

општа, неорганска, органска

# ХЕМИЈА

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.

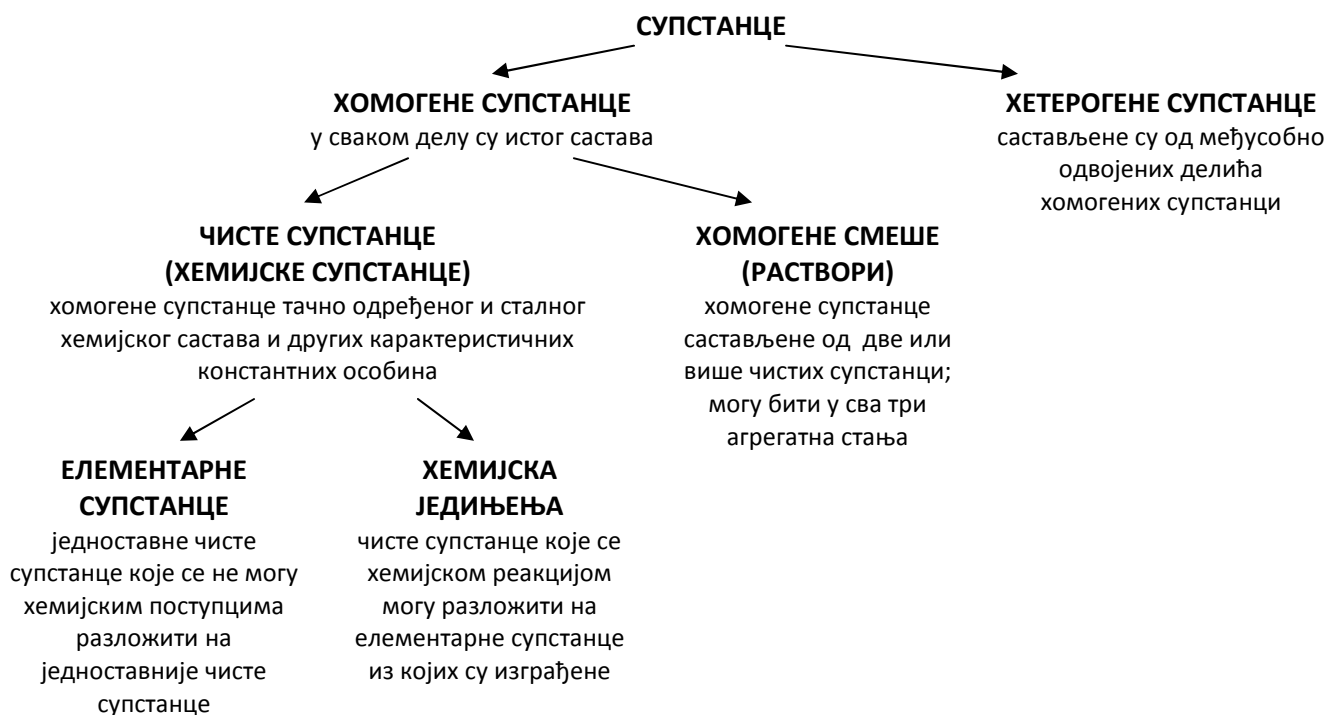
Код физичке промене мења се само енергетско стање супстанце, а састав супстанце може остати непромењен.

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.**



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 (раставарањем, 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.

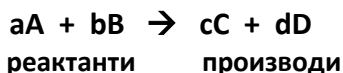
Атоми неког елемента при хемијској реакцији могу ући у молекуле неког једињења или из њих изаћи – при хемијској реакцији атоми се само прераспоређују између реагујућих супстанци, док њихова укупна маса у систему остаје непромењена.

**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 молова супстанци које међусобно учествују у реакцији).

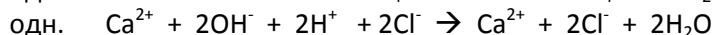
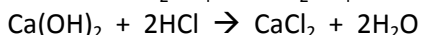
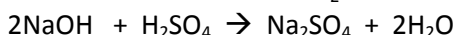
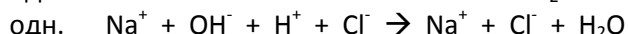
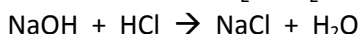
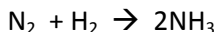
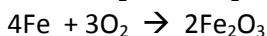
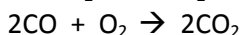
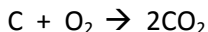
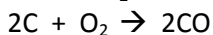
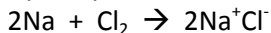


### Основна правила за састављање једначина хемијских реакција:

- морају бити познати реактанти и производи
- број атома сваког елемента у реактантима мора бити једнак броју атома у производима
- збир наелектрисања реактанта 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 уведена 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:

$$\text{H}_2 \quad A_r(\text{H})=1 \quad M_r(\text{H}_2)=2 \cdot 1=2$$

$$\text{O}_2 \quad A_r(\text{O})=16 \quad M_r(\text{O}_2)=2 \cdot 16=32$$

$$\text{N}_2 \quad A_r(\text{N})=14 \quad M_r(\text{N}_2)=2 \cdot 14=28$$

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

$$\text{NaOH} \quad A_r(\text{Na})=23 \quad A_r(\text{O})=16 \quad A_r(\text{H})=1 \quad M_r(\text{NaOH})=23+16+1=40$$

$$\text{HNO}_3 \quad A_r(\text{H})=1 \quad A_r(\text{N})=14 \quad A_r(\text{O})=16 \quad M_r(\text{HNO}_3)=1+14+16 \cdot 3=63$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \quad A_r(\text{H})=1 \quad A_r(\text{S})=32 \quad A_r(\text{O})=16 \quad M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)=2 \cdot 1+ 32+3 \cdot 16=98$$

## 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.

$$M = \frac{m}{n} \quad \text{моларна маса (M) супстанце је однос између масе супстанце (m) и броја молова (n).}$$

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.

$$\begin{array}{llll} A_xB_y & \text{масени удео} & \text{елемента A} & \omega_A = \frac{x \cdot Ar(A)}{Mr(A_xB_y)} & \text{у процентима } \omega_A \cdot 100\% \\ & & \text{елемента B} & \omega_B = \frac{y \cdot Ar(B)}{Mr(A_xB_y)} & \text{у процентима } \omega_B \cdot 100\% \\ & & \omega_A + \omega_B = 1 & \text{одн.} & \text{у процентима } \omega_A \cdot 100\% + \omega_B \cdot 100\% = 100\% \end{array}$$

Пример: Израчунати масене уделе елемената у  $\text{CuSO}_4$ .

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

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

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

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

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

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

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

У претходном примеру је:

Cu	$159,5 : 100\% = 1 \cdot 63,5 : x$	$x = \frac{1 \cdot 63,5 \cdot 100\%}{159,5} = 39,81\% \text{ Cu}$
----	------------------------------------	---

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

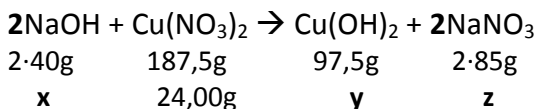
O	$159,5 : 100\% = 4 \cdot 16 : x$	$x = \frac{4 \cdot 16 \cdot 100\%}{159,5} = 40,13\% \text{ O}$
---	----------------------------------	--

### 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 реактанта 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  $\text{NaOH}$  реагује са  $24,00\text{g}$   $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и колико се грама  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  и  $\text{NaNO}_3$  добија при томе.



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

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  $1\text{mola NaOH}$  је  $40\text{g}$ , а у реакцију ступа  $2\text{mola}$

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

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

маса  $1\text{mola NaNO}_3$  је  $85\text{g}$ , а реакцијом се добија  $2\text{mola}$



$$80\text{gNaOH} : 187,5\text{gCu(NO}_3)_2 = \text{xgNaOH} : 24,00\text{gCu(NO}_3)_2$$

$$\text{x} = \frac{24,00\text{g} \cdot 80\text{g}}{187,5\text{g}} = 10,24\text{g NaOH}$$

$$97,5\text{gCu(OH)}_2 : 187,5\text{gCu(NO}_3)_2 = \text{ygCu(OH)}_2 : 24,00\text{gCu(NO}_3)_2$$

$$\text{y} = \frac{24,00\text{g} \cdot 97,5\text{g}}{187,5\text{g}} = 12,48\text{g Cu(OH)}_2$$

$$170\text{gNaNO}_3 : 187,5\text{gCu(NO}_3)_2 = \text{zgNaNO}_3 : 24,00\text{gCu(NO}_3)_2$$

$$\text{z} = \frac{24,00\text{g} \cdot 170\text{g}}{187,5\text{g}} = 21,76\text{g NaNO}_3$$

У реакцију са 24,00g Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> ступа 10,24g NaOH (укупно 34,24g реактаната) и при томе се добија 12,48g Cu(OH)<sub>2</sub> и 21,76g NaNO<sub>3</sub> (укупно 34,24g производа).

**Пример 2:** Израчунати на основу једначине хемијске реакције колико грама Zn и HCl треба да реагује да би се добило 28dm<sup>3</sup> H<sub>2</sub> при стандардним условима и колико се грама ZnCl<sub>2</sub> добија при томе.



$$\begin{array}{cccc} 65,4\text{g} & 2 \cdot 36,5\text{g} & 136,4\text{g} & 22,4\text{dm}^3 \\ \text{x} & \text{y} & \text{z} & 28\text{dm}^3 \end{array}$$

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

маса 1mola Zn је 65,4g

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

маса 1mola HCl је 36,5g

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

маса 1mola ZnCl<sub>2</sub> је 136,4g

1mol H<sub>2</sub> (гас) заузима запремину од 22,4dm<sup>3</sup>

$$65,4\text{gZn} : 22,4\text{dm}^3\text{H}_2 = \text{xgZn} : 28\text{dm}^3\text{H}_2$$

$$\text{x} = \frac{28\text{dm}^3 \cdot 65,4\text{g}}{22,4\text{dm}^3} = 81,75\text{g Zn}$$

$$36,5\text{gHCl} : 22,4\text{dm}^3\text{H}_2 = \text{ygHCl} : 28\text{dm}^3\text{H}_2$$

$$\text{y} = \frac{28\text{dm}^3 \cdot 36,5\text{g}}{22,4\text{dm}^3} = 91,25\text{g HCl}$$

$$136,4\text{gZnCl}_2 : 22,4\text{dm}^3\text{H}_2 = \text{zgZnCl}_2 : 28\text{dm}^3\text{H}_2$$

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

Mr(H<sub>2</sub>) = 2 · 1 = 2    маса 1mola H<sub>2</sub> је 2g и заузима запремину од 22,4dm<sup>3</sup>

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

Реаговало је 81,75g Zn са 91,25g HCl (укупно 173g реактаната), а при реакцији настаје 170,50g ZnCl<sub>2</sub> и 2,50g H<sub>2</sub> (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:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{CaHPO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ .
- Шта је мол?
- Шта је моларна маса?
- Шта је моларна запремина?
- Израчунати масене уделе елемената у следећим једињењима:  
 $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{SnCl}_4$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Израчунати на основу једначине хемијске реакције колико је грама  $\text{Mg}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  потребно за добијање  $18,00\text{g}$   $\text{MgSO}_4$  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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{CaCl}_2$  потребно за добијање  $120,00\text{g}$   $\text{CaCO}_3$  и колико се грама  $\text{NaCl}$  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  $\text{Mg}$  и  $\text{HCl}$  треба да реагује да би се добило  $12,00\text{g}$   $\text{MgCl}_2$  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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  потребно за реакцију растварања  $10,00\text{g}$   $\text{CuO}$  и колико се грама  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{H}_2\text{O}$  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  $\text{Zn}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  потребно да би се добило  $8,5\text{dm}^3$   $\text{H}_2$  и колико се грама  $\text{ZnSO}_4$  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  $\text{CaCl}_2$  потребно за реакцију са  $12,00\text{g}$   $\text{AgNO}_3$  и колико се грама  $\text{AgCl}$  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.

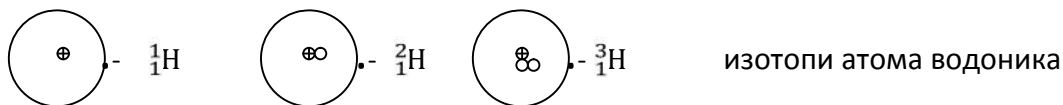
**Електрон** је честица веома мале масе која је носилац најмање количине негативног наелектрисања. Електрон се окреће око своје осе (спин), па се понаша као мали магнет (има магнетни диполни момент).

**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 електронеутралан. 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  $\lambda$  одн. фреквенције  $\nu$ ) 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 аналогiji 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  $n=1$

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

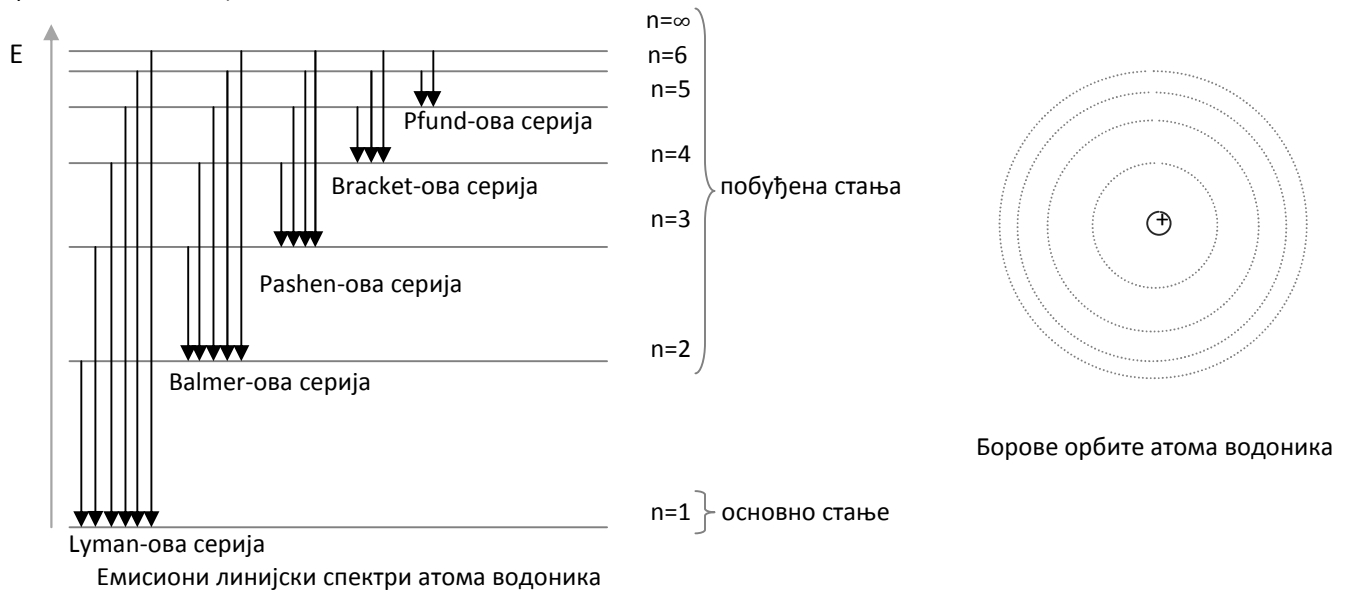
Овакав модел атома водоника савршено се слагао са експериментима.

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  $\lambda$ . 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 засеђивања 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  $+k \dots +1, 0, -1 \dots -k$ ).

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 понашаше 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 одређеној 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  $\Delta p \cdot \Delta x \geq h$  где је  $\Delta p = m \cdot \Delta v$  неодређеност импулса електрона и  $\Delta x$  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  $\Psi$** . 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  $n, \ell, m_\ell$  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  $\ell$ , а различит магнетни квантни број  $m_\ell$  су исте енергије (дегенерисане орбитале), а разликују се по усмерености у простору – заједно чине енергетски подниво.

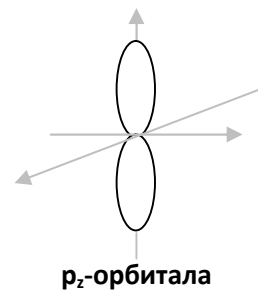
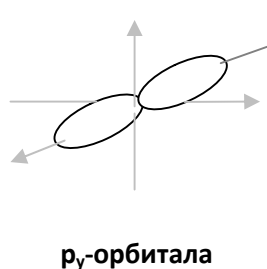
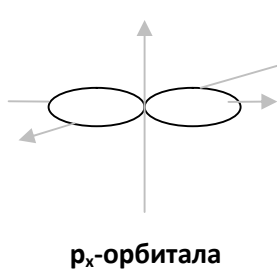
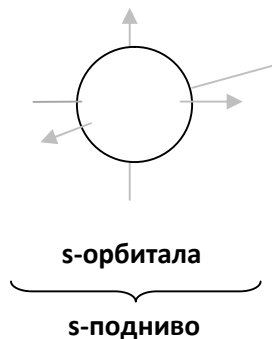
**У сваку атомску орбиталу могу се сместити два електрона који морају имати супротан спин (различит квантни број оријентације спина  $m_s$ ).**

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).



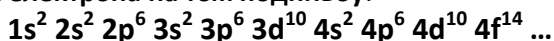
**p-подниво**

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?

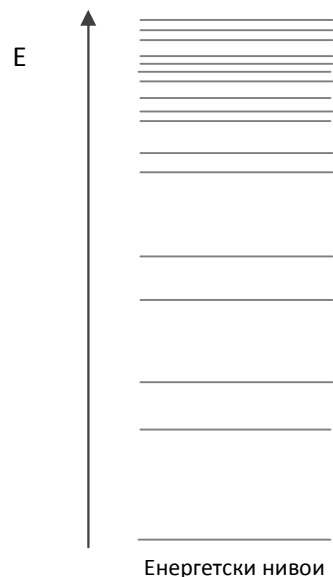
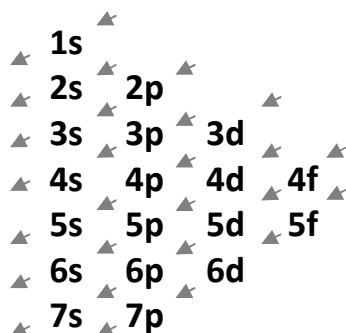
Електрон се смешта у слободну орбиталу најниже енергије. Када се она попуни следећи електрон се смешта у следећу слободну орбиталу најниже енергије итд. Када се попуни један енергетски ниво почиње попуњавање следећег нивоа тако што се прво попуњава подниво најниже енергије.

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:

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

### Примери електронских конфигурација атома елемената:

<sup>19</sup> K	<u>1s<sup>2</sup></u> <u>2s<sup>2</sup></u> <u>2p<sup>6</sup></u> <u>3s<sup>2</sup></u> <u>3p<sup>6</sup></u> <u>4s<sup>1</sup></u>	↑							
<sup>56</sup> Ba	<u>1s<sup>2</sup></u> <u>2s<sup>2</sup></u> <u>2p<sup>6</sup></u> <u>3s<sup>2</sup></u> <u>3p<sup>6</sup></u> <u>4s<sup>2</sup></u> <u>3d<sup>10</sup></u> <u>4p<sup>6</sup></u> <u>5s<sup>2</sup></u> <u>4d<sup>10</sup></u> <u>5p<sup>6</sup></u> <u>6s<sup>2</sup></u>	↑↓							
<sup>35</sup> Br	<u>1s<sup>2</sup></u> <u>2s<sup>2</sup></u> <u>2p<sup>6</sup></u> <u>3s<sup>2</sup></u> <u>3p<sup>6</sup></u> <u>4s<sup>2</sup></u> <u>3d<sup>10</sup></u> <u>4p<sup>5</sup></u>	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑						
<sup>25</sup> Mn	<u>1s<sup>2</sup></u> <u>2s<sup>2</sup></u> <u>2p<sup>6</sup></u> <u>3s<sup>2</sup></u> <u>3p<sup>6</sup></u> <u>4s<sup>2</sup></u> <u>3d<sup>5</sup></u>	↑↓	↑ ↑ ↑ ↑ ↑						
<sup>29</sup> Cu	<u>1s<sup>2</sup></u> <u>2s<sup>2</sup></u> <u>2p<sup>6</sup></u> <u>3s<sup>2</sup></u> <u>3p<sup>6</sup></u> <u>4s<sup>1</sup></u> <u>3d<sup>10</sup></u>	↑	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓						

Код бакра (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<sup>1</sup> nd<sup>10</sup>. Слично одступање имамо код елемената Vlb 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 Vlb групе је ns<sup>1</sup> nd<sup>5</sup> ↑ ↑ ↑ ↑ ↑ ↑ .

## ПЕРИОДИЧНЕ ПРОМЕНЕ СТРУКТУРЕ АТОМА И ОСОБИНА ЕЛЕМЕНАТА У ПЕРИОДНОМ СИСТЕМУ ЕЛЕМЕНАТА

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 периодима (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:

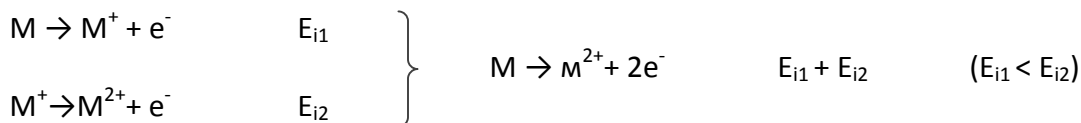
- атоми пређу у позитивно и негативно наелектрисане јоне који међусобним привлачењем стварају јонску везу (уз ослобађање потенцијалне енергије)
- атоми стварају заједнички електронски пар изменом електрона и тако се повезују ковалентном везом.
- 

**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.

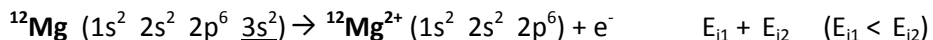
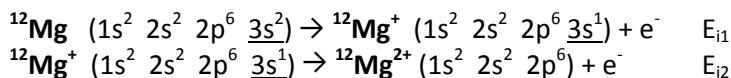
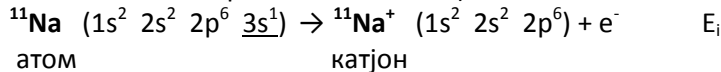
**Енергија јонизације  $E_i$  је она енергија коју треба довести атому у гасовитом стању да би отпустио валентни електрон и прешао у позитивно наелектрисан јон – катјон.**



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).



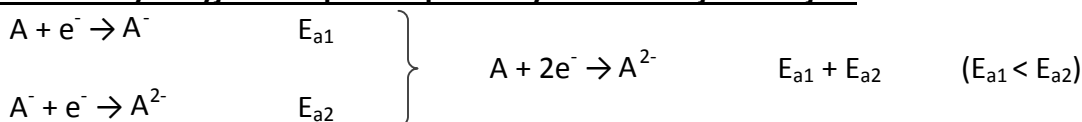
(теже је отпустити електрон из позитивног јона него из неутралног атома)

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.

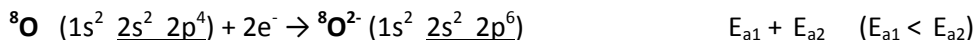
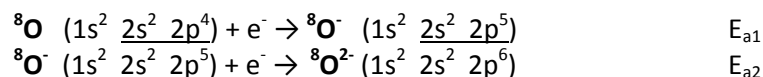
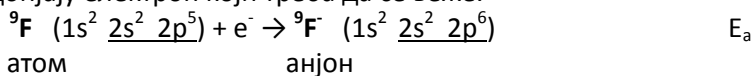
Атом може примити одређени број електрона на свој валентни ниво и прећи у негативно наелектрисани јон – анјон. При овом процесу се може ослободити енергија или је потребно утрошити енергију.

**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)

$\text{F}^-$  јон се ствара врло лако,  $\text{O}^{2-}$  много теже, а  $\text{N}^{3-}$  још теже.  $\text{C}^{4-}$  као и  $\text{C}^{4+}$  нису познати. Ипак и овакви јони као што су  $\text{O}^{2-}$  и  $\text{N}^{3-}$  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  $\chi$** .

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  $\chi$  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.

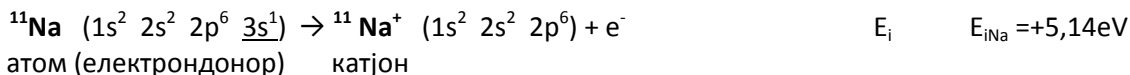
Дуж групе опада електронегативност – електрони су све даље од језгра и оно их све слабије привлачи.

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).

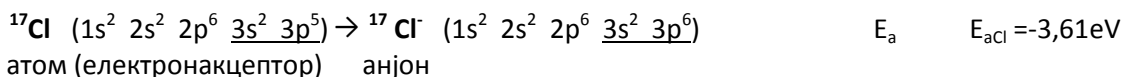
Што је већа разлика у електронегативности између два везана атома то ће електронегативнији атом лакше привући оба електрона. Ако је разлика у електронегативности довољно велика настаће јони. Ако је разлика коефицијената релативне електронегативности већа од 1,9 кажемо да су атоми везани јонском везом (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.



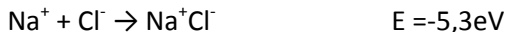
Други атом прима те електроне у слободне (непопуњене) орбитале валентног нивоа и постаје негативно наелектрисан јон – анјон. При овом процесу се ослобађа или троши енергија – афинитет према електрону  $E_a$ . Атом који прима електроне је електронакцептор.



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  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  привлаче у јонски пар  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ . При томе се ослобађа потенцијална енергија.



Ослобођена енергија при стварању јонског пара је већа од утрошене енергије за стварање јона из атома – јонски пар  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  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.

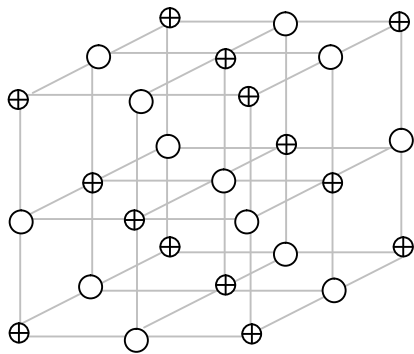
При настајању јонског пара  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  долази до изражаја привлачна сила између супротно наелектрисаних јона, али и одбојна сила електронских облака сједињених јона. На одређеној удаљености ове две силе су у равнотежи и јони се налазе на тој међусобној удаљености – дужина везе.

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.

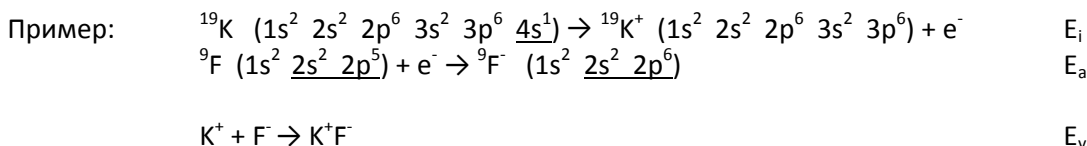
**Енергија кристалне решетке** је енергија која се ослобађа при настајању 1mola кристала из појединачних јона у гасовитом стању (експериментално се не може одредити, већ се израчунава Борн-Хаберовим процесом). Енергија кристалне решетке је мера стабилности јона у кристалном стању.



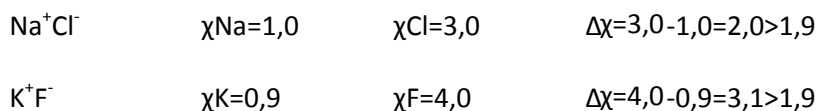
Јонска кристална решетка

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 IIa група) и типичних неметала (VIIa и VIa група).

