба со повисока енергија, на тој електрон МОРА да му се донесе енергија што ТОЧНО одговара на разликата помеѓу енергиите на атомските орбитали!!!

-Значи, ако еден електрон е сместен во 1s орбиталата и ако сакаме тој да премине во 2p орбиталата, тогаш МОРА на тој електрон да му донесеме енергија точно толку, колку што е разликата во енергиите помеѓу 1s и 2p орбиталите (види на дијаграмот подолу).



Слика 27. Приказ на дозволени (лево) и забранети (десно) електронски премини

Треба да се знае, дека и организацијата на елементите во периодниот систем, е, всушност базирана на електронската конфигурација на елементите. Еве еден пример како се поделени елементите во периодниот систем, според тоа кои орбитали им се пополнуваат со електрони:

Хемиски врски

Јонска, ковалентна и водородна врска

Во оваа лекција, главните работи што треба да ги запомниме се:

-Зошто атомите на идентични или различни хемиски елементи меѓусебно реагираат и како доаѓа до нивно сврзување?

-Кои се силите што атомите ги држат заедно во соединенијата?

Електроните на голем број од елементите, кога се во основна состојба, поседуваат голема потенцијална енергија. Како и секој еден објект во природата, така и хемиските елементи се стремат да ја намалат својата потенцијална енергија и да дојдат во една стабилна енергетска состојба. А стабилна состојба кај хемиските елементи, е, во суштина, стабилната електронска конфигурација што ја имаат благородните гасови.

Тоа значи, секој елемент се сврзува во соединенија (т.е. влегува во хемиска реакција) со цел да дојде во состојба во која би имал најниска можна енергија. Под стабилна електронска состојба во хемијата се подразбира состојба на стабилен ОКТЕТ, односно состојба на целосно пополнети електронски орбитали во последниот електронски слој. Тоа е електронската конфигурација што всушност ја имаат Благородните гасови He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Инертните (благородните) гасови се исклучително нереактивни, затоа што нивните енергетски орбитали во последниот електронски слој им се целосно пополнети со електрони, така што атомите на овие елементи се во состојба на многу ниска потенцијална енергија и не покажуваат потенцијал за влегување во хемиски реакции.

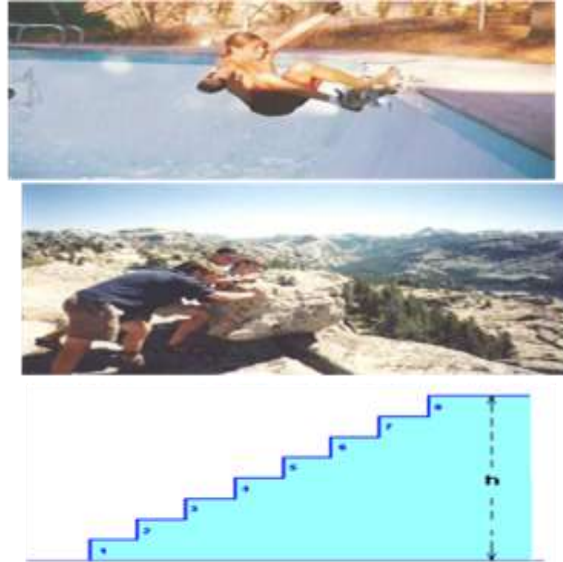
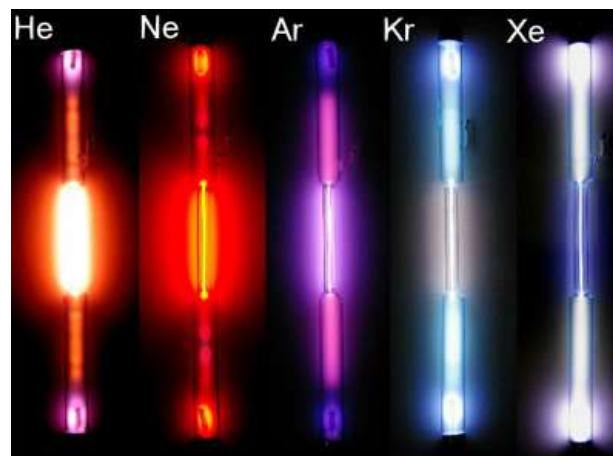


Fig. 9.4

Примери за голема потенцијална енергија

Слика 28. Примери за системи што содржат голема потенцијална енергија (лево).



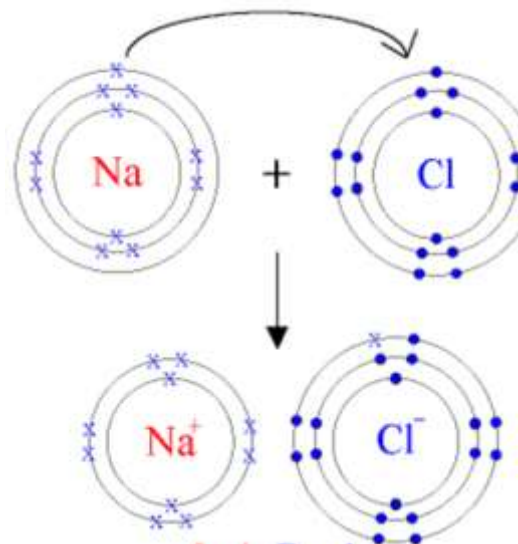
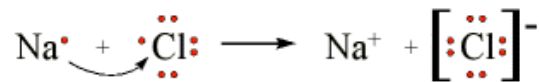
2 He Helium 4.00260	10 Ne Neon 20.179	18 Ar Argon 39.948
36 Kr Krypton 83.80	54 Xe Xenon 131.30	86 Rn Radon (222)

Слика 29. Приказ на инертни гасови-тие се синоним за стабилност помеѓу хемиските елементи

Јонска врска

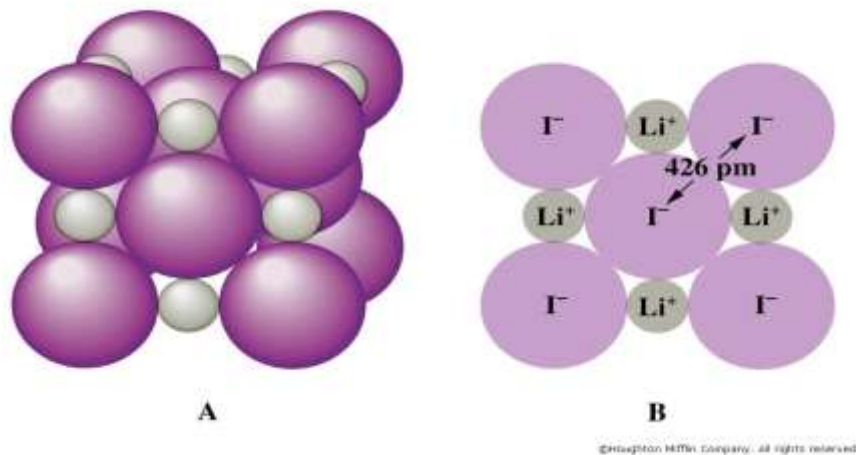
За да ја разбереме природата на јонската врска, најдобро ќе биде доколку на еден пример го разгледаме создавањето на соединението натриум хлорид NaCl од елементарен натриум и елементарен хлор. Натриумот е метал со реден број 11 (значи има 11 електрони во електронската обвивка) и тој има електронска конфигурација: ${}_{11}\text{Na}:1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Од електронската конфигурација на Na гледаме дека неговите први два електронски слоеви се целосно пополнети со електрони, додека во третиот електронски слој Na има еден валентен електрон. Со цел да добие стабилна електронска конфигурација на благороден гас што е најблиску до него во периодниот систем (а тоа е неон ${}_{10}\text{Ne}$), натриумот се стреми да го испушти својот единствен валентен електрон од последниот електронски слој, при што тој би преминал од електронеутрален во еднаш позитивно набиен катјон Na^+ . Од друга страна, пак, хлорот има реден број 17 (значи има 17 електрони во електронската обвивка) и неговата електронска конфигурација е: ${}_{17}\text{Cl}:1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Како што гледаме, првите два електронски слоја во атомот на хлор се пополнети со електрони, додека во последниот трет (валентен) електронски слој хлорот има седум електрони. Со цел да добие стабилна електронска конфигурација на благороден гас (стабилен октет) што е најблиску до него во периодниот систем (а тоа е аргон ${}_{18}\text{Ar}$), атомот на хлор се стреми да прими еден електрон во неговиот валентен електронски слој. На тој начин, доколку би примил еден електрон, атомот на хлор би имал еден негативен полнеж повеќе во однос на основната електронеутрална состојба, односно би преминал во ањон Cl^- . Така, доколку во еден систем би имале истовремено атоми на натриум и на хлор, тогаш ќе дојде до премин на еден електрон од атомот на натриум кон атомот на хлор. Притоа, атомот на натриум ќе премине во еднаш позитивен натриумов катјон Na^+ , додека атомот на хлор ќе премине во ањон со полнеж -1, т.е. Cl^- . Врската што би се образувала помеѓу Na^+ и Cl^- се нарекува јонска врска, и таа е од чиста електростатска природа (“+” со “-” интеракции). Треба да запомниме дека јонските

врски се исклучително силни врски и јонските соединенија се доста стабилни. Формирањето на јонската врска е претставено на сликите подолу.



Слика 30. Формирање на јонска врска помеѓу атомите на натриум и на хлор

Јонските соединенија имаат строго дефинирана кристална структура. Кај јонските соединенија постојат структурни единици во кои секој позитивен јон е опкружен со определен број на негативни јони и обратно. Тие не постојат како молекули. Обично јонските соединенија се добро растворливи во вода, исклучително цврсти, со високи температури на топење.

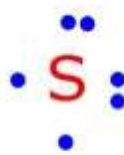


Слика 31. Кристална структура на едно јонско соединение литиум јодид (LiI)

Ковалентна врска

Не сите соединенија во природата се од јонска природа. Постојат огромен број на соединенија што не се составени од јони, па затоа било потребно да се разработи друга теорија за да се објаснат врските кај нејонските соединенија. Првиот чекор кон објаснувањето на нејонските врски кај соединенијата го направил G.Lewis. Lewis предложил начин на поедноставно претставување на формирањето на врските меѓу атомите. Имено, при образувањето на хемиските врски, Lewis предложил елементите да се претставуваат со нивните хемиски симболи, заедно со своите валентни електрони што се претставуваат како точки околу симболот на елементот. Знаеме дека валентни електрони се оние електрони што учествуваат во градењето на хемиските врски, и тие се електроните од последниот електронски слој кај секој атом. Како што рековме во претходните лекции, бројот на валентни електрони се совпаѓа со бројот на групата во која се наоѓа соодветниот хемиски елемент. Ако елементот е во III A група, бројот на валентни електрони на тој елемент ќе биде 3 итн.

Пример: Сулфур => S, сместен е во VI A група на периодниот систем, што значи дека сулфурот има 6 валентни електрони, па според Lewis заедно со своите валентни електрони, сулфурот би бил претставен како:



Lewis-овите електронски симболи за некои хемиски елементи се дадени во долната табела:

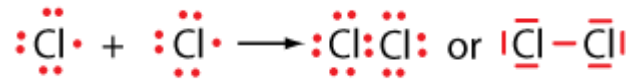
Табела 5. Lewis-ови електронски симболи за некои хемиски елементи од втората и третата периода

Lewis-ови симболи за некои хемиски елементи								
Периода	IA ns^1	IIA ns^2	IIIA $ns^2 np^1$	IVA $ns^2 np^2$	VA $ns^2 np^3$	VIA $ns^2 np^4$	VIIA $ns^2 np^5$	VIIIA $ns^2 np^6$
втора	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
трета	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·

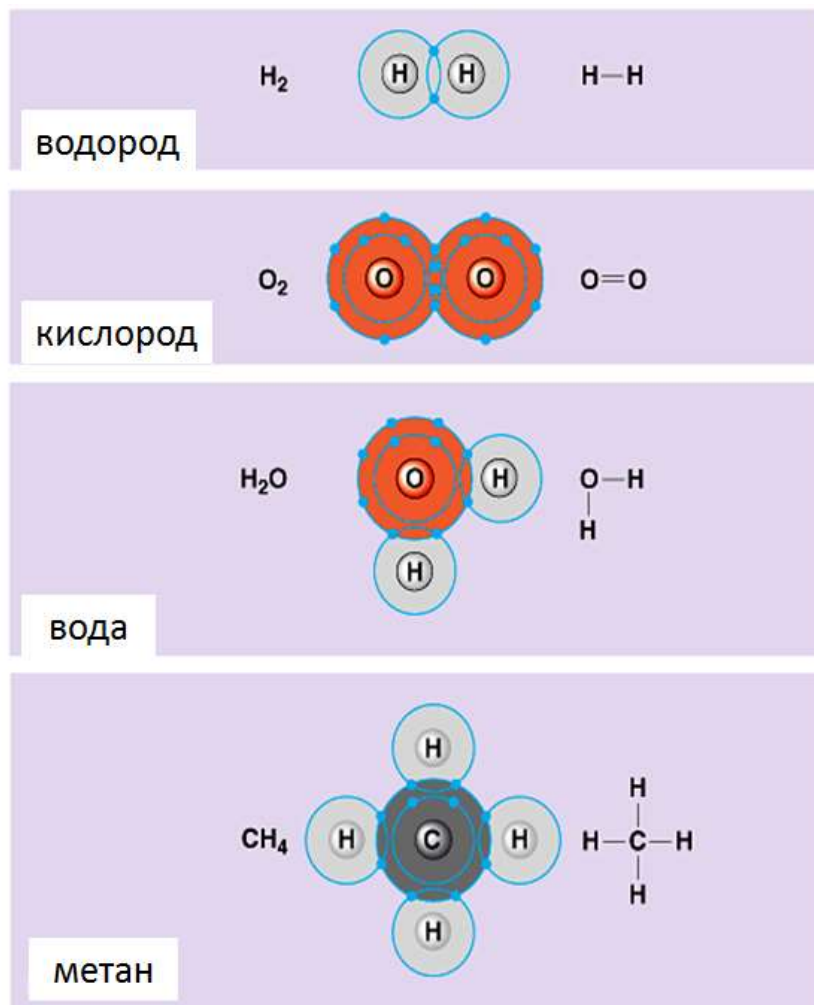
За разлика од јонската врска, каде имаме премин на електрон од еден кон друг атом и формирање на јони кои потоа меѓусебно интензивно се привлекуваат и се држат заедно, кај ковалентната врска имаме ситуација на делба на електрони помеѓу истородни или различни атоми, со цел да се добие стабилна 8-електронска конфигурација во последниот електронски слој. Притоа, во формирањето на ковалентната врска секој атом учествува со по еден (или повеќе) електрон(и) во креирањето на врска. Електроните што притоа се делат, припаѓаат истовремено и на двата атоми што учествуваат во формирањето на таа ковалентна врска. Школски пример за ковалентна врска е формирањето на молекула на Cl_2 од два атоми на Cl

Атомот на хлор е сместен во VII A група на периодниот систем, што значи дека Cl има 7 валентни електрони. Доколку имаме два атоми на хлор присутни во еден систем, тогаш секој од двата атоми на хлор би дал по еден електрон, при што би се формирал еден заеднички електронски пар што подеднакво би припаѓал и на двата атоми на хлор. Така ќе се формира една врска во која електронскиот пар е

заеднички за двата атоми што ја формираат таа врска, и на тој начин секој од двата хлорни атоми би добил 8 валентни електрони во последниот електронски слој, односно стабилна електронска конфигурација на инертниот гас аргон. Шематски, формирањето на ковалентна врска помеѓу атомите на хлор може да се прикаже на следниот начин:

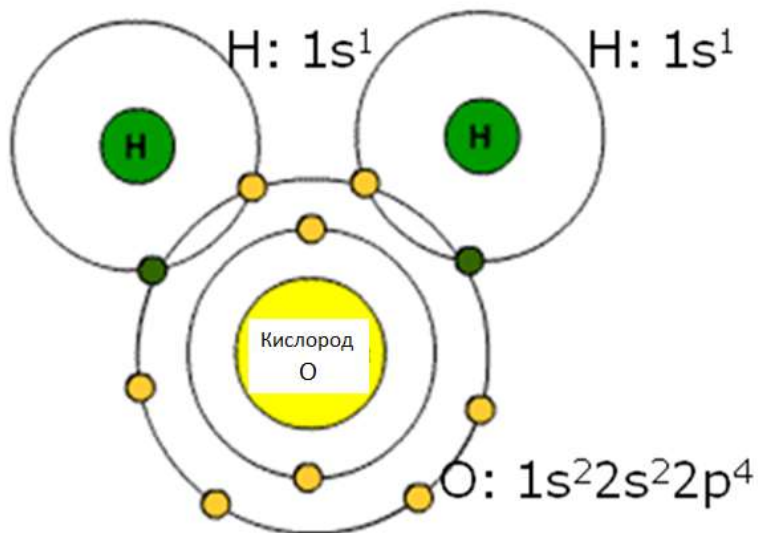


Неколку карактеристични примери за формирање на ковалентна врска кај познати соединенија се дадени на сликата подолу:



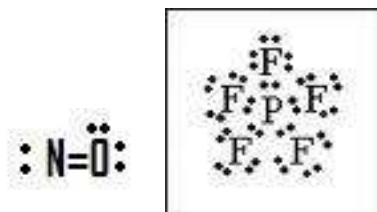
Слика 32. Формирање на ковалентни врски во молекулите на водород, кислород, вода и метан

Да го објасниме во овој дел и настанувањето на ковалентните врски во молекулата на вода, од атоми на водород и кислород. Секој атом на водород има електронска конфигурација $1s^1$ (водородот има само еден електрон). За да се добие електронска конфигурација на инертен гас најблизок до него, а тоа е He (He има електронска конфигурација $1s^2$), водородот треба да има уште еден електрон во својот состав. Кислородот пак, има конфигурација $1s^2 2s^2 2p^4$. Значи, тој во последниот електронски слој има 6 валентни електрони. За да дојде до состојба на стабилен октет, му недостасуваат уште 2 електрони. Така, два атоми на водород и еден атом на кислород влегуваат во реакција, при што доаѓа до споделување на по еден пар електрони (по еден електрон од секој атом на водород и два електрони од атомот на кислород), и притоа се формираат две ковалентни врски. Заедничките електронски парови припаѓаат подеднакво и на атомите на водород и на кислородот. На тој начин, секој атом на водород ќе има по два електрони (така ќе добие стабилна конфигурација на инертниот гас He), а кислородот ќе има 8 електрони во последниот електронски слој (или електронска конфигурација на благороден гас $_{10}Ne$). На таков начин се објаснува постоењето на ковалентните врски. Шематски формирањето на ковалентните врски во молекулата на вода е прикажано на следната слика:



Слика 33. Формирање на ковалентна врска од водород и кислород во молекулата на вода

Треба да напоменеме дека кај одреден број на ковалентни соединенија постојат и исклучоци од правилото за стабилен октет. Такви две соединенија се на пример азот моноксид и фосфор V флуорид. Кај првото постои неполн октет, додека кај второто соединение постои т.н. проширен октет.



Слика 34. Непотполнет октет кај соединението азот моноксид NO и проширен октет кај соединението PF_5

Притоа, треба да напоменеме дека освен единечни ковалентни врски, постојат и т.н. повеќекратни ковалентни врски, во кои два атоми споделуваат два или повеќе пара на електрони. Така, ако два атоми споделуваат 2 пара на заеднички електрони, тогаш имаме настанување на двојна врска, додека тројна врска-3 пара на споделени електрони.

Обично двојната и тројната врска се среќаваат кај:

C атомите; N атомите; O атомите;

C атомите и N, O или S атомите;

N атомите и O или S атомите;

S атомите и O атомите.

Школски пример за двојна врска имаме во молекулата на кислород O_2 што може да се запише како $\text{O}::\text{O}$ или $\text{O}=\text{O}$. Битно е да нагласиме во овој дел и неколку општи карактеристиките на ковалентните соединенија. Тие се главно молекуларни супстанции (значи изградени се од молекули), најголем дел од нив се тешко растворливи во вода, растворливи се во органски растворувачи, не спроведуваат електрицитет, имаат релативно ниски температури на топење и не се премногу цврсти. Во следната табела е направена компарација помеѓу својствата на едно

јонско соединение (NaCl -готварска сол) и на едно ковалентно соединение (сахароза-обичен шеќер).



Готварска сол

Компарација на својствата меѓу јонските и ковалентните соединенија



Шеќер

Јонски соединенија	Ковалентни соединенија
Цврсти на собна температура	не се цврсти како јонските соединенија
Многу високи температури на топење	генерално, имаат пониски температури на топење
Спроведуваат електрицитет кога се растворени во вода	помалку се растворливи во вода отколку јонските соединенија, нивните раствори не спроведуваат електрицитет
Јаки електролити	Никакви или многу слаби електролити
Структурата е изградена од јони со спротивен полнеж	Тие се молекуларни соединенија изградени од молекули

Табела 6. Компарација на својствата меѓу јонските и ковалентните соединенија

Јонски соединенија	Ковалентни соединенија
Цврсти на собна температура	Не се цврсти како јонските соединенија
Многу високи температури на топење	Генерално, имаат пониски температури на топење
Спроведуваат електрицитет кога се растворени во вода	Помалку се растворливи во вода отколку јонските соединенија, нивните раствори не спроведуваат електрицитет
Јаки електролити	Никакви или многу слаби електролити
Структурата е изградена од јони со спротивен полнеж	Тие се молекуларни соединенија изградени од молекули

Принцип за препознавање на типот на врската

Многу е битно во хемијата да знаеме како ќе распознаеме каков е типот на врската во едно дадено соединение, дали е јонска, ковалентна и сл.? Голем придонес кон препознавањето на типот на врската помеѓу два атоми во дадено соединение дал Linus Pauling (американски хемичар, еден од ретките добитници на 2 Нобелови награди во 1954 и 1962 година). Pauling, имено придонел кон распознавањето на типот на врските со воведувањето на поимот електронегативност. Електронегативноста се дефинира како релативна способност на атомите да привлекуваат електрони, како сопствени, така и од други атоми.

