
ОПШТА

ХЕМИЈА

Александра Влатковић, дипломирани хемичар



СУПСТАНЦА. СМЕША

Супстанца је вид материје.



ЕЛЕМЕНТИ, ЈЕДИЊЕЊА, СИМБОЛИ, ФОРМУЛЕ

Хемијски елемент је врста материје из које су изграђене елементарне супстанце и хемијска једињења. Елемент је основна супстанца која се не може разложити на једноставније супстанце нити се може изградити из једноставнијих супстанци. Састоји се од атома међусобно сличних хемијских и физичких особина и истог наелектрисања језгра (имају исти редни број). Елементи се скраћено приказују **хемијским симболима** који представљају почетна слова латинског назива (уз евентуално још једно слово). Симбол има и квалитативно и квантитативно значење – означава одређени елемент и један атом тог елемента.

Елементарне супстанце су једноставне чисте супстанце које се не могу хемијским поступцима разложити на једноставније чисте супстанце.

Хемијска једињења су чисте супстанце које се могу хемијским поступцима разложити на елементарне супстанце из којих су изграђене. Састоје се из два или више елемената који се једине у тачно одређеном међусобном односу – имају сталан састав.

Хемијска формула је скуп симбола којима се приказује састав **елементарних супстанци** и **хемијских једињења**. Хемијска формула приказује састав основне јединице грађе супстанце – садржи симболе елемената чији атоми улазе у састав супстанце и њихов бројни однос. Хемијске формуле такође имају квантитативно значење.

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ, ЈЕДНАЧИНЕ ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА

Хемијска реакција је процес у коме се атоми у реагујућим супстанцама прегрупишу дајући нове супстанце које имају другачије физичке и хемијске особине од почетних супстанци.

Хемијску реакцију можемо приказати **једначином хемијске реакције** – на левој страни приказујемо хемијским формулама супстанце које су ступиле у реакцију (реактанте), а на десној формулама приказујемо супстанце које су при реакцији настале (производе реакције). Једначина хемијске реакције садржи и коефицијенте испред формула одређених молекулских врста који говоре у ком односу међусобно реагују и настају супстанце (означавају број молекула супстанци који међусобно учествује у реакцији).

РЕЛАТИВНА АТОМСКА МАСА, РЕЛАТИВНА МОЛЕКУЛСКА МАСА

Релативна атомска маса је однос просечне масе атома елемента и $1/12$ масе атома $^{12}_6\text{C}$.
Релативна молекулска маса је однос просечне масе молекула (одн. градивне јединице) и $1/12$ масе атома $^{12}_6\text{C}$.
Релативна молекулска маса је једнака збиру релативних атомских маса свих атома који изграђују молекул.

МОЛ, МОЛСКА МАСА, МОЛСКА ЗАПРЕМИНА

Мол је јединица мере за количину супстанце и представља ону количину супстанце која садржи Авогадров број честица које изграђују ту супстанцу ($6,022 \cdot 10^{23}$ честица/mol) и садржи исти број честица колико има атома у $12\text{g } ^{12}_6\text{C}$.

Молска (моларна) маса супстанце је однос између масе супстанце и броја молекула. Бројна вредност је једнака релативној атомској одн. молекулској маси те супстанце, а јединица је g/mol .
(Молска маса је маса 1mol супстанце.)

Молска (моларна) запремина је запремина коју заузима 1 mol било ког гаса при стандардним условима и износи $22,4\text{ dm}^3/\text{mol}$, а садржи Авогадров број молекула гаса, док је маса једнака моларној маси.
(Молска запремина је запремина 1mol гаса.)

Електронска конфигурација је распоред електрона на енергетским нивоима и поднивоима (атомским орбиталама) атома неког елемента и њихове енергије. Приказује се главним квантним бројем (енергетским нивоом), ознаком поднивоа и бројем електрона на том поднивоу.



Како се у атому изграђује електронски омотач?

Електрон се смешта у слободну орбиталу најниже енергије. Када се она попуни следећи електрон се смешта у следећу слободну орбиталу најниже енергије итд. Када се попуни један енергетски ниво почиње попуњавање следећег нивоа тако што се прво попуњава подниво најниже енергије. Уколико има више орбитала исте енергије прво се у сваку смешта по један електрон, а онда се орбитале попуњавају са другим електроном.

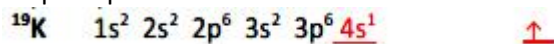
Електронске конфигурације атома елемената 1., 2. и 3. периоде периодног система елемената:

¹ H	1s ¹	↑							
² He	1s ²	↑↓							
³ Li	1s ² 2s ¹	↑	— — — —						
⁴ Be	1s ² 2s ²	↑↓	— — — —						
⁵ B	1s ² 2s ² 2p ¹	↑↓	↑ — — —						
⁶ C	1s ² 2s ² 2p ²	↑↓	↑ ↑ — —						
⁷ N	1s ² 2s ² 2p ³	↑↓	↑ ↑ ↑ —						
⁸ O	1s ² 2s ² 2p ⁴	↑↓	↑↓ ↑ ↑ —						
⁹ F	1s ² 2s ² 2p ⁵	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑ —						
¹⁰ Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ —						
¹¹ Na	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	↑							
¹² Mg	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	↑↓							
¹³ Al	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹	↑↓	↑ — — —						
¹⁴ Si	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²	↑↓	↑ ↑ — —						
¹⁵ P	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³	↑↓	↑ ↑ ↑ —						
¹⁶ S	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴	↑↓	↑↓ ↑ ↑ —						
¹⁷ Cl	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑ —						
¹⁸ Ar	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ —						

Валентни електрони су електрони на последњем енергетском нивоу који је почео да се попуњава али није попуњен (валентни ниво). Од броја валентних електрона и њиховог распореда у орбиталама зависе хемијске особине елемената.

Елементи су у **периодном систему** поређани по растућем редном броју, а распоређени су у **периоде** (хоризонтални редови) и **групе** (вертикалне колоне). Сви елементи у истој периоди имају исти валентни ниво (онај у којој се периоди налазе). Сви елементи у истој групи имају исти број валентних електрона (онолико у којој се групи налазе), па стога имају сличне хемијске особине.

Примери:



Елемент главне групе (**s-елемент**) – 4. периода – 4. ниво валентан, Ia група – 1 валентни електрон, у 4s-орбитали.



Елемент главне групе (**p-елемент**) – 4. периода – 4. ниво валентан, VIIa група – 7 валентних електрона, у 4s-орбитали 2 електрона, у 4p-орбитали 5 електрона.



Прелазни елемент (**d-елемент**) – 4. периода – 4. ниво валентан, VIIb група – 7 валентних електрона, у 4s-орбитали 2 електрона, у 4d-орбитали 5 електрона.

ХЕМИЈСКА ВЕЗА

Хемијска веза је интеракција валентних електрона између атома (атоми теже да постигну стабилну електронску конфигурацију племенитог гаса – попуњен валентни ниво).

Енергија јонизације E_i је она енергија коју треба довести атому у гасовитом стању да би отпустио валентни електрон и прешао у позитивно наелектрисан јон – катјон.

Афинитет према електрону E_a је енергија која се ослобађа или коју треба утрошити када атом у гасовитом стању везује електрон и прелази у негативан јон – анјон.

Електронегативност елемента је сила којом атом неког елемента привлачи електроне у хемијској вези (сила којом атом привлачи заједнички електронски пар у хемијској вези). Електронегативност елемента се бројчано изражава **коефицијентом релативне електронегативности χ** .

Енергија јонизације, афинитет према електрону и електронегативност се дуж периоде повећавају, а дуж групе смањују.

Јонска веза

Јонска веза се успоставља **између типичних метала и типичних неметала** ($\Delta\chi > 1,9$).

Атом метала отпушта валентне електроне чиме настаје позитивно наелектрисан јон (катјон). Атом неметала прима електроне на валентни ниво и попуњава га чиме настаје негативно наелектрисан јон (анјон). Катјон и анјон се привлаче електростатичким силама – јонска веза (при сједињавању јона ослобађа се енергија везе).

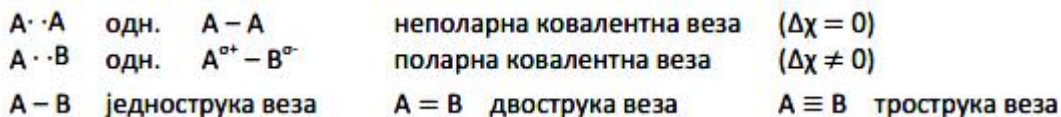


Јонска једињења су чврсте кристалне супстанце високих тачки топљења и кључања. Јонска кристална решетка је изграђена из великог броја позитивних и негативних јона – сваки јон је са свих страна окружен супротно наелектрисаним јонима. Растварају се у води (јонски раствори). Водени раствори и растопи јонских једињења проводе електричну струју – јонска једињења су електролити.

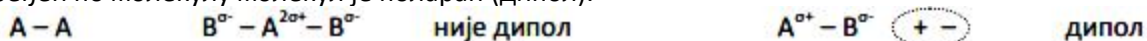
Ковалентна веза

Ковалентна веза се успоставља углавном између атома неметала – између атома исте или сличне електронегативности ($\Delta\chi < 1,9$).

Сваки атом даје један неспарен валентни електрон чиме настаје заједнички електронски пар – ковалентна веза (спајањем атома ослобађа се енергија везе). Уколико су везани атоми исте електронегативности говоримо о неполарној ковалентној вези, а уколико су везани атоми различите електронегативности говоримо о поларној ковалентној вези (електронегативнији атом јаче привлачи заједнички електронски пар). Ковалентна веза између два атома може бити једнострука, двострука или трострука у зависности од тога колико се заједничких електронских парова успоставило између атома.



Два или више атома повезаних ковалентним везама чине молекулу који има тачно одређену структуру. Уколико је електронски облак равномерно распоређен по молекулу он није поларан, а уколико електронски облак није равномерно распоређен по молекулу молекулу је поларан (дипол).



Међумолекулске привлачне силе су слабе. Најјаче међумолекулско привлачење је водонична веза – гради је атом водоника када је везан за јако електронегативан атом са другим електронегативним атомом из другог молекула.

