
ОПШТА

ХЕМИЈА

за први разред средње школе делатности личних услуга

Александра Влатковић, дипломирани хемичар

ОСНОВНИ ПОЈМОВИ И ЗАКОНИТОСТИ ХЕМИЈЕ

СУПСТАНЦА, СМЕША

Природне науке су науке које се баве проучавањем природе и природних појава. Три основне природне науке су физика, хемија и биологија.

Хемија проучава супстанце из којих је састављен свемир. Испитује њихов састав и особине, као и њихову унутрашњу структуру. Она истражује промене супстанци – реакције којима су супстанце подвргнуте у природи, лабораторијама или у техници, као и механизме тих реакција.

Физика проучава стања супстанци и промене стања, тј. проучава енергију и њене трансформације.

Пошто се при хемијским реакцијама дешавају и енергетске промене, подручја истраживања хемије и физике су веома повезане.

На основу ове поделе могу се дефинисати хемијске и физичке појаве одн. хемијске и физичке промене супстанци. Код хемијске промене супстанце битно се мења састав супстанце тј. производ хемијске промене није више иста супстанца као пре хемијске промене.

Код физичке промене мења се само енергетско стање супстанце, а састав супстанце може остати непромењен.

За хемијску промену везана је и физичка промена, тј. променом састава супстанце мења се и њено енергетско стање (хемијску промену прати и физичка промена). Исто тако и физичка промена може изазвати хемијску промену (нпр. загревање Pt-жице у пламену – исијава се светлост; загревање Mg-жице у пламену – исијава се светлост и жица прелази у бео прах).

Испитујући структуру, састав и особине супстанци, као и промене којима су те супстанце подвргнуте, хемија скупља и разврстава нађене чињенице. Из већег броја чињеница изводи се природни закон.

Свемир је састављен од **материје** одн. разноврсних **супстанци**. Основна особина материје је маса. Осим материје свемир садржи **енергију**. Маса и енергија су повезане (Einstein-ова теорија релативности $E=mc^2$).

Било који облик материје је супстанца.

СУПСТАНЦЕ		
ХОМОГЕНЕ СУПСТАНЦЕ у сваком делу су истог састава		ХЕТЕРОГЕНЕ СУПСТАНЦЕ састављене су од међусобно одвојених делића хомогених супстанци
ЧИСТЕ СУПСТАНЦЕ (ХЕМИЈСКЕ СУПСТАНЦЕ) хомогене супстанце тачно одређеног и сталног хемијског састава и других карактеристичних константних особина		ХОМОГЕНЕ СМЕШЕ (РАСТВОРИ) хомогене супстанце састављене од две или више чистих супстанци; могу бити у сва три агрегатна стања
ЕЛЕМЕНТАРНЕ СУПСТАНЦЕ једноставне чисте супстанце које се не могу хемијским поступцима разложити на једноставније чисте супстанце	ХЕМИЈСКА ЈЕДИЊЕЊА чисте супстанце које се хемијском реакцијом могу разложити на елементарне супстанце из којих су изграђене	

Кисеоник, водоник, сумпор, гвожђе, дијамант, графит су елементарне супстанце. Вода, кухињска со, шећер су хемијска једињења. Раствори шећера у води и соли у води су хомогене смеше (раствори). Мермер је хетерогена смеша.

Хемијски елемент је врста материје из које су изграђене елементарне супстанце и хемијска једињења. **Елементарна супстанца** је изграђена из једне врсте елемента, а **хемијско једињење** је састављено од два или више елемента.

Хомогене и хетерогене смеше могу се одвојити на чисте супстанце различитим поступцима – фракционисањем (растварањем, филтрирањем, седиментацијом, центрифуговањем, дијализом, флотацијом, магнетним раздвајањем, дестилацијом, кондензацијом, сублимацијом, фракционим растварањем, фракционом дестилацијом, фракционом кристализацијом, фракционом дифузијом, термодифузијом, хроматографијом, електрофорезом итд.).

Чисте супстанце имају сталан састав и константне физичке особине (густина, тврдоћа, ТТ, ТК, кристални облик, растворљивост, електрична и топлотна проводљивост итд.) и хемијске особине (јављају се при хемијским променама тј. када при хемијским реакцијама прелазе у друге супстанце).

ОСНОВНЕ ФИЗИЧКЕ ВЕЛИЧИНЕ И ЊИХОВЕ ЈЕДИНИЦЕ МЕРА

- маса (килограм - kg)
- дужина (метар - m)
- време (секунд - s)
- јачина електричне струје (ампер - A)
- температура (келвин - K)
- интензитет светлости (кандела - Cd)
- количина супстанце (мол - mol)

ЕЛЕМЕНТИ, ЈЕДИЊЕЊА, СИМБОЛИ, ФОРМУЛЕ

Чисте супстанце су хомогене супстанце тачно одређеног и сталног хемијског састава и других карактеристичних особина. Чисте супстанце (хемијске супстанце) могу бити елементарне супстанце или хемијска једињења.

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

Хемијска једињења су чисте супстанце које се хемијском реакцијом могу разложити на елементарне супстанце из којих су изграђена.

Чисте супстанце имају тачно одређене физичке и хемијске особине.

Све супстанце су састављене од елемената.

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 – отац хемијске науке Boyle, 1661. године).

До данас је познато 117 хемијских елемената, више од 600 њихових елементарних супстанци и милиони једињења изграђених од њих.

Елементе можемо сврстати у низ који почиње елементом водоником.

При обичној температури и притиску елементарне супстанце 11 елемената су гасови (водоник, кисеоник, азот, флуор, хлор и племенити гасови), 2 су течности (бром, жива), а остале су чврсте супстанце.

Сви елементи имају интернационална латинска имена, али они распрострањенији у природи, од давнина познати, имају и народне називе.

Хемијски симболи су почетна слова латинског имена, уз евентуално још једно слово, чиме се елементи једноставније (скраћено) означавају. (увео Berzelius, почетком 19. века).

Атоми су ситне честице које се не могу даље делити хемијском реакцијом. Атоми истог елемента су међусобно слични и имају исто наелектрисање језгра (исти редни одн. атомски број). Атоми различитих елемената су различитих особина и масе.

Елементе приказујемо симболима – приказује само једну врсту атома, али такође и један атом тог елемента (симбол има и квалитативно и квантитативно значење).

Пример: симбол Fe означава елемент гвожђе, али означава и 1 атом гвожђа.

Атоми неког елемента при хемијској реакцији могу ући у молекуле неког једињења или из њих изаћи – при хемијској реакцији атоми се само прераспоређују између реагујућих супстанци, док њихова укупна маса и број у систему остаје непромењена (закон о одржању масе).

Хемијска једињења су чисте супстанце које се хемијском реакцијом могу разложити на елементарне супстанце из којих су изграђени. Састоје се од два или више елемената, у тачно одређеном међусобном односу. Хемијска једињења имају тачно одређене и константне физичке и хемијске особине и сталан састав.

Хемијска једињења приказујемо скупом симбола оних елемената из којих су изграђени – **формула** (приказује који су атоми и у ком бројном односу спојени у једињењу – приказује састав основне јединице грађе те супстанце).

Пример: H_2O , NaCl , H_2SO_4 , NaOH .

Скуп истоврсних атома који се налазе у молекулу елементарне супстанце означавамо формулом елементарне супстанце нпр.: H_2 , O_2 , N_2 итд.

Хемијски симболи, формуле и једначине нису само кратке ознаке елемената и једињења и њихових међусобних реакција, већ они имају и квантитативно значење.

Пример: 2H представља два слободна атома водоника

H_2 представља један молекул водоника који је изграђен из два атома међусобно повезаних хемијском везом и има тачно одређене особине

2H_2 представља два молекула водоника од којих је сваки изграђен од два атома повезана хемијском везом.

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ, ХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

Закони хемијског спајања по маси:

- Закон о одржању масе (Lavoisier, крај 19.века) – При хемијској реакцији не мења се укупна маса свих супстанци које учествују у реакцији (при хемијској реакцији материја се не може уништити нити ни из чега створити).
- Закон сталних масених односа (Proust, 1799.године) – Елементи се спајају у једињењима у сталним масеним односима.
- Закон вишеструких масених односа (Dalton, 1802.године) – Када се два елемента једине и дају више хемијских једињења онда се масе једног елемента који се једини са истом масом другог елемента односе као мали цели бројеви.
- Закон еквивалентних маса (Richter, 1789.године) – Масе два елемента које реагују са трећим елементом сталне масе реагују и међусобно, као и са четвртим елементом одређене једнаке масе – еквивалентне масе су масе елемената које улазе у међусобне реакције.

Хемијском реакцијом или хемијском променом настају нове супстанце које имају различите хемијске особине од почетних супстанци.

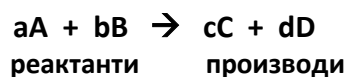
Атоми неког елемента при хемијској реакцији могу ући у молекуле неког једињења или из њих изаћи – при хемијској реакцији атоми се само прераспоређују између реагујућих супстанци, док њихова укупна маса у систему остаје непромењена.

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

Хемијску реакцију можемо приказати хемијском једначином (једначином хемијске реакције). На левој страни једначине пишу се формуле и симболи супстанци које ступају у хемијску реакцију (реактанти), а на десној страни пишу се формуле и симболи супстанци које настају хемијском реакцијом (производи реакције). Мора се водити рачуна да хемијска једначина што више одговара стварној хемијској реакцији (једначина реакције мора приказивати само оне молекулске врсте које стварно хемијски реагују и реакцијом настају). Обично су хемијске реакције сложене реакције тј. састоје се из низа основних једноставних реакција, па је хемијска реакција обично укупна реакција низа појединачних реакција. Једначином хемијске реакције приказујемо само почетне и крајње супстанце (не међупроизводе).

Број атома било које врсте мора бити једнак на левој и десној страни једначине.

Међусобно реагује тачно одређени број честица (атома, молекула, јона) – означавају се коефицијентом испред формуле (a,b,c,d). Коефицијенти испред формула говоре у ком односу реагују супстанце и у ком односу настају производи (означава број молекула супстанци које међусобно учествују у реакцији).

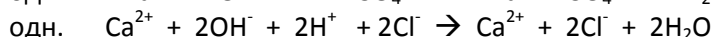
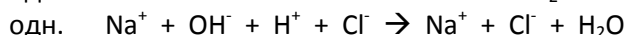
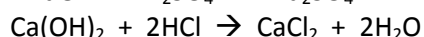
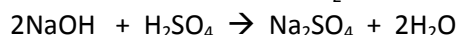
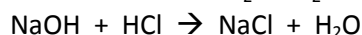
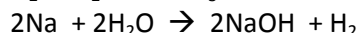
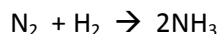
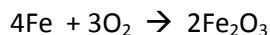
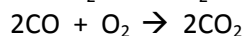
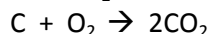
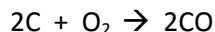
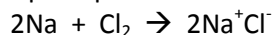


Основна правила за састављање једначина хемијских реакција:

- морају бити познати реактанти и производи
- број атома сваког елемента у реактантима мора бити једнак броју атома у производима
- збир наелектрисања реактаната мора бити једнак збиру наелектрисања производа
- укупан број отпуштених и примљених електрона мора бити једнак.

Једначина хемијске реакције приказује обично најмањи број молекула, атома или јона који међусобно реагују и производе који тим реаговањем настају.

Примери:



РЕЛАТИВНА АТОМСКА МАСА, РЕЛАТИВНА МОЛЕКУЛСКА МАСА

Атоми су јако мале честице, веома мале масе, па је немогуће да им измеримо апсолутну масу.

Због тога је уведен појам релативне атомске масе – колико пута неки атом има већу масу од стандардне величине (референтне масе). Првобитна референтна маса је била маса атома водоника, затим 1/16 масе атома кисеоника, а данас је 1/12 масе атома угљеника.

Релативна атомска маса (атомска тежина) A_r је однос масе атома елемента и референтне масе (1/12 масе атома угљеника).

Релативна атомска маса елемента је однос просечне масе атома елемента и 1/12 масе атома $^{12}_6\text{C}$.

$$A_r = \frac{\overline{m}_a}{\frac{m_{aC}}{12}}$$

Релативна молекулска маса је однос просечне масе молекула (одн.градивне јединице) и 1/12 масе атома $^{12}_6\text{C}$.

$$M_r = \frac{\overline{m}_r}{\frac{m_{aC}}{12}}$$

Релативна молекулска маса је једнака збиру релативних атомских маса свих атома који изграђују молекул.

$$M_r = \sum_i A_{r_i}$$

Примери:

H_2	$A_r(\text{H})=1$	$M_r(\text{H}_2)=2 \cdot 1=2$
O_2	$A_r(\text{O})=16$	$M_r(\text{O}_2)=2 \cdot 16=32$
N_2	$A_r(\text{N})=14$	$M_r(\text{N}_2)=2 \cdot 14=28$

H_2O	$A_r(\text{H})=1$	$A_r(\text{O})=16$	$M_r(\text{H}_2\text{O})=2 \cdot 1+16=18$	
NaOH	$A_r(\text{Na})=23$	$A_r(\text{O})=16$	$A_r(\text{H})=1$	$M_r(\text{NaOH})=23+16+1=40$
HNO_3	$A_r(\text{H})=1$	$A_r(\text{N})=14$	$A_r(\text{O})=16$	$M_r(\text{HNO}_3)=1+14+16 \cdot 3=63$
H_2SO_4	$A_r(\text{H})=1$	$A_r(\text{S})=32$	$A_r(\text{O})=16$	$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)=2 \cdot 1+ 32+3 \cdot 16=98$

МОЛ, МОЛСКА МАСА, МОЛСКА ЗАПРЕМИНА

Релативне атомске масе се међусобно односе исто као и апсолутне масе атома. Ако масе елемената које су бројчано једнаке релативној атомској маси изразимо јединицом масе (грам) у тим количинама супстанци налази се исти број атома.

Маса било ког елемента изражена јединицом грам која је бројчано једнака релативној атомској маси садржи број атома као и 12g угљениковог изотопа $^{12}_6\text{C}$ – **Авогадров број** ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ честица из којих је изграђена супстанца у 1molу супстанце).

Количина супстанце која садржи авогадров број атома, молекула или јона је јединица мере за количину супстанце – **мол**.

Мол је количина супстанце оног система која садржи толико честица колико има атома у 12g $^{12}_6\text{C}$. Мол садржи авогадров број честица.

$M = \frac{m}{n}$ **моларна маса (M)** супстанце је однос између масе супстанце (**m**) и броја молова (**n**).
Јединица мере је **g/mol**

Моларна маса зависи од врста честица (атом, молекул, јон, градивна јединица итд.) из којих је изграђена супстанца.

За одређену врсту супстанце одн. врсту честица моларна маса је изражена јединицом **g/mol**, а бројна вредност је једнака релативној атомској одн. молекулској маси.

Авогадров закон – гасови исте запремине при истој температури и притиску садрже исти број молекула.

Исти број молекула било ког гаса под истим физичким условима заузима исту запремину, а маса гаса је пропорционална релативној молекулској маси.

Моларна запремина (Vm) је запремина коју заузима 1 mol било ког гаса при стандардним условима ($t=0^\circ\text{C}$, $p=1\text{atm}=101325\text{Pa}$).

Моларна запремина износи **$V_m=22,4\text{dm}^3/\text{mol}$** . У тој запремини било ког гаса налази се авогадров број молекула, а маса је једнака моларној маси одн. бројчано једнака релативној молекулској маси израженој у грамима.

ОСНОВИ ХЕМИЈСКОГ РАЧУНАЊА – ИЗРАЧУНАВАЊЕ МАСЕНИХ УДЕЛА ЕЛЕМЕНАТА У ЈЕДИЊЕЊИМА

Стехиометријска израчунавања су израчунавања на основу количина и маса супстанци које учествују у хемијским реакцијама.

Масени удео је однос масе једног елемента према маси једињења. Једнак је односу релативне атомске масе елемента помножене са бројем атома који се налази у молекулу и релативне молекулске масе једињења. Ако се овај количник (масени удео) помножи са 100% добија се масени удео елемента у процентима – процентни састав једињења.

A_xB_y масени удео елемента **A** $\omega_A = \frac{x \cdot Ar(A)}{Mr(A_xB_y)}$ у процентима $\omega_A \cdot 100\%$

елемента **B** $\omega_B = \frac{y \cdot Ar(B)}{Mr(A_xB_y)}$ у процентима $\omega_B \cdot 100\%$

$\omega_A + \omega_B = 1$ одн. у процентима $\omega_A \cdot 100\% + \omega_B \cdot 100\% = 100\%$

Пример: Израчунати масене уделе елемената у CuSO_4 .

$$\text{Ar}(\text{Cu})=63,5 \quad \text{Ar}(\text{S})=32 \quad \text{Ar}(\text{O})=16 \quad \text{Mr}(\text{CuSO}_4)=63,5+32+4 \cdot 16=159,5$$

$$\omega_{\text{Cu}} = \frac{63,5}{159,5} = 0,3981 \quad \text{у процентима} \quad \omega_{\text{Cu}} \cdot 100\% = 39,81\%$$

$$\omega_{\text{S}} = \frac{32}{159,5} = 0,2006 \quad \text{у процентима} \quad \omega_{\text{S}} \cdot 100\% = 20,06\%$$

$$\omega_{\text{O}} = \frac{4 \cdot 16}{159,5} = 0,4013 \quad \text{у процентима} \quad \omega_{\text{O}} \cdot 100\% = 40,13\%$$

$$\omega_{\text{Cu}} + \omega_{\text{S}} + \omega_{\text{O}} = 0,3981 + 0,2006 + 0,4013 = 1,0000 \quad \text{одн. у процентима} \quad 39,81\% + 20,06\% + 40,13\% = 100,00\%$$

Пропорције за израчунавање процентног састава једињења (масеног удела елемената у процентима):

$$\text{Mr} : 100\% = a \cdot \text{Ar} : x \quad \text{где је а број атома тог елемента у молекулу елемента, па је } x = \frac{a \cdot \text{Ar} \cdot 100\%}{\text{Mr}}$$

$$\text{У претходном примеру је:} \quad \text{Cu} \quad 159,5 : 100\% = 1 \cdot 63,5 : x \quad x = \frac{1 \cdot 63,5 \cdot 100\%}{159,5} = 39,81\% \text{ Cu}$$

$$\text{S} \quad 159,5 : 100\% = 1 \cdot 32 : x \quad x = \frac{1 \cdot 32 \cdot 100\%}{159,5} = 20,26\% \text{ S}$$

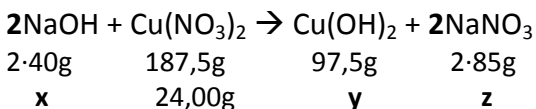
$$\text{O} \quad 159,5 : 100\% = 4 \cdot 16 : x \quad x = \frac{4 \cdot 16 \cdot 100\%}{159,5} = 40,13\% \text{ O}$$

ОСНОВИ ХЕМИЈСКОГ РАЧУНАЊА – ИЗРАЧУНАВАЊЕ МАСЕНИХ ОДНОСА СУПСТАНЦИ

Хемијски симболи, формуле и једначине реакција нису само кратке ознаке елемената и једињења и њихових међусобних реакција, већ они имају и квантитативно значење.

Једначине хемијских реакција осим формула реактаната и производа реакције садрже и коефицијенте испред формула који означавају однос у којем супстанце реагују – број молова супстанци које међусобно реагују и број молова производа који се добијају при реакцији. Ови коефицијенти се одређују тако да укупан број атома неког елемента буде једнак са леве и десне стране једначине (при томе се не сме мењати формула једињења).

Пример 1: Израчунати на основу једначине хемијске реакције колико грама NaOH реагује са $24,00\text{g}$ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и колико се грама $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и NaNO_3 добија при томе.



2mola NaOH реагује са 1molom $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ при томе се добија 1mol $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и 2mola NaNO_3 .

Масени однос у којима реагују супстанце одговара односу молских маса помножених са бројем молова одговарајуће супстанце који ступа у реакцију.

$$\text{Mr}(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40$$

$$\text{Mr}(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 63,5 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 187,5$$

$$\text{Mr}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 63,5 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 97,5$$

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

маса 1mola NaOH је 40g, а у реакцију ступа 2mola

маса 1mola $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ је 187,5g, а у реакцију ступа 1mol

маса 1mola $\text{Cu}(\text{OH})_2$ је 97,5g, а реакцијом се добија 1mol

маса 1mola NaNO_3 је 85g, а реакцијом се добија 2mola

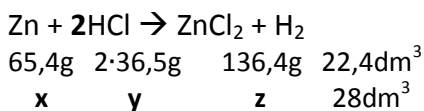
$$80\text{gNaOH} : 187,5\text{gCu(NO}_3)_2 = \mathbf{x}\text{gNaOH} : 24,00\text{gCu(NO}_3)_2 \quad \mathbf{x} = \frac{24,00\text{g} \cdot 80\text{g}}{187,5\text{g}} = 10,24\text{g NaOH}$$

$$97,5\text{gCu(OH)}_2 : 187,5\text{gCu(NO}_3)_2 = \mathbf{y}\text{gCu(OH)}_2 : 24,00\text{gCu(NO}_3)_2 \quad \mathbf{y} = \frac{24,00\text{g} \cdot 97,5\text{g}}{187,5\text{g}} = 12,48\text{g Cu(OH)}_2$$

$$170\text{gNaNO}_3 : 187,5\text{gCu(NO}_3)_2 = \mathbf{z}\text{gNaNO}_3 : 24,00\text{gCu(NO}_3)_2 \quad \mathbf{z} = \frac{24,00\text{g} \cdot 170\text{g}}{187,5\text{g}} = 21,76\text{g NaNO}_3$$

У реакцију са 24,00g Cu(NO₃)₂ ступа 10,24g NaOH (укупно 34,24g реактаната) и при томе се добија 12,48g Cu(OH)₂ и 21,76g NaNO₃ (укупно 34,24g производа).

Пример 2: Израчунати на основу једначине хемијске реакције колико грама Zn и HCl треба да реагује да би се добило 28dm³ H₂ при стандардним условима и колико се грама ZnCl₂ добија при томе.



$$\text{Ar(Zn)} = 65,4$$

$$\text{Mr(HCl)} = 1 + 35,5 = 36,5$$

$$\text{Mr(ZnCl}_2) = 65,4 + 2 \cdot 35,5 = 136,4$$

маса 1mola Zn је 65,4g

маса 1mola HCl је 36,5g

маса 1mola ZnCl₂ је 136,4g

1mol H₂ (гас) заузима запремину од 22,4dm³

$$65,4\text{gZn} : 22,4\text{dm}^3\text{H}_2 = \mathbf{x}\text{gZn} : 28\text{dm}^3\text{H}_2 \quad \mathbf{x} = \frac{28\text{dm}^3 \cdot 65,4\text{g}}{22,4\text{dm}^3} = 81,75\text{g Zn}$$

$$36,5\text{gHCl} : 22,4\text{dm}^3\text{H}_2 = \mathbf{y}\text{gHCl} : 28\text{dm}^3\text{H}_2 \quad \mathbf{y} = \frac{28\text{dm}^3 \cdot 36,5\text{g}}{22,4\text{dm}^3} = 91,25\text{g HCl}$$

$$136,4\text{gZnCl}_2 : 22,4\text{dm}^3\text{H}_2 = \mathbf{z}\text{gZnCl}_2 : 28\text{dm}^3\text{H}_2 \quad \mathbf{z} = \frac{28\text{dm}^3 \cdot 136,4\text{g}}{22,4\text{dm}^3} = 170,50\text{g ZnCl}_2$$

Mr(H₂) = 2·1 = 2 маса 1mola H₂ је 2g и заузима запремину од 22,4dm³

$$22,4\text{dm}^3\text{H}_2 : 2\text{g} = 28\text{dm}^3\text{H}_2 : \mathbf{x} \quad \mathbf{x} = \frac{28\text{dm}^3 \cdot 2\text{g}}{22,4\text{dm}^3} = 2,50\text{g H}_2 \quad \text{одн. број молова је} \quad \mathbf{n} = \frac{28\text{dm}^3}{22,4\text{dm}^3} = 1,25\text{mola H}_2$$

Реаговало је 81,75g Zn са 91,25g HCl (укупно 173g реактаната), а при реакцији настаје 170,50g ZnCl₂ и 2,50g H₂ (укупно 173g производа).

Питања и задаци:

- Шта је супстанца?
- Како делимо супстанце?
- Дати примере за поједине типове супстанци.
- Које су физичке и хемијске особине супстанци?
- Шта су елементи?
- Шта су једињења?
- Шта су симболи?
- Шта су формуле?
- Шта су елементи?
- Шта су једињења?
- Шта је хемијска реакција?
- Шта је хемијска једначина?
- Која правила морамо поштовати при састављању хемијске једначине?
- Шта је релативна атомска маса?
- Шта је релативна молекулска маса? Како се израчунава?
- Израчунати релативне молекулске масе следећих једињења: FeSO_4 , FeCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, AgNO_3 , MgSO_4 , $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, BaSO_4 , NaHCO_3 , Na_2CO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, CaHPO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, NH_4Cl , NH_4NO_3 , HCl , H_3PO_4 , NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCO_3 , CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, Fe_2O_3 , CuSO_4 , HCl , H_3PO_4 , NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCO_3 , CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, Fe_2O_3 , CuSO_4 .
- Шта је мол?
- Шта је моларна маса?
- Шта је моларна запремина?
- Израчунати масене уделе елемената у следећим једињењима:
 SnCl_2 , SnCl_4 , Fe_2O_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, BaSO_4 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Израчунати на основу једначине хемијске реакције колико је грама Mg и H_2SO_4 потребно за добијање $18,00\text{g MgSO}_4$ и колико $\text{dm}^3 \text{H}_2$ се добија при томе (при стандардним условима)?
 $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
- Израчунати на основу једначине хемијске реакције колико је грама Na_2CO_3 и CaCl_2 потребно за добијање $120,00\text{g CaCO}_3$ и колико се грама NaCl добија при реакцији?
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$
- Израчунати на основу једначине хемијске реакције колико грама Mg и HCl треба да реагује да би се добило $12,00\text{g MgCl}_2$ и колико се $\text{dm}^3 \text{H}_2$ добија при томе (при стандардним условима)?
 $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- Израчунати на основу једначине хемијске реакције колико је грама H_2SO_4 потребно за реакцију растварања $10,00\text{g CuO}$ и колико се грама CuSO_4 и H_2O добија при томе?
 $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- Израчунати на основу једначине хемијске реакције колико је грама Zn и H_2SO_4 потребно да би се добило $8,5\text{dm}^3 \text{H}_2$ и колико се грама ZnSO_4 при томе добија?
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- Израчунати на основу једначине хемијске реакције колико је грама CaCl_2 потребно за реакцију са $12,00\text{g AgNO}_3$ и колико се грама AgCl и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ при томе добија?
 $\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{AgCl} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

СТРУКТУРА СУПСТАНЦИ

СТРУКТУРА АТОМА – БОРОВ МОДЕЛ

Грчки *atomos* – недељив.

Још је Демокрит у V веку п.н.е. замислио атом као најмању недељиву честицу која изграђује све супстанце.

Далтон је 1808. године изнео теорију атома:

- атоми су реалне веома ситне честице материје које се не могу даље делити при хемијској реакцији
- атоми једног елемента међусобно су слични и исте масе (данас знамо да то није тачно)
- атоми различитих елемената имају различите особине и различите су масе
- хемијска једињења настају спајањем атома одговарајућих елемената.