Правила за електронегативност:

-Електронегативноста се зголемува одејќи од долниот лев агол спрема горниот десен агол на периодниот систем

-Флуорот има најголема електронегативност = 4,0, а најмала електронегативност има франциумот = 0,7. Од ова произлегува дека флуорот има најголем афинитет кон електрони (тој ги сака електроните и ги привлекува кон себе), а франциумот има најмал афинитет кон електроните (ги мрази електроните).

Електронегативностите на најголем број на атомите од периодниот систем се дадени во следната табела:

Електронегативност на елементите Скала на Pauling

												H 2.1					
IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
		IIIB	IVB	VB	VIB	VII	VIII			IB	IIIB						
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.1-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac-No 1.1-1.7															

©Houghton Mifflin Company. All rights reserved.

Слика 35. Електронегативност на елементите според скалата на Pauling

Според скалата на електронегативност дадена на претходната слика, Pauling ги дефинирал и својствата на врските. Така, тој предложил:

-Кога разликата во електронегативностите (електронегативност=ЕН) на два елемента што градат врска во едно соединение $EN=0$, тогаш станува збор за НЕПОЛАРНА КОВАЛЕНТНА ВРСКА;

-Кога разликата во електронегативностите (електронегативност=ЕН) на два елемента што градат врска во едно соединение $0 < EN < 1,5$, тогаш станува збор за ПОЛАРНА КОВАЛЕНТНА ВРСКА;

-Кога разликата во електронегативностите (електронегативност=ЕН) на два елемента што градат врска во едно соединение $EN > 1,5$, тогаш станува збор за ЈОНСКА ВРСКА.

Пример: Од каков тип се врските во соединенијата $O=O$, H_2O , NaF ?

Неполарна ковалентна $O=O$

Поларна ковалентна врска H_2O

Јонска врска NaF

Како знаеме? Па, едноставно ги гледаме бројните вредности за електронегативност на атомите што учествуваат во градбата на една врска (од претходната табела) и правиме едноставно разлика помеѓу тие електронегативности, и од разликата во електронегативностите заклучуваме за каква врска се работи.

Водородна врска

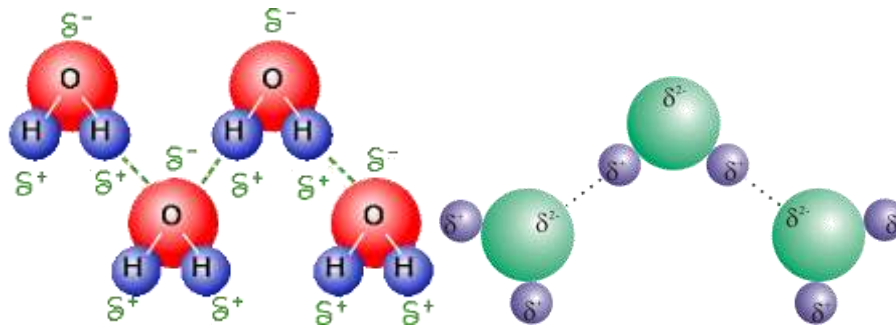
Водородната врска е една од најбитните врски во универзумот, без неа ниту животот на Земјата, ниту Ние не би постоеле!!!

Молекулата на вода има мала молекулска маса од само 18 (или моларна маса од 18g/mol). Просечната молекулска маса на воздухот е 27. Е сега, бидејќи молекулата на водата има мала маса што помала од просечната молекулска маса на воздухот,

водата би била многу слабо привлечена од земјината гравитација и таа не би се наоѓала во долните слоеви на атмосферата, туку би отишла во горните слоеви, а таму ние не би можеле да ја користиме. Е тоа не е така, затоа што кај водата постојат т.н. водородни врски помеѓу различните молекули на вода.

Имено, *врската во молекулата на вода е силно поларна*, бидејќи кислородот има поголем афинитет кон електроните од ковалентната врска што ја гради со водородот (О има поголема електронегативност од Н). Така, во молекулата на вода, делот каде што кислородот О има парцијален негативен полнеж, додека деловите од водата каде што се Н-атомите во молекулата на вода имаат парцијален позитивен полнеж.

Така, ако имаме повеќе молекули на вода, доаѓа до привлекување на позитивните делови (Н-атомите) од една молекула на вода, со деловите со негативен полнеж (О-атомите) од друга соседна молекула вода, при што се создава цврста водородна врска која ги држи молекулите на вода силно поврзани во една компактна структура и затоа водата е течна. Во спротивно, ако нема ваква водородна врска, водата би била во гасна состојба и како што рековме, таа не би постоела во атмосферата, туку ќе отиде нагоре кон стратосферата. А без вода-нема живот!!!

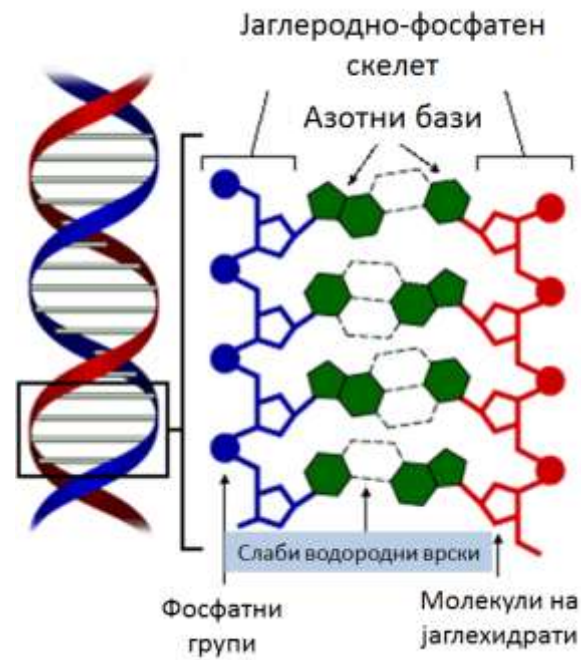


Слика 36. Приказ на формирањето на водородни врски помеѓу молекулите на вода.

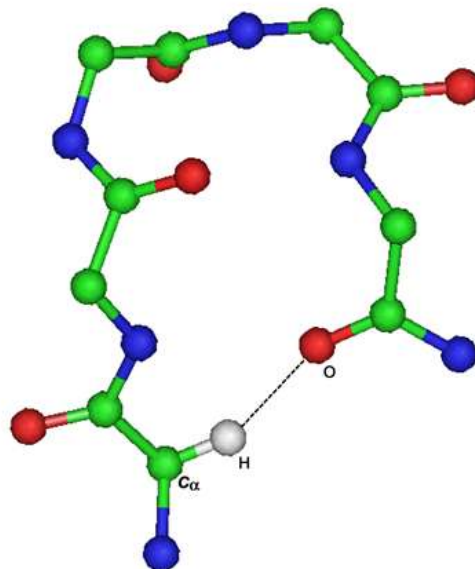
Со δ^- и δ^+ се означени парцијалните позитивни и негативни полнежи во молекулите на вода.

Водородната врска не се среќава само кај водата. Таа е имено присутна и во огромен број на битни органски и биохемиски молекули, како DNA, протеини,

пептиди и сл. Несомнено, водородната врска е еден од клучните фактори за постоењето на животот на Земјата во форма каква што го имаме.



Слика 37. Приказ на водородната врска во молекулите на DNA



Слика 38. Приказ на водородната врска во молекулите на протеините

Изучување на својствата на гасовите и растворите

Во овој дел од предметот Хемија ќе се обидеме да ги разгледаме својствата на главните форми во кои материјата се среќава во природата, а тоа се гасовите и растворите. Секако дека тука спаѓаат и цврстите тела, меѓутоа во овој курс својствата на цврстите тела не се од голема важност за нас.

Гасови

Гасовите се наједноставни за проучување од сите агрегатни состојби на материјата. Тоа е така затоа што привлечните сили меѓу молекулите на гасовите се мноооогу мали. Тоа ни овозможува гасовите да ги студираме без притоа да се земаат во предвид ефектите на привлечните сили. Инаку, главен фактор што ќе ни определи дали една материја ќе се наоѓа во гасовита, течна или цврста агрегатна состојба се привлечните сили помеѓу единките (молекулите, јоните...) што ја градат соодветната материја.

Основни својства на гасовите

Гасовите се супстанции што:

- можат да се компримираат
- се шират и го зафаќаат целиот волумен во садот во кој што се наоѓаат
- различните гасови лесно се мешаат меѓу себе
- се опишуваат преку нивната температура, притисокот, волуменот и бројот на молекули (нивното количество супстанца).

Притисокот кај гасовите (P) се дефинира како однос од силата и површината на гасот, т.е. $P=F/A$. Интернационална единица за притисок на гасовите е 1 Паскал (Pa), кој е дефиниран како $kg/(ms^2)$.

Некои поважни гасни закони

Boyle-ов закон-овој закон важи при константна температура и маса (m) на гасовите, и тој гласи: при константна температура и маса, волуменот на гасот (V) е обратно пропорционален со притисокот

$$V \propto 1/P$$

$$V = a * 1/P$$

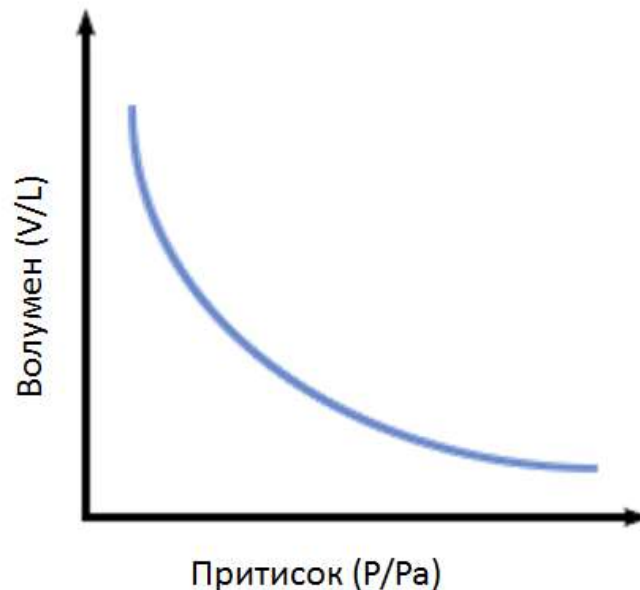
каде со a е означена константата на пропорционалност што зависи од природата на гасот (дали гасот е јаглерод моноксид, кислород, сулфур триоксид и сл.). Бојл-овиот закон може да се запише и во скратена математичка форма, како

$$VP = const$$

$$V_1P_1 = a = V_2P_2$$

$$V_1P_1 = V_2P_2$$

Зависноста на волуменот од притисокот при константна маса и температура е прикажана на следниот график:



Слика 39. График на зависноста на волуменот од притисокот. Графикот е последица од Boyle-овиот закон

Charles-ов закон-овој закон важи при константен притисок и константна маса:

При константен притисок и маса, волуменот на секој гас е пропорционален со температурата (T):

$$V \propto T$$

$$V = b * T$$

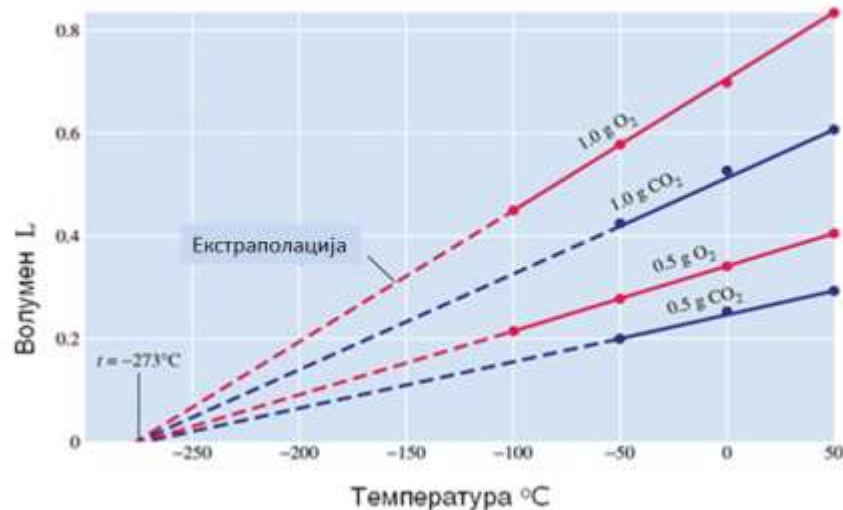
каде b е константа на пропорционалност што зависи од природата на гасот. Чарлс-овиот закон може да се запише во скратена математичка форма, како

$$V/T = b$$

$$V_1/T_1 = b = V_2/T_2$$

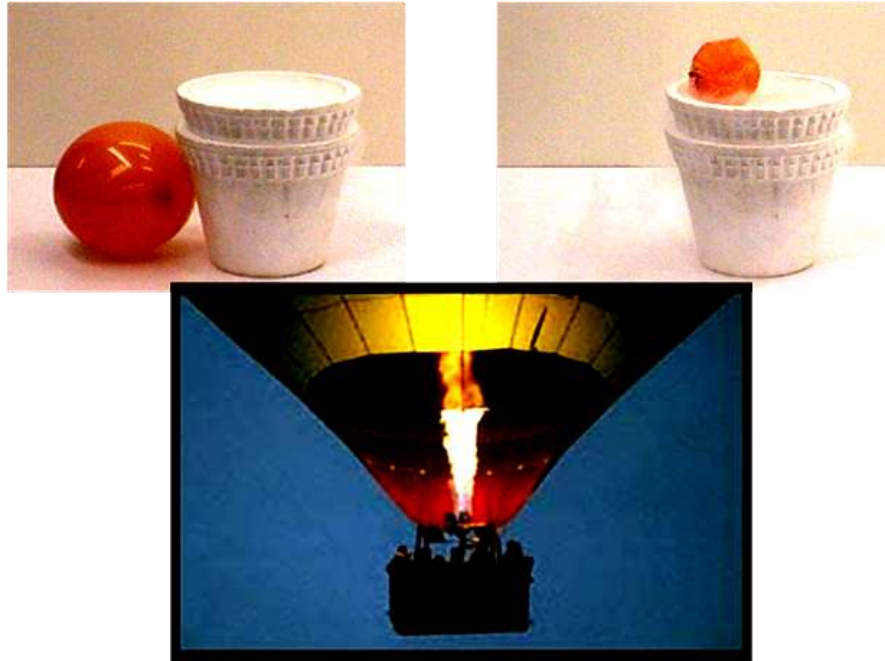
$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

Графикот на зависноста на волуменот од температурата, при константна маса и константен притисок на различни гасови е даден на следната слика



Слика 40. График на зависноста на волуменот од температурата. Графикот е последица на Charles-овиот закон

Неколку визуелни примери за Чарлсовиот закон се дадени на долните слики:



**волуменот на секој гас е пропорционален со температурата-
повисока температура=поголем волумен и обратно**

Слика 41. Експериментални примери за зависноста на волуменот на гасовите од температурата: повисока температура=поголем волумен и обратно

Имајќи предвид од претходните два закони дека волуменот на гасот е правопрпорционален со температурата, а обратно-пропорционален со притисокот, можеме математички да дефинираме еден комбиниран гасен закон, кој би ја имал следната форма:

При константна маса на секој гас, важи релацијата

$$V \propto T / P$$

$$V = d * (T / P)$$

каде d е константа на пропорционалност што зависи од природата на гасот. Овој комбиниран гасен закон може да се запише и во скратена математичка форма, како

$$VP/T = d \text{ или}$$

$$\frac{V_1 P_1}{T_1} = d = \frac{V_2 P_2}{T_2} \text{ односно } \frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_2 P_2}{T_2}$$

Авогадров закон и моларен волумен

При константен притисок и температура волуменот на секој гас е пропорционален со количеството (моловите) на тој гас

$$V \propto n$$

$$V = g \cdot n$$

каде g е константа на пропорционалност. Авогадровиот закон може математички да се запише во следните форми:

$$V/n = g$$

$$V_1/n_1 = g = V_2/n_2$$

$$V_1/n_1 = V_2/n_2$$

Директна последица од Авогадровиот закон е дефиницијата за моларен волумен на гасовите V_m што гласи:

-при константен притисок P ($P=101\,325$ Pa) и константна T ($T=273,15$ K), еден мол (1 mol) од секој (идеален) гас завака волумен од $22,4$ dm³ (или $22,4$ L)-ова е т.н. моларен волумен V_m . V_m е дефиниран како:

$$V_m = V/n \quad (V_m \text{ има единици dm}^3/\text{mol}) \quad V_m = 22,4 \text{ dm}^3$$

Ова квантитативно е прикажано на долната слика. На неа гледаме дека 1 mol од секој од гасовите Ar, N₂ и H₂ (а 1 mol од сите овие гасови одговара на различни маси на соодветните гасови) има волумен од 22,4 литри.

	Ar	N ₂	H ₂
Волумен	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Притисок	1 atm	1 atm	1 atm
Температура	0°C	0°C	0°C
Маса на гасот	39.95 g	28.01 g	2.02 g
Број на молекули од гасот	6.022×10^{23}	6.022×10^{23}	6.022×10^{23}

Слика 42. Волуменот што го зафаќаат 1 mol на различни по природа гасови, при стандардни услови е секогаш 22,4 L

Внимавај: Температурата T во сите овие изрази за гасните закони МОРА да е изрзена во К (келвин)

$$T(\text{K}) = 273,15 \text{ K} + T(^{\circ}\text{C})$$

Ова е релацијата помеѓу термодинамичката температура (T во К) и температурата изразена во Целзиусови степени $T(^{\circ}\text{C})$

Закон за идеални гасови

Под терминот “идеален гас” се подразбира гас кај кого нема привлечни сили меѓу молекулите на тој гас. За идеалните гасови важи следната релација:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

каде R е универзална константа и таа има вредност од $R = 8,314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$.

Во суштина, равенката за идеални гасови ги обединува претходно споменатите гасни закони. Оваа равенка мора да ја знаеме, бидејќи преку неа можеме да пресметуваме многу важни физички величини на гасовите, како густината, моларната маса и сл. (за ова повеќе на вежби). Кај равенката за идеални гасови има една “мала” дигресија. Имено, равенката за идеална гасна состојба ни кажува дека при температура на 0 К ($T = 0 \text{ K}$), волуменот на гасот би требало да биде нула!!! Да размислиме дали е тоа можно???