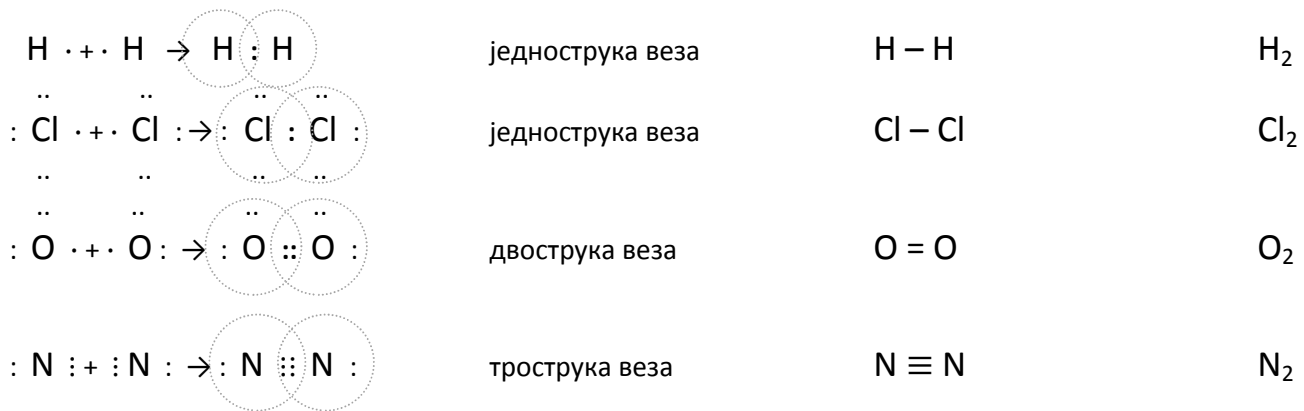


### НЕПОЛАРАНА КОВАЛЕНТНА ХЕМИЈСКА ВЕЗА

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.

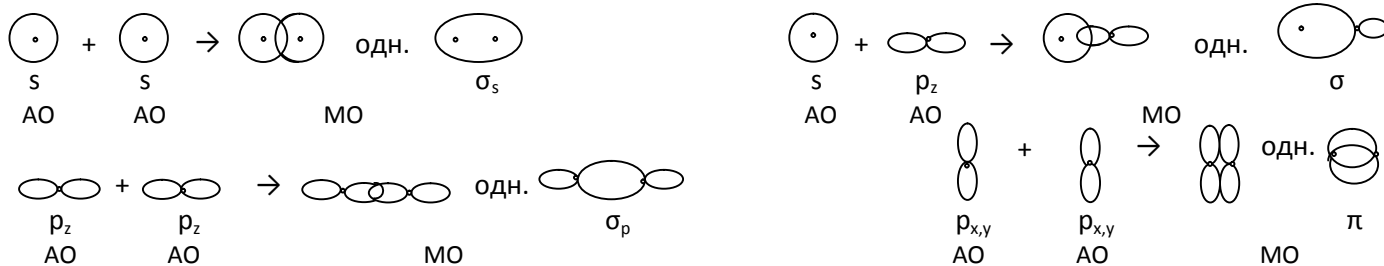
Ако су оба атома исте врсте имају исту електронегативност и електрони су равномерно распоређени око оба језгра – **неполарна ковалентна веза**.

### Квантномеханичка теорија валенце:

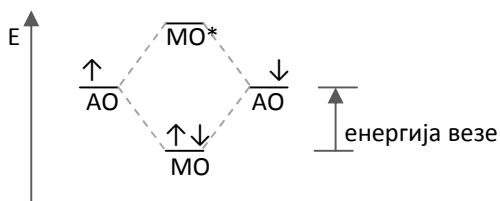
- Теорија валентне везе
- Теорија молекулских орбитала

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.



развезујуће МО\* - електрони смештени у њима одмажу вези

везујуће МО – електрони смештени у њима доприносе вези

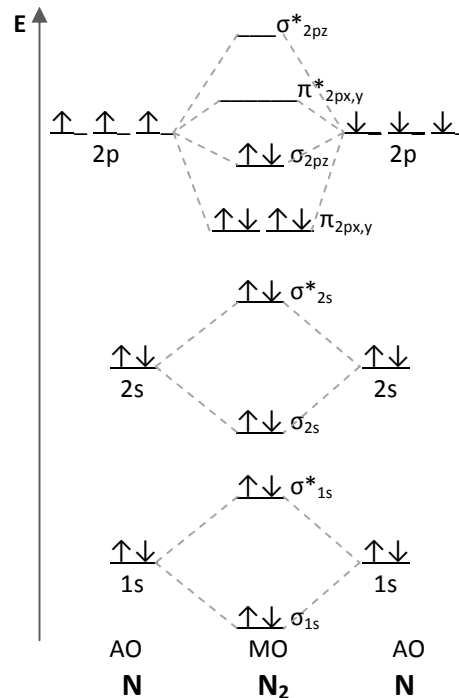
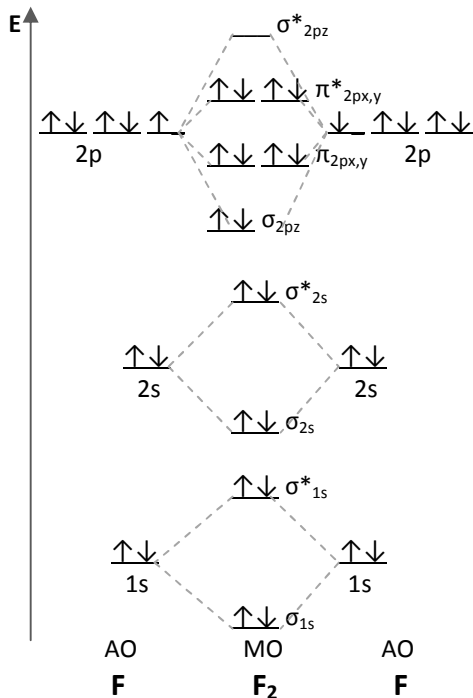
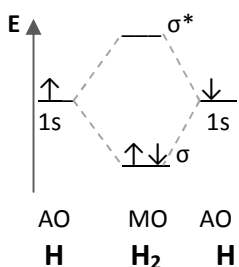
Електрони из АО се спарују (морају бити супротног спина) и смештају у везивну МО која је ниже енергије од АО. На тај начин везани атоми имају нижу енергију него слободни атоми и систем је стабилнији.

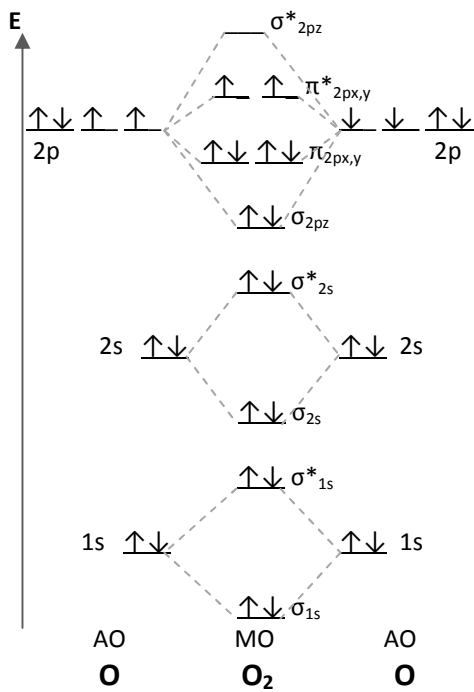
Електрони који су били означени као слободни електронски парови у теорији валентне везе и нису учествовали у стварању везе и сада су претежно ближе једном језгру које их контролише, па је њихово понашање у МО скоро идентично као и у АО. Они су смештени у МО које су сличне енергије и облика као и АО у којима су били у атому - невезивне МО<sup>n</sup>. 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  $\sigma$ ,  $\pi$ ...

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  $H_2$  2e су у везивној  $\sigma$  MO – ред везе је 1 (једнострука веза).

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

У молекулу  $N_2$  6e је у везивним MO – ред везе је 3 (трострука веза).

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

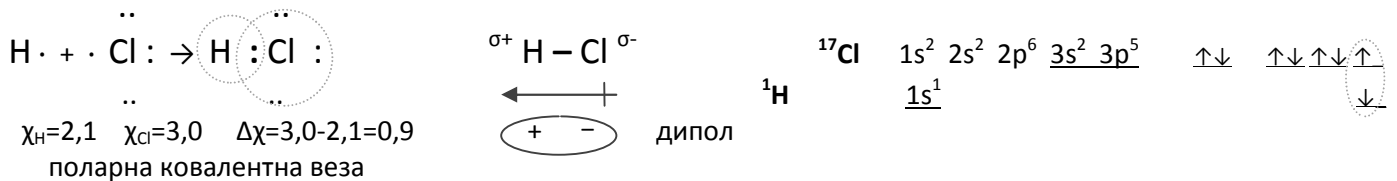
Молекул  $O_2$  је парамагнетичан (има неспарене електроне), али је ред везе између атома у молекулу 2 (двострука веза).

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).

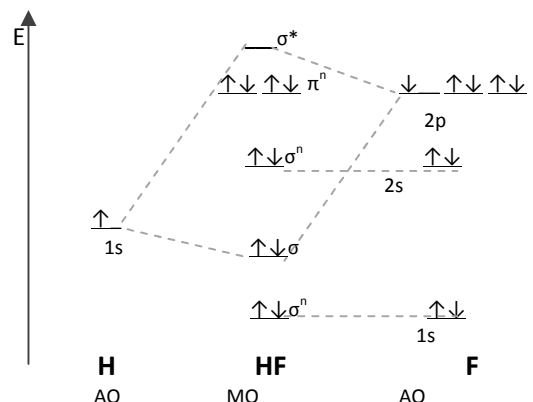
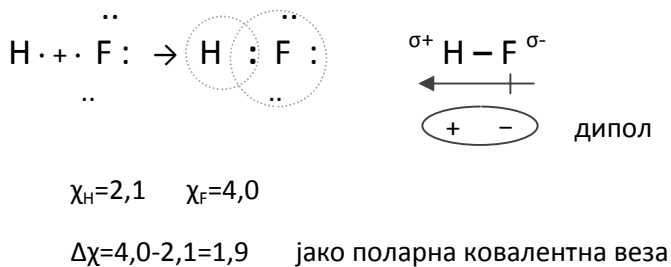
Према теорији MO 6e је у везивним и 2e у развезујућим MO, па је  $6e-2e=4e$  и ред везе је 2 – двострука веза и 2e неспарена у  $\pi^*$  MO што је у складу са експерименталним подацима.

### ПОЛАРАНА КОВАЛЕНТНА ХЕМИЈСКА ВЕЗА

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

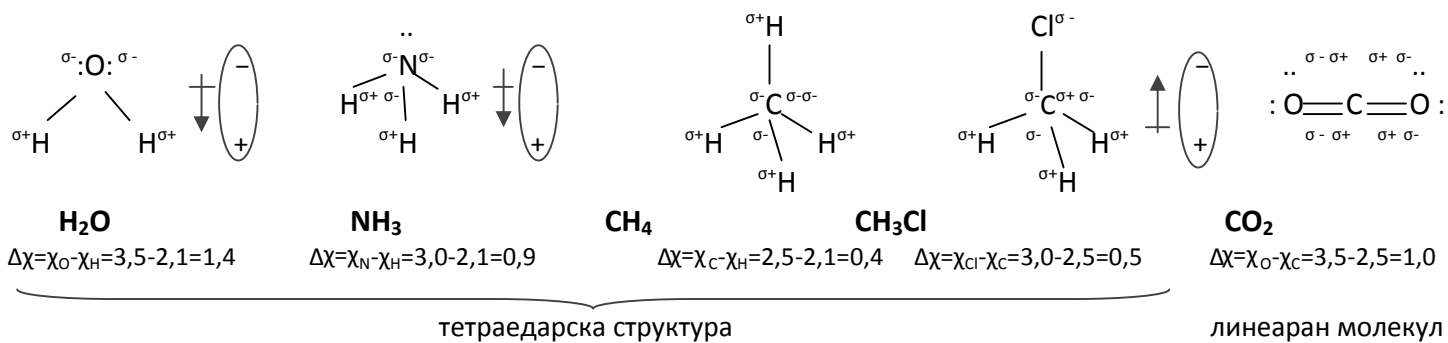


H и Cl имају различит афинитет према електрону и електронегативност. Атом веће електронегативности јаче привлачи електронски облак ковалентне везе и долази до асиметричне расподеле негативног наелектрисања у молекулу тј. један део молекула постаје релативно негативно наелектрисан (око електронегативнијег 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.

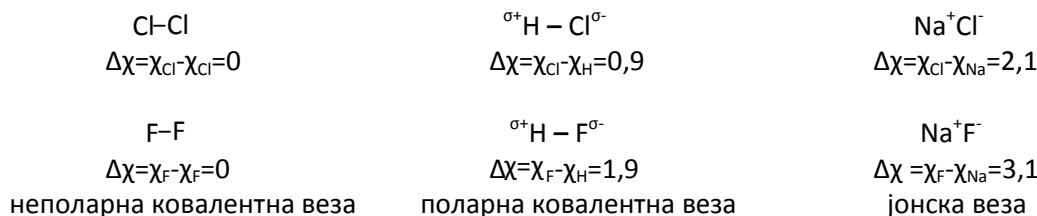
Удео јонске везе код HCl је око 17%, а код HF је око 43%. Степен диполног карактера одн. степен делимичног јонског карактера ковалентне везе може се експериментално одредити мерењем јачине дипола (електрични диполни момент).



Молекули  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  и  $\text{CH}_3\text{Cl}$  нису симетрични и диполи су, док су молекули  $\text{CH}_4$  и  $\text{CO}_2$  симетрични и нису диполи иако је у молекулу присутна поларна ковалентна веза.

Иако у молекулу може постојати поларна ковалентна веза не мора да значи да ће молекул као целина бити дипол тј. имати диполни момент. Молекул је дипол ако се средишта негативног и позитивног наелектрисања не поклапају. Уколико је молекул симетричан неће бити дипол. Позитиван крај дипола у молекулу је увек онај где се налази атом (или атоми) мање електронегативности, а негативан крај дипола је онај део молекула где се налази електронегативнији атом.

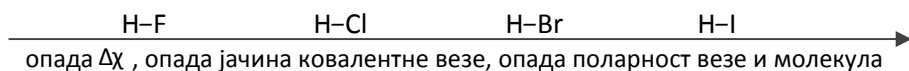
Што је већа разлика електронегативности између спојених атома то је ковалентна веза између њих поларнија (већи је удео јонске везе). Када је разлика електронегативности довољно велика електронегативнији атом ће привући оба електрона хемијске везе и ствара се јонска веза. Ово показује да **постоји поступни прелаз ковалентне везе у јонску везу и да је веза између атома суштински иста – електронска интеракција.**



Ако је разлика електронегативности везаних атома:  $\Delta\chi < 1,9$  ковалентна веза ( $\Delta\chi = 0$  неполарна ковалентна веза)  
 $\Delta\chi = 1,9$  прелаз (50% удео ковалентне, 50% удео јонске везе)  
 $\Delta\chi > 1,9$  јонска веза

Морамо водити рачуна каквом формулом приказујемо једињење. **Каквом формулом бисте приказали  $\text{AlCl}_3$ ?**

Што је веће  $\Delta\chi$  везаних атома то је јача веза између њих у једињењу и веза се теже раскида (већа је енергија везе).



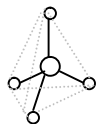
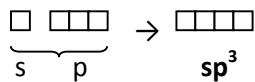
Атоми C, N, O могу међусобно градити вишеструке ковалентне везе (C и N двоструке и троструке, O двоструке).

**Од облика и међусобног размештаја орбитала зависи геометрија молекула (међусобни распоред атома у молекулу), а тиме и његове особине.**

У атому долази до **хибридизације** (мешања) **атомских орбитала**. Новонастале орбитале имају међусобно исти облик и већу усмереност у простору, па преклапањем такве орбитале са орбиталом другог атома настаје јача веза. Пошто су хибридне АО међусобно под другачијим углом од s- и p-орбитала (које су међусобно под углом од  $90^\circ$ ) и распоред атома у молекулу није под углом од  $90^\circ$ .





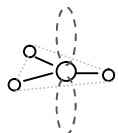
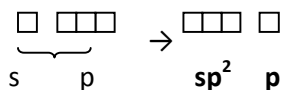


### тетраедарска структура

углови веза су  $109^\circ$

четири хибридне орбитале су усмерене ка угловима тетраедра

атом гради **четири једноструке везе** са четири друга атома



### планарна структура

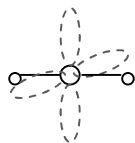
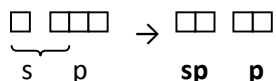
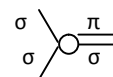
углови веза су  $120^\circ$

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  $180^\circ$

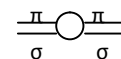
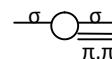
две хибридне орбитале су у линији супротно усмерене, а р-орбитале

су нормалне на линију хибридних орбитала и једна у односу на другу

атом гради **једну троструку и једну једноструку везу** или

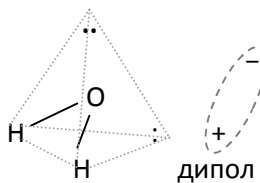
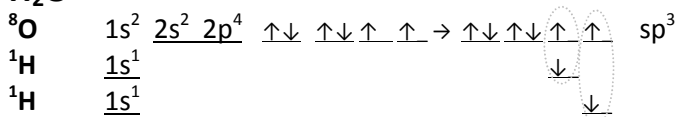
**две двоструке везе**

атом се везује са два друга атома



### Примери структура молекула

#### H<sub>2</sub>O



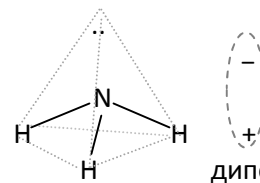
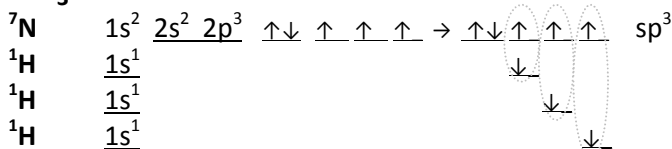
тетраедарска структура

sp<sup>3</sup> хибридизација атома O

$\Delta\chi = \chi_{\text{O}} - \chi_{\text{H}} = 3,5 - 2,1 = 1,4$

дипол јако поларна ковалентна веза

#### NH<sub>3</sub>



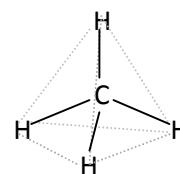
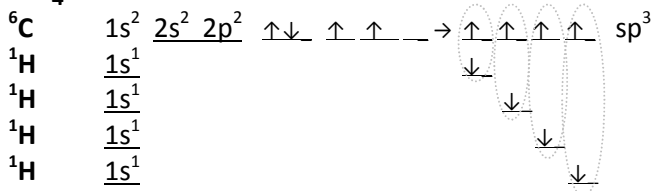
тетраедарска структура

sp<sup>3</sup> хибридизација атома N

$\Delta\chi = \chi_{\text{N}} - \chi_{\text{H}} = 3,0 - 2,1 = 0,9$

дипол поларна ковалентна веза

#### CH<sub>4</sub>



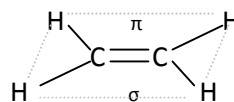
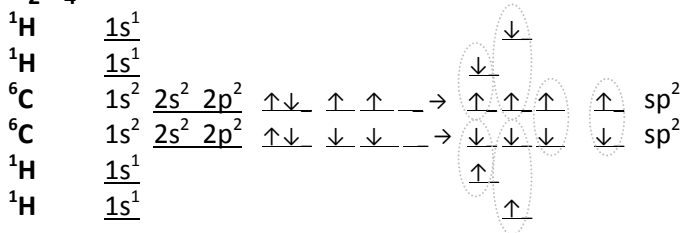
тетраедарска структура

sp<sup>3</sup> 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)

#### C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>



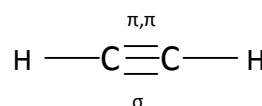
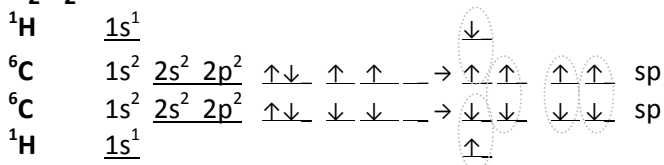
планарна структура

sp<sup>2</sup> 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)

#### C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>

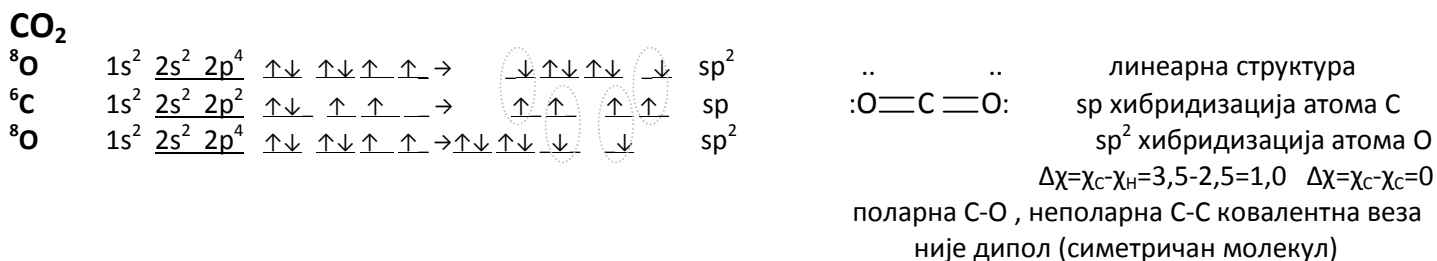


линеарна структура

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)



### МЕЃУМОЛЕКУЛСКЕ СИЛЕ. ВОДОНИЧНА 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**).



### Водонична веза

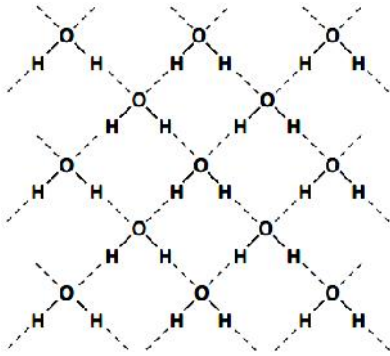
**Ако је атом водоника везан у молекулу за јако електронегативан атом (F, O, N) онда он гради водоничну везу са другим јако електронегативним атомом из другог молекула.**

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 водонична веза молекули међусобно морају бити оријентисани на тачно одређени начин** (Н, 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.

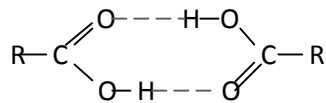
Пошто се између великог броја молекула награди велики број водоничних веза овакво међусобно привлачење молекула није занемарљиво. Молекули се асоцијују и супстанце чији се молекули повезују водоничним везама имају абнормално високе ТТ и ТК, високу релативну пермитивност и диелектричну константу, па имају велику моћ растварања соли (знатно више од супстанци чији се молекули не повезују водоничним везама), као нпр. HF, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>. 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.



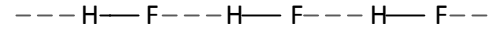
водонична веза између молекула H<sub>2</sub>O

тетраедарска структура леда - молекулска кристална решетка

(сваки молекул H<sub>2</sub>O гради четири Н-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 1000<sup>o</sup>C). 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  $3500^{\circ}\text{C}$ , ТК  $4200^{\circ}\text{C}$ ; кремен одн. кварц је  $\text{SiO}_2$  и има ТТ  $1700^{\circ}\text{C}$ , ТК  $2200^{\circ}\text{C}$ ). 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 ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCl}$ ...) 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 одређену 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 slabим 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, CaF<sub>2</sub>, MgCl<sub>2</sub>, K<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>O.
- 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<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, HF, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>Cl, CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, CHCl<sub>3</sub>, CCl<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>.
- Како се E<sub>r</sub>, E<sub>a</sub> 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  $1\text{mol}$  супстанце и бројчано је једнака  $A_r$  или  $M_r$  супстанце (јединица мере је g/mol). Молска запремина је запремина  $1\text{mol}$  гаса (за све гасове је иста и при стандардним условима износи  $22,4\text{ dm}^3/\text{mol}$ ).

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

Електрони у атому имају тачно одређену (квантирану) енергију и налазе се на енергетским нивоима (обележавају се бројевима 1-7) који се састоје од енергетских поднивоа блиских енергија (обележавају се словима s, p, d, f). Електрон може прећи са једног енергетског нивоа на други само апсорпцијом или емисијом кванта енергије тачно одређене  $v$  одн.  $\lambda$ . Електрон има дуалистичку природу (честичну и таласну, па му се може приписати таласна функција  $\psi$ ). 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  $\chi$ ). 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 неполярна, 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 неполярним 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...).

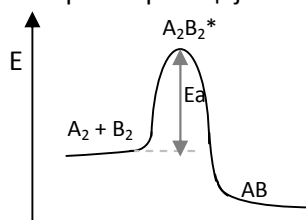
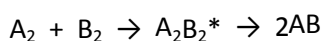
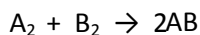
**Брзина хемијске реакције не зависи само од броја судара реагујућих честица у секунди већ и од успешности тих судара.** Не доводе сви судари до реакције већ само судари честица које имају довољно енергије – честице способне за реакцију.

**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 A<sub>2</sub> и B<sub>2</sub> прво настаје активирани комплекс A<sub>2</sub>B<sub>2</sub>\* који се може распасти на почетне молекуле реактаната или на производе реакције.**

Пре међусобног судара молекули A<sub>2</sub> и B<sub>2</sub> су довољно далеко да не делују један на другог (потенцијална енергија система је једнака збиру потенцијалних енергија молекула A<sub>2</sub> и B<sub>2</sub>). 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 A<sub>2</sub>B<sub>2</sub>\*. 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 реактаната 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 реактаната 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 реактаната услед преноса електрона  
$$\text{Na}^0 + \frac{1}{2}\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^- \quad \text{Na}^0 - 1\text{e} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ ox} \quad \frac{1}{2}\text{Cl}_2^0 + 1\text{e} \rightarrow \text{Cl}^- \text{ red}$$

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.

$$2\text{C}^0 + 2\text{O}_2^0 \xrightarrow{2+ 2-} 2\text{CO} \quad 2\text{C}^0 + 2\text{O}_2^0 \xrightarrow{4+ 2-} 2\text{CO}_2 \quad 4\text{Fe}^0 + 3\text{O}_2^0 \xrightarrow{3+ 2-} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \quad 3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{4+ \quad 5+ \quad 2+} 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$$
- **Комплексне реакције** су реакције при којима се мењају лиганди или координациони број реактаната  
**-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<sup>+</sup>) (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.**

$$\Delta U = Q_{\text{производа}} - Q_{\text{реактаната}} = Q \quad \begin{array}{l} \text{топлотна енергија (топлота реакције)} \\ \text{(при } V=\text{const; систем не врши рад)} \end{array}$$

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.