Даља открића на пољу физике и хемије, поготово она крајем 19. и почетком 20. века изменила су ове поставке о атому. Експерименталне чињенице говориле су да је атом састављен од још ситнијих честица тј. да има своју структуру, а та структура је носилац основних особина атома и узрок је свих различитости око нас. Оваква структура атома омогућава међусобно спајање појединих атома. Откривене су и основне честице из којих је атом састављен.

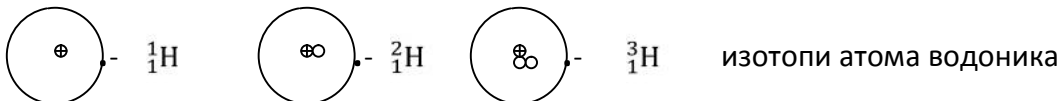
Електрон је честица веома мале масе која је носилац најмање количине негативног наелектрисања. Електрон се окреће око своје осе (спин), па се понаша као мали магнет (има магнетни диполни момент).

Протон је честица која има много већу масу од електрона (1836 пута већу масу), позитивно је наелектрисан и носи исту количину наелектрисања као електрон, али супротног предзнака (најмања количина позитивног наелектрисања).

Rutherford је поставио теорију-модел атома: атом је састављен од позитивно наелектрисаног језгра око кога врло брзо круже негативно наелектрисани електрони. Број електрона је једнак броју протона у језгру, па својим негативним наелектрисањем неутралишу позитивно наелектрисање језгра – атом је електроннеутралан. Скоро целокупна маса атома је сконцентрисана у језгру, док је већи део атома празан. Наиме, језгро је око 10000 пута мање запремине од самог атома. Електрони који круже око језгра дају запремину атому. (Ако би атом био лопта пречника 10m, језгро би имало пречник 1mm; ако би могли да направимо супстанцу само од језгара коцка ивица 1cm би имала масу милион тона.)

Откривено је да се у атомском језгру налазе честице чија је маса незнатно већа од масе протона, али те честице нису наелектрисане – **неутрони**. Ово је објаснило чињеницу да атоми истог елемента немају исту масу иако имају исти број протона и електрона.

Изотопи су атоми истог елемента (имају исти број протона у језгру и електрона око језгра), а различите су масе (имају различит број неутрона у језгру).



Сваки хемијски елемент у природи је смеша изотопа. Релативна атомска маса елемента је просечна вредност маса свих атома (због тога није цео број).

Хемијске особине свих изотопа једног елемента су исте (оне углавном зависе од атомског броја, а не од масе), али брзина реакције није иста (она зависи од масе). Физичке особине изотопа истог елемента нису исте (зависе од масе).

Језгро атома се састоји од позитивно наелектрисаних протона и неутралних (ненаелектрисаних) неутрона. Маса атома једнака је збиру броја протона и неутрона (маса протона одн. неутрона је атомска јединица масе (dalton D) – масени број A.

Од броја протона зависи наелектрисање језгра – атомски (редни) број Z.

Око језгра круже негативно наелектрисани електрони који имају незнатну масу. Број електрона је једнак броју протона у језгру.

протони	p^+ (+)	језгро (+)	атом (0)
неутрони	n^0 (0)		
електрони	e^- (-)	електронски омотач (-)	

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

Према Радерфордовом моделу атома електрон кружи око језгра као планете око сунца, а величина кружне путање зависи од енергије електрона и може бити било које величине. На тај начин би електрон производио електромагнетно зрачење тј. светлост оне фреквенције каква одговара окретању електрона око језгра. Тако би електрон емитовао енергију, његова брзина би се временом смањивала, путања би била све ближа језгру, фреквенција окретања би била све већа, па би електрон емитовао спектар свих таласних дужина и на крају би пао у језгро и атом би био уништен. Наравно да се то не дешава. Експерименти су показали управо супротно – атом водоника емитује линијски спектар (тачно одређене таласне дужине λ одн. фреквенције ν) и атом је стабилан (не емитује стално светлост).

Зашто атоми појединих елемената емитују одн. апсорбују зраке баш тачно одређених таласних дужина?

Одговор су дали Max Planck, Albert Einstein и Niels Bohr.

Планк је поставио теорију да се енергија може емитовати или апсорбовати у малим пакетима – квант енергије (фотон) $E = h\nu = hc/\lambda$. Зрачење се састоји од целобројног умношка квантова енергије.

Ајнштајн је поставио теорију дуалистичке природе материје – честичну и таласну природу.

Фотон има таласне особине $E = h\nu$, али и честичне особине $E = mc^2$ (када се судари са електроном понаша се као честица). Таласна дужина фотона је $\lambda = h/mc$. По аналогији електрон има таласну дужину $\lambda = h/mv$.

Електрон се понаша и као честица и као талас.

Таласи материје нису електромагнетни таласи, не зраче се у простор, честица их не емитује и не могу се одвојити од честице. Таласна дужина електрона зависи од брзине и није стална.

Бор је решио проблем емисије и апсорпције светлости од стране атома одн. електрона применом Планкове квантне теорије. Супстанца може да апсорбује или емитује светлост само у квантима енергије $E = h\nu$.

I Боров постулат – Водоников атом може постојати у одређеним стањима тзв. **стационарним стањима** а да не емитује енергију. **Енергија у атому је квантирана** (тачно одређена) – електрони се налазе на **енергетским нивоима** (одређени су **главним квантним бројем $n=1, 2, 3, 4...$**).

Електрон може да кружи око језгра по одређеним путањама тзв. дозвољеним путањама а да не емитује енергију. Најмања од тих путања одговара **основном** (нормалном) **стању атома** (електрон тада има најнижу енергију и то је најстабилније стање атома). Ако атому споља доведемо енергију електрон прелази у стање више енергије и прелази на виши енергетски ниво – атом се налази у **побуђеном (ексцитованом) стању**. Апсорбована количина енергије је једнака разлици енергија та два енергетска нивоа $h\nu = E_2 - E_1$. Електрон се веома кратко налази на вишем енергетском нивоу (10^{-8} s), враћа се на нижи ниво и при томе емитује исту количину енергије као што је апсорбовао приликом побуђивања.

II Боров постулат – Апсорпција и емисија енергије дешава се само приликом преласка електрона са једне допуштене путање на другу, а при томе се апсорбује или емитује квант енергије зрачења (фотон) тачно одређене фреквенције (одговара разлици енергија та два допуштена стања електрона) $\nu = (E_2 - E_1)/h$. Бор је израчунао полупречнике путања, брзину кружења електрона око језгра и енергије стационарних стања за атом водоника претпоставивши да су путање електрона кружнице – орбите.

Електрон има кинетичку енергију E_k јер има брзину и потенцијалну енергију E_p јер је везан за језгро. E_k је једнака половини E_p електрона. Енергија електрона је негативна јер је електрон везан за језгро (електрон се налази у тзв. потенцијалној јами). Електрон се може кретати по путањама чији је полупречник одређен (квантиран) и тада електрон има тачно одређену енергију. $R = n^2 \cdot \text{const}$ $n = 1, 2, 3...$ **главни квантни број**

Најнижу енергију атом водоника има у основном стању за $n=1$

$$\text{Фреквенција зрачења } \nu = \frac{R}{c} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{таласни број емитоване линије } \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

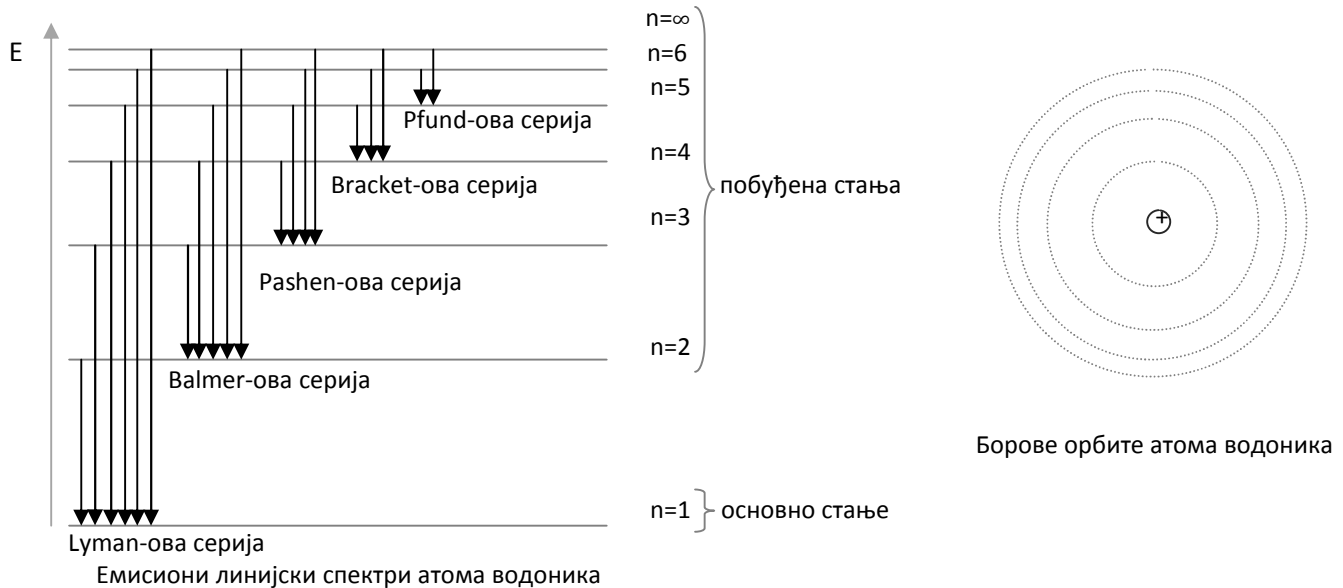
Овакав модел атома водоника савршено се слагао са експериментима.

Бор је претпоставио да се електрон креће по кружној путањи око језгра – орбити. Тако би електрон у тој орбити имао тачно одређену енергију тј. при преласку са једне орбите на другу емитовао би светлост тачно одређене таласне дужине λ . Међутим, спектралне линије атома водоника се цепају у јаком електричном пољу на више врло блиских линија (фина структура спектра). То значи да одређеном квантном стању, које је одређено квантним бројем n , одговара више енергетских стања електрона која се врло мало разликују по енергији.

Sommerfeld је претпоставио да се електрони крећу и по елиптичним путањама (кружница је само један посебан случај). Увео је споредан (азимутски) квантни број k који има целобројне вредности од 1 до n . Одређеном главном квантном броју n одговара једна кружна путања и $n-2$ елиптичних путања. Енергија свих путања одређеног главног квантног броја n у атому водоника је иста. E_k и E_p се мењају на елиптичној путањи, али њихов збир тј. укупна енергија електрона је константна

(приликом приближавања електрона језгру E_p опада, а E_k расте због пораста брзине). Пошто исти енергетски ниво може имати више орбита оваква стања електрона која припадају главном енергетском нивоу називамо **енергетски поднивои**.

Код атома са већим бројем електрона ситуација је сложенија – код њих кружна и елиптичне путање истог енергетског нивоа немају исту енергију (електрони на вишим енергетским нивоима који се крећу по елиптичним путањама продиру до језгра, чиме језгро јако делује на електрон, нема засењивања од стране електрона који се налазе на нижим енергетским нивоима).



ЕНЕРГЕТСКИ НИВОИ И ПОДНИВОИ

Унутар електронских нивоа одређених главним квантним бројем n постоје енергетски поднивои који се обележавају словима s, p, d, f (број поднивоа је једнак главном квантном броју).

Под утицајем јаког спољашњег магнетног поља спектралне линије се цепају на више линија. Електрон је наелектрисана честица која се креће, па се понаша као мали магнет. Орбита електрона може се оријентисати према спољашњем магнетном пољу на различите начине. У присуству спољашњег магнетног поља електрони истог главног квантног броја и енергетског поднивоа разликују се по енергији – **енергетски под-подниво**. Ако не постоји спољашње магнетно поље енергетски под-поднивои имају исту енергију – дегенерисани су (разликују се само по оријентацији у простору). Електрону се приписује **магнетни квантни број m_l** (има све целе бројеве од $+k...+1, 0, -1...-k$).

Многе спектралне линије су парови линија врло блиске енергије (дублети) (виде се под утицајем нехомогеног магнетног поља). Ово је последица **окретања електрона око своје осе – спин**. Електрон има спински магнетни момент – понаша се као мали магнет. Електрон се може окретати око своје осе у једном или другом смеру, па може имати једно од два енергетска стања којима одговара квантни број спина $s=1/2$. Њему одговарају два енергетска стања електрона – **квантни број оријентације спина $m_s=-1/2$ и $m_s=+1/2$** .

Ајнштајн је поставио теорију дуалистичке природе материје – честична и таласна природа.

Фотон има таласне особине, али и честичне (када се фотон судари са електроном понашасе као честица иако је електромагнетни талас). Енергија фотона је $E = h \nu$ одн. $E = mc^2$ одн. $h \nu = mc^2$. Пошто је $\lambda \nu = c$ таласна дужина фотона је $\lambda = h/mc$. По аналогији електрон има таласну дужину $\lambda = h/mv$. Таласи материје нису електромагнетни таласи, не зраче се у простор, честица их не емитује и не могу се одвојити од честице. Таласна дужина електрона зависи од његове брзине и није стална. Главни квантни број електрона n добио је физичко значење – то је број таласних дужина електрона на оређеној путањи.



стојећи талас – целобројни умножак таласних дужина (тада не долази до емитовања енергије)

Електрон у атому може бити само у одређеним енергетским стањима.

Хајзенбергов принцип неодређености $\Delta p \cdot \Delta x \geq \hbar$ где је $\Delta p = m \cdot \Delta v$ неодређеност импулса електрона и Δx неодређеност положаја електрона. **Немогуће је истовремено одредити брзину одн. импулс и положај електрона у простору.**

Електрону се не може приписати одређена орбита око језгра, већ можемо говорити само о вероватноћи налажења електрона у одређеном делу простора око језгра – густина електронског облака у простору.

КВАНТНО-МЕХАНИЧКИ МОДЕЛ АТОМА

Пошто се електрон понаша и као талас приписује му се **таласна функција ψ** . Таласне функције електрона зависе од константи – **квантних бројева** (међусобно су зависни).

Комбинација квантних бројева одговара допуштеном енергетском стању електрона у атому – они дефинишу понашање електрона унутар атома.

Таласна функција која одговара комбинацији три квантна броја n, ℓ, m_ℓ је **орбитала** – одговара одређеној вредности енергије.

Атомска орбитала је део простора око језгра у коме је највећа вероватноћа налажења електрона.

Орбитале које имају исти главни квантни број n и споредни (орбитални) квантни број ℓ , а различит магнетни квантни број m_ℓ су исте енергије (дегенерисане орбитале), а разликују се по усмерености у простору – заједно чине енергетски подниво.

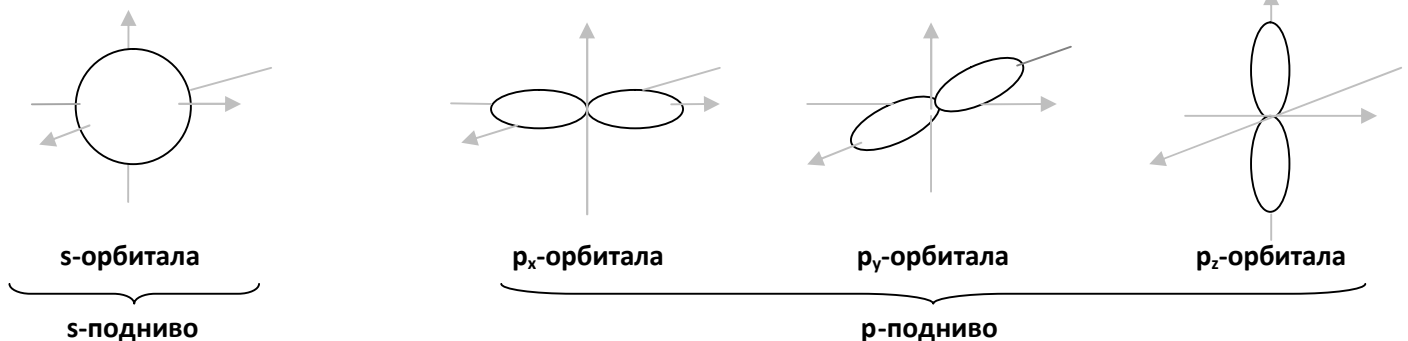
У сваку атомску орбиталу могу се сместити два електрона који морају имати супротан спин (различит квантни број оријентације спина m_s).

У атому се не могу наћи два електрона са истом комбинацијом сва четири квантна броја – два електрона у истом атому не могу имати исту енергију.

главни квантни број	$n=1, 2, 3, 4\dots$	енергетски ниво (одређује величину орбитале)
орбитални (споредни) квантни број	$\ell=0, 1, 2, 3\dots(n-1)$ s, p, d, f	енергетски подниво (одређује облик орбитале)
магнетни квантни број	$m_\ell=+\ell\dots+1, 0, -1,\dots,-\ell$	оријентација орбитале у простору
квантни број оријентације спина	$m_s=+1/2, -1/2$	оријентација спина електрона

У оквиру једног енергетског нивоа имамо:

једну s-орбиталу (s-подниво који прима 2 електрона)
 три p-орбитале (p-подниво који прима 6 електрона)
 пет d-орбитала (d-подниво који прима 10 електрона)
 седам f-орбитала (f-подниво који прима 14 електрона).

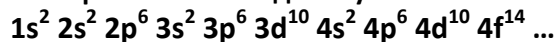


први енергетски ниво	$n=1$	има	s-орбиталу	(прима 2 електрона)
други енергетски ниво	$n=2$	има	s- и p-орбитале	(прима $2+6=8$ електрона)
трећи енергетски ниво	$n=3$	има	s-, p- и d-орбитале	(прима $2+6+10=18$ електрона)
четврти енергетски ниво	$n=4$	има	s-, p-, d- и f-орбитале	(прима $2+6+10+14=32$ електрона)

ЕЛЕКТРОНСКА КОНФИГУРАЦИЈА

Паулијев принцип расподеле електрона у квантним нивоима

Електронска конфигурација је распоред електрона у енергетским нивоима и орбиталама и њихове енергије (комбинација квантних бројева). Приказује се главним квантним бројем, ознаком за подниво и бројем електрона на том поднивоу:



Како се у атому изграђује електронски омотач?

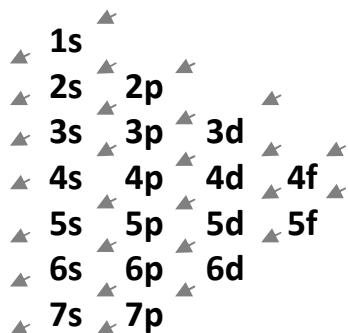
Електрон се смешта у слободну орбиталу најниже енергије. Када се она попуни следећи електрон се смешта у следећу слободну орбиталу најниже енергије итд. Када се попуни један енергетски ниво почиње попуњавање следећег нивоа тако што се прво попуњава подниво најниже енергије.

Хундово правило – ако се електрони размештају унутар истоверних дегенерисаних орбитала размештају се тако да број неспарених електрона буде максималан јер је тада укупан електронски облак максимално распршен по атому (равномерно распоређен око језгра) и атом има најниже енергетско стање – последица међусобног одбијања електрона. Прво се у сваку дегенерисану орбиталу смешта по један електрон паралелног спина, па се тек онда орбитале попуњавају другим електроном супротног спина - спаривање електрона.

Особине елемената углавном зависе од електронске конфигурације последњег енергетског нивоа који је почео да се попуњава али није потпуно попуњен – валентни ниво, а електрони на том нивоу су валентни електрони. Валентни електрони учествују у стварању хемијских веза, па од њихове конфигурације углавном зависе хемијске особине елемената.

Атому је валентан онај енергетски ниво у којој периоди се налази елемент у периодном систему (сви нивои ниже енергије су попуњени). На валентном нивоу се налази онолико електрона као што је ознака групе у којој се налази елемент у периодном систему.

Сви елементи у истој периоди имају исти валентни ниво (различит је број електрона на њему). Сви елементи у истој групи имају исти број валентних електрона, али на различитим нивоима, па стога имају сличне хемијске особине.



Редослед попуњавања орбитала (према енергији):



Овај редослед попуњавања енергетских нивоа електронима према растућој енергији види се и у периодном систему елемената.

Са порастом главног квантног броја n (са порастом E) смањује се разлика у енергији између нивоа, а у оквиру истог енергетског нивоа смањује се разлика у енергији између поднивоа.

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

¹ H	<u>1s¹</u>	↑					
² He	<u>1s²</u>	↑↓					
³ Li	<u>1s²</u> <u>2s¹</u>	↑	— — —				
⁴ Be	<u>1s²</u> <u>2s²</u>	↑↓	— — —				
⁵ B	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p¹</u>	↑↓	↑	— — —			
⁶ C	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p²</u>	↑↓	↑	↑	—		
⁷ N	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p³</u>	↑↓	↑	↑	↑		
⁸ O	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁴</u>	↑↓	↑↓	↑	↑		
⁹ F	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁵</u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑		
¹⁰ Ne	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		
¹¹ Na	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s¹</u>	↑	— — —				
¹² Mg	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u>	↑↓	— — —				
¹³ Al	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p¹</u>	↑↓	↑	— — —			
¹⁴ Si	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p²</u>	↑↓	↑	↑	—		
¹⁵ P	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p³</u>	↑↓	↑	↑	↑		
¹⁶ S	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p⁴</u>	↑↓	↑↓	↑	↑		
¹⁷ Cl	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p⁵</u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑		
¹⁸ Ar	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p⁶</u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		

Примери електронских конфигурација атома елемената:

¹⁹ K	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p⁶</u> <u>4s¹</u>	↑					
⁵⁶ Ba	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p⁶</u> <u>4s²</u> <u>3d¹⁰</u> <u>4p⁶</u> <u>5s²</u> <u>4d¹⁰</u> <u>5p⁶</u> <u>6s²</u>	↑↓					
³⁵ Br	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p⁶</u> <u>4s²</u> <u>3d¹⁰</u> <u>4p⁵</u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑		
²⁵ Mn	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p⁶</u> <u>4s²</u> <u>3d⁵</u>	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑
²⁹ Cu	<u>1s²</u> <u>2s²</u> <u>2p⁶</u> <u>3s²</u> <u>3p⁶</u> <u>4s¹</u> <u>3d¹⁰</u>	↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Код бабра (као и код осталих елемената Ib групе) долази до одступања од правила да се прво попуњава s-орбитала валентног нивоа са 2 електрона, па d-орбитала са 9 електрона. Стабилнија је електронска конфигурација када је попуњен d-подниво са 10 електрона (у свакој d-орбитали по 2 спарена електрона) јер је у том случају електронски облак равномерно распоређен око језгра. Заједничка електронска конфигурација Ib групе је $ns^1 nd^{10}$. Слично одступање имамо код елемената VIb групе где се у s-орбитали валентног нивоа налази 1 електрон, а у d-орбиталама 5 електрона (по 1 неспарени електрон у свакој) – електронски облак је равномерно распоређен око језгра и атом има нижу енергију (стабилнији је). Заједничка електронска конфигурација VIb групе је $ns^1 nd^5$ ↑ ↑ ↑ ↑ ↑ ↑.

ПЕРИОДИЧНЕ ПРОМЕНЕ СТРУКТУРЕ АТОМА И ОСОБИНА ЕЛЕМЕНАТА У ПЕРИОДНОМ СИСТЕМУ

Почев од атома водоника који има 1 протон у језгру и 1 електрон у 1s-орбитали атом сваког следећег елемента у ПСЕ има по један протон више у језгру и један електрон више у електронском омотачу. Нови електрон се смешта у прву слободну орбиталу најниже енергије. Када се попуни један енергетски ниво почиње попуњавање следећег енергетског нивоа тако што се прво попуњава енергетски подниво са најнижом енергијом.

Елементи су у ПСЕ поређани по растућем редном броју (броју протона у језгру одн. електрона у електронском омотачу). Елементи су у ПСЕ распоређени по периодама (хоризонтални редови) и групама (усправне колоне). Структура ПСЕ зависи од електронских конфигурација атома елемената. Све законитости у ПСЕ су резултат електронске конфигурације атома елемената.

Попуњавањем појединих енергетских нивоа настају атоми елемената сличне електронске конфигурације као на претходном енергетском нивоу што доводи до периодичности особина елемената.

Попуњавање енергетског нивоа почиње једним електроном (тај елемент је први у периоди и припада Ia групи) и наставља се даље додавањем по једног електрона код сваког следећег елемента. Периода се завршава када се тај енергетски ниво попуни електронима (VIIIa или 0 група – племенити гасови). Сви елементи у истој периоди имају исти валентни ниво који одговара броју периоде (главном квантном броју n). У ПСЕ има 7 периода.

Елементи у оквиру исте групе имају исти број валентних електрона само се они налазе на различитим енергетским нивоима. Број валентних електрона елемента одговара броју групе у којој се он налази, а од њиховог броја и распореда у орбиталама зависе хемијске особине елемента. Елементи исте групе имају исте електронске конфигурације валентног нивоа и стога сличне хемијске особине.

Елементи главних група (а-подгрупе) су s- (Ia и IIa група) и p- (од IIIa до VIIIa групе). Њихове електронске конфигурације атома разликују се у спољашњим поднивоима (s- и p-поднивои). Дуж периоде хемијске особине ових елемената јако се мењају. Свака периода почиње типичним металом (Ia-група – алкални метали) и дуж периоде опадају металне а расту неметалне особине до типичних неметала (VIIa-група – халогени елементи). Периода се завршава племенитим гасом (VIIIa или 0 група) код којег је попуњен валентни ниво.

Код прелазних елемената (d-елементи) и унутрашњих прелазних елемената (f-елементи) (b-подгрупе) спољашњи подниво има исту електронску конфигурацију, а разликују се по електронским конфигурацијама унутрашњих d- одн. f-поднивоа. Због тога се мало међусобно разликују по хемијским особинама.

Племенити гасови (VIIIa или 0 група) имају попуњен валентни ниво (сви електрони су спарени) што је стабилна електронска конфигурација (електронски облак је равномерно распоређен око језгра). Због тога су атоми племенитих гасова врло стабилни, не реагују са другим супстанцама или међусобно (инертни су) и једино се они од свих гасовитих елементарних супстанци у природи налазе у облику атома. Атоми свих осталих елемената теже да постигну стабилну електронску конфигурацију најближег племенитог гаса и стога ступају у хемијске реакције и стварају хемијске везе са другим атомима. Атоми се сједињавају међусобним деловањем својих валентних електрона.

ЕНЕРГИЈА ЈОНИЗАЦИЈЕ, АФИНТЕТ ПРЕМА ЕЛЕКТРОНУ, ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНОСТ

Међусобним спајањем атома истог елемента настају молекули тог елемента, а спајањем атома различитих елемената настају хемијска једињења тачно одређеног и сталног састава. Међусобно се спаја тачно одређени број атома елемената. Ова особина атома неког елемента да се једини са одређеним бројем атома другог елемента назива се **валенца**. Елементи чији се атоми сједињавају са једним атомом било ког другог елемента су моновалентни (валенца је један, нпр. H). Валенце других елемената можемо дефинисати као број атома моновалентног елемента који се једини са једним атомом тог елемента (O се једини са два атома H, па је O дивалентан; N се једини са три атома H, па је N тривалентан; C се једини са четири атома H, па је C тетравалентан). За овакве елементе кажемо да су поливалентни. Мултивалентни елементи су они који могу бити различито валентни у различитим једињењима.