Dalton-ов закон за парцијалните притисоци (овој закон важи за смеса од гасови)

Вкупниот притисок на смеса од гасови е сума на притисоците од поединечните гасови (парцијалните притисоци) на гасовите што ја сочинуваат таа гасна смеса:

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + P_4 + \dots$$

каде $P_T \Rightarrow$ вкупен притисок на гасната смеса

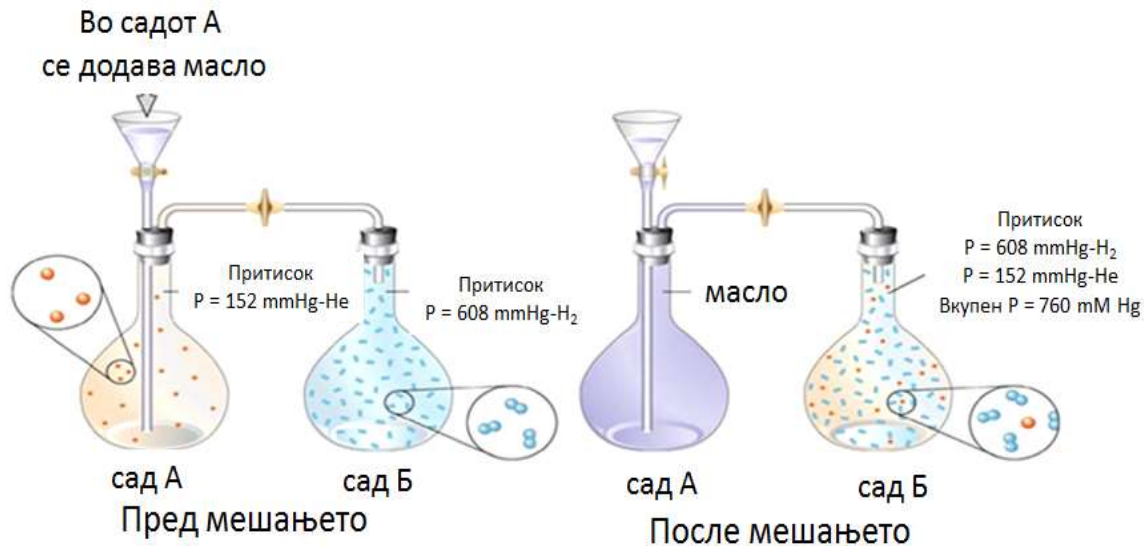
$P_1 \Rightarrow$ парцијален притисок на гасот бр. 1

$P_2 \Rightarrow$ парцијален притисок на гасот бр. 2

$P_3 \Rightarrow$ парцијален притисок на гасот бр. 3

$P_4 \Rightarrow$ парцијален притисок на гасот бр. 4

Далтоновиот закон за парцијалните притисоци наједноставно ќе го разбереме од следната слика:

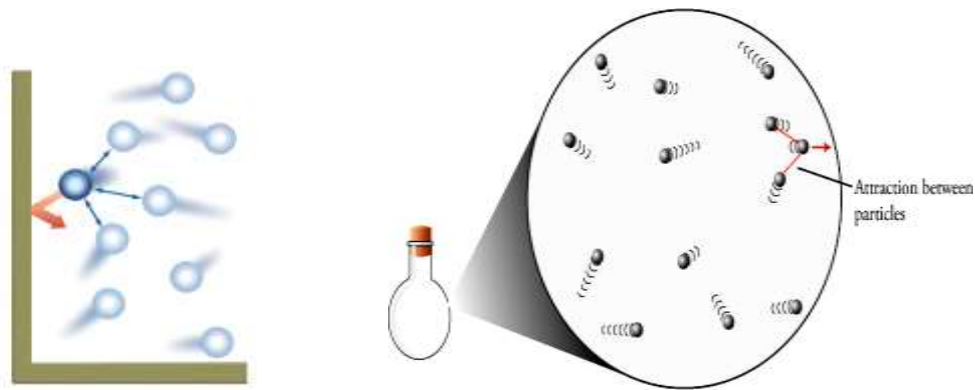


Слика 43. Шематски приказ на Далтоновиот закон за парцијалните притисоци

На левата страна, во два садови кои се поврзани меѓу себе имаме два различни гасови, He и H_2 . Пред овие гасови да се измешаат, притисокот во левиот сад (каде е сместен He) е 152 mm живин столб (ова е алтернативна мерка за притисок), додека притисокот во садот каде што е сместен H_2 гасот е 608 mm живин столб. Потоа, во едниот од садовите каде што е сместен He додаваме масло, сè додека волуменот на тој сад не биде целосно исполнет со масло. Бидејќи хелиумот не се раствора во маслото, тој преку спојката (која сега ќе ја отвориме) ќе премине на десната страна, т.е. во садот каде што се наоѓа H_2 гасот. Ако сега го измериме вкупниот притисок во десниот сад во кој постојат и двата гасови, ќе видиме дека тој притисок е еднаков на 760 mm живин столб, односно тој е едноставно сума од поединечните (парцијалните) притисоци на обата гаса пред тие да се измешаат. Тоа е суштината на Далтон-овиот закон.

Реални гасови

Во природата не е сè така идеално, како што ние претпоставивме кај идеалните гасови. Гасовите во природата се реални гасови, и тие имаат конечен волумен на температура од 0 К. Кај реалните гасови постојат привлечни сили помеѓу честичките (молекулите) што го сочинуваат гасот. Така, притисокот што честичките од гасот го вршат врз ѕидовите на садот во кој би биле тие затворени, е помал доколку би бил пресметан врз основа на равенките за идеални гасови. Тоа е затоа што дел од силите на честичките се ангажирани во интеракции помеѓу самите молекули на гасот. Шематски, таа ситуација е прикажана



Слика 44. Приказ на притисокот што го вршат реални гасови врз ѕидовите на садот, кога се затворени во сад со конечен волумен

Да напоменеме само дека состојбата на реалните гасови најдобро е опишана со Van der Waals-овата равенка која ја има следната форма:

$$(P + a/V^2)(V - b) = nRT$$

каде

a -е фактор што ги опишува привлечните сили помеѓу честичките од гасот а,
 b -е резидуален волумен

Раствори

Во хемијата, *под поимот раствор се подразбира хомогена смеса од две или повеќе супстанции*. Значи, за да имаме раствор, неопходно е да имаме најмалку 2 различни супстанции што можат во определена мерка да бидат мешливи меѓу себе. Растворите се едни од најбитните системи во хемијата, а тоа е поради фактот што најголем број од хемиските реакции се изведуваат токму од раствори. Секој раствор е составен од растворувач и растворена супстанца. Растворувач е супстанцата што е присутна во поголема количина во растворот, или алтернативно растворувач е супстанцата што би имала иста агрегатна состојба како и крајниот раствор.

Растворувачот може да биде во течна или во гасовита агрегатна состојба. Супстанцата што е присутна во помала количина во растворот се нарекува растворена супстанца. Растворената супстанца може да биде во гасна, течна или цврста агрегатна состојба. Еден школски пример за раствор е растворот составен од вода (растворувач) и готварска сол (растворена супстанца), даден на сликата подолу:



Слика 45. Пример за приготвување на раствор

Во зависност од агрегатната состојба, постојат три вида на раствори и тоа:

- гасни раствори-воздухот
- течни раствори-пијалочите, водата што ја пиеме
- цврсти раствори-челикот и сите легури

Терминологија кај растворите

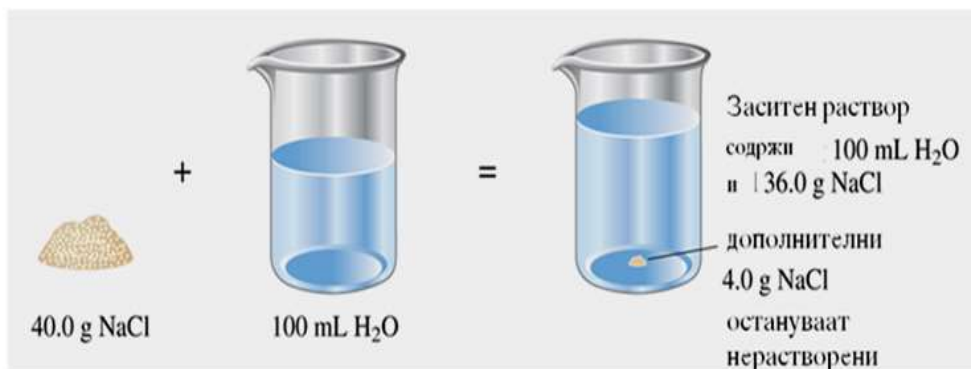
Во зависност од тоа колкав дел од растворената супстанца е растворен во растворувачот, растворите може да се поделат на:

-Заситени раствори-

тоа се раствори што содржат нерастворен дел од растворливата супстанца (при дадена температура) и

-Незаситени раствори-

тоа се раствори што содржат помалку од максималната можна количина на растворливата супстанца. Еден пример за заситени раствори е даден на следната слика:



Слика 46. Пример за заситен раствор

Мешливи и немешливи течности

Пример за мешливи течности-вода и алкохол

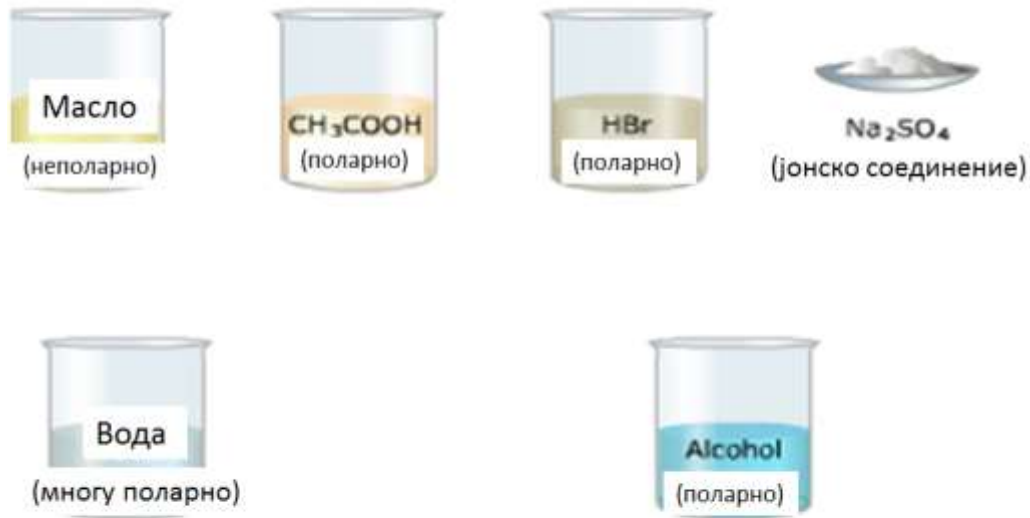
Пример за немешливи течности-вода и масло, вода и октанол и сл.

Кај немешливите течности постои видлива граница помеѓу двете течности. Битна работа што треба логички да ја препознаваме при мешањето на две течности или при процесите на растворувањето е: Како можеме врз база на структурата на растворувачот и структурата на растворената супстанца да претпоставиме дали ќе дојде до мешање (растворување) на две супстанции или не? Одговор на тоа ни дава природата односно поларноста на супстанциите. Тоа е факторот што најчесто дава прелиминарни информации дали две течности ќе бидат мешливи или не. Ако на пример имаме две течности што се поларни, тогаш се очекува тие да бидат добро мешливи, пример алкохол и вода (растворот десно на сликата). Доколку пак едната течност е поларна, а другата неполярна (вода и масло, како на сликата лево), тогаш мала е веројатноста двете течности да бидат мешливи. Слична аналогија важи и кај растворите. Ако растворувачот е поларен и ако растворената супстанца е од јонски или од поларно-ковалентен карактер, тогаш се очекува растворање на растворливата супстанца во растворувачот. Доколку пак растворувачот е неполарен (такви се голем број од органските растворувачи, како на пример ацетон, октанол, нитробензен), тогаш мала е веројатноста дека ќе дојде до меѓусебно растворување. Два примери за мешливи и немешливи течности се претставени на следната слика:



Слика 47. Пример за немешливи и мешливи течности

Прашање: Натриум сулфат (Na_2SO_4) е јонско поларно соединение. Во кои од следниве растворувачи очекуваме да се раствори натриум сулфат?



Слика 48. Примери на поларни и неполарни растворувачи

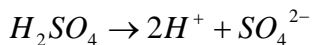
Електрични својства на растворите

Едно од најкарактеристичните својства на растворите е нивната способност да спроведуваат електрична енергија. Ова својство главно го поседуваат растворите во кои растворените супстанции се јонски соединенија. Јонските соединенија (најголемиот дел од нив) во вода не постојат како здружени единки или како молекули, туку тие под дејство на водата дисоцираат на позитивни и негативни јони.

Процесот на разложување на соединенијата на јони кога ќе се растворат во вода се вика електролитна дисоцијација. Присуството на јони што имаат електричен полнеж е всушност предуслов да може низ растворите да се пренесува електрична струја, кога во таквите системи се внесат спроводници (електроди) чиј потенцијал е контролиран од надворешен извор.

Да запомниме дека електролити се најголем дел од киселините, базите и солите.

-*Јак електролит*-е оној што е целосно јонизиран во растворите, NaCl, HCl, NaOH... Кога на пример имаме растворено NaCl во вода, тогаш во водениот раствор НЕ ПОСТОЈАТ ЕДИНКИ на NaCl, туку натриум хлоридот е ЦЕЛОСНО дисоциран на Na^+ катјони и Cl^- анјони што се солватирани (обиколени) со молекули од вода. Така е и со сите останати јаки електролити. Кај јаките електролити, кога се растворени во вода, кај нив постојат само јони. Јаки електролити се на пример сите соли, од киселините-азотната киселина, сулфурната киселина, хлоридната киселина, од базите-натриум хидроксид, литиум хидроксид, калиум хидроксид. Еве неколку примери за електролитна дисоцијација на јаки електролити во вода:



-*Слаб електролит*-е оној што е делумно јонизиран во растворите, такви се-оцетна киселина, винска киселина, цијановодородната киселина, амонијакот (т.е. амониум хидроксид). Значи, кога имаме раствор на оцетна киселина растворена во вода, тогаш, бидејќи оцетната киселина е слаб електролит, во растворот ќе имаме определен (мал) број на јони (ацетатни анјони и протони) ошт потекнуваат од дисоцијацијата на оцетната киселина, но во значително поголем број ќе имаме присутни недисоцирани молекули од оцетна киселина.

Еве неколку примери за електролитна дисоцијација на слаби електролити во вода:



внимавај на должината на стрелките

во равенките, тие ни кажуваат која фракција ја имаме повеќе во растворот!



-Не-електролити-нејонски раствори-такви се на пример растворите на голем број органски соединенија што се главно ковалентни соединенија-раствор на алкохол во вода, раствор на етер во вода, нафта и сл. Овие соединенија се главно молекулски соединенија и во вода не дисоцираат, туку постојат како стабилни молекули. Различните електрични својства на различни (по природа) раствори визуелно може да се перцепираат од следните неколку дијаграми:



Слика 49. Електрична спроводливост на не-електролит-во овој случај имаме раствор на етанол во вода



Слика 50. Електрична спроводливост на слаб електролит-во случајов имаме растворено оцетна киселина во вода



Слика 51. Електрична спроводливост на јак електролит-во случајов имаме растворено натриум хлорид во вода

Причини поради кои доаѓа до растворање на супстанциите во вода

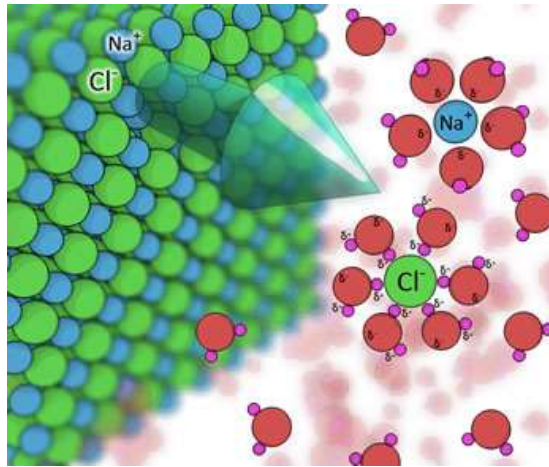
Објаснување на јон-дипол интеракциите

Во овој дел, добро е накратко да се запознаеме на кој начин јонските и поларните соединенија се растворуваат во вода. При изучувањето на својствата на јонската врска видовме дека водата е поларно соединение. Молекулата на вода, имено, има позитивен дел (парцијален полнеж) што се наоѓа на атомите на водород и негативен дел (негативен парцијален полнеж) што е сконцентриран на кислородниот атом. Тоа е така поради различниот афинитет кон електроните (различната електронегативност) на кислородот и водородот (кислородот, нели, имаше поголем афинитет кон електронот, па затоа тој ги привлекува електроните од ковалентната врска со водородот повеќе спрема себе).

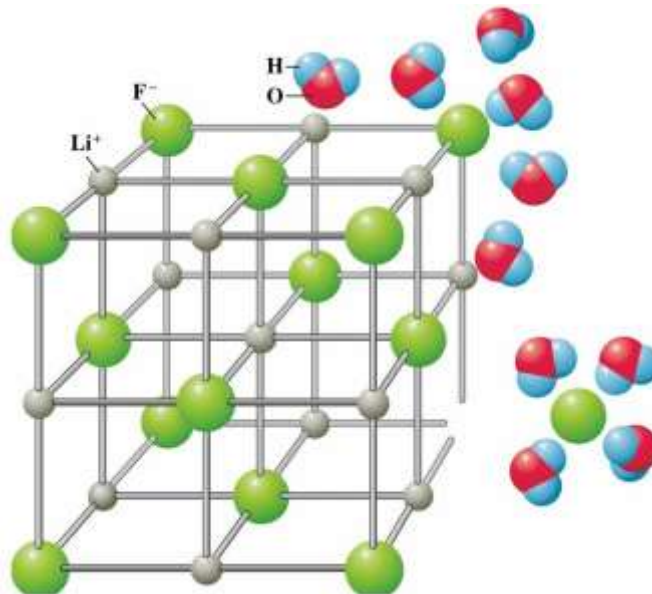
При растворувањето во вода, на пример на некое јонско соединение, позитивните јони од кристалната решетка на тоа соединение се привлечени од негативниот дел од молекулите на вода, додека негативните јони од јонското соединение (анјоните) се привлечени од позитивните делови на молекулите од

вода. На тој начин доаѓа до разрушување на кристалната решетка од јонското соединение и до извлекување на јоните од кристалната решетка кон водата.

Во водата јоните што се растворени не се наоѓаат слободни, туку тие се солватирани (обиколени) со повеќе молекули од вода. Овој процес на растворање на соединенијата во вода се нарекува хидратација. Два примери за растворање на јонски соединенија во вода се претставени на сликите подолу:



Слика 52. Шематски приказ на растворувањето на NaCl од кристална состојба во вода



Слика 53. Приказ на процесот на растворање на јонското соединение литиум флуорид LiF во вода

Начини на изразување на квантитативниот состав на растворите

Многу често постои потреба да ги изразиме составите на растворите, односно да претставиме каков е составот (количински или масен на еден раствор). Постојат повеќе начини на изразување на квантитативниот состав на растворите. Со физичките величини со кои се изразува квантитативниот состав на растворите, всушност, ние дознаваме КОЛКУ имаме од растворената супстанца (или од растворувачот) во еден раствор. Квантитативниот состав на растворите може да се изрази преку густината, количинската и масената концентрација или преку масени или количински удели.

Начини на изразување на квантитативниот состав на растворите

Густина на растворите ρ - е однос од масата на растворот и волуменот на растворот:

$$\rho(\text{раствор}) = m(\text{раствор}) / V(\text{раствор}) \quad \text{единици се } \text{kg/dm}^3$$

Масен удел w - е однос на масата на определена супстанца (растворена супстанца или растворувач) и вкупната маса на целиот раствор, се изразува во проценти

A-растворена супстанца; B-растворувач

$$w(A) = m(A) / [m(A) + m(B)] \%$$

Масена концентрација γ - е однос на масата на растворената супстанца и волуменот на растворот

$$\gamma = m(B) / V(\text{раствор}) \quad \text{единици се } \text{kg/dm}^3$$

Количинска концентрација c - е однос на количеството на растворената супстанца (моловите и волуменот на растворот)

$$c = n(B) / V(\text{раствор}) \quad \text{единици се } \text{mol/dm}^3$$

Примената на овие формули најдобро ќе ја сфатиме преку практични примери и решавање на задачи. Тоа е важен дел од нумеричките вежби по предметот Хемија (погледнете го Практикумот и следете ги внимателно теоретските вежби со асистентките, решавањето на вакви задачи е многу битен сегмент за успешна реализација на предметот Хемија).

Хемиски реакции

Како што знаеме од секојдневното искуство, хемиските реакции се процеси при кои настануваат хемиски промени на елементите или соединенијата што се учесници во конкретниот процес. Дека во еден систем се одвива хемиска реакција најлесно ќе препознаеме ако во текот на процесот се издвојува гас, се променува бојата на растворот или се добива цврст талог-тоа се визуелни хемиски промени.

Во хемиските реакции имаме супстанции што се присутни на почетокот на хемиската реакција и тие се нарекуваат РЕАКТАНТИ, и супстанции што се добиваат на крајот од хемиската реакција, тие се нарекуваат ПРОДУКТИ. Значи, во хемиските реакции реактантите претрпуваат хемиски промени и притоа се добиваат продукти.

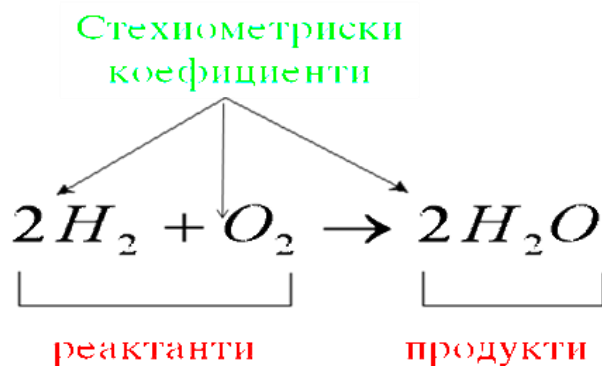
-Пример за една хемиска реакција



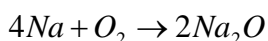
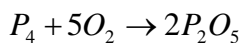
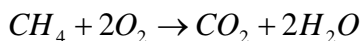
Слика 54. Сахарозата (реактант) при загревање се претвора во карамела (продукт)

Вообичаен начин во хемијата е хемиските реакции да се претставуваат со помош на хемиски равенки. Хемиската равенка се состои од хемиски формули и симболи на супстанциите што учествуваат во една хемиска реакција. Вообичаено, на левата страна од хемиските равенки се пишуваат хемиските симболи и формули

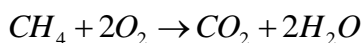
на реактантите, додека хемиските симболи на продуктите се од десната страна на хемиската равенка. Бидејќи знаеме дека во хемиските реакции вкупниот број на атомите од секој хемиски елемент не се менува (атомите ниту може да се уништат, ниту да се добијат од “некаде”), хемиските равенки скоро секогаш се изедначуваат. При изедначувањето, пред хемиските формули од левата и десната страна се пишуваат соодветни СТЕХИОМЕТРИСКИ КОЕФИЦИЕНТИ (позитивни цели броеви). Тоа се прави за бројот на истородни атоми од секој хемиски елемент од левата и десната страна на хемиската равенка да е еднаков.