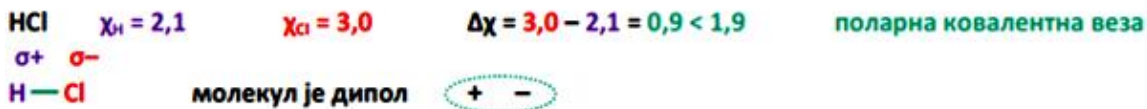
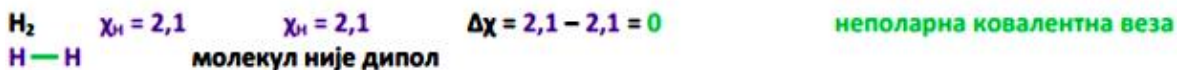
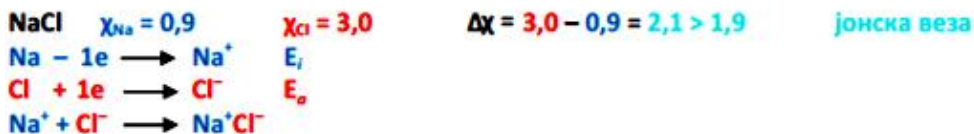
Ковалентне супстанце се јављају у сва три агрегатна стања и имају релативно ниске тачке топљења и кључања. Код чврстих ковалентних кристалних супстанци молекули су међумолекулским силама повезани у молекулску кристалну решетку.

Постоје ковалентне супстанце које су изграђене од великог броја атома међусобно повезаних ковалентним везама у макромолекул чинећи атомску кристалну решетку. Овакве супстанце имају веома високе тачке топљења и кључања и велику тврдоћу.

Ковалентне супстанце се обично слабо растварају у води (осим поларних супстанци и оних које хемијски реагују са водом). Поларне супстанце се растварају у поларним растварачима, а неполарне супстанце се растварају у неполарним растварачима (молекулски раствори). Ковалентне супстанце у чврстом и течном стању слабо или никако не проводе електричну струју – ковалентне супстанце су неелектролити.

Разлика електронегативности спојених атома:	$\Delta\chi = 0$	неполарна ковалентна веза
	$0 < \Delta\chi \leq 1,9$	поларна ковалентна веза
	$\Delta\chi \geq 1,9$	јонска веза

Примери:



Метална веза

Атоми метала су густо збијени у металну кристалну решетку, атомске орбитале се међусобно преклапају дајући молекулске орбитале које се простиру кроз цео метал, па валентни електрони могу слободно да се крећу по целом металу. Због тога метали у чврстом стању проводе електричну струју и топлоту, ковни су, могу се извлачити у танке листове и жице (лако се деформише метална кристална решетка), а када се осветле светлошћу тачно одређене таласне дужине са површине емитују електроне.

ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

Дисперзни системи су такви системи код којих је једна фаза (диспергована фаза) фино раздељена у другој фази (дисперзионом средству). Дисперзни системи су у ствари смеше.

ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМ = ДИСПЕРЗИОНО СРЕДСТВО + ДИСПЕРГОВАНА ФАЗА

Према величини честица дисперзне системе можемо поделити на:

- **макродисперзне системе** – дисперговане честице су веће од 100nm (**суспензије, емулзије, аеросоли**),
- **колоидно-дисперзне системе** – дисперговане честице су величине од 1 до 100nm (**солови и гелови**),
- **микродисперзне системе** – дисперговане честице су мање од 1nm (**прави раствори**).

Суспензије – чврста фаза је распршена у течној фази (лак за нокте, течни пудер, маскара, тесто за палачинке...)

Емулзије – две течности које се међусобно не мешају (нпр. уље и вода) (млеко за тело, креме...)

Аеросоли – течна или гврста фаза распршена у гасовитој (дим, магла, лак за косу, тоалетна вода, разни спрејеви када се прсну у ваздух из аеросол боца...)

Колоидне растворе граде макромолекули, нпр. полисахариди (скроб – прашак за пудинг, густин, штирак, лепак за тапете), протеини (желатин); Када се скроб или желатин растворе у врућој води настаје **сол** (густ, вискозан, непровидан колоидни раствор) који када се охлади прелази у **гел** (пудинг, желе бомбоне, пихтије).

Раствори су хомогени дисперзни системи у којима су супстанце у стању молекулске дисперзије. У **растварачу** је растворена једна или више **растворених супстанци**.

РАСТВОР = РАСТВОРАЧ + РАСТВОРЕНА СУПСТАНЦА

Јављају се у сва три агрегатна стања – чврстом (нпр. легуре), течном (раствори чврстих, течних или гасовитих супстанци у течности) и гасовитом (смеше гасова).

Када поменемо термин „раствор“ обично мислимо на раствор у течном агрегатном стању. Такви раствори су најчешћи и најзначајнији, па ћемо и ми разматрати особине оваквих раствора. У растворима у течном агрегатном стању једна супстанца (растворена супстанца) је фино раздељена у другој супстанци (растварачу) у стању молекулске дисперзије.

Супстанца се раствара у растварачу који је хемијски сличан тој супстанци – поларне и јонске супстанце растварају се у поларним растварачима, а неполарне супстанце у неполарним растварачима – „слично се у сличном раствара“.

Према типу растворених честица растворе делимо на:

- **јонске растворе** – растворена супстанца је јонско једињење или ковалентно једињење које реагује са молекулима растварача дајући јоне и у раствору се налазе јони окружени молекулима растварача – проводе електричну струју – раствори електролита,
- **молекулске растворе** – растворена супстанца је ковалентно једињење и у раствору се налазе молекули окружени молекулима растварача – не проводе електричну струју – раствори неелектролита.

Опште особине раствора

- **Снижење тачке мржњења и повишење тачке кључања раствора у односу на чист растварач.**

Снижење ТТ (одн. ТМ) и повишење ТК раствора у односу на чист растварач сразмерно је моларном уделу растворене супстанце. Што је већа концентрација раствора веће је снижење ТТ (одн. ТМ) и повишење ТК раствора у односу на чист растварач. Померање ТТ и ТК зависи и од природе супстанце (колико ће молова честица настати растварањем 1mola супстанце).

- **Дифузија** – Ако два раствора различитих концентрација дођу у додир (нису у равнотежи) они настоје да изједначе концентрације – молекули растварача се спонтано усмерено крећу (дифундују) из разблаженијег раствора ка концентрованијем, а честице растворене супстанце (молекули или јони) из концентрованијег ка разблаженијем раствору док се не изједначе концентрације оба раствора тј. док се не успостави равнотежа.

- **Осмоза** – Ако су два раствора различитих концентрација у затвореном систему одвојена полупропустљивом мембраном молекули растварача ће се спонтано усмерено кретати из разблаженијег ка концентрованијем раствору док се не изједначе хидростатички притисци оба раствора тј. док се не успостави равнотежа. Равнотежни хидростатички притисак је осмотски притисак раствора (пропорционалан је концентрацији раствора).

Квалитативан састав раствора говори нам из којих супстанци се састоји раствор, али не и у ком се међусобном односу налазе у раствору.

Квантитативан састав раствора говори нам које се супстанце и у ком међусобном односу налазе у раствору. Изражава се концентрацијом.

Моларна концентрација је број молова растворене супстанце у 1dm³ раствора.

Процентна концентрација је број грама растворене супстанце у 100g раствора.

Промилна концентрација је број грама растворене супстанце у 1000g раствора.

Приликом растварања неке чврсте супстанце у течности дешавају се два процеса:

- **разарање кристалне решетке** (ендотерман процес)
- **солватација** (егзотерман процес – молекули растварача окружују растворене честице и са њима граде међумолекулске везе; ако је растварач вода онда солватацију називамо **хидратација**).

Укупан топлотни ефекат растварања зависи од топлотних ефеката ова два процеса. Ако је за разарање кристалне решетке потребно утрошити мање енергије него што се ослобађа солватацијом растварање је егзотерман процес и раствор ће се загревати – растворљивост ће опадати са повећањем температуре. Ако је за разарање кристалне решетке потребно утрошити више енергије него што се ослободи солватацијом растварање је ендотерман процес и раствор ће се хладити – растворљивост расте са повећањем температуре. Да ли ће процес растварања бити егзотерман или ендотерман зависи од природе супстанци.

Растворљивост је број грама супстанце који може да се раствори у 100g растварача на одређеној температури.

Према количини растворене супстанце растворе делимо на:

- **незасићене** (растворена је мања количина супстанце него што дозвољава растворљивост на тој температури);
- **засићене** (растворена је онолика количина супстанце која одговара растворљивости на тој температури; то је раствор изнад талога који је у равнотежи са талогом),
- **пресићене** (у раствору је већа количина растворене супстанце него што дозвољава растворљивост на тој температури; нестабилни су и лако долази до таложења вишка растворене супстанце чиме прелазе у засићене).

КОНЦЕНТРАЦИЈА РАСТВОРА

Квантитативан састав раствора изражава се концентрацијом и може се изражавати односом различитих величина растворене супстанце (масе, броја молова, запремине) и растварача или раствора.

Однос неке величине растворене супстанце (B) и растварача (A):

масени однос $\frac{n_B}{n_A}$ моларни однос $\frac{n_B}{n_A}$ запремински однос $\frac{V_B}{V_A}$

Однос неке величине растворене супстанце (B) и смеше свих компоненти раствора:

масени удео $\omega = \frac{m_B}{\sum m_i}$ моларни удео $\chi_B = \frac{n_B}{\sum n_i}$ запремински удео $\varphi_B = \frac{V_B}{\sum V_i}$

Удео је безимена величина и увек је мањи од 1, а збир удела свих супстанци за одређени раствор једнак је 1.

Често се употребљавају бројчане јединице **процент % (1/100), промил ‰ (1/1000), ppm (милионити део)**.

Масени удео помножен са 100% обично зовемо **процентна концентрација**.

Ако нека смеша садржи 20g растворене супстанце B у 100g смеше, онда кажемо да је масени удео супстанце B 20%, а не да смеша садржи 20% супстанце B ($\omega_B = \frac{20g}{100g} = 0,20 = 20\% = 200‰ = 200000ppm$).

Однос неке величине растворене супстанце (B) и запремине раствора:

масена концентрација $\gamma_B = \frac{M_B}{V}$ моларна концентрација $C_B = \frac{n_B}{V}$ запреминска концентрација $\sigma_B = \frac{V_B}{V}$

Запреминска концентрација се често користи за изражавање састава раствора две или више течности (%VOL) нпр. ако алкохолно пиће садржи 40%VOL алкохола то значи да је $\sigma_B = 0,40$ одн. да у $1dm^3$ пића има $0,40dm^3$ алкохола.

ПРОЦЕНТНА КОНЦЕНТРАЦИЈА РАСТВОРА

Процентна концентрација је број грама растворене супстанце у 100g раствора.

Промилна концентрација је број грама растворене супстанце у 1000g раствора.