Узрок међусобног спајања атома појединих елемената (и суштину валенце одн. хемијске везе) објашњава нам електронска теорија валенце.

Када се два или више атома једине они то чине помоћу валентних електрона који одређују валенцу. Унутрашњи електрони (на нижим, попуњеним енергетским нивоима) не учествују у хемијској вези (задржавају своју конфигурацију у једињењима).

Атоми се међусобно једине зато што спојени чине енергетски стабилнији систем (систем ниже енергије).

Да би настао енергетски стабилнији систем електрони атома прелазе у такве електронске конфигурације које омогућавају да се снизи енергија система и то тако да:

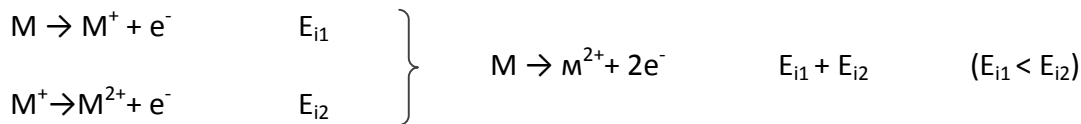
- атоми пређу у позитивно и негативно наелектрисане јоне који међусобним привлачењем стварају јонску везу (уз ослобађање потенцијалне енергије)
- атоми стварају заједнички електронски пар изменом електрона и тако се повезују ковалентном везом.

Атоми се сједињавају међусобним деловањем својих валентних електрона.

Ковалентну везу карактерише стварање заједничког електронског пара (изменом електрона), па је могуће да електрони могу да буду више у сфери једног од везаних атома и то оног који има већи афинитет према електрону. У граничном случају када је афинитет према електрону једног атома веома велики електронски пар се налази готово искључиво у сфери тог атома, он добија негативно наелектрисање, а други атом позитивно наелектрисање – јонска веза. Значи, не постоји оштра граница између ковалентне и јонске везе, већ континуирани прелаз. Веза између атома је и јонске и ковалентне природе. Ако преовладава допринос јонске везе говоримо о јонској вези са делимичним ковалентним уделом, а ако преовладава ковалентни карактер говоримо о ковалентној вези са делимичним јонским уделом. **Веза између атома је у суштини иста – електронска интеракција.** Пошто се таква интеракција валентних електрона испољава у различитим особинама супстанци говоримо о два различита типа хемијске везе. Који тип везе ће настати између сједињених атома зависи од електронске конфигурације слободних атома, тј. од енергетских стања њихових валентних електрона (испољава се у енергији јонизације одн. афинитету према електрону).

Атом може отпустити одређени број електрона и прећи у позитивно наелектрисан јон - катјон. За овај процес потребно је утрошити енергију.

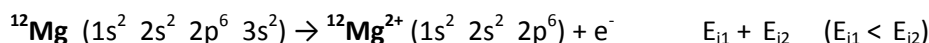
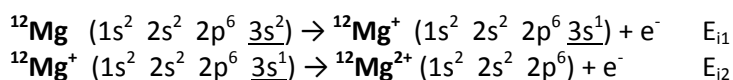
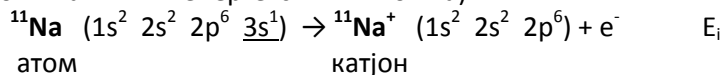
Енергија јонизације E_i је она енергија коју треба довести атому у гасовитом стању да би отпустио валентни електрон и прешао у позитивно наелектрисан јон – катјон.



Број отпуштених електрона зависи од броја валентних електрона – број отпуштених електрона не може бити већи од броја валентних електрона.

Када атом отпусти валентне електроне постиже електронску конфигурацију најближег племенитог гаса (стабилну електронску конфигурацију).

Што је E_i мања атом лакше отпушта валентни електрон. Најнижу E_i имају алкални метали (Ia група). Они веома лако отпуштају свој један валентни електрон. Дуж периоде расте E_i - наелектрисање језгра је све веће јер расте број протона у њему који све јаче привлаче електроне. Највећу E_i имају племенити гасови, а нешто нижу од њих халогени елементи (VIIa група). Дуж групе опада E_i - валентни електрони су све даље од језгра и језгро их све слабије привлачи (иако расте позитивно наелектрисање језгра његов утицај на валентне електроне засењују електрони на нижим енергетским нивоима).



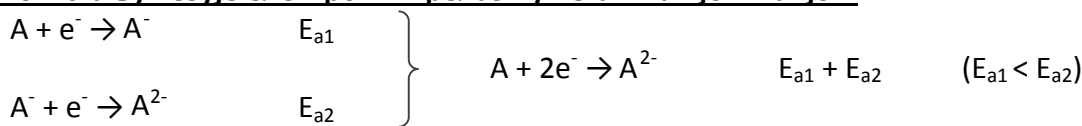
(теже је отпустити електрон из позитивног јона него из неутралног атома)

Да би атом Mg отпустио два валентна електрона потребна је око четири пута већа енергија него што је потребна да атом Na отпусти један валентни електрон.

И атоми прелазних елемената граде позитивне јоне отпуштањем електрона, али код њих је немогуће предвидети који ће електрони бити отпуштени због врло малих разлика у енергији између s- и d-орбитала у којима се налазе валентни електрони, а она је све мања што је виши валентни ниво.

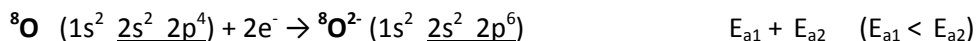
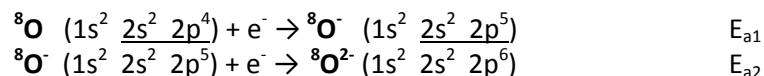
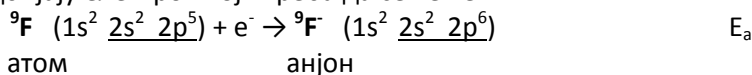
Атом може примити одређени број електрона на свој валентни ниво и прећи у негативно наелектрисани јон – анјон. При овом процесу се може ослободити енергија или је потребно утрошити енергију.

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.



Број примљених електрона не може бити већи него што има празних места у валентним орбиталама. Примљени електрони смештају се у слободне орбитале валентног нивоа док се он не попуни. На тај начин атом постиже стабилну електронску конфигурацију најближег племенитог гаса.

Елементи смештени у десном делу периодног система су неметали и имају велики афинитет према електрону E_a . Дуж периоде расте E_a – све је веће позитивно наелектрисање језгра које привлачи електроне. Дуж групе опада афинитет према електрону – електрони су све даље од језгра, а такође расте број електрона у атому који одбијају електрон који треба да се веже.



(тенденција примања другог електрона много је мања него примања првог електрона, јер се други електрон везује за негативан јон)

F^- јон се ствара врло лако, O^{2-} много теже, а N^{3-} још теже. C^{4-} као и C^{4+} нису познати. Ипак и овакви јони као што су O^{2-} и N^{3-} могу се стабилизovati везивањем за катјон и ослобађањем енергије јонске везе.

Обично се везивањем првог електрона ослобађа енергија ($E_{a1} < 0$), а за везивање другог електрона треба утрошити енергију ($E_{a2} > 0$).

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 кофицијентом релативне електронегативности χ .

Паулинг је дао скалу коефицијената релативних електронегативности елемената.

Ако је електронегативност мала атом слабо привлачи електроне, а што је већа атом све јаче привлачи електроне.

Најмању електронегативност и коефицијент релативне електронегативности χ имају најтипичнији метали алкални метали (Ia група), а највећу најтипичнији неметали халогени елементи (VIIa група) и кисеоник и азот.

Дуж периоде расте електронегативност – расте позитивно наелектрисање језгра које све јаче привлачи електроне.

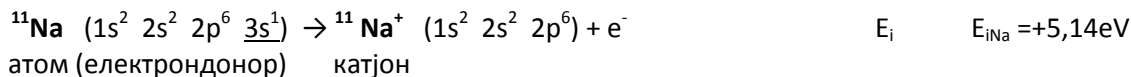
Дуж групе опада електронегативност – електрони су све даље од језгра и оно их све слабије привлачи.

Атоми са великом електронегативношћу лако стварају негативне јоне (лако везују електроне), а атоми са малом електронегативношћу лако стварају позитивне јоне (слабо привлаче електроне тј. лако их отпуштају).

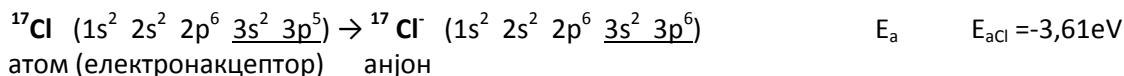
Што је већа разлика у електронегативности између два везана атома то ће електронегативнији атом лакше привући оба електрона. Ако је разлика у електронегативности довољно велика настаће јони. Ако је разлика коефицијената релативне електронегативности већа од 1,9 кажемо да су атоми везани јонском везом (са мањим или већим уделом ковалентне везе). Ако је разлика коефицијената релативне електронегативности мања од 1,9 кажемо да су атоми везани ковалентном везом (са мањим или већим уделом јонске везе). Ако је разлика коефицијената релативне електронегативности 1,9 удео јонске и ковалентне везе је исти.

ЈОНСКА ХЕМИЈСКА ВЕЗА

Један атом отпушта валентне електроне и постаје позитивно наелектрисан јон – катјон. За овај процес треба утрошити енергију јонизације E_i . Овај атом даје електроне – електрондонор.



Други атом прима те електроне у слободне (непопуњене) орбитале валентног нивоа и постаје негативно наелектрисан јон – анјон. При овом процесу се ослобађа или троши енергија – афинитет према електрону E_a . Атом који прима електроне је електронакцептор.



Процес настајања јона из слободних атома није спонтан и треба утрошити енергију иако јони имају стабилну електронску конфигурацију. У гасовитом стању то износи

$$E = E_{i\text{Na}} + E_{a\text{Cl}} = +5,14\text{eV} + (-3,61\text{eV}) = +1,53\text{eV}$$

Међутим, настали јони не остају слободни, већ се супротно наелектрисани јони Na^+ и Cl^- привлаче у јонски пар Na^+Cl^- . При томе се ослобађа потенцијална енергија.



Ослобођена енергија при стварању јонског пара је већа од утрошене енергије за стварање јона из атома – јонски пар Na^+Cl^- има нижу енергију и стабилнији је него слободни атоми Na и Cl.

Енергија која се ослобађа спајањем јона (енергија везе) много је већа од оне која се троши за настајање јона из атома, па настаје веома јака јонска веза. Ако желимо да раскинемо јонску везу морамо јонском пару довести исту толику количину енергије.

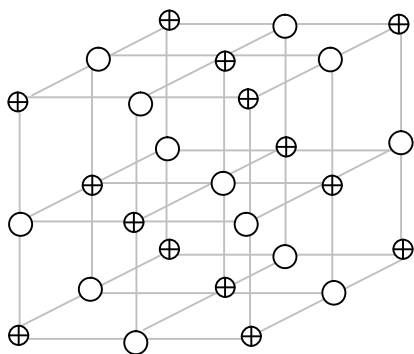
При настајању јонског пара Na^+Cl^- долази до изражаја привлачна сила између супротно наелектрисаних јона, али и одбојна сила електронских облака сједињених јона. На одређеној удаљености ове две силе су у равнотежи и јони се налазе на тој међусобној удаљености – дужина везе.

Ове вредности енергија односе се на стварање јонског пара у гасовитом стању, што је могуће само на високим температурама.

На собној температури јонска једињења су чврсте кристалне супстанце изграђене од великог броја јона у чијој су кристалној решетки структурне јединице супротно наелектрисани јони правилно распоређени – око сваког јона су правилно распоређени супротно наелектрисани јони на тачно одређеном растојању.

Кристално стање има много нижу енергију од гасовитог стања – ослобођена енергија при стварању јонске везе у јонским кристалима је много већа него при стварању јонског пара у гасовитом стању јер се истовремено везује огроман број јона јонским везама.

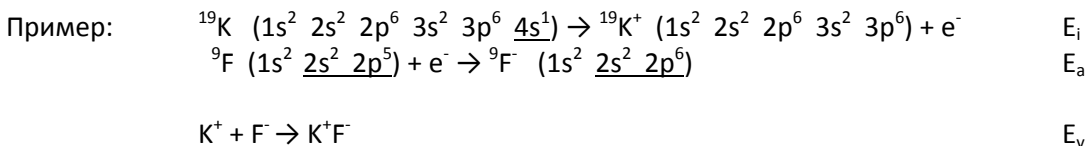
Енергија кристалне решетке је енергија која се ослобађа при настајању 1mola кристала из појединачних јона у гасовитом стању (експериментално се не може одредити, већ се израчунава Борн-Хаберовим процесом). Енергија кристалне решетке је мера стабилности јона у кристалном стању.



Јонска кристална решетка

Веза између јона је електростатичке природе. Јонска веза није усмерена у простору већ електростатичко привлачење делује око целог јона, а слаби са повећањем растојања. Јони се налазе на тачно одређеном растојању. Код јонских једињења нема молекула као основне честице, већ се велики број позитивних и негативних јона везује у кристалну решетку, али у тачно одређеном односу.

Формула приказује који су јони и у ком бројним односу спојени у једињењу (тј. приказује састав основне јединице грађе једињења) као и наелектрисање појединих јона. Формулу једињења зато треба писати $M_y^{x+} A_x^{y-}$.



Јонска веза настаје између атома елемената који имају велику разлику електронегативности ($\Delta\chi > 1,9$). Настаје између типичних метала (Ia и Iа група) и типичних неметала (VIIa и VIa група).

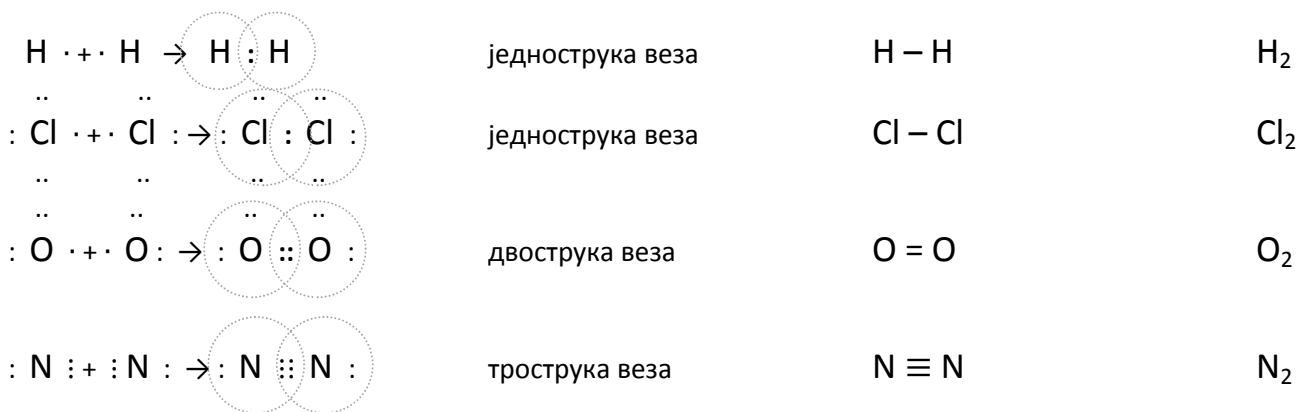
Na^+Cl^-	$\chi_{\text{Na}}=1,0$	$\chi_{\text{Cl}}=3,0$	$\Delta\chi=3,0-1,0=2,0 > 1,9$
K^+F^-	$\chi_{\text{K}}=0,9$	$\chi_{\text{F}}=4,0$	$\Delta\chi=4,0-0,9=3,1 > 1,9$

НЕПОЛАРАНА КОВАЛЕНТНА ХЕМИЈСКА ВЕЗА

Постоји веома велики број хемијских једињења, нарочито угљеника, која немају особине јонских једињења, па између њихових атома није створена јонска веза. Осим тога, молекули гасовитих елементарних супстанци (осим племенитих гасова) састављени су од два истоврсна атома који су међусобно чврсто повезани. Очигледно је да постоји још један тип хемијске везе међу атомима која није јонске природе. Овај тип хемијске везе је далеко универзалнији од јонске хемијске везе. То је **ковалентна веза – веза електронског пара**.

Lewis-ове структуре

Према класичној Луисовој октетној теорији валенце ковалентна веза настаје из настојања атома да међусобно повезани постигну стабилну електронску конфигурацију атома племенитог гаса одн. попуне валентни ниво. Овде један атом не предаје свој валентни електрон другом атому као код јонске везе, већ сваки атом даје по један валентни електрон и ствара се **заједнички електронски пар** који припада и једном и другом језгру и повезује оба атома тј. **чини ковалентну везу** између атома. На овај начин оба атома постижу стабилну електронску конфигурацију атома најближег племенитог гаса – **електронски октет** (осим код атома који постижу електронску конфигурацију He – електронски дублет). Између атома може настати један или више заједничких електронских парова.



Lewis-ове структуре

структурне формуле

молекулске формуле

Ковалентна веза настаје стварањем заједничких електронских парова. Заједнички електронски пар се у хемијској формули представља цртицом између атома. Структурне формуле су формуле молекула у којима су приказани међусобни положаји атома унутар молекула, ковалентне везе међу њима, а слободни електронски парови атома су изостављени (они који не учествују у везивању атома). Структурне формуле приказују начин на који су поједини атоми у молекулу међусобно повезани, што се не може видети из емпиријских (молекулских) формула.

Електрони који чине заједнички електронски пар тј. ковалентну везу се више не разликују и измењују се – крећу се и око једног и око другог језгра – припадају и једном и другом атому.

При везивању атома ковалентном везом ослобађа се **енергија измене – енергија ковалентне везе**. Што је ослобођена енергија већа веза је јача и теже се раскида. Да би се ковалентна веза раскинула молекулу треба довести исту количину енергије као што је ослобођена при стварању везе.

При настајању ковалентне везе долази до изражаја привлачна сила између атома повезаних заједничким електронским паром, али и одбојна сила електронских облака сједињених атома. На одређеној удаљености ове две силе су у равнотежи и атоми се налазе на тој међусобној удаљености – дужина ковалентне везе.

Ковалентна веза је тачно усмерена у простору и има одређену дужину и јачину (атоми се налазе на тачно одређеном растојању). Настале честице су молекули који су крути системи – имају тачно одређен међусобни распоред атома и углове веза тј. тачно одређену структуру и геометрију. Атоми не могу изаћи из молекула нити променити положај унутар молекула а да се при томе не раскине ковалентна веза и разори молекул.

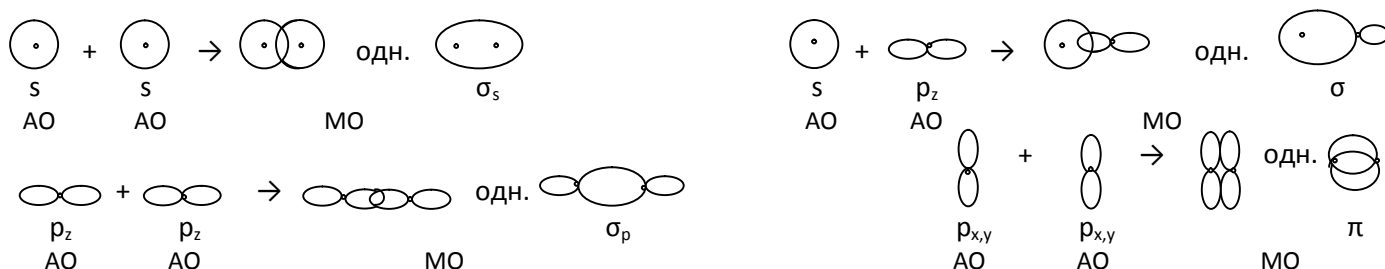
Ако су оба атома исте врсте имају исту електронегативност и електрони су равномерно распоређени око оба језгра – **неполарна ковалентна веза**.

Квантномеханичка теорија валенце:

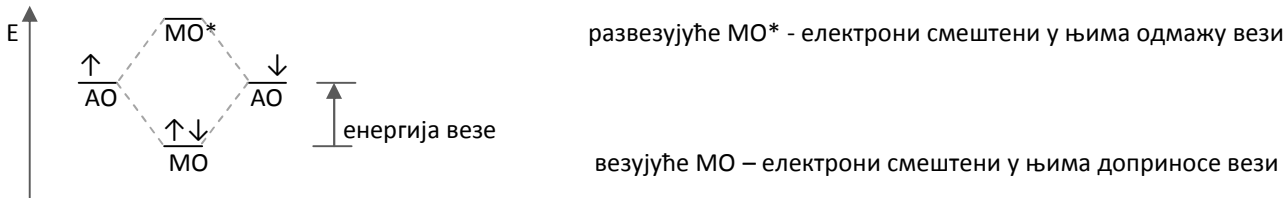
- Теорија валентне везе
- Теорија молекулских орбитала

Ковалентна веза између два атома настаје преклапањем таласних функција тј. атомских орбитала два електрона са супротним спиновима када се атоми довољно приближе.

Теорија валентне везе претпоставља да у стварању везе преклапањем атомских орбитала учествују само оне атомске орбитале у којима се налазе неспарени валентни електрони, а остају непромењене оне орбитале у којима се налазе слободни електронски парови појединих атома и електрони на нижим енергетским нивоима. Тако сваки од спојених атома задржава у молекулу своју „специфичност“ (своје електроне који не учествују у стварању везе), а једино се не разликују електрони у преклопљеним орбиталама који чине заједнички електронски пар и крећу се око оба језгра.



Теорија молекулских орбитала узима у обзир све присутне електроне око језгара спојених атома. Спајањем два атома у молекул све атомске орбитале се преклапају и настају молекулске орбитале (таласне функције које описују допуштена енергетска стања за електроне у молекулу). Настале заједничке молекулске орбитале попуњавају електрони оба спојена атома (МО се попуњавају по Паулијевом принципу тј. електрони се смештају у МО најниже енергије која је слободна, а када се она попуни креће попуњавање следеће слободне МО). Преклапањем две АО настају две МО које могу примити четири електрона. Једна МО је ниже енергије од АО – везивна МО, а друга је више енергије од АО – развезујућа МО*. Што је веће преклапање АО то је везивна МО ниже енергије, а развезујућа МО* више енергије и веза је јача.



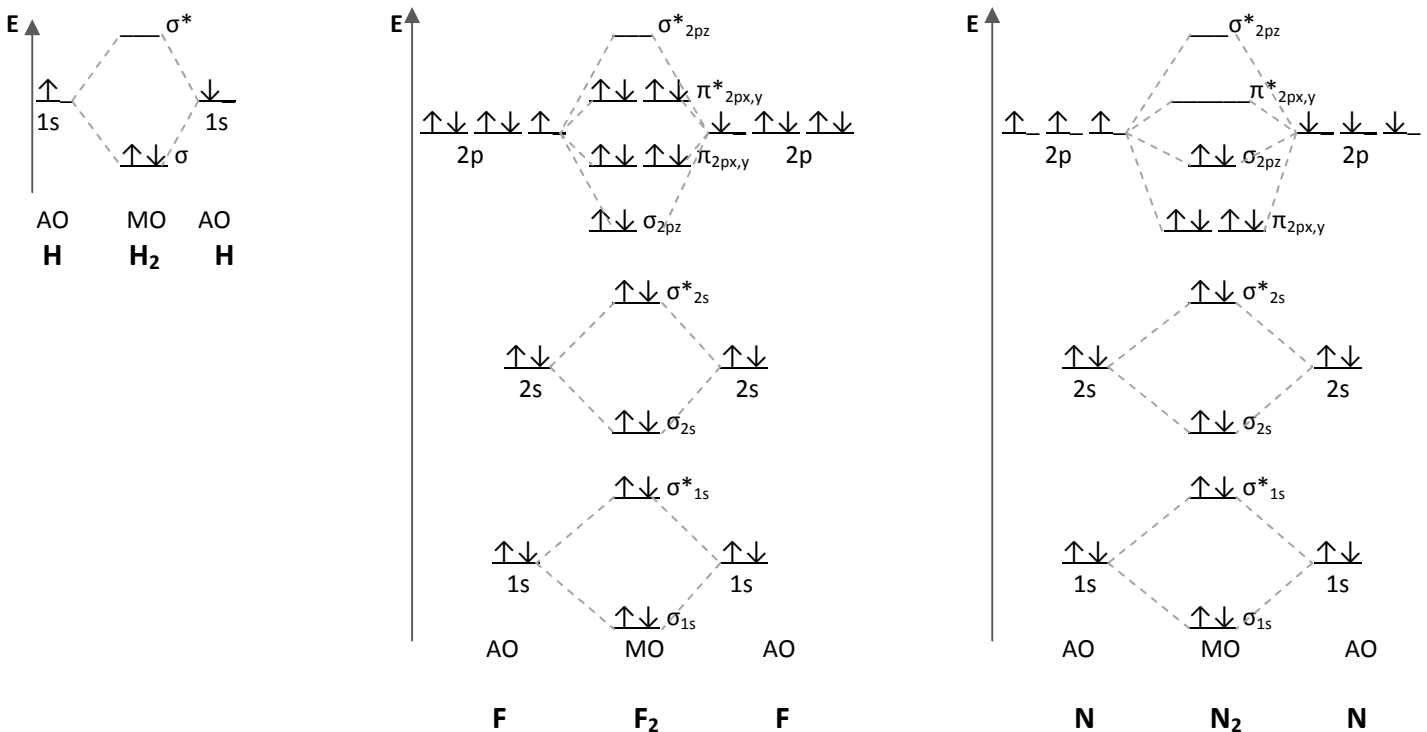
Електрони из АО се спарују (морају бити супротног спина) и смештају у везивну МО која је ниже енергије од АО. На тај начин везани атоми имају нижу енергију него слободни атоми и систем је стабилнији.

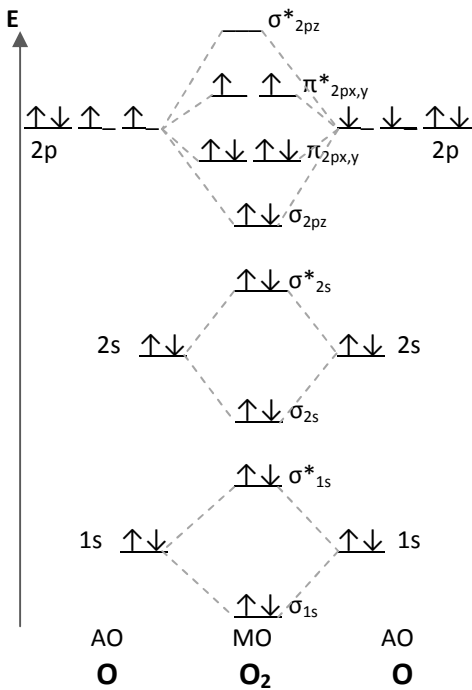
Електрони који су били означени као слободни електронски парови у теорији валентне везе и нису учествовали у стварању везе и сада су претежно ближе једном језгру које их контролише, па је њихово понашање у МО скоро идентично као и у АО. Они су смештени у МО које су сличне енергије и облика као и АО у којима су били у атому - невезивне МОⁿ. Ови електрони не доприносе, али ни не одмажу вези између атома.

