




**ОПШТА**

**ХЕМИЈА**

**ОСНОВНО ГРАДИВО**

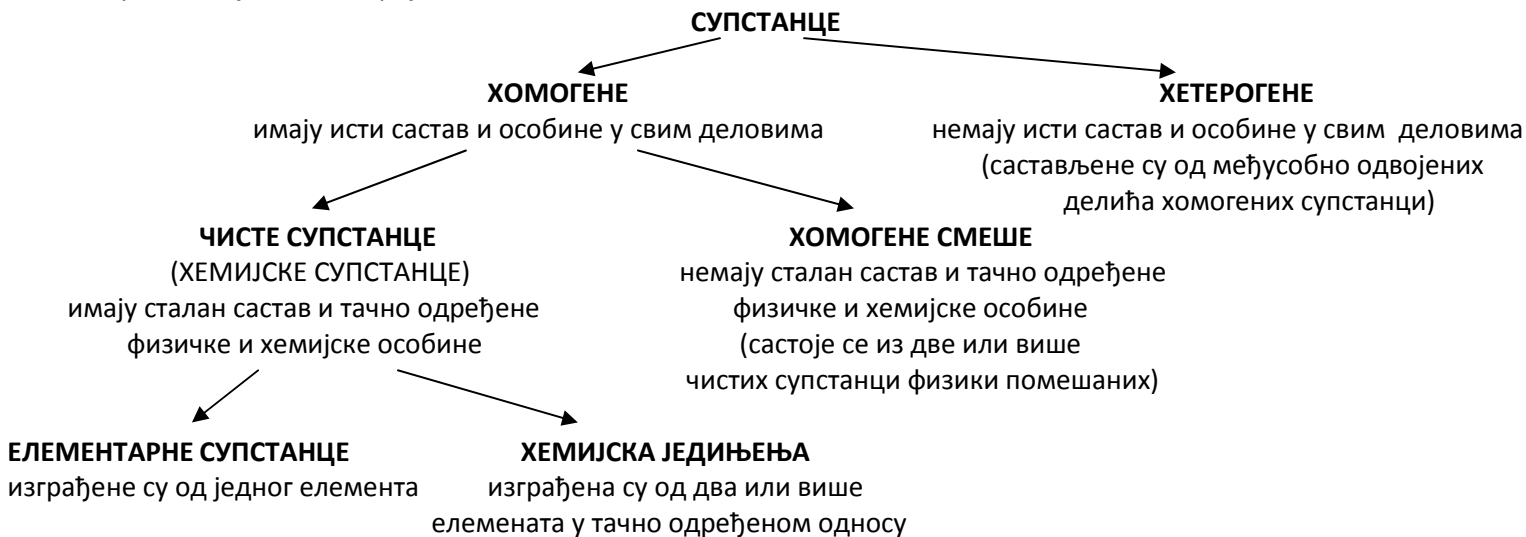
**за први разред средње школе делатности личних услуга**

**дипл. хемичар Александра Влатковић**



## 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  $\text{g/mol}$ .

**Молска (моларна) запремина** је запремина коју заузима  $1\text{ mol}$  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.

## СТРУКТУРА АТОМА

Атом је најмања честица хемијског елемента која задржава све особине тог елемента.



Атом је електронеутрална честица јер садржи исти број протона и електрона.

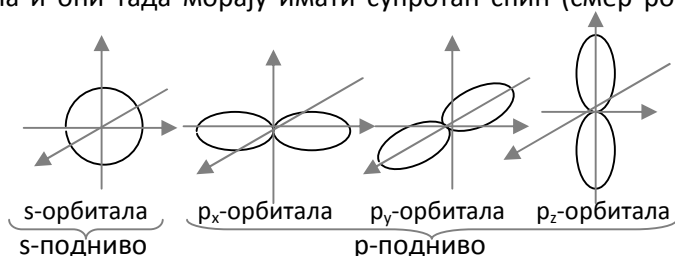
Изотопи су атоми истог елемента (исти број протона), а различите масе (различит број неутрона). Сви елементи у природи се јављају као смеше изотопа.