Примери израчунавања на основу процентне концентрације:

1. Колико воде и колико $AgNO_3$ треба узети да би се направило 1420g 36%-тног раствора?
 $100g : 36g = 1420g : x$ $x = 511,2g AgNO_3$ $1420g - 511,2g = 908,8g H_2O$
2. Изразити у процентима концентрацију раствора који се добија растварањем 86,4g NaCl у 153,6g воде.
 $86,4g + 153,0g = 240,0g$ раствора
 $86,4g : 240,0g = x : 100g$ $x = 36,00g$ у 100g раствора одн. 36,00%-ни раствор
3. Колико је грама кухињске соли NaCl потребно за припремање 300g 5%-тног раствора?
 $5g : 100g = x : 300g$ $x = 15,00g$ NaCl потребно је за припремање 300g 5%-тног раствора
 $300g - 15g = 285g H_2O$
За прављење 300g 5%-тног раствора NaCl потребно је 38,44g кристалне соли и 261,56g воде.

4. Колико грама 30%-тног раствора H_2O_2 треба узети за прављење 50g 6%-тног раствора?

$$6g : 100g = x : 50g \quad x = 3g \text{ H}_2\text{O}_2 \text{ је потребно да буде у раствору који нам треба}$$

$$30g : 100g = 6g : x \quad x = 10g \text{ 30%-тног раствора H}_2\text{O}_2 \text{ садржи потребну количину H}_2\text{O}_2 \text{ (3g)}$$

$$50g - 10g = 40g \text{ H}_2\text{O}$$

За прављење 50g 6%-тног раствора H_2O_2 треба узети 10g 30%-тног раствора H_2O_2 и 40g H_2O .

При разблаживању раствора водоник-пероксида треба водити рачуна да ли је раствор који се разблажује водени или емулзиони. Ако се одмерава маса раствора може се разблаживати водом или емулзионим раствором, али уколико се одмерава запремина емулзиони раствор се не може разблаживати водом јер немају исту густину, па одмерене количине неће бити израчунате потребне масе и неће дати жељени раствор.

КОЛИЧИНСКА КОНЦЕНТРАЦИЈА РАСТВОРА

Најчешћи начин изражавања концентрације раствора у хемији је **моларна концентрација раствора (моларитет)**.

Моларна концентрација раствора (моларитет) је број молова растворене супстанце у 1dm^3 раствора.

Моларна концентрација се обележава на различите начине: C_B , $C(B)$, $[B]$, а јединица мере mol/dm^3 некада се скраћено обележавала са **M**.

У свим константама равнотеже и израчунавањима везаним за реакције супстанци у растворима користи се моларна концентрација (супстанце међусобно реагују у тачно одређеним моларним односима, а запремина и њена промена се лако мери).

Примери израчунавања на основу моларне концентрације:

1. Колико грама NaNO_3 треба узети за припремање 650ml раствора концентрације $0,2\text{mol/dm}^3$?

$$0,2\text{mol} : 1000\text{ml} = x : 650\text{ml}$$

$$x = 0,13\text{mola} \quad \text{је потребно}$$

$$\text{Mr}(\text{NaNO}_3) = 23+14+3 \cdot 16 = 85$$

$$\text{маса } 1\text{mola} \text{ је } 85\text{g}$$

$$1\text{mol} : 85\text{g} = 0,13\text{mol} : x$$

$$x = 11,05\text{g}$$

11,05g чврстог NaNO_3 треба растворити и допунити водом до 650ml за добијање раствора концентрације $0,2\text{mol/dm}^3$.

2. Израчунати концентрацију раствора који садржи 140g KOH у 720cm^3 раствора.

$$140\text{g} : 720\text{cm}^3 = x : 1000\text{cm}^3$$

$$x = 194,44\text{g KOH у } 1\text{dm}^3 \text{ раствора}$$

$$\text{Mr}(\text{KOH}) = 39+16+1 = 56$$

$$\text{маса } 1\text{mola} \text{ је } 56\text{g}$$

$$1\text{mol} : 56\text{g} = x : 194,44\text{g}$$

$$x = 3,47\text{mol}$$

Концентрација раствора је $C = 3,47\text{mol/dm}^3$.

3. На располагању нам је раствор KBr концентрације $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol/dm}^3$. За експеримент нам је потребно 150ml раствора KBr концентрације $4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol/dm}^3$. Како ћете направити тај раствор?

$$4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol} : 1000\text{cm}^3 = x : 150\text{cm}^3$$

$$x = 6,0 \cdot 10^{-4}\text{mol KBr}$$

$6,0 \cdot 10^{-4}\text{mol KBr}$ налази се у 150cm^3 раствора концентрације $4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol/dm}^3$ (колико је потребно за експеримент)

$$8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol} : 1000\text{cm}^3 = 6 \cdot 10^{-4}\text{mol} : x \quad x = 7,5\text{cm}^3$$

$7,5\text{cm}^3$ раствора концентрације $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol/dm}^3$ садржи $6 \cdot 10^{-4}\text{mola KBr}$

$7,5\text{cm}^3$ раствора концентрације $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol/dm}^3$ треба одмерити и допунити водом до 150ml за добијање раствора концентрације $4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol/dm}^3$.

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

Супстанце међусобно ступају у реакције у тачно одређеном односу, а укупна маса при хемијској реакцији остаје непромењена. Хемијска реакција је процес у коме се атоми у реагујућим супстанцама прегрупишу стварајући нове супстанце које имају различите физичке и хемијске особине од почетних супстанци.

Честице међусобно могу реаговати само ако дођу у додир тј. ако се сударе и ако имају довољно енергије за успешан судар (енергија активације је најмања енергија коју морају имати честице да би при судару дошло до реакције). При судару честица реактаната прво настаје активирани комплекс који се може поново

распасти на реактанте или на производе реакције. Хемијска реакција је сложена и састоји се из низа једноставнијих реакција.



Веома је тешко класификовати хемијске реакције и класификација се може извршити на више начина.

Основни типови хемијских реакција су синтеза, анализа, супституција, адиција, полимеризација, оксидо-редукције.

Основни типови неорганских реакција су:

- **оксидо-редукције** – при хемијској реакцији долази до преноса електрона и промене оксидационих стања атома; оксидација је процес отпуштања електрона и прелазак у више оксидационо стање; редукција је процес примања електрона и прелазак у ниже оксидационо стање;
- **комплексне реакције** – при хемијској реакцији долази до измене лиганда или промене координационог броја; у комплексне реакције спадају **комплексне реакције у ужем смислу** (реакције настајања и распадања комплекса и измене лиганда), **протолитичке реакције** (долази до преноса протона одн. H^+ јона – киселинско-базне реакције) и **реакције растварања и таложења**;
- **реакције дисоцијације и асоцијације молекула, атома или јона.**

Свака супстанца садржи унутрашњу енергију, а један део је топлотна енергија. **Енталпија (H) је садржај топлоте супстанце.** Део те енергије се може при реакцији претворити у рад (слободна енергија). Реактанти и производи немају исту енталпију, па **при хемијској реакцији долази до промене енталпије – енталпија реакције** ($\Delta_r H = \Delta H_{\text{производа}} - \Delta H_{\text{реактаната}}$). Према топлотном ефекту хемијске реакције делимо на **егзотермне (при реакцији се ослобађа топлота)** и **ендотермне (при реакцији се везује топлота из околине).**

Брзина хемијске реакције је пропорционална броју успешних судара у јединици времена.

Брзина реакције одговара промени концентрације реагујућих супстанци у јединици времена.

$$v = \frac{1}{\nu_c} \cdot \frac{d[C]}{dt} \quad \text{одн. } v \rightarrow = k[A]^a[B]^b$$

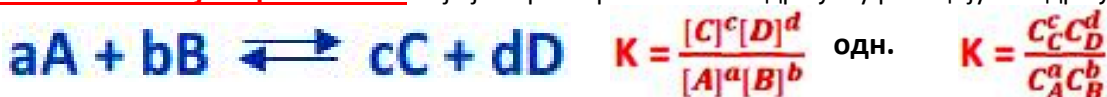
Фактори који утичу на брзину реакције су:

- **природа реактаната**
- **концентрација реактаната** (што је већа концентрација већи је број успешних судара – већа је брзина реакције)
- **површина реагујућих супстанци** (што је већа површина тј. што је супстанца уситњенија брзина реакције је већа, па се најбрже одвијају реакције у растворима)
- **температура** (са порастом температуре расте брзина и број честица које имају енергију активације, па расте број успешних судара и тиме брзина реакције до максималне брзине на оптималној температури; даљим повећањем температуре код егзотермних реакција брзина реакције опада, а код ендотермних реакција остаје максимална)
- **катализатори** – то су стране супстанце које убрзавају хемијску реакцију – снижавају енергију активације и убрзавају успостављање равнотеже тако што мењају механизам реакције, а сами се при реакцији хемијски не мењају
- **зрачење** – вид енергије којим се може довести енергија активације реагујућим честицама (фотохемијске реакције се одигравају под утицајем светлости, нпр. фотосинтеза)
- **механизам реакције** (низ једноставних реакција и међупроизвода преко којих се одвија укупна реакција).

ПОВРАТНЕ (РЕВЕРЗИБИЛНЕ, РАВНОТЕЖНЕ) РЕАКЦИЈЕ

Све хемијске реакције су реверзибилне – одвијају се у оба смера (осим експлозија и полимеризација).

Брзина напредне реакције временом опада од максималне због смањења концентрације реактаната, а брзина повратне реакције се повећава због пораста концентрације производа. Када се изједначе брзине напредне и повратне реакције успоставља се **динамичка равнотежа** ($v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$), а истовремено и **хемијска равнотежа** пошто више нема промене концентрација реагујућих супстанци. Однос равнотежних концентрација производа и реактаната дат је **константом хемијске равнотеже** која је карактеристична за одређену реакцију на одређеној температури.



Константа равнотеже K је карактеристична величина за одређену реакцију на одређеној температури.

Ако споља променимо услове реакције (променом концентрације неке супстанце, променом температуре или притиска код гасова) ремети се равнотежа и систем тежи да се врати у првобитно стање неутралисањем утицаја фактора који ремети равнотежу (Ле Шателјеов принцип).

Фактори који утичу на хемијску равнотежу:

- **температура** – Код реверзибилних реакција ако је у једном смеру реакција егзотермна у супротном смеру је ендотермна. Повећањем температуре равнотежа се помера у смеру ендотермног процеса.
- **притисак код гасова** – Ако повећамо притисак равнотежа се помера у смеру где је укупна запремина гасова мања.
- **концентрација** – Ако повећамо концентрацију једног реактанта равнотежа се помера у смеру напредне реакције тј. грађења производа – повећава се принос. (Повећањем C једног реактанта повећава се именилац у изразу за K , па мора да се повећа и бројилац тј. концентрације производа да би K остала константна вредност.) Исто се дешава и ако смањујемо концентрацију једног производа (одводимо га из система – ако је један од производа тешко растворна супстанца – таложи се, гасовита супстанца, тешко дисосована супстанца или стабилан комплекс.)