Еве неколку примери за хемиски реакции:



Да го разгледаме примерот на првата хемиска равенка што е изедначена:



Стехиометриските индекси во оваа хемиска реакција се: 1 пред CH_4 , 2 пред O_2 , 1 пред CO_2 и два пред H_2O . Поради тоа што 1 како стехиометриски коефициент не се пишува, стехиометриските коефициенти пред CH_4 и пред CO_2 се изоставени. Стехиометрскиот коефициент напишан пред соодветната формула ги множи сите атоми на хемиските елементи што се вклучени во таа формула. Така, од горната хемиска равенка гледаме дека бројот на С, Н и О атоми од левата и од десната страна на хемиската равенка е еднаков.

Стехиометриските коефициенти во хемиските равенки, всушност, ни кажуваат КОЛКАВ Е БРОЈОТ НА МОЛОВИТЕ од соодветните соединенија (или

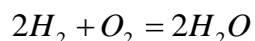
соодветните атоми) што учествуваат во дадената хемиска реакција. Така, од хемиската равенка $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ можеме да извлечеме заклучок дека во оваа хемиска реакција 1 мол CH_4 реагира со два мола O_2 и притоа се добиваат 1 мол CO_2 и 2 мола H_2O . Значи, *стехиометриските коефициенти ни го покажуваат квантитативниот однос на количествата на супстанциите што учествуваат во дадена хемиска реакција*. Израмнувањето на хемиските равенки, како и решавање на задачи од пресметки врз основа на хемиските равенки се предвидени во поопширен формат во теоретските вежби по предметот Хемија.

Класификација на хемиските реакции

Постојат повеќе видови на хемиски реакции и нивната класификација е направена главно во зависност од видот на продуктите што се добиваат, природата на реактантите, механизмот на одвивање на реакциите и сл. Генерално, хемиските реакции можеме да ги поделиме на следните групи:

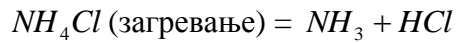
- Реакции на комбинирање или синтеза
- Реакции на разградување
- Јонски реакции и реакции при кои доаѓа до преципитација (формирање талог) (познати се уште како реакции на истиснување)
- Реакции на формирање на комплексни соединенија
- Реакции на неутрализација-тоа се реакции помеѓу киселини и бази
- Оксидо-редукциски реакции (реакции во кои доаѓа до размена на електрони)
 - Реакциите на синтеза опфаќаат реакции каде доаѓа до формирање на ново соединение од поедноставни соединенија или елементи.

Пример:



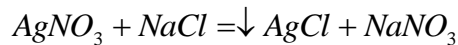
-Реакции на разградување (декомпозиција) се хемиски реакции каде доаѓа до разградување на едно сложено соединение поедноставни соединенија или на составните компоненти од кои тоа соединение е изградено

Пример:

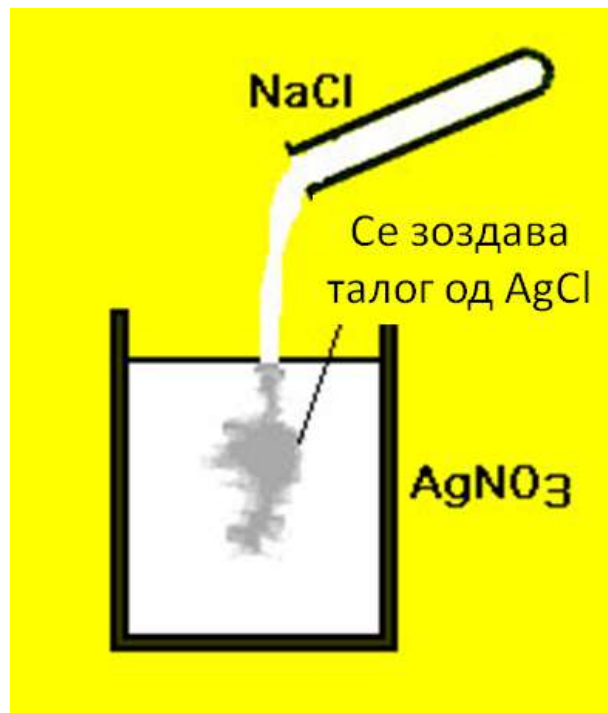


-Реакции на јонска измена и реакции на преципитација-кај овие реакции доаѓа до меѓусебна размена на јони и најчесто се проследени со формирање на талог. Јонските реакции се карактеристични за соединенија кои се најчесто од јонска природа и се дисоцирани на јони кога се во растворот. Кај реакциите на преципитација се добива ново соединение кое што е во вид на тешко растворлив талог.

Пример за реакција на преципитација:



$AgCl$ е талог (тешко растворливо соединение во вода, види ја сликата подолу)



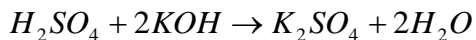
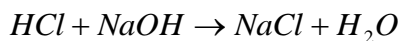
Слика 55. Пример за реакција на таложење на $AgCl$ при реакција на $NaCl$ и $AgNO_3$

Пример за реакција на јонска измена: $NaCl + HNO_3 = NaNO_3 + HCl$

Реакции на неутрализација:

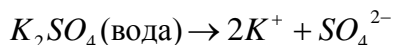
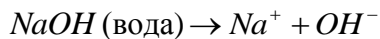
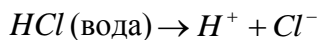
Реакции на неутрализација се реакции што се одвиваат помеѓу киселини и бази, при што како продукти на реакцијата на неутрализација се добива сол и вода. Во овој дел, потребно е да знаеме што се тоа киселини и бази (тоа го учевме при номенклатурата на соединенијата и пак ќе се навратиме во наредните лекции). Киселини се супстанции што даваат H^+ јони кога се растворени во вода, додека бази се супстанции што даваат OH^- јони кога се растворени во вода.

киселина + база \rightarrow “сол” + вода



Забелешка: Кога се наоѓаат растворени во вода, најголем дел од киселините, базите и солите не опстојуваат како молекули, туку тие се дисоцирани на јони. Оние киселини, бази и соли што во воден раствор се потполно дисоцирани на јони се наречени ЈАКИ киселини и ЈАКИ бази.

Процесот на разложување на едно соединение на јони во присуство на вода се вика дисоцијација.



Како што рековме во претходната лекција, најголем дел од киселините, базите и солите се електролити, а тоа значи дека нивните водени раствори спроведуваат електрична енергија поради присуството на јони (кои се добиваат со дисоцијација на овие соединенија во вода).

Јак електролит-целосно јонизиран во водените раствори

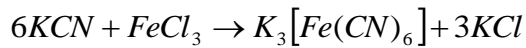
Слаб електролит-делумно јонизиран во растворите

Не-електролити-нејонски раствори, постојат како растворени молекули во вода-пр. алкохол во вода.

Реакции на формирање на комплексни соединенија

Комплексните соединенија (најчесто се обоени во раствор) се посебен тип на хемиски соединенија кои покажуваат исклучително голема стабилност и тешко дисоцираат во водени раствори.

Пример:



калиум хексацијаноферат III



Слика 56. Примери за некои комплексни соединенија

Оксидо-редукциски реакции (редокс реакции)

Оксидо-редукциските (редокс) реакции се таков тип на хемиски реакции каде доаѓа до размена на електрони помеѓу атомите на различните реактанти. Важноста на оксидо-редукциските реакции може да се утврди доколку наброиме само некои од процесите што се поврзани во размена на електрони.

Оксидо-редукциски процеси имаме кај:

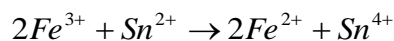
- дишењето
- процесите на корозија
- горењето на горивата

- реакциите во живите организми при синтеза на АТР и синтезата на кислород во растенијата
- дејството на лековите врз разните микроорганизми при разните болести
- дејството на пестицидите врз штетниците

Во биолошките системи и во живите клетки, повеќе од 95 % од реакциите што се одвиваат сè во суштина, оксидо-редукциски реакции. Затоа е битно да ја разбереме суштината на овие процеси.

За разлика од јонските реакции или реакциите на неутрализација, кај кои не доаѓа до промена на валентноста на учесниците во хемиските реакции, кај оксидо-редукциските реакции доаѓа до промена на валентноста на најмалку два атоми од учесниците во хемиската реакција.

Пример:



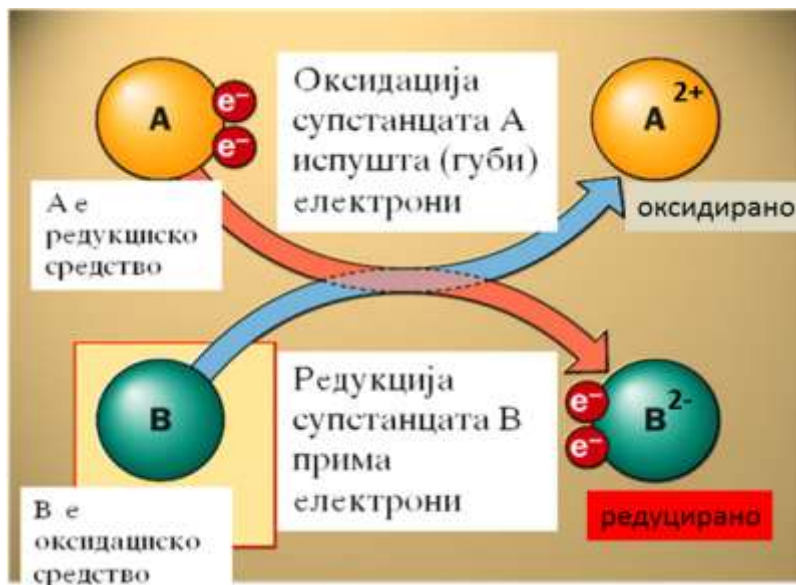
Во оваа реакција железо (III) и калај (II) реагираат и разменуваат електрони, при што како продукти се добиваат железо (II) и калај (IV). Вкупниот полнеж од левата и десната страна мора да биде еднаков (во случајов тој е 8+).

Значи, да запамтиме дека **кај оксидо-редукциските реакции** доаѓа до **РАЗМЕНА** (примање и оддавање) на електрони помеѓу реактантите во таа хемиска реакција. Притоа, важно да запомниме дека: *Бројот на оддадени (испуштени) електрони во една оксидо-редукциска реакција МОРА да биде еднаков со бројот на примени електрони!* Тоа е така затоа што не може електроните слободно да опстојуваат во просторот како независни честички.

Процесот на оддавање на електрони се вика ОКСИДАЦИЈА, додека процесот на примање на електрони се нарекува РЕДУКЦИЈА. Таму каде што има оксидација, мора да има и редукција! Со други зборови: ако имаме една супстанца што ќе испушти електрони, МОРА да има и друга супстанца што ќе ги прими тие електрони! Едно без друго на оди!!!

За супстанцата што испуштила електрони велиме дека се ОКСИДИРАЛА, додека за супстанцата што примила електрони велиме дека се РЕДУЦИРАЛА.

Меѓутоа, таа супстанца што се оксидирала (таа што оддала електрони) претставува РЕДУКЦИСКО СРЕДСТВО! Тоа е така затоа што електроните што таа супстанца ги испуштила, го редуцирале другиот реактант (супстанца) во реакцијата! По аналогија, супстанцата што се редуцирала (таа што примила електрони) е ОКСИДАЦИСКО СРЕДСТВО, затоа што примајќи електрони, таа супстанца овозможила другиот партнер во оксидо-редукциската реакција да се оксидира! Збунувачки малку, нели?

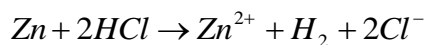


Слика 57. Шематски приказ на процесите на оксидација и редукција

Пример за оксидо-редукциска реакција растворање на метален цинк во HCl



Слика 58. Растворањето на метален цинк во HCl е оксидо-редукциска реакција

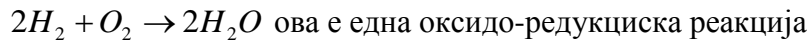


Zn^0 се оксидирал до Zn^{2+} (испуштил 2 електрони)

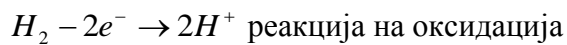
H^+ се редуцирал до H_2 (примил 2 електрони)

(хлорот не ја променил својата валентност, и пред и после реакцијата останал со валентност -1. Тој ниту се оксидирал, ниту се редуцирал).

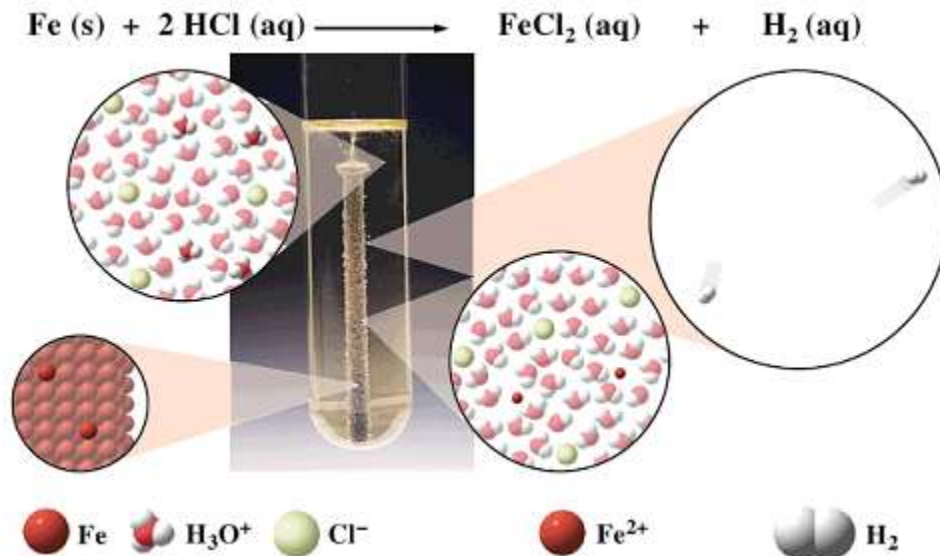
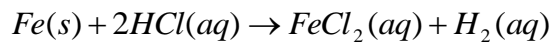
Друг пример за оксидо-редукциска реакција е реакцијата помеѓу молекуларен водород и молекуларен кислород, при што се добива вода:



Во неа имаме две полуреакции



Трет илустриран пример за редокс реакција е растворување на металот железо во присуство на хлороводородна киселина:



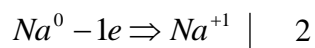
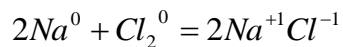
Слика 59. Растворањето на метал Fe во HCl е оксидо-редукциска реакција

Израмнување на оксидо-редукциските равенки**-Правила-**

- Валентноста на секој елемент во слободна (атомарна) состојба е НУЛА
- Кога е во соединенија, кислородот има (најчесто) валентност -2
- Кога е сврзан во соединенија, водородот има (најчесто) валентност +1
- Халогените елементи кога се сврзани имаат валентност од -1
- Кога се сврзани во соединенија, алкалните метали (Na, K, Cs) имаат валентност +1, а земноалкалните (Mg, Ca, Sr) +2
- При израмнување на редокс реакциите, најпрво ги пишуваме валентните броеви на сите реактанти и продукти и потоа гледаме кои реактанти си ги промениле своите валентности. Потоа правиме едноставна математичка операција со цел да видиме колкав е бројот на испуштени и примени електрони. Тоа ќе не доведе до ситуација полесно да ја израмниме равенката.

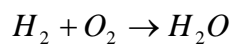
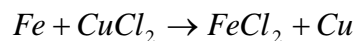
Пример за израмнување на редокс реакции

Редокс реакција од наједноставен вид - реакција на метален натриум со гасовит хлор, (пример за оксидо-редукциско израмнување)



Најмал заеднички содржател за 2 и за 1 е 2

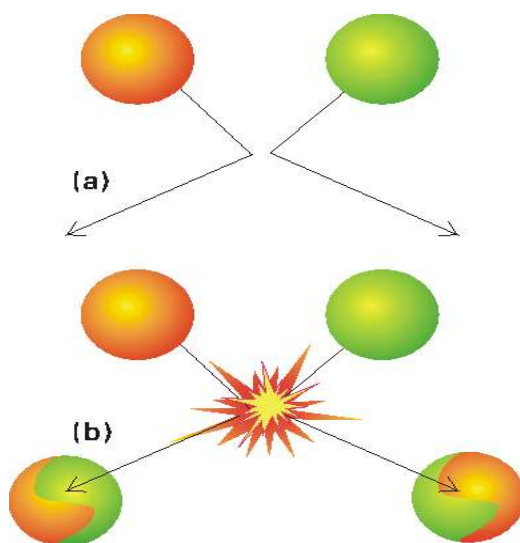
Примери за редокс реакции-да се изедначат



Изедначување на оксидо-редукциски реакции ќе вежбате со асистентките на теоретските вежби.

Брзина на хемиските реакции

Во оваа лекција ќе изучиме што е неопходно за да дојде до една хемиска реакција, каков е механизмот на одвивање на една хемиска реакција, што е тоа ред на реакција и од кои фактори зависи брзината на хемиската реакција.



Слика 60. Пример за судир меѓу молекули што реагираат. Судирот е предуслов за одвивање на хемиска реакција

Познато ни е дека различни типови на хемиски реакции се одвиваат со различна брзина. Два примери за екстремно брза и една релативно спора хемиска реакција се прикажани на сликите подолу. Брзината на хемиските реакции, генерално, ни покажува со кое темпо една реакција протекува, односно дали таа е спора, средно брза или многу брза.

Со други зборови, брзината на хемиските реакции ни покажува СО КОЕ ТЕМПО РЕАКТАНТИТЕ во хемиската реакција се ПРЕТВОРААТ ВО ПРОДУКТИ. Определувањето на брзината на хемиските реакции е од огромна важност во научни полиња како што се фармацијата, фармакохемијата (дејството на лековите), агрохемијата, металната индустрија, органската индустрија, медицината и многу други.



Пример за екстремно брза реакција на горење на водород со кислород
Сцена од несреќата на цепелинот Hindenburg во New York во 1937 година



Пример за спора реакција е природната корозија кај некои метали

Слика 61. Примери за брза (лево) и спора (десно) хемиска реакција

Пример за екстремно брза реакција на горење на водород со кислород.
Сцена од несреќата на цепелинот Hindenburg во New York во 1937 година (лево)

Пример за спора реакција е природната корозија на некои метали (десно)
Нека имаме една реакција од општ вид претставена со реакционата шема

$A \rightarrow$ продукти

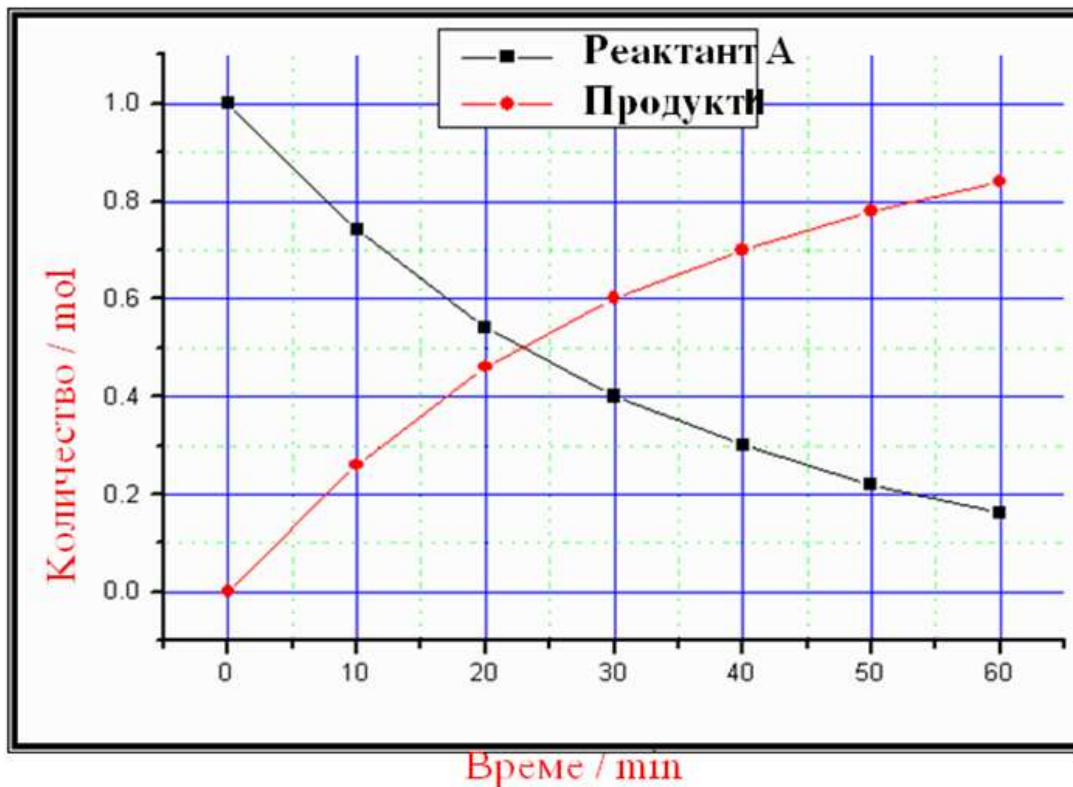
и на почетокот на реакцијата во системот нека е присутен само реактантот A .
Брзината на хемиската реакција е дефинирана како промена на моловите на реактантот A со текот на времето. Во математички облик тоа може да се запише како:

$$-(\Delta[A]/\Delta t) = k[A]^m$$

(знакот “-” е поради тоа што количеството на реактантот A се намалува со текот на времето). Во горниот хемиски израз со $[A]$ е означена почетната концентрација на

реактантот А, знакот “ Δ ” е знак за промена, t е времето, k е константа на брзина на хемиската реакција, додека m се нарекува ред на реакцијата.