**Редни број елемента** је једнак броју протона, а **маса атома** је једнака броју протона и неутрона у језгру. **Релативна атомска маса** елемента је просечна маса свих атома тог елемента.

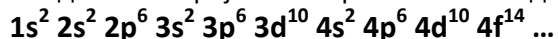
Електрони у атому имају тачно одређене вредности енергија – налазе се на енергетским нивоима (обележавају се бројевима од 1-7). У оквиру енергетских нивоа постоје енергетски поднивои блиских енергија (обележавају се словима s-, p-, d-, f-).

Атомска орбитала је део простора око језгра у коме је највећа вероватноћа налажења електрона. У једну атомску орбиталу може се сместити највише два електрона и они тада морају имати супротан спин (смер ротације електрона око сопствене осе).

s -подниво	1 орбитала	прима 2 електрона
p-подниво	3 орбитале	прима 6 електрона
d-подниво	5 орбитала	прима 10 електрона
f-подниво	7 орбитала	прима 14 електрона



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 израђује 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.

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

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

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.

## ХЕМИЈСКА ВЕЗА

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

### 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.



**Енергија јонизације** је енергија коју треба довести атому да би отпустио валентни електрон у гасовитом стању.

**Афинитет према електрону** је енергија која се ослободи или коју треба довести атому да би примио електрон у гасовитом стању.

**Електронегативност ( $\chi$ )** је сила којом атом привлачи електроне из хемијске везе.

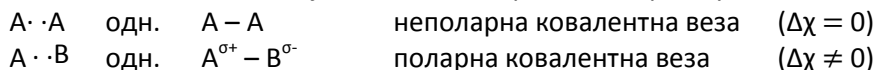
Вредности енергија јонизације, афинитета према електрону и електронегативности опадају дуж групе (расте удаљеност валентних електрона од језгра и језгро их слабије привлачи), а расту дуж периоде (валентни електрони су на истој удаљености од језгра, а расте наелектрисање језгра и језгро их јаче привлачи).

**Особине супстанци са јонском хемијском везом** – 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.

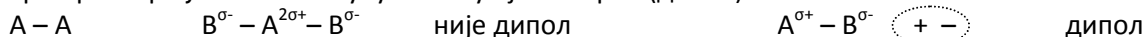
### Ковалентна веза

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. Уколико су везани атоми исте електронегативности говоримо о неполярној 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 молекула 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. Супстанце чији се молекули повезују водоничним везама имају знатно више тачке топљења и кључања од супстанци сличне структуре чији се молекули не повезују водоничним везама.

**Особине супстанци са ковалентном хемијском везом** – 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 неполярне супстанце се растварају у неполярним растварачима (молекулски раствори). Ковалентне супстанце у чврстом и течном стању слабо или никако не проводе електричну струју – ковалентне супстанце су неелектролити.

## 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).** 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.  $A_2 + B_2 \rightarrow A_2B_2^* \rightarrow 2AB$

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

Основни типови хемијских реакција су синтеза, анализа, супституција, адисија, 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 одн. производа у јединици времена.** ( $v = \frac{1}{\nu_c} \cdot \frac{d[C]}{dt}$ )

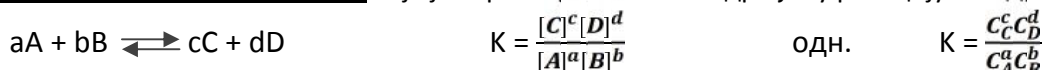
одн.  $v \Rightarrow k[A]^a[B]^b$ )

**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;
- **механизам реакције** (низ једноставних реакција и међупроизвода преко којих се одвија укупна реакција).

**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.



**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).

## РАСТВОРИ – ПОДЕЛА И ОПШТЕ ОСОБИНЕ

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.

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 (солони и гелови),
- **микродисперзне системе** – дисперговане честице су мање од 1nm (прави раствори).

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 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 молекула 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.

Састав раствора можемо квантитативно изразити концентрацијом. **Моларна концентрација** је број молекула растворене супстанце у  $1\text{dm}^3$  раствора. **Процентна концентрација** је број грама растворене супстанце у 100g раствора.

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).