РАСТВОРИ ЕЛЕКТРОЛИТА

Електролити су супстанце чији водени раствори проводе електричну струју (јонски раствори).

Степен дисоцијације је однос броја дисосованих честица и укупног броја растворених честица $\alpha = \frac{A}{A_0} \leq 1$.

$VA \rightarrow V^+ + A^-$ **јаки електролити - потпуно дисосују** на јоне у воденим растворима ($\alpha = 1$)
водени раствори добро проводе електричну струју (**јаке киселине, јаке базе, соли**)

$VA \rightleftharpoons V^+ + A^-$ **слаби електролити - делимично дисосују** на јоне у воденим растворима ($\alpha < 1$)
водени раствори слабо проводе електричну струју (**слабе киселине, слабе базе**)

Раствори електролита проводе електричну струју и при томе долази до **електролизе – разлагања супстанце на елементе под дејством електричне струје**. Позитивни јони (катјони) крећу се ка негативној електроди (катоде) где се врши процес редукције до елементарног стања, а негативни јони (анјони) крећу се ка позитивној електроди (аноде) где се врши процес оксидације до елементарног стања.

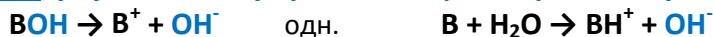
КИСЕЛИНЕ, БАЗЕ, СОЛИ

Arrhenius-ова теорија

Киселине су супстанце које у воденим растворима отпуштају протон тј. водоников јон H^+ , а он се везује за молекуле воде и даје хидронијум-јон H_3O^+ .



Базе су супстанце које у воденим растворима отпуштају хидроксилни јон OH^- .



Протолитичка теорија (Brønsted-Lowry-јева теорија)

Киселина је супстанца која даје протон – протондонор.

База је супстанца која прима протон – протонакцептор.



конјуговани киселинско-базни пар

Свака киселина има своју конјуговану базу и обрнуто. Кисели и базни облик супстанце су у равнотежи. Што је киселина јача (лакше отпушта протон) то је њена конјугована база слабија (теже везује протон).



И јачина киселине и јачина базе могу се формулисати преко киселинске константе. Што је киселина јача већа је K_A . Јаке киселине, јаке базе и већина соли потпуно дисосују у воденом раствору – јаки електролити. Слабе киселине и слабе базе делимично (повратно) дисосују у воденом раствору – у раствору се налазе и јонски и молекулски облик супстанце који су у равнотежи – слаби електролити.

Јаке киселине: $HClO_4, HClO_3, HCl, H_2SO_4, HNO_3, HBr, HI$.

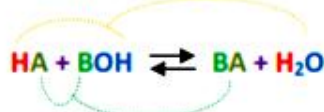
Киселина средње јачине: H_3PO_4 .

Слабе киселине: $HCN, H_2CO_3, CH_3COOH, HNO_2, H_2SO_3, H_2PO_3, H_2S, H_3BO_3, H_2C_2O_4$

Јаке базе: $KOH, NaOH, Ca(OH)_2, Ba(OH)_2$.

Слабе базе: NH_3 одн. $NH_4OH, Mg(OH)_2, Fe(OH)_3, Cu(OH)_2$.

Соли су супстанце које се састоје из катјона базе и анјона киселине – настају реакцијом базе и киселине – неутрализацијом. Соли у воденом раствору дисосују на јоне из којих су изграђене.



ЈОНСКИ ПРОИЗВОД ВОДЕ И рН ВРЕДНОСТ



Вода је врло слабо дисосована, па слабо проводи електричну струју – није електролит.

Вода слабо дисосује на једнаке количине хидронијум-јон H₃O⁺ и хидроксилни јон OH⁻, па има исто изражене и киселе и базне особине – амфотерна је.

Концентрације H₃O⁺ и OH⁻ јона су једнаке у води – вода је неутрална.

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

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

[H₂O] је константа, па је

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

константа равнотеже дисоцијације воде

јонски производ воде

У свим воденим растворима производ концентрација H⁺ и OH⁻ јона мора бити K_W = 10⁻¹⁴ mol²/dm⁶.

У воденим растворима H₃O⁺ је најјача киселина, а OH⁻ је најјача база – ови јони одређују киселост или базност воденог раствора.

Активитет H₃O⁺ јона је мера киселости средине.

$$pH = -\log a_{H_3O^+}$$

$$a = \gamma \cdot [H_3O^+]$$

где је γ коефицијент активитета

pH је негативни логаритам активитета хидронијум – јона.

У разблаженим растворима γ ≈ 1 и a ≈ [H₃O⁺] и за разблажене растворе се може апроксимовати да је

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

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

или једноставније

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

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

pH је негативни логаритам концентрације водоничних јона.

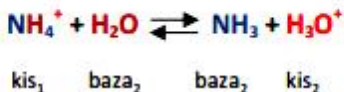
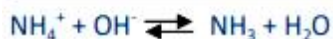
скала рН вредности у воденим растворима



ХИДРОЛИЗА СОЛИ



Со слабе базе (NH₄OH одн. NH₃) и јаке киселине (HCl):



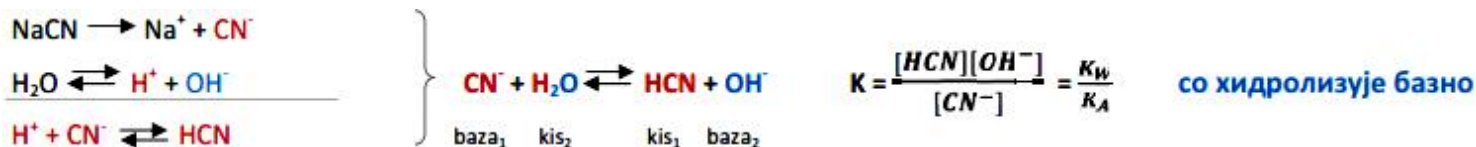
$$K = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{K_W}{K_B}$$

со хидролизује кисело

Јони NH_4^+ везују део OH^- јона из воде, гради се мала количина молекулског облика слабе базе у раствору и успоставља се равнотежа између јонског и молекулског облика слабе базе, а у раствору је мали вишак H_3O^+ јона из воде и средина је кисела.

Ако се у води раствори со слабе базе и јаке киселине у раствору ће се наградити мала количина молекулског облика слабе базе који је у равнотежи са јонским обликом, у раствору остаје мали вишак хидронијум-јона и раствор је кисео – со хидролизује кисело.

Со јаке базе (NaOH) и слабе киселине (HCN):



Јони CN^- везују део H^+ јона из воде, гради се мала количина молекулског облика слабе киселине у раствору и успоставља се равнотежа између јонског и молекулског облика слабе киселине, а у раствору је мали вишак OH^- јона из воде и средина је базна.

Ако се у води раствори со слабе киселине и јаке базе у раствору ће се наградити мала количина молекулског облика слабе киселине који је у равнотежи са јонским обликом, у раствору остаје мали вишак хидроксилних јона и раствор је базан – со хидролизује базно.

Соли слабих киселина и слабих база такође хидролизују у воденом раствору – при реакцији са водом награде се мале количине молекулских облика слабе киселине и слабе базе који су у равнотежи са јонским облицима, а **pH** раствора зависи од величине константе равнотеже хидролизе одн. од K_A и K_B те киселине и базе.

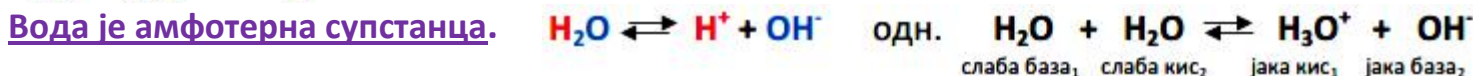
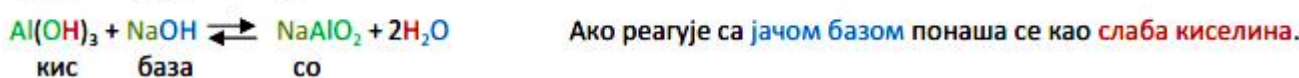
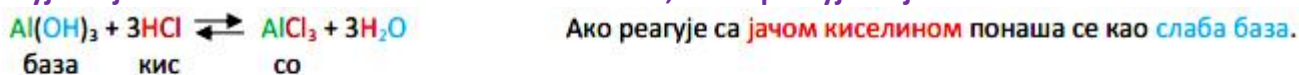
Соли јаких киселина и јаких база не подлежу хидролизи у воденим растворима – раствор је неутралан.

АМФОТЕРНОСТ

Ковалентна једињења могу бити електролити тј. у воденим растворима могу дисосовати на јоне тако што долази до хетеролитичког раскидања поларне ковалентне везе под утицајем молекула воде. Такве супстанце се понашају као киселине или базе. Постоје супстанце код којих се може раскинути више различитих веза као нпр. $\text{Al}(\text{OH})_3$, па да отпуштају H^+ или OH^- јон.

Супстанце које могу отпуштати и H^+ и OH^- јоне (према Аренијусовој теорији) или супстанце које могу и отпуштати и примати протоне тј. H^+ јоне (према протолитичкој теорији) – супстанце које могу да се понашају и као киселине и као базе су амфотерне супстанце (амфолити).

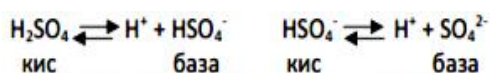
Да ли ће се супстанца понашати као слаба киселина или као слаба база зависи од услова средине. Ако супстанца реагује са јачом киселином понашаће се као база, а ако реагује са јачом базом понашаће се као киселина.



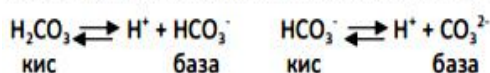
HA је јака киселина од H_2O која се понаша као слаба база, а њена конјугована киселина је јака киселина H_3O^+ .

B је јака база од H_2O која се понаша као слаба киселина, а њена конјугована база је јака база OH^- .

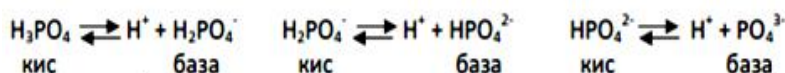
Примери:



HSO_4^- је амфотерног карактера (може као база везати H^+ јон и прећи у H_2SO_4 или као киселина отпуштати H^+ јон и прећи у SO_4^{2-}).



HCO_3^- је амфотерног карактера (може као база везати H^+ јон и прећи у H_2CO_3 или као киселина отпуштати H^+ јон и прећи у CO_3^{2-}).