За горната реакција од општ тип, $A \rightarrow$ продукти, зависноста што ја прикажува промената на количеството на реактантите и продуктите со текот на времето е прикажан на следниот график.



Слика 62. Криви на зависноста на концентрациите на реактантите и продуктите во една хемиска реакција како функција од времето

Од графикот можеме да забележиме дека на почетокот на реакцијата (во време $t=0$) во системот постои само реактантот А, додека концентрацијата на продуктите е 0. Со текот на времето, како хемиската реакција протекнува, количеството на реактантот А се намалува, додека количеството на продуктите се зголемува. Тоа е знак дека се одвива хемиска реакција во системот.

Закон за брзината на хемиските реакции

Нека имаме една реакција од општ тип претставена како:



За оваа реакција, брзината на хемиската реакција е дефинирана со изразот:

$$\text{Брзина на хемиската реакција} = k[A]^m[B]^n$$

каде $[A]$ и $[B]$ се почетни концентрации на реактантите А и В.

m-ред на реакцијата во однос на А

n-ред на реакцијата во однос на В

m+n-вкупен ред на реакцијата

Значи, да запомниме дека “ред на реакцијата” е експонентот што се појавува на термот на концентрација од реактантите во равенката за брзина на хемиската реакција. Редот на реакцијата најчесто имплицира колку молекули од тој реактант се инволвирани во детерминиращкиот чекор на таа реакција на молекуларно ниво (не мора да е секогаш така). Редот може да се определи само ЕКСПЕРИМЕНТАЛНО. Гледајќи ги само хемиските равенки, ние не можеме да го определиме редот на реакцијата народно кажано “од око”.

-За реакцијата од Прв ред, експонентот е 1

-За реакцијата од Втор ред, експонентот е 2

-За реакцијата од Трет ред, експонентот е 3 итн.

Поглед на реакциите на микроскопско ниво

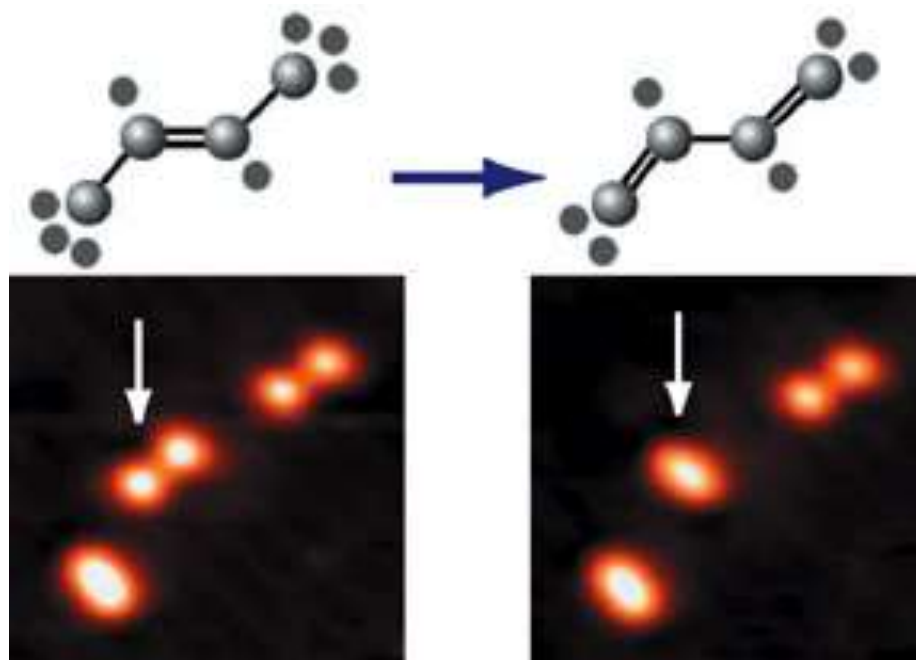
-Како може да се поделат хемиските реакции кога ги гледаме од микроскопско (молекуларно) ниво?

Кога се работи за Елементарни Реакции на молекуларно ниво, соодветна поделба на реакциите можеме да извршиме врз основа на тоа колку молекули од реактантите учествуваат во хемиската реакција.

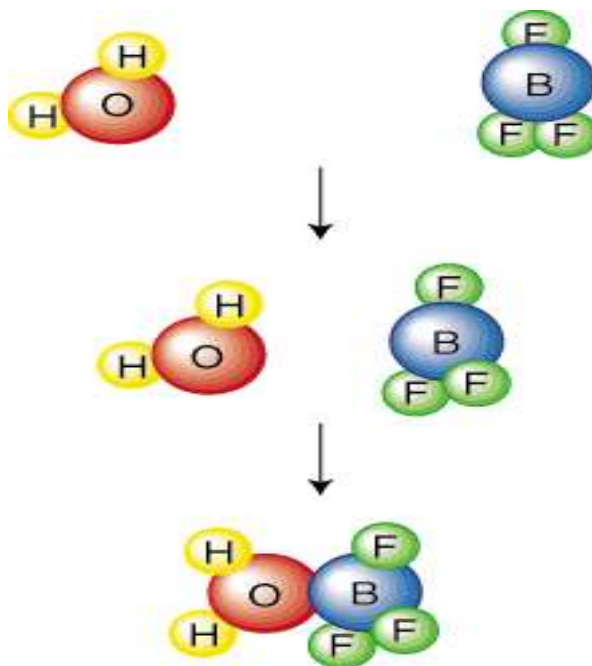
-Мономолекуларни реакции, во нив како реактант учествува само една молекула. Такви се на пример реакциите на реаранжирање на молекулата од една во друга геометриска состојба (cis-trans изомерија, геометриска изомерија и сл.)

-Бимолекуларни реакции, такви се реакциите во кои учествуваат две честички како реактанти

-Тримолекуларни реакции, такви се на пример реакциите во кои учествуваат три честички како реактанти (вакви реакции се многу ретки) итн.



Слика 63. Пример за мономолекуларна реакција е трансформација на 2 етен во 1, 3-диен



Слика 64. Пример за биомолекуларна реакција е реакцијата помеѓу вода и BF_3

Модел за судири помеѓу честичките од реактантите како неопходност за одвивање на хемиските реакции. Активиран комплекс и енергија на активација

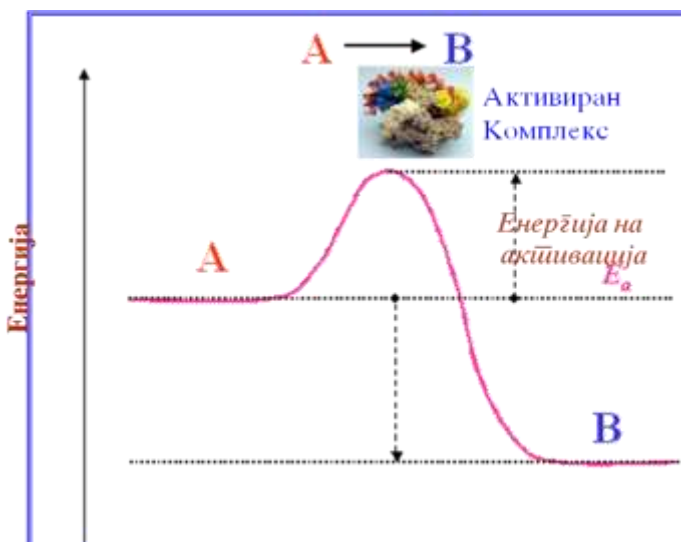
Кога ги разгледуваме хемиските реакции на молекуларно ниво, логично е да се претпостави дека за да дојде до хемиска реакција помеѓу честичките од реактантите, тие едноставно **МОРА ДА СЕ СУДРАТ**. Судирите меѓу честичките од реактантите се значи неопходен предуслов за отпочнување и одвивање на една хемиска реакција. Меѓутоа, иако судирите се неопходен услов, самите судири не се и доволен услов за отпочнување на една хемиска реакција.

Во принцип, три услови мора да бидат исполнети на микроскопско (молекуларно) ниво, со цел една реакција да се одвива и да биде успешна, а тоа се:

- Молекулите од реактантите мора да се судрат;
- Положбата на молекулите мора да биде таква да тие бидат ориентирани поволно-со нивните реактивни групи и да формираат еден активиран комплекс, кој е интермедиер (преодно соединение) помеѓу реактантите и продуктите;

-Судирите мора да имаат доволно енергија (односно честичките од реактантите да бидат доволно брзи), со цел да бидат успешни и да се премине од преодната состојба кон продуктите на таа хемиска реакција.

Во вториот предуслов за успешно одвивање на хемиските реакции, спомнавме еден термин “активиран комплекс”. Имено, кај сите хемиски реакции гледани на молекуларно ниво постои една состојба наречена преодна состојба или состојба на активиран комплекс. Тоа е, всушност, една нестабилна состојба на интермедиерно соединение што е составено од сите атоми на реактантите учесници во хемиската реакција. Карактеристично својство за *активираниот комплекс* е тоа што *поседува многу висока енергија*. Ако погледнеме еден општ график на енергетските промени што се случуваат во текот на една реакција, ќе забележиме дека на максимумот на енергетската крива одговара, всушност, енергијата на тој активиран комплекс. Оваа енергија што одговара на максимумот од кривата се нарекува *енергија на активација*, и таа, во суштина, е минималната енергија што е неопходна да им се донесе на реактантите за да може да отпочне реакцијата. Откако енергијата донесена на реактантите ќе биде еднаква со енергијата на активираниот (преоден) комплекс, тогаш постојат сите предуслови за формирање на продуктите, затоа што потенцијалната бариера на реакцијата ќе биде надмината.



Слика 65. Енергетски профил за реакцијата за претворање на еден реактант А во продукт В. Енергијата на активација е минималната енергија што треба да се доведе на реактантот А за да хемиската реакција биде возможна.

Фактори што влијаат врз брзината на хемиската реакција

Како што кажавме, за да дојде до успешно одвивање на една хемиска реакција, неопходен услов е да посоти судир помеѓу честичките од реактантите. Судирите мора да бидат ефективни, односно тие да бидат со доволно висока енергија, со цел да биде надмината потенцијалната бариера за успешно одвивање на хемиската реакција. За да бидат судирите ефективни, неопходно е, значи, честичките што учествуваат во хемиската реакција да имаат голема брзина, да се поволно ориентирани и секако, честичките од реактантите да бидат во доволен број (значи да бидат во релативно голема концентрација) присутни во системот.

Главните фактори што влијаат на брзината на една хемиска реакција се:

-концентрацијата на реактантите-колку е поголема концентрацијата на реактантите, толку е поголем бројот на честички од реактантите што се присутни во системот, а со тоа поголема е и веројатноста да дојде до судири-тоа ќе доведе до зголемена брзина на хемиската реакција

-температурата-во принцип, повисока температура би значела поголема енергија и поголема брзина на честичките од реактантите, а со тоа е поголема веројатноста за успешни судири-поголема брзина на хемиската реакција

-присуство на катализатори-катализаторите се супстанции што ја забрзуваат хемиската реакција на различни начини, најчесто покажувајќи ефекти врз зголемување на реактивната површина во реакциониот систем, со што придонесуваат за полесно одвивање на судирите помеѓу честичките од реактантите. Катализаторите можат да бидат од органска и неорганска природа, а карактеристично за нив е тоа што на крајот на хемиските реакции тие остануваат хемиски непроменети.

-површината на реактантите или на катализаторот (кога реактантите и катализаторот се цврсти или гасни супстанции).

Треба да се истакне во овој дел дека порастот на брзината на реакцијата со температурата била проучувана од шведскиот научник *Svante Arrhenius*. Иако најголем број на реакции се одвиваат побрзо (со поголема кинетика) на повисока

температура, треба да се знае дека зависноста на брзината на хемиската реакција од температурата не е линеарна.

Изразот што ја претставува зависноста на константата на брзината на една хемиска реакција од температурата има облик:

$$k = Ae^{-Ea / RT}$$

Ова е познатата Арениус-ова равенка за зависноста на константата на брзината на хемиската реакција (k) од температурата и таа има експоненцијален облик.

Во неа ознаките за физичките величини се:

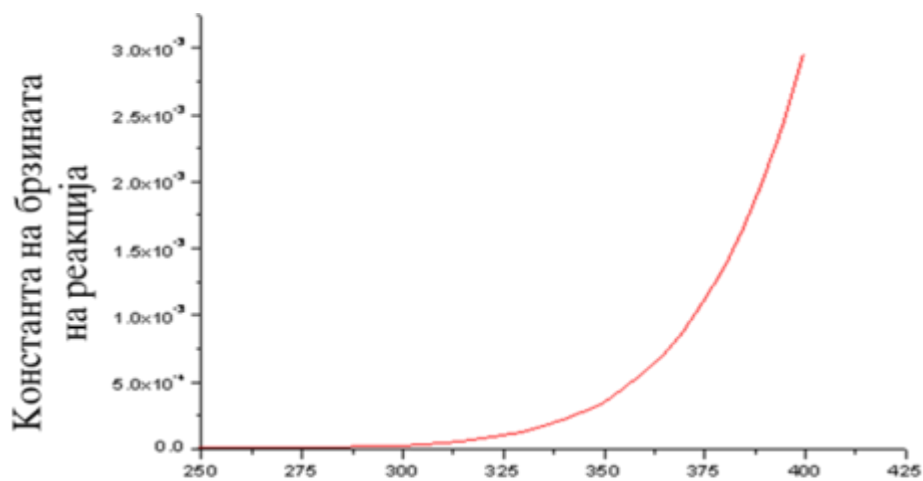
Ea -енергија на активација

R -универзална гасна константа ($R = 8,314 \text{ Jmol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

T -термодинамичка температура

A -Арениусова константа (фактор на фреквенцијата на молекулските судири што се ефективни, односно судири со коректна ориентација на молекулите). A е специфична константа за секој вид на хемиска реакција.

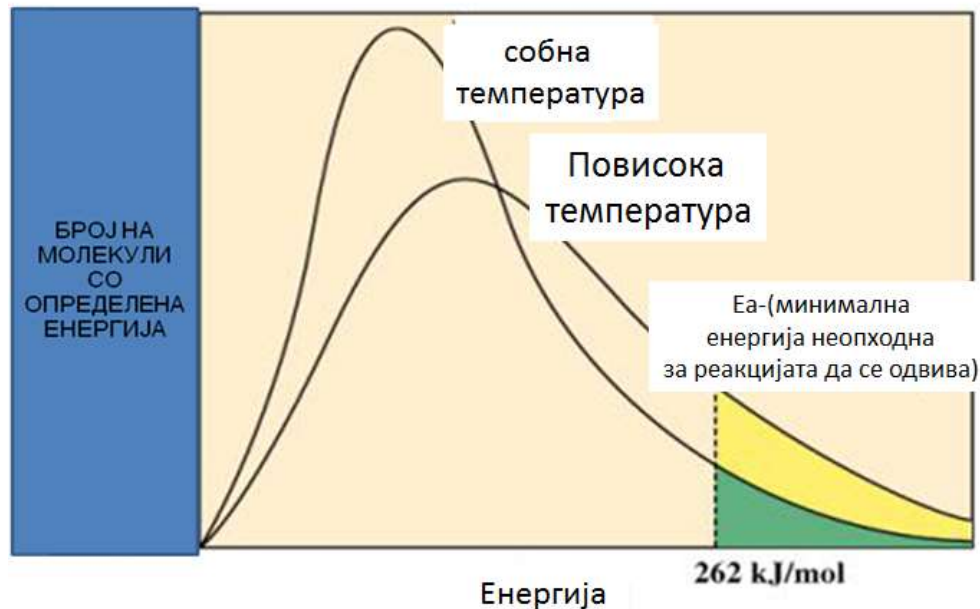
Графикот на зависноста на константата на брзината на хемиската реакција од температурата го има следниот облик (експоненцијална зависност).



Зависност на константата на брзината на хемиската реакција од температурата

Слика 66. Зависност на константата на брзината на хемиската реакција од температурата

Влијанието на температурата врз брзината на хемиските реакции графички е прикажано на следниот дијаграм:



Слика 67. Криви што ја покажуваат зависност на енергијата на активација од темепатурата

Од дијаграмот се гледа дека максимумот на енергетската крива при повисока температура е далеку понизок одошто на собна температура. Тоа значи дека енергијата на активација на хемиската реакција е далеку помала на повисока температура.

Катализатори

Како што претходно рековме, голем број на хемиски реакции се одвиваат со мала брзина на собна температура. За да се забрзаат ваквите хемиски реакции, обично се употребуваат супстанции наречени КАТАЛИЗАТОРИ. Катализаторите се, значи, супстанции што ја зголемуваат брзината на хемиските реакции, но на крајот од реакциите остануваат (хемиски) непроменети. Катализаторите не се реактанти

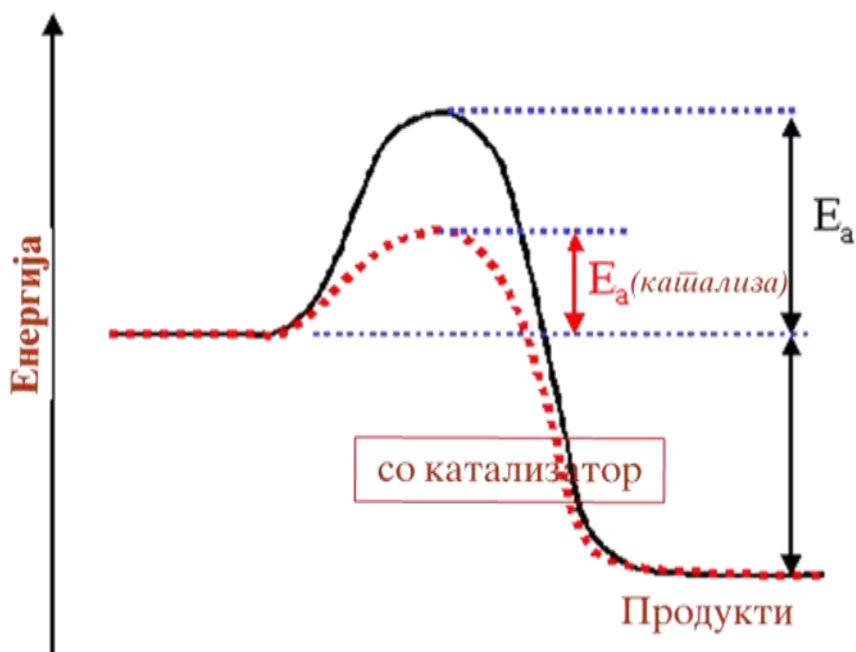
или продукти во хемиските реакции, туку тие индиректно учествуваат во зголемувањето на брзината на хемиските реакции.

Во зависност од тоа во каква агрегатна состојба се катализаторите и реактантите, постојат два вида на катализа:

-*Хомогена катализа*-кога катализаторот е во иста агрегатна состојба како и реактантите

-*Хетерогена катализа*-кога катализаторот е во различна агрегатна состојба од реактантите

Графикот што го прикажува енергетскиот профил на една хемиска реакција во отсуство и во присуство на катализатор е прикажан на следната слика.



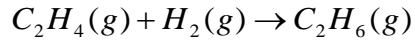
Слика 68. Приказ на зависноста на енергијата на активација во отсуство и во присуство на катализатор

Како што може да се забележи од графикот, присуството на катализатор во системот значително ја намалува енергијата на активација на реактантите и тоа доведува до зголемување на брзината на хемиските реакции.

Во најголем дел од реакциите што се одвиваат во присуство на катализатори, површината на катализаторот е таа што битно влијае врз брзината на хемиските

реакции. Еден пример за улогата на катализаторите во зголемувањето на брзината на хемиските реакции е даден на шемата дадена на следната страна:

-Реакција на етилен со водород во присуство на платина (метал) како катализатор.



-Реакцијата е егзотермна но се одвива многу бавно заради големата енергија на активација

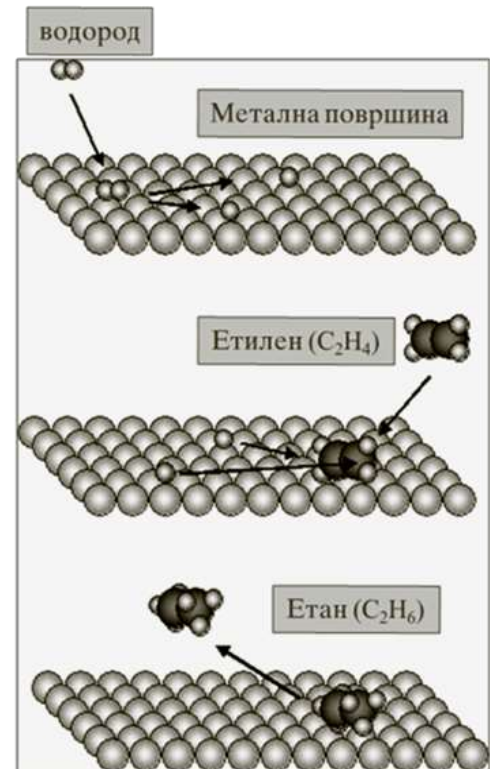
-Во присуство на метална површина (во конкретниот случај метален прав од платина) реакцијата се одвива многу брзо дури и на собна температура

-Поврзувањето на водородот со металната површина овозможува значително намалување на активационата енергија на процесот на дисоцијација на молекулата на водородни атоми.