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

**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**.

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

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

При **егзотермној реакцији**

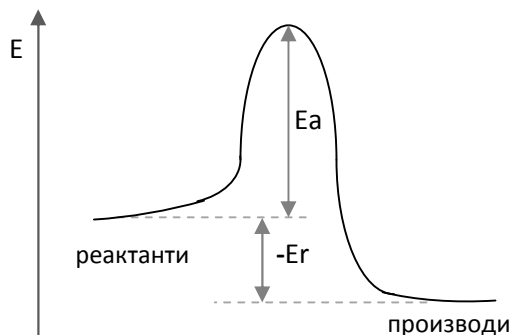
$$\Delta_r H < 0$$

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

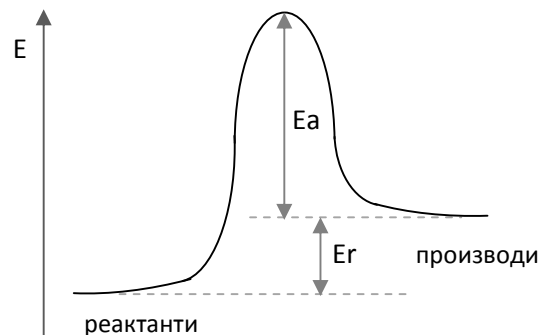
При **ендотермној реакцији**

$$\Delta_r H > 0$$

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



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

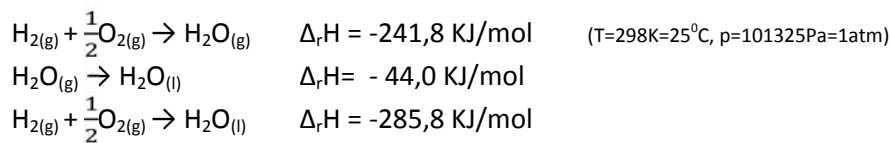


**ЕНДОТЕРМНА РЕАКЦИЈА**  $\Delta_r H > 0$   
**везује се енергија у виду топлоте из околине**

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)  $\Delta H^0$  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 ( $\Delta U$  одн.  $\Delta H$  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.  $\Delta G$  ( $p=\text{const}$ )

**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 ( $\Delta S$ ). 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 ниским 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.

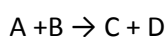
## БРЗИНА ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

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:

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

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

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

$\nu_C, \nu_D$  стехиометријски коефицијенти  
( $\nu < 0$  за реактанте,  $\nu > 0$  за производе)  
Јединица брзине реакције је  $\text{mol/dm}^3\text{s}$

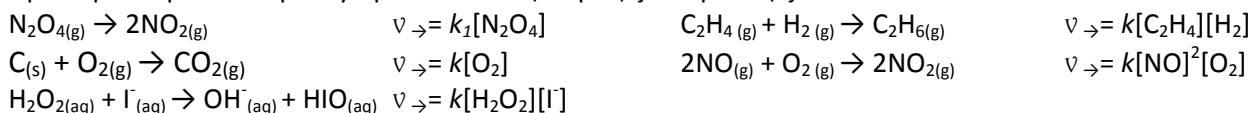


**Брзина хемијске реакције је промена концентрације реагујућих супстанци у јединици времена.**

**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:



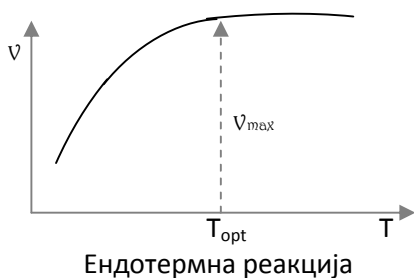
## ФАКТОРИ КОЈИ УТИЧУ НА БРЗИНУ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

**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).



**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).

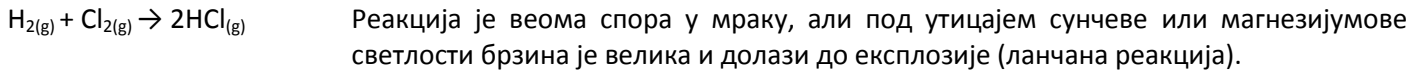
Растварањем чврстих супстанци у растварачу максимално се повећава њихова додирна површина јер се преводе у молекуле или јоне, а сударањем са молекулима растварача повећава се енергија честица које реагују (активирају се) – најбрже се одигравају реакције у растворима.

И у чврстој смеси 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  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  уз хлорофил као катализатор ( $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 3\text{O}_2$ ); одиграва се и у фотографском процесу ( $\text{AgBr} \xrightarrow{h\nu} \text{Ag} + \text{Br}$ ); 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.**



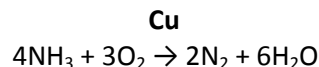
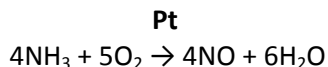
Катализатор убрзава хемијску реакцију тако што **убрзава успостављање хемијске равнотеже**, али **не мења положај равнотеже** (убрзава и полазну и повратну реакцију).

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 међупроизоде 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,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  итд.)

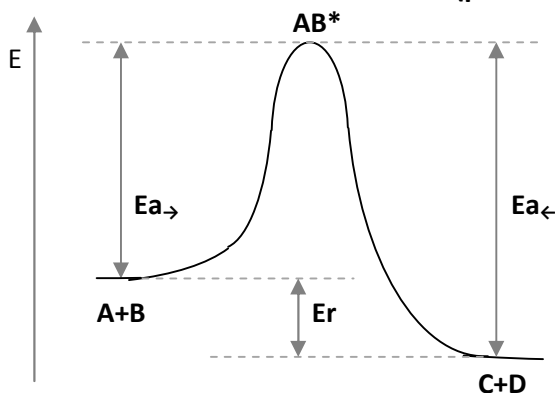
**Инхибитори су супстанце које успоравају хемијске реакције, а могу их и потпуно зауставити.**

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

Молекули производа могу при судару прећи у активирани комплекс који може да се распадне на молекуле реактаната (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 реактаната (на почетку реакције  $v_{\rightarrow}$  има максималну вредност јер је највећа концентрација реактаната).

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

**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).

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

После извесног времена од почетка реакције брзине напредне и повратне реакције се изједначе – **којом брзином од реактаната 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 реактаната 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 К велико равнотежа је померена у правцу стварања производа (удесно). Ако је К 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 К 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  $a_A$  ( $a = \gamma C$ ,  $\gamma$  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).**

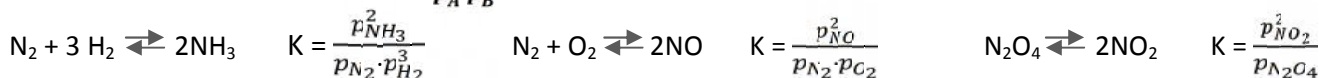
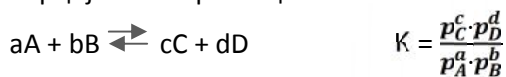
За хемијске процесе веома су важни услови под којима се може померити хемијска равнотежа у жељеном смеру.

## ХЕМИЈСКА РАВНОТЕЖА

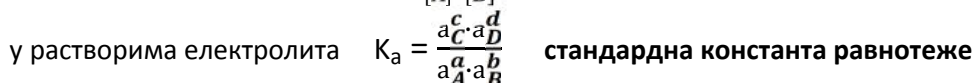
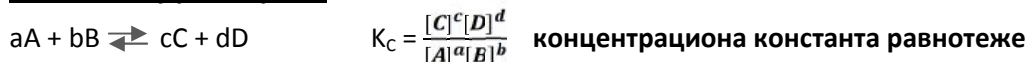
### Равнотеже у хомогеним системима

Хомогени системи су системи који се састоје из једне фазе.

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

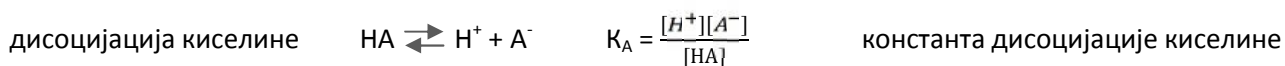


- **Равнотеже у растворима**

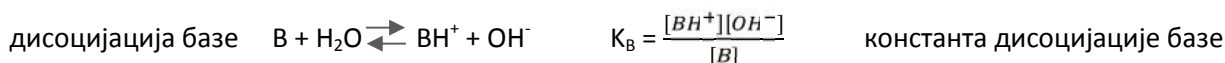


$a = \gamma \cdot C$  (а – активитет јона,  $\gamma$  – коефицијент активитета)

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  $a \gg C$  и у изразу за константу равнотеже морају се писати вредности активитета, а не концентрације.



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



Константа дисоцијације базе (базна константа) је мерило јачине базе.



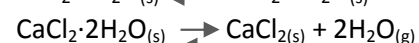
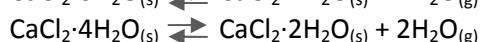
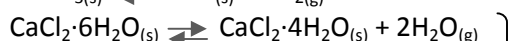
## Равнотеже у хетерогеним системима

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



$$K_p = p_{\text{CO}_2}$$



(процеси сушења помоћу  $\text{CaCl}_2$ )

$$K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2$$

за све три реакције израз за  $K_p$  је исти али су друге вредности ( $5 \cdot 10^{-1}$ ;  $3 \cdot 10^{-1}$ ;  $5 \cdot 10^{-2}$  kPa)

### - Систем чврсто-течно

(чврста супстанца је у равнотежи са својим засићеним раствором)

Процес растварања соли



$$K_{sp} = [\text{B}^+][\text{A}^-]$$

производ растворљивости соли



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



$$K_{sp} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$



$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$



$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$



$$K_{sp} = [\text{Bi}^{3+}]^2[\text{S}^{2-}]^3$$

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)



$$K = \frac{[\text{A}]}{p_A}$$

### - Систем течно-течно

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



$$K = \frac{[\text{A}]_{faza 2}}{[\text{A}]_{faza 1}}$$

кофицијент расподеле (Нерстов закон расподеле)

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

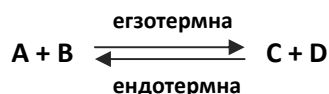
## ФАКТОРИ КОЈИ УТИЧУ НА ХЕМИЈСКУ РАВНОТЕЖУ

### - 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.**

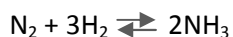


На вишим температурама лакше се одвијају ендотермне реакције (апсорпција енергије), а на нижим температурама лакше се одвијају егзотермне реакције (систем се лакше ослобађа топлоте). Егзотермна реакција неће започети на превише ниској температури или ће се одвијати исувише споро јер честице немају довољно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

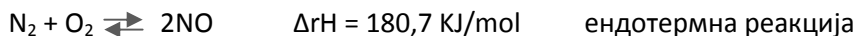
**При ендотермним реакцијама константа равнотеже  $K$  расте са порастом температуре (већи принос).**



$$\Delta_r H = -92 \text{ kJ/mol}$$

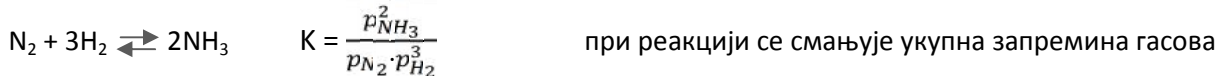
егзотермна реакција

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  $500-600^{\circ}\text{C}$ .



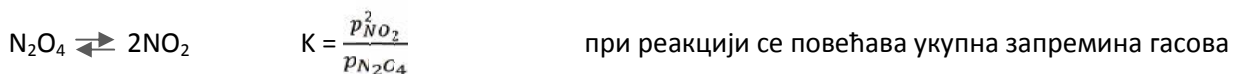
Што је виша температура већа је константа равнотеже  $K$  и равнотежа је више померена у правцу стварања производа. Реакција се изводи у електричном луку (око  $2000^{\circ}\text{C}$ ).

- **Утицај притиска код гасова на хемијску равнотежу**



(4mola гаса реактаната даје 2mola гаса производа)

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.)



(1mol гаса реактанта даје 2mola гаса производа)

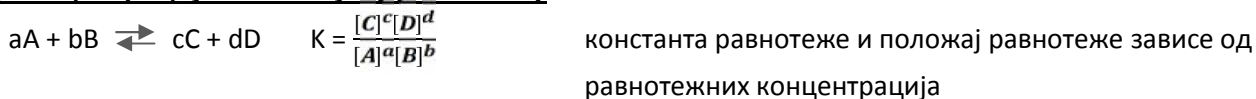
Ако повећамо укупан притисак равнотежа се помера у смеру повратне реакције (реактант има мању укупну запремину) тј. у смеру смањења притиска. (Повећањем  $p$  повећава се бројилац у изразу за  $K$ , па се мора повећати и именилац да би  $K$  остало константно на тој температури, а то се постиже повећањем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



(2mola гаса реактаната даје 2mola гаса производа)

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 реактаната 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.

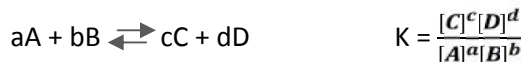
Ако повећамо концентрацију једног реактанта равнотежа се помера у смеру напредне реакције тј. грађења производа – повећава се принос. (Повећањем  $C$  једног реактанта повећава се именилац у изразу за  $K$ , па мора да се повећа и бројилац тј. концентрације производа да би  $K$  остала константна вредност.)

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 реактаната 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 реактанта степенонаних 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.**

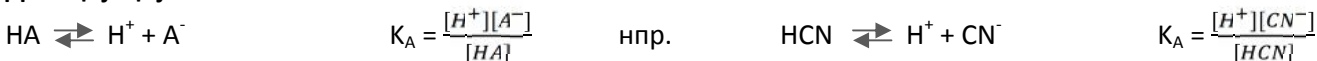
**- Утицај промене концентрације**

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 реактанта 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 реактанта 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).

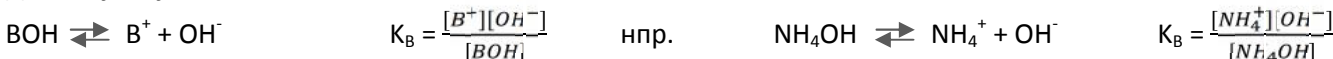
Ако повећамо концентрацију једног производа равнотежа се помера у смеру разграђивања производа на реактанте (сузбија се напредна реакција и фаворизује повратна).

**Дисоцијација слабих киселина:**



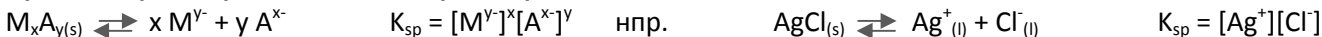
Додавањем  $H^+$  или  $A^-$  јона (у примеру  $Cl^-$  јона) сузбија се дисоцијација и повећава концентрација молекулског облика  $HA$  (у примеру  $HCN$ ).

**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:**



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 талоба 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 реактанти 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**

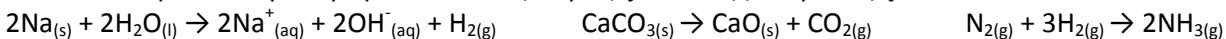
Повећањем температуре реакционог система равнотежа се помера у смеру апсорбовања топлоте тј. у смеру ендотермне реакције.

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.

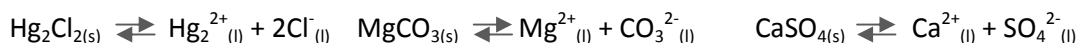
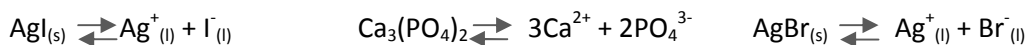
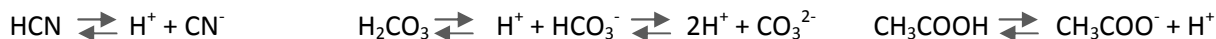
**Питања и задаци:**

- 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 реактанта 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, емулзије),
- 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.

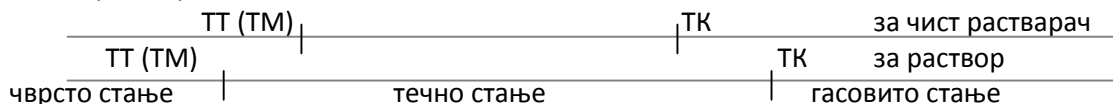
Квантитативан састав раствора говори нам које се супстанце и у ком међусобном односу налазе у раствору. Изражава се концентрацијом.

### 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 1mol супстанце дају 1mol 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 условавањем, 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 0,95% 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:

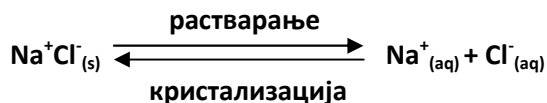
- **разарање кристалне решетке** – ендотерман процес (треба утрошити енергију за раскидање веза унутар кристала – јонских или међумолекулских)
- **солватација** – молекули растварача окружују честице растворене супстанце (јоне или молекуле) – егзотерман процес (ослобађа се енергија солватације грађењем 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 талога 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 талогу који је у равнотежи са раствором изнад талога.

**Засићен раствор је раствор изнад талога који је у равнотежи са талогом 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 таложења 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 таложења 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  $\text{mol}/\text{m}^3$ , али је она велика и више се употребљава децимална јединица мере  $\text{mol}/\text{dm}^3$ , па је **моларна концентрација раствора (моларитет) број молова растворене супстанце у  $1\text{dm}^3$  раствора**. Моларна концентрација се обележава на различите начине:  $C_B$ ,  $C(B)$ ,  $[B]$ , а јединица мере  $\text{mol}/\text{dm}^3$  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:

- Колико грама  $\text{NaNO}_3$  треба узети за припремање 650ml раствора концентрације  $0,2\text{mol/dm}^3$ ?  
 $0,2\text{mol} : 1000\text{ml} = x : 650\text{ml}$   $x = 0,13\text{mola}$   
 $\text{Mr}(\text{NaNO}_3) = 23+14+3 \cdot 16 = 85$   $\text{маса } 1\text{mola је } 85\text{g}$   
 $1\text{mol} : 85\text{g} = 0,13\text{mol} : x$   $x = 11,05\text{g}$  чврстог  $\text{NaNO}_3$  треба растворити и допунити водом до 650ml за добијање раствора концентрације  $0,2\text{mol/dm}^3$ .
- Израчунати концентрацију раствора који садржи 140g KOH у  $720\text{cm}^3$  раствора.  
 $140\text{g} : 720\text{cm}^3 = x : 1000\text{cm}^3$   $x = 194,44\text{g KOH у } 1\text{dm}^3$  раствора  
 $\text{Mr}(\text{KOH}) = 39+16+1 = 56$   $\text{маса } 1\text{mola је } 56\text{g}$   
 $1\text{mol} : 56\text{g} = x : 194,44\text{g}$   $x = 3,47\text{mol}$  концентрација раствора је  $C = 3,47\text{mol/dm}^3$ .
- Колико је грама кристалне соде  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  потребно за припремање 300ml раствора концентрације  $C=0,640\text{mol/dm}^3$ ?  
 $0,64\text{mol} : 1000\text{ml} = x : 300\text{ml}$   $x = 0,192\text{mola Na}_2\text{CO}_3$   
 $1\text{mol кристалне соде } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  садржи  $1\text{mol Na}_2\text{CO}_3$   
 $\text{Mr}(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 + 20 \cdot 1 + 10 \cdot 16 = 286$   $\text{маса } 1\text{mola кристалне соде } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O је } 286\text{g}$   
 $286\text{g} : 1\text{mol} = x : 0,192\text{g}$   $x = 54,912\text{g}$  кристалне соде треба растворити и допунити водом до 300ml да би се добио раствор концентрације  $0,640\text{mol/dm}^3$ .
- На располагању нам је раствор KBr концентрације  $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol/dm}^3$ . За експеримент нам је потребно 150ml раствора KBr концентрације  $4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol/dm}^3$ . Како ћете направити тај раствор?  
 $4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol} : 1000\text{cm}^3 = x : 150\text{cm}^3$   $x = 6,0 \cdot 10^{-4}\text{mol KBr}$  налази се у  $150\text{cm}^3$  раствора концентрације  $4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol/dm}^3$  (колико је потребно за експеримент)  
 $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol} : 1000\text{cm}^3 = 6 \cdot 10^{-4}\text{mol} : x$   $x = 7,5\text{cm}^3$  раствора концентрације  $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol/dm}^3$  садржи  $6 \cdot 10^{-4}\text{mola KBr}$   
 $7,5\text{cm}^3$  раствора концентрације  $8,0 \cdot 10^{-2}\text{mol/dm}^3$  треба одмерити и допунити водом до 150ml за добијање раствора концентрације  $4,0 \cdot 10^{-3}\text{mol/dm}^3$ .

Осим моларне концентрације квантитативан састав раствора може се изражавати односом различитих величина растворене супстанце (маса, броја молова, запремине) и растварача или раствора.

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

масени однос  $\frac{n_B}{n_A}$

моларни однос  $\frac{n_B}{n_A}$

запремински однос  $\frac{V_B}{V_A}$

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

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

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

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

Удео је безимена величина и увек је мањи од 1, а збир удела свих супстанци за одређени раствор једнак је 1. Често се употребљавају бројчане јединице **процент % (1/100), промил ‰ (1/1000), ppm (милионити део)**. Масени удео помножен са 100% обично зовемо **процентна концентрација - 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 ( $\omega_B = \frac{20\text{g}}{100\text{g}} = 0,20 = 20\% = 200\% = 20000\text{ppm}$ ).

### 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  $1\text{dm}^3$  пића има  $0,40\text{dm}^3$  алкохола.

Примери израчунавања на основу процентне концентрације:

1. Колико воде и колико  $\text{AgNO}_3$  треба узети да би се направило 1420g 36%-тног раствора?

$$100\text{g} : 36\text{g} = 1420\text{g} : x \quad x = 511,2\text{g AgNO}_3 \quad 1420\text{g} - 511,2\text{g} = 908,8\text{g H}_2\text{O}$$

2. Изразити у процентима концентрацију раствора који се добија растварањем 86,4g NaCl у 153,6g воде.

$$86,4\text{g} + 153,6\text{g} = 240,0\text{g раствора} \quad 86,4\text{g} : 240,0\text{g} = x : 100\text{g} \quad x = 36,00\text{g у } 100\text{g раствора}$$

одн. 36,00%-ни раствор

3. Наћи молске уделе раствора који садржи 0,530mola растворене супстанце и 2,410mola растварача.

$$0,530\text{mol} + 2,410\text{mol} = 2,940\text{mol укупно у раствору}$$

$$\text{молски удео растворене супстанце } \chi_B = \frac{0,530\text{mol}}{2,940\text{mol}} = 0,180$$

$$\text{молски удео растварача } \chi_A = \frac{2,410\text{mol}}{2,940\text{mol}} = 0,820$$

$$\chi_A + \chi_B = 0,180 + 0,820 = 1,000$$

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?

$$\text{Mr}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \quad 5,65\text{g} : 100\text{g} = x : 300\text{g} \quad x = 16,95\text{g безводног Na}_2\text{SO}_4 \text{ потребно је}$$

$$\text{Mr}(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 322 \quad 322\text{g} : 142\text{g} = x : 16,95\text{g} \quad x = 38,44\text{g кристалне соли Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$$

садржи 16,95g безводног  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

$$300\text{g} - 38,44\text{g} = 261,56\text{g H}_2\text{O}$$

За прављење 300g 5,65%-тног раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  потребно је 38,44g кристалне соли и 261,56g воде.

5. Колико грама 30%-тног раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$  треба узети за прављење 50g 6%-тног раствора?

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

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

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

За прављење 50g 6%-тног раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$  треба узети 10g 30%-тног раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$  и 40g  $\text{H}_2\text{O}$ .

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**

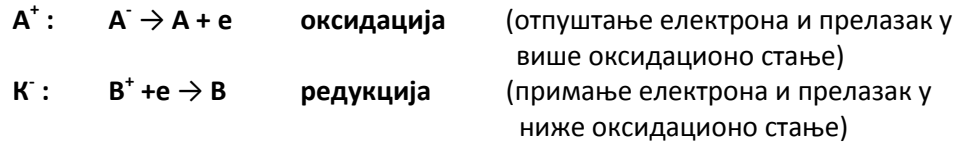
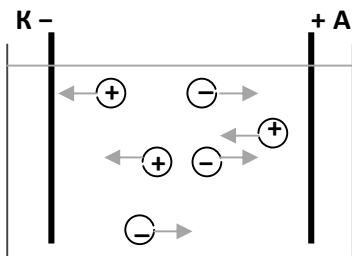
Јонска једињења се у чврстом кристалном стању и у воденим растворима налазе у облику јона (позитивних и негативних). Растипи и водени раствори јонских једињења проводе електричну струју (у њима се налазе слободни лако покретљиви јони), па их називамо електролитима.

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.

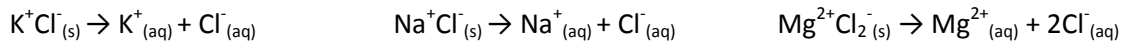
Негативно наелектрисани јони (анјони) крећу се ка позитивно наелектрисаној електроди (аноде) на којој се врши процес отпуштања електрона и прелазак јона у атомско стање (више оксидационо стање) – оксидација.

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 молекула супстанце – растварањем електролита у води долази до разлагања супстанце на јоне (сваки мол супстанце дисосује на два или више молекула 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.  $[Cu(H_2O)_4]^{2+}[(SO_4) \cdot (H_2O)]^{2-}$  или  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

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).

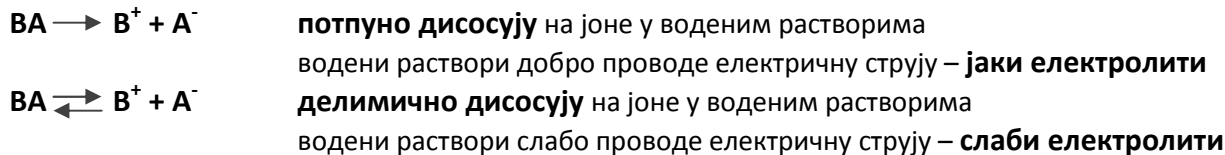
Пошто у растворима електролита јони проводе електричну струју **електрична проводљивост**  $\mathcal{H}$  електролита зависи од врсте јона и пропорционална је њиховој концентрацији.

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

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

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.

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

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

Констаната дисоцијације електролита (мерило јачине електролита)

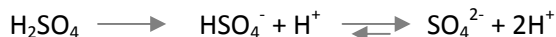
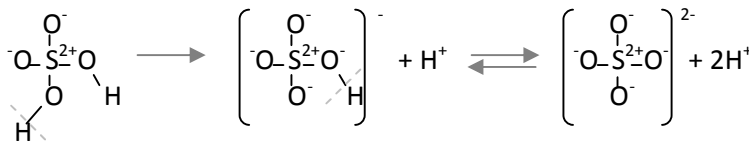
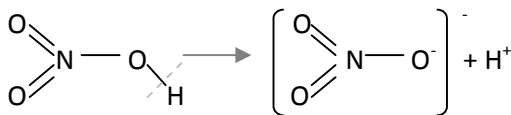
$$K = \frac{[\text{B}^+][\text{A}^-]}{[\text{BA}]} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

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

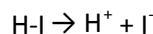
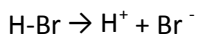
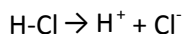
У молекулу се хетеролитички раскида веза која је најполарнија тј. између атома који се највише разликују по електронегативности.



Хетеролитички се раскида О-Н веза, настаје водоников јон  $\text{H}^+$  и негативан комплексни анјон.

Код  $\text{HSO}_4^-$  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.

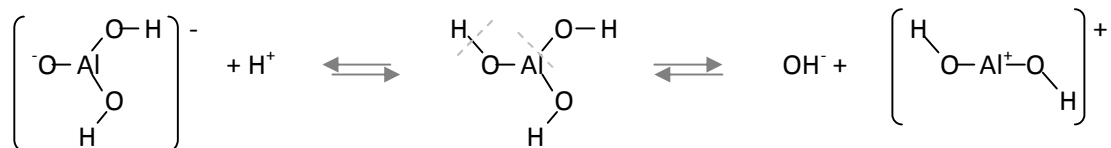


Што је веза између атома слабија због смањења разлике електронегативности везаних атома то се веза лакше хетеролитички раскида и киселина је јача.