H_2PO_4^- и HPO_4^{2-} јони су амфотерног карактера (могу као киселине отпуштати H^+ јон или као базе примити H^+ јон).

ОКСИДО-РЕДУКЦИОНЕ РЕАКЦИЈЕ

Оксидо-редукције су реакције при којима долази до преноса електрона и промене оксидационих стања атома елемената.

Оксидација је процес отпуштања електрона и прелазак у више оксидационо стање.

Редукција је процес примања електрона и прелазак у ниже оксидационо стање.

Приликом редокс-реакције долази до привидног „преноса“ електрона са атома мање електронегативности на атом веће електронегативности. Овај „пренос“ електрона може заиста бити потпун (код стварања јона и јонске везе између њих) или само делимичан и електрон се налази више у сфери електронегативнијег атома, а мање у сфери атома мање електронегативности (код стварања поларне ковалентне везе између атома).

Супстанца која се оксидује (отпушта електроне и прелази у више оксидационо стање) је редукционо средство (редукује другу супстанцу предајући јој електроне чиме она прелази у ниже оксидационо стање) - електрондонор.

Супстанца која се редукује (прима електроне и прелази у ниже оксидационо стање) је оксидационо средство (оксидује другу супстанцу одузимајући јој електроне чиме она прелази у више оксидационо стање) - електронакцептор.

Процеси оксидације и редукције се увек дешавају заједно.

За неку супстанцу **нижи степен оксидације је редуковани облик**, а **виши степен оксидације је оксидовани облик**, у равнотежи су и чине **редокс-пар**.



Укупан број отпуштених и примљених електрона у редокс-реакцији мора бити једнак.



Метали лако отпуштају електроне и јака су редукциона средства, а њихови катјони тешко примају електроне и слаба су оксидациона средства.

Алкални метали имају најмањи афинитет према електрону и електронегативност, па најлакше отпуштају електроне – **најјача су редукциона средства**, а њихови катјони најтеже везују електроне и најслабија су оксидациона средства.

Неметали лако привлаче електроне и јака су оксидациона средства, а њихови анјони тешко отпуштају електроне и слаба су редукциона средства.

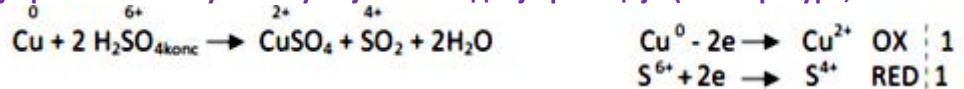
Флуор (F) је најелектронегативнији елемент и има највећи афинитет према електрону, па најлакше везује електрон – **најјаче је оксидационо средство**, а његов анјон (F⁻) најтеже отпушта електрон и најслабије је редукционо средство.

Што је виши степен оксидације атома то је он јачи електронакцептор тј. јаче оксидационо средство.

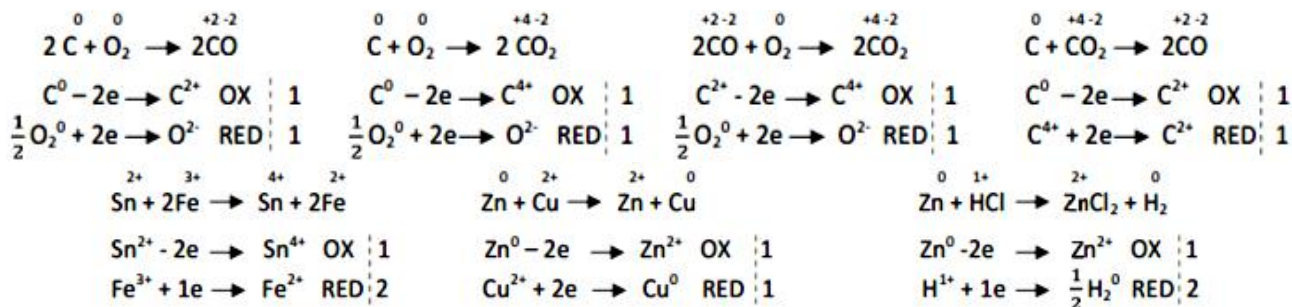
Што је нижи степен оксидације атома то је он јачи електрондонор тј. јаче редукционо средство.

Ако познајемо релативне оксидационе и редукционе моћи редокс-система можемо да предвидимо да ли је нека редокс-реакција могућа. Што је већа константа равнотеже редокс-реакције положај равнотеже је више померен удесно. Јаче оксидационо средство може оксидовати редуковани облик слабијег оксидационог средства. **Редукциона и оксидациона моћ зависе од концентрације реактанта и услова у којима се одвија реакција (температура, киселост средине).**

Примери редокс-реакција:

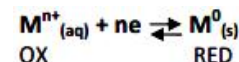


Када се у редокс-реакцији одређују коефицијенти прво се одреде оксидациона стања атома (важно је одредити за оне атоме који мењају оксидациона стања). У наведеном примеру Cu као реактант има оксидационо стање 0 (елементарна супстанца), а у производу 2+ (SO₄-јон је наелектрисан 2-); S као реактант у H₂SO₄ има оксидационо стање 6+ (O има оксидационо стање 2-, па четири кисеоника укупно имају 8-, а H има оксидационо стање 1+, па два водоника укупно имају 2+; како једињење мора имати збир оксидационих стања свих атома једнак 0 остаје да S има оксидационо стање 6+). Следећи корак је писање преноса електрона – одредити који атоми отпуштају, а који примају и колико електрона. Пошто укупан број отпуштених и примљених електрона мора бити једнак треба одредити у ком атомском односу реагују елементи који мењају оксидациона стања. То се одређује одређивањем најмањег заједничког садржаоца за број отпуштених и примљених електрона по једном атому. У наведеном примеру сваки атом Cu отпушта 2e, а сваки атом S прима 2e – заједнички садржалац за 2 и 2 је 2; 2 се у 2 садржи једном – коефицијенти које треба писати испред Cu и S код којих је дошло до промене оксидационих стања је 1. Коефицијенти испред CuSO₄ и SO₂ су 1 чиме смо одредили почетне коефицијенте у једначини реакције, а даље се коефицијенти одређују као и код других реакција по принципу да број атома сваког елемента мора да буде исти у реактантима и у производима реакције (прво се одређују коефицијенти за метале, па за неметале који нису O и H, затим за O чиме су одређени сви коефицијенти и на крају се пребројавају атоми H ради провере). У наведеном примеру треба ставити 1 испред Cu, затим 2 испред H₂SO₄ (у производима има укупно 2 атома S, па их толико мора бити и у реактантима); у реакцију је ушло укупно 8 атома O, а у производима је 4 у CuSO₄ и 2 у SO₂, што значи да треба писати коефицијент 2 испред H₂O. У реакцију је укупно ушло 4 атома H, колико их је и изашло из реакције



НАПОНСКИ НИЗ МЕТАЛА

Ако уронимо метал у раствор његових јона метални јони ће настојати да са метала пређу у раствор, а метални јони из раствора да пређу у металну кристалну решетку. Већа је вероватноћа преласка метала у раствор (већа је концентрација металних јона у металу него у раствору) – **на металу остаје више електрона, а у раствору је вишак позитивних металних јона. Метал има негативнији електрични потенцијал у односу на раствор.** Настало негативно наелектрисање на металу и позитивно наелектрисање раствора спречавају даљи прелазак металних јона у раствор – **на површини метала успоставља се динамичка равнотежа:**



Метал уроњен у раствор својих јона је редокс-систем.

Потенцијал електроде у раствору је функција концентрације металних јона у раствору, а такође зависи и од природе метала као и од температуре.

Електролитички напон растварања – карактеристична величина за сваки метал – мерило племенитости метала. Што је неки метал племенитији електролитички напон растварања је мањи и метал се теже раствара (теже отпушта своје електроне у раствор).

Потенцијал једне електроде (разлика потенцијала између метала и раствора) не можемо да меримо. Можемо да меримо **разлику потенцијала између две електроде – електромоторну силу (EMS).**

Да бисмо могли да поредимо потенцијале електрода у раствору за различите метале морамо мерити разлику потенцијала електроде сваког метала у односу на неку стандардну электроду и то под истим условима. По договору **стандардна водонична електрода (SVE) има потенцијал једнак нули.** $H^+ + e \rightleftharpoons \frac{1}{2}H_2^0$ $E^0_{H^+/H_2} = 0V$

Стандардни електродни потенцијал $E^0_{OX/RED}$ је разлика потенцијала (EMS) електроде уроњене у раствор својих јона активитета $a=1$ (одн. $C=1mol/dm^3$) и стандардне водоничне електроде. То је константна таблична вредност која је карактеристична за одређени метал.

Што је $E^0_{OX/RED}$ позитивнији то се метал теже оксидује, а метални јони се лакше редукују и јача су оксидациона средства (племенити метали и многи прелазни елементи).

Што је $E^0_{OX/RED}$ негативнији то се метал лакше оксидује и јаче је редуционо средство, а метални јони се теже редукују (алкални и земноалкални метали, Al, Zn, Fe, Pb).

Напонски низ метала је класификација метала према величини стандардних електродних потенцијала $E^0_{OX/RED}$.

Ако је $E^0_{OX/RED} < 0$ метал се лакше оксидује од водоника тј. лакше отпушта електроне од водоника, па може H^+ јону предати електрон и редуковати га до H_2 – **метал може истиснути водоник из киселине тј. метал се раствара у киселинама – неплеменити метали.**

Ако је $E^0_{OX/RED} > 0$ метал се теже оксидује од водоника тј. теже отпушта електроне од водоника, па не може H^+ јону предати своје електроне и редуковати га до H_2 – **метал не може истиснути водоник из киселине тј. метал се не раствара у киселинама – племенити метали.**

$$E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76V$$

Zn лакше отпушта електроне од H и раствара се (није племенит)

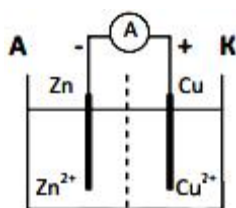
$$E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V$$

Cu теже отпушта електроне од H и таложи се из раствора (племенит)

ХЕМИЈСКИ ИЗВОРИ ЕЛЕКТРИЧНЕ СТРУЈЕ

Ако се повежу два различита редокс-система долази до електрохемијске реакције тј. до оксидо-редукционе реакције.