-Поврзувањето на реактантите со металната површина го зголемува бројот на ефективни судири што доведуваат до хемиска реакција (пораст на константата А во аргениусовата равенка)

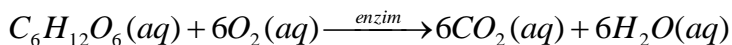
- Реакција на етилен со водород во присуство на платина (метал) како катализатор.

$$C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$$
- Реакцијата е егзотермна но се одвива многу бавно заради големата енергија на активација.
- Во присуство на метална површина (во конкретниот случај метален прав од платина) реакцијата се одвива многу брзо дури и на собна температура.
- Поврзувањето на водородот со металната површина овозможува значително намалување на активационата енергија на процесот на дисоцијација на молекулата на водородни атоми.
- Поврзувањето на реактантите со металната површина го зголемува бројот на ефективни судири што доведуваат до хемиска реакција (пораст на константата А во аргениусовата равенка)



Влијанието на катализаторите врз брзината на одвивањето на биолошките процеси е од огромна важност за правилно функционирање на живите клетки. Катализаторите што ги забрзуваат хемиските реакции во биолошките системи се наречени ензими (за нив ќе учиме повеќе во курсот Биохемија). Ензимите се претежно органски супстанции (најчесто протеини, т.е. полимери составени од аминокиселини) што можат да ја регулираат брзината на огромен број хемиски реакции што се релевантни во биолошките системи. Ензимите се најчесто специфични, односно делуваат само на определени реакции или супстанции што се нарекуваат супстрати.

Пример за каталитичко делување на ензимите е разложувањето на мастите и јаглехидратите до CO_2 и H_2O во водена средина.



Термодинамика и хемиска рамнотежа

Да претпоставиме дека имаме една општа хемиска реакција напишана со следната реакциона општа шема:

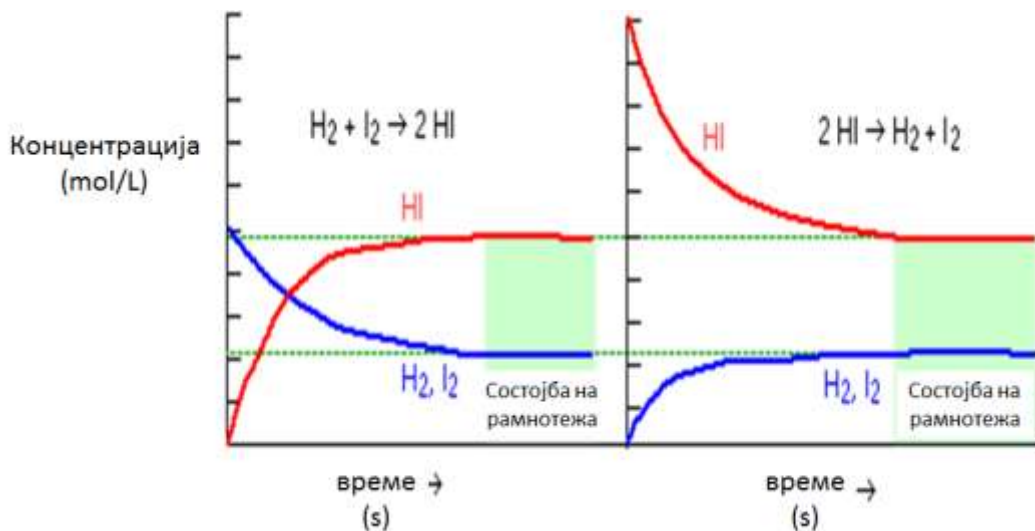


и да претпоставиме дека на почетокот во системот постојат само реактантите А и В. Како што реакцијата отпочнува, така количествата на А и В се намалуваат со текот на времето, додека количествата на продуктите С и Д прогресивно се зголемуваат. Меѓутоа, како количествата (моловите) на продуктите С и Д се зголемуваат, така постои веројатност и тие меѓу себе да реагираат, и пак од нив да се добиваат почетните реактанти.

Во еден момент, доаѓа до изедначување на брзините на директната и на повратната реакција, и реакцијата како да е привидно во мирување. Во таа ситуација, велиме дека реакцијата постигнала состојба на хемиска рамнотежа. *Под поимот хемиска рамнотежа подразбираме состојба во хемиските реакции при која брзините на директната и повратната реакција се еднакви, така што концентрациите на реактантите и продуктите не се менуваат во текот на времето.*

Да го разгледаме примерот на синтеза на јодоводородот HI од водород H_2 и јод J_2 . На почетокот на реакцијата во системот ги имаме присутни само почетните реактанти H_2 и J_2 . Како реакцијата отпочнува, така реактантите почнуваат да реагираат меѓу себе и доаѓа до формирање на продуктот на реакцијата јодоводород HI (оваа реакција ќе ја наречеме директна реакција). Притоа, доаѓа до намалување на концентрацијата на реактантите како функција од времето, додека концентрацијата на продуктот HI се зголемува со текот на времето. Во еден момент, кога концентрацијата на продуктот HI ќе биде доволно голема, постои веројатност за дисоцијација на продуктот HI. Притоа, продуктите од таа дисоцијација на HI ќе бидат почетните реактанти во системот H_2 и J_2 (оваа реакција ќе ја наречеме повратна реакција). Во еден момент, ќе дојде до изедначување на брзините на директната и на повратната реакција. При таа состојба, велиме дека системот е во хемиска рамнотежа и привидно изгледа дека реакцијата не се одвива. Шематски и графички овој пример е прикажан на следната слика:

Пример: синтеза на јодоводород од водород H_2 и јод J_2



Слика 69. Графици на временската зависност на концентрацијата на реактантите и продуктите за реакцијата $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ и за реакцијата $2HI \rightarrow H_2 + J_2$.

Состојбата на рамнотежа е означена со плаво засенчан дел на горните графици. На тие засенчени делови гледаме дека со текот на времето не доаѓа до промена на концентрациите на реактантите и продуктите во оваа хемиска реакција.

Закон за дејство на масите

Да претпоставиме дека имаме една општа хемиска реакција од следниот тип
 $aA + bB + cC + \dots \Leftrightarrow pP + qQ + rR + \dots$

каде $[P], [Q], [R], [A], [B], [C]$ се симболи за рамнотежните концентрации на P, Q, R, A, B и C, додека a, b, c, p, q, r се стехиометриските коефициенти во хемиската равенка што стојат пред соодветните реактанти и продукти.

Константата на рамнотежа K за горната реакција е дефинирана со изразот:

$$K = \frac{[P]^p [Q]^q [R]^r}{[A]^a [B]^b [C]^c}$$

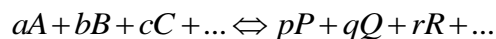
Од изразот гледаме дека константата на хемиската рамнотежа е дефинирана како однос од производот на рамнотежните концентрации на реактантите и производот на рамнотежните концентрации на продуктите, при што секој член од концентрациите е степенуван на стехиометрскиот член пред соодветниот хемиски симбол во хемиската равенка. Пример, за реакцијата

$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$, константата на рамнотежа ќе биде дефинирана со изразот:

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

На ова место, логички се поставува прашањето, кое е практичното значење на константата на хемиската рамнотежа?

Одговорот на ова прашање се наоѓа во дефиницијата за константа на рамнотежа и може да се објасни на следниот начин:



$$K = \frac{[P]^p [Q]^q [R]^r}{[A]^a [B]^b [C]^c}$$

Кога $K \gg 1$: рамнотежата е поместена кон продуктите на реакцијата-тие се фаворизирани; рамнотежните концентрации на продуктите се поголеми од рамнотежните концентрации на реактантите.

Кога $K \ll 1$: во реакцијата фаворизирани се реактантите; рамнотежните концентрации на реактантите се поголеми од тие на продуктите во хемиската реакција.

Значи, *вредноста на константата на хемиската рамнотежа ни покажува на која страна е фаворизирана хемиската реакција (во моментот кога реакцијата ќе ја достигне хемиската рамнотежа), односно дали доминантна фракција во системот се продуктите или пак реактантите.* Константата на рамнотежа е многу битен термодинамички параметар, според неа можеме да се ориентираме на кој начин да ја поместиме хемиската рамнотежа во насока што нам ни одговара, т.е. дали да ја поместиме реакцијата кон зголемена концентрација на продукти или кон реактанти. Вредностите на константите за хемиската рамнотежа на разни типови хемиски реакции наоѓаат огромна примена во разни гранки на органската и хемиската индустрија, при производството на лекови како и при испитувањето на дејството на лековите и токсините во живите организми.

Поместување на рамнотежата во хемиските реакции

Принцип на Le Chatelier

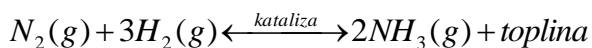
Многу важен придонес кон разбирањето на состојбата на хемиската рамнотежа дал францускиот научник Le Chatelier. Тој, имено, ги дефинирал условите за поместување на хемиската рамнотежа во зависност од природата на промената што однадвор ќе му ја донесеме на еден систем што се наоѓа во рамнотежа.

Според принципот на Le Chatelier: Доколку на еден систем што се наоѓа во хемиска рамнотежа, однадвор му се нанесе некој стрес (промена), како на пример промена на концентрација, притисок, температура, ...тогаш рамнотежата во

системот ќе се помести во насока што е спротивна на внесената промена, односно во насока во која системот ќе ја неутрализира, ќе се спротистиави на внесената промена.

Принципот на Le Chatelier ќе го илустрираме на еден конкретен пример:

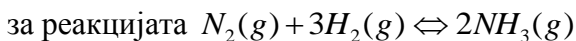
Пример: Гасна рамнотежа



висок притисок и висока температура

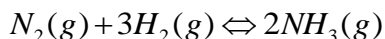
Значи да претпоставиме дека горната реакција е во состојба на рамнотежа и да видиме како промената на условите ќе влијае врз промената на рамнотежата. Сега да видиме како промената на некои од условите ќе влијаат на поместувањето на рамнотежата на горната хемиска реакција.

Промени во концентрацијата или притисокот



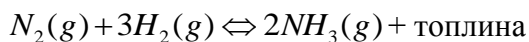
зголемување на концентрацијата на N_2 и/или H_2 или притисокот, ќе предизвика поместување на рамнотежата спрема зголемена продукција на продуктот NH_3

Ако пак во реакцијата



се намали концентрацијата на NH_3 (доколку на пример NH_3 се доведува надвор од системот), тогаш пак тоа ќе предизвика поместување на рамнотежата кон зголемување на концентрацијата на NH_3

Промени во температурата

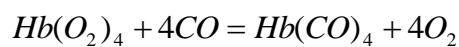


Оваа реакција е егзотермна (се ослободува топлина). Ако кон овој систем доведеме еднакви топлина, тогаш системот ќе се спротистави на доведената топлина а еднакви, а рамнотежата ќе се помести на лево спрема реактантите.

Значи преку овие примери гледаме дека рамнотежата секогаш се поместува на спротивната страна од внесената промена. Да размислиме за следнава практична ситуација:

Пример

-Компетитивна реакција помеѓу CO и кислородот O_2 со хемоглобинот (Hb) може да се претстави со реакцијата:



Како, според принципот на Le Chatelier, ќе се спречи труењето CO? Аа) Да се зголеми притисокот на O_2 , б) да се намали притисокот на O_2 , в) да се отстрани Hb?

Што треба да запомнине од оваа лекција:

-Како се дефинира константата на хемиската рамнотежа

-Да се знае да се напише изразот на константата на хемиска рамнотежа, ако е дадена некоја хемиска равенка

-Да се знае да се определат кои се единиците на константата на хемиската рамнотежа за определена реакција претставена со хемиска равенка

Да се знае во која насока ќе се помести хемиската рамнотежа кај една хемиска реакција, ако се променат некои од условите што влијаат врз хемиската реакција (според принципот на Le Chatelier).

Термохемија-енергетика на хемиските реакции

Термохемијата е дел од хемијата што ни дава информации какви се топлинските ефекти при една хемиска реакција. Со други зборови, термохемијата е квантитативна студија на промените во топлината што придружуваат определена хемиска реакција

Од секојдневното искуство знаеме дека кога растворуваме негасена вар (калциум оксид) во вода, доаѓа до ослободување на големо количество топлина (енергија) од садот во кој го вршиме растворувањето. Кога растворуваме калиум нитрат во вода, тогаш ќе забележиме дека ѕидовите на садот каде го вршиме растворувањето добиваат пониска температура одошто температурата што ја имале пред растворувањето на калиум нитрат. Ваквите енергетски промени во хемиските системи се предмет на изучување на термохемијата.

Во оваа лекција ќе се запознаеме со терминологијата, значењето и дефинициите што најчесто ги среќаваме во термохемијата.

Терминологија во термохемијата

-*Енергија*-е способност на телата и системите за вршење на работа

-*Кинетичка енергија*-е енергијата што ја има некој систем затоа што се движи

-*Потенцијална енергија*-е енергијата што ја има определен систем поради неговата положба и позиција

-*Внатрешна енергија*-е сума од индивидуалните енергии од сите честички (атоми, јони, молекули) во еден примерок

-Вкупната внатрешна енергија на еден примерок зависи од температурата, видот на честичките и од нивниот вкупен број

Постојат повеќе дозволени системски единици за физичката величина енергија, а најчесто среќавани се следните:

-калорија (cal) е енергија неопходна да се загрее 1g вода за 1 °C

-Joule: 1-cal=4,184 J=1 kg*m²/s²

Еден од најбитните закони во термохемијата е законот за запазување на енергијата што гласи: *Енергијата не може ниту да се создаде ниту да се уништи. Вкупната количина на енергија во Универзумот е константна. Енергијата може само да се претвори од еден вид во друг.*

Во термохемијата, многу често ги среќаваме и термините *систем* и *околина на системот*. Под *систем* ќе го подразбираме делот од Универзумот што е предмет на обсервација, додека *околина* е остатокот од Универзумот надвор од системот. Значи, *Универзум = систем + околина*



Слика 70. Пример за систем и за околина на системот

Во конкретниот пример претставен на сликата погоре, нашиот систем што го разгледуваме е водениот раствор составен од бариум хидроксид и амониум нитрат. Сè друго надвор од тој систем, воздухот што е над растворот, садот во кој е сместен растворот, сидовите на садот, воздухот и предметите што се надвор од садот во кој е сместен нашиот систем, се нарекува околина.

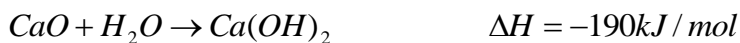
Трансфер на енергија-треба да запомниме дека *енергијата СЕКОГАШ се пренесува од систем со повисока кон систем со пониска температура.*

Температурата, пак, е дефинирана како мерка за степенот на загреаност на телата и системите.

Кога зборуваме за **топлина**-ќе подразбираме, всушност, *енергија што протекува или е доведена во некој систем поради разликите во температурата помеѓу набљудуваниот систем и неговата околина*. Симболот за физичката величина топлина е q .

Термохемиска равенка-под овој термин ќе подразбираме *хемиска равенка со која се опишува една реакција, во која е даден и топлинскиот ефект на таа хемиска реакција*.

Пример:



Како што рековме, постојат системи каде имаме зголемување на температурата на околината како резултат на хемиската реакција што се одвива во системот, а има и системи каде доаѓа до намалување на температурата на околината како резултат на хемиската реакција што се одвива во разгледуваниот систем.

Хемиските реакции кај кои што доаѓа до ГУБЕЊЕ на енергијата од системот се нарекуваат ЕГЗОТЕРМНИ РЕАКЦИИ. Хемиските реакции, пак, при кои системот АПСОРБИРА енергија од околината се нарекуваат ЕНДОТЕРМНИ РЕАКЦИИ. Енергетските промени што се случуваат во системите при одвивањето на хемиски реакции најдобро се објаснуваат преку терминот ЕНТАЛПИЈА на системот.

Енталпијата на еден систем е топлина (енергија) што се ослободува или апсорбира при константен притисок во системот. Симболот за физичката величина енталпија е H (единици се нормално Joule, бидејќи таа е енергија), а енталпијата е дефинирана со изразот:

$$q_p = \Delta H = H_{\text{produkti}} - H_{\text{reaktanti}}$$

каде q_p е топлина при константен притисок, ΔH е промената на енталпијата во системот (или уште се вика и реакциона енталпија) а H_{produkti} и $H_{\text{reaktanti}}$ се

енталпиите на продуктите и на реактантите што се наоѓаат во системот што е предмет на проучување.

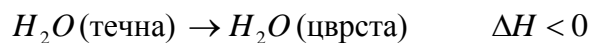
Квантитативно, топлинските ефекти и изразите за егзотермни и ендотермни реакции се дадени во следната шема:

Енталпија е топлина при константен притисок

$$q_p = \Delta H = H_{\text{produkti}} - H_{\text{reaktanti}}$$

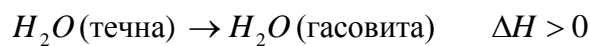
Егзотермна реакција

$$\Delta H = (H_{\text{produkti}} - H_{\text{reaktanti}}) < 0$$



Ендотермна реакција

$$\Delta H = (H_{\text{produkti}} - H_{\text{reaktanti}}) > 0$$



Значи, кај егзотермните реакции, промената на енталпијата има ΔH негативна вредност (негативен е знакот пред вредноста на енталпијата затоа што системот што го разгледуваме губи енергија). Таков процес е на пример процесот на смрзнување на водата. Кај ендотермните реакции, пак, промената на енталпијата ΔH има позитивни вредности.

Позитивна вредност за промената на енталпијата значи дека нашиот систем примил енергија од својата околина. Таков процес е на пример процесот на испарување на течната вода и нејзино претворање во водена пара. Имено, ако сакаме да испариме (да претвориме во водена пара) одредено количество на вода што е во течна агрегатна состојба, потребно е еднадвор да донесеме топлина на течната вода, што значи нашиот систем примил енергија од надвор (од околината).

Прашање: каква реакција ќе биде реакцијата на горење на водород во присуство на кислород, егзотермна или ендотермна, и каков ќе биде знакот пред промената на енталпијата за таа реакција, + или -?

Во термохемијата, често ги среќаваме и термините специфична топлина, моларен топлински капацитет и топлински капацитет.

Под поимот *специфична топлина* го подразбираме количеството на топлина неопходно да се зголеми температурата на 1 грам од дадена супстанца

за $1\text{ }^{\circ}\text{C}$. Специфичната топлина на една супстанца е независна од масата на таа супстанца, но зависи и од природата на супстанцата (не е иста топлината што треба да се донесе на 1 g вода и на еден грам алуминиум за да им се зголеми температурата за $1\text{ }^{\circ}\text{C}$). Како податок да знаеме дека специфичната топлина на водата = $4,184\text{ J/g}^{\circ}\text{C}$. Изразот што ги поврзува топлината и специфичната топлина е даден со следната математичка равенка:

$$q = m \cdot \Delta H \cdot \Delta T$$

каде q = топлина, J

m = маса, g

S.H. = специфична топлина, $\text{J/g}^{\circ}\text{C}$

Δt = промена на температура, $^{\circ}\text{C}$

Моларен топлински капацитет се дефинира како *топлина што е неопходна да се зголеми температурата на еден mol од дадена супстанца за $1\text{ }^{\circ}\text{C}$* . Исто како и специфичната топлина и моларниот топлински капацитет е зависен од природата на супстанцата. Симболот на физичката величина моларен топлински капацитет е C_m .

Под поимот *топлински капацитет*, пак, подразбираме *топлина што е неопходна да се доведе на еден систем за да неговата температура се зголеми за $1\text{ }^{\circ}\text{C}$* . Топлинскиот капацитет, секако дека е зависен од масата на супстанцата што ја разгледуваме (не е иста енергијата што треба да се донесе на 1 gram и на 1000 тони вода за да температурата им се зголеми за $1\text{ }^{\circ}\text{C}$), а зависен е и од природата на супстанцата. C е симболот за физичката величина топлински капацитет.

Топлинскиот капацитет е поврзан со специфичната топлина преку следниов израз:

$$C = m \cdot S.H.$$

каде C = топлински капацитет, $\text{J/}^{\circ}\text{C}$

m = маса, g

S.H. = специфична топлина, $\text{J/g}^{\circ}\text{C}$

Термохемиски закони

Постојат три термохемиски закони и значајно е да ги споменеме во овој дел од лекцијата:

Прв термохемиски закон:

Големината на промената на реакционата енталпија ΔH во даден систем е директно пропорционална со количеството на реактантите и продуктите во еден процес.

Втор термохемиски закон:

ΔH за една реакција е еднаква по вредност, но спротивна по знак од ΔH на обратната реакција.