Преклапањем различитих типова АО настају различите врсте МО које се разликују по облику, енергији и јачини везе. Обележавају се са σ , π ...

До везивања атома ковалентном везом долази само ако постоји више електрона смештених у везивним него у развезујућим молекулским орбиталама. Ако разлику броја везујућих и развезујућих електрона поделимо са 2 добијамо ред везе (једну ковалентну везу чини електронски пар).

ЕНЕРГЕТСКИ ДИЈАГРАМИ





У молекулу H_2 2е су у везивној σ МО – ред везе је 1 (једнострука веза).

У молекулу F_2 6е су у везивним и 4е у развезујућим МО $6e-4e=2e$ – ред везе је 1 (једнострука веза).

У молекулу N_2 6е је у везивним МО – ред везе је 3 (трострука веза).

Теорија МО је објаснила особине молекула O_2 које није могла да објасни теорија валентне везе.

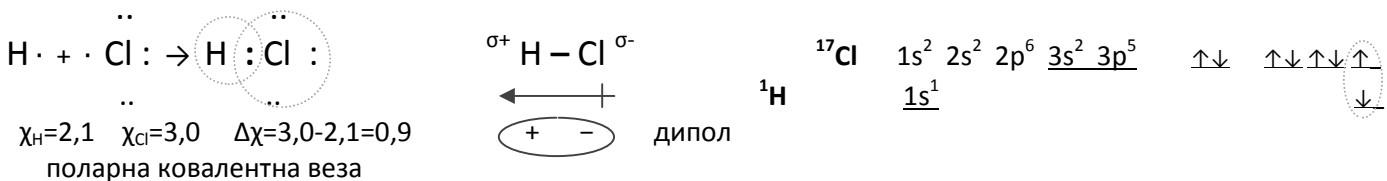
Молекул O_2 је парамагнетичан (има неспарене електроне), али је ред везе између атома у молекулу 2 (двострука веза).

Према теорији валентне везе по два неспарена електрона атома кисеоника стварају два заједничка електронска пара – двоструку везу и нема неспарених електрона у молекулу (није у складу са особинама молекула O_2 утврђених експериментима).

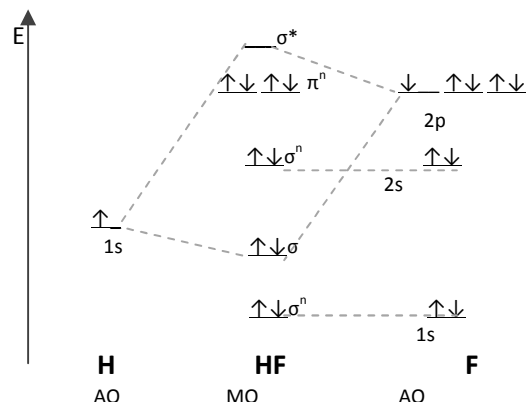
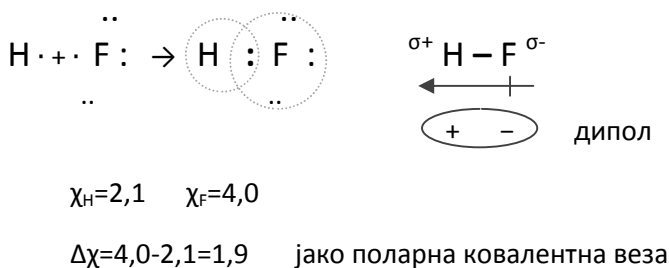
Према теорији МО 6е је у везивним и 2е у развезујућим МО, па је $6e-2e=4e$ и ред везе је 2 – двострука веза и 2е неспарена у π^* МО што је у складу са експерименталним подацима.

ПОЛАРАНА КОВАЛЕНТНА ХЕМИЈСКА ВЕЗА

Ковалентном везом могу се везати атоми два различита елемента чиме настаје хемијско једињење.

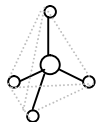
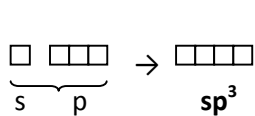


Н и Cl имају различит афинитет према електрону и електронегативност. Атом веће електронегативности јаче привлачи електронски облак ковалентне везе и долази до асиметричне расподеле негативног наелектрисања у молекулу тј. један део молекула постаје релативно негативно наелектрисан (око електронегативнијег атома је гушћи електронски облак), а други део молекула постаје релативно позитивно наелектрисан (око атома мање електронегативности електронски облак је мање густине). У молекулу је настао негативан и позитиван електрични пол тј. молекул се поларизовао – **молекул има диполни карактер (ковалентна веза има делимично јонски карактер)**. Овакав тип ковалентне везе називамо **поларна ковалентна веза**.



Ковалентна веза у молекулу HF је много поларнија него у HCl.

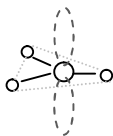
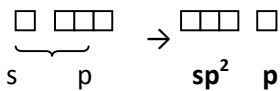
Удео јонске везе код HCl је око 17%, а код HF је око 43%. Степен диполног карактера одн. степен делимичног јонског карактера ковалентне везе може се експериментално одредити мерењем јачине дипола (електрични диполни момент).



тетраедарска структура

углови веза су 109°

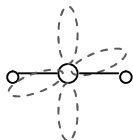
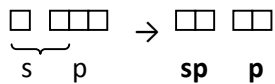
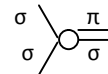
четири хибридне орбитале су усмерене ка угловима тетраедра
атом гради **четири једноструке везе** са четири друга атома



планарна структура

углови веза су 120°

три хибридне орбитале су у равни усмерене ка угловима једнакоугаоног троугла, а р-орбитала је нормална на раван хибридних орбитала
атом гради **једну двоструку и две једноструке везе**
атом се везује са три друга атома



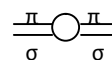
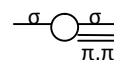
линеарна структура

углови веза су 180°

две хибридне орбитале су у линији супротно усмерене, а р-орбитале су нормалне на линију хибридних орбитала и једна у односу на другу
атом гради **једну троструку и једну једноструку везу** или

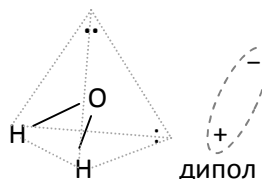
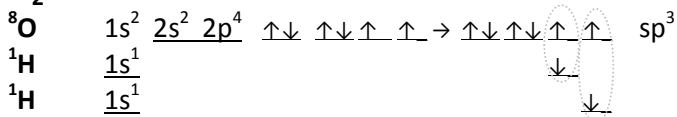
две двоструке везе

атом се везује са два друга атома



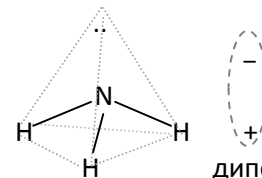
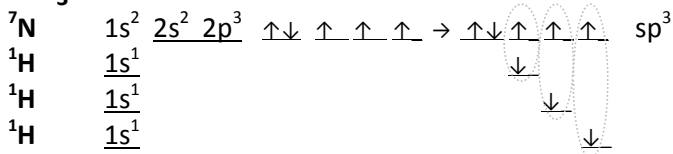
Примери структура молекула

H₂O



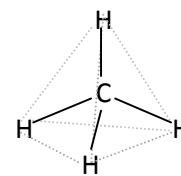
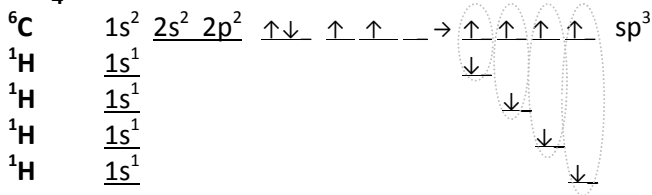
тетраедарска структура
 sp^3 хибридизација атома O
 $\Delta\chi = \chi_{\text{O}} - \chi_{\text{H}} = 3,5 - 2,1 = 1,4$
јако поларна ковалентна веза

NH₃



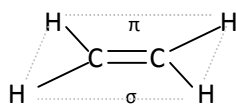
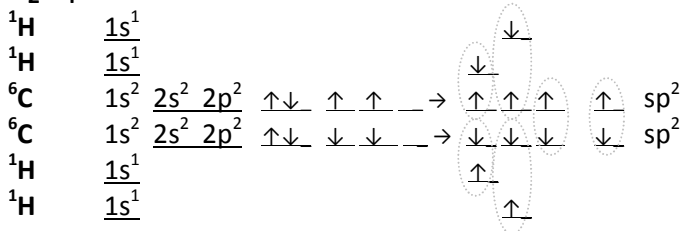
тетраедарска структура
 sp^3 хибридизација атома N
 $\Delta\chi = \chi_{\text{N}} - \chi_{\text{H}} = 3,0 - 2,1 = 0,9$
поларна ковалентна веза

CH₄



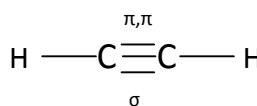
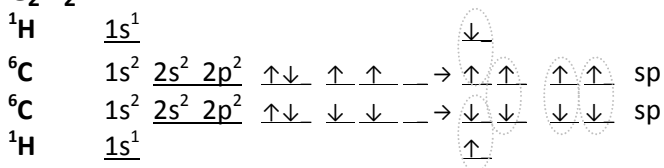
тетраедарска структура
 sp^3 хибридизација атома C
 $\Delta\chi = \chi_{\text{C}} - \chi_{\text{H}} = 2,5 - 2,1 = 0,4$
слабо поларна ковалентна веза
није дипол (симетричан молекул)

C₂H₄

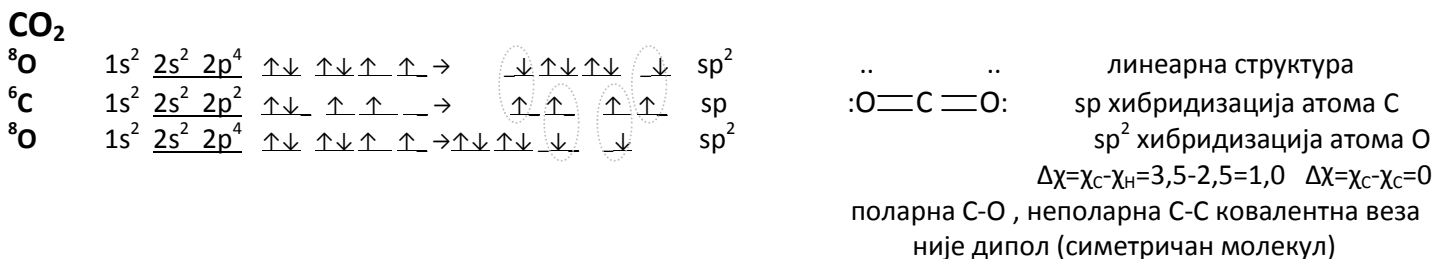


планарна структура
 sp^2 хибридизација атома C
 $\Delta\chi = \chi_{\text{C}} - \chi_{\text{H}} = 2,5 - 2,1 = 0,4$
слабо поларна ковалентна веза
није дипол (симетричан молекул)

C₂H₂



линеарна структура
 sp хибридизација атома C
 $\Delta\chi = \chi_{\text{C}} - \chi_{\text{H}} = 2,5 - 2,1 = 0,4$ $\Delta\chi = \chi_{\text{C}} - \chi_{\text{C}} = 0$
слабо поларна C-H, неполарна C-C ковалентна веза
није дипол (симетричан молекул)



МЕЋУМОЛЕКУЛСКЕ СИЛЕ. ВОДНИЧНА ВЕЗА

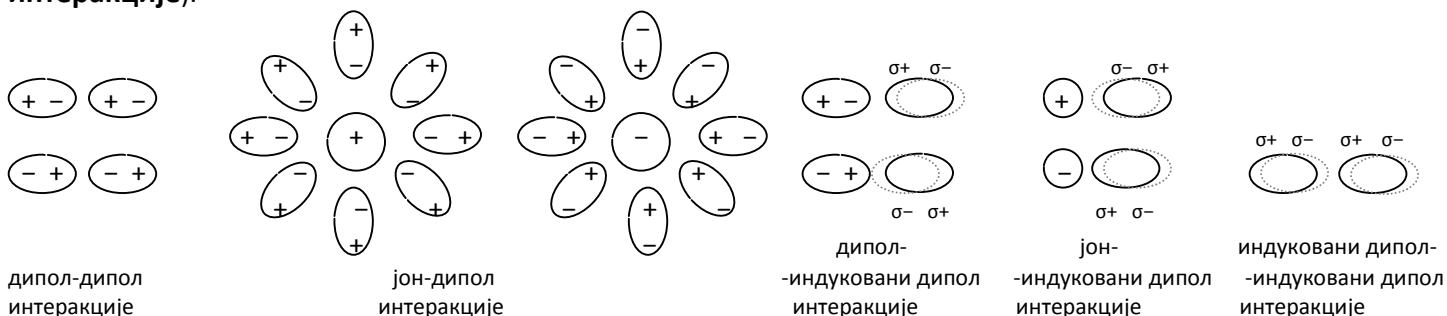
Молекули међусобно интерагују, а могу интераговати и са јонима. Све међумолекулске силе су привлачне, али су кратког домета и далеко су слабије од јонске или ковалентне везе. Неке особине супстанци (повећање ТТ и ТК, растворљивост) су последица ових међумолекулских привлачења.

Јони имају спољашње електрично поље. Имају га и поларни молекули (њихово електрично поље је много слабије него електрично поље јона) и довољно је јако да због њега долази до међусобног привлачења диполних молекула (**дипол-дипол интеракције**). Последица ових међумолекулских привлачења су особине супстанци. Оваква једињења имају више ТТ и ТК од једињења чији молекули нису поларни. Овакви молекули привлаче и друге поларне молекуле и јоне (**јон-дипол интеракције**), па се поларне и јонске супстанце растварају у поларним супстанцама (поларним растварачима).

Јони и поларни молекули могу изазвати стварање дипола (индуковање дипола) код неполарних молекула деформацијом електронске структуре неполарног молекула и успостављају се **јон-индуковани дипол** одн. **дипол-индуковани дипол интеракције** (привлачење).

Све диполне привлачне међумолекулске силе зову се Van der Waals-ове привлачне силе.

Пошто се електрони у молекулу или атому крећу у орбиталама у сваком тренутку може доћи до асиметричне расподеле наелектрисања (иако електрони међусобно усклађују своја кретања и због међусобног одбијања настоје да буду равномерно распоређени у молекулу одн. атому то ипак није могуће у сваком тренутку, поготово код система са великим бројем електрона; језгро такође осцилује око равнотежног положаја). Неполарни молекул или атом могу тренутно сами себе поларизовати (нестални, променљиви дипол). Овај дипол је краткотрајан и променљив (стално се мењају полови и просечна вредност диполног момента је 0). Ипак у неком тренутку променљиви дипол има неку вредност (различиту од 0) и може изазвати стварање дипола у другом неполарном молекулу или атому (такође краткотрајно). На овај начин деловањем краткотрајних индукованих дипола (који стално мењају смер диполног момента) долази до привлачења неполарних молекула или атома (што је већа маса јаче су привлачне силе услед лакше поларизације због већег броја електрона). Ове међумолекулске силе су врло слабе и називају се London-ове силе (**индуковани дипол-индуковани дипол интеракције**).



Воднична веза

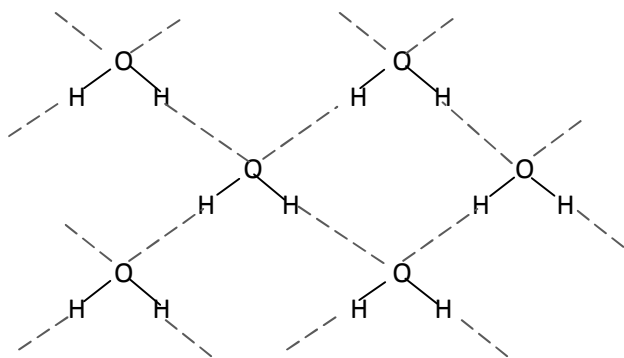
Ако је атом водоника везан у молекулу за јако електронегативан атом (F, O, N) онда он гради водничну везу са другим јако електронегативним атомом из другог молекула.

Када је Н-атом везан за јако електронегативан атом (поларна ковалентна веза) електронски облак је јако померен ка том електронегативнијем атому и тај део молекула је негативан крај дипола, а атом Н је позитиван крај дипола. Позитиван крај једног дипола (Н у једном молекулу) се привлачи са негативним крајем другог дипола (електронегативнији атом у другом молекулу). **Да би настала воднична веза молекули међусобно**

морају бити оријентисани на тачно одређени начин (H, електронегативан атом за који је он ковалентно везан у молекулу и електронегативан атом у другом молекулу са којим се успоставља водонична веза морају бити у једној линији) **и бити на тачно одређеном растојању** (око 0,28nm).

Водонична веза је најјаче међумолекулско привлачење, али је знатно слабија од јонске и ковалентне везе (око 1/10 јачине ковалентне везе и отприлике дупло веће дужине од ковалентне везе). У многим случајевима водонична веза има знатан удео ковалентног карактера.

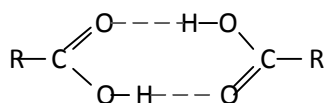
Пошто се између великог броја молекула награди велики број водоничних веза овакво међусобно привлачење молекула није занемарљиво. Молекули се асосују и супстанце чији се молекули повезују водоничним везама имају абнормално високе ТТ и ТК, високу релативну пермитивност и диелектричну константу, па имају велику моћ растварања соли (знатно више од супстанци чији се молекули не повезују водоничним везама), као нпр. HF, H₂O, NH₃. У многим органским једињењима постоји асоцијација молекула водоничним везама, а у биомолекулима водоничне везе стабилизују структуру молекула која је императив њихове функције (протеини, нуклеинске киселине). Водонична веза постоји и у кристалним решеткама ових једињења, а и многих других једињења где водонична веза одређује структуру кристалне решетке.



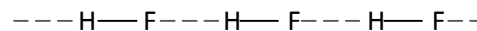
водонична веза између молекула H₂O

тетраедарска структура леда - молекулска кристална решетка

(сваки молекул H₂O гради четири H-везе са суседним молекулима; између молекула су велике шупљине због чега лед има мању густину од воде)



водонична веза између молекула карбоксилне киселине



водонична веза између молекула HF

ОСОБИНЕ СУПСТАНЦИ СА ЈОНСКОМ И КОВАЛЕНТНОМ ВЕЗОМ

Опште особине јонских једињења су резултат природе јонске везе: веза између јона је електростатичке природе; јонска веза није усмерена у простору, већ електростатичко привлачење делује у свим правцима око јона, а опада са растојањем; јони се налазе на тачно одређеном растојању.

Особине јонских супстанци

Јонска једињења кристалишу у збијеним пакованим структурама – **јонска кристална решетка**. Због јаког електростатичког привлачења супротно наелектрисаних јона кристали имају велику тврдоћу, густину, високе тачке топљења и кључања (ТТ и преко 1000⁰С). На собној температури су чврсте кристалне супстанце.

Јонска једињења су обично лако растворна у води, а водени раствори су јонски раствори (растварањем се кристална решетка разара и ослобађају се јони које окружују молекули воде и успостављају се јон-дипол интеракције у раствору). Водени раствори и растопи јонских једињења проводе електричну струју – електролити.

Особине супстанци са ковалентном везом су резултат природе ковалентне везе: ковалентна веза је усмерена у простору, има тачно одређену јачину и дужину; ковалентне супстанце су изграђене од молекула који имају тачно одређену структуру и геометријски облик (тачно одређен распоред атома и углова веза – молекул је тачно дефинисан крут систем); структура молекула (међусобни распоред атома у молекулу), а тиме и његове особине, зависе од облика и међусобног распореда орбитала атома који се ковалентно везују и изграђују молекул; атоми не могу променити положај унутар молекула или изаћи из њега а да се при томе не раскине ковалентна веза и разори молекул. Молекули се међусобно привлаче slabим међумолекулским силама.

Особине ковалентних супстанци

Међумолекулске силе су врло слабе и довођењем енергије молекули се могу лако одвојити. Због тога су ковалентне супстанце гасови или течности, а могу бити и чврсте супстанце (молекули се повезују међумолекулским силама у **молекулску кристалну решетку**). Имају релативно ниске тачке топљења и кључања и често лако сублимују (ТТ обично $<300^{\circ}\text{C}$, а ТК обично $<500^{\circ}\text{C}$).

Постоје супстанце са ковалентном везом које имају врло високе ТТ и ТК, густину и тврдоћу (дијамант је најтврђи минерал и изграђен је од атома угљеника и има ТТ 3500°C , ТК 4200°C ; кремен одн. кварц је SiO_2 и има ТТ 1700°C , ТК 2200°C). Ове супстанце нису изграђене из молекула, већ је велики број атома међусобно повезан ковалентним везама у макромолекул чинећи **атомску кристалну решетку** (цео кристал је велики молекул у коме су атоми веома густо паковани).

Супстанце са ковалентном везом се обично слабо растварају у води. Неке ковалентне супстанце се лако растварају у води због хемијске реакције са водом (NH_3 , HCl ...) или су им молекули поларни као и молекули воде. Поларне супстанце се растварају у поларним растварачима (дипол-дипол интеракције између молекула у раствору), а неполарне супстанце се растварају у неполарним растварачима (индуковани дипол-индуковани дипол интеракције између молекула у раствору) – „слично се у сличном раствара“. Раствори ковалентних супстанци су молекулски раствори (осим оних који хемијски реагују са водом). Ковалентне супстанце у чврстом или течном стању слабо или никако не проводе електричну струју.

КРИСТАЛНА СТРУКТУРА СУПСТАНЦЕ

Већина чврстих супстанци је кристалне природе. Кристална супстанца има одрђену запремину и облик које мења само под утицајем јаких сила. Испитивањем је утврђено да кристалне супстанце имају следеће особине:

- кристал има одређен геометријски облик; углови између равни кристала неке супстанце су константни и карактеристични за ту супстанцу;
- цепањем кристала настају мањи кристали истих особина и облика; геометријски облик кристала зависи од његове геометријске унутрашње структуре (распореда структурних јединица);
- сваки кристал састоји се од тродимензионално правилно распоређених структурних јединица, а њихов распоред даје карактеристичне особине и облик кристала.

Врста кристалне структуре неке супстанце (елемента или једињења) зависи највише од привлачних сила између структурних јединица. Оне могу бити локализоване само у одређеном смеру (нпр. ковалентне везе, водоничне везе), а могу деловати у свим правцима око структурне јединице (нпр. јонска веза, метална веза, међумолекулске силе). Стехиометријски састав супстанце такође одређује врсту кристалне решетке, као и однос радијуса структурних јединица.

Јонска кристална решетка је изграђена од великог броја позитивно и негативно наелектрисаних јона наизменично поређаних (сваки јон је са свих страна окружен супротно наелектрисаним јонима). Кристали су веома тврди, велике густине и високих ТТ и ТК (потребна је велика количина енергије за раскидање великог броја јонских веза).

Молекулска кристална решетка је изграђена од молекула међусобно повезаних релативно слабим међумолекулским силама (најчешће водоничном везом). Кристали нису толико тврди као јонски кристали, мање су густине него јонски кристали (молекули су на већем међусобном растојању него јони у јонским кристалима) и имају релативно ниске ТТ и ТК (међумолекулске силе се лако раскидају довођењем топлоте).

Атомска кристална решетка је изграђена од великог броја атома међусобно повезаних јаким ковалентним везама у макромолекул (цео кристал је један велики молекул). Кристали имају велику тврдоћу, густину и јако високе ТТ и ТК (више од јонских кристала – потребна је велика количина енергије за раскидање великог броја ковалентних веза и разарање макромолекула).

Метална веза

Метали су супстанце чије се особине разликују од особина неметала. Основне особине метала су велика електрична и топлотна проводљивост, метални сјај и ковност. Довођењем топлотне или светлосне енергије метали емитују електроне. Ове особине метала не могу се објаснити јонском или ковалентном везом, јер је неопходно присуство „слободних“ електрона у кристалној решетки метала. Лако покретљиви електрони преносе електричну и топлотну енергију, апсорбују и емитују светлост, омогућавају лако деформисање кристалне решетке (нема усмерене везе), а када се доведе енергија већа од енергије јонизације метал емитује електроне.

Електронска теорија металне везе

Атоми метала одбаце валентне електроне и ти слободни електрони повезују настале позитивне металне јоне у кристалној решетки и слободно се крећу по целом металу.

Теорија слободног електрона у металу

Валентни електрони распоређени су у квантним нивоима који настају преклапањем атомских орбитала атома метала, а енергетски нивои се попуњавају електронима према Паулијевом принципу. Пошто се у металу налази велики број атома њихови енергетски нивои се преклапају и настају енергетски нивои у кристалној решетки врло блиских енергија – настаје трака енергетских нивоа, па електрони могу да се крећу по целом металу тј. прелазе из орбитале једног атома у орбиталу суседног.

Теорија електронске траке

У кристалној решетки метала огроман број атома је густо збијен, њихове атомске орбитале се преклапају и настају молекулске орбитале веома блиских енергија које чине електронске траке међусобно одвојених забрањеним зонама које спречавају слободан прелаз електрона из једне траке у другу. Делимично попуњена трака је валентна трака, а она нешто више енергије је проводна трака. Код метала може доћи до преклапања валентне и проводне траке, па електрони лако прелазе из валентне у проводну траку. Код полупроводника забрањена зона између валентне и проводне траке је већа него код метала и електрони на собној температури не могу прећи у проводну траку, али могу прећи довођењем топлотне енергије. Код изолатора је велика разлика у енергији између валентне и проводне траке и електрони не могу прећи у проводну траку ни на повишеној температури.

Питања и задаци:

- Шта је атом?
- Каква је структура атома (из којих се честица састоји)?
- Чему је једнак редни, а чему масени број елемента?
- Шта су изотопи?
- Које енергије могу да имају електрони у атому?
- Када атом апсорбује или емитује зрачење?
- Шта су енергетски нивои, а шта поднивои?
- Шта је атомска орбитала?
- Колико електрона може примити једна атомска орбитала?
- Чиме је одређена енергија електрона у атому?
- Које врсте атомских орбитала постоје?
- Колико одређених типова орбитала имамо на појединим енергетским поднивоима и колико електрона могу укупно да приме?
- Како изгледају s- и p-орбитале (нацртати)?
- Шта је електронска конфигурација?
- Како се у атому изграђује електронски омотач?
- Шта су валентни електрони?
- Од чега зависе хемијске особине елемената?
- Шта је исто код атома елемената у истој периоди, а шта код атома у истој групи ПСЕ?
- Написати електронске конфигурације атома следећих елемената:
Ca, Cr, Fe, Zn, Ag, I, Pb, As, Sn, Ge, Sb, Ni, Pt, Hg, Se, Sc, V, Co, Kr, Ga, Zr, Cd, Ti, Pb, Sr, In, Tl, Xe, Cs, Tl, Ce.
- Како су елементи поређани и распоређени у ПСЕ?
- Шта су периоде, а шта групе у ПСЕ?
- Шта је исто код атома елемената у истој периоди?
- Како се мењају особине елемената дуж периоде?
- Какве су особине елемената у оквиру исте групе и зашто?
- Који су елементи главних група, а који прелазни елементи и по чему се разликују?
- По чему су карактеристични племенити гасови?
- Шта је валенца?
- Зашто атоми међусобно граде хемијску везу и како? Шта је енергија везе?
- Како настаје катјон и шта је енергија јонизације?
- Како настаје анјон и шта је афинитет према електрону?
- Како настаје јонска веза и између којих елемената се она гради?
- Које особине има јонска веза?
- У ком се облику и агрегатном стању налазе јонске супстанце на собној температури?
- Шта је енергија кристалне решетке?
- Написати настајање јона и јонског једињења за следеће супстанце:
NaCl, KCl, NaF, KF, CaO, MgO, CaF₂, MgCl₂, K₂O, Na₂O.
- Како настаје ковалентна веза и између којих атома се она гради?
- Које типове ковалентне везе разликујемо?
- Шта је електронегативност?
- Из којих честица су изграђене супстанце са ковалентном везом?
- Које особине има ковалентна веза?
- Шта је енергија ковалентне везе?
- Како формулама приказујемо ковалентна једињења одн. на који начин приказујемо ковалентну везу у молекулу?
- Како теорија МО објашњава настајање молекула из атома?
- Између којих атома настаје неполарна ковалентна веза?
- Између којих атома настаје поларна ковалентна веза?
- Када сматрамо да у једињењу преовлађује ковалентна, а када јонска веза?
- На који начин утврђујемо којим су типом везе атоми везани?