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:



baza

kis / baza

kis

**амфотерни електролити**

### КИСЕЛИНЕ, БАЗЕ, СОЛИ

Киселине су супстанце киселог укуса које у воденом раствору дају киселу реакцију и боје лакмус у црвено.

Базе су супстанце лужнатог укуса које у воденом раствору дају базну реакцију и боје лакмус у плаво.

#### Arrhenius-ова теорија

Киселине су супстанце које у воденим растворима отпуштају протон тј. водоников јон  $\text{H}^+$ , а он се везује за молекул воде и даје хидронијум-јон  $\text{H}_3\text{O}^+$ .



Базе су супстанце које у воденим растворима отпуштају хидроксилни јон  $\text{OH}^-$ .



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

Киселина је супстанца која даје протон – протондонор.

База је супстанца која прима протон – протонакцептор.



конјуговани киселинско-базни пар

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



И јачина киселине и јачина базе могу се формулисати преко киселинске константе. Што је киселина јача већа је  $\text{K}_A$ .

Јаке киселине, јаке базе и већина соли потпуно дисосују у воденом раствору (велике вредности  $K_A$ ,  $K_B$ ,  $K_{SP}$ ,  $\alpha \approx 1$ ).

Слабе киселине и слабе базе делимично (повратно) дисосују у воденом раствору (мале вредности  $K_A$ ,  $K_B$ ,  $\alpha \ll 1$ ) – у раствору се налазе и јонски и молекулски облик супстанце који су у равнотежи.

На основу  $K_A$  одн.  $K_B$  можемо израчунати концентрацију  $H^+$  или  $OH^-$  јона у раствору неке киселине или базе познате концентрације.

Концентрација  $H^+$  јона је мера киселости средине (мера киселости или базности раствора).

Киселине које отпуштају један водонични јон су монопротичне, а оне које отпуштају више водоничних јона су полипротичне (дипротичне, трипротичне итд.). Код полипротичних киселина  $H^+$ -јони се поступно отпуштају (поступна дисоцијација), а сваки следећи  $H^+$ -јон се теже отпушта ( $K_{A1} > K_{A2} > K_{A3} \dots$ ) – у раствору постоји више анјона.

Базе које имају више  $OH^-$  група такође дисосују поступно и слабе су базе.

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

Киселина средње јачине:  $H_3PO_4$ .

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

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

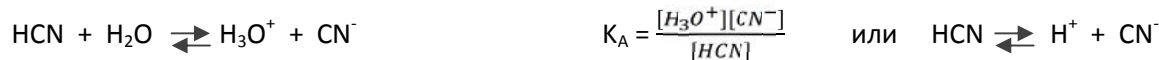
Слабе базе:  $NH_4OH$ ,  $Mg(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $Cu(OH)_2$ .

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

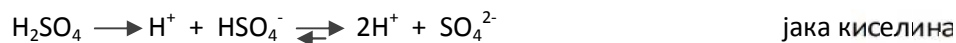
Примери:



$kis_1$  база<sub>2</sub>       $kis_2$  база<sub>2</sub>  
јака слаба      јака слаба



$kis_1$  база<sub>2</sub>       $kis_2$  база<sub>2</sub>  
слаба јака      слаба јака



$kis$       база



$kis$       база



$kis$       база

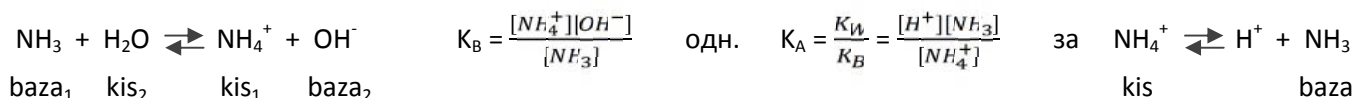


$kis$       база



$kis$       база

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

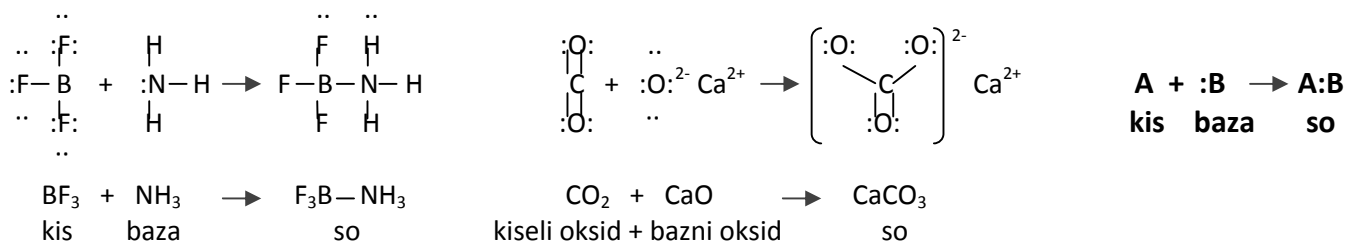


база<sub>1</sub>       $kis_2$        $kis_1$       база<sub>2</sub>

$kis$       база

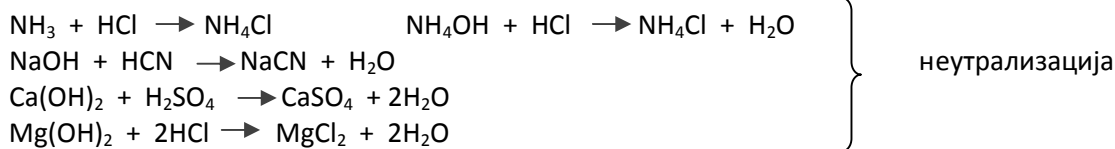
## Lewis-ова теорија

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.



Ово је најшира и најпотпунија теорија киселина и база (њом су обухваћене и претходне две теорије) и објашњава постојање многих соли које нису могле да обухвате претходне две теорије. Киселина уопште не мора да има протон.

Примери:

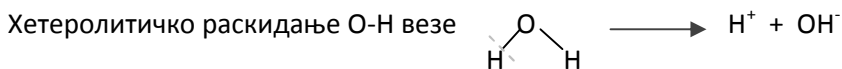


Соли су супстанце које се састоје из катјона базе и анјона киселине – настају реакцијом базе и киселине - неутрализацијом. Соли у воденом раствору дисосују на јоне из којих су изграђене.

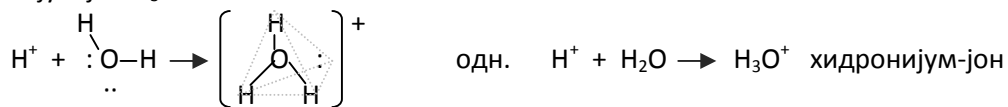


Раствори киселина, база и соли су јонски раствори и проводе електричну струју – то су електролити.

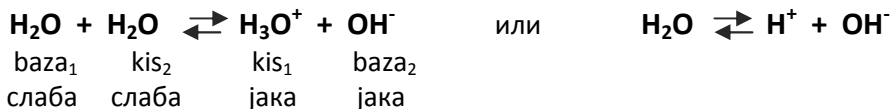
## ЈОНСКИ ПРОИЗВОД ВОДЕ И рН ВРЕДНОСТ



$\text{H}^+$ -јон је нестабилан и стабилизује се везивањем на слободан електронски пар молекула воде градећи хидронијум-јон  $\text{H}_3\text{O}^+$ .



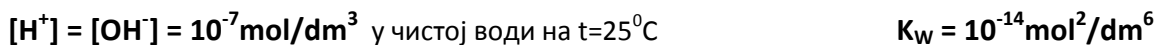
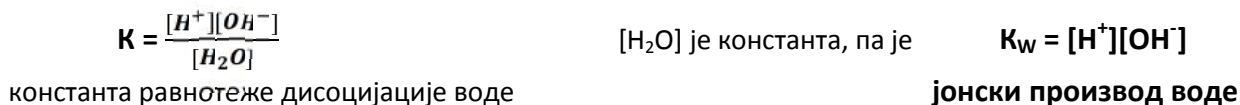
$\text{H}_3\text{O}^+$  и  $\text{OH}^-$  јони су хидратисани (окољени са по три молекула воде) и формула им је у ствари  $\text{H}_9\text{O}_4^+$  и  $\text{H}_7\text{O}_4^-$ .



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

Вода дисосује на хидронијум-јон  $\text{H}_3\text{O}^+$  и хидроксилни јон  $\text{OH}^-$ , па има исто изражене и киселе и базне особине – амфотерна је.

Концентрације  $\text{H}_3\text{O}^+$  и  $\text{OH}^-$  јона су једнаке у води – вода је неутрална.



У свим воденим растворима производ концентрација  $H^+$  и  $OH^-$  јона мора бити  $K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$ .  
Концентрација  $H^+$ -јона је мерило киселости раствора.

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

$pOH = -\log [OH^-]$   $[OH^-] = 10^{-pOH}$   $pH + pOH = pK_W = 14$

скала  $pH$  вредности у воденим растворима



Примери:

Ако је  $[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$   $pH = -\log 10^{-2} = -(-2) = 2$  кисела средина  $[OH^-] = \frac{K_W}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$

Ако је  $[H^+] = 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$   $pH = -\log 10^{-10} = -(-10) = 10$  базна средина  $[OH^-] = \frac{K_W}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-10}} = 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$

Ако је  $[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$   $pH = -\log 10^{-7} = -(-7) = 7$  неутрална средина  $[OH^-] = \frac{K_W}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-7}} = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$

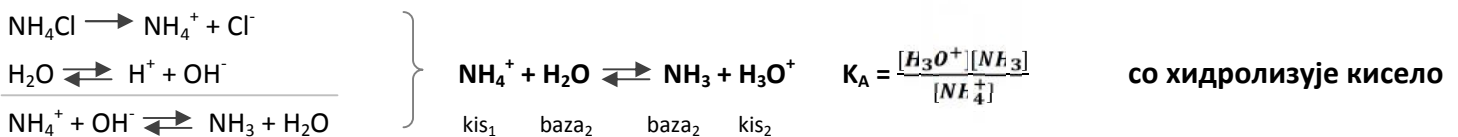
### ХИДРОЛИЗА СОЛИ

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).



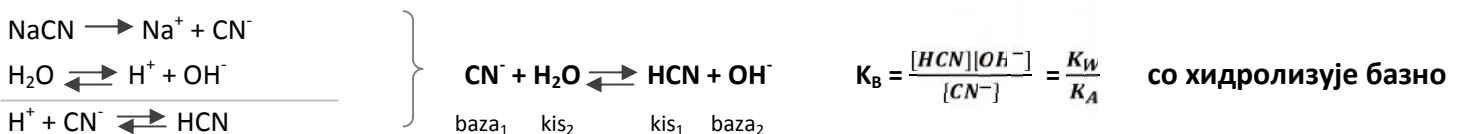
Со слабе базе ( $NH_4OH$  одн.  $NH_3$ ) и јаке киселине ( $HCl$ ):



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.**





## ОКСИДО-РЕДУКЦИОНЕ РЕАКЦИЈЕ

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

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

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

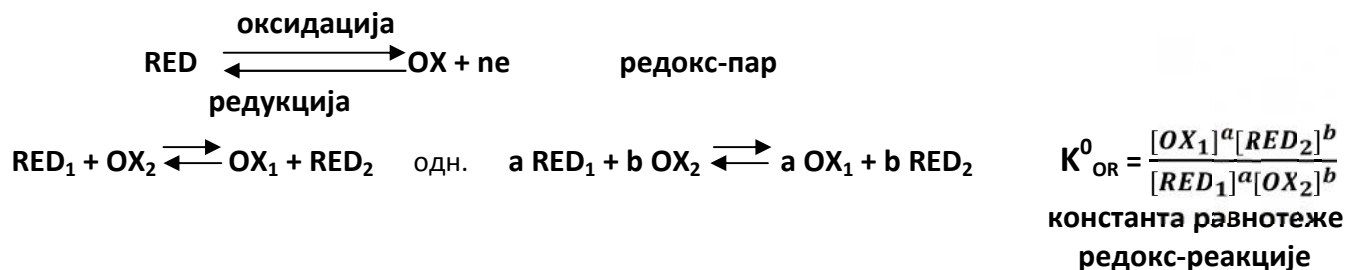
Приликом редокс-реакције долази до привидног „преноса“ електрона са атома мање електронегативности на атом веће електронегативности. Овај „пренос“ електрона може заиста бити потпун (код стварања јона и јонске везе између њих) или само делимичан и електрон се налази више у сфери електронегативнијег атома,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

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

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

Процеси оксидације и редукције се увек дешавају заједно.

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



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

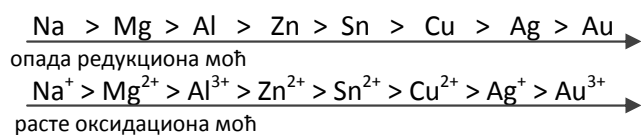
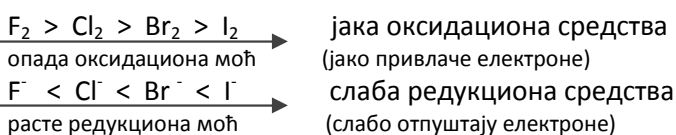


Што је мањи афинитет према електронима редуковани облик супстанце лакше отпушта електроне и прелази у оксидациони облик (више оксидационо стање) то је јаче редукционо средство, а његов оксидациони облик ће теже везивати електроне, па је слабије оксидационо средство. Такве супстанце имају мали афинитет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

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

Што је већи афинитет према електронима оксидовани облик супстанце лакше везује електроне и прелази у редуковани 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<sup>-</sup>) 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:  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{MnO}_4^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{IO}_3^-$ ,  $\text{BrO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{Ce}^{4+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$ ,  $\text{HClO}_{4\text{конц}}$ .

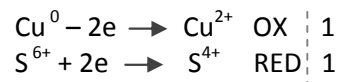
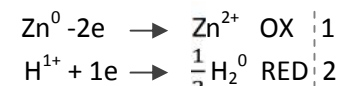
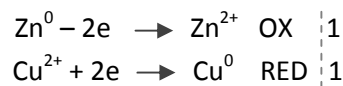
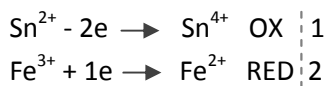
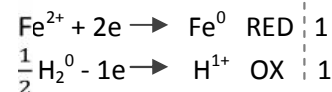
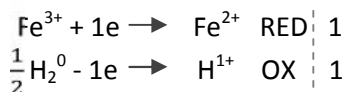
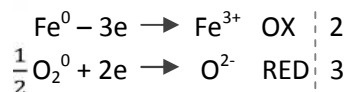
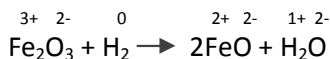
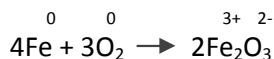
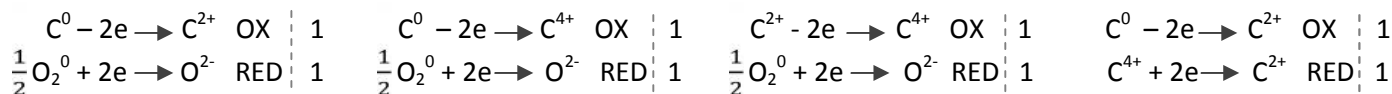
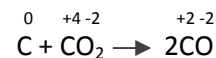
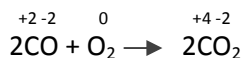
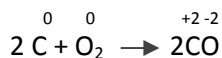
Редукциона средства:  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Ti}^{3+}$ ,  $\text{V}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{2+}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{AsO}_3^{3-}$ .

Ако познајемо релативне оксидационе и редукционе моћи редокс-система можемо да предвидимо да ли је нека редокс-реакција могућа. Што је већа константа равнотеже редокс-реакције положај равнотеже је више померен удесно.

Јаче оксидационо средство може оксидовати редуковани облик слабијег оксидационог средства.

Редукциона и оксидациона моћ зависе од концентрације реактанта и услова у којима се одвија реакција (температура, киселост средине).

Примери редокс-реакција:

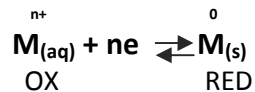


Када се у редокс-реакцији одређују коефицијенти прво се одреде оксидациона стања атома (важно је одредити за оне атоме који мењају оксидациона стања). У наведеном примеру  $\text{Cu}$  као реактант има оксидационо стање 0 (елементарна супстанца), а у производу 2+ ( $\text{SO}_4^{2-}$ -јон је наелектрисан 2-);  $\text{S}$  као реактант у  $\text{H}_2\text{SO}_4$  има оксидационо стање 6+ (О има оксидационо стање 2-, па четири кисеоника укупно имају 8-, а  $\text{H}$  има оксидационо стање 1+, па два водоника укупно имају 2+; како једињење мора имати збир оксидационих стања свих атома једнак 0 остаје да  $\text{S}$  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  $\text{Cu}$  отпушта 2е, а сваки атом  $\text{S}$  прима 2е – заједнички садржалац за 2 и 2 је 2; 2 се у 2 садржи једном – коефицијенти које треба писати испред  $\text{Cu}$  и  $\text{S}$  код којих је дошло до промене оксидационих стања је 1. Коефицијенти испред  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{SO}_2$  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  $\text{O}$  и  $\text{H}$ , затим за  $\text{O}$  чиме су одређени сви коефицијенти и на крају се пребројавају атоми  $\text{H}$  ради провере). У наведеном примеру треба ставити 1 испред  $\text{Cu}$ , затим 2 испред  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (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  $\text{CuSO}_4$  и 2 у  $\text{SO}_2$ , што значи да треба писати коефицијент 2 испред  $\text{H}_2\text{O}$ . 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 редуционе 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:

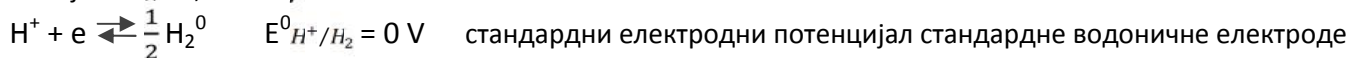
$$\varphi = \varphi_{\text{OX/RED}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{OX}]}{[\text{RED}]} = \varphi_{\text{OX/RED}}^0 + \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{OX}]}{[\text{RED}]}$$

одн.  $\varphi = \varphi_{\text{M}^{n+}/\text{M}}^0 + \frac{0,059}{n} \log [\text{M}^{n+}]$  **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  $\text{H}^+$  јону предати електрон и редуковати га до  $\text{H}_2$  – 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  $H$  и раствара се  
смер електрона је од  $Zn$  ка  $Pt, H_2$

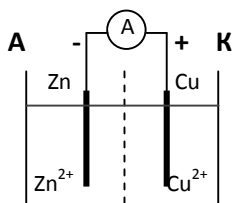
$A^- \quad Pt, H_2/H^+ \quad // \quad Cu^{2+}/Cu \quad K^+ \quad E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V$   $Cu$  теже отпушта електроне од  $H$  и таложи се из раствора  
смер електрона је од  $Pt, H_2$  ка  $Cu$

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 (Даниелив елемент)



$E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76V < 0$   $Zn^{2+}$  са електроде прелази у раствор, а на металу остају електрони  
 $Zn$  се раствара – негативнија електрода  
 $E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V > 0$  много мање  $Cu^{2+}$  јона одлази у раствор – позитивнија електрода

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

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

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

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

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

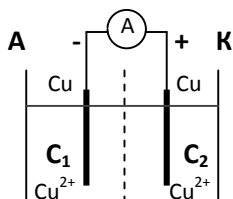
$$EMS^0 = E^0_{Cu^{2+}/Cu} - E^0_{Zn^{2+}/Zn} = +0,34V - (-0,76V) = 1,10V \quad \text{стандардна EMS спрега}$$

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  $Cu^{2+}$ -јона.

#### Концентрациони спрег



Равнотежни потенцијали електрода су различити због различитих концентрација  $Cu^{2+}$ -јона.  
 $C_1 > C_2$  У раствору веће концентрације мање јона прелази са метала у раствор.  
У раствору мање концентрације више јона прелази са метала у раствор.  
Потенцијал електроде у разблаженијем раствору је негативнији од оног у концентрованијем раствору.

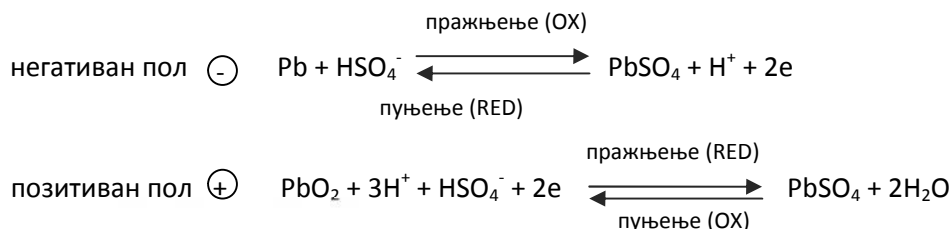
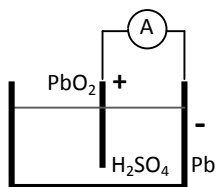
$$EMS = E^{0}_{Cu^{2+}/Cu} + \frac{0,059}{2} \log [Cu^{2+}]_1 - E^{0}_{Cu^{2+}/Cu} + \frac{0,059}{2} \log [Cu^{2+}]_2 = \frac{0,059}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]_1}{[Cu^{2+}]_2}$$

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 PbO<sub>2</sub> која је уроњена у 33% раствор H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, а негативан пол су Pb-плоче. PbO<sub>2</sub> је у киселој средини веома јако оксидационо средство и редукује се до Pb<sup>2+</sup>. На електродни потенцијал јако утиче концентрација H<sup>+</sup> јона.



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

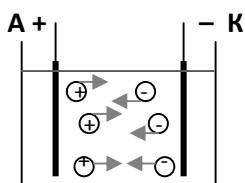
Пражњењем акумулатора електроде на површини добијају исто једињење, смањује се концентрација киселине и смањује се разлика потенцијала између електрода. Анода је Pb-плоча од које се крећу електрони ка катоди од PbSO<sub>4</sub>.

Пуњењем акумулатора раствара се PbSO<sub>4</sub> на електродама, повећава се концентрација киселине у раствору и повећава се разлика потенцијала између електрода. Катода је PbSO<sub>4</sub> слој на Pb-плочи ка којој се крећу електрони од аноде која је уроњена у раствор и превлачи се слојем PbO<sub>2</sub>.

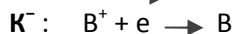
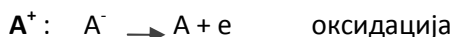
Када се акумулатор празни извор је струје, а када се пуни електролитичка ћелија.

## 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 -

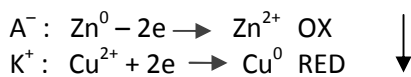
- једињење се разлаже на елементарне супстанце.

**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.

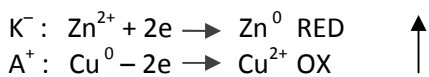
### Галвански спрег



спонтани процес

смер електрона

### Електролитичка ћелија



није спонтани процес

смер електрона

Ако Zn -електроди наметнемо већи негативни потенцијал од равнотежног изазваћемо редукцију Zn<sup>2+</sup> јона из раствора (таложњење елементарног Zn).

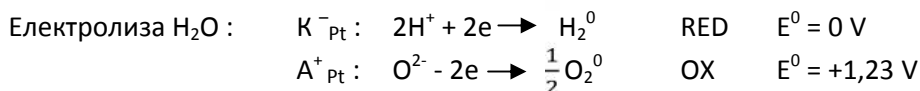
Ако  $\text{Cu}$  -електроди наметнемо позитивнији потенцијал од равнотежног изазваћемо растварање  $\text{Cu}$  и прелазак  $\text{Cu}^{2+}$  јона са метала у раствор.

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

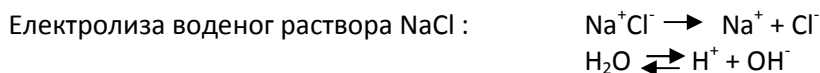
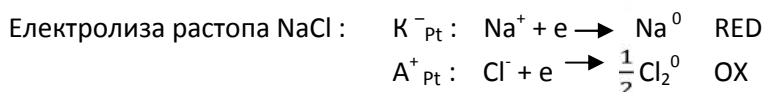
На катоди  $\text{K}^-$  ће се редуковати све молекулске врсте које могу да се редукују на том катодном потенцијалу. На аноди  $\text{A}^+$  ће се оксидовати све молекулске врсте које могу да се оксидују на том анодном потенцијалу. Одвија се онај процес који је енергетски најповољнији.

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 таложење метала, али прилично велики при издвајању гасова (нарочито  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$ ). Такође се мора утрошити рад за савлађивање електричног отпора електролитичке ћелије (за одржавање одређене јачине струје).

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

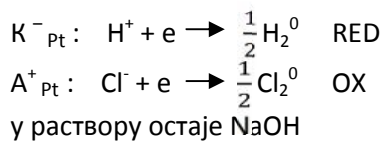


Напон разлагања  $\text{H}_2\text{O}$  је  $-1,42 \text{ V}$  због наднапона  $\text{O}_2$  на  $\text{Pt}$ -електроди.

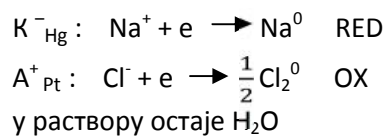


У раствору се налазе  $\text{Na}^+$  и  $\text{H}^+$  катјони који се могу редуковати на катоди и  $\text{Cl}^-$  и  $\text{OH}^-$  јони који се могу оксидовати на аноди.

са  $\text{Pt}$ -катодом:



са  $\text{Hg}$ -катодом:



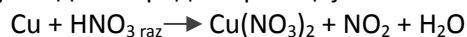
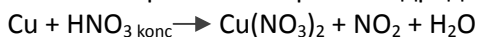
За издвајање  $\text{H}_2$  на  $\text{Pt}$ -електроди потребан је мањи напон него за издвајање  $\text{Na}$  који се тешко редукује. Уз  $\text{Pt}$ -катоду не могу се редуковати јако неплеменити метали из водених раствора. На  $\text{Hg}$  -катоди  $\text{H}_2$  има велики наднапон и на њој ће се редуковати  $\text{Na}^+$  јони и издвајати  $\text{Na}$  који са  $\text{Hg}$  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:  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . 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:



- 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  $\text{NaCl}$ ?
- Који се производи издвајају на електродама при електролизи воденог раствора  $\text{NaCl}$  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 реверзибилне – одвијају се у оба смера (осим експлозија и полимеризација).

Брзина напредне реакције временом опада од максималне због смањења концентрације реактаната, а брзина повратне реакције се повећава због пораста концентрације производа. Када се изједначе брзине напредне и повратне реакције успоставља се динамичка равнотежа, 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 Шатељеов 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  $1\text{dm}^3$  раствора, а процентна концентрација је број грама растворене супстанце у  $100\text{g}$  раствора). Максималан број грама супстанце који може да се раствори у  $100\text{g}$  растварача на одређеној температури је растворљивост супстанце на тој температури. Према количини растворене супстанце растворе делимо на:

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

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

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

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

Киселине су супстанце које отпуштају  $\text{H}^+$  јон, а он се у воденом раствору везује за молекул воде дајући хидратисан хидронијум-јон  $\text{H}_3\text{O}^+$  - киселине су протондонори. Базе су супстанце које у воденом раствору отпуштају хидроксилни јон  $\text{OH}^-$ , 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  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  јоне одн. могу и отпуштати и везивати протон).