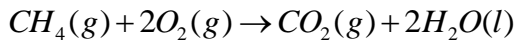
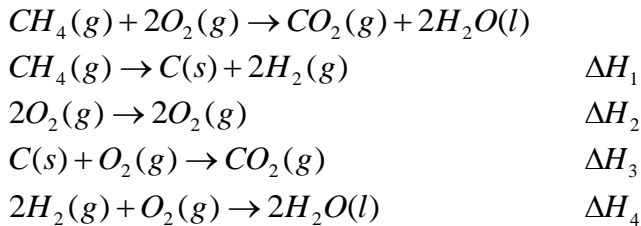
Тоа значи дека реакционата енталпија ΔH за процесот на смрзнување на водата (односно претворањето на водата од течна во цврста агрегатна состојба, првата равенка во шемата погоре) мора да биде еднаква по бројна вредност, а спротивна по знак со енталпијата за процесот на топење на мразот и негово претворање во течна вода (втората равенка во горната шема).

Трет термохемиски закон:

Вредноста на реакционата енталпија ΔH за една реакција е идентична, без разлика дали таа реакција се одвива директно или во неколку чекори. Математички, овој закон може да се претстави во следниот облик.

$$\Delta H_{\text{вкупна}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots$$

Третиот термохемиски закон е во суштина аналоген со Хесовиот закон, кој кажува дека топлинската промена во една реакција што може да се претстави како сума од повеќе реакции, е еднаква на сумите од топлинските промени на соодветните реакции. Според овој закон, со термохемиските равенки може математички да се манипулира и врз нив да се применуваат математички операции, исто како и кај обичните математички равенки. Еве еден пример како тоа може да се направи.



$$\Delta H_{\text{купна}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

Што треба да запомниме од оваа лекција:

-Што е егзотермна, а што ендотермна хемиска реакција и каков е знакот на реакционата енталпија за егзотермни и за ендотермни реакции.

-Кои се единиците за енергија

-Што е топлина, што е енталпија, што е специфична топлина, кои се дефинициите за капацитет и за моларен топлински капацитет.

Киселини и бази

Во секојдневниот живот често се среќаваме со поимите киселина, база, киселост на раствор, закиселување и сл. Киселоста или базноста на многу биолошки системи е одлучувачки фактор за успешно (или неуспешно) одвивање на голем број на хемиски и биохемиски реакции. Така на пример, зголемувањето на киселоста или зголемувањето на базноста на растворите во биолошките системи и во клетките (најчесто реакциите во клетките се одвиваат во неутрални средини, во раствори со рН од 7 до 7, 5) може да доведе до значителни негативни ефекти во функционирањето на клетките и до смрт.

Киселоста на почвите и киселоста на водата се фактори од огромно значење за квалитетот на сите растителни продукти. Во овој дел ќе ги изучиме дефинициите за киселини и бази и некои од позначајните својства на овие важни соединенија. Притоа ќе се задржиме и на дефинициите за квантитативно изразување на киселоста и базноста на растворите, преку изучување на концептот на рН.

Arrhenius-ова теорија за киселини и бази

Првата релевантна дефиниција (теорија) за киселините и базите, што ние и денес најчесто ја употребуваме, ја дал шведскиот хемичар Svante Arrhenius, (добитник на Нобелова награда за хемија во 1903 година). Според Арениус-овата теорија за киселини и бази, киселина е секоја супстанца што во воден раствор може да биде донор на H^+ јони (протони). Според оваа теорија, хлоридната киселина HCl е киселина, поради тоа што таа во воден раствор може да дисоцира и да даде H^+ јони (и нормално хлоридни Cl^- анјони). Дисоцијацијата (што претставува процес на разложување на едно соединение на јони кога се раствора во вода) на HCl може да се претстави со следната хемиска равенка:



Според Арениус, база се дефинира како соединение што во воден раствор е донор на хидроксидни OH^- јони.

Пример, NaOH е база затоа што во воден раствор може да дисоцира и да даде хидроксидни OH^- јони (и секако Na^+ катјони). Дисоцијацијата на NaOH може да се претстави со следната хемиска равенка:

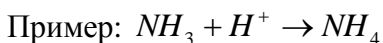


Подоцна се појавиле некои нелогичности (кај определени соединенија) во Арениус-овата теорија за киселини и бази, па Bronsted и Lowry развиле нова теорија, според која:

Киселина е донор на протони (тоа останува исто како и кај теоријата на Арениус)



Меѓутоа, сега терминот база е дефиниран како супстанца што е акцептор на протони



Значи, според Бренштед-Лориевата теорија, соединението NH_3 (амонијак) претставува база, затоа што може да акцептира (да прими) протони H^+ . Ова

соединение, според претходната теорија на Арениус, не можеше да се класифицира како база затоа што не содржи OH^- јони во својот состав.

Силни и слаби киселини и бази

Многу често во практиката се среќаваме со термините силна киселина, силна база, слаба база или слаба киселина. Така на пример, за хлоридната киселина или за сулфурната киселина велíme дека се силни киселини, додека за оцетната киселина велíme дека е слаба киселина. Притоа, за натриум хидроксид велíme дека е силна база, додека за амонијак велíme дека е слаба база. Термините “силна и слаба”, во суштина, се применуваат со цел да го изразат степенот до кој киселините и базите се дисоцирани на јони, кога ќе се растворат во вода. Тоа најдобро ќе го објасниме преку следната шема и преку двете слики кои се дадени подолу:

Силни и слаби киселини и бази

„Силни,,-целосно јонизирани во вода

„Слаби,,-делумно јонизирани во вода

Пример: силна киселина: HCl (во вода) $H^+ + Cl^-$

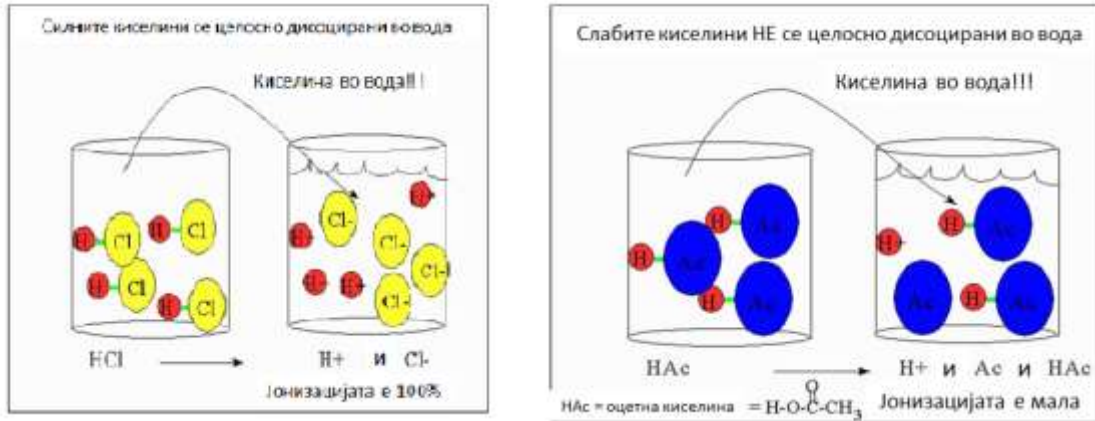
Ако раствориме HCl во вода, тогаш во водениот раствор ќе имаме само H^+ и Cl^- јони, а нема да има цели недисоцирани молекули HCl

Слаба киселина: HAc (во вода) $\rightleftharpoons H^+ + Ac^-$

Во воден раствор на HAc има H^+ и Ac^- јони, меѓутоа има и голем број на HAc молекули што се недисоцирани.

На сликата подолу имаме случаи на една силна и на една слаба киселина. Кај силната киселина HCl , кога ќе ја раствориме во вода, во водениот раствор не постојат повеќе недисоцирани молекули на HCl , туку постојат само H^+ и Cl^- јони. Значи, киселината HCl целосно (100 %) дисоцирала на јони. Поради тоа, HCl ја нарекуваме силна киселина. Кај оцетната киселина, пак, кога ќе ја раствориме во вода, во водениот раствор имаме одреден мал број на H^+ јони и на ацетатни Ac^- анјони, меѓутоа во водениот раствор имаме многу поголем број на недисоцирани

молекули од CH_3COOH (или HAc , како што е напишано на сликата). Поради тоа што оцетната киселина во воден раствор само делумно ќе дисоцира на јони, неа ја нарекуваме слаба киселина или слаб електролит.



Слика 71. (лево) HCl е силна киселина, таа е целосно дисоцирана во вода (десно) HAc (оцетната киселина) е слаба киселина, делумно дисоцирана во вода
Јачината на киселините и базите квантитативно се изразува според нивната КОНСТАНТА НА ДИСОЦИЈАЦИЈА:

За една киселина да има хемиска формула HA и што во воден раствор може да дисоцира според равенката:

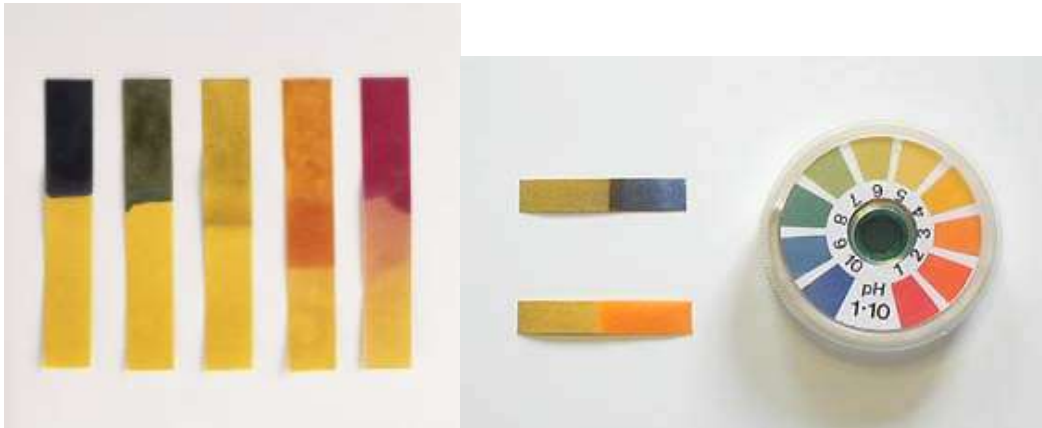


Константата на дисоцијација на таа киселина Ka е дефинирана како:

$$Ka = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Ако бројната вредност на константата на дисоцијација е поголема од 10^{-1} , тогаш за таа киселина или база велите дека е јака.

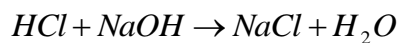
За утврдување на киселоста или базноста на дадени раствори се користат супстанции наречени ИНДИКАТОРИ. Индикаторите се природни или вештачки супстанции кои што ја менуваат бојата на нивните водени раствори во зависност од киселоста или базноста на средината. Еден од најстарите индикатори е litmus што е во суштина екстракт од зеленчук, и кој ја менува бојата од црвена во кисели раствори, до сина во базни раствори. Други познати индикатори се alizarin, methyl red и phenolphthalein.



Слика 72. Промена на бојата на индикаторот литмус во зависност од киселоста на средината

Како што спомнавме претходно, кога ги изучувавме различните видови на хемиски реакции, киселините и базите реагираат меѓу себе, и таа реакција се вика реакција на неутрализација. Притоа, како продукти на реакцијата помеѓу киселина и база се добива сол и вода.

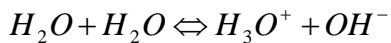
киселина + база → ”сол” + вода



Битна работа да се запамти!!! Сулфурната киселина е мнооогу опасна и агресивна киселина, и кога сулфурна киселина треба да се разреди во вода (да се направи раствор со помала концентрација), најпрво во садот во кој го вршиме разредувањето треба да се стави ВОДА, па потоа КИСЕЛИНА. Најлесно ќе запамтиме каков е редоследот при разредувањето, по тоа што во македонската азбука буквата В е пред К, па значи прво В(ода) па К(иселина), така барем кај мене тоа функционира за да го запамтам редоследот.

Автојонизација на водата и рН-начини на изразување на киселоста и базноста на растворите

Иако е мноооооогу слаб електролит, и водата, до одреден мал степен, може да дисоцира (т.е. да произведе сопствени јони). Хемиската равенка за дисоцијацијата на водата може да се претстави на следниот начин:

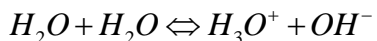


Значи, при дисоцијацијата на водата, се добиваат H_3O^+ јони (наречени хидрониум јони, кои се всушност H^+ јони солватирани со една молекула на вода) и OH^- анјони. Сликвито, процесот на дисоцијација на водата ќе го претставиме како на следната шема:



Овој процес на дисоцијација на самата вода се вика автојонизација на водата. Автојонизација е затоа што водата сама од себе се јонизира, при што една молекула на вода игра улога на киселина (донор на протони), а друга молекула на вода игра улога на база (акцептор на протони).

Доколку за реакцијата



го напишеме изразот за константата на рамнотежа, тој израз ќе изгледа вака:

$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Поради тоа што водата е многу слаб електролит, рамнотежната концентрација на водата $[H_2O]$ ќе биде практично идентична со почетната концентрација на вода (која е многу голема и изнесува околу 55,5 mol/L, секој што ќе покаже како е оваа концентрација добиена, добива една оценка повеќе на

испит!!!). Во тој случај, термот $[H_2O]^2$ од горниот израз можеме слободно да сметаме дека е константен, и да го префрлиме да множи со константата на хемиската реакција дадена погоре. Така, ќе го добиеме следниот израз:

$$K_w = K[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

Константата K_w се вика јонски производ на водата и тој производ е дефиниран со изразот

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

Вредноста на јонскиот производ на водата K_w изнесува

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6} \text{ (внимавај на единиците!)} \text{ или со други зборови}$$

производот на рамнотежните концентрации на $[H_3O^+][OH^-]$ јоните во воден раствор секогаш е еднаков на:

$$[H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

Бидејќи овие вредности за јонскиот производ и за рамнотежните концентрации на протоните и на хидроксидните јони се многу мали, направен е обид за рационализација во математичка смисла, со цел да дојдеме до вредности преку кои едноставно ќе можеме да знаеме каква е средината во даден раствор, дали кисела, базна или неутрална. Математичките изрази и изедначувањата се дадени во следната шема:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

Ако направиме негативно логаритмирање од лево и од десно, тогаш добиваме

$$-\log(K_w) = -\log[H_3O^+] - \log[OH^-]$$

$$-\log(K_w) = pK_w; pK_w = -\log(10^{-14}) = 14$$

$$-\log[H_3O^+] = pH$$

$$-\log[OH^-] = pOH$$

$$pH + pOH = pK_w = 14$$

$$pH = 14 - pOH; pOH = 14 - pH$$

-Кога $pH = pOH$ т.е. тогаш кога $[H^+] = [OH^-]$ имаме неутрална средина

-Кога $pH < pOH$ (тогаш концентрацијата на слободните протони (или H_3O^+) е поголема од концентрацијата на слободните OH^- јони), и тогаш имаме кисела средина

-Кога $pH > pOH$, тогаш средината е базна, затоа што $[OH^-] > [H_3O^+]$

Да запомниме:

-кога концентрацијата на $[H_3O^+]$ јони во еден воден раствор е поголема од концентрацијата на $[OH^-]$ јоните, тогаш велиме дека средината во растворот е **КИСЕЛА**.

-кога, пак, концентрацијата на $[OH^-]$ јоните во еден раствор е поголема од концентрацијата на $[H_3O^+]$ јоните, тогаш велиме дека средината во растворот е **БАЗНА**.

-кога концентрацијата на $[H_3O^+]$ јони во еден раствор е еднаква на концентрацијата на $[OH^-]$ јоните, тогаш велиме дека средината во растворот е **НЕУТРАЛНА**.

Изразено преку вредностите за pH, горните тврдења може да се претстават на следниот начин:

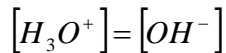
Кога $pH < 7,00$, средината во даден воден раствор е кисела;

Кога $pH > 7,00$, средината во даден воден раствор е базна;

Кога $pH = 7,00$, средината во даден воден раствор е неутрална.

Еве како на еден елегантен начин, со употреба на чиста логика и со употреба на дефинициите и изразите на K_w и pH можеме да пресметаме колку би било pH на чистата вода.

Автојонизација на водата, рН на обична вода



$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

$$[H_3O^+] [H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+]^2 = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-7}$$

$$-\log([H_3O^+]) = -\log(1,0 \times 10^{-7})$$

$$pH = -\log([H_3O^+]) = 7,00$$

На следната слика е претставена добра сликовите илустрација од која може да се забележи како се движи рН на водените раствори од различни супстанции, и како (со кои математички операции) може од рН и рОН да се пресметаат концентрациите на H^+ (или H_3O^+) и OH^- јоните во еден воден раствор.



Слика 73. Пресметување на рН и рОН вредности на некои раствори

Во следната табела се дадени примери како се менуваат вредностите за концентрациите на H^+ и OH^- јоните во зависност од рН и рОН на средината.

Табела 6. Промена на рН и рОН

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$[\text{H}^{+1}]$	$[\text{OH}^{-1}]$	pH	pOH
10^0	10^{-14}	0	14
10^{-1}	10^{-13}	1	13
10^{-2}	10^{-12}	2	12
10^{-3}	10^{-11}	3	11
10^{-4}	10^{-10}	4	10
10^{-5}	10^{-9}	5	9
10^{-6}	10^{-8}	6	8
10^{-7}	10^{-7}	7	7
10^{-8}	10^{-6}	8	6
10^{-9}	10^{-5}	9	5
10^{-10}	10^{-4}	10	4
10^{-11}	10^{-3}	11	3
10^{-12}	10^{-2}	12	2
10^{-13}	10^{-1}	13	1
10^{-14}	10^0	14	0

-Како рН се намалува од 7 кон 1, така се зголемува киселоста на растворите;

-Како рН се зголемува од 7 кон 14, така се зголемува базноста на растворите;

Што треба да се знае од овие лекции за киселини, бази и рН:

-Што се електролити, што е електролитна дисоцијација?

-Како можеме од константата на хемиската рамнотежа да препознаеме дали дадено соединение е слаб или јак електролит?

-Дефиниции за киселини и бази, дисоцијација на киселини и бази

-Дефиниција за рН и рОН, дефиниција за јонски производ на водата, да се знае да се пресметаат рН и рОН кога се дадени концентрациите на јаки киселини или јаки бази

-Да се знае да се пресмета концентрацијата на H^{+} или OH^{-} јоните во раствор, ако е дадено рН или рОН.

-Како според вредностите на рН и рОН ќе знаеме дали средината во растворите е кисела, базна или неутрална.

Пуфери

Под поимот **пуфери** ќе подразбираме хемиски системи што не дозволуваат нагли промени на рН во растворот, при што на специфичен начин го неутрализираат дејството на јаките киселини и јаките бази.

Општо е познато дека голем број на реакции во хемијата и биохемијата се одвиваат само при точно определена рН. Така на пример, најголем дел од реакциите во живите клетки се одвиваат во водени раствори каде рН се движи помеѓу 7,00 и 7,50. Добро се знае дека секоја промена на рН доведува до промена на кинетиката и до промена на механизмите на биолошките системи во голем број на биохемиски раствори, а тоа е основен предуслов за предизвикување на стрес во клетките. Понатаму, познато е дека голем број од медикаментите можат да бидат активни само при точно определена киселост на биолошките системи.

Поради сето ова, а и поради голем број на други причини, неопходно е во лабораториски и во биолошки услови да имаме раствори чие рН ќе биде константно. *За да се осигураме дека нашите раствори ќе имаат рН што нема да се менува драстично (кога во растворот би додаде одредено количество на јака киселина или јака база), употребуваме системи што се наречени пуфери.*

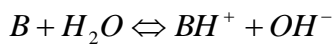
Пуферите се хемиски системи, што се состојат од слаби киселини и конјугирани бази на тие киселини, или слаби бази и конјугирани киселини на соодветните слаби бази. Пуферите имаат својство да не дозволуваат нагли промени на рН на водените раствори, кога во нив би се додаде мали количини на јаки киселини или бази. Во овој дел спомнавме термини “конјугирани бази и конјугирани киселини”. Во следниве примери ќе објасниме што значат тие термини.

Нека имаме растворено во вода некоја слаба монопротонска киселина. Притоа, нека киселината има општа формула НА. Во вода, оваа киселина ќе дисоцира на следниот начин:



Значи, киселината HA ќе дисоцира во вода и ќе даде хидрониум катјон H_3O^+ и киселински остаток A^- анјон. Анјонот A^- се вика конјугирана база на киселината HA .

По аналогија, доколку имаме една слаба база B растворена во вода, во водениот раствор ќе ја имаме следната рамнотежа:

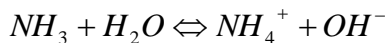


Катјонот BH^+ се нарекува конјугирана киселина на базата B . Некои примери за слаби киселини и нивни конјугирани бази и слаби бази и нивни конјугирани киселини се дадени подолу:



оцетна киселина
(слаба киселина)

ацетат
(конјугирана база на оцетната киселина)



амонијак
(слаба база)

амониум катјон
(конјугирана киселина на амонијак)

Како што дефиниравме претходно, пуферите се хемиски системи, што се составени од слаби киселини и конјугирани бази на тие киселини, или слаби бази и конјугирани киселини на соодветните слаби бази. Со други зборови, пуферите се состојат од некоја слаба киселина и сол на конјугираната база на таа слаба киселина, или слаба база и сол на конјугираната киселина на соодветната слаба база.