- Шта је хибридизација атомских орбитала?
- Који типови хибридизација АО постоје и какве везе настају њиховим преклапањем?
- Одредити тип везе, структуру и поларност следећих молекула:
 H_2 , Cl_2 , Br_2 , O_2 , N_2 , HF , HCl , HBr , HI , H_2O , H_2S , NH_3 , PH_3 , CH_4 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 , CCl_4 ,
 C_2H_4 , C_2H_2 , CO_2 .
- Како се E_i , E_a и χ мењају дуж периоде, а како дуж групе у ПСЕ и зашто?
- Који типови међумолекулских привлачења постоје и каквог су карактера?
- Које особине супстанци су последица међумолекулских привлачења?
- Како настаје водонична веза? Какве су јој особине?
- Које особине супстанци су последица стварања водоничних веза између молекула?
- Које су основне особине јонских супстанци (структура, ТТ и ТК, растворљивост)?
- Које су основне особине ковалентних супстанци (структура, ТТ и ТК, растворљивост)?
- Које особине имају кристалне супстанце?
- Које типове кристалних структура разликујемо и које су особине супстанци са тим структурама?

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 1mola супстанце и бројчано је једнака A_r или M_r супстанце (јединица мере је g/mol). Молска запремина је запремина 1mola 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 електроннеутрална 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 v 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 поднивое 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 сједињују међусобним деловањем својих валентних електрона (грађењем хемијске везе постижу стабилну електронску конфигурацију најближег племенитог гаса).

Велики број супротно наелектрисаних јона (позитивни и негативни јони настали отпуштањем одн. везивањем електрона се електростатички привлаче) 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.

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

КРЕТАЊЕ ЧЕСТИЦА КАО УСЛОВ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

Хемијска реакција је процес у коме се атоми реагујућих супстанци прегрупишу стварајући нове супстанце које имају различите хемијске и физичке особине од почетних супстанци.

Хемијске реакције приказујемо једначинама хемијских реакција. При састављању једначина хемијских реакција мора се водити рачуна да оне што више одговарају стварној хемијској реакцији. Једначина реакције мора приказивати само оне молекулске врсте које стварно хемијски реагују и реакцијом настају.

Међусобно реагује тачно одређен број честица (атома, молекула, јона) што се означава коефицијентима испред формула (означавају и број молекула супстанци које међусобно учествују у реакцији). Једначина хемијске реакције обично приказује најмањи број честица (атома, молекула, јона) реактаната које међусобно ступају у реакцију и производа који тим реаговањем настају.

Основна правила за састављање једначина хемијских реакција:

- морају бити познати реактанти и производи реакције
- број атома сваког елемента у реактантима мора бити једнак броју атома у производима
- збир наелектрисања реактаната мора бити једнак збиру наелектрисања производа
- укупан број отпуштених и примљених електрона мора бити једнак.

Обично су хемијске реакције сложене реакције тј. састављене су од низа основних једноставних реакција (хемијска реакција је обично укупна реакција низа појединачних реакција).

Једначином хемијске реакције обично приказујемо почетно и крајње стање – реактанте и крајње производе реакције.

Молекули, атоми и јони могу међусобно реаговати само ако дођу у додир тј. ако се сударе.

Тек у том случају могу доћи до изражаја међумолекулске, међуатомске и међујонске силе које повезују честице у нове групације – у производе хемијске реакције.

Брзина напредовања хемијске реакције одн. брзина реакције уопште зависи од броја судара реагујућих супстанци у јединици времена.

Број судара молекула у секунди је веома велики (око 10^{10} судара у секунди за сваки молекул гаса), али се хемијске реакције одигравају различитим брзинама.

Смеша H_2 и O_2 може годинама стајати на собној температури, а да се не примети да је дошло до реакције. Међутим, на високој температури или под утицајем електричне искре реакција се завршава у милионитом делу секунде. Постоје реакције чије трајање можемо лако мерити јер се одигравају у дужим временским интервалима (секундама, минутима, сатима...).

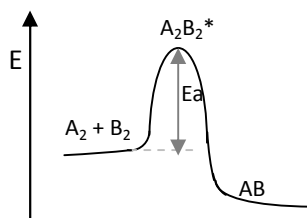
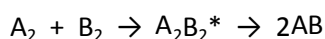
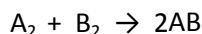
Брзина хемијске реакције не зависи само од броја судара реагујућих честица у секунди већ и од успешности тих судара. Не доводе сви судари до реакције већ само судари честица које имају довољно енергије – честице способне за реакцију.

Енергија активације E_a је најмања енергија коју честица мора да има да би при судару дошло до хемијске реакције - да би судар био успешан.

Код компликованије грађених молекула или јона на успешност судара утиче и њихова грађа. Код таквих честица судар је успешан само ако се честице са довољном енергијом сударе својим реактивним делом – просторни (стерни) ефекат.

Свака промена која повећава број успешних судара у секунди повећава брзину хемијске реакције.

Температура гасова је мера средње кинетичке енергије молекула тј. њихове средње брзине. Са порастом температуре (одн. довођењем енергије) расте брзина молекула, а тиме и број судара, а такође све већи број молекула има довољну енергију за успешан судар (знатно расте број активираних молекула у односу на укупан број молекула) – са порастом температуре расте брзина реакције.



$A_2B_2^*$ - активирани комплекс
(нестабилна али реална честица)

Приликом судара молекула A₂ и B₂ прво настаје активирани комплекс A₂B₂* који се може распасти на почетне молекуле реактанта или на производе реакције.

Пре међусобног судара молекули A₂ и B₂ су довољно далеко да не делују један на другог (потенцијална енергија система је једнака збиру потенцијалних енергија молекула A₂ и B₂). Када се молекули међусобно сударе знатно порасту одбојне силе између њихових електронских облака и мора се извршити рад на систему да се електронски облаци „згњече“ чиме расте потенцијална енергија система и достиже максималну вредност када настане активирани комплекс A₂B₂*. Када се активирани комплекс распадне на молекуле производа и они се удаље један од другог смањује се потенцијална енергија система.

Енергију активације молекули постижу претварањем кинетичке енергије у потенцијалну енергију. Ако молекули реактанта немају довољну кинетичку енергију при судару се она претвори у потенцијалну енергију која је мања од енергије активације и није довољна да молекули пређу енергетску баријеру – при судару неће доћи до реакције. Што је виша енергетска баријера одн. већа енергија активације то је мањи број молекула реактанта који у секунди могу прећи врх енергетске баријере тј. мањи је број успешних судара и реакција је спорија.

ОСНОВНИ ТИПОВИ ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА

Основни типови реакција

- **Синтеза** је тип реакције при коме долази до стварања једињења из елемената или једноставнијих једињења
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 \quad 2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} \quad 2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \quad 2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Na}^+\text{Cl}^-$$
- **Анализа** је разлагање једињења на елементе или једноставнија једињења
$$2\text{AgBr} \xrightarrow{h\nu} 2\text{Ag} + \text{Br}_2 \quad 2\text{C}_8\text{H}_{18} + 25\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$$
- **Супституција** је замена једног атома или групе другим атомом или групом
$$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl} \quad \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} \xrightarrow{\text{NH}_3, \text{Cu}_2\text{O}, \text{t}, \text{p}} \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \quad \text{CoCl}_4^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 4\text{Cl}^-$$
- **Адиција** је повезивање два мања молекула у већи молекул
$$\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 \quad \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \quad \text{C}_3\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2 \quad \text{C}_{18}\text{H}_{31}\text{COOH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_{18}\text{H}_{33}\text{COOH}$$
- **Полимеризација** је повезивање великог броја једноставнијих молекула у један макромолекул
$$\text{Si}(\text{OH})_4 \rightarrow (\text{H}_2\text{SiO}_3)_n - \text{H}_2\text{O} \quad n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n \quad n\text{CH}_2=\text{CHCl} \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CHCl}-)_n \quad n\text{CF}_2=\text{CF}_2 \rightarrow (-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$$

Основни типови неорганских реакција

- **Оксидо-редукционе реакције** (редокс-реакције) су реакције при којима долази до промене оксидационих стања реактанта услед преноса електрона
$$\text{Na}^0 + \frac{1}{2}\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^- \quad \text{Na}^0 - 1e \rightarrow \text{Na}^+ \text{ ox} \quad \frac{1}{2}\text{Cl}_2^0 + 1e \rightarrow \text{Cl}^- \text{ red}$$

Оксидација је процес отпуштања електрона и прелазак у више оксидационо стање.
Редукција је процес примања електрона и прелазак у ниже оксидационо стање.
Процес оксидације увек прати процес редукције и обрнуто. Број отпуштених и примљених електрона у редокс-реакцији мора бити једнак.

$$2\overset{2+}{\text{C}}^0 + 2\overset{2-}{\text{O}}_2^0 \rightarrow 2\overset{4+}{\text{C}}\overset{2-}{\text{O}} \quad 2\overset{4+}{\text{C}}^0 + 2\overset{2-}{\text{O}}_2^0 \rightarrow 2\overset{4+}{\text{C}}\overset{2-}{\text{O}}_2 \quad 4\overset{3+}{\text{Fe}}^0 + 3\overset{2-}{\text{O}}_2^0 \rightarrow 2\overset{3+}{\text{Fe}}\overset{2-}{\text{O}}_3 \quad 3\overset{4+}{\text{N}}\overset{2-}{\text{O}}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\overset{5+}{\text{H}}\overset{2-}{\text{N}}\overset{2-}{\text{O}}_3 + \overset{2+}{\text{N}}\text{O}$$
- **Комплексне реакције** су реакције при којима се мењају лиганди или координациони број реактанта
-комплексне реакције у ужем смислу су реакције настајања и распадања комплекса и измене лиганда
$$\text{CoCl}_4^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 4\text{Cl}^-$$
-протолитичке реакције су реакције код којих долази до преноса протона (водониковог јона H⁺) (киселинско-базне реакције)
$$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- \quad \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
-реакције таложења и растварања
$$\text{Na}^+\text{Cl}^-_{(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} \quad \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)}$$
- **Реакције при којима долази до дисоцијације и асоцијације молекула, атома и јона**
$$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2 \quad \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{I} \quad \text{Hg}_2^{2+} \rightleftharpoons 2\text{Hg}^+$$

ЕНЕРГЕТСКЕ ПРОМЕНЕ ПРИ ХЕМИЈСКИМ РЕАКЦИЈАМА

Свака супстанца, па тако и сваки хемијски систем у одређеним условима, садржи одређену количину енергије (унутрашњу енергију U) која је функција стања тог система (укључује све могуће облике енергије тог система).

При хемијској реакцији долази до промене унутрашње енергије реакционог система – реактанти и производи имају различиту унутрашњу енергију.

$$\Delta U = Q_{\text{proizvoda}} - Q_{\text{reaktanata}} = Q \quad \text{топлотна енергија (топлота реакције)}$$

(при $V=\text{const}$; систем не врши рад)

Ако реактанти имају већу унутрашњу енергију од производа при хемијској реакцији се ослобађа енергија и уколико је то топлотна енергија ($Q < 0$) реакцију називамо **егзотермна реакција**.

Ако реактанти имају мању унутрашњу енергију од производа при хемијској реакцији се апсорбује енергија и уколико је то топлотна енергија ($Q > 0$) реакцију називамо **ендотермна реакција**.

Топлота реакције је топлота која се ослобађа или везује приликом хемијске реакције.

Ако се реакција изводи у затвореном суду ($V=\text{const}$) систем не врши никакав рад и промена унутрашње енергије једнака је топлоти реакције. $\Delta U = Q_{V=\text{const}}$

Ако се реакција врши при константном притиску (најчешћи случај) долази до промене запремине и систем врши рад, па је промена унутрашње енергије система једнака збиру ослобођене или апсорбоване енергије и извршеног рада.

$$\Delta U = Q_{p=\text{const}} - p\Delta V \quad (1 \text{ закон термодинамике})$$

Енталпија (садржај топлоте) H је функција стања система (зависи од температуре и притиска).

$$\Delta H = Q_{p=\text{const}} = \Delta U + p\Delta V \quad \text{промена енталпије је једнака топлоти реакције при } p=\text{const}$$

Топлота реакције при $p=\text{const}$ је разлика садржаја топлоте (енталпија) производа и реактаната – **топлота реакције при $p=\text{const}$ једнака је промени енталпије система – енталпија реакције**.

$$\Delta_r H = \Delta H_{\text{proizvoda}} - \Delta H_{\text{reaktanata}} \quad \text{енталпија реакције} \quad (\text{топлота реакције при } p=\text{const})$$

Топлота реакције зависи од почетног и крајњег стања супстанци хемијског система, а не од пута промене. (Hess-ов закон)

При **егзотермној реакцији**

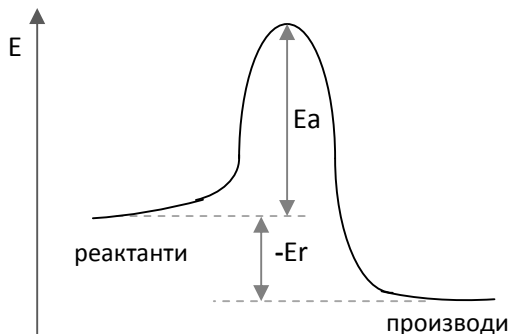
$$\Delta_r H < 0$$

(систем развија топлоту – **ослобађа се топлота**)

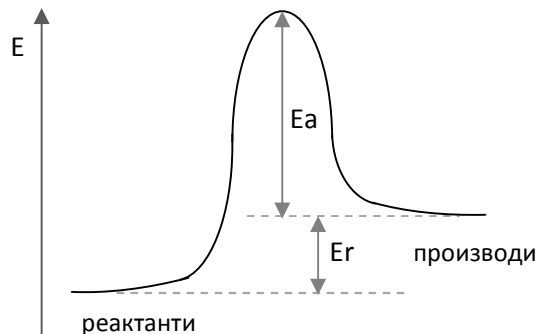
При **ендотермној реакцији**

$$\Delta_r H < 0$$

(систем упија топлоту – **везује се топлота из околине**)



ЕГЗОТЕРМНА РЕАКЦИЈА $\Delta_r H < 0$
ослобађа се енергија у виду топлоте

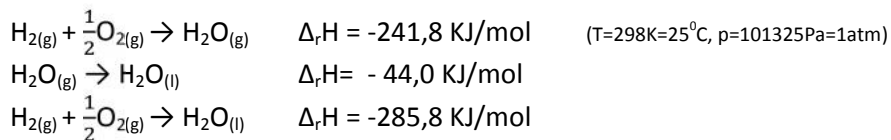


ЕНДОТЕРМНА РЕАКЦИЈА $\Delta_r H < 0$
везује се енергија у виду топлоте из околине

Енталпије хемијских супстанци зависе од температуре и притиска, па се вредности $\Delta_r H$ по договору одређују при стандардним условима ($T=298\text{K}=25^\circ\text{C}$, $p=101325\text{Pa}=1\text{atm}$, активитет $a=1$).

Стандардна реакциона енталпија $\Delta_r H^0$ односи се на реакцију у којој учествују супстанце у стандардним стањима. Ако се $\Delta_r H$ односи на реакцију која се одиграва на другој температури (не на 298K) температура се означава у индексу ($\Delta_r H_T$).

Физичко стање супстанце мора бити тачно дефинисано јер од њега зависи енталпија те супстанце, а тиме и енталпија реакције (агрегатно стање, температура, притисак код гасова).



Енталпија настајања супстанце (стандардна енталпија хемијске супстанце) ΔH^0 је енталпија реакције у којој она настаје из елементарних супстанци у стандардном стању, а стехиометријски коефицијент је 1. По договору за елементарне супстанце $\Delta H^0=0$.

Део енергије хемијске реакције која се ослобађа или апсорбује као топлота реакције (ΔU одн. ΔH при $p=\text{const}$) може се при одређеним условима претворити у рад. Део енергије који се максимално може претворити у рад је **слободна енергија хемијске реакције** (Gibbs-ова енергија). (II закон термодинамике) Онај део енергије који се манифестује као топлота тј. који је везан у систему као топлота (за кретање честица) је **везана енергија**.

Gibbs-ова (слободна) енергија је функција стања система G (слободна енталпија, термодинамички потенцијал).

Реакциони рад је промена слободне енергије. ΔG ($p=\text{const}$)

Везана енергија је такође функција стања реакционог система. Што је виша температура система кретање молекула је брже, па је већи неред молекула у систему. **Ентропија S** је мера неуређености система (функција стања система). При хемијској реакцији долази до промене ентропије (ΔS). Везана енергија пропорционална је температури и ентропији. Промена енталпије (топлота реакције при $p=\text{const}$) једнака је збиру промене слободне енергије и везане енергије.

$$\Delta_r H = \Delta_r G + T\Delta S$$

На апсолутној нули ($T=0\text{K}$) у савршеном кристалу сваки атом има одређен положај у кристалној решетки и најнижу енергију – стање савршеног реда ($S=0$). (III закон термодинамике)

Сваки систем спонтано настоји да пређе у стање највећег нереда јер је то највероватније стање (повећава се ентропија, $\Delta S > 0$). У равнотежном стању ентропија постиже максималну вредност и нема више промене ($\Delta S = 0$).

Атоми се спонтано једине јер тако постижу стање најниже енергије. Хемијска реакција се спонтано одиграва у смеру у коме се смањује потенцијална енергија система одн. слободна енергија система.

Хемијски систем спонтано настоји да постигне стање најниже могуће слободне енергије и највише ентропије која одговара тој енергији система. Спонтане су оне хемијске реакције код којих се смањује слободна енергија система ($\Delta_r G < 0$ одн. $G_{\text{реактаната}} > G_{\text{производа}}$). Промена слободне енергије $\Delta_r G$ одређује смер хемијске реакције. $\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta S$ Када се успостави равнотежа $\Delta_r G = 0$.

При довољно нимским температурама спонтано се одвијају егзотермне реакције.

При високим температурама могу се спонтано одвијати ендотермне реакције. Ендотермне реакције могу се спонтано одвијати и на ниским температурама ако је промена ентропије довољно велика нпр. спонтана реакција растварања већине соли - јони прелазе из максимално уређеног кристалног стања у стање великог нереда у раствору.

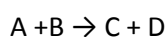
БРЗИНА ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

Молекули, атоми или јони могу међусобно реаговати само ако дођу у додир тј. ако се сударе. Брзина напредовања хемијске реакције (брзина реакције у ширем смислу) зависи од броја судара реагујућих честица у јединици времена (секунди) који је веома велики, али нису сви судари успешни. До хемијске реакције доводе само судари оних честица које имају довољно енергије да пређу енергетску баријеру (честице способне за хемијску реакцију) – честице које имају енергију вишу од енергије активације. Код компликованије грађених честица на успешност судара утиче и њихова грађа тј. до реакције долази само ако се честице сударе својим реактивним делом (стерни фактор). Свака промена услова која повећава број судара честица у секунди као и успешност тих судара повећава и брзину хемијске реакције.

Хомогене хемијске реакције се одвијају у једној фази (у гасовима и растворима).

Хетерогене хемијске реакције се одвијају на границама фаза два система (чврсто-чврсто, чврсто-течно, чврсто-гасовито, течност-течно (течности које се не мешају), течност-гасовито).

Што је већа концентрација реактаната (број честица у јединици запремине) већи је број судара. Брзина реакције пропорционална је концентрацији реактаната (Guldberg-Waage-ов закон о дејству маса).



$$v_{\rightarrow} = k[A][B]$$

k – константа брзине реакције

(карактеристична је за ту реакцију на одређеној температури)

(ако супстанце имају велику склоност да реагују k је велико и обрнуто)

Према „застарелој“ дефиницији (али још увек у употреби) брзина реакције је промена концентрације реактанта или производа са временом. Концентрација реактанта са временом опада, а концентрација производа расте, па тренутну брзину реакције (са јединичним коефицијентима) можемо приказати:

$$v_{\rightarrow} = -\frac{d[\text{реактанта}]}{dt} = \frac{d[\text{производа}]}{dt} \quad \text{одн.} \quad v_{\rightarrow} = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt} = \frac{d[D]}{dt}$$

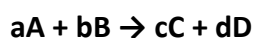
Брзина прираста концентрације производа (према препоруци међународне уније за чисту и примењену хемију) дефинише брзину промене концентрације реактанта или производа.

Брзина реакције $v = \frac{1}{\nu C} \cdot \frac{d[C]}{dt}$ одн. $v = \frac{1}{\nu D} \cdot \frac{d[D]}{dt}$

ν_C, ν_D стехиометријски коефицијенти

($\nu < 0$ за реактанте, $\nu > 0$ за производе)

Јединица брзине реакције је $\text{mol/dm}^3\text{s}$



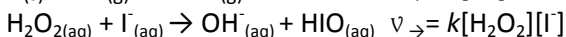
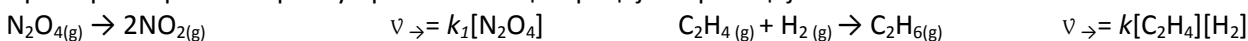
$$v_{\rightarrow} = k[A]^a[B]^b$$

Брзина хемијске реакције је промена концентрације реагујућих супстанци у јединици времена.

Брзина реакције је одређена брзином распадања активираниог комплекса који се може распасти на почетне реактанте или крајње производе реакције.

Стехиометријска једначина неке реакције не одређује брзину те реакције. Сложеније реакције дешавају се у низу једноставнијих реакција. Брзина сложеније реакције зависи од брзине најспорије међуреакције те сложене реакције. У израз за брзину реакције одн. за брзину промене концентрације улазе концентрације само оних супстанци чије концентрације могу да се мењају – гасови и растворене супстанце. Концентрације чврстих супстанци и растварача се не мењају и једнаке су јединици, па не утичу на брзину реакције.

Примери: изрази за брзину промене концентрације за реакције:



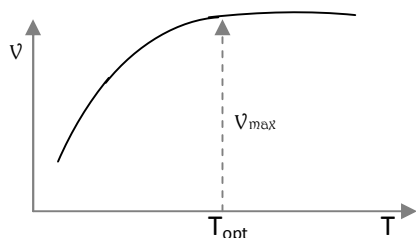
ФАКТОРИ КОЈИ УТИЧУ НА БРЗИНУ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

Природа реактанта – Обично су редокс-реакције, протолитичке реакције и једноставне комплексне реакције веома брзе, док су таложне, хетерогене и сложене реакције обично споре.

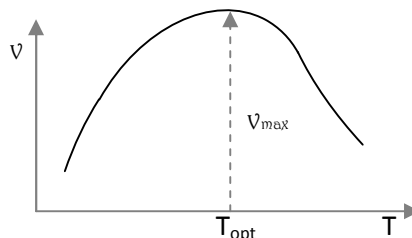
Концентрација реактанта – Што је већа концентрација реактанта то је већи број судара у јединици времена, а такође и већи број честица има енергију активације, па је већи број успешних судара – са повећањем концентрације реактанта расте брзина реакције.

Температура – Са порастом температуре расте брзина честица чиме расте број судара у секунди, а такође расте и број успешних судара јер све већи број честица има енергију активације – са порастом температуре расте брзина реакције. Брзина реакције је одређена брзином распадања активираниог комплекса који се може распасти на почетне реактанте или крајње производе реакције.

Брзина напредовања реакције (брзина промене концентрације) зависи и од топлотних ефеката реакције. Са порастом температуре расте брзина реакције до неке максималне брзине (на оптималној температури). Даљим повећањем температуре код ендотермних реакција брзина реакције и даље има ту максималну вредност, али код егзотермних реакција опада брзина реакције (долази до реверзибилне реакције која тада има већу брзину од напредне реакције).



Ендотермна реакција



Егзотермна реакција

Површина реагујућих супстанци – Реактанти међусобно могу да реагују само ако дођу у додир. Што је већа додирна површина то је већа могућност реаговања, а тиме је већа и брзина реакције. Што је супстанца уситњенија већа је додирна површина и реакција је бржа (већи је број судара у секунди).

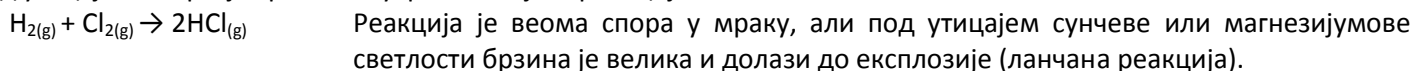
Растварањем чврстих супстанци у растварачу максимално се повећава њихова додирна површина јер се преводе у молекуле или јоне, а сударањем са молекулима растварача повећава се енергија честица које реагују (активирају се) – најбрже се одигравају реакције у растворима.

И у чврстој смеши реакција може бити брза ако су супстанце јако уситњене и добро помешане.

Хетерогене реакције су споре, али се брзина реакције повећава повећањем контактне површине.

Катализатори – Катализатори су стране супстанце које убрзавају хемијску реакцију тако што снижавају енергију активације и убрзавају успостављање равнотеже мењањем механизма реакције, а сами се хемијски не мењају при хемијској реакцији.

Зрачење – Енергија активације некада се може довести и у облику зрачења. Хемијске реакције које се одигравају под утицајем енергије зрачења су фотохемијске реакције.



Да би дошло до фотохемијске реакције супстанца мора апсорбовати светлост и та светлост мора имати довољну енергију. Молекул се активира апсорпцијом кванта светлости $E = h\nu$.

Фотохемијска реакција је фотосинтеза угљених хидрата у биљкама из CO_2 и H_2O уз хлорофил као катализатор ($6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{h\nu} C_6H_{12}O_6 + 3O_2$); одиграва се и у фотографском процесу ($AgBr \xrightarrow{h\nu} Ag + Br$); основа је деловања озона у стратосфери под утицајем UV зрачења.

Механизам реакције – Једначина хемијске реакције приказује укупну реакцију низа појединачних реакција. Приликом хемијске реакције настаје низ краткотрајних међупроизвода. Све се реакције одвијају преко низа прелазних стања – механизам је редослед међуреакција и прелазних стања (међупроизвода) преко којих се одвија реакција (пут којим се одвија реакција). Брзину реакције одређује најспорија међуреакција.