Вода слабо дисосује на  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  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 1-7, рН 7 је неутрална средина, а за вредности рН 7-14 средина је базна.

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

Оксидо-редукције су реакције при којима долази до преноса електрона и промене оксидационих стања. Оксидација је процес отпуштања електрона и прелазак у више оксидационо стање, а редукција је процес примања електрона и прелазак у ниже оксидационо стање. Успоставља се равнотежа између оксидованог и

редукованог облика супстанце – редокс-пар. Супстанца која се оксидује је редукционо средство, а супстанца која се редукује је оксидационо средство.

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

## ВОДОНИК

Водоник је први елемент у низу периодног система елемената. Његов атом садржи само један протон у језгру и један електрон у електронском омотачу, због чега има посебно место у класификацији елемената.

Водоник се једини са готово свим осталим елементима, а један је од битних састојака целокупне живе материје (поред угљеника улази у састав органских једињења).

Електронска конфигурација атома водоника је  $1\text{H} \quad 1s^1 \quad \uparrow$

У елементарном стању водоник се јавља у облику двоатомског молекула  $\text{H}-\text{H}$  или  $\text{H}_2$ . Веза између два атома у молекулу водоника је прилично јака неполярна ковалентна веза (најјача једнострука веза између истих атома).

### Налажење у природи

Водоник је прилично распрострањен у природи, узимајући у обзир цео свемир. Звезде су изграђене углавном од водоника (масени удео око 90%). На Земљи је знатно ређи (Земљина гравитација је сувише слаба да задржи лаке молекуле  $\text{H}_2$ ). У елементарном стању га нема на Земљи (само у највишим слојевима атмосфере и у вулканским гасовима), али је распрострањен у једињењима (нпр. вода, киселине, базе, киселе соли, органска једињења).

### Физичке особине водоника

На собној температури водоник је гас без боје, мириса и укуса. Најлакши је гас, а у течном стању је најлакша течност веома ниске ТТ (14,1K) и ТК (20,4K) због веома слабих међумолекулских сила (веома је мали молекул са само два електрона равномерно распоређених између два атома). Хелијум је једина супстанца која има нижу ТК од водоника. Због тога молекули водоника лако дифундују кроз скоро све материјале (отежавајућа околност при конструкцији постројења за разне процесе хидрирања и синтезу амонијака).

### Хемијске особине водоника

Водоник је неметал. Због карактеристичне електронске конфигурације водоник нема одређен положај у периодном систему елемената. Иако има један валентни електрон који би могао да отпусти и недостаје му један електрон да попуни валентни ниво, он не припада ни Ia ни VIIa групи (има много већу енергију јонизације и електронегативност од елемената Ia групе – алкалних метала, а много нижу енергију јонизације и електронегативност од елемената VIIa групе – халогених елемената) ( $E_i = 13,4 \text{ eV}$ ,  $\chi = 2,1$ ).

За водоник није карактеристично ни отпуштање ни примање електрона. Посебне особине водоника узроковане су и јако малим димензијама његовог атома.

На основу електронске конфигурације можемо очекивати да водоник гради једињења са:

- негативним степеном оксидације (-1) – са елементима мање електронегативности (металима) – хидриди
- позитивним степеном оксидације (+1) – са елементима веће електронегативности (неметали) – сва остала једињења (киселине, базе, киселе соли, вода, органске супстанце).

Са другим елементима водоник реагује довољно брзо само при високим температурама (потребна је знатна енергија за раскидање H-H везе). На собној температури молекулски водоник није нарочито реактиван. У атомском стању водоник је врло реактиван.

### Изотопи водоника

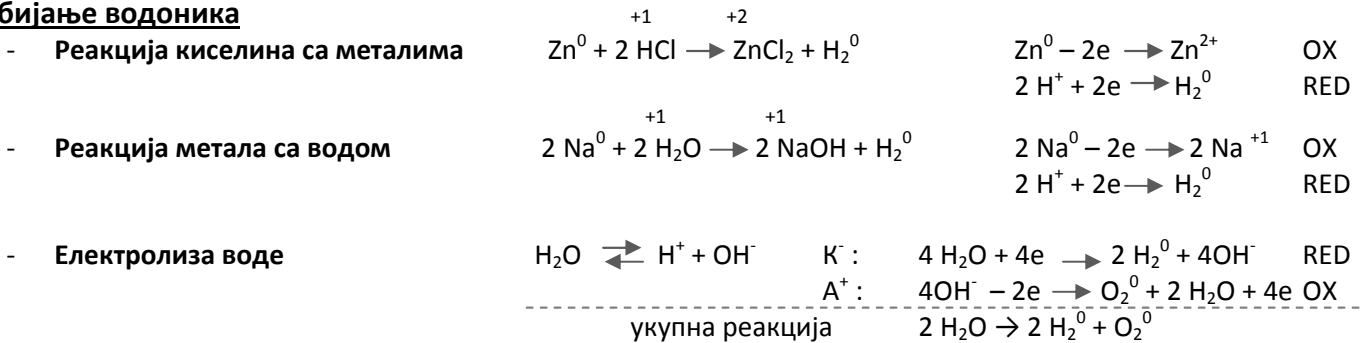
Водоник се јавља у три изотопа:



Протијума има највише (5000 пута више од деутеријума, а  $10^{17}$  пута више од трицијума). Трицијум је радиоактиван и нестабилан је.

Протијум и деутеријум се разликују у неким физичким особинама и брзини реакције (изотопски ефекат), али су слични по хемијским особинама.

## Добијање водоника



(у воду се мора додати мала количина киселине или базе као катализатор јер вода слабо проводи електричну струју)

- **Индустријско добијање** – крековање (пиролиза) угљоводоника, редукција водене паре ужареним коксом, као нуспроизвод при електролизи воденог раствора NaCl.

## Примена водоника

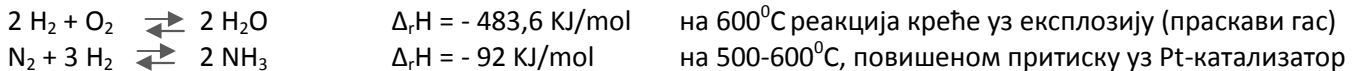
Водоник се користи у индустрији за синтезу амонијака ( $\text{NH}_3$ ), хидрирање угљоводоника и уља, за добијање HCl, за добијање воденог гаса (смеша CO и  $\text{H}_2$ ) који се користи као гориво, као редукционо средство нпр. за добијање метала.

## Једињења водоника

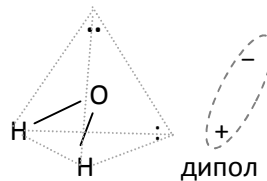
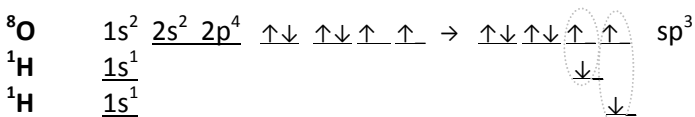
**Једињења са негативним степеном оксидације (-1)** водоник гради са елементима мање електронегативности (металима) и таква једињења се зову хидриди ( $\text{NaNH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{LiAlH}_4$ ). Служе као редукциона средства.



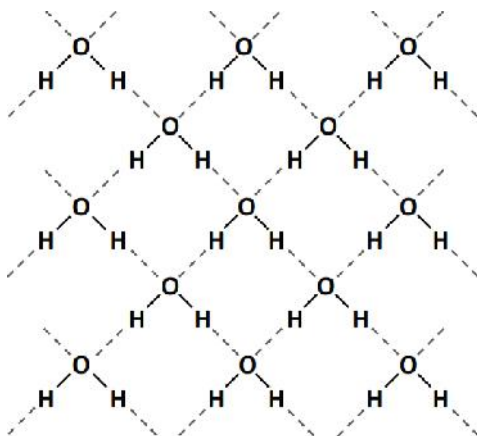
**Једињења са позитивним степеном оксидације (+1)** водоник гради са елементима веће електронегативности (неметалима) и то су сва остала једињења водоника (киселине, базе, киселе соли, вода, органске супстанце). Претежно су ковалентна једињења (поларна ковалентна веза). На собној температури су обично гасови или лако испарљиве течности. Могу се добити директном синтезом на повишеној температури или у присуству катализатора (обично Pt).



**Вода ( $\text{H}_2\text{O}$ )** је најважније једињење водоника.



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



водонична веза између молекула  $\text{H}_2\text{O}$  (у чврстом и течном стању)  
тетраедарска структура леда - молекулска кристална решетка  
(сваки молекул  $\text{H}_2\text{O}$  гради четири H-везе са суседним молекулима;  
између молекула су велике шупљине због чега лед има мању  
густину од воде)

Због великог броја водоничних веза (значајна стабилизација уређене структуре) вода има знатно вишу ТТ ( $0^\circ\text{C}$ ) и ТК ( $100^\circ\text{C}$ ) од једињења сличне структуре (нпр.  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ). Због великих шупљина између молекула у кристалној решетки леда он има мању густину од воде у течном стању. Топљењем леда нарушава се правилна

структура (раскидају се поједине водоничне везе) чиме се повећава густина, али даљим загревањем молекули се све брже крећу, раскида се све већи број водоничних веза и молекули се све више удаљавају чиме густина воде опада. Вода има највећу густину на  $3,98^{\circ}\text{C}$  ( $\rho = 1\text{kg/dm}^3$ ).

Вода је поларан растварач – добро раствара поларне и јонске супстанце. Због тога се у природи не може наћи хемијски чиста вода (већ водени раствори супстанци са којима је долазила у додир), а и у лабораторији се тешко добија.

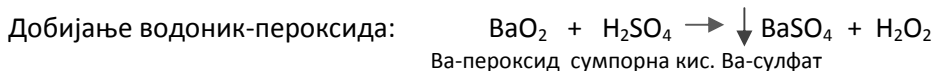
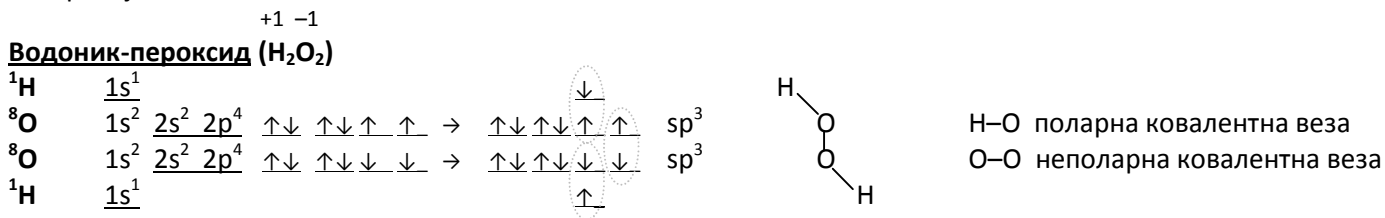
Дисоцијација воде:  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$  одн.  $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$   $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}\text{mol/dm}^3$   $\text{pH} = 7$

Вода је **амфотерна** и **неутрална**.

Хемијски чиста вода слабо проводи електричну струју (мала је концентрација јона). Вода има велики топлотни капацитет, а лед је топлотни изолатор.

Вода је неопходна за живот. Око 70% нашег организма је вода (налази се у свим ћелијама и међућелијским просторима и течностима и неопходна је за биохемијске процесе).

Вода се користи за пиће, одржавање личне хигијене, у домаћинству (за кување, прање, загревање), у индустрији (као сировина, растварач и средство за хлађење или загревање), за добијање електричне енергије, за саобраћај.



Водоник-пероксид је безбојна течност, нестабилан је и лако се разлаже:  $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Реакцију разлагања каталитички убрзавају нечистоће (прашина, алкалије из стакла, метални јони) и светлост. Чува се у тамним пластичним боцама.

Водоник-пероксид се користи као оксидационо средство (3% водени раствор се користи као дезинфекционо средство, за бојење косе 6-12% раствор, за белјење косе 5%, а при хладној трајној ондулацији 1% раствор). У трговини се може наћи као 3% и 30% водени раствор – водород или као 6-12% емулзиони раствор (са премашћујућим средствима) за бојење косе. Са водом се меша у свим односима.

У воденим растворима водоник-пероксид је **слаба киселина**:  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^- \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{O}_2^-$   $K_{a1} = 10^{-12}$

Металне пероксиде (нпр.  $\text{NaO}_2$ ,  $\text{CaO}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ ) можемо сматрати солима слабе киселине водоник-пероксида.

### Питања:

- Где се у природи налази водоник?
- Које су основне физичке особине водоника?
- Колико изотопа водоника постоји у природи?
- Каква је електронска конфигурација атома водоника, енергија јонизације и електронегативност?
- Какве су хемијске особине водоника?
- У којим оксидационим стањима се јавља водоник у својим једињењима?
- Како се добија елементарни водоник? Написати једначине реакција добијања водоника.
- Где се користи водоник?
- Која су најважнија једињења водоника?
- Каква је структура воде и какве су јој физичке и хемијске особине? Написати дисоцијацију воде.
- Какав значај има вода?
- Како се добија водоник-пероксид? Написати једначу реакције добијања водоник-пероксида.
- Какве су особине водоник-пероксида? Написати једначину реакције разлагања водоник-пероксида.
- Где се примењује водоник-пероксид?

## 18. група (VIIIa, 0) – ПЛЕМЕНИТИ ГАСОВИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

He	хелијум	$1s^2$	$\uparrow\downarrow$		
Ne	неон	}	$ns^2 np^6$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	заједничка електронска конфигурација
Ar	аргон				
Kr	криптон				
Xe	ксенон				
Rn	радон				

Валентни ниво је попуњен, сви електрони су спарени – стабилна електронска конфигурација.

Елементи ове групе су **хемијски инертни** (не ступају у реакције ради стварања хемијске везе и не граде једињења) због чега се називају инертни или племенити гасови. Сви остали елементи ступају у реакције и успостављају хемијске везе (отпуштају, примају или спарују своје валентне електроне) да би постигли стабилну електронску конфигурацију најближег племенитог гаса.

У елементарном стању налазе се у облику атома у ваздуху (око 1%, највише има аргона око 0,98%, а осталих знатно мање) одакле се добијају фракционом дестилацијом.

**Хелијум** има веома малу масу и густину и најнижу ТК од свих познатих супстанци (4,2К). Користи се за пуњење цепелина и метеоролошких балона (и обичних украсних балона), а смеша кисеоника и хелијума (21% O<sub>2</sub>, 79% He) се користи за пуњење ронилачких боца. Користи се у лабораторијама за постизање ниских температура и за пуњење гасних термометара за мерење ниских температура.

**Неон** се користи за пуњење неонских цеви за рекламе (при електричном пражњењу при сниженом притиску даје наранџасто-љубичасту светлост; ако се дода аргон и паре живе добија се тамно плава до зелена светлост; различите боје светлости се могу добити пуњењем обојених стаклених цеви).

**Аргон** се користи за стварање инертне атмосфере при хемијским реакцијама и у техници (за истискивање кисеоника), у електротехници за производњу полупроводника, за пуњење сијалица (код нас се сијалице пуне смешом 15% N<sub>2</sub> и 85% Ar под сниженим притиском), у металургији за термичку обраду и производњу високолегираних челика, заштиту одваљака, за десулфуризацију.

**Криптон** и **ксенон** се такође користе за пуњење сијалица.

**Радон** је радиоактиван (настаје радиоактивним распадом радијума, а период полураспада му је 3,8 дана) и нема примену. Штетан је за здравље људи – изазива поремећај ћелијске структуре DNK, често изазива рак плућа код рудара.

### Питања:

- Који елементи припадају 0 групи периодног система и који им је заједнички назив?
- Каква је електронска конфигурација елемената 0 групе и каква им је хемијска реактивност?
- Где се у природи налазе племенити гасови, у ком облику и како се добијају?
- Где се примењују племенити гасови?



## 1. група (Ia) – АЛКАЛНИ МЕТАЛИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

Li **литијум**  
 Na **натријум**  
 K **калијум**  
 Rb **рубидијум**  
 Cs **цезијум**  
 Fr **францијум**

метали

ns<sup>1</sup>

↑

- расте маса
- расте густина, опада ТТ и ТК
- расте полупречник атома и јона
- опада E<sub>i</sub>, E<sub>a</sub>, χ
- расте реактивност
- расте метални карактер, расте базност

Ови елементи су изразити метали са врло јаким редукционим особинама – веома лако отпуштају валентни електрон и врло су реактивни. Имају најниже вредности E<sub>i</sub>, E<sub>a</sub>, χ. За отпуштање валентног електрона (јонизацију) довољна је енергија видљиве светлости. Ово су **најреактивнији познати метали** и **најјача редукциона средства** – најтипичнији метали према хемијским особинама. У једињењима се налазе у облику јона чије је наелектрисање **+1**:



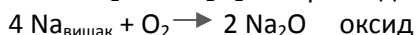
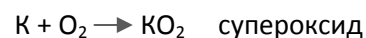
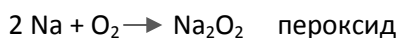
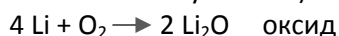
У природи се налазе искључиво у облику једињења у којима су у облику M<sup>+1</sup> јона – граде јонска једињења.

Према хемијском понашању алкални метали су група са међусобно најсличнијим елементима у периодном систему.

У елементарном стању атоми су повезани слабом металном везом (учествује само један електрон), па имају ниске ТТ, малу густину и тврдоћу (могу се сећи ножем). Због реактивности се чувају под петролеумом. Веома се тешко добијају у елементарном стању (само електролизом растопа неке соли, најчешће хлорида).

### Хемијске особине

- **Са кисеоником реагују дајући пероксиде и супероксиде** (само Li даје оксид, а Na даје оксид само у великом вишку метала)



- **Са водом реагују бурно** (чак и са влагом из ваздуха) и **дају јаке базе – алкалије**



веома егзотермна реакција, уз експлозију (ослобођени H<sub>2</sub> се запали

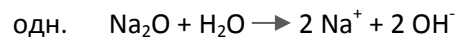
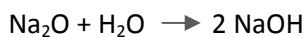


због ослобођене реакционе топлоте)

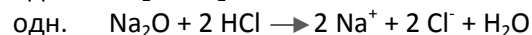
Дуж групе расте јачина базе. Хидроксиди алкалних метала су најјаче базе.

- **Оксиди имају базни карактер:**

- са водом дају хидроксид



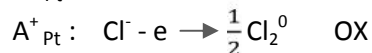
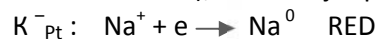
- неутралишу киселине



### ЈЕДИЊЕЊА НАТРИЈУМА

Натријум спада у најчешће елементе у природи (масени удео у земљиној кори је 2,83%, а велике количине су растворене у мору). Налази се у облику једињења (нема га у природи у елементарном стању).

Натријум је сребрнасто бео мек метал (може се сећи ножем), веома је реактиван (чува се под петролеумом). Добија се електролизом растопа NaCl:

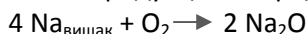


Елементарни натријум се употребљава као редукционо средство у индустрији (у производњи боја, за добијање тетраетил-олова и при другим органским реакцијама).

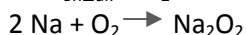
**NaN** **натријум-хидрид**

Користи се као редукционо средство.

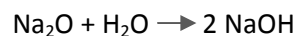
**Na<sub>2</sub>O** **натријум-оксид**



**Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>** **натријум-пероксид**



**Na-оксид је базног карактера** – са водом даје хидроксид



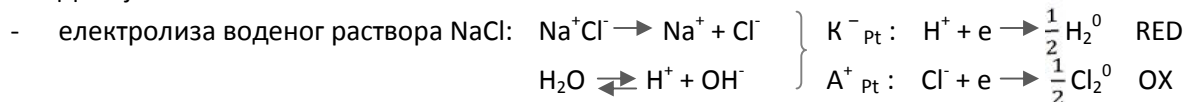
– неутралише киселине



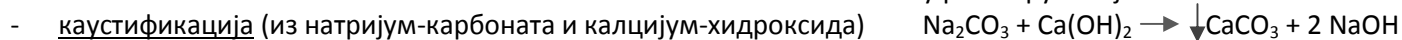
**NaOH натријум-хидроксид (каустична, масна или жива сода)** веома јака база

Натријум-хидроксид је бела кристална супстанца, веома хигроскопна (везује воду из ваздуха, али реагује и са  $\text{CO}_2$  из ваздуха градећи натријум-карбонат).

Добијање:



у раствору остаје NaOH



Натријум-хидроксид је један од најважнијих производа хемијске индустрије. Највише се користи у индустрији вештачких влакана (рејон), у текстилној индустрији, индустрији сапуна, папира, боја и при органским синтезама.

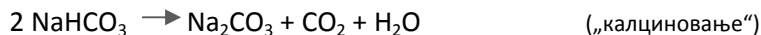
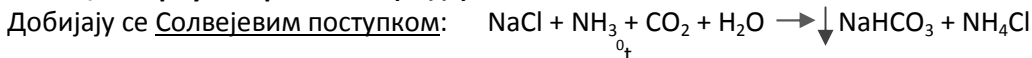
**NaCl натријум-хлорид (кухињска со)**

У природи се налази у облику великих наслага камене соли у земљиној кори одакле се добија копањем или помоћу топле воде (растварањем, па упаравањем – варена со). Велике количине натријум-хлорида растворене су у мору (око 2,7%) одакле се добија упаравањем (морска со).

Велике количине натријум-хлорида троше се за људску исхрану (јодира се), али и у индустрији (већина једињења натријума добија се из натријум-хлорида).

**NaHCO<sub>3</sub> натријум-хидрогенкарбонат, натријум-бикарбонат (сода бикарбона)**

**Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> натријум-карбонат (сода)**



У засићен раствор NaCl уводи се  $\text{NH}_3$ , па се раствор неутралише са  $\text{CO}_2$  и хлади, при чему кристалише  $\text{NaHCO}_3$  који се одваја; загревањем  $\text{NaHCO}_3$  на око 200-250<sup>0</sup>С добија се  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

$\text{NaHCO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  су соли слабе угљене киселине ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) и јаке базе ( $\text{NaOH}$ ), па хидролизују базно.

**NaHCO<sub>3</sub>** хидролизује слабо базно и користи се у медицини за неутрализацију вишка желудачне киселине. Користи се у пекарству (самостално или у прашку за пециво – загревањем се одвија реакција „калциновања“, а ослобођени  $\text{CO}_2$  „подиже“ тесто), за испирање уста и прање зуба, за производњу паста за зубе, прашка за веш, за чишћење сребрног и златног накита.

**Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>** јако базно хидролизује. Јако је хигроскопан. Користи се у индустрији за производњу стакла, сапуна, прашка за прање, у текстилној индустрији и индустрији папира, за добијање NaOH (каустификација).

**NaNO<sub>3</sub> натријум-нитрат (чилска шалитра)** У природи се налази у наслагама у Чилеу. Користи се као вештачко ђубриво.

## ЈЕДИЊЕЊА КАЛИЈУМА

У земљиној кори калијума има нешто мало мање него натријума, али у морској води бар 30 пута мање. Калијум је распрострањен у разним нерастворним силикатима (одатле се не добија). Растворне соли калијума биљке користе за исхрану због чега су налазишта калијума ретка и примена његових једињења је далеко мања него једињења натријума. Једињења калијума су растворљивија у води од једињења натријума.

Калијум се у елементарном стању користи за израду фотоћелија.

**K<sub>2</sub>O калијум-оксид** (тешко настаје директном синтезом) **K<sub>2</sub>O<sub>2</sub> калијум-пероксид** **KO<sub>2</sub> калијум-супероксид**

**KOH калијум-хидроксид** Користи се у производњи меких (тоалетних) сапуна.

**KCl калијум-хлорид** Користи се за добијање  $\text{KNO}_3$ .

У природи се може наћи као минерал силвин (KCl) и карналит ( $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ).

**KHCO<sub>3</sub> калијум-хидрогенкарбонат, калијум-бикарбонат**

**K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> калијум-карбонат (поташа)**



$\text{K}_2\text{CO}_3$  се користи за израду меких сапуна и у производњи прашка за пециво.

**K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> калијум-сулфат** Користи се као вештачко ђубриво и за производњу калијумових стипси.

**KNO<sub>3</sub> калијум-нитрат (шалитра)** Користи се као вештачко ђубриво и у производњи барута.

Добија се растварањем  $\text{NaNO}_3$  и KCl (хлађењем кристалише NaCl, а  $\text{KNO}_3$  остаје у раствору).

**KMnO<sub>4</sub> калијум-перманганат (хиперманган)** је веома јако оксидационо средство. Користи се као антисептичко и дезинфекционо средство и у лабораторијама као оксидационо средство.

### Питања:

- Који елементи припадају Ia групи и који им је заједнички назив?
- Која је заједничка електронска конфигурација елемената Ia групе и какве су им физичке и хемијске особине?
- Како алкални метали реагују са кисеоником, а како са водом? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Каког су карактера оксиди? Приказати једначинама реакција.
- Која су најважнија једињења натријума?
- Какве особине има натријум-оксид? Приказати једначинама реакција.
- Како се добија натријум-хидроксид и која му је примена? Приказати једначинама реакција.
- Како се добија натријум-хлорид и која му је примена?
- Како се добијају натријум-бикарбонат и натријум-карбонат и која им је примена? Приказати једначинама реакција Солвејев процес.
- Како се добија натријум-нитрат и која му је примена?
- Која су најважнија једињења калијума и која им је примена?

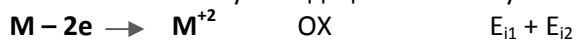
## 2. група (IIa) – ЗЕМНОАЛКАЛНИ МЕТАЛИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

<b>Be</b>	<b>берилијум</b>	} метали	$ns^2$	$\uparrow\downarrow$	- расте маса - расте ТТ и ТК (изузетак Ве, највише ТТ и ТК) - расте полупречник атома и јона - опада $E_i$ , $E_a$ , $\chi$ - расте реактивност - расте метални карактер, расте базност
<b>Mg</b>	<b>магнезијум</b>				
<b>Ca</b>	<b>калцијум</b>				
<b>Sr</b>	<b>стронцијум</b>				
<b>Ba</b>	<b>баријум</b>				
<b>Ra</b>	<b>радијум</b>				

Ови елементи се називају земноалкални метали јер њихове „земље“ (оксиди) са водом реагују дајући алкалну реакцију. Сви елементи ове групе су метали (метална веза није нарочито јака осим код Ве).

У једињењима се налазе у оксидационом стању **+2**:



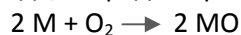
$E_{i1}$  је око 1,5 пута већа него код алкалних метала, а  $E_{i2}$  је око 2 пута већа него  $E_{i1}$  (за добијање  $M^{+2}$  јона земноалкалних метала потребно је утрошити 4-5 пута већу енергију него за добијање  $M^{+1}$  јона алкалног метала из исте периоде), али се енергија утрошена за добијање јона  $M^{+2}$  надокнађује енергијом јонске кристалне решетке или хидратацијом.

Ови метали имају мале вредности електронегативности – немају тенденцију привлачења електрона. Једињења земноалкалних метала имају претежно јонски карактер. Изузетак су једињења берилијума која имају карактер између јонског и ковалентног (већи је удео ковалентног карактера због малог радијуса и релативно високих вредности  $E_i$  и  $\chi$ ). Једињења магнезијума су између једињења берилијума и осталих елемената групе по уделу ковалентног карактера у хемијским везама, а једињења калцијума, стронцијума, баријума су скоро потпуно јонска.