Галвански спрег (Даниелов елемент)



$E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76V < 0$ Zn^{2+} са електроде прелази у раствор, а на металу остају електрони

Zn се раствара – негативнија електрода

$E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V > 0$ много мање Cu^{2+} јона одлази у раствор – позитивнија електрода

Негативан пол спрега је Zn-електрода на којој се одиграва процес оксидације – анода: $Zn^0 - 2e \rightarrow Zn^{2+}$

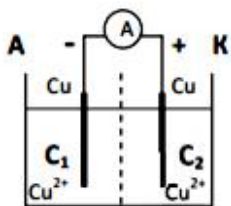
Позитиван пол спрега је Cu-електрода на којој се одиграва процес редуције – катода: $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$

Укупна електрохемијска реакција је $Zn^0 + Cu^{2+} \rightleftharpoons Zn^{2+} + Cu^0$ и одиграва се спонтано сама.

Електрони се крећу од Zn ка Cu. Енергија се ослобађа у виду електричне енергије.

$$EMS = E_{Cu} - E_{Zn} = EMS^0 + \frac{0,059}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]} = 1,10V + \frac{0,059}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]}$$

Концентрациони спрег



Равнотежни потенцијали електрода су различити због различитих концентрација Cu^{2+} -јона.

$$C_1 > C_2$$

У раствору веће концентрације мање јона прелази са метала у раствор.

У раствору мање концентрације више јона прелази са метала у раствор.

Потенцијал електроде у разблаженијем раствору је негативнији од оног у концентрованијем раствору.

Електрони се крећу од електроде уроњене у концентрованији раствор ка оној уроњеној у разблаженији.

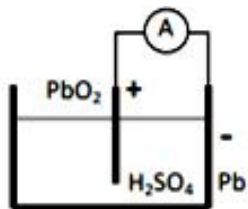
EMS концентрационог спрега зависи само од концентрација оба раствора и температуре.

$$EMS = \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]_1}{[\text{Cu}^{2+}]_2}$$

Оловни акумулатор

Позитиван пол је Pb пресвучен слојем PbO_2 која је уроњена у 33% раствор H_2SO_4 , а негативан пол су Pb-плоче.

PbO_2 је у киселој средини веома јако оксидационо средство и редукује се до Pb^{2+} . На електродни потенцијал јако утиче концентрација H^+ јона.



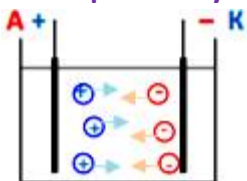
Пражњењем акумулатора електроде на површини добијају исто једињење, смањује се концентрација киселине и смањује се разлика потенцијала између електрода. Анода је Pb-плоча од које се крећу електрони ка катоди од PbSO_4 .

Пуњењем акумулатора раствара се PbSO_4 на електродама, повећава се концентрација киселине у раствору и повећава се разлика потенцијала између електрода. Катода је PbSO_4 слој на Pb-плочи ка којој се крећу електрони од аноде која је уроњена у раствор и превлачи се слојем PbO_2 .

Када се акумулатор празни извор је струје, а када се пуни електролитичка ћелија.

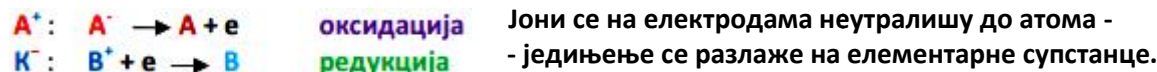
ЕЛЕКТРОЛИЗА

Електролити су супстанце чији водени раствори и растопи проводе електричну струју (јонски раствори).



Негативни јони путују ка позитивно наелектрисаној електроди (аноде) на којој се оксидују.

Позитивни јони путују ка негативно наелектрисаној електроди (катоди) на којој се редукују.

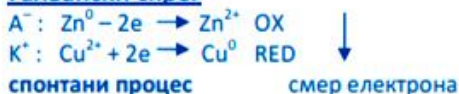


Електролиза је процес разлагања једињења на елементарне супстанце под дејством електричне струје.

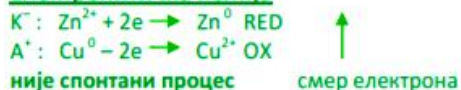
Да би се електролиза одвијала мора се споља наметнути разлика потенцијала електрода (доводи се енергија систему) и то супротан напон од спонтаног.

Процес електролизе није спонтан и треба извршити рад – одвија се супротан процес од спонтаног, па треба споља наметнути већи и супротан напон од оног који је карактеристичан за галвански спрег.

Галвански спрег



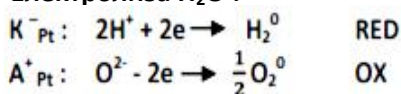
Електролитичка ћелија



Наметнути напон (разлика потенцијала) на коме почиње електролиза је **напон разлагања**. Напон разлагања зависи од природе и концентрације електролита и од природе и физичког стања површине електрода.

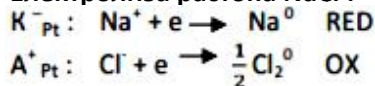
На катоди K^- ће се редуковати све молекулске врсте које могу да се редукују на том катодном потенцијалу. На аноди A^+ ће се оксидовати све молекулске врсте које могу да се оксидују на том анодном потенцијалу. **Одвија се онај процес који је енергетски најповољнији.**

Електролиза H_2O :



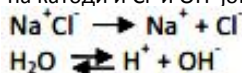
Напон разлагања H_2O је -1,42 V због наднапона O_2 на Pt-електроди.

Електролиза растопа NaCl :

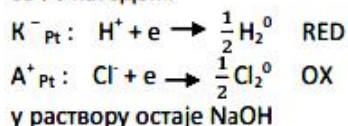


Електролиза воденог раствора NaCl :

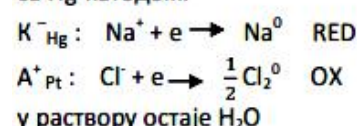
У раствору се налазе Na^+ и H^+ катјони који се могу редуковати на катоди и Cl^- и OH^- јони који се могу оксидовати на аноди.



са Pt-катодом:



са Hg-катодом:



СИСТЕМАТИЗАЦИЈА ГРАДИВА

Било који облик материје је супстанца. Хомогене супстанце су у сваком делу истог састава и могу бити чисте супстанце (имају сталан хемијски састав и физичке и хемијске особине - елементарне супстанце и хемијска једињења) и хомогене смеше (немају сталан састав и физичке и хемијске особине – раствори). Хетерогене супстанце нису истог састава у свим деловима (састављене су од међусобно одвојених делова хомогених супстанци).

Хемијски елемент је врста материје из које су изграђене елементарне супстанце и хемијска једињења. Елементе чине међусобно слични атоми. Елементарне супстанце су изграђене из атома истог елемента, а хемијска једињења од атома два или више различитих елемената спојених у сталном тачно одређеном односу. Елементи се означавају симболима, а елементарне супстанце и хемијска једињења формулама (садрже симболе и бројеве атома елемената из којих су изграђене најмање јединице грађе).

Релативна атомска маса A_r је однос просечне масе атома тог елемента и $1/12$ масе атома $^{12}_6\text{C}$. Релативна молекулска маса M_r је однос просечне масе молекула и $1/12$ масе атома $^{12}_6\text{C}$. Једнака је збиру A_r свих атома који улазе у састав молекула (или друге јединице грађе). Мол је она количина супстанце која садржи Авогадров број честица ($N=6,022 \cdot 10^{23}$ честица/mol). Молска маса је маса 1molа супстанце и бројчано је једнака A_r или M_r супстанце (јединица мере је g/mol). Молска запремина је запремина 1molа гаса (за све гасове је иста и при стандардним условима износи $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$).

Атом је најмања честица хемијског елемента која задржава све особине тог елемента. Атом је сложена честица која се састоји из језгра и електронског омотача. У језгру се налазе позитивно наелектрисани протони и ненаелектрисани неутрони, а око језгра круже негативно наелектрисани електрони (протони и електрони носе исту најмању количину наелектрисања али супротног знака). Број протона и електрона у атому је једнак и атом је у целини електронеутрална честица. Протони и неутрони (нуклеони) имају сличну масу, док електрони имају око 1800 пута мању масу. Маса једног нуклеона је јединица мере атомске тежине (D). Редни број елемента је број протона у језгру (исти је број електрона у омотачу), а маса атома је једнака броју протона и неутрона. Изотопи су атоми истог елемента који имају различиту масу (тј. различит број неутрона). Елементи су смеше изотопа. A_r елемента је просечна маса свих атома тог елемента.

Електрони у атому имају тачно одређену (квантирану) енергију и налазе се на енергетским нивоима (обележавају се бројевима 1-7) који се састоје од енергетских поднивоа блиских енергија (обележавају се словима s, p, d, f). Електрон може прећи са једног енергетског нивоа на други само апсорпцијом или емисијом кванта енергије тачно одређене у одн. λ . Електрон има дуалистичку природу (честичну и таласну, па му се може приписати таласна функција ψ). Атомска орбитала је део простора око језгра у коме је највећа вероватноћа налажења електрона. У сваку атомску орбиталу може се сместити највише два електрона и то супротног спина. Обележавају се словима s, p, d, f. Енергетске поднивоје чине орбитале исте енергије и сличног облика које се разликују по усмерености у простору. Енергетски s-подниво има једну АО (прима 2e), p-подниво три АО (прима 6e), d- подниво пет АО (прима 10e), f-подниво седам АО (прима 14e).

Електронска конфигурација атома је распоред електрона у енергетским нивоима и поднивоима и њихове енергије. Електронски омотач се у атому изграђује тако што се сваки следећи електрон смешта у слободну орбиталу најниже енергије (Паулијев принцип). У оквиру истог поднивоа електрони се смештају тако да постоји максималан број неспарених електрона (Хундово правило). Валентни електрони су они електрони који се налазе на последњем енергетском нивоу (валентном нивоу који је почео да се попуњава, али није попуњен) и од њиховог броја и распореда у орбиталама зависе хемијске особине елемента (валентни електрони учествују у грађењу хемијских веза).

Елементи су у периодном систему поређани по растућем редном броју и распоређени у периоде (хоризонтални редови) и групе (вертикалне колоне). Сви елементи у истој периоди имају исти валентни ниво (одговара броју периоде у којој се налазе). Сви елементи у истој групи имају исти број валентних електрона (одговара броју групе у којој се налазе), па стога имају сличне хемијске особине.

Енергија јонизације E_i је енергија коју треба довести атому у гасовитом стању да би отпустио валентни електрон и прешао у позитиван јон (катјон). Афинитет према електрону E_a је енергија која се отпушта или коју треба довести атому када прима електрон и прелази у негативан јон (анјон). Електронегативност је сила којом атом привлачи електроне у хемијској вези (квантитативно се изражава коефицијентом релативне електронегативности χ). Све три величине дуж периоде расту (са порастом привлачне силе све позитивнијег језгра), а дуж групе опадају (са опадањем привлачне силе језгра услед пораста полупречника атома). Атоми елемената Ia и IIa групе (метали) најлакше отпуштају електроне, а атоми елемената VIIa групе и O и N (неметали) најјаче привлаче електроне.