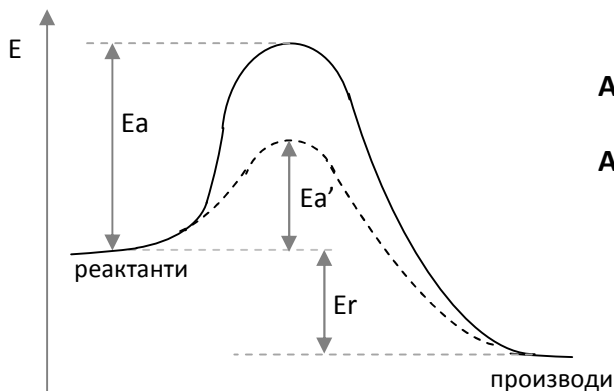
УТИЦАЈ КАТАЛИЗАТОРА НА БРЗИНУ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

Катализатори су стране супстанце које убрзавају хемијску реакцију тако што снижавају енергију активације и убрзавају успостављање равнотеже мењањем механизма реакције, а сами се хемијски не мењају при хемијској реакцији.

Катализа је хемијска реакција која се одвија у присуству катализатора.

Катализатор убрзава само ону хемијску реакцију која је могућа, која се иначе и сама одиграва али споро. По завршеној катализи катализатор остаје хемијски непромењен (може се физички променити). Веома мале количине катализатора могу готово бесконачно дуго убрзавати неку хемијску реакцију.

Катализатор ступа у међуреакцију са једним од реактаната, настаје нестабилан међупроизвод који затим брже и лакше реагује са другим реактантом и даје производе реакције, а катализатор се ослобађа. Овако су омогућене другачије међуреакције које имају нижу енергију активације и због тога се брже одигравају – катализатор мења механизам реакције.



Катализатор снижава енергију активације променом механизма реакције.

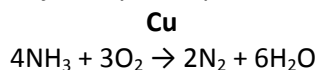
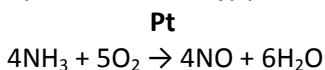
Катализатор убрзава хемијску реакцију тако што **убрзава успостављање хемијске равнотеже**, али **не мења положај равнотеже** (убрзава и полазну и повратну реакцију).

Постоје реакције код којих производ реакције делује као катализатор – реакција сама себе катализује – **аутокатализа**.

Хомогена катализа – катализатор је молекулски диспергован у реакционом систему.

Хетерогена катализа – катализатор је засебна фаза (обично чврста). Код хетерогене катализе веома је важна површина катализатора јер се на њој адсорбује реактант у мономолекулском слоју (који је у равнотежи са осталим неадсорбованим делом реактанта). Површина катализатора треба да буде што је могуће већа.

Исти реактанти у присуству различитих катализатора могу дати различите производе (различити катализатори цео процес могу усмерити у различитим правцима) због различитих међуреакција (различити катализатори са реактантима дају различите међупроизводе који могу дати различите крајње производе).



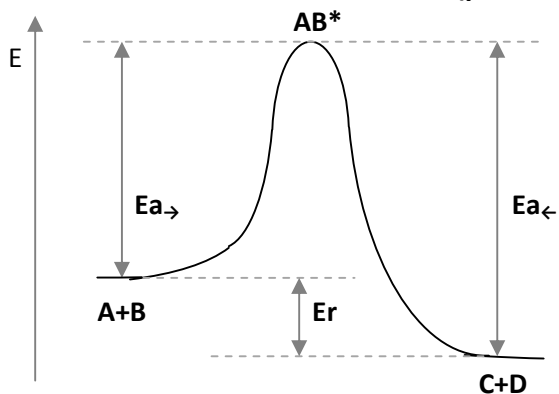
Хетерогени катализатори веома су осетљиви на присуство страних супстанци које се могу јаче адсорбовати на његовој површини од реактанта чиме се спречава адсорпција реактанта и спречава деловање катализатора. Овакве супстанце које инактивирају катализатор називају се **каталитички отрови**. Због тога се реактанти пре реакције морају добро пречистити. (нпр. за Pt-катализаторе каталитички отрови су оксиди сумпора, H_2S , HCN , CO , HCl , Hg_2Cl_2 итд.)

Инхибитори су супстанце које успоравају хемијске реакције, а могу их и потпуно зауставити. Механизам њиховог деловања је углавном двојак: ремете механизам преко кога се одиграва реакција или инактивирају катализаторе који се увек могу наћи у траговима у реакционој смеси.

ПОВРАТНЕ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ



Повратне (реверзибилне) хемијске реакције се одвијају у оба смера (реактанти дају производе, али и производи дају реактанте).



Када се молекули реактанта сударе настаје активирани комплекс који може да се распадне на молекуле производа (напредна реакција) или на молекуле реактанта (повратна реакција).

Молекули производа могу при судару прећи у активирани комплекс који може да се распадне на молекуле реактанта (повратна реакција) или опет на молекуле производа.

Енергије активација напредне и повратне реакције нису исте.

Брзина напредне реакције v_{\rightarrow} са временом се смањује јер напредком реакције опада концентрација реактанта (на почетку реакције v_{\rightarrow} има максималну вредност јер је највећа концентрација реактанта).

$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} [\text{A}]^a [\text{B}]^b$$

Брзина повратне реакције v_{\leftarrow} са временом се повећава јер напредком реакције повећава се концентрација производа (на почетку реакције $v_{\leftarrow} = 0$ јер нема производа).

$$v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} [\text{C}]^c [\text{D}]^d$$

После извесног времена од почетка реакције брзине напредне и повратне реакције се изједначе – којом брзином од реактанта настају производи истом брзином од производа настају реактанти – **успоставља се динамичка равнотежа**. Споља изгледа да се реакција више не одиграва јер **нема више промена концентрација реактанта и производа – реактанти и производи су у хемијској равнотежи**. Концентрације реагујућих супстанци у стању равнотеже су **равнотежне концентрације**.

Дакле, када се успостави динамичка равнотежа ($v_{\rightarrow}=v_{\leftarrow}$) успоставља се и хемијска равнотежа (нема промена концентрација реагујућих супстанци).

$v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$ **динамичка равнотежа**

$$k_{\rightarrow}[A]^a[B]^b = k_{\leftarrow}[C]^c[D]^d \quad \text{одн.} \quad \frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = K = \text{const}$$

$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} \quad \text{одн.} \quad K = \frac{C_C^c C_D^d}{C_A^a C_B^b} \quad \text{константа хемијске равнотеже}$$

закон хемијске равнотеже (закон о дејству маса)

(некада су се концентрације супстанци обележавале са [A], а по новој препоруци са C_A ; у употреби су оба начина)

Бројна вредност константе равнотеже одређује положај равнотеже. Ако је K велико равнотежа је померена у правцу стварања производа (удесно). Ако је K мало равнотежа је померена у правцу повратне реакције (улево).

Било који могући механизам доводи до истог равнотежног односа концентрација производа и реактаната. Било да кренемо од чистих реактаната или чистих производа неке равнотежне реакције увек ће се успоставити исти однос равнотежних концентрација производа и реактаната - иста равнотежа на одређеној температури.

Константа равнотеже K је карактеристична величина за одређену реакцију на одређеној температури. Код гасова у изразу за константу равнотеже концентрације се могу заменити притиском гаса који је пропорционалан концентрацији ($p = RT \frac{n}{V} = RTC$). $K = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$

Ако се у изразу за константу равнотеже састав реакционе смеше изражава концентрацијама константа равнотеже се обележава са K_C , а ако се изражава парцијалним притисцима гасова константа равнотеже се обележава са K_p . Исправније би било да се уместо концентрација реагујућих супстанци користе активитети a_A ($a = \gamma C$, γ је коефицијент активитета и у разблаженим растворима је $\gamma \approx 1$), па би константа равнотеже била $K_a = \frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b}$

Све реакције су у принципу повратне (реверзибилне) (осим експлозија и полимеризација).

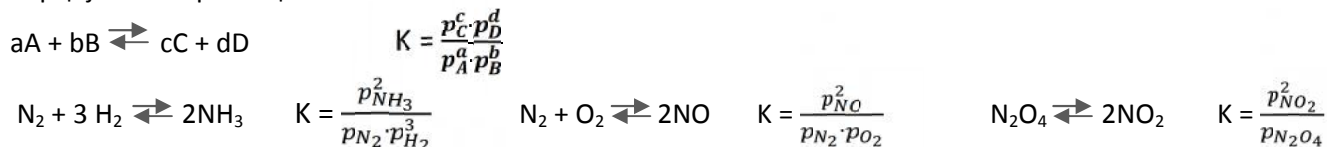
За хемијске процесе веома су важни услови под којима се може померити хемијска равнотежа у жељеном смеру.

ХЕМИЈСКА РАВНОТЕЖА

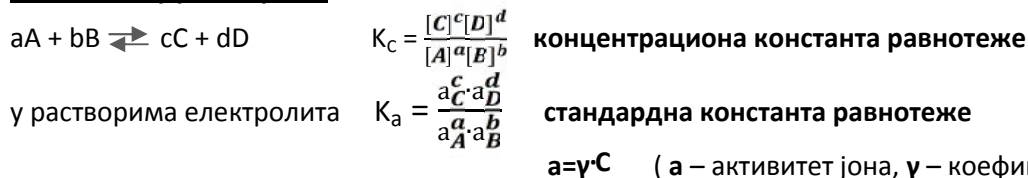
Равнотеже у хомогеним системима

Хомогени системи су системи који се састоје из једне фазе.

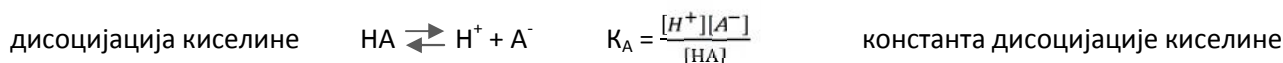
- **Равнотеже у гасовитим системима** – код гасова концентрације реагујућих супстанци можемо заменити парцијалним притисцима.



- **Равнотеже у растворима**



У разблаженим растворима електролита $\gamma \approx 1$, па је $a \approx C$ и могу се у изразу за константу равнотеже писати концентрације јона уместо активитета, али у концентрованим растворима електролита $\gamma \gg 1$, па је и $a \approx C$ и у изразу за константу равнотеже морају се писати вредности активитета, а не концентрације.



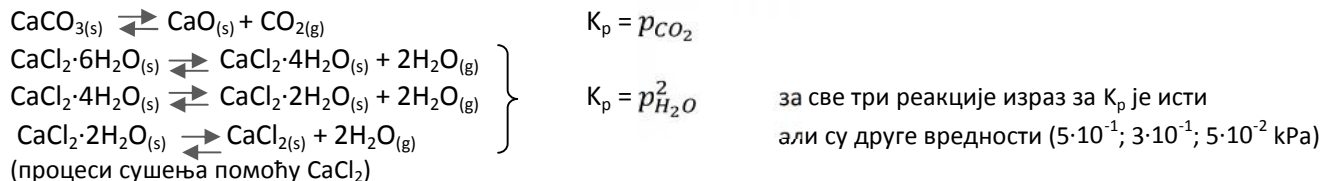
Константа дисоцијације киселине (киселинска константа) је мерило јачине киселине.

дисоцијација базе $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ $K_B = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$ константа дисоцијације базе
 Константа дисоцијације базе (базна константа) је мерило јачине базе.

Равнотеже у хетерогеним системима

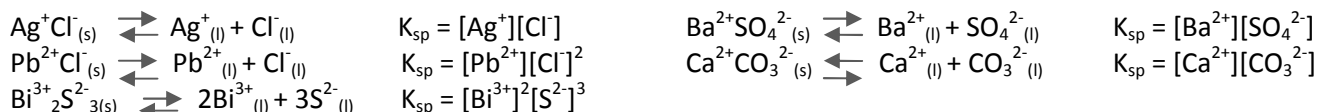
Хетерогени системи састоје се из више фаза. Равнотежа се успоставља на додирној површини фаза. Израз за константу равнотеже не садржи концентрације супстанци које су присутне у чврстом стању или концентрације растварача јер су њихове концентрације константне при $T = \text{const}$ и урачунате су у вредност константе равнотеже реакције (узима се да су њихове концентрације једнаке јединици).

- Систем чврсто-гасовито



- Систем чврсто-течно

(чврста супстанца је у равнотежи са својим засићеним раствором)
 Процес растварања соли $B^+A^-(s) \rightleftharpoons B^+(aq) + A^-(aq)$ $K_{sp} = [B^+][A^-]$ производ растворљивости соли



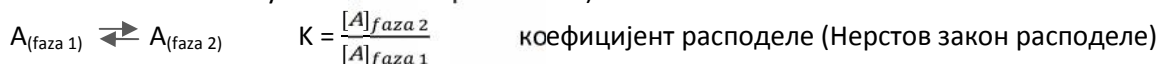
Концентрација катјона и анјона неке соли у засићеном раствору је константна вредност и зависи од растворљивости соли. Што је већа растворљивост соли то је већи и производ растворљивости соли K_{sp} .

- Систем течно-гасовито (супстанца се подели између течне и гасовите фазе и успостави се равнотежа)



- Систем течно-течно

(супстанца је подељена између две течне фазе које се међусобно не мешају и успоставља се равнотежа)



На овом принципу се заснивају многе *важне методе раздвајања* супстанци (екстракција, хроматографија итд.).

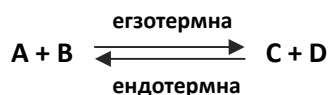
ФАКТОРИ КОЈИ УТИЧУ НА ХЕМИЈСКУ РАВНОТЕЖУ

- Утицај температуре на хемијску равнотежу

Положај хемијске равнотеже зависи од температуре – константа равнотеже има одређену вредност на одређеној температури. На некој другој температури успоставља се другачија хемијска равнотежа, са другачијим равнотежним концентрацијама реактаната и производа.

При хемијским реакцијама долази до енергетских промена – долази до ослобађања (егзотермне реакције) или везивања топлоте из околине (ендотермне реакције).

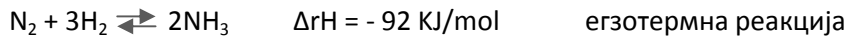
Код реверзибилних реакција ако је у једном смеру реакција егзотермна у супротном смеру је ендотермна.



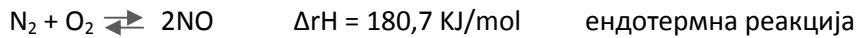
На вишим температурама лакше се одвијају ендотермне реакције (апсорпција енергије), а на нижим температурама лакше се одвијају егзотермне реакције (систем се лакше ослобађа топлоте). Егзотермна реакција неће започети на превише ниској температури или ће се одвијати исувише споро јер честице немају довољно енергије за успешан судар.

У хемијској равнотежи константа равнотеже је једнака односу константи брзина напредне и повратне реакције $K = \frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}}$, а оне зависе од температуре, енталпије и ентропије реакције.

При егзотермним реакцијама константа равнотеже K опада са порастом температуре (мањи принос).
 При ендотермним реакцијама константа равнотеже K расте са порастом температуре (већи принос).

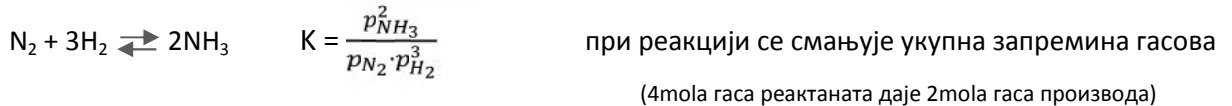


Што је нижа температура већа је константа равнотеже K и равнотежа је више померена у правцу стварања производа. При ниским температурама брзина реакције је веома мала (мали број молекула има енергију активације) чак и уз катализатор. На високим температурама већу K има повратна реакција (долази до разградње производа). Оптимална температура је 500-600°C.

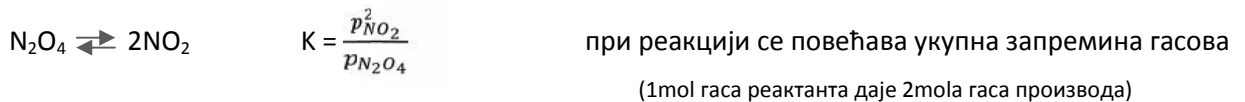


Што је виша температура већа је константа равнотеже K и равнотежа је више померена у правцу стварања производа. Реакција се изводи у електричном луку (око 2000°C).

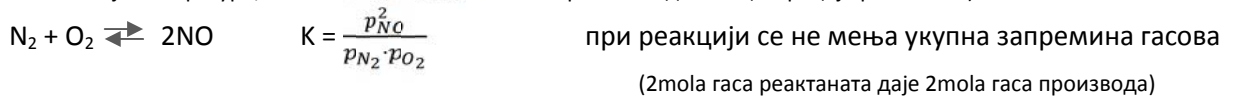
- Утицај притиска код гасова на хемијску равнотежу



Ако повећамо укупан притисак равнотежа се помера у смеру грађења производа (производ има мању укупну запремину) тј. у смеру смањења притиска. (Повећањем p повећава се именилац у изразу за K , па се мора повећати и бројилац да би K остало константно на тој температури, а то се постиже повећањем притиска одн. концентрације производа.)

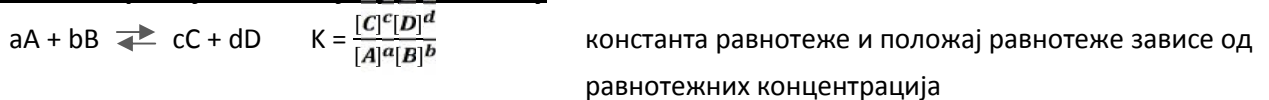


Ако повећамо укупан притисак равнотежа се помера у смеру повратне реакције (реактант има мању укупну запремину) тј. у смеру смањења притиска. (Повећањем p повећава се бројилац у изразу за K , па се мора повећати и именилац да би K остало константно на тој температури, а то се постиже повећањем притиска одн. концентрације реактанта.)



Ако укупан притисак повећамо не мења се положај равнотеже јер нема промене запремине – промена притиска нема утицај на положај равнотеже. (Повећањем p пропорционално се повећавају и бројилац и именилац у изразу за K .) Повећањем притиска у овом случају повећава се брзина успостављања равнотеже јер се повећавају брзине и напредне и повратне реакције. (Повећањем p смањује се запремина и тиме повећава број судара у секунди.)

- Утицај концентрације на хемијску равнотежу



Ако повећамо концентрацију реактанта тако да њихов однос буде исти повећаће се и концентрација производа за исти однос и положај равнотеже се неће променити само ће се равнотежа брже успоставити због већег броја судара честица у секунди.

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.)

Ако повећамо концентрацију једног производа равнотежа се помера у смеру повратне реакције тј. разлагања производа на реактанте – смањује се принос. (Повећањем C једног производа повећава се бројилац у изразу за K , па мора да се повећа и именилац тј. концентрације реактанта како би вредност K остала непромењена.)

ЛЕ ШАТЕЉЕОВ ПРИНЦИП

Повратне (реверзибилне) хемијске реакције се одвијају у оба смера – реактанти напредном реакцијом дају производе, али и производи повратном реакцијом дају реактанте. У принципу, све хемијске реакције су реверзибилне (осим експлозија и полимеризација). На почетку реакције максимална је концентрација реактаната и максимална је брзина напредне реакције, а брзина повратне реакције једнака је нули пошто нема производа. Како реакција напредује опада брзина напредне реакције са опадањем концентрације реактаната, а расте брзина повратне реакције са повећањем концентрације производа. Када се изједначе брзине напредне и повратне реакције успоставља се динамичка равнотежа. Више нема промена концентрација реактаната и производа и успостављена је хемијска равнотежа, а концентрације супстанци у стању равнотеже су равнотежне концентрације. Положај равнотеже не зависи од механизма реакције и одређен је законом о дејству маса. Константа хемијске равнотеже K је карактеристична величина за сваку реакцију на одређеној температури и пропорционална је односу равнотежних концентрација производа и реактаната степенованих на број честица које учествују у реакцији. Бројна вредност константе равнотеже одређује положај равнотеже на тој температури. Што је већа вредност константе равнотеже то је положај равнотеже више померен у смеру напредне реакције тј. у смеру грађења производа.



Le Chatelier-ов принцип – Ако се промене спољашњи услови система који се налази у равнотежи равнотежа се помера у смеру поновног успостављања првобитних услова.

Ако споља мењамо услове неком систему који се налази у равнотежи (промена концентрације, температуре, притиска код гасова) равнотежа система се помера у смеру неутралисања утицаја те промене.

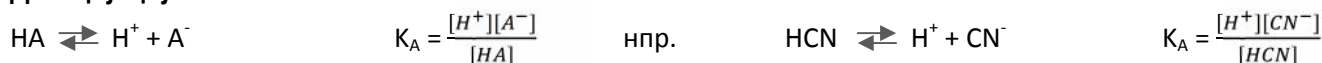
- Утицај промене концентрације

Ако повећамо концентрацију једног реактанта равнотежа се помера у смеру грађења производа (један део вишка реактанта изреагује дајући одређену количину производа и то у толикој мери да нови однос концентрација производа и реактаната буде једнак константи равнотеже реакције на тој температури).

Ако смањимо концентрацију једног производа (одвођењем из реакционог система нпр. испаравањем или таложењем) равнотежа се помера у смеру грађења производа (реактанти грађењем производа теже да надокнаде губитак и да се постигне такав однос концентрација производа и реактаната који задовољава константу равнотеже). Због тога су увек могуће и спонтане реакције при којима се ствара талог, ослобађа гасовити производ, ствара тешко дисосовано једињење или стабилан комплекс (чиме се везују јони и уклањају из реакционе смеше).

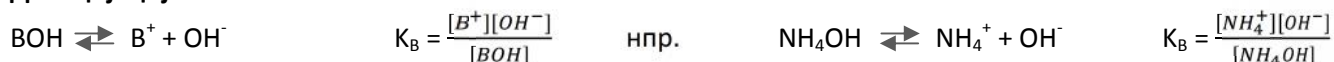
Ако повећамо концентрацију једног производа равнотежа се помера у смеру разграђивања производа на реактанте (сузбија се напредна реакција и фаворизује повратна).

Дисоцијација слабих киселина:



Додавањем H^+ или A^- јона (у примеру Cl^- јона) сузбија се дисоцијација и повећава концентрација молекулског облика HA (у примеру HCN).

Дисоцијација слабих база:



Додавањем B^+ или OH^- јона (у примеру NH_4^+ или OH^- јони) сузбија се дисоцијација и повећава концентрација молекулског облика BOH (у примеру NH_4OH).

Производ растворљивости тешко растворних соли:

$$K_{sp} = [M^{y-}]^x [A^{x-}]^y \quad \text{нпр.}$$



$$K_{sp} = [Ag^+][Cl^-]$$

Додавањем било ког заједничког јона M^{y-} или A^{x-} раствору тешко растворне соли (у примеру Ag^+ или Cl^-) мора се смањити концентрација другог јона како би се задовољила константа равнотеже и смањује се растворљивост тј. фаворизује таложење.

Ако се тешко растворној соли дода нека супстанца која са једним од јона соли гради стабилан комплекс тај јон се уклања из реакционе смеше и његова концентрација се мора надокнадити растварањем нове количине соли из талога који је у равнотежи са раствором тј. повећава се растворљивост.

- **Утицај промене притиска**

Повећањем притиска код гасова равнотежа се помера у смеру смањивања запремине тј. ка оном систему који има мању запремину.

Ако реагенти имају већу укупну запремину повећањем притиска равнотежа се помера у смеру повећања концентрације производа (повећава се принос). Ако производи имају већу укупну запремину повећањем притиска равнотежа се помера у смеру повећања концентрације реактаната (смањује се принос). Ако је укупна запремина реактаната и производа иста промена притиска не помера положај равнотеже, али повећање притиска убрзава успостављање равнотеже. У овом случају равнотежа се може померити у смеру грађења производа (повећања приноса) повећањем парцијалног притиска једног реактанта (тј. повећа се његова концентрација).

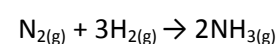
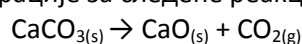
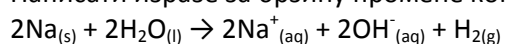
- **Утицај промене температуре**

Повећањем температуре реакционог система равнотежа се помера у смеру апсорбовања топлоте тј. у смеру ендотермне реакције.

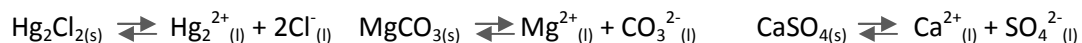
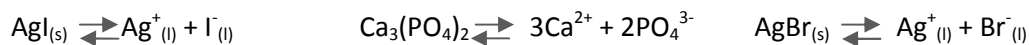
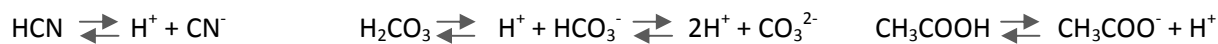
Код ендотермних реакција повећањем температуре повећава се принос. Код егзотермних реакција повећањем температуре смањује се принос – погодују ниже температуре, али на сувише ниским температурама реакција се одиграва исувише споро или не започне.

Питања и задаци:

- Шта је хемијска реакција?
- Шта је једначина хемијске реакције и како се она саставља?
- Која два услова честице морају да испуне да би дошло до хемијске реакције?
- Шта је енергија активације?
- Шта је и како настаје активирани комплекс?
- На који начин се одвијају хемијске реакције од реактаната до крајњих производа реакције?
- Који су основни типови хемијских реакција?
- Који су основни типови неорганских хемијских реакција?
- Шта је унутрашња енергија система?
- Шта је топлота реакције?
- Шта је енталпија супстанце?
- Шта је енталпија реакције?
- Како делимо реакције према топлотном ефекту?
- Шта су егзотермне реакције? Приказати енергетским дијаграмом.
- Шта су ендотермне реакције? Приказати енергетским дијаграмом.
- Од чега зависи топлота реакције?
- Шта је слободна енергија хемијске реакције, а шта везана енергија?
- Шта је ентропија?
- Шта одређује спонтаност одн. смер хемијске реакције?
- Шта је брзина хемијске реакције?
- Од чега зависи брзина хемијске реакције?
- Који фактори утичу на брзину хемијске реакције?
- Како утиче концентрација реактаната на брзину реакције?
- Како утиче температура на брзину реакције?
- Како утиче површина реагујућих супстанци на брзину реакције?
- Како утиче зрачење на брзину реакције и шта су фотохемијске реакције?
- Шта је механизам реакције?
- Шта су катализатори?
- Шта је катализа? Које типове катализе разликујемо?
- Које реакције може да убрза катализатор?
- На који начин катализатор убрзава хемијску реакцију?
- Шта су инхибитори?
- Шта су повратне (реверзибилне) хемијске реакције? Које реакције су повратне?
- Како се мењају брзине напредне и повратне реакције са временом и зашто?
- Шта је динамичка равнотежа?
- Шта је хемијска равнотежа и када се успоставља?
- Шта је константа хемијске равнотеже и од којих величина зависи?
- Да ли положај хемијске равнотеже зависи од механизма реакције?
- Да ли присуство катализатора утиче на положај хемијске равнотеже?
- Који фактори утичу на хемијску равнотежу?
- Како температура утиче на хемијску равнотежу?
- Како притисак код гасова утиче на хемијску равнотежу?
- Како концентрација утиче на хемијску равнотежу?
- Како гласи Ле Шателјеов принцип?
- На који начин можемо померити положај хемијске равнотеже и у ком смеру?
- Како се успоставља равнотежа у хомогеним системима (гасовитом и течном)?
- Како се успоставља равнотежа у хетерогеним системима и које величине фигуришу у изразу за константу равнотеже?
- Написати изразе за брзину промене концентрације за следеће реакције:



- Написати константе равнотежа следећих реакција:



РАСТВОРИ И ЕЛЕКТРИЧНЕ ОСОБИНЕ ВОДЕНИХ РАСТВОРА

ПОДЕЛА РАСТВОРА (ДИСПЕРЗИОНА ПОДЕЛА) И ОПШТЕ ОСОБИНЕ РАСТВОРА

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 – чврста фаза распршена у течной, емулзије – две течне фазе које се међусобно не мешају, аеросоли – чврста или течна фаза распршена у гасовитој),
- 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 хомогене смеше чистих супстанци – две или више чистих супстанци помешане су у стању молекулске дисперзије. 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.