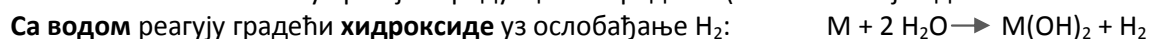
### Хемијске особине

Берилијум се раствара и у киселинама (осим у азотној киселини) и у базама – амфотеран је. Остали елементи групе растварају се само у киселинама – базни су.

**Са кисеоником граде оксиде**, али дуж групе расте могућност грађења пероксида (Ве, Mg, Ca граде само оксиде, Sr гради пероксид само при високом притиску, а Ba гради пероксид). Ве је стабилан на ваздуху.



Земноалкални метали су врло јака редуциона средства (нешто слабија од алкалних метала).



Берилијум и магнезијум граде нерастворне хидроксиде који штите метал од даље реакције.

Хидроксиди земноалкалних метала су тешко растворни у води, а растворљивост и базност расту дуж групе.

Растворљивост сулфата опада дуж групе.

Be(OH) <sub>2</sub>	амфотеран		BeSO <sub>4</sub>	врло растворан	
Mg(OH) <sub>2</sub>	слаба база	- расте базност	MgSO <sub>4</sub>	растворан	- опада
Ca(OH) <sub>2</sub>	} јаке базе	- расте растворљивост	CaSO <sub>4</sub>	} тешко растворни	растворљивост у води
Sr(OH) <sub>2</sub>		(сви су тешко растворни у води)	SrSO <sub>4</sub>		
Ba(OH) <sub>2</sub>			BaSO <sub>4</sub>		

Једињења берилијума и сам метал су екстремно отровни. Легуре берилијума са бавром имају велику тврдоћу и отпорне су на корозију, а отпорније су на истезање од било ког другог материјала. Од свих метала стабилних на ваздуху берилијум најбоље пропушта рендгенске зраке, па се од њега израђују делови рендгенских цеви кроз које излазе рендгенски зраци.

### ЈЕДИЊЕЊА МАГНЕЗИЈУМА

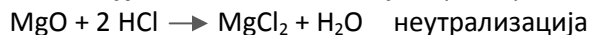
Магнезијум је врло распрострањен у природи (2,1% у земљиној кори, а велике количине су растворене у мору). У природи се налази само у облику једињења, а најважнији минерали су доломит (CaCO<sub>3</sub>·MgCO<sub>3</sub>), магнезит (MgCO<sub>3</sub>), карналит (KCl·MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O).

Елементарни магнезијум добија се електролизом растопа безводног MgCl<sub>2</sub>. Магнезијум има велику техничку примену. То је сребрнобео метал, на ваздуху потамни (превлачи се заштитним слојем оксида), може се ковати, изливати и ваљати (лим, жица и разни профили). Жица магнезијума лако сагорева са кисеоником, а реакција је врло егзотермна уз интензивну светлост што се користи као важан извор светлости у фотографији (блиц – посебна сијалица испуњена кисеоником са магнезијумовом жицом која се загреје проласком електричне струје што изазива реакцију Mg са O<sub>2</sub>):



Магнезијум се лако раствара у киселинама уз ослобађање H<sub>2</sub> (чак и са HNO<sub>3</sub>), а не раствара се у базама. Користи се за израду лакних легура, нарочито са алуминијумом (дуралуминијум се користи за израду авиона, бродова, делова за аутомобиле, а са алуминијумом, цинком и манганом за легуре електрон-метали). Магнезијум се користи као редукционо средство које може редуктовати многе метале.

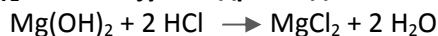
**MgO магнезијум-оксид** базног је карактера, тешко растворан у води, раствара се у киселинама:



Може се добити жарењем карбоната или хидроксида:  $\overset{\circ_t}{\text{MgCO}_3} \rightarrow \overset{\circ_t}{\text{MgO}} + \text{CO}_2$        $\overset{\circ_t}{\text{Mg(OH)}_2} \rightarrow \overset{\circ_t}{\text{MgO}} + \text{H}_2\text{O}$

Ако се жари на температури од 800-900<sup>o</sup>C добија се каустични MgO који очвршћава са водом, а ако се жари на температури од 1600-1700<sup>o</sup>C настаје MgO који не очвршћава са водом и који се користи за израду ватросталног камења (ТТ 2800<sup>o</sup>C).

**Mg(OH)<sub>2</sub> магнезијум-хидроксид** слаба база, тешко растворан у води, растворан у киселинама:



Добија се таложењем из раствора Mg-соли јаком базом:  $\text{MgCl}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \downarrow \text{Mg(OH)}_2 + 2 \text{NaCl}$

**MgCl<sub>2</sub> магнезијум-хлорид** кристалише са 4-12 мола воде, а најстабилнији је MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O. Растворан је у води и врло хигроскопан – користи се као средство за сушење.

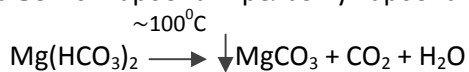
**MgSO<sub>4</sub> магнезијум-сулфат** На различитим температурама кристалише са различитом количином воде.

**MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O горка со** (на 1,8-48,3<sup>o</sup>C) – користи се у медицини као пургатив (Mg<sup>2+</sup>-јони помажу прелаз воде из других телесних течности у црева да би разредила со), у индустрији папира, коже и текстила.

**Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> магнезијум-хидрогенкарбонат (магнезијум-бикарбонат)** – растворан је у води и са Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> представља карбонатну тврдоћу воде.

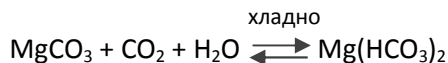
**MgCO<sub>3</sub> магнезијум-карбонат** је тешко растворан у води

Загревањем бикарбонат прелази у карбонат – у воденом раствору се карбонат таложи – ствара се каменац:



Магнезијум-карбонат се раствара у киселинама:  $\text{MgCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (уклањање каменца)

Магнезијум-карбонат се у природи јавља као минерал доломит ( $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ) и магнезит ( $\text{MgCO}_3$ ) и на ниској температури у присуству  $\text{CO}_2$  се раствара (нпр. у пећинама):



## ЈЕДИЊЕЊА КАЛЦИЈУМА

Калцијум је један од најраспрострањенијих елемената у природи (у земљиној кори 3,63%). Налази се у облику тешко растворних силиката, карбоната, сулфата, фосфата, флуорида. Налази се у костима животиња у облику фосфата (око 60% костију је  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ). Најважнији минерали су флуорит ( $\text{CaF}_2$ ), фосфорит ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ), апатити ( $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ ), калцит ( $\text{CaCO}_3$  у облику кречњака, креде, мермера), анхидрит и гипс ( $\text{CaSO}_4$  одн.  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ).

Калцијум је мек метал који се на ваздуху превлачи слојем нитрида. Елементарни калцијум се не користи много, само за легирање олова (за повећање тврдоће олова за израду каблова) и дезоксидацију бакра и специјалних легура.

Са кисеоником бурно реагује градећи оксид:  $\text{Ca} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CaO} \quad \Delta_r H = -640 \text{ kJ/mol}$

**СаО калцијум-оксид (негашени или живи креч)** базног је карактера:  $\text{CaO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

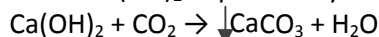
Добија се жарењем кречњака:  $\text{CaCO}_3 \xrightleftharpoons{1000^\circ\text{C}} \text{CaO} + \text{CO}_2$

Користи се за добијање гашеног креча и за производњу цемента.

**Са(ОН)<sub>2</sub> калцијум-хидроксид (гашени креч)** јака база  
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$  одн.  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$  бурна реакција

Слабо је растворан у води (мала количина која је растворена потпуно је дисосована на јоне).

СаО и Са(ОН)<sub>2</sub> користе се у хемијској индустрији, у грађевинарству, Са(ОН)<sub>2</sub> се користи за кречење:



**СаСл<sub>2</sub> калцијум-хлорид** растворан у води

Кристалише са 6 молекула воде ( $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) коју губи на температурама изнад  $250^\circ\text{C}$ . Безводан (анхидрован) СаСл<sub>2</sub> је јако хигроскопан и користи се као средство за сушење. Везивање воде је ендотерман процес, па се смеша леда и СаСл<sub>2</sub> користи као средство за хлађење (снижава температуру до  $-50^\circ\text{C}$ ).

**СаСО<sub>4</sub> калцијум-сулфат** тешко растворан у води

У природи се јавља као минерал анхидрит ( $\text{CaSO}_4$ ) и гипс ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). Најфинији гипс је алабастер. Загревањем на температурама до  $97^\circ\text{C}$  гипс губи воду и прелази у  $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ , а на температурама до  $150^\circ\text{C}$  у анхидровани СаСО<sub>4</sub>. Облик  $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$  брзо везује воду и прелази у  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , а анхидровани облик воду везује знатно спорије. Везивањем воде гипс очвршћава. Загревањем на  $250^\circ\text{C}$  добија се гипс који више не може да везује воду (мртво печени гипс).

Користи се у медицини, грађевинарству, вајарству.

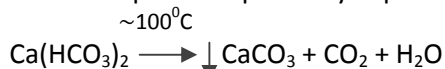
**Са(НСО<sub>3</sub>)<sub>2</sub> калцијум-хидрогенкарбонат (калцијум-бикарбонат)** – растворан је у води и са  $\text{Mg}(\text{НСО}_3)_2$  представља карбонатну тврдоћу воде.

**СаСО<sub>3</sub> калцијум-карбонат** тешко је растворан у води

У природи се јавља у облику кристала калцита као кречњак, креда, мермер. Чисти и прозирни кристали калцита су оптички активни (исландски калцит) и користе се за израду оптичких справа (нпр. Николова призма).

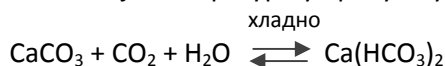
Кречњак се користи за добијање негашеног креча, креда за писање, мермер у грађевинарству, вајарству, изради намештаја.

Загревањем бикарбонат прелази у карбонат – у воденом раствору се карбонат таложи – ствара се каменац:



Калцијум-карбонат се раствара у киселинама:  $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (уклањање каменца)

На ниској температури у присуству  $\text{CO}_2$  карбонат се раствара (нпр. у пећинама):

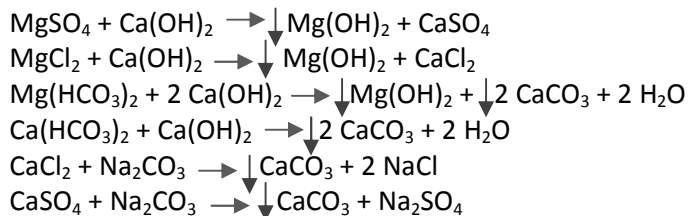


**Соли земноалкалних метала (посебно Mg и Ca) и гвожђа представљају тврдоћу воде:**

- пролазна (карбонатна) тврдоћа – присуство бикарбоната (загревањем се могу уклонити јер прелазе у тешко растворне карбонате)
- непролазна (стална) тврдоћа – присуство осталих соли.

### Кречно-содни поступак омекшавања воде:

Води се додаје креч ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) којим се сталожу  $\text{Mg}^{2+}$ -јони у облику  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  као најмање растворног једињења магнезијума, затим се додаје сода ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) помоћу које се сталожу  $\text{Ca}^{2+}$ -јони у облику  $\text{CaCO}_3$  као најмање растворног једињења калцијума, а у води остају  $\text{Na}^+$ -јони:



### **Питања и задаци:**

- Који елементи припадају IIa групи и који им је заједнички назив?
- Која је заједничка електронска конфигурација елемената IIa групе и какве су им физичке и хемијске особине?
- Како земноалкални метали реагују са кисеоником, а како са водом? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Каког су карактера оксиди? Приказати једначинама реакција.
- Која су најважнија једињења магнезијума?
- Какве особине има магнезијум-оксид и како се добија? Написати једначину реакције.
- Какве особине има магнезијум-хидроксид и како се добија? Написати једначину реакције.
- Која је примена магнезијум-оксида и магнезијум-хидроксида?
- Која је примена магнезијум-сулфата?
- Какве су особине магнезијум-бикарбоната и магнезијум-карбоната? Како долази до стварања и растварања каменца? Приказати одговарајућим једначинама реакција.
- Која су најважнија једињења калцијума?
- Какве особине има калцијум-оксид и како се добија? Написати једначину реакције.
- Какве особине има калцијум-хидроксид и како се добија? Написати једначину реакције.
- Која је примена калцијум-оксида и калцијум-хидроксида?
- Која је примена калцијум-сулфата?
- Какве су особине калцијум-бикарбоната и калцијум-карбоната? Приказати одговарајућим једначинама реакција. У ком облику се јављају у природи? Која је примена калцијум-карбоната?
- Како долази до стварања и растварања кречњака? Приказати одговарајућим једначинама реакција.
- Шта представља тврдоћу воде и како се уклања? Приказати одговарајућим једначинама реакција кречно-содни поступак омекшавања воде.

### 13. група (IIIa) – ГРУПА БОРА

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

<b>B</b>	<b>бор</b>	}	металоид	$ns^2 np^1$	$\uparrow\downarrow \uparrow \_ \_ \_$	<ul style="list-style-type: none"> <li>- расте маса, опада ТК</li> <li>- расте полупречник</li> <li>- опада <math>E_i, E_a, \chi</math></li> <li>- расте метални карактер</li> <li>- расте базност</li> </ul>
<b>Al</b>	<b>алуминијум</b>		метали			
<b>Ga</b>	<b>галијум</b>					
<b>In</b>	<b>индијум</b>					
<b>Tl</b>	<b>талијум</b>					

ТТ се чудно мењају дуж групе. Бор има највишу ТТ, алуминијум знатно нижу, галијум најнижу, а затим ТТ дуж групе опет расте.

Ови елементи имају знатно више вредности коефицијената релативне електронегативности  $\chi$  од алкалних и земноалкалних метала.

Сви елементи ове групе осим бора граде металне кристалне решетке у елементарном стању, али постоје абнормалности (разликују се од правих метала Ia и IIa групе и прелазних елемената – у стварању металне везе не учествује три електрона већ мање, па је метална веза слабија него што би се очекивало на основу електронске конфигурације).

#### Хемијске особине

Бор је металоид и гради ковалентна једињења. Са металима гради бориде (у њима бор има негативно оксидационо стање, али неодређено). Не гради ни позитивне ни негативне јоне. Многа једињења бора имају чудне структуре и формуле које није могуће објаснити уобичајеним појмом хемијских веза. Посебно су чудни хидриди бора – борани (углавном су течности ниских ТК; нпр. диборан  $B_2H_6$ ). Најважније једињење бора је борна киселина  $H_3BO_3$  (*orto*-боратна киселина). То је чврста кристална супстанца са љускастим белим прозирним кристалима масним под додиром. Загревањем губи воду и полимеризује се до полиборатне киселине. Врло је слаба киселина, али додатком полихидроксилних алкохола (нпр. гликола или глицерола) знатно се повећава јачина киселине. Соли су борати. Користи се у медицини, у педикирској пракси и као сировина за производњу козметичких препарата.

Алуминијум, галијум и индијум су у једињењима стабилни у јонском облику са степеном оксидације +3, док је талијум стабилнији у јонском облику са степеном оксидације +1.

$B_2O_3$	$H_3BO_3$	кисео (слаба киселина)	↓ опада киселост, расте базност (расте метални карактер)
$Al_2O_3$	$Al(OH)_3$	амфотеран (више изражене базне особине)	
$Ga_2O_3$	$Ga(OH)_3$	амфотеран (више изражене киселе особине)	
$In_2O_3$	$In(OH)_3$	претежно базан	
$Tl_2O_3$	$TlOH$	јако базан	

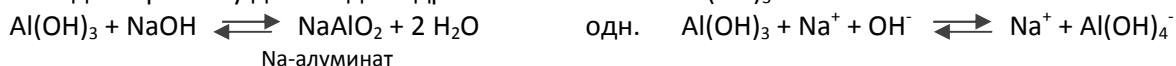
Талијум гради стабилна једињења као  $Tl^{+1}$ -јон са јонском кристалном решетком.  $TlOH$  је растворан у води и јака је база (као алкални хидроксиди).

### ЈЕДИЊЕЊА АЛУМИНИЈУМА

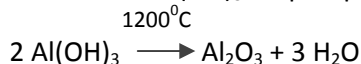
Алуминијум је трећи елемент по распрострањености у земљиној кори (масени удео 7,5%, одмах после O и Si). У природи се јавља искључиво у облику једињења (највише у облику алумосиликата – глина).

#### Добијање алуминијума

За индустријско добијање алуминијума користи се само руда боксит (у којој се алуминијум налази у облику хидроксида  $Al(OH)_3$ ). Боксит се третира раствором  $NaOH$  (35-50%) у великом вишку у аутоклаву ( $t=160-170^\circ C$ ,  $p \approx 3,5$  МПа, 8h).  $Al(OH)_3$  се раствара и прелази у алуминат, а примесе се одвоје. Раствор алумината се разблажи водом при чему долази до хидролизе и таложења  $Al(OH)_3$ :



Сталожени  $Al(OH)_3$  се филтрира и жари на  $1200^\circ C$  при чему прелази у оксид (глиница):



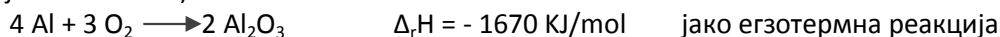
Елементарни алуминијум се добија електролизом глинице у криолиту ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ) на око  $1000^\circ\text{C}$  уз графитне електроде. Течни алуминијум се таложи испод катоде и повремено скупља и вади, а нове количине глинице се додају у електролитичку ћелију.

### Особине и примена алуминијума

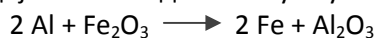
Алуминијум је мек сребрнобео метал. Лак је ( $\rho=2,7 \text{ g/cm}^3$ ). Дobar је проводник електричне струје, рефлектује светлост и топлоту (рефлектује око 95% светлости и топлоте). Може се лако ваљати у танке фолије и извлачити у жице. Са многим металима гради легуре. На ваздуху се превлачи танким заштитним слојем оксида (отпоран на даље дејство кисеоника и киселина, чак и азотне киселине). Ако се заштитни слој оксида уклони врло брзо реагује – неплеменит метал.

Веома много се користи за добијање легура које се користе у индустрији авиона, аутомобила и бродова (најважнија легура је дуралуминијум и састоји се из 93-95% Al, а садржи Cu, Mg, Mn – легура има малу густину, велику тврдоћу и отпорна је на корозију и атмосферске услове). Алуминијум је добар проводник електричне струје (60% проводљивости бабра, али је много лакши), па се користи и у електротехничкој индустрији. Алуминијумске фолије су одличан изолациони материјал, а користе се и у домаћинству и у фризерској струци. Алуминијум се користи за израду резервоара у индустрији, а некада се користио и за израду посуђа за домаћинство.

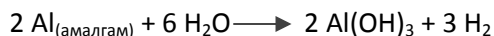
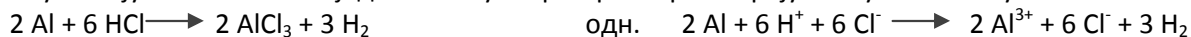
Мана која ограничава употребу алуминијума је тешко заваривање због стварања оксида на површини (тешко је и лемљење):



Ослобођена топлота приликом реакције је толика да може да отопи гвожђе, па се користи као термитни поступак за варење метала. Велики афинитет алуминијума према кисеонику користи се за добијање других метала редукцијом из оксида помоћу алуминијума – алуминотермија:



Алуминијум и сва његова једињења су амфотерна – растварају се и у базама и у киселинама:



Ако је заштитни оксидни слој довољно дебело до реакција неће доћи.

### $\text{Al}_2\text{O}_3$ алуминијум-оксид

У природи се јавља као безбојан минерал корунд (трећи по тврдоћи, после дијаманта и карборунда). Ако садржи трагове других метала различито је обојен и представља драго камење: сафир (плав), рубин (црвен), оријентални смарагд (зелен), оријентални аметист (љубичаст), оријентални топаз (жут).

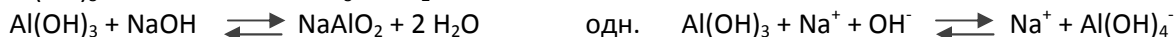
$\text{Al}_2\text{O}_3$  се добија жарењем  $\text{Al}(\text{OH})_3$  (глинице). Користи се за израду ватросталних опека (корунд-камење) и израду хемијског посуђа отпорног на високе температуре ( $T \approx 2000^\circ\text{C}$ ).

$\text{Al}(\text{OH})_3$  алуминијум-хидроксид је слаба база и амфотерног је карактера (базне особине су више изражене него киселе).

Таложи се из раствора  $\text{Al}^{3+}$ -соли јачим базама као волуминозан бео талог који загревањем прелази у кристални облик:



Амфотерног је карактера – неутралише и базе и киселине:



$\text{Al}(\text{OH})_3$  само са јаким киселинама даје  $\text{Al}^{3+}$ -соли, док је са slabим киселинама реакција немогућа јер моментално долази до хидролизе.  $\text{Al}^{3+}$ -соли јаким киселина хидролизују кисело.

$\text{AlCl}_3$  алуминијум-хлорид Користи се као катализатор у органским синтезама. Растворан је у води.

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  алуминијум-сулфат Из водених раствора кристалише као хидрат  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ . Користи се у индустрији папира као лепило, у индустрији текстила као мочило, за пречишћавање воде са калцијум-хидроксидом (желатинозни  $\text{Al}(\text{OH})_3$  постепеним таложењем повлачи за собом суспендоване честице, чак и микроорганизме):



$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  калијум-алуминијум-сулфат (калијумова стипса, алаун) двострука со

Кристалише из раствора  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  у свим односима као  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ . Користи се у медицини и фризерској струци за заустављање мањих крварења.



### Питања:

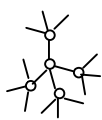
- Који елементи припадају IIIa групи? Какве су им особине?
- Који тип везе граде и у ком оксидационом стању се јављају елементи IIIa групе у својим једињењима?
- Каквог су карактера оксиди одн. хидроксиди?
- Какве су физичке особине алуминијума и која му је примена?
- У ком облику се алуминијум налази у природи и како се добија? Приказати једначинама хемијских реакција.
- Какве су хемијске особине алуминијума?
- Која су најважнија једињења алуминијума?
- У ком облику се у природи налази алуминијум-оксид, а како се индустријски добија? Која му је примена? Приказати једначином реакције.
- Какве особине има алуминијум-хидроксид, како се добија и која му је примена? Приказати једначинама реакција.
- Која је примена алуминијум-хлорида, а која алуминијум-сулфата?
- Која је примена калијум-алуминијум-сулфата?

## 14. група (IVa) – ГРУПА УГЉЕНИКА

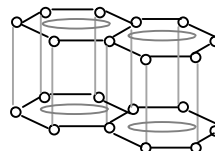
Елементи који припадају овој групи периодног система су:

<b>C</b>	<b>угљеник</b>	} неметал	$ns^2 np^2$	$\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \_$	↓	- расте маса, опада ТТ и ТК
<b>Si</b>	<b>силицијум</b>					} металоиди
<b>Ge</b>	<b>германијум</b>	} метали				- опада $E_i, E_a, \chi$
<b>Sn</b>	<b>калај</b>					- опада неметални, а расте метални карактер
<b>Pb</b>	<b>олово</b>					- опада киселост, а расте базност

У елементарном стању угљеник се јавља у две алотропске модификације:



тетраедарска структура  
( $sp^3$  хибридизација C-атома)  
сваки атом везан је са 4 друга



слојевита структура  
( $sp^2$  хибридизација C-атома)  
сваки атом везан је са 3 друга

### дијамант

мање стабилна алотропска модификација

### графит

стабилнија алотропска модификација

Дијамант је најтврђи природни минерал. Провидан је, не проводи електричну струју. Користи се за израду накита, сечење стакла, израду алата за обраду тврдих материјала (бушилице, брусилце итд.).

Графит је знатно мекши од дијаманта, листа се, сиво-црне је боје са металним одсјајем. Проводи електричну струју, па се користи као проводник (за различите контакте и као електрода) и за писање. У угљу се угљеник налази у облику графита. Индустријски угаљ (кокс) се користи као редукционо средство (нпр. у производњи гвожђа и челика).

Угљеник се разликује од осталих елемената групе јер може да гради вишеструке везе:



тетраедарска структура  
( $sp^3$  хибридизација C-атома)  
C-атом се повезује са 4 атома  
једноструким везама



планарна структура  
( $sp^2$  хибридизација C-атома)  
C-атом се повезује са 3 атома са  
једном двоструком и две једноструким везе



линеарна структура  
( $sp$  хибридизација C-атома)  
C-атом се повезује са 2 атома са  
две двоструке или троструком и једноструким везом

Захваљујући овој особини угљеник гради веома различита једињења по структури и особинама и веома бројна органска једињења која изграђују живе организме.

Силицијум и германијум у елементарном стању имају тетраедарску структуру, али су атоми повезани знатно слабијим ковалентним везама. Елементарни силицијум се користи у електроници као полупроводник.

Калај и олово у елементарном стању граде металне кристалне решетке. Проводе електричну струју.

Калај се може ваљати у веома танке листове – станиол, а користи се и за лемљење.

Олово је тежак метал. Користи се за израду зрна метака, риболовачког прибора, акумулатора, за облагање извора радиоактивног зрачења. Олово и сва његова једињења су јако отровни.

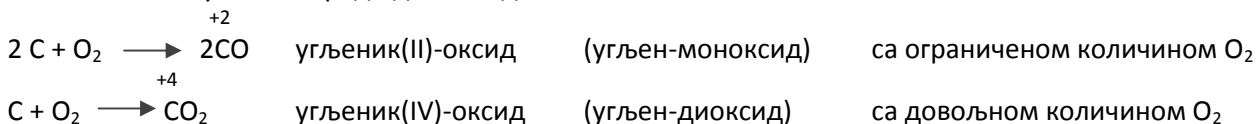
## Хемијске особине

Угљеник, силицијум и германијум граде ковалентне везе и у једињењима се јављају у оксидационом стању +4 (угљеник гради и једињења у којима је у оксидационом стању +2 због способности да успоставља вишеструке везе). У једињењима са елементима мање електронегативности (металима) јављају се у негативном оксидационом стању, али никада -4 (обично -1 или -2) и структуре многих таквих једињења нису још увек објашњене. Граде оксиде и слабе киселине.

Калај и олово се јављају у оксидационим стањима +2 и +4. Граде оксиде (оксидационо стање +2 и +4), хидроксиде који су амфотерног карактера (оксидационо стање +2) и слабе киселине (оксидационо стање +4). Стабилнији су у оксидационом стању +2, па су једињења у којима су у оксидационом стању +4 оксидациона средства.

## ЈЕДИЊЕЊА УГЉЕНИКА

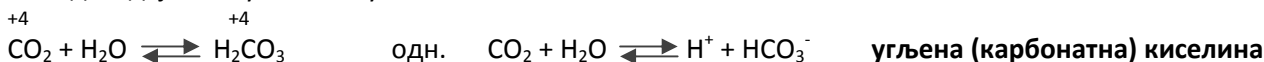
Са кисеоником угљеник гради два оксида:



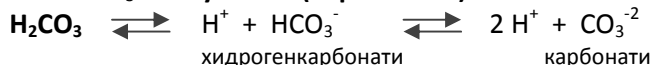
**CO угљеник(II)-оксид (угљен-моноксид)** Гас без боје, мириса и укуса. Веома је отрован. Неутралан је оксид.  
**CO<sub>2</sub> угљеник(IV)-оксид (угљен-диоксид)** Гас без боје, мириса и укуса. Није отрован. Биљке га користе да у процесу фотосинтезе са водом уз помоћ сунчеве светлости произведу шећере, а животиње га стварају у ћелијама оксидацијом органских супстанци ради добијања енергије и издишу га. Користи се за газирање пића.