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 талоба 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 таложенија вишка растворене супстанце чиме прелазе у засићене).

Електролити у воденим растворима дисосују на јоне који су хидратисани – **електролитичка дисоцијација**.

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



**јаки електролити - потпуно дисосују** на јоне у воденим растворима ( $\alpha \approx 1$ )

водени раствори добро проводе електричну струју (јаке киселине, јаке базе, соли)



**слаби електролити - делимично дисосују** на јоне у воденим растворима ( $\alpha \ll 1$ )

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 молекул воде и даје хидронијум-јон  $H_3O^+$ .



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



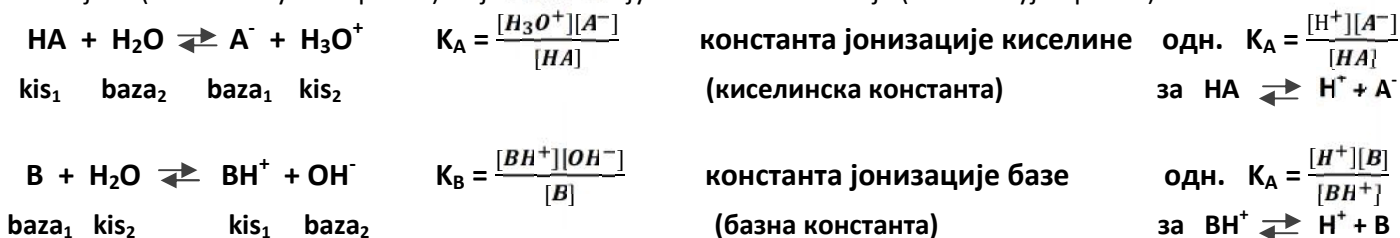
### Протолитичка теорија (Brönsted-Lowry-јева теорија)

**Киселина** је супстанца која даје протон – протондонор.

**База** је супстанца која прима протон – протонакцептор.



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:	$HCN, H_2CO_3, CH_3COOH, HNO_2, H_2SO_3, H_2PHO_3, H_2S, H_3BO_3, H_2C_2O_4.$
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.



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.

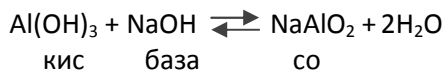
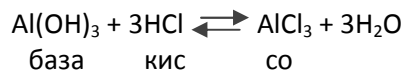
Ако се у води раствори со слабе киселине и јаке базе у раствору ће се наградити мала количина молекулског облика слабе киселине који је у равнотежи са јонским обликом, у раствору остаје мали вишак хидроксилних јона и раствор је базан – со хидролизује базно.

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.

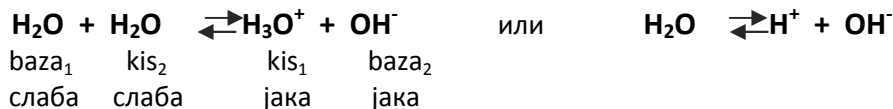
Соли јаких киселина и јаких база не подлежу хидролизи у воденим растворима – раствор је неутралан.

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

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.



### ЈОНСКИ ПРОИЗВОД ВОДЕ И рН



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

Вода дисосује на хидронијум-јон  $H_3O^+$  и хидроксилни јон  $OH^-$ , па има исто изражене и киселе и базне особине – амфотерна је.

Концентрације  $H_3O^+$  и  $OH^-$  јона су једнаке у води – вода је **неутрална**.       $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} mol/dm^3$

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

$[H_2O]$  је константа, па је

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} mol^2/dm^6$$

константа равнотеже дисоцијације воде

јонски производ воде

У свим воденим растворима производ концентрација  $H^+$  и  $OH^-$  јона мора бити  $K_w = 10^{-14} mol^2/dm^6$ .

У воденим растворима  $H_3O^+$  је најјача киселина, а  $OH^-$  је најјача база – ови јони одређују киселост или базност воденог раствора. Концентрација  $H^+$  јона је мера киселости средине.

$pH = -\log [H^+]$       рН је минус логаритам концентрације водоничних јона.       $[H^+] = 10^{-pH}$

скала рН вредности у воденим растворима