Атоми се међусобно једине зато што спојени чине енергетски стабилнији систем (систем ниже енергије). Атоми се сједињавају међусобним деловањем својих валентних електрона (грађењем хемијске везе постижу стабилну електронску конфигурацију најближег племенитог гаса).

Атом метала отпушта валентни електрон и постаје позитивно наелектрисани јон. Атом неметала прима електрон на валентни ниво и постаје негативно наелектрисани јон. Велики број супротно наелектрисаних јона (позитивни и негативни јони се електростатички привлаче – јонска веза) везује се јонским везама у јонску кристалну решетку (сваки

јон је са свих страна окружен супротно наелектрисаним јонима у густом паковању) уз ослобађање велике количине енергије (енергије јонске кристалне решетке). Јонска веза није усмерена у простору (наелектрисање јона делује у свим правцима око јона, а деловање слаби са повећањем растојања). Јонска веза настаје између елемената који имају велику разлику електронегативности ($\Delta\chi > 1,9$) – између типичних метала и неметала. Јонска једињења су чврсте кристалне супстанце велике густине, тврдоће, високих ТТ и ТК, растворна су у води (граде јонске растворе), а водени раствори и растопи проводе електричну струју (због присуства слободних јона) – јонска једињења су електролити.

Уколико је разлика електронегативности два елемента мала ($\Delta\chi < 1,9$) атоми ће своје неспарене валентне електроне спарити – настаје заједнички електронски пар тј. ковалентна веза између атома и повезани атоми стварају молекул, а при томе се ослобађа енергија ковалентне везе. Ковалентна веза је тачно усмерена у простору, има одређену дужину и јачину (настаје преклапањем АО), а настали молекул је тачно дефинисан крут систем (тачно одређен распоред атома и углови веза који зависи од типа и начина преклапања АО). Ако атоми имају исту електронегативност ковалентна веза је неполарна, а ако постоји разлика електронегативности електронегативнији атом ће јаче привлачити заједнички електронски пар и ковалентна веза је поларна (има делимичан јонски карактер). Уколико настали молекул није симетричан електронски облак ће бити померен ка електронегативнијем атому и молекул је поларан (дипол). Молекули се међусобно привлаче slabим међумолекулским силама, па ковалентне супстанце имају релативно ниске ТТ и ТК. Јављају се у сва три агрегатна стања (у чврстом агрегатном стању изграђују молекулску кристалну решетку). Ковалентне супстанце су обично слабо растворне у води (осим поларних и оних које хемијски реагују са водом), а растварају се у неполарним растварачима (граде молекулске растворе) – у чврстом и течном стању не проводе електричну струју. Ако се велики број атома међусобно повеже ковалентним везама у макромолекул чинећи атомску кристалну решетку настају супстанце велике густине, тврдоће и веома високих ТТ и ТК (нпр. дијамант, кварц).

Постоји континуирани прелаз између ковалентне и јонске везе – хемијска веза је у суштини иста – електронска интеракција између атома.

Метали у елементарном стању изграђују металну кристалну решетку. Атоми метала се међусобно повезују металним везама - преклапањем великог броја АО настају електронске траке изграђене од великог броја енергетских нивоа блиских енергија у којима се налазе валентни електрони који су практично слободни и могу се кретати кроз метал. Ови слободни електрони проводе топлоту и електричну струју, њиховим постојањем омогућено је лако деформисање кристалне решетке (метали су ковни), а довођењем топлотне или светлосне енергије метали емитују електроне.

Супстанце међусобно ступају у реакције у тачно одређеном односу, а укупна маса при хемијској реакцији остаје непромењена. Хемијска реакција је процес у коме се атоми у реагујућим супстанцама прегрупишу стварајући нове супстанце које имају различите физичке и хемијске особине од почетних супстанци. Честице међусобно могу реаговати само ако дођу у додир тј. ако се сударе и ако имају довољно енергије за успешан судар (енергија активације). При судару честица реактанта прво настаје активирани комплекс који се може поново распасти на реактанте или на производе реакције. Хемијска реакција је сложена и састоји се из низа једноставнијих реакција. Веома је тешко класификовати хемијске реакције и класификација се може извршити на више начина.

Основни типови хемијских реакција су синтеза, анализа, супституција, адиција, полимеризација.

Основни типови неорганских реакција су:

- оксидо-редукције – при хемијској реакцији долази до преноса електрона и промене оксидационих стања атома; оксидација је процес отпуштања електрона и прелазак у више оксидационо стање; редукција је процес примања електрона и прелазак у ниже оксидационо стање;
- комплексне реакције – при хемијској реакцији долази до измене лиганда или промене координационог броја; у комплексне реакције спадају комплексне реакције у ужем смислу (реакције настајања и распадања комплекса и измене лиганда), протолитичке реакције (долази до преноса протона одн. H^+ јона – киселинско-базне реакције) и реакције растварања и таложења;
- реакције дисоцијације и асоцијације молекула, атома или јона.

Свака супстанца садржи унутрашњу енергију, а један део је топлотна енергија. Енталпија је садржај топлоте супстанце. Део те енергије се може при реакцији претворити у рад (слободна енергија). Реактанти и производи немају исту енталпију, па при хемијској реакцији долази до промене енталпије – енталпија реакције. Према топлотном ефекту хемијске реакције делимо на егзотермне (при реакцији се ослобађа топлота) и ендотермне (при реакцији се везује топлота из околине). Ентропија је мера неуређености система. Сваки систем тежи да постигне минимум слободне енергије и максимум неуређености који одговара тој енергији. Спонтане су реакције којима се снижава слободна енергија и повећава ентропија.

Брзина хемијске реакције је пропорционална броју успешних судара у јединици времена. Брзина реакције одговара промени концентрације реагујућих супстанци одн. производа у јединици времена. Фактори који утичу на брзину реакције су:

- природа реактанта;
- концентрација реактанта (што је већа концентрација већи је број успешних судара – већа је брзина реакције);
- површина реагујућих супстанци (што је већа површина тј. што је супстанца уситњенија брзина реакције је већа, па се најбрже одвијају реакције у растворима);
- температура (са порастом температуре расте брзина и број честица које имају енергију активације, па расте број успешних судара и тиме брзина реакције до максималне брзине на оптималној температури; даљим повећањем температуре код егзотермних реакција брзина реакције опада, а код ендотермних реакција остаје максимална);
- катализатори – то су стране супстанце које убрзавају хемијску реакцију тако што снижавају енергију активације и убрзавају успостављање равнотеже тако што мењају механизам реакције, а сами се при реакцији хемијски не мењају;
- зрачење – вид енергије;
- механизам реакције (низ једноставних реакција и међупроизвода преко којих се одвија укупна реакција до крајњих производа).

Све хемијске реакције су реверзибилне – одвијају се у оба смера (осим експлозија и полимеризација). Брзина напредне реакције временом опада од максималне због смањења концентрације реактанта, а брзина повратне реакције се повећава због пораста концентрације производа. Када се изједначе брзине напредне и повратне реакције успоставља се динамичка равнотежа, а истовремено и хемијска равнотежа пошто више нема промене концентрација реагујућих супстанци. Однос равнотежних концентрација производа и реактанта дат је константом хемијске равнотеже која је карактеристична за одређену реакцију на одређеној температури. Ако споља променимо услове реакције (променом концентрације неке супстанце, променом температуре или притиска код гасова) ремети се равнотежа и систем тежи да се врати у првобитно стање неутралисањем утицаја фактора који ремети равнотежу (Ле Шателеов принцип).

Раствори су хомогени дисперзни системи у којима су супстанце у стању молекулске дисперзије. У растварачу је растворена једна или више растворених супстанци. Према типу растворених честица растворе делимо на јонске и молекулске. Јонски раствори су раствори електролита и проводе електричну струју при чему долази до процеса електролизе (раствори јонских супстанци и супстанци које реагују са растварачем дајући јоне). Молекулски раствори не проводе електричну струју (раствори ковалентних супстанци). Раствори имају нижу ТТ (ТМ) и вишу ТК од чистог растварача, подлежу дифузији и осмози. Састав раствора можемо квантитативно изразити концентрацијом (моларна концентрација је број молекула растворене супстанце у 1dm^3 раствора, а процентна концентрација је број грама растворене супстанце у 100g раствора). Максималан број грама супстанце који може да се раствори у 100g растварача на одређеној температури је растворљивост супстанце на тој температури. Према количини растворене супстанце растворе делимо на:

- незасићене (растворена је мања количина супстанце него што дозвољава растворљивост на тој температури);
- засићене (растворена је онолика количина супстанце која одговара растворљивости на тој температури; то је раствор изнад талоба који је у равнотежи са талобом),
- пресићене (у раствору је већа количина растворене супстанце него што дозвољава растворљивост на тој температури; нестабилни су и лако долази до таложења вишка растворене супстанце чиме прелазе у засићене).

Приликом растварања неке чврсте супстанце у течности дешавају се два процеса: разарање кристалне решетке (ендотерман процес) и солватација (егзотерман процес – молекули растварача окружују растворене честице и са њима граде међумолекулске везе).

Електролити у воденим растворима дисосују на јоне који су хидратисани – електролитичка дисоцијација. Степен дисоцијације је однос броја дисосованих честица и укупног броја растворених честица и мера је јачине електролита. Јаки електролити потпуно дисосују (степен дисоцијације је приближно једнак јединици и имају велику константу реакције дисоцијације), а слаби електролити делимично дисосују (степен дисоцијације је много мањи од јединице и имају малу константу реакције дисоцијације).

Раствори електролита проводе електричну струју и при томе долази до електролизе (разлагања супстанце на елементе под дејством електричне струје). Позитивни јони (катјони) крећу се ка негативној електроди (катоде) где се врши процес редукције (примање електрона и прелазак у ниже оксидационо стање тј. у елементарно стање), а негативни јони (анјони) крећу се ка позитивној електроди (аноде) где се врши процес оксидације (отпуштање електрона и прелазак у више оксидационо стање тј. у елементарно стање). Електролити су киселине, базе и соли.