Слабо је кисели оксид:

- са водом даје слабу киселину



Угљена киселина је дипротична и даје два низа соли



Хидрогенкарбонати (бикарбонати) су растворни у води, док су карбонати тешко растворни (осим карбоната Ia групе који су растворни).

- неутралише базе са алкалним хидроксидима  $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{NaHCO}_3$  **Na-хидрогенкарбонат**  
са осталим хидроксидима  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  **Ca-карбонат**



} неутрализација

Соли угљене киселине:

**NaHCO<sub>3</sub> натријум-хидрогенкарбонат, натријум-бикарбонат (сода бикарбона)** Хидролизује слабо базно и користи се у медицини за неутрализацију вишка желудачне киселине. Користи се у пекарству (самостално или у прашку за пециво – загревањем се одвија реакција „калциновања“, а ослобођени CO<sub>2</sub> „подиже“ тесто), за испирање уста и прање зуба, за производњу паста за зубе, прашка за веш, за чишћење сребрног и златног накита. Загревањем (на око 200-250<sup>0</sup>C) прелази у карбонат:  $2\text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

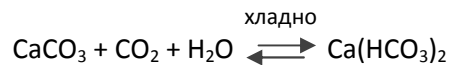
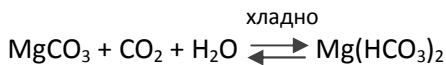
**Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> натриум-карбонат (сода)** Јако базно хидролизује. Јако је хигроскопан. Користи се у индустрији за производњу стакла, сапуна, прашка за прање, у текстилној индустрији и индустрији папира, за добијање NaOH (каустификација).

**K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> калијум-карбонат (поташа)** Користи за израду меких сапуна и у производњи прашка за пециво.

**Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> магнезијум-хидрогенкарбонат (магнезијум-бикарбонат) и Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> калцијум-хидрогенкарбонат (калцијум-бикарбонат)** налазе се растворени у води и представљају пролазну (карбонатну) тврдоћу воде. Загревањем (на око 100<sup>0</sup>C) прелазе у тешко растворне карбонате (ствара се каменац):

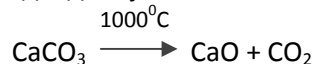


Карбонати се растварају у киселинама:



**CaCO<sub>3</sub> калцијум-карбонат** У природи се јавља у облику кристала калцита као кречњак, креда, мермер. Чисти и прозирни кристали калцита су оптички активни (исландски калцит) и користе се за израду оптичких справа (нпр. Николова призма). Кречњак се користи за добијање негашеног креча, креда за писање, мермер у грађевинарству, вајарству, изради намештаја.

Жарењем карбоната ослобађа се угљен-диоксид и добија се метални оксид:



Једињења са негативним оксидационим стањем (карбиди) су тврда кристална једињења.

**Fe<sub>3</sub>C гвожђе-карбид (цементит)** Додаје се белом сировом гвожђу за добијање челика (повећава тврдоћу и чврстоћу).

**CaC<sub>2</sub> калцијум-карбид** Користи се за добијање етина (ацетилена)  $\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$

## ЈЕДИЊЕЊА СИЛИЦИЈУМА

Силицијум је други елемент по распрострањености у земљиној кори (26%) и налази се у облику различитих силиката и као кварц (кремен).

Силицијум се веома тешко добија редукцијом са коксом или елементарним алуминијумом:

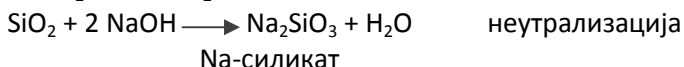


Једињења са металима у којима силицијум има негативан степен оксидације су силициди и више личе на легуре него на једињења. Феросилицијум је легура гвожђа и силицијума и користи се за деоксидацију растопа метала у металургији.

У једињењима са електронегативнијим елементима силицијум има степен оксидације +4 (успоставља једноструке поларне ковалентне везе).

**SiO<sub>2</sub> силицијум(IV)-оксид (силицијум-диоксид)**

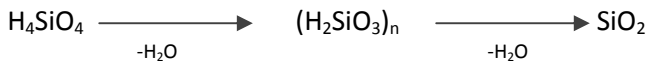
У природи се јавља као кварц, кремен. Главни је састојак песка. Тешко је растворан у води, а раствара се у концентрованијим растворима хидроксида (слабо је киселог карактера).



Није растворан у киселинама осим у HF:  $\text{SiO}_2 + 4 \text{HF} \longrightarrow \text{SiF}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Користи се за производњу стакла (кварцно, обично и друге врсте), за апарате који служе за изазивање ултразвучних таласа. За разлику од обичног стакла, кварцно стакло је отпорно на температурне промене (слабо се истеже) и користи се за израду лабораторијског посуђа, а такође пропушта UV светлост, па се користи за израду делова за оптичке инструменте. Због растворљивости силицијум-диоксида у алкалијама оне се не смеју чувати у стакленим боцама. Реакција са HF користи се за шарање по стаклу.

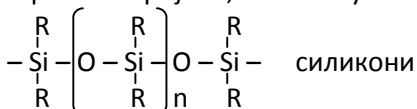
**H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub> orto-силицијумова киселина** Не постоји у овом облику јер одмах долази до полимеризације и дехидратације чиме настаје **meta-силицијумова киселина** и разне полисиликатне киселине (нпр. силика-гел који је јако адсорпционо средство), а крајњи производ полимеризације и дехидратације је силицијум-диоксид:



orto-силицијумова кис.      meta-силицијумова кис.      силицијум-диоксид

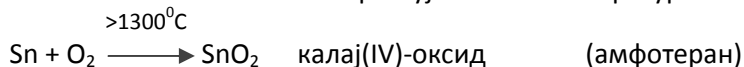
Соли meta-силицијумове киселине и полисиликатних киселина су силикати. Могу бити најразличитијих структура и умрежења, а могу садржати и различите друге елементе (алумосиликати су различите врсте глина нпр. каолин, талк, различити фелдспати, зеолити, ултрамарин). Разни алумосиликати чине 2/3 силикатних стена.

**Силани** су једињења силицијума и водоника сличне структуре као угљоводоници. Њихови кисеонични деривати су **силикони** – уљасте, смоласте или каучуку сличне супстанце. Водоотпорни су, па се користе као водоотпорни материјали, а неки и у козметичке сврхе (физиолошки су неутралне супстанце).



## ВАЖНИЈА ЈЕДИЊЕЊА КАЛАЈА

Калај је сребрнобео метал мале тврдоће и јако је кован. Може се изваљати у танке листове – станиол. На нормалној температури се не мења на ваздуху. Користи се као заштитна превлака на многим металима (нпр. бели лим). На ниским температурама прелази у тетраедарску структуру која се лако мрви (брзина прелаза се повећава ако је метал у додиру са сивом тетраедарском структуром) – „калајна куга“. Добија се из руде каситерит ( $\text{SnO}_2$ ). Користи се за израду легура (бронзе са  $\text{Cu}$ ), за лемљење (са  $\text{Pb}$ ), за клизне лежајеве (са  $\text{Sb}$  и мало  $\text{Cu}$ ). Калај и његова једињења су амфотерног карактера. Калај се раствара у киселинама (брже у концентрованим) и у загрејаним базама. Са кисеоником реагује тек на температури белог усијања:



$\text{SnO}_2$  калај(IV)-оксид је бео прах, тешко растворан у води, киселинама и базама, а слабо растворан у врућим концентрованим растворима киселина и база. Користи се за израду емајла.

Комплексне соли хексахлорстанати(IV) користе се у бојадисарству (нпр.  $(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6]$ ).

## ВАЖНИЈА ЈЕДИЊЕЊА ОЛОВА

Олово и сва његова једињења су веома отровни. Потребне су велике дозе олова да би дошло до тровања, али се нагомилава у организму (највише утиче на централни нервни систем). Тежак је метал, ниске ТТ. Свеже засечен је сребрнобео, металног сјаја, али брзо потамни на ваздуху (превлачи се заштитним слојем оксида и карбоната). Нерастворан је у води. Уколико у води има кисеоника кородира, али се корозија зауставља уколико су у води присутне бикарбонатне соли јер се на површини метала гради нерастворни заштитни слој карбоната. Користи се за израду цеви и лима (за канализационе уређаје), за облагање електричних каблова и у хемијској индустрији за превлачење реакционих посуда или делова апаратура (тешко је растворан у разблаженој  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , конц.  $\text{HNO}_3$  – пасивизује се), за израду оловних акумулатора, легура са  $\text{Sn}$  и  $\text{Sb}$ , боја, зрна метака, облагање извора радиоактивног зрачења. Велики број једињења олова користи се за израду боја:

$\text{Pb}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{PbCO}_3$  базни карбонат „оловно белило“ – бела боја лепог сјаја и велике моћи покривања

$\text{PbCrO}_4$  олово(II)-хромат жута боја

$\text{PbCrO}_4 \cdot \text{PbO}$  светло црвена уљана боја

$\text{PbS}$  олово(II)-сулфид црн

+2 +4

$\text{Pb}_2\text{PbO}_4$  олово(II)-ортоплумат(IV) „минијум“ (некада се формула писала  $2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$  одн.  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ )

У суспензији са ланеним уљем користи се као заштитни црвени премаз за спречавање корозије гвожђа.

$\text{PbO}_2$  олово(IV)-оксид Користи се за израду оловних акумулатора ( $\text{PbO}_2$  је позитиван,  $\text{Pb}$  негативан пол, а електролит је 33%  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

$\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$  тетраетил-олово Користи се као антидетонатор у оловним бензинима.

### Питања:

- Који елементи припадају IVa групи? Која је заједничка електронска конфигурација валентног нивоа?
- Како се мењају физичке и хемијске особине дуж групе? У којим се оксидационим стањима јављају ови елементи у једињењима?
- У којим алотропским модификацијама се јавља угљеник у елементарном стању? Какве су особине ових супстанци и која им је примена?
- Које оксиде гради угљеник и какве су им особине? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Какве особине има угљена киселина? Написати једначину реакције дисоцијације.
- Које соли гради угљена киселина и каква им је растворљивост? Написати једначине реакција угљене киселине са базама.
- Шта дају бикарбонати загревањем? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Шта дају карбонати жарењем? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Написати једначине реакција растварања карбоната у киселинама.
- Које су најважније соли угљене киселине и која им је примена?
- Шта су карбиди, какве су им особине и која им је примена?

- Какве особине има силицијум(IV)-оксид? У ком облику се јавља у природи и која му је примена?
- Које киселине ствара силицијум? Написати једначину реакције полимеризације и дехидратације *ortho*-силицијумове киселине?
- Како се зову соли силицијумових киселина, у којим облицима се налазе у природи и која им је примена?
- Какве су особине калаја и која му је примена?
- Која су најважнија једињења калаја и која им је примена?
- Какве су особине олова и која му је примена?
- Која су најважнија једињења олова и која им је примена?

## 15. група (Va) – ГРУПА АЗОТА

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

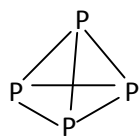
<b>N</b>	<b>азот</b>	} неметали	$ns^2 np^3$	$\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow$	- расте маса, расте ТК - расте полупречник - опада $E_i, E_a, \chi$ - опада неметални, а расте метални карактер - опада киселост, а расте базност
<b>P</b>	<b>фосфор</b>				
<b>As</b>	<b>арсен</b>	} металоиди			
<b>Sb</b>	<b>антимон</b>				
<b>Bi</b>	<b>бизмут</b>	} метал			

У елементарном стању азот је гас, веома је стабилан и понаша се као инертан гас (двоатомни молекули у којима су атоми повезани веома јаком троструком неполарном ковалентном везом) и налази се у ваздуху (~79%) (ТТ=-210°C, ТК=-195,8°C).

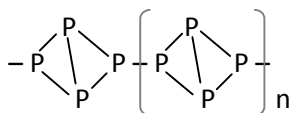


Азот се разликује од осталих елемената групе јер може да гради вишеструке везе.

Фосфор се у елементарном стању јавља у три алотропске модификације:

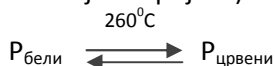


**P<sub>4</sub> бели фосфор**  
 тетраедарска структура  
 нестабилан, веома реактиван (чува се под водом)  
 Пали се сам на око 50°C, а уколико је фино спрашен и на собној температури.  
 Светли у мраку – фосфоресценција.  
 Веома је отрован. На кожи ствара болне ране које тешко зарастају.



**P<sub>n</sub> црвени фосфор**  
 ланчаста структура  
 стабилнија алотропска модификација, много мање реактиван од белог фосфора  
 Тешко је растворан у скоро свим растварачима.  
 Није отрован.

Трећа алотропска модификација фосфора је **црни фосфор** који је најстабилнији (добија се само под посебним условима и важан је теоријски).



Азот и фосфор су веома важни за живи свет – азот улази у састав аминокиселина које изграђују протеине и у састав нуклеинских база које изграђују нуклеинске киселине, а фосфор улази у састав нуклеинских киселина, фосфолипида који изграђују биолошке мембране и других једињења важних за функцију и опстанак сваке живе ћелије.

Арсен и антимон се јављају у две алотропске модификације: тетраедарске структуре (мање стабилне) и умрежене слојевите структуре (стабилније). Веома су отровни, као и сва њихова једињења.

Бизмут има умрежену слојевиту структуру (није класична метална веза) и веома слабо проводи електричну струју.

## Хемијске особине

У једињењима се јављају у оксидационим стањима од -3 до +5, а стабилнија су једињења са непарним оксидационим стањима.

Једињења са негативним оксидационим стањем граде са елементима мање електронегативности (метали и водоник). Сви елементи ове групе осим азота ( $\text{NH}_3$ ) граде нестабилна једињења са водоником ( $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{SbH}_3$ ,  $\text{BiH}_3$ ). Понашају се као редукциона средства, а редукциона моћ расте дуж групе.

Једињења са позитивним степеном оксидације стварају са елементима веће електронегативности (кисеоник, сумпор, хлор) (осим азота који је електронегативнији од сумпора, а има исту електронегативност као хлор). Стабилна су једињења са оксидационим стањем +3 и +5 и киселог су карактера осим једињења бизмута (једињења са оксидационим стањем +3 су искључиво базног карактера, а оксидационог стања +5 се тешко добијају и веома су јака оксидациона средства).

Једињења азота се разликују од једињења осталих елемената групе по структури и хемијском понашању (због малог полупречника, знатно веће електронегативност од осталих елемената групе и способности да гради вишеструке везе). Азот може да гради једињења свих оксидационих стања од -3 до +5 која не могу да граде остали елементи групе и ствара једињења која немају аналоге код осталих елемената групе.

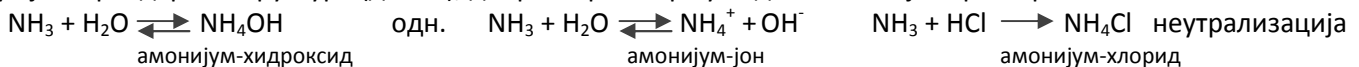
## ЈЕДИЊЕЊА АЗОТА

Највеће количине азота у природи налазе се у ваздуху у елементарном стању одакле се технички добија фракционом дестилацијом. Хемијски везан налази се у облику нитрата (чилска шалитра), у протеинима и нуклеинским киселинама (у живим организмима). Неопходан је за живи свет, па се нитрати користе као вештачка ђубрива.

**$\text{NH}_3$  амонијак** Гас боцкавог непријатног мириса ( $T_K = -33,42^\circ\text{C}$ ). Течни амонијак је веома добар растварач. Добија се Хабер-Бошовим поступком:



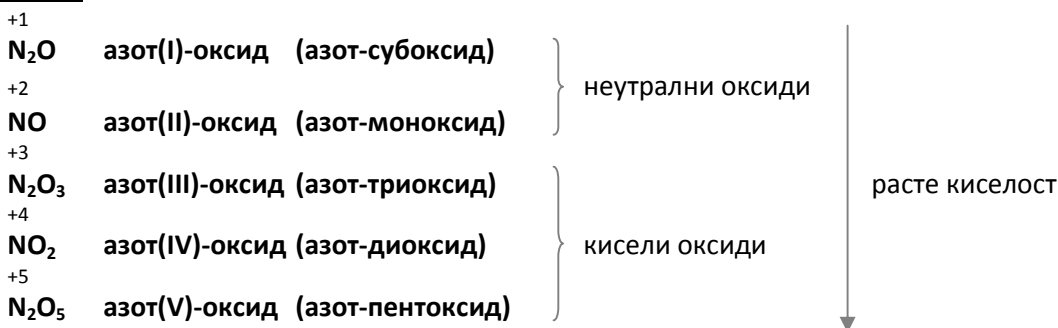
Молекул је тетраедарске структуре (дипол), добро се раствара у води и базног је карактера:



Амонијак (амонијум-хидроксид) је слаба база, па његове соли хидролизују кисело.

Амонијак је најважније једињење азота јер се од њега добијају сва остала једињења азота, а користи се и у индустрији. Производи се индустријски у великим количинама.

### Оксиди азота

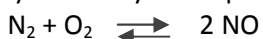


**$\text{N}_2\text{O}$  азот(I)-оксид (азот-субоксид)** Гас без боје и мириса, слаткастог укуса. Кратко удисање изазива весело расположење и смех, а у већој количини општу анестезију – „смешљиви гас“. Мање је отрован од осталих азотових оксида. Добија се благим загревањем амонијум-нитрата:



На собној температури је стабилан и углавном није реактиван, а на вишим температурама је јако оксидационо средство (загревањем се распада на елементарни азот и кисеоник).

**NO азот(II)-оксид (азот-моноксид)** Безбојан врло отрован гас. Индустријски се добија оксидацијом амонијака. Тешко се добија директном синтезом (реакција је реверзибилна и јако ендотермна и практично се изводи у пламену електричног лука, на температури изнад  $2700^\circ\text{C}$ , а принос је око 5% – веома скуп процес):



Лако се оксидује кисеоником до азот(IV)-оксида:  $2 \text{NO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{NO}_2$

**N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> азот(III)-оксид (азот-триоксид)** Постоји само као чврста супстанца плаве боје (TK= -102<sup>0</sup>C). У течном стању је делимично диспропорционисан, а са повећањем температуре расте степен диспропорционисања (разлаже се на азот(II)-оксид и азот(IV)-оксид).

Слабо је киселог карактера:

- са водом даје слабу азотасту (нитритну) киселину  $N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2 HNO_2$  (одн.  $N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2H^+ + 2NO_2^-$ )
- неутралише базе  $N_2O_3 + 2 NaOH \rightarrow 2 NaNO_2 + H_2O$  (одн.  $N_2O_3 + 2 OH^- \rightarrow 2 NO_2^-$ )

Нитрити у раствору хидролизују (соли слабе киселине).

**NO<sub>2</sub> азот(IV)-оксид (азот-диоксид)** Отрован гас црвеносмеђе боје. На нижим температурама прелази у безбојан димер азот-тетраоксид:  $NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$

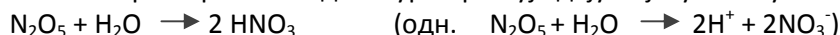
Киселог је карактера:

- са водом се диспропорционише дајући јаку азотну киселину и азот(II)-оксид  

$$3 \overset{+4}{NO_2} + H_2O \rightarrow 2 \overset{+5}{HNO_3} + \overset{+2}{NO} \quad (\text{одн. } 3 NO_2 + H_2O \rightarrow 2 H^+ + 2 NO_3^- + NO)$$
- неутралише базе  $2 NO_2 + 2 NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$  (одн.  $2NO_2 + 2OH^- \rightarrow NO_3^- + NO_2^- + H_2O$ )

**N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> азот(V)-оксид (азот-пентоксид)** На собној температури је безбојна чврста супстанца која на температурама изнад 0<sup>0</sup>C полако отпушта O<sub>2</sub> и прелази у NO<sub>2</sub>. Добија се дехидратацијом азотне киселине.

Јако је киселог карактера – са водом бурно реагује дајући јаку азотну киселину:



### Најважније киселине азота

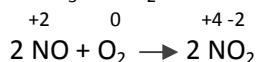
**HNO<sub>2</sub> нитритна (азотаста) киселина** слаба киселина  $HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$   
 неутрализација  $NaOH + HNO_2 \rightarrow NaNO_2 + H_2O$   
 Na-нитрит

Нитрити су соли слабе киселине и у воденим растворима хидролизују базно. Редукциона су средства (лако се оксидују до нитрата) и користе се као адитиви у сухомеснатим производима.

**HNO<sub>3</sub> нитратна (азотна) киселина** јака киселина  $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$   
 неутрализација  $NaOH + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O$   
 Na-нитрат

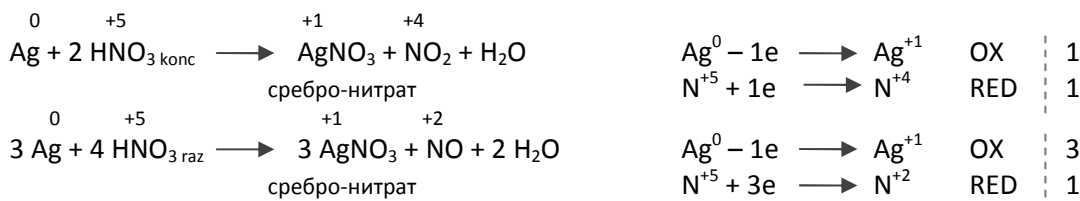
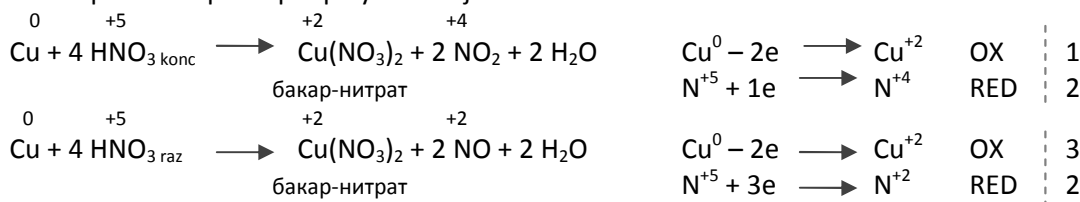
Соли су нитрати и користе се у великим количинама као вештачка ђубрива (шалитре NaNO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub>).

Азотна киселина се индустријски добија оксидацијом из амонијака:

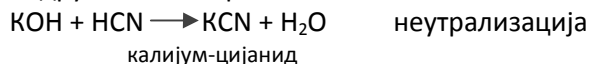


Азотна киселина и њене соли су експлозивни и јака оксидациона средства. Азотна киселина раствара и племените метале (све осим злата, платине, иридијума и родијума). Гвожђе и алуминијум се пасивизирају у концентрованој азотној киселини чиме се зауставља даље растварање, али се растварају у разблаженој киселини.

Растварање бакра и сребра у азотној киселини:



**HCN цијановодоник** Веома је отровна супстанца (TK=25,6<sup>0</sup>C). Мирише на горке бадеме. Раствара се у води и даје слабу цијановодоничну киселину чије су соли веома отровни цијаниди. Користи се у индустрији најлона и других полимера.



## ЈЕДИЊЕЊА ФОСФОРА

Фосфор је у природи знатно распрострањенији у једињењима од азота. Налази се у фосфатима (нпр.  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  као минерал и у костима животиња), у живим организмима (у фосфолипидима, нуклеинским киселинама и другим биомолекулима). Фосфор може да гради само једноструке везе, па се његова једињења разликују по структури и особинама од једињења азота.

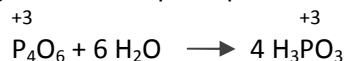
**$\text{PH}_3$  фосфин** Молекул има тетраедарску структуру као и молекул амонијака, па се по аналогији са амонијаком фосфору приписује оксидационо стање  $-3$ , а водонику  $+1$ . То није исправно јер фосфор и водоник имају исту електронегативност, па је веза  $\text{P}-\text{H}$  неполярна ковалентна веза. Молекул фосфина није дипол и слабо се раствара у води (за разлику од амонијака). Пошто се једињења фосфора лако добијају из елементарног фосфора фосфин нема значајну примену.

### Оксиди фосфора

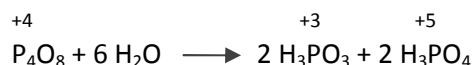


**$\text{P}_4\text{O}_6$  фосфор(III)-оксид** Бела отровна супстанца ( $T_m=23,8^\circ\text{C}$ ). Настаје реакцијом фосфора са ограниченом количином кисеоника:  $\text{P}_4 + 3 \text{O}_{3\text{огр.}} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_6$

Слабо је киселог карактера – са хладном водом полако реагује дајући слабу фосфорасту (фосфитну) киселину:

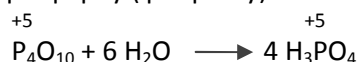


**$\text{P}_4\text{O}_8$  фосфор(IV)-оксид** На собној температури је чврста супстанца (непознате  $M_r$ ), али у гасовитом стању састоји се из молекула  $\text{P}_4\text{O}_8$ . Слабо је киселог карактера и у води се полако раствара дајући једнаке количине фосфорасте и фосфорне киселине:



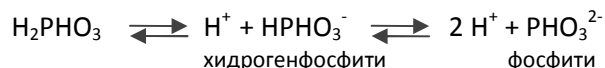
**$\text{P}_4\text{O}_{10}$  фосфор(V)-оксид** На собној температури је бела чврста полиморфна супстанца (у зависности од услова могу настати три кристална облика). Веома је хигроскопан и везује чак и трагове воде, па се користи као средство за сушење. Настаје реакцијом фосфора са довољном количином кисеоника:  $\text{P}_4 + 5 \text{O}_{3\text{дов.}} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$

Киселог је карактера и са водом даје фосфорну (фосфатну) киселину средње јачине:



### Најважније киселине фосфора

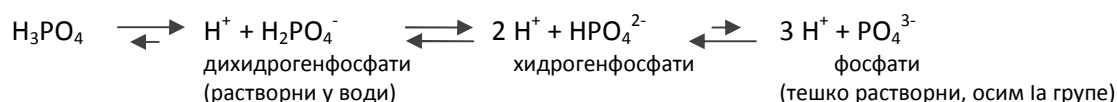
**$\text{H}_3\text{PO}_3$  фосфитна (фосфораста) киселина** правилније је писати формулу  $\text{H}_2\text{PHO}_3$  дипротична слаба киселина



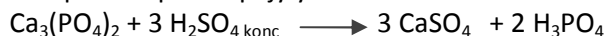
Фосфити су у базној средини веома јака редукциона средства (оксидују се до фосфата). Фосфити алкалних метала су лако растворни у води, а земноалкалних метала нешто слабије. Натријум-хидрогенфосфит и натријум-фосфит ( $\text{NaHPHO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{PHO}_3$ ) се користе као антисептици.