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

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

Опште особине раствора

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

Тачка топљења одн. тачка мржњења је температура на којој су напони пара течне и чврсте фазе које су у равнотежи једнаки. Тачка кључања је она температура на којој је напон паре изнад течности (притисак супстанце у гасовитој фази изнад течне фазе која је у равнотежи са течном фазом) једнак притиску околине.

ТТ (одн. ТМ) раствора увек је нижа него ТТ (одн. ТМ) чистог растварача, а ТК раствора увек је виша него ТК чистог растварача.



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 1mol супстанце). (1mol јонске супстанце растварањем у води дисосује на

два или више мола јона, док ковалентне супстанце које не дисосују растварањем 1 мола супстанце дају 1 мол молекула у раствору – јонске супстанце више померају ТТ и ТК од ковалентних супстанци.)

Дајте пример из живота где се користи ова особина раствора.

- **Дифузија**

Ако два раствора различитих концентрација дођу у додир (нису у равнотежи) они настоје да изједначе концентрације (да успоставе равнотежу) – молекули растварача се спонтано усмерено крећу (дифундују) из разблаженијег раствора ка концентрованијем, а честице растворене супстанце (молекули или јони) из концентрованијег ка разблаженијем раствору (честице се спонтано усмерено крећу из оног раствора где их има више ка оном раствору где их има мање) све док се не изједначе концентрације оба раствора тј. док се не успостави равнотежа.

Брзина дифузије зависи од температуре, величине честица и вискозности раствора. Повећањем температуре расте брзина дифузије, а повећањем величине честица и вискозности раствора опада брзина дифузије (због повећања отпора кретању честица).

- **Осмоза**

Ако су два раствора различитих концентрација у затвореном систему одвојена полупропустљивом мембраном (пропушта само мале молекуле тј. молекуле растварача, а не и честице растворене супстанце као што је нпр. целофан) они нису у равнотежи и молекули растварача ће се спонтано усмерено кретати из разблаженијег ка концентрованијем раствору све 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).

Појава осмозе је врло важна за живе ћелије. Ћелијске мембране су полупропустљиве. Ако се ћелија стави у раствор веће концентрације од оног у ћелији вода ће излазити из ћелије и ћелија ће се исушити (плазмолиза) (користи се за конзервисање меса усљавањем, јер ћелије бактерија не могу да опстану на таквој подлози и месо се неће покварити). Ако се ћелија стави у чисту воду или раствор мање концентрације од оног у ћелији вода ће улазити у ћелију и она може да прсне. Ћелија се без последица може ставити у раствор који има исти осмотски притисак као што је у ћелији. Физиолошки раствор је 0,9% раствор NaCl и има исти осмотски притисак као крвне ћелије (користи се у медицини).

РАСТВОРИ И РАСТВОРЉИВОСТ

Колико ће се супстанце растворити у одређеној количини растварача зависи од природе супстанце и растварача као и од температуре раствора.

При растварању се дешавају два процеса – раскидање веза између честица супстанце која се раствара (јонских или међумолекулских) и грађење међумолекулских веза између честица растворене супстанце и растварача.

Растварање чврстих супстанци у течностима

При растварању се дешавају два процеса:

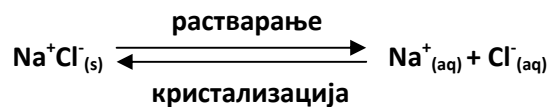
- **разарање кристалне решетке** – ендотерман процес (треба утрошити енергију за раскидање веза унутар кристала – јонских или међумолекулских)
- **солватација** – молекули растварача окружују честице растворене супстанце (јоне или молекуле) – егзотерман процес (ослобађа се енергија солватације грађењем међумолекулских веза између честица растворене супстанце и молекула растварача – јон-дипол, дипол-дипол или индуковани дипол-индуковани дипол); ако је растварач вода процес се назива **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 укупан топлотни ефекат растварања је $\Delta_s H < 0$, 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 укупан топлотни ефекат растварања је $\Delta_s H > 0$, 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.

При растварању неке соли (јонско једињење) у води (поларан растварач) поларни молекули воде окруже јоне на површини кристала, награде се јон-дипол међумолекулске везе, на тај начин делимично се неутралише наелектрисање јона и слаби привлачна сила између тог јона и осталих јона у кристалној решетки, па молекули воде „ишчупају“ јон из кристалне решетке и потпуно га окруже са свих страна у раствору – хидратисан јон ($B^+_{(aq)}$ и $A^-_{(aq)}$).

На сличан начин се растварају и поларне ковалентне супстанце у води. Поларни молекули воде окруже молекуле супстанце на површини кристала, између њих се награде дипол-дипол међумолекулске везе због чега слабе међумолекулске везе између тог молекула и осталих у кристалу и молекули воде одвоје молекул супстанце из кристалне решетке и у раствору га окруже са свих страна. По сличном принципу се растварају неполарне супстанце у неполарним растварачима (граде се индуковани дипол-индуковани дипол међумолекулске везе између молекула супстанце и молекула растварача).



Јони у раствору се крећу и у том кретању сударају се са нераствореним делом кристала, при чему може доћи до раскидања међумолекулских сила између јона и молекула растварача и поновног успостављања јонских веза са кристалом (кристализација).

На почетку растварања много је већа брзина преласка јона у раствор него из раствора у кристалну решетку због мале концентрације јона у раствору. Растварањем се повећава концентрација јона у раствору, па је све већа вероватноћа њиховог судара са нераствореним кристалом и преласка јона из раствора у кристалну решетку – опада брзина растварања (од максималне), а расте брзина кристализације (од нуле) све док се не изједначе брзине растварања и кристализације чиме се успоставља динамичка равнотежа и хемијска равнотежа између јона у раствору и нераствореног кристала – супстанца се више не раствара. Раствор изнад талоба садржи максималну количину растворене супстанце која може да се раствори у тој количини растварача на одређеној температури и назива се засићен раствор, а максимална количина супстанце је растворљивост супстанце на тој температури.

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

Ако је растварање егзотерман процес растворљивост супстанце опада са повећањем температуре, а ако је ендотерман процес растворљивост супстанце расте са повећањем температуре.

Ако у растварач додамо више супстанце него што дозвољава растворљивост на тој температури раствориће се онолика количина супстанце која одговара растворљивости на тој температури, а вишак супстанце ће остати у талобу који је у равнотежи са раствором изнад талоба.

Засићен раствор је раствор изнад талоба који је у равнотежи са талобом и садржи онолику количину растворене супстанце која одговара растворљивости на тој температури.

Незасићен раствор је онај раствор који садржи мање растворене супстанце него што дозвољава растворљивост на тој температури.

Пресићен раствор је раствор који садржи више растворене супстанце него што дозвољава растворљивост на тој температури. Пресићени раствори врло су нестабилни и лако долази до таложенија вишка растворене супстанце и раствор прелази у засићен. Добијају се тако што се засићеном раствору (добијеном на одређеној температури) нагло промени температура за неколико степени на температуру на којој је растворљивост мања (раствор се загреје или охлади, у зависности да ли је растворљивост мања на вишој или нижој температури) – честице растворене супстанце су окружене молекулима растварача и не могу међусобно да се повежу у кристалну решетку. Довољно је раствор промешати или протрести да би дошло до таложенија вишка растворене супстанце (наруше се међумолекулске силе између растворених честица и молекула растварача услед сударања и честице растворене супстанце се могу међусобно повезати у кристалну решетку и сталожити).

КОНЦЕНТРАЦИЈА РАСТВОРА

Квантитативан састав раствора може се изражавати на различите начине.

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

Моларна концентрација раствора је однос броја молова растворене супстанце и запремине раствора $C_B = \frac{n_B}{V}$. Јединица мере је mol/m^3 , али је она велика и више се употребљава децимална јединица мере mol/dm^3 , па је **моларна концентрација раствора (моларитет) 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 $0,2\text{mol}/\text{dm}^3$?
 $0,2\text{mol} : 1000\text{ml} = x : 650\text{ml}$ $x = 0,13\text{mola}$
 $M_r(\text{NaNO}_3) = 23+14+3 \cdot 16 = 85$ маса 1mola је 85g
 $1\text{mol} : 85\text{g} = 0,13\text{mol} : x$ $x = 11,05\text{g}$ чврстог NaNO_3 треба растворити и допунити водом до 650ml за добијање раствора концентрације $0,2\text{mol}/\text{dm}^3$.
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 1dm^3 раствора
 $M_r(\text{KOH}) = 39+16+1 = 56$ маса 1mola је 56g
 $1\text{mol} : 56\text{g} = x : 194,44\text{g}$ $x = 3,47\text{mol}$ концентрација раствора је $C = 3,47\text{mol}/\text{dm}^3$.
3. Колико је грама кристалне соде $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ потребно за припремање 300ml раствора концентрације $C=0,640\text{mol}/\text{dm}^3$?
 $0,64\text{mol} : 1000\text{ml} = x : 300\text{ml}$ $x = 0,192\text{mola}$ Na_2CO_3
 1mol кристалне соде $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ садржи 1mol Na_2CO_3
 $M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 + 20 \cdot 1 + 10 \cdot 16 = 286$ маса 1mola кристалне соде $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ је 286g
 $286\text{g} : 1\text{mol} = x : 0,192\text{g}$ $x = 54,912\text{g}$ кристалне соде треба растворити и допунити водом до 300ml да би се добио раствор концентрације $0,640\text{mol}/\text{dm}^3$.
4. На располагању нам је раствор KBr концентрације $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol}/\text{dm}^3$. За експеримент нам је потребно 150ml раствора KBr концентрације $4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol}/\text{dm}^3$. 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 налази се у 150cm^3 раствора концентрације $4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol}/\text{dm}^3$ (колико је потребно за експеримент)
 $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol} : 1000\text{cm}^3 = 6 \cdot 10^{-4}\text{mol} : x$ $x = 7,5\text{cm}^3$ раствора концентрације $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol}/\text{dm}^3$ садржи $6 \cdot 10^{-4}\text{mola}$ KBr
 $7,5\text{cm}^3$ раствора концентрације $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol}/\text{dm}^3$ треба одмерити и допунити водом до 150ml за добијање раствора концентрације $4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol}/\text{dm}^3$.

Осим моларне концентрације квантитативан састав раствора 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):

$$\text{масени однос } \frac{n_B}{n_A}$$

$$\text{моларни однос } \frac{n_B}{n_A}$$

$$\text{запремински однос } \frac{V_B}{V_A}$$

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

$$\text{масени удео } \omega = \frac{n_B}{\sum n_i}$$

$$\text{моларни удео } \chi_B = \frac{n_B}{\sum n_i}$$

$$\text{запремински удео } \varphi_B = \frac{V_B}{\sum V_i}$$

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 - број грама растворене супстанце у 100g раствора**.

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 ($\omega_B = \frac{20g}{100g} = 0,20 = 20\% = 200\text{‰} = 200000\text{ppm}$).

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

$$\text{масена концентрација } \gamma_B = \frac{M_B}{V}$$

$$\text{моларна концентрација } C_B = \frac{n_B}{V}$$

$$\text{запреминска концентрација } \sigma_B = \frac{V_B}{V}$$

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 $0,40\text{dm}^3$ алкохола.

Примери израчунавања на основу процентне концентрације:

1. Колико воде и колико AgNO_3 треба узети да би се направило 1420g 36%-тног раствора?
 $100g : 36g = 1420g : x$ $x = 511,2g \text{ AgNO}_3$ $1420g - 511,2g = 908,8g \text{ H}_2\text{O}$
2. Изразити у процентима концентрацију раствора који се добија растварањем 86,4g NaCl у 153,6g воде.
 $86,4g + 53,0g = 240,0g$ раствора $86,4g : 240,0g = x : 100g$ $x = 36,00g$ у 100g раствора
одн. 36,00%-ни раствор
3. Наћи молске уделе раствора који садржи 0,530mola растворене супстанце и 2,410mola растварача.
 $0,530\text{mol} + 2,410\text{mol} = 2,940\text{mol}$ укупно у раствору
молски удео растворене супстанце $\chi_B = \frac{0,530\text{mol}}{2,940\text{mol}} = 0,180$
молски удео растварача $\chi_A = \frac{2,410\text{mol}}{2,940\text{mol}} = 0,820$
 $\chi_A + \chi_B = 0,180 + 0,820 = 1,000$
4. Колико је грама кристалне соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ потребно за припремање 300g 5,65%-тног раствора?
 $M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142$ $5,65g : 100g = x : 300g$ $x = 16,95g$ безводног Na_2SO_4 потребно је за припремање раствора
 $M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 322$ $322g : 142g = x : 16,95g$ $x = 38,44g$ кристалне соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ садржи 16,95g безводног Na_2SO_4
 $300g - 38,44g = 261,56g \text{ H}_2\text{O}$
За прављење 300g 5,65%-тног раствора Na_2SO_4 потребно је 38,44g кристалне соли и 261,56g воде.
5. Колико грама 30%-тног раствора H_2O_2 треба узети за прављење 50g 6%-тног раствора?
 $6g : 100g = x : 50g$ $x = 3g \text{ H}_2\text{O}_2$ је потребно да буде у раствору који нам треба
 $30g : 100g = 6g : x$ $x = 10g$ 30%-тног раствора H_2O_2 садржи потребну количину H_2O_2 (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.

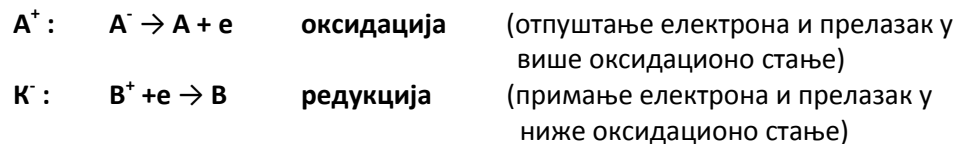
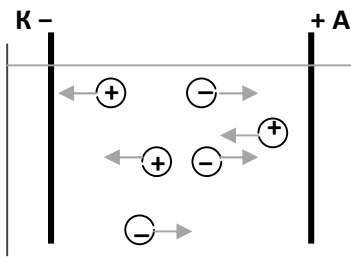
РАСТВОРИ ЕЛЕКТРОЛИТА

Јонска једињења се у чврстом кристалном стању и у воденим растворима налазе у облику јона (позитивних и негативних). Раствори и водени раствори јонских једињења проводе електричну струју (у њима се налазе слободни лако покретљиви јони), па их називамо електролитима.

При растварању јонских кристала у води дешавају се два процеса:

- разарање кристалне решетке (раскидају се јонске везе унутар кристала) – ендотерман процес (троши се енергија једнака енергији кристалне решетке),
- хидратација (молекули воде окружују јоне у раствору и стварају са њима међумолекулске јон-дипол везе) – егзотерман процес (ослобађа се енергија хидратације).

Многа ковалентна једињења (са поларном ковалентном везом) при хемијској реакцији са водом дају јоне и понашају се као електролити.



Јонски раствори проводе електричну струју.

При провођењу једносмерне електричне струје кроз раствор електролита супстанца се разлаже на елементе из којих је изграђена.

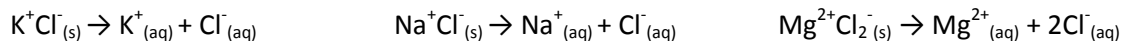
Негативно наелектрисани јони (анјони) крећу се ка позитивно наелектрисаној електроди (аноде) на којој се врши процес отпуштања електрона и прелазак јона у атомско стање (више оксидационо стање) – оксидација.

Позитивно наелектрисани јони (катјони) крећу се ка негативно наелектрисаној електроди (катоде) на којој се врши процес примања електрона и прелазак јона у атомско стање (ниже оксидационо стање) – редукција.

Процес разлагања супстанце на елементе из којих је изграђена под дејством електричне струје назива се електролиза.

Раствори електролита могу да проводе и наизменичну струју, али тада не долази до електролизе.

Раствори електролита имају веће снижење ТТ (ТМ) и повишење ТК, као и већи осмотски притисак него што то одговара њиховој моларној концентрацији. Разлог је што се у раствору налази више честица него што је растворено молава супстанце – растварањем електролита у води долази до разлагања супстанце на јоне (сваки мол супстанце дисосује на два или више молава јона).



Теорија електролитичке дисоцијације (Arrhenius) – растварањем у води електролити дисосују на јоне који су хидратисани.

Сваки јон у раствору је обавијен слојем молекула воде који су везани јон-дипол везама – сваки јон у раствору је хидратисан. Степен хидратације тј. јачина јон-дипол везе и број везаних молекула воде зависи од величине и наелектрисања јона. Што је јон мањи и више наелектрисан јаче је хидратисан. Због тога су катјони

јаче хидратисани од анјона (настали од атома елемената у истој периоди – дуж периоде опада хидратисаност јона). Дуж групе опада хидратација јона (расте полупречник јона). При процесу хидратације ослобађа се енергија хидратације која је већа што је јон јаче хидратисан. Хидратација може бити толико јака да јони при уграђивању у кристалну решетку улазе у њу као аква-комплексни јони чиме настају хидрати нпр. $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}[(\text{SO}_4)\cdot(\text{H}_2\text{O})]^{2-}$ или $\text{CuSO}_4\cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Многи електролити растварају се и у другим течностима и дају јонске растворе који проводе електричну струју (нпр. течном амонијаку, водоник-пероксиду, флуороводонику и неким органским растварачима као што су метанол, етанол, глицерол, ацетон пиридин итд. који су сви поларни растварачи и при растварању се одвијају слични процеси као при растварању у води – молекули растварача окружују јоне и везују се јон-дипол везама – процес солватације - јони су солватизовани).

ЈАКИ И СЛАБИ ЕЛЕКТРОЛИТИ

Електролити су једињења чији водени раствори проводе електричну струју. Јонска једињења у воденим растворима дисосују на јоне који су хидратисани (електролитичка дисоцијација).

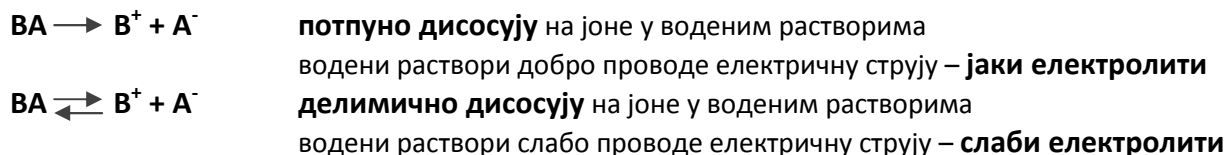
Пошто у растворима електролита јони проводе електричну струју **електрична проводљивост** \mathcal{K} електролита зависи од врсте јона и пропорционална је њиховој концентрацији.

Да бисмо могли да упоређујемо поједине електролите или јоне према њиховој способности провођења електричне струје дефинисана је **моларна проводљивост**:

$$\text{за електролите} \quad \Lambda = \mathcal{K}/C \quad \text{за јоне} \quad \lambda = \mathcal{K}/C_i \quad \Lambda = \lambda_+ + \lambda_-$$

При провођењу струје приближно једнако учествује сваки присутни јон, па је моларна проводљивост електролита једнака збиру моларних проводљивости катјона и анјона (узимајући у обзир број јона на који дисосује тај електролит). Проводљивост јона је већа што је јон мањи јер се смањује отпор молекула воде при кретању јона кроз раствор. Величина јона у раствору зависи и од степена хидратације (и вискозности растварача) – моларна јонска проводљивост зависи од величине јона, степена његове хидратације и вискозности растварача.

Постоје електролити чије су моларне проводљивости раствора много мање него код већине електролита. Очигледно је да је концентрација јона у њиховим растворима много мања од концентрације саме растворене супстанце тј. концентрације раствора. Такве супстанце нису потпуно дисосоване у воденим растворима већ се у раствору осим јона налазе и молекули који су са јонима у динамичкој равнотежи.



Подела на јаке и слабе електролите зависи од врсте растварача. Постоји предлог да се јаки електролити називају прави електролити, а да се слаби електролити називају потенцијални електролити (ако тек под утицајем неког растварача постају јаки електролити).

Степен дисоцијације електролита је однос броја дисосованих молекула у односу на укупан број молекула у раствору.

$$\alpha = \frac{A}{A_0} \leq 1 \quad \text{за јаке електролите} \quad \alpha \approx 1$$

$$\text{за слабе електролите} \quad \alpha \ll 1$$

Констаната дисоцијације електролита (мерило јачине електролита)

$$K = \frac{[\text{B}^+][\text{A}^-]}{[\text{BA}]} = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}$$

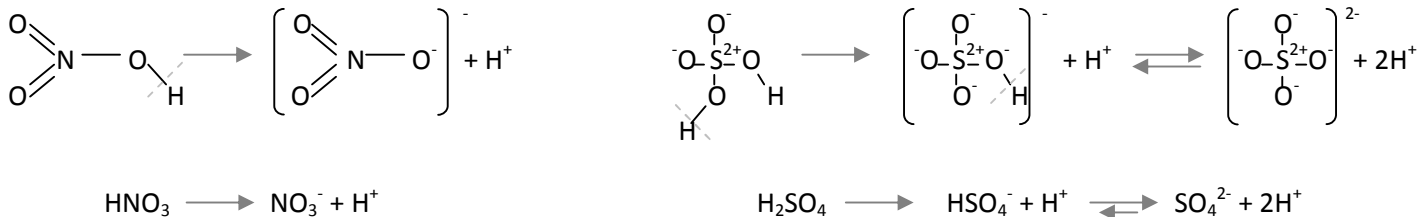
Јаки (прави) електролити су једињења која садрже стабилну јонску везу која не може прећи у ковалентну. То су типична јонска једињења.

Слаби (потенцијални) електролити су једињења која садрже ковалентну везу са делимичним јонским карактером (поларну ковалентну везу) која омогућава значајан степен дисоцијације једињења при растварању.

Што је већи удео јонског карактера у ковалентној вези то се она лакше хетеролитички раскида тј. долази до дисоцијације на јоне и електролит је јачи.

Дисоцијација ковалентних једињења

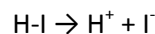
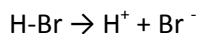
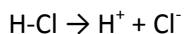
У молекулу се хетеролитички раскида веза која је најполарнија тј. између атома који се највише разликују по електронегативности.



Хетеролитички се раскида О-Н веза, настаје водоников јон H^+ и негативан комплексни анјон.

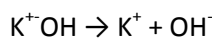
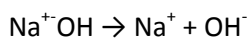
Код HSO_4^- јона још увек постоји О-Н веза, али је молекулски јон већ негативно наелектрисан, па је следеће раскидање О-Н везе теже.

Степен дисоцијације одн. јачина киселине зависи од јачине О-Н везе. Што је О-Н веза слабија лакше ће се раскидати и киселина је јача јер је више дисосована. Јачина О-Н везе зависи од густине електронског облака око кисеониковог атома за који је везан водоников атом, а густина електронског облака је мања што је већа електронегативност централног атома за који је везан атом кисеоника и што је већи број кисеоникових атома везаних за централни атом.

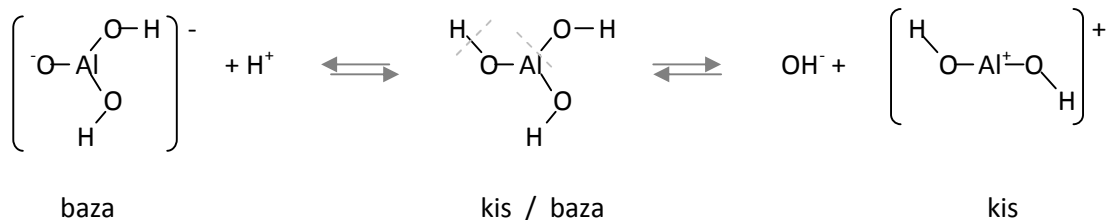


Што је веза између атома слабија због смањења разлике електронегативности везаних атома то се веза лакше хетеролитички раскида и киселина је јача.

Код база се раскида само јонска веза између металног јона и кисеоника:



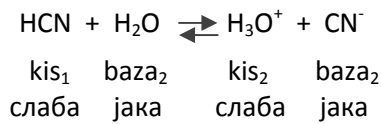
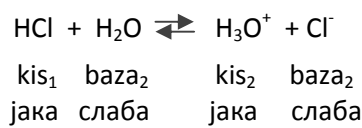
Ако је електронегативност централног атома приближна електронегативности водониковог атома веза између централног атома и кисеоника може бити приближно исте поларности као О-Н веза. Тада се хетеролитички може раскидати и једна и друга веза у зависности од услова:



амфотерни електролити

У воденим растворима H_3O^+ је најјача киселина, а OH^- је најјача база – ови јони одређују киселост или базност воденог раствора.

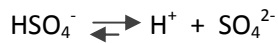
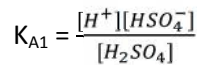
Примери:



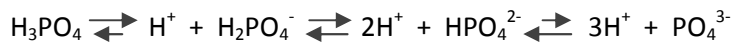
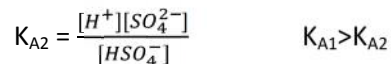
јака киселина



kis baza



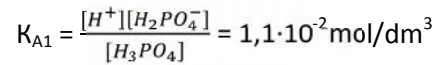
kis baza



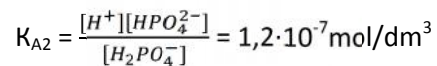
киселина средње јачине



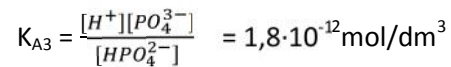
kis baza



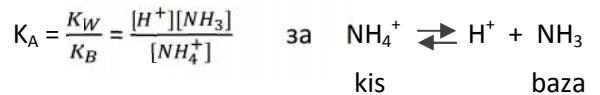
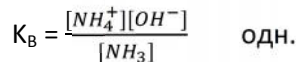
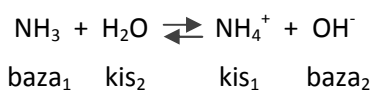
kis baza



kis baza



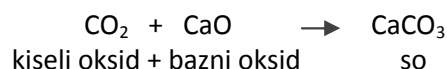
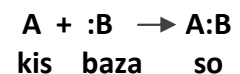
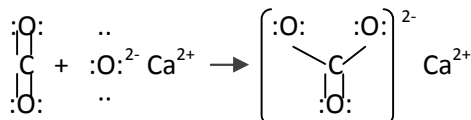
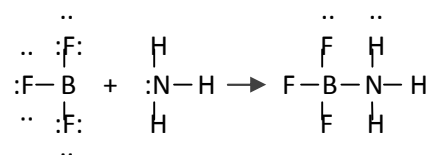
$K_{A1} > K_{A2} > K_{A3}$



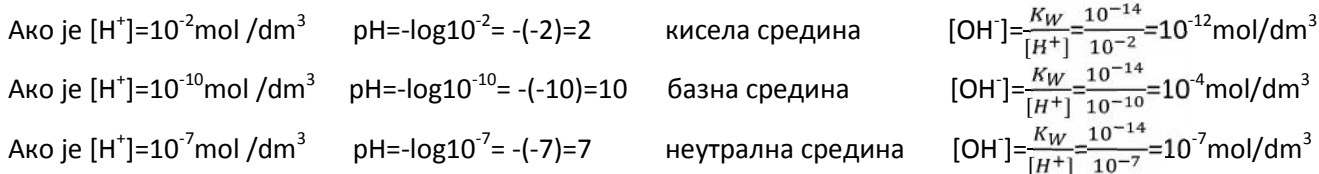
Lewis-ова теорија

База је супстанца која има слободан електронски пар на који везује киселину - нуклеофилна честица.