Киселине су супстанце које отпуштају H^+ јон, а он се у воденом раствору везује за молекул воде дајући хидратисан хидронијум-јон H_3O^+ - киселине су протондонори. Базе су супстанце које у воденом раствору отпуштају хидроксилни јон OH^- , одн. везују водоников јон (протон) – протонакцептори. Свака киселина има своју конјуговану базу са којом је у равнотежи – конјуговани киселинско-базни пар. Што је киселина јача (лакше отпушта протон) то је њена конјугована база слабија (теже везује протон). Јаке киселине, јаке базе и соли потпуно дисосују у воденим растворима – јаки

електролити (имају велики степен дисоцијације и велике константе дисоцијације одн. киселинске и базне константе). Слабе киселине и слабе базе делимично дисосују у воденим растворима – слаби електролити (имају мали степен дисоцијације и мале константе дисоцијације одн. киселинске и базне константе). Амфотерне супстанце могу да се понашају и као киселине и као базе (могу отпуштати и H^+ и OH^- јоне одн. могу и отпуштати и везивати протон).

Вода слабо дисосује на H^+ и OH^- јоне (амфотерна је и неутрална; у чистој води је $[H^+]=[OH^-]=10^{-7}mol/dm^3$). Јонски производ воде је константа дисоцијације воде $K_w=10^{-14}mol^2/dm^6$. рН вредност је мера киселости средине $pH=-\log[H^+]$. У воденим растворима кисела средина има вредности рН 1-7, рН 7 је неутрална средина, а за вредности рН 7-14 средина је базна.

Реакције киселина и база су протолитичке реакције. Киселина и база дају со и воду, а та реакција се назива неутрализација. Соли су супстанце чији катјон потиче из базе, а анјон из киселине. Углавном све соли потпуно дисосују у воденим растворима (јаки електролити), а константа равнотеже реакције растварања и дисоцијације је производ растворљивости соли. Хидролиза соли је процес супротан неутрализацији – неке соли се делимично разлажу на киселину и базу из које су настали реакцијом са водом (соли слабих база и јаких киселина хидролизују кисело, а соли јаких база и слабих киселина хидролизују базно; соли слабих база и слабих киселина хидролизују, а рН раствора зависи од киселинске и базне константе; соли јаких киселина и јаких база не подлежу хидролизи).

Оксидо-редукције су реакције при којима долази до преноса електрона и промене оксидационих стања. Оксидација је процес отпуштања електрона и прелазак у више оксидационо стање, а редукција је процес примања електрона и прелазак у ниже оксидационо стање. Успоставља се равнотежа између оксидованог и редукованог облика супстанце – редокс-пар. Супстанца која се оксидује је редукционо средство, а супстанца која се редукује је оксидационо средство.

Ако метал уронимо у раствор његових јона доћи ће до преласка металних јона у раствор и метал ће се понашати као електрода и имаће електродни потенцијал (зависи од природе метала, концентрације металних јона у раствору и температуре). Мерењем разлике потенцијала (EMS) електроде под стандардним условима и стандардне водоничне електроде (по договору је електродни потенцијал SVE једнак нули) добијамо стандардни електродни потенцијал редокс-система који је мера његове оксидационе одн. редукционе моћи. Што је стандардни електродни потенцијал негативнији метал се лакше оксидује чиме је јаче редукционо средство, а његови катјони се теже редукују одн. слабија су оксидациона средства и обрнуто. Метал може редуковати сваки други метал који има позитивнији стандардни електродни потенцијал, а сваки метални јон може оксидовати сваки метал који има негативнији електродни потенцијал. На основу стандардних електродних потенцијала метали (и други редокс-системи) су поређани у напонски низ метала. Метали који имају негативнији стандардни електродни потенцијал од водоника нису племенити и могу се растворати у киселинама истискујући H_2 редукцијом H^+ јона. Метали који имају већи стандардни електродни потенцијал од водоника су племенити и не растварају се у киселинама (не могу истиснути H_2 јер не могу редуковати H^+ јоне). Захваљујући различитим стандардним електродним потенцијалима може доћи до електрохемијских реакција између два редокс-система.

Хемијски извори електричне струје су системи два метала уроњена у растворе својих јона одређене концентрације и међусобно повезани, па долази до спонтане електрохемијске реакције и успостављања различитих електродних потенцијала електрода (EMS) који зависи од природе метала, концентрација металних јона у растворима и температуре (галвански спрег, концентрациони спрег, оловни акумулатор). Електролиза је процес супротан од спонтаног електрохемијског процеса, па је неопходно споља наметнути супротан и већи напон од оног који се успоставља спонтаном електрохемијском реакцијом – напон разлагања (зависи од природе и концентрације електролита, температуре, јачине струје и природе и физичког стања површине електрода).

ПЕРИОДНИ СИСТЕМ ЕЛЕМЕНАТА

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	Ia	Ila	IIIB	IVb	Vb	VIB	VIIb	VIIIb	IB	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIa	0	
1	¹ H 1,01 водоник																	² He 4,00 хелијум
2	³ Li 6,94 литијум	⁴ Be 9,01 берилијум													⁹ F 19,00 флуор	¹⁰ Ne 20,18 неон		
3	¹¹ Na 22,99 натријум	¹² Mg 24,31 магнезијум													¹⁵ P 30,97 фосфор	¹⁶ S 32,06 сулфор	¹⁷ Cl 35,45 хлор	¹⁸ Ar 39,95 аргон
4	¹⁹ K 39,10 калијум	²⁰ Ca 40,08 калцијум	²¹ Sc 44,96 скандијум	²² Ti 47,90 титан	²³ V 50,94 ванадијум	²⁴ Cr 52,00 хром	²⁵ Mn 54,94 манган	²⁶ Fe 55,85 гвојезе	²⁷ Co 58,93 кобалт	²⁸ Ni 58,71 никел	²⁹ Cu 63,55 бакар	³⁰ Zn 65,41 цинк	³¹ Ga 69,72 галијум	³² Ge 72,64 германијум	³³ As 74,92 арсен	³⁴ Se 78,96 селен	³⁵ Br 79,90 бром	³⁶ Kr 83,80 криптон
5	³⁷ Rb 85,47 рубијум	³⁸ Sr 87,62 стронцијум	³⁹ Y 88,91 итријум	⁴⁰ Zr 91,22 цирковијум	⁴¹ Nb 92,91 ниобијум	⁴² Mo 95,94 молибден	⁴³ Tc 98,91 технецијум	⁴⁴ Ru 101,07 рутенијум	⁴⁵ Rh 102,91 родијум	⁴⁶ Pd 106,40 паладијум	⁴⁷ Ag 107,87 сребро	⁴⁸ Cd 112,40 кадмијум	⁴⁹ In 114,82 индијум	⁵⁰ Sn 118,71 олово	⁵¹ Sb 121,75 антимон	⁵² Te 127,60 телур	⁵³ I 126,90 јод	⁵⁴ Xe 131,30 ксенон
6	⁵⁵ Cs 132,91 францијум	⁵⁶ Ba 137,34 барјум	⁵⁷ La* 138,91 лантан	⁷² Hf 178,49 хафијум	⁷³ Ta 180,95 тантал	⁷⁴ W 183,85 волфрам	⁷⁵ Re 186,21 рењум	⁷⁶ Os 190,2 осмијум	⁷⁷ Ir 192,22 иридијум	⁷⁸ Pt 195,09 платина	⁷⁹ Au 196,97 злато	⁸⁰ Hg 200,59 жива	⁸¹ Tl 204,37 талијум	⁸² Pb 207,20 олово	⁸³ Bi 208,98 бизмут	⁸⁴ Po 209 полонијум	⁸⁵ At 210 астатин	⁸⁶ Rn 222 радон
7	⁸⁷ Fr 223,02 францијум	⁸⁸ Ra 226,03 радијум	⁸⁹ Ac# 227,03 актинијум	¹⁰⁴ Rh 261 радерфордијум	¹⁰⁵ Db 262 дубнијум	¹⁰⁶ Sg 263 себоргијум	¹⁰⁷ Bh 262 борчијум	¹⁰⁸ Hs 269 хасијум	¹⁰⁹ Mt 268 митнеријум	¹¹⁰ Ds 264 дармштадтијум	¹¹¹ Rg 272 рејтвенијум	¹¹² Uub 277 унуберијум	¹¹³ Uut 284 унунтријум	¹¹⁴ Uuq 289 унунквадрилијум	¹¹⁵ Uup 288 унунпентијум	¹¹⁶ Uuh 292 унунхејсковијум	¹¹⁷ Uus 291 унунсејтмилијум	¹¹⁸ Uuo 293 унуноктавријум (молосковијум)

s-елементи

d-елементи

p-елементи

Лантаниди*

58 Ce 140,12 цер	59 Pr 140,91 прасеоди- мијум	60 Nd 144,24 неодими- јум	61 Pm 145 промети- јум	62 Sm 150,40 самаријум	63 Eu 151,96 европијум	64 Gd 157,25 гадолини- јум	65 Tb 158,93 тербијум	66 Dy 162,50 диспрози- јум	67 Ho 164,93 холимијум	68 Er 167,26 ербијум	69 Tm 168,93 тулмијум	70 Yb 173,04 итербијум	71 Lu 174,97 луцецијум
---------------------------	--	---------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	--	--------------------------------	--	---------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	---------------------------------

АКТИНИДИ#

90 Th 232,04 торијум	91 Pa 231,04 протакти- нијум	92 U 238,03 уран	93 Np 237,05 нептунијум	94 Pu 244 плутонијум	95 Am 243 америци- јум	96 Cm 247 киријум	97 Bk 247 борелијум	98 Cf 251 калифор- нијум	99 Es 252 ејнштајни- јум	100 Fm 257 фермијум	101 Md 258 менделее- вијум	102 No 259 нобелијум	103 Lr 260 лоренсви- јум
-------------------------------	--	---------------------------	----------------------------------	-------------------------------	------------------------------------	----------------------------	------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	------------------------------	--	-------------------------------	--------------------------------------

f-елементи

елементи од редног броја 95 су вештачки направљени, а ¹¹⁷Uus још није откривен

подаци према енциклопедији Wikipedia

САДРЖАЈ

Структура супстанци

Супстанца, смеша, основни појмови	3
Структура атома	4
Хемијска веза	5

Дисперзни системи

Подела раствора (дисперзиона подела) и опште особине раствора	7
Концентрација раствора	8

Хемијске реакције

Кретање честица као услов хемијске реакције, основни типови хемијских реакција	9
Енергетске промене при хемијским реакцијама, Брзина хемијске реакције и фактори који утичу на брзину хемијске реакције	10
Повратне хемијске реакције, Хемијска равнотежа и Фактори који утичу на хемијску равнотежу	10
Раствори електролита, јаки и саби електролити	11
Киселине, базе, соли, јонски производ воде и рН вредност, хидролиза соли, амфотерност	11
Оксидо-редукционе реакције	14
Напонски низ метала, хемијски извори електричне струје, електролиза	15
Систематизација градива	17
Периодни систем елемената	21