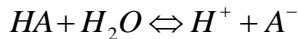
Еве примери за некои пуферски системи:

-*Ацетатен пуфер* е составен од оцетна киселина и натриум ацетат (CH_3COOH и CH_3COONa). Натриум ацетат CH_3COONa е, значи, сол на конјугираната база (ацетатниот анјон) на оцетната киселина

-*Амонијачен пуфер* е составен од амонијак и амониум хлорид (NH_3 и NH_4Cl). Амониум хлорид NH_4Cl е значи, сол на конјугираната киселина (амониум NH_4^+ катјонот) на амонијакот.

Пресметување на рН кај пуферски системи

Нека во раствор имаме една СЛАБА киселина од општ вид HA , и конјугирана база (т.е. сол) на таа слаба киселина A^- . Кога киселината HA ќе ја раствориме во вода, во водениот раствор ќе ја имаме следната рамнотежа:



(забелешка: пореди поедноставност пишуваме H^+ наместо H_3O^+)

Константата на рамнотежа на оваа реакција, е всушност константата на дисоцијација на киселината K_a , што е дефинирана преку следниот израз:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Сега од овој израз ние треба да го изразиме $[H^+]$, со цел да го дефинираме рН на растворот. Така, ќе добиеме:

$$[H^+] = K_a [HA] / [A^-]$$

Ако извршиме логаритмирање од лево и од десно на овој израз, ќе добиеме

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[A^-]}{[HA]}$$

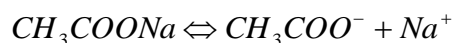
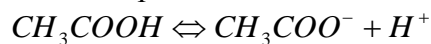
каде $pH = -\log [H^+]$ а $pK_a = -\log(K_a)$

Ова е изразот за пресметување на рН на пуфери составени од слаба киселина и сол на конјугираната база на таа слаба киселина

Да видиме сега на еден конкретен пример како изгледа сето тоа:

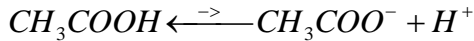
Нека имаме пуфер составен од оцетна киселина (слаба киселина) и сол на конјугираната база на оцетната киселина (натриум ацетат) CH_3COOH и CH_3COONa

Во воден раствор, кога ги имаме овие две супстанции присутни, ќе постојат следните рамнотежи:



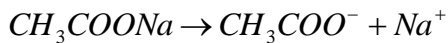
Знаеме дека оцетната киселина е многу слаба киселина (бројната вредност на нејзината константа на дисоцијација е многу мала, изнесува околу 10^{-5}). Тоа значи дека во водениот раствор оцетната киселина ќе дисоцира во многу мала количина, и главно во растворот ќе постои во форма на недисоцирани молекули на

оцетна киселина. Тоа имплицира дека, рамнотежата во реакција на дисоцијација на оцетна киселина ќе биде фаворизирана (поместена) на лево (внимавај на големината на стрелките во следната рамнотежна реакција!)



Овој податок ни кажува дека рамнотежната концентрација на оцетната киселина, всушност ќе биде еднаква со нејзината почетна концентрација, бидејќи таа мнооооогу малку дисоцирала.

Од друга страна, *сите соли растворливи во вода се јаки електролити*. Според тоа, кога ќе раствориме натриум ацетат во вода, тој потполно ќе дисоцира и во воден раствор ќе постојат само ацетатни јони и Na^+ катјони. Тоа значи дека рамнотежната концентрација на конјугираната база (CH_3COO^-) ќе биде еднаква со почетната концентрација на солта CH_3COONa



Ако сега се вратиме на општиот израз за рН на пуфер составен од слаба киселина и сол на нејзина конјугирана база и тој општ израз го примениме на нашиот пример со оцетната киселина и натриум ацетат, ќе видиме дека општиот израз кој беше даден следната математичка форма

$$pH = pKa + \log_{10} \frac{[A^-]}{HA}$$

може да се претстави во следниот облик

$$pH = pKa + \log \left[\frac{c_o(\text{solta } CH_3COONa)}{c_o(\text{kiselinata } CH_3COOH)} \right]$$

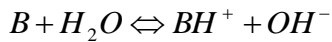
Во овој израз, $pKa = -\log(Ka)$, а Ka е константата на дисоцијација на оцетната киселина (таа ќе ја знаеме од литература и ќе ни биде дадена), додека $c_o(\text{solta } CH_3COONa)$ и $c_o(\text{kiselinata } CH_3COOH)$ се почетните концентрации на солта и киселината.

Аналогните облици на горниот израз за пресметување на рН важат за сите пуфери составени од слаби киселини и соли на тие слаби киселини.

(предвиди каков ќе биде изразот за рН, на пример, за пуфер составен од HCN (слаба киселина, цијанидна) и NaCN (натриум цијанид), на пример).

Истата аналогија може да се примени и при пресметувањето на рН на пуфери составени од слаба база и од сол на конјугирана киселина од таа слаба база.

Овој пат, значи ќе ја имаме следната рамнотежа:



Во овој случај, ќе добиеме израз од рОН, кој ќе изгледа вака

$$pOH = pK_b + \log \frac{[BH^+]}{[B]}$$

Во овој израз, $pK_b = -\log(K_b)$, а K_b е константата на дисоцијација на слабата база (таа вредност ќе ни биде позната, ќе ја имаме од литература), а $[BH^+]$ и $[B]$ се рамнотежните концентрации на солта и на слабата база, соодветно. Аналогно како и при разгледувањето на рН на киселински пуфери, кај базните пуфери може да ја напишеме следната математичка формулација:

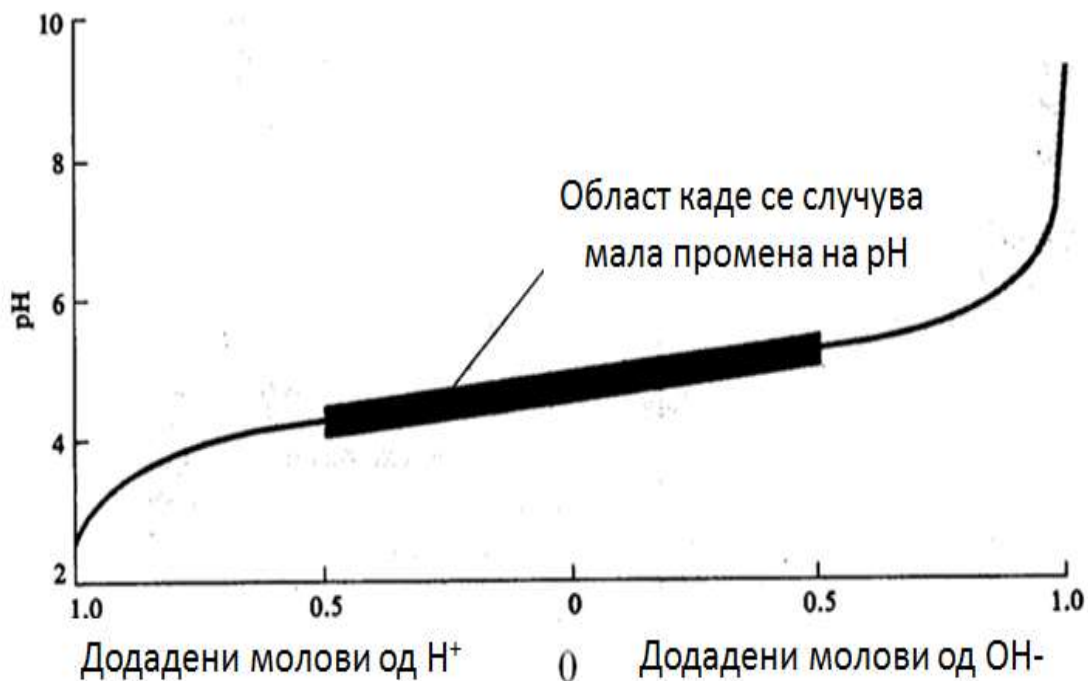
$$pOH = pK_b + \log [c_0(solta) / c_0(bazata)]$$

каде $c_0(solta)$ и $c_0(bazata)$ се почетните концентрации на солта и базата од кои е составен тој пуфер.

Ако имаме на пример-амонијачен пуфер што е составен од амонијак и амониум хлорид (NH_3 и NH_4Cl), тогаш $c_0(solta)$ ќе биде почетната концентрација на NH_4Cl , додека $c_0(bazata)$ ќе биде почетната концентрација на базата NH_3 , а pK_b ќе биде дефинирано како негативен декаден логаритем од константата на дисоцијација на базата NH_3 .

$$pK_{NH_3} = -\log(K_{NH_3})$$

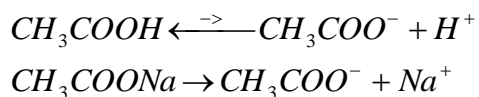
$$K_{NH_3} = 1,8 \times 10^{-5} \text{ mol / L}$$



Слика 74. Промени на pH во раствор составен од 1 mol/L оцетна киселина и 1 mol/L натриум ацетат со додавање на H^+ и OH^-

Механизам на дејство на пуферите

Нека имаме пуфер составен од оцетна киселина (слаба киселина) и сол на конјугираната база на оцетната киселина (натриум ацетат) CH_3COOH и CH_3COONa . Во воден раствор, кога ги имаме овие две супстанции присутни, ќе постојат следните рамнотежи:

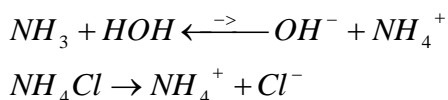


Да претпоставиме сега дека во овој систем ќе додадеме мало количество на некоја киселина HA , $HA \rightarrow H^+ + A^-$

Бидејќи јаката киселина НА потполно ќе дисоцира и ќе даде H^+ јони (кои се носители на киселите својства), тогаш ќе дојде до реакција на ацетатните јони од солта CH_3COONa присутна во пуферот, со H^+ јоните што сме ги добиле од дисоцираната јака киселина. Како резултат на таа реакција ќе се добие слаба недисоцирана оцетна киселина (таа рековме главно постои во молекуларна недисоцирана форма), па така ќе се спречи наглата промена на рН на растворот.

По аналогија на претходниот пример, може да се објаснат и ситуации кога во раствор на киселински пуфер се додава јака база (NaOH), на пример. Тогаш протоните (H^+ јоните) што ги има присутни од дисоцијацијата на оцетната киселина, ќе реагираат со OH^- јоните од јаката база и ќе ги неутрализираат градејќи вода со нив.

Слична логика може да се примени и кај базните пуфери (како амонијачен пуфер, на пример. Обидете се да објасните како би одел механизмот на презервација на рН, кога таму би додале мала количина на јака киселина или јака база). Ако имаме амонијачен пуфер, составен од NH_4OH и NH_4Cl , тогаш во рамнотежа во воден раствор ќе ги имаме следните форми:



Ако додадеме во ваков пуфер мала количина на силна база, (значи OH^- јони) NH_4^+ ќе реагираат со OH^- и ќе се добива слаба база

Ако додадеме во ваков пуфер мала количина на силна киселина, (значи H^+ јони) NH_3 ќе реагира со H^+ и ќе се добива сол NH_4Cl

Капацитет на пуферите

Под поимот капацитет на пуферите се подразбира колкаво количество киселина или база пуферот може да неутрализира, а притоа рН на растворот да не се промени за повеќе од една рН единица. Обично, за да имаме поголем капацитет

на еден пуфер, треба да имаме поголеми концентрации од конституентите на соодветниот пуфер. Најголем пуферски капацитет се постигнува кога пуферот е направен така да неговата рН вредност кореспондира со неговата pK_a и pK_b вредност (а тоа значи, киселината и солта, или базата и солта да бидат во еквимоларни концентрации, види ги изразите подолу). Во таков случај постои најголема способност за неутрализација

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[A^-]}{[HA]} \qquad pOH = pK_b + \log \frac{[BH^+]}{[B]}$$

Табела 7. Некои поважни пуферски системи и подрачјето на рН каде овие пуфери покажуваат оптимално дејство

Супстанца	Оптимално рН подрачје
HCl, Натриум цитрат	1-5
Лимонска киселина, Натриум цитрат	2,5-5,6
Оцетна киселина, натриум ацетат	3,7-5,6
Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4	6-9
Боракс, натриум хидроксид	9,2-11

Што треба да се знае од оваа лекција:

- Што се пуфери, какви се изразите за рН на пуфери
- Како може да се пресмета колкави маси од киселина и солта, или базата и солта треба да се земат за да се приготви пуфер со определена рН вредност
- Каков е механизмот на дејство на пуферите
- Што подразбираме под поимот капацитет на пуфер
- Да се знае да се објасни што ќе се случи во еден пуферски систем, ако во растворот во кој е присутен пуфер се додаде мала количина на јака база или јака киселина, односно да се знае да се објасни како пуферот ќе ја неутрализира јаката база или јаката киселина.

Хидролиза

-киселинско-базни својства на раствори на некои соли-

-Познато е дека при растворувањето на одредени соли во вода, како на пример $NaCl, KCl, K_2SO_4, LiNO_3$ и сл. рН на водените раствори не се менува, односно останува на вредност од 7, 00 (т.е. исто како и рН на чистата вода).

-Меѓутоа при растворање на други соли во вода, како на пример $NH_4NO_3, NH_4Cl, CH_3COONa, NaCN$ и сл. лесно можеме да утврдиме дека рН на водените раствори се променило, односно рН на растворите станало помало или поголемо од 7, 00. Ова се должи на процесите на хидролиза на некои соли.

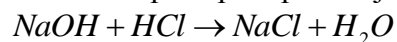
Под поимот хидролиза на соли ќе подразбираме взаемна интеракција на јоните од водата со јоните добиени од дисоцијацијата на солите, при што често доаѓа до промена на рН на средината.

Да видиме сега како ќе ги објасниме процесите на хидролиза кај неколку различни примери на соли:

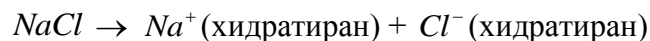
Соли добиени од силни бази и силни киселини:

-Видовме дека солите се соединенија што се добиваат при реакции на неутрализација помеѓу киселините и базите. Притоа, во креирањето на солта учествува металниот катјон од базите и киселинскиот анјон од киселините.

Еве еден пример на реакција на неутрализација:



Солите, рековме, во воден раствор, не постојат како молекули, туку тие целосно се дисоцирани на јони. Пример, солта $NaCl$ во воден раствор не постои како целосна единка или молекула, туку $NaCl$ се разложува на составните делови т.е. на јони од Na^+ и Cl^- .

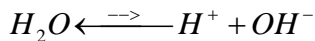
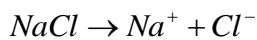


Поимот “хидратиран” означува дека јоните на Na^+ и Cl^- не се слободни, туку тие се обиколени со молекули од вода.

-Да видиме како ќе ги објасниме рамнотежните процеси што се случуваат кога во вода ќе раствориме сол добиена од јака база и јака киселина. Таков пример е солта NaCl.

Оваа сол може да се добие со реакција на неутрализација од јака база (NaOH) и јака киселина (HCl).

При рамнотежните реакции на хидролиза на солите, преку хемиски равенки ги пишуваме дисоцијациите и на солта и на водата, затоа што во овие процеси дисоцијацијата на водата игра огромна улога. Еве како тоа изгледа во примерот на NaCl.



Значи кога солта NaCl ќе ја раствориме во вода, во водениот раствор ќе бидат присутни следните јони:

Na^+ и Cl^- (добиени од дисоцијацијата на NaCl), и

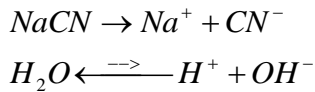
H^+ и OH^- добиени од дисоцијацијата на водата.

Во една ваква рамнотежа, можеме да претпоставиме дека катјоните од солта (Na^+) може да реагираат со анјоните од водата (OH^-), и обратно, катјоните од дисоцијацијата на водата (H^+) може да реагираат со анјоните добиени со дисоцијацијата на солта (Cl^-). При една таква комбинација, би се добиле NaOH и HCl. Но, бидејќи и NaOH и HCl се силни електролити, тие во вода комплетно би дисоцирале на соодветните јони. Тоа би значело дека во воден раствор на сол добиена од јака база и јака киселина, концентрацијата на H^+ јоните (тие се носители на киселинските својства) и концентрацијата на OH^- јоните (тие пак се носители на базните својства) би била идентична.

-Тоа имплицира дека при растворување на вакви соли во вода, рН на водените раствори не се менува, или велите дека “солите добиени од јаки бази и јаки киселини НЕ ХИДРОЛИЗИРААТ”. Примери за такви соли се $NaCl, KCl, K_2SO_4, LiNO_3, Na_2SO_4, KNO_3...$

Хидролиза на соли добиени од ЈАКИ БАЗИ и СЛАБИ КИСЕЛИНИ

-пример за една таква сол е NaCN. NaCN може да се смета дека е сол добиена при реакција на неутрализација од силната база NaOH и слабата киселина HCN. Во воден раствор на солта NaCN ќе постојат следните рамнотежи:



Значи, кога солта NaCN ќе ја раствориме во вода, во водениот раствор ќе бидат присутни следните јони:

Na^+ и CN^- (добиени од дисоцијацијата на $NaCN$), и H^+ и OH^- добиени од дисоцијацијата на водата.

Во една ваква рамнотежа, можеме да претпоставиме дека катјоните од солта (Na^+) може да реагираат со анјоните на водата (OH^-), и обратно, катјоните од дисоцијацијата на водата (H^+) може да реагираат со анјоните добиени со дисоцијацијата на солта (CN^-).

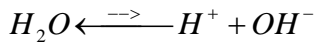
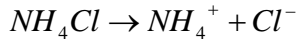
При една таква комбинација би се добиле како „продукти,, NaOH и HCN. Бидејќи NaOH е јака база, таа во вода целосно би дисоцирала, на Na^+ и OH^- јони. HCN, пак, е слаба киселина, и таа во вода само делумно (многу малку би дисоцирала), при што би се добиле многу малку слободни H^+ јони во растворот.

-При една ваква ситуација, во воден раствор на сол добиена од јака база и слаба киселина, концентрацијата на H^+ јоните (тие се носители на киселинските својства) би била многу помала од концентрацијата на OH^- јоните (тие се носители на базните својства).

-Тоа имплицира дека при растворување на вакви соли во вода, рН на водените раствори би било базно, или велиме дека “солите добиени од јака база и слаби киселини ХИДРОЛИЗИРААТ БАЗНО”. Примери за такви соли се $NaCN$, CH_3COONa , Na_2S , натриум цитрат, натриум тартарат...

Хидролиза на соли добиени од ЈАКИ КИСЕЛИНИ и СЛАБИ БАЗИ

-пример за таква сол е NH_4Cl . NH_4Cl може да се смета дека е сол добиена при реакција на неутрализација од силната киселина HCl и слабата база NH_4OH . Во воден раствор на солта NH_4Cl ќе постојат следните рамнотежи:



Значи, кога солта NH_4Cl ќе ја раствориме во вода, во водениот раствор ќе бидат присутни следните јони:

NH_4^+ и Cl^- (добиени од дисоцијацијата на NH_4Cl), и

H^+ и OH^- добиени од дисоцијацијата на водата.

Во една ваква рамнотежа, можеме да претпоставиме дека катјоните од солта (NH_4^+) може да реагираат со анјоните од водата (OH^-), и обратно, катјоните од дисоцијацијата на водата (H^+) може да реагираат со анјоните добиени со дисоцијацијата на солта (Cl^-). При една таква комбинација би се добиле како „продукти,, NH_4OH и HCl . Бидејќи HCl е јака киселина, таа во вода целосно би дисоцирала, на H^+ и Cl^- јони. NH_4OH , пак, е слаба база, и таа во вода само делумно (многу малку би дисоцирала), при што би се добиле многу малку слободни OH^- јони во растворот.

При една ваква ситуација, во воден раствор на сол добиена од јака киселина и слаба база, концентрацијата на H^+ јоните (тие се носители на киселинските својства) би била многу поголема од концентрацијата на OH^- јоните (тие се носители на базните својства)

Тоа имплицира дека при растворување на вакви соли во вода, рН на водените раствори би било кисело, или велеме дека “солите добиени од јаки киселини и слаби бази ХИДРОЛИЗИРААТ КИСЕЛО”. Примери за такви соли се NH_4Cl , NH_4NO_3 , $(NH_4)_2SO_4$...

За полесно да запомнине како ќе хидролизираат некои соли,важно е да се знае следново правило:

-хидролизираат само солите добиени со комбинација на јаки киселини и слаби бази, или јаки бази и слаби киселини, (а исто и солите добиени од слаби бази и слаби киселини). Притоа, секогаш солта ќе хидролизира (т.е. рН ќе се промени во однос на рН на чистата вода) во иста насока како јонот од солта што потекнува од тоа што е “силно”.

-Имено, ако катјонот од солта потекнува од силна база, тогаш солта ќе хидролизира базно. Ако, пак, анјонот од солта потекнува од силна киселина, тогаш солта ќе хидролизира кисело.

-НЕ ХИДРОЛИЗИРААТ соли добиени од јаки бази и јаки киселини!!!

Солите добиени од слаби бази и слаби киселини ќе хидролизираат слабо базно или слабо кисело, во зависност од тоа кој од јоните во солта потекнува од “посилниот” од двата слаби електролити од кои е составена таквата сол.