Киселина је супстанца која због недостатка електрона може да се веже на слободан електронски пар базе – електрофилна честица.



Примери:



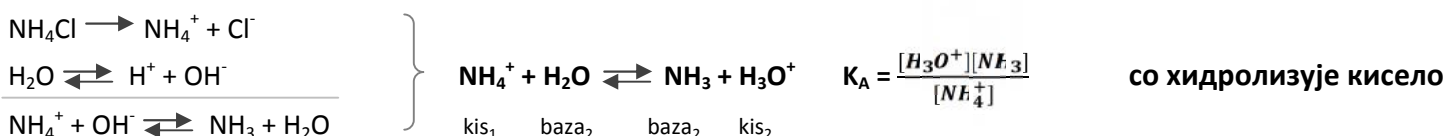
ХИДРОЛИЗА СОЛИ

Јаке киселине, јаке базе и соли потпуно дисосују у воденим растворима. Слабе киселине и слабе базе делимично (повратно) дисосују у воденим растворима – у раствору се налази конјуговани киселинско-базни пар тј. налази се и јонски и молекулски облик слабе киселине или слабе базе који су у равнотежи.

Реакција киселине и базе када настаје со је реакција неутрализације. Реакција која се дешава у супротном смеру тј. повратна реакција је реакција хидролизе соли (разлагање соли под дејством воде).



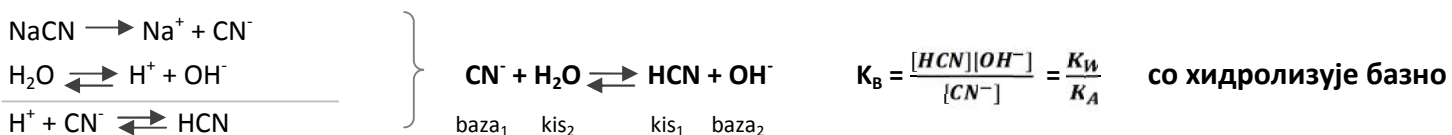
Со слабе базе (NH_4OH одн. NH_3) и јаке киселине (HCl)



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.

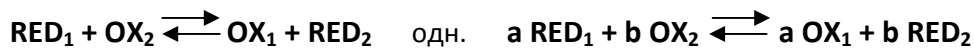
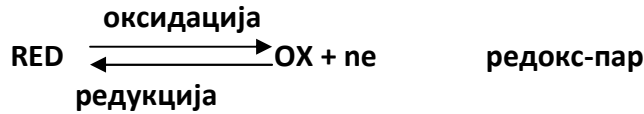
Соли јаких киселина и јаких база не подлежу хидролизи у воденим растворима – раствор је неутралан.

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 редуктовани облик, а виши степен оксидације је оксидовани облик, у равнотежи су и чине редокс-пар.



$$K^0_{\text{OR}} = \frac{[\text{OX}_1]^a [\text{RED}_2]^b}{[\text{RED}_1]^a [\text{OX}_2]^b}$$

константа равнотеже редокс-реакције

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

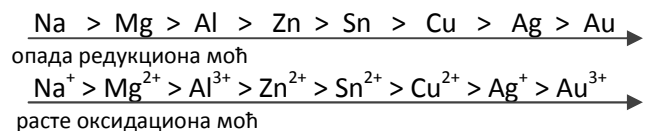
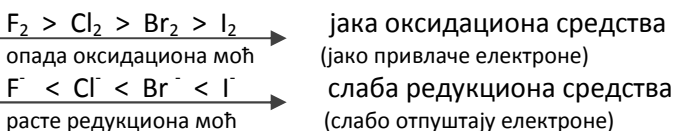


Што је мањи афинитет према електронима редуктовани облик супстанце лакше отпушта електроне и прелази у оксидациони облик (више оксидационо стање) то је јаче редукционо средство, а његов оксидациони облик ће теже везивати електроне, па је слабије оксидационо средство. Такве супстанце имају мали афинитет према електрону и електронегативност (метали лако отпуштају електроне и јака су редукциона средства, а њихови катјони тешко примају електроне и слаба су оксидациона средства).

Алкалини 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.

Што је већи афинитет према електронима оксидовани облик супстанце лакше везује електроне и прелази у редуктовани облик (ниже оксидационо стање) то је јаче редукционо средство, а његов редукциони облик ће теже отпуштати електроне, па је слабије редукционо средство. Такве супстанце имају велики афинитет према електрону и електронегативност (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.

Оксидациона средства: MnO₂, MnO₄²⁻, MnO₄⁻, PbO₂, CrO₄⁻, Cr₂O₇²⁻, IO₃⁻, BrO₃⁻, ClO₃⁻, Ce⁴⁺, Co³⁺, H₂O₂, HNO₃,

H₂SO₄конц, HClO₄конц.

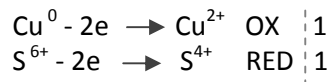
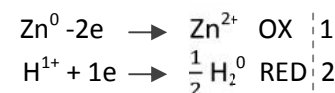
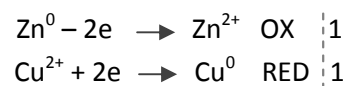
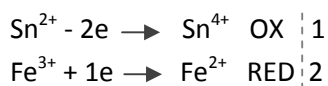
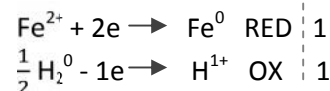
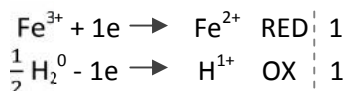
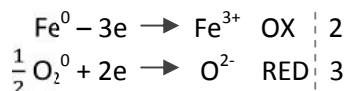
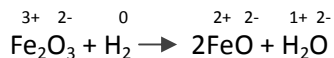
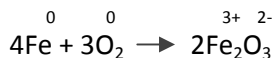
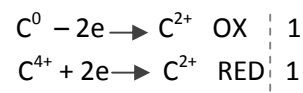
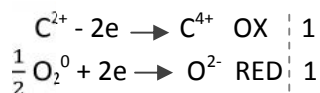
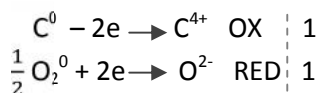
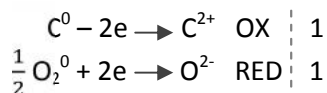
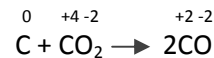
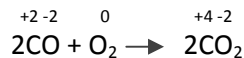
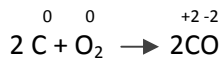
Редукована средства: Fe²⁺, Sn²⁺, Ti³⁺, V³⁺, Cr²⁺, SO₂, SO₃²⁻, H₂S, AsO₃³⁻.

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 реактаната и услова у којима се одвија реакција (температура, киселост средине).

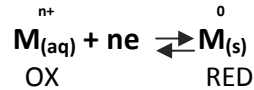
Примери редокс-реакција:



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+ (SO₄²⁻-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) – метал губи више јона него што их прима и на њему 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. Положај равнотеже одређен је константом равнотеже редокс-система $K_{\text{O/R}}^0$. Што метал лакше отпушта електроне константа равнотеже $K_{\text{O/R}}^0$ је мања и електрични потенцијал метала је негативнији у односу на раствор – метал је јаче редуционо средство – добијамо меру редуције моћи метала одн. оксидационе моћи металних јона.

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

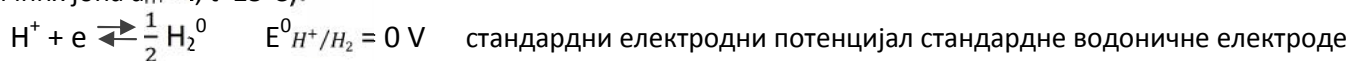
$$\varphi = \varphi_{\text{OX/RED}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{OX}]}{[\text{RED}]} = \varphi_{\text{OX/RED}}^0 + \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{OX}]}{[\text{RED}]}$$

одн.
$$\varphi = \varphi_{\text{M}^{n+}/\text{M}}^0 + \frac{0,059}{n} \log [\text{M}^{n+}] \quad \text{потенцијал електроде у раствору}$$

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** (жица од порозне платине око које струји гасовити водоник под притиском од 1bar, а све је уроњено у раствор киселине чији је активитет водоничних јона $a_{\text{H}^+}=1$, $t=25^\circ\text{C}$).



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

Што је $E_{\text{OX/RED}}^0$ 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 $E_{\text{OX/RED}}^0$ 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).

Метал може редуковати сваки метални јон чији метал има већи стандардни електродни потенцијал $E_{\text{OX/RED}}^0$, а метални јони могу оксидовати сваки метал који има мањи стандардни електродни потенцијал $E_{\text{OX/RED}}^0$.

Напонски низ метала је класификација метала према величини стандардних електродних потенцијала $E_{\text{OX/RED}}^0$. Ако је $E_{\text{OX/RED}}^0 < 0$ 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 $E_{\text{OX/RED}}^0 > 0$ 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.

$K^+ \quad Pt, H_2/H^+ \quad // \quad Zn^{2+}/Zn \quad A^- \quad E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76V$ Zn лакше отпушта електроне од Н и раствара се
смер електрона је од Zn ка Pt, H₂

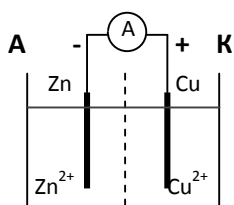
$A^- \quad Pt, H_2/H^+ \quad // \quad Cu^{2+}/Cu \quad K^+ \quad E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V$ Cu теже отпушта електроне од Н и таложи се из раствора
смер електрона је од Pt, H₂ ка Cu

Електродни потенцијал $E = E^0_{OX/RED} + \frac{0,059}{n} \log \frac{[OX]}{[RED]}$ одн. $E = E^0_{M^{n+}/M} + \frac{0,059}{n} \log [M^{n+}]$
за метал уроњен у раствор својих јона

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

ХЕМИЈСКИ ИЗВОРИ ЕЛЕКТРИЧНЕ СТРУЈЕ

Галвански спрег (Даниелов елемент)



$E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76V < 0$ Zn²⁺ 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 Cu²⁺ јона одлази у раствор – позитивнија електрода

Електромоторна сила спрега $EMS = E_1 - E_2$ ($E_1 > E_2$ тј. $EMS > 0$)

$$E_{Zn} = E^0_{Zn^{2+}/Zn} + \frac{0,059}{2} \log [Zn^{2+}] = -0,76V + \frac{0,059}{2} \log [Zn^{2+}]$$

$$E_{Cu} = E^0_{Cu^{2+}/Cu} + \frac{0,059}{2} \log [Cu^{2+}] = +0,34V + \frac{0,059}{2} \log [Cu^{2+}]$$

$$EMS = E_{Cu} + E_{Zn} = E^0_{Cu^{2+}/Cu} + \frac{0,059}{2} \log [Cu^{2+}] - \left(E^0_{Zn^{2+}/Zn} + \frac{0,059}{2} \log [Zn^{2+}] \right) = E^0_{Cu^{2+}/Cu} - E^0_{Zn^{2+}/Zn} + \frac{0,059}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]} =$$

$$= EMS^0 + \frac{0,059}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]} = +0,34V - (-0,76V) + \frac{0,059}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]} = 1,10V + \frac{0,059}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]} \quad \text{за одређену температуру}$$

$$EMS^0 = E^0_{Cu^{2+}/Cu} - E^0_{Zn^{2+}/Zn} = +0,34V - (-0,76V) = 1,10V \quad \text{стандардна EMS спрега}$$

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

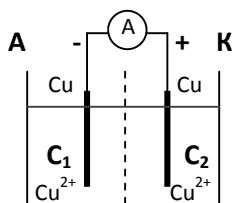
Позитиван пол спрега је Cu-електрода на којој се одиграва процес редукције – катода: $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$

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

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

Иста реакциј се одиграва ако потопимо метални Zn у раствор Cu²⁺-јона.

Концентрациони спрег



Равнотежни потенцијали електрода су различити због различитих концентрација Cu²⁺-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.

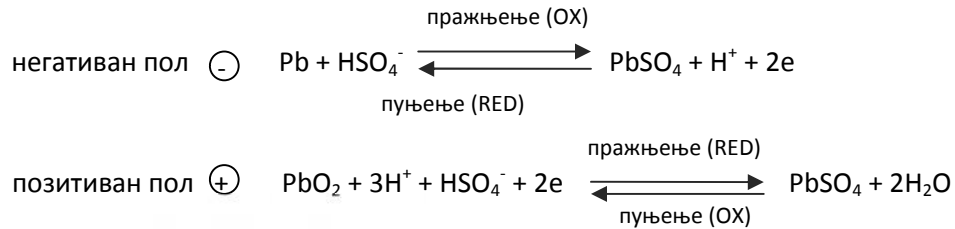
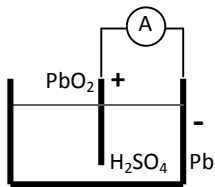
Потенцијал електроде у разблаженијем раствору је негативнији од оног у концентрованијем раствору.

$$EMS = E^0_{Cu^{2+}/Cu} + \frac{0,059}{2} \log [Cu^{2+}]_1 - E^0_{Cu^{2+}/Cu} + \frac{0,059}{2} \log [Cu^{2+}]_2 = \frac{0,059}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]_1}{[Cu^{2+}]_2}$$

EMS концентрационог спрега зависи само од концентрација оба раствора и температуре.
Електрони се крећу од електроде уроњене у концентрованији раствор ка оној уроњеној у разблаженији.

Оловни акумулатор

Позитиван пол је Pb пресвучен слојем PbO₂ која је уроњена у 33% раствор H₂SO₄, а негативан пол су Pb-плоче.
PbO₂ је у киселој средини веома јако оксидационо средство и редукује се до Pb²⁺. На електродни потенцијал јако утиче концентрација H⁺ јона.



$$EMS = E^0_{Pb^{4+}/Pb^{2+}} - E^0_{Pb^{2+}/Pb} + \log [H^+]$$

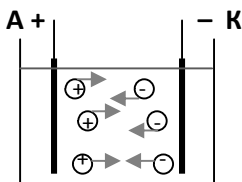
Пражњењем акумулатора електроде на површини добијају исто једињење, смањује се концентрација киселине и смањује се разлика потенцијала између електрода. Анода је Pb-плоча од које се крећу електрони ка катоди од PbSO₄.

Пуњењем акумулатора раствара се PbSO₄ на електродама, повећава се концентрација киселине у раствору и повећава се разлика потенцијала између електрода. Катода је PbSO₄ слој на Pb-плочи ка којој се крећу електрони од аноде која је уроњена у раствор и превлачи се слојем PbO₂.

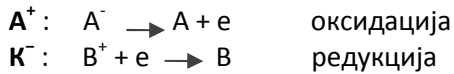
Када се акумулатор празни извор је струје, а када се пуни електролитичка ћелија.

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.



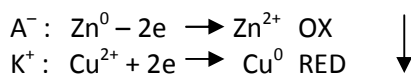
Јони се на електродама неутралишу до атома -
- једињење се разлаже на елементарне супстанце.

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.

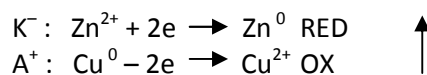
Процес електролизе није спонтан и треба извршити рад – одвија се супротан процес од спонтаног, па треба споља наметнути већи и супротан напон од оног који је карактеристичан за галвански спрег.

Галвански спрег



спонтани процес смер електрона

Електролитичка ћелија



није спонтани процес смер електрона

Ако Zn -електроди наметнемо већи негативни потенцијал од равнотежног изазваћемо редукцију Zn²⁺ јона из раствора (таложјење елементарног Zn).

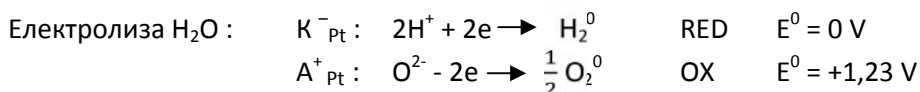
Ако Cu -електроди наметнемо позитивнији потенцијал од равнотежног изазваћемо растварање Cu и прелазак Cu²⁺ јона са метала у раствор.

Наметнути напон (разлика потенцијала) на коме почиње електролиза је **напон разлагања**.

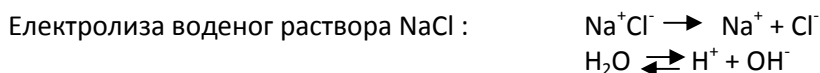
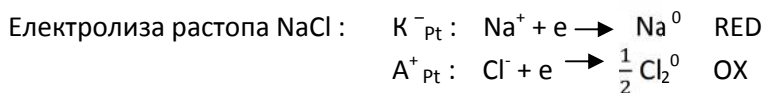
На катоди K^- ће се редуковати све молекулске врсте које могу да се редукују на том катодном потенцијалу. На аноди A^+ ће се оксидовати све молекулске врсте које могу да се оксидују на том анодном потенцијалу. Одвија се онај процес који је енергетски најповољнији.

Напон разлагања зависи од природе и концентрације електролита, али се мора наметнути вишак напона да би електролиза почела (активациони наднапон) који зависи од јачине струје и од природе и физичког стања површине електрода. Наднапон је мали за таложње метала, али прилично велики при издвајању гасова (нарочито H_2 и O_2). Такође се мора утрошити рад за савлађивање електричног отпора електролитичке ћелије (за одржавање одређене јачине струје).

$$\text{Напон разлагања} \quad U_r = (E_k + \eta_k) - (E_a + \eta_a) - IR$$

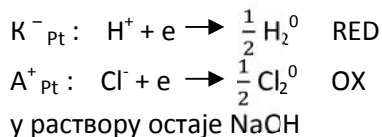


Напон разлагања H_2O је $-1,42 \text{ V}$ због наднапона O_2 на Pt-електроди.

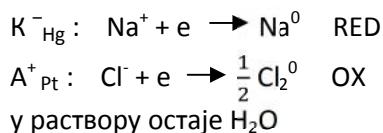


У раствору се налазе Na^+ и H^+ катјони који се могу редуковати на катоди и Cl^- и OH^- јони који се могу оксидовати на аноди.

са Pt-катодом:



са Hg-катодом:



За издвајање H_2 на Pt-електроди потребан је мањи напон него за издвајање Na који се тешко редукује. Уз Pt-катоду не могу се редуковати јако неплеменити метали из водених раствора. На Hg -катоди H_2 има велики наднапон и на њој ће се редуковати Na^+ јони и издвајати Na који са Hg гради амалгам.

Питања и задаци:

- Шта су дисперзни системи?
- Како делимо дисперзне системе према величини диспергованих честица?
- Шта су прави раствори и како их делимо према врсти растворених честица?
- Како можемо изразити састав раствора?
- Које су опште особине раствора?
- Какве су ТМ и ТК раствора у односу на чист растварач?
- Шта је дифузија?
- Шта је осмоза?
- Који се процеси дешавају при растварању и какви су топлотни ефекти тих процеса?
- Шта је растворљивост, од чега зависи и како се мења са променом температуре?
- Како делимо растворе према количини растворене супстанце?
- Шта је засићен раствор?
- Шта је незасићен раствор?
- Шта је пресићен раствор?
- Како се може изражавати квантитативан састав раствора?
- Шта је моларна концентрација раствора, како се обележава и која је јединица мере?
- Шта је процентна концентрација?
- Шта је промилна концентрација?
- Шта су електролити?
- Које особине имају раствори електролита и зашто?
- Како гласи теорија електролитичке дисоцијације?
- Шта је хидратација?
- Од чега зависи степен хидратације?
- Шта је моларна проводљивост електролита?
- Од чега зависи моларна јонска проводљивост?
- Шта је степен дисоцијације електролита?
- Како делимо електролите према моларној проводљивости?
- Шта су јаки, а шта слаби електролити?
- Да ли ковалентна једињења могу дисосовати у воденим растворима на јоне и могу ли бити електролити?
- Шта су киселине, а шта базе по Аренијусовој теорији?
- Шта су киселине, а шта базе по протолитичкој теорији?
- Шта је конјуговани киселинско-базни пар?
- Шта је киселинска, а шта базна константа и шта можемо закључити на основу њене вредности?
- Шта је неутрализација?
- Шта су соли?
- Како вода дисосује и на које јоне?
- Какве киселинско-базне особине има вода?
- Колика је концентрација H^+ и OH^- јона у чистој води?
- Шта је јонски производ воде?
- Шта је рН вредност?
- Како изгледа скала рН вредности у воденим растворима?
- Написати дисоцијације, изразе за константе дисоцијације и одредити киселинско-базне парове за следећа једињења: HCl , $HClO_4$, HNO_3 , HNO_2 , CH_3COOH , HCN , H_2CO_3 , NH_3 (NH_4OH), $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$.
- Израчунати концентрацију H^+ и OH^- јона у раствору чија је рН вредност: 5 ; 8 ; 5,5 ; 9,5 ; 1 ; 13; 4 ; 8,5 ; 9,5 ; 3. Каква је средина?
- Израчунати рН раствора који садржи: $[H^+]=10^{-4} mol/dm^3$; $[H^+]=10^{-6} mol/dm^3$; $[OH^-]=10^{-3} mol/dm^3$; $[OH^-]=10^{-9} mol/dm^3$; $[H^+]=10^{-4,5} mol/dm^3$; $[OH^-]=10^{-9,5} mol/dm^3$ и одредити о каквој се средини ради.
- Шта је хидролиза?
- Зашто долази до хидролизе и које соли хидролизују?
- Како хидролизују соли јаких киселина и слабих база?
- Како хидролизују соли слабих киселина и јаких база?
- Да ли соли слабих киселина и слабих база подлежу хидролизи?

- Да ли соли јаких киселина и јаких база подлежу хидролизи?
- Написати реакције хидролизе и константе хидролизе за следеће соли: NaHCO_3 , NH_4NO_3 , NaNO_2 , NH_4ClO_4 , CH_3COONa , Na_2CO_3 . Како ове соли хидролизују?
- Шта су амфолити?
- Шта су редокс-реакције?
- Шта је оксидација, а шта редукција?
- Шта је редокс-пар?
- Шта је оксидационо, а шта редукционо средство?
- Које супстанце су јака оксидациона, а које јака редукциона средства?
- Како можемо одредити да ли је нека оксидо-редукциона реакција могућа и шта одређује положај равнотеже?
- Од чега зависе оксидационе и редукционе моћи супстанци у реакцији?
- Написати пренос електрона и одреде коефицијенте у следећим редокс-реакцијама:
 $\text{Cu} + \text{HNO}_3_{\text{конц}} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + \text{HNO}_3_{\text{раз}} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ag} + \text{HNO}_3_{\text{конц}} \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag} + \text{HNO}_3_{\text{раз}} \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{конц}} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4_{\text{конц}} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Шта се дешава када метал уронимо у раствор његових јона?
- Од чега зависи потенцијал електроде у раствору?
- Шта је стандардни електродни потенцијал и шта нам он говори о редукционој моћи метала одн. оксидационој моћи металних јона?
- Шта је напонски низ метала?
- Шта су хемијски извори електричне струје?
- Шта је галвански спрег и од чега зависи EMS?
- Шта је концентрациони спрег и од чега зависи EMS?
- Шта је оловни акумулатор и од чега зависи EMS? Који се процеси дешавају при пражњењу и при пуњењу акумулатора?
- Како су електроде наелектрисане код хемијских извора електричне струје и који је смер кретања електрона?
- Шта је електролиза?
- Како су наелектрисане електроде при електролизи и који се процеси на њима одвијају?
- Шта је наднапон разлагања и од чега зависи?
- Који се производи издвајају на електродама при електролизи воде?
- Који се производи издвајају на електродама при електролизи растопа NaCl ?
- Који се производи издвајају на електродама при електролизи воденог раствора NaCl са Pt-катодом, а који са Hg-катодом?

СИСТЕМАТИЗАЦИЈА ГРАДИВА

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. 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 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 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 међупроизвода преко којих се одвија реакција).

Све хемијске реакције су реверзibilне – 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, 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 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 молова 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 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).

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 $[\text{H}^+]=[\text{OH}^-]=10^{-7}\text{mol/dm}^3$). Јонски производ воде је константа дисоцијације воде $K_w=10^{-14}\text{mol}^2/\text{dm}^6$. рН вредност је мера киселости средине $\text{pH}=-\log[\text{H}^+]$. У воденим растворима кисела средина има вредности рН 0-7, 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 растварати 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).

САДРЖАЈ

ОСНОВНИ ПОЈМОВИ И ЗАКОНИТОСТИ ХЕМИЈЕ

Супстанца, смеша	2
Елементи, једињења, симболи, формуле	3
Хемијске реакције, хемијске једначине	4
Релативна атомска маса, релативна молекулска маса	5
Мол, молска маса, молска запремина	6
Основи хемијског рачунања – израчунавање масених удела елемената у једињењима	6
Основи хемијског рачунања – израчунавање масених односа супстанци	7
Питања и задаци	9

СТРУКТУРА СУПСТАНЦИ

Структура атома – Боров модел	10
Енергетски нивои и поднивои	12
Електронска конфигурација	14
Периодичне промене структуре атома и особине елемената у периодном систему	15
Енергија јонизације, афинитет према електрону, електронегативност	16
Јонска хемијска веза	18
Неполарна ковалентна веза	19
Поларна ковалентна веза	22
Међумолекулске силе. Водонична веза	25
Особине једињења са јонском и ковалентном везом	26
Кристална структура супстанце	27
Питања и задаци	29
Систематизација градива	31

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

Кретање честица као услов хемијске реакције	33
Основни типови хемијских реакција	34
Енергетске промене при хемијским реакцијама	35
Брзина хемијске реакције	36
Фактори који утичу на брзину хемијске реакције	37
Утицај катализатора на брзину хемијске реакције	38
Повратне хемијске реакције	39
Хемијска равнотежа	40
Фактори који утичу на хемијску равнотежу	41
Ле Шателјеов принцип	43
Питања и задаци	45

РАСТВОРИ И ЕЛЕКТРИЧНЕ ОСОБИНЕ ВОДЕНИХ РАСТВОРА

Подела раствора (дисперзиона подела) и опште особине	47
Раствори и растворљивост	48
Концентрација раствора	50
Раствори електролита	52
Јаки и слаби електролити	53
Киселине, базе, соли	55
Јонски производ воде и рН раствора	57
Хидролиза соли	58
Амфотерност	59
Оксидо-редукционе реакције	60
Напонски низ метала	62
Хемијски извори електричне струје	63
Електролиза	64
Питања и задаци	66
Систематизација градива	68