**$\text{H}_3\text{PO}_4$  орто-фосфатна (орто-фосфорна) киселина**

трипротична киселина средње јачине



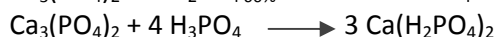
Фосфати се растварају у киселинама:



добијање фосфорне киселине



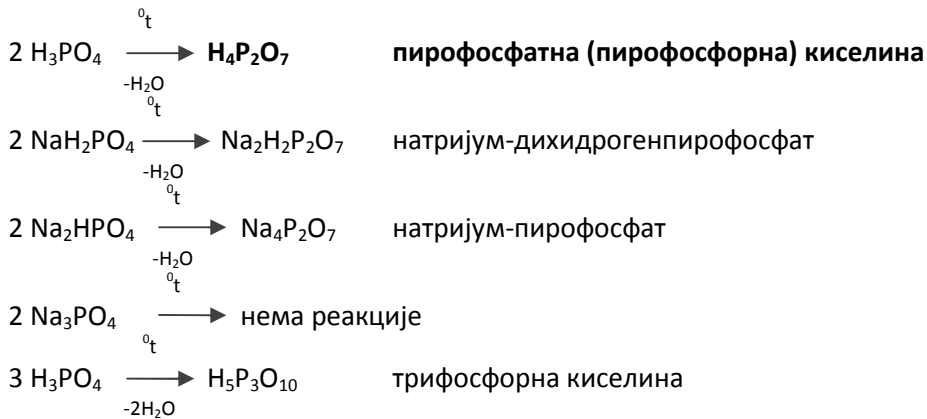
добијање вештачког ђубрива (суперфосфат)



добијање вештачког ђубрива (троструки суперфосфат)



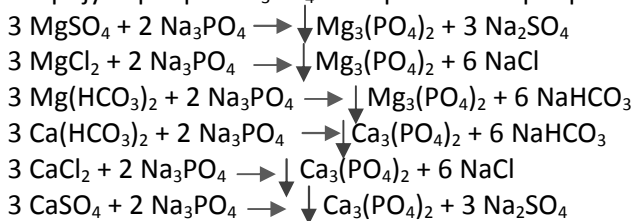
При загревању *orto*-фосфорне киселине и киселих фосфата ( $\sim 200^\circ\text{C}$ ) долази до дехидратације и полимеризације:



$\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$  натријум-трифосфат се додаје детерџентима због омекшавања воде.

Даљим загревањем долази до даље дехидратације и полимеризације чиме настају различите киселине нпр.  $(\text{HPO}_3)_n$  *meta*-фосфорна киселина, циклична триметафосфорна киселина (со ове киселине је натријум-триметафосфат  $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_9$  Грахамова со или калгон) итд. Соли ових полифосфорних киселина користе се као адитиви у храни (нпр. натријум-хексаметафосфат  $\text{Na}_6\text{P}_6\text{O}_{18}$ ), а додају се детерџентима и омекшивачима за рубље због омекшавања воде (стварају растворне комплексе са јонима земноалкалних метала), али загађују животну средину – отпадним водама одлазе у реке и мора где служе као извор хране алгама, а због множења алги на површини воде сунчева светлост не може допрети до планктона услед чега он угине, а затим угину и рибе јер остају без хране – ремети се ланац исхране и може доћи до еколошке катастрофе.

Натријум-фосфат  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  се користи и за фосфатни поступак омекшавања воде:



#### Питања:

- Који елементи припадају Va групи? Која је заједничка електронска конфигурација валентног нивоа?
- Како се мењају физичке и хемијске особине дуж групе? У којим се оксидационим стањима јављају ови елементи у једињењима?
- У ком облику се налази елементарни азот у природи и какве су му особине?
- Како се добија амонијак, какве су му особине и значај? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Које оксиде гради азот и какве су им особине? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Које су најважније киселине азота, какве су им особине и које су одговарајуће соли? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Написати одговарајуће једначине реакција растварања бакра и сребра у концентрованој и разблаженој азотној киселини и пренос електрона.
- У којим алотропским модификацијама се јавља фосфор и какве су им особине?
- Које оксиде гради фосфор и какве су им особине? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Које су најважније киселине фосфора, какве су им особине и које су одговарајуће соли? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Каква је растворљивост фосфата? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Како се добијају полифосфати и која им је примена? Написати одговарајуће једначине реакција дехидратације и полимеризације фосфорне киселине и киселих фосфата.
- Написати једначине реакција фосфатног поступка омекшавања воде.

## 16. група (Vla) – ХАЛКОГЕНИ ЕЛЕМЕНТИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

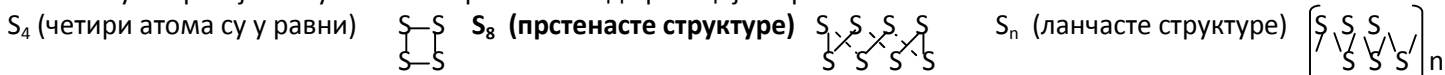
<b>O</b>	<b>кисеоник</b>	} неметали	$ns^2 np^4$	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow$	- расте маса, расте ТТ и ТК - расте полупречник - опада $E_i, E_a, \chi$ - опада неметални, а расте метални карактер - опада киселост, а расте базност
<b>S</b>	<b>сумпор</b>				
<b>Se</b>	<b>селен</b>	} металоиди			
<b>Te</b>	<b>телур</b>				
<b>Po</b>	<b>полонијум</b>				

Кисеоник се једини са свим елементима периодног система (осим са племенитим гасовима). Због велике електронегативности у једињењима има негативно оксидационо стање (осим са флуором – јединим елементом који има већу електронегативност од кисеоника и који јаче привлачи заједнички електронски пар из поларне ковалентне O–F везе). Најраспрострањенији је елемент у земљиној кори у облику једињења (49,5%), а налази се и у води. У елементарном стању јавља се у две алотропске модификације:

**O<sub>2</sub> кисеоник** Налази се у ваздуху (20% запремински удео, 21% масени удео) и неопходан је за живот. То је гас без боје, мириса и укуса. Два атома су везана двоструком везом која је прилично јака, па је потребна знатна количина енергије да се раскине и атоми ступе у реакцију. У молекулу има неспарених електрона и парамагнетичан је (структуру молекула кисеоника не може објаснити класична теорија валентне везе).

**O<sub>3</sub> озон** Налази се у вишим слојевима атмосфере (озонски омотач) и штити нас од UV зрачења. Молекул је дијамагнетичан (сви електрони су спарени). То је плавичаст гас карактеристичног мириса и око 50 пута је растворљивији у води од кисеоника. Много је реактивнији од кисеоника и отрован је. У нижим слојевима атмосфере налази се у смогу и краткотрајно у ваздуху после олује.

Сумпор се јавља у више алотропских модификација нпр.:



Осим ових молекула познати су и S<sub>6</sub>, S<sub>7</sub>, S<sub>9</sub>, S<sub>10</sub>, S<sub>12</sub>, а изнад 650<sup>0</sup>С у гасовитом стању и S<sub>2</sub> молекули. Најчешће се сумпор јавља у облику S<sub>8</sub> молекула који могу бити у две кристалне форме: ромбичан (на собној температури) и моноклиничан (на температури изнад 95,5<sup>0</sup>С). Ромбичан сумпор је жута кристална супстанца тешко растворна у води, али растворна у многим органским растварачима (нпр. CS<sub>2</sub>, CCl<sub>4</sub>).

Селен се јавља у алотропским модификацијама Se<sub>8</sub> и Se<sub>n</sub>, телур искључиво у облику ланца Te<sub>n</sub>, а полонијум у две металне алотропске модификације.

### Хемијске особине

У једињењима имају негативан степен оксидације са елементима мање електронегативности (-2, -1 или нижи степен оксидације када граде ланчасте структуре, а крајњи атоми примају по један електрон) или позитиван степен оксидације са елементима веће електронегативности (нпр. са кисеоником) и стабилна су једињења са позитивним оксидационим стањем +4 и +6 (+2 су веома нестабилна једињења и јављају се као прелазна стања између негативних и позитивних оксидационих стања).

### ЈЕДИЊЕЊА КИСЕОНИКА

Кисеоник се индустријски добија фракционом дестилацијом ваздуха или електролизом воде. Лабораторијски се може добити загревањем хлората:  $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$

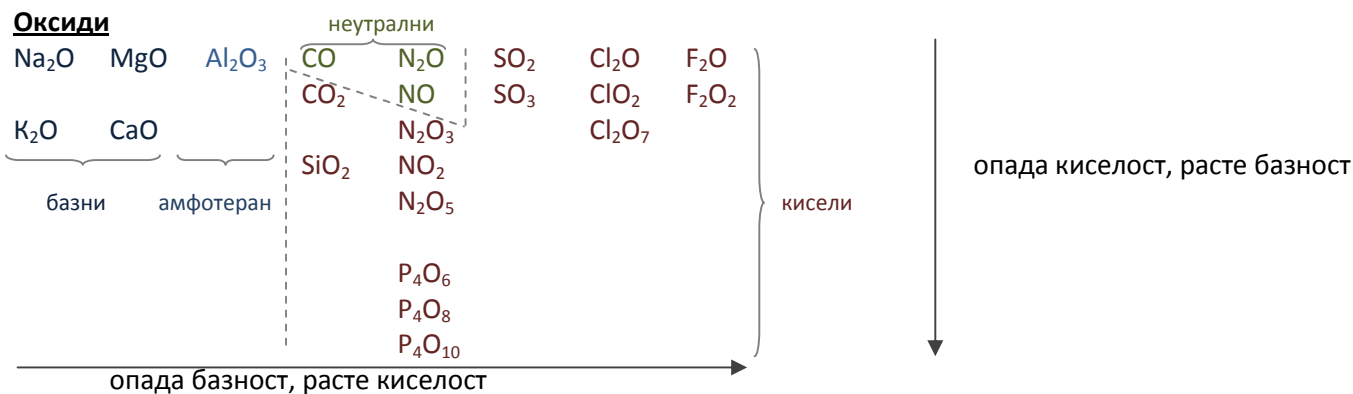
Озон се добија у озонизаторима електричним пражњењем кроз кисеоник.

Кисеоник и озон су оксидациона средства (озон је јаче, али се због прикладности и економичности чешће користи кисеоник). Озон се употребљава као дезинфекционо средство (убија бактерије), за избељивање органских боја. Озонски омотач нас штити од UV зрачења:

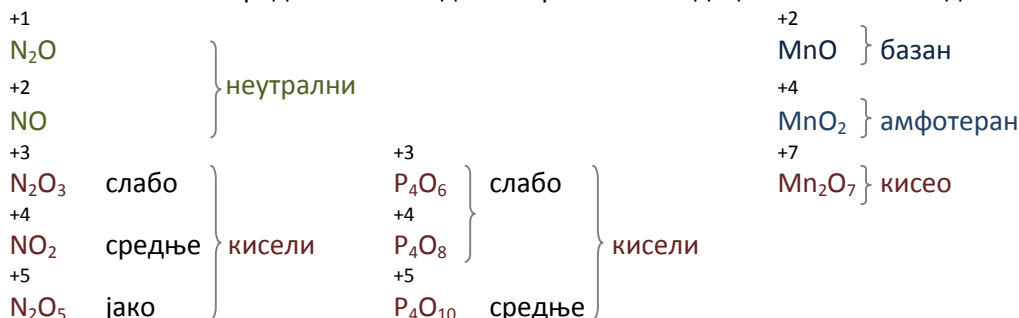


Озонски омотач разарају различите супстанце које човек избацује у атмосферу (нпр. фреони, аеросоли и др.).

Кисеоник се једини са свим елементима периодног система (осим са племенитим гасовима) и гради оксиде у којима је оксидационо стање кисеоника -2 (осим са флуором). Кисеоник гради и друга једињења у којима је оксидационо стање -2 (киселине, базе, соли, вода) или -1 (пероксици). Кисеоник реагује на повишеној температури (потребна је знатна енергија активације јер је неопходно раскинути двоструку везу у молекулу кисеоника да би реакција почела).

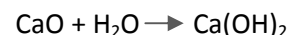
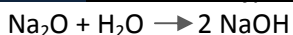


Уколико елемент гради више оксида са порастом оксидационог стања опада базност, а расте киселост:



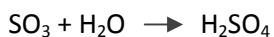
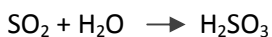
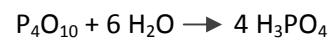
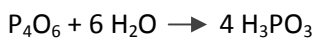
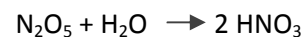
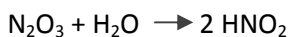
**Оксиди могу бити базног, киселог, амфотерног и неутралног карактера.**

**Базни оксиди** са водом дају базну реакцију и/или неутралишу киселине:



Граде их метали Ia и IIa групе и прелазни метали у најнижим оксидационим стањима.

**Кисели оксиди** са водом дају киселу реакцију и/или неутралишу базе:



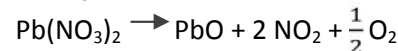
Граде их неметали, металоиди и метали IIIa, IVa групе и прелазни метали у највишим оксидационим стањима.

**Амфотерни оксиди** неутралишу и киселине и базе. Граде их метали IIIa, IVa групе у нижим оксидационим стањима и прелазни метали у средњим оксидационим стањима.

**Неутрални оксиди** не реагују ни са водом, ни са базама, ни са киселинама. Граде их неки неметали у најнижим оксидационим стањима.

**Добијање оксида:**

- директна синтеза из елемената
- дехидратација неких хидроксида
- загревањем неких соли (карбоната, нитрата, сулфата, дихромата)
- пржењем сулфида



**Вода** је најважније једињење кисеоника. Поларан је растварач и неутрална и амфотерна супстанца (показује и киселе и базне особине). Молекули имају тетраедарску структуру, диполи су и међусобно се повезују водоничним везама због чега вода има знатно више ТТ и ТК од аналогних једињења других елемената (веома важно за живи свет).

Дисоцијација воде:  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$  одн.  $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$   $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$   $\text{pH} = 7$

**Пероксиди** су једињења код којих су два атома кисеоника међусобно повезана неполарном ковалентном везом због чега кисеоник у таквим једињењима има оксидационо стање -1.

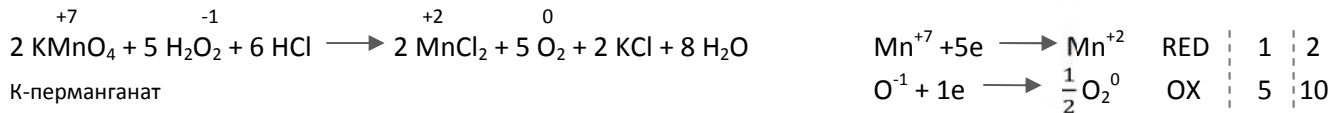
$\text{H}_2\text{O}_2$  водоник-пероксид слаба киселина  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^- \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + \text{O}_2^-$

$\text{Na}_2\text{O}_2$  натријум-пероксид метални оксиди се могу посматрати као соли слабе киселине водоник-пероксида

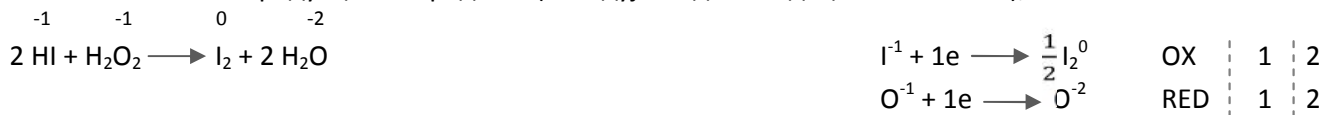
Добијање водоник-пероксида  $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$   
 Ва-пероксид сумпорна кис. Ва-сулфат

Водоник-пероксид је нестабилна супстанца и стајањем се диспропорционише:  $2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Пероксиди су нестабилна једињења – могу се оксидовати до оксидационог стања 0 (елементарног кисеоника) или редуковати до оксидационог стања -2, тј. могу се понашати и као редукциона и као оксидациона средства:



$\text{H}_2\text{O}_2$  се понаша као редукционо средство (оксидује се до оксидационог стања 0);



$\text{H}_2\text{O}_2$  се понаша као оксидационо средство (редукује се до оксидационог стања -2).

## ЈЕДИЊЕЊА СУМПОРА

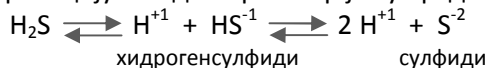
Сумпор је у природи много мање распрострањен од кисеоника, али се у приличним количинама јавља у елементарном стању у наслагама у земљиној кори, па се релативно лако добија (растапањем помоћу водене паре). Осим у елементарном стању сумпор се у природи јавља у многим сулфидним и сулфатним минералима (пирит  $\text{FeS}_2$ , халкопирит  $\text{CuFeSO}_4$ , сфалерит  $\text{ZnS}$ , гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  итд.).

Сумпор се јавља у више алотропских модификација, а најважнији су ромбичан и моноклиничан сумпор. Оба се састоје из  $\text{S}_8$  молекула прстенасте структуре у две равни, а разликују се у кристалној форми (начину како се молекули слажу у кристал). Ромбичан сумпор је жута чврста супстанца. Не раствара се у води, али се добро раствара у многим органским растварачима. Мало мање је реактиван од кисеоника, али загревањем реагује са скоро свим елементима.

Елементарни сумпор највише се користи за производњу сумпорне киселине, барута, вулканизацију гума, производњу различитих једињења (нпр.  $\text{CS}_2$ ,  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  итд.), као фунгицид у пољопривреди итд.

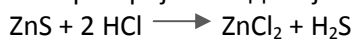
**$\text{H}_2\text{S}$  водоник-сулфид** Молекул има тетраедарску структуру (као и молекул воде), али због слабо поларне Н-S везе молекул није дипол, па се молекули међусобно не повезују водоничним везама због чега водоник-сулфид има знатно ниже ТТ и ТК од воде.

Водоник-сулфид је веома отрован безбојан гас непријатног мириса. Добро се раствара у води и даје слабо киселу реакцију – водени раствор је сулфидна (сумпороводонична, водоник-сулфидна) дипротична киселина:



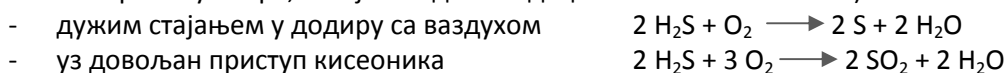
У природи настаје труљењем (распадањем без присуства кисеоника) органских супстанци (у мочварама, поквареном јајету, канализацији).

Лабораторијски се добија из сулфида дејством јачих неоксидационих киселина (најчешће  $\text{HCl}$ ):

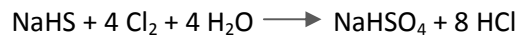


Соли сулфидне киселине су сулфиди и у воденим растворима хидролизују базно. Растворљивост сулфида је веома различита што се користи у аналитичкој хемији за раздвајање катјона при анализи.

Водоник-сулфид се понаша као редукционо средство (са slabим оксидационим средствима оксидује се до елементарног сумпора, а са јаким до оксидационог стања +4 или +6):

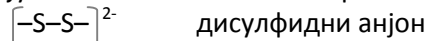


- са јаким оксидационим средствима



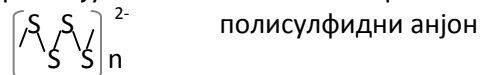
### Дисулфиди (персулфиди) и полисулфиди

У дисулфидима су два атома сумпора међусобно повезана неполарном ковалентном везом, па је оксидационо стање -1 (слично пероксидима).



Ова особина је важна при вулканизацији гуме и при стабилизацији конформације молекула протеина. Дисулфиди се могу редуковати до сулфида (користи се при трајној ондулацији косе).

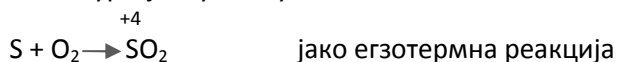
У полисулфидима је већи број атома сумпора међусобно повезан неполарним ковалентним везама, па је оксидационо стање негативно, али мање од -1.



### Оксиди сумпора

#### SO<sub>2</sub> сумпор(IV)-оксид (сумпор-диоксид)

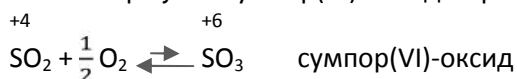
Гас непријатног и боцкавог мииса који је мало отрован за човека, а посебно је отрован за ниже организме, па се користи за стерилизацију сувог воћа и димљење винских бачви. Може се добити директном синтезом из елемената, пржењем сулфидних руда или растварањем метала у концентрованој сумпорној киселини. У већим концентрацијама налази се у ваздуху у околини фабрика црне и обојене металургије и у смогу.



Сумпор(IV)-оксид се добро раствара у води (1 dm<sup>3</sup> воде раствара 45 dm<sup>3</sup> SO<sub>2</sub> на 15<sup>0</sup>C), а раствор је слабо кисео и веома сложеног састава – оксид је слабо киселог карактера:

- са водом даје киселину  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{+4} \text{H}_2\text{SO}_3$  (формула је хипотетичка – киселина не постоји у раствору у овом облику)
- неутралише базу  $\text{SO}_2 + 2 \text{NaOH} \xrightarrow{+4} \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Сумпор(IV)-оксид се може оксидовати до сумпор(VI)-оксида кисеоником, али је реакција веома егзотермна и награђени сумпор(VI)-оксид се распада због ослобођене реакционе топлоте:



#### SO<sub>3</sub> сумпор(VI)-оксид (сумпор-триоксид)

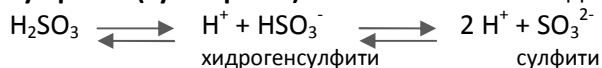
Као чврста супстанца (ТТ=16,8<sup>0</sup>C, ТК=44,5<sup>0</sup>C) сличан је кристалима леда, сложене је структуре, а и са траговима воде брзо се полимеризује у дуге ланце (SO<sub>3</sub>)<sub>n</sub>. Чврст сумпор(VI)-оксид са водом реагује врло експлозивно, док гасовити (мономерни молекули SO<sub>3</sub>) реагује веома споро – са водом даје јаку сумпорну киселину – оксид је јако киселог карактера:

- са водом даје киселину  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{+6} \text{H}_2\text{SO}_4$
- неутралише базу  $\text{SO}_3 + 2 \text{NaOH} \xrightarrow{+6} \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

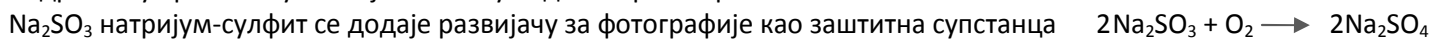
Лабораторијски се може добити загревањем пушљиве сумпорне киселине или дестилацијом гвожђе(II)-сулфата или гвожђе(III)-сулфата.

### Најважније киселине сумпора

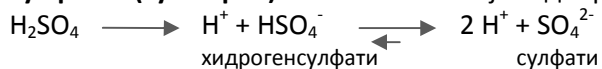
#### H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> сулфитна (сумпораста) киселина слаба дипротична киселина



Сумпораста киселина се може оксидовати до сумпорне киселине или редуковати до елементарног сумпора или водоник-сулфида, као што се и њене соли сулфити лако могу оксидовати до сулфата или редуковати до елементарног сумпора или сулфида (могу се понашати и као редукциона и као оксидациона средства). Хидрогенсулфити могу постојати само у воденим растворима.

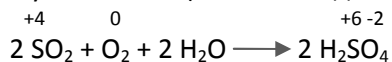


#### H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> сулфатна (сумпорна) киселина јака дипротична киселина



За индустријско добијање сумпорне киселине постоји више поступака (поступак са оловним коморама, торањски поступак у коме се користи азотна киселина, контактни поступак).

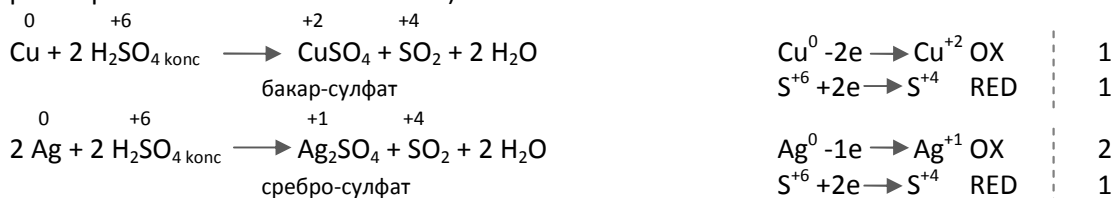
Контактни поступак добијања сумпорне киселине – каталитичка оксидација сумпор(VI)-оксида кисеоником уз V<sub>2</sub>O<sub>5</sub> као катализатор и растварање у води уз хлађење – SO<sub>2</sub> и O<sub>2</sub> се преводе преко катализатора уз хлађење и увођење у 98% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (гасови и вода се уводе у H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> таквом брзином да се одржава константна концентрација).



Ако се  $\text{SO}_3$  уводи у 98%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  без додавања воде добија се пушљива (димећа) сумпорна киселина – олеум.

Чиста  $\text{H}_2\text{SO}_4$  је безбојна уљаста течност густине  $1,84 \text{ g/cm}^3$ . Концентрована сумпорна киселина је концентрације 98%. Сумпорна киселина има три важне особине:

- јака је киселина
- јако је дехидратационо средство (јако везује воду уз ослобађање велике количине топлоте)
- концентрована сумпорна киселина је јако оксидационо средство (врућа концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  може да раствара и неке племените метале):



Гвожђе се не раствара у концентрованој  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (пасивизује се), али се раствара у разблаженој  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  магнезијум-сулфат (горка со)** Користи се у медицини као пургатив.

**$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  калцијум-сулфат (гипс)** Користи се у медицини, грађевинарству, вајарству.

**$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  алуминијум-сулфат** Користи се у индустрији папира као лепило, у индустрији текстила као мочило, за пречишћавање воде.

**$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  калијум-алуминијум-сулфат (стипса)** Користи се у медицини и фризерској струци за заустављање мањих крварења.

**$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  бакар-сулфат (плави камен)** Користи се за прскање воћа и винове лозе.

Постоји још низ других киселина сумпора: пероксосулфатна и пероксодисулфатна киселина (веома јака оксидациона средства), тиосулфатна киселина (соли су јака редукциона средства), тетратионатна (соли се користе у фотографском процесу).

### Питања:

- Који елементи припадају VIа групи? Која им је заједничка електронска конфигурација валентног нивоа и какве су им опште особине?
- У којим се оксидационим стањима јављају у једињењима?
- У којим облицима се налазе у природи и каква им је примена?
- У којим алотропским модификацијама се јавља елементарни кисеоник, где се у природи налази, какве су му особине и значај?
- Како се зову једињења кисеоника са другим елементима? Каквог карактера могу бити оксиди? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Каква је структура молекула воде и какве су особине воде?
- Какве особине имају пероксиди? Написати једначине реакција добијања водоник-пероксида и његовог оксидационог и редукционог деловања.
- Какве особине има водоник-сулфид и како настаје? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Које оксиде гради сумпор? Како се добијају и какве су им особине? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Које су најважније киселине сумпора, како се добијају и какве су им особине? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Како се зову соли киселина сумпора, какве су им особине и која је примена најважнијих соли?
- Написати одговарајуће једначине реакција растварања бакра и сребра у концентрованој сумпорној киселини.

## 17. група (VIIa) – ХАЛОГЕНИ ЕЛЕМЕНТИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

<b>F</b>	<b>флуор</b>	}	неметали	$ns^2 np^5$	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow$	↓	- расте маса, расте ТТ и ТК
<b>Cl</b>	<b>хлор</b>						- расте полупречник
<b>Br</b>	<b>бром</b>						- опада $E_i, E_a, \chi$
<b>I</b>	<b>јод</b>						- опада неметални карактер, опада киселост
<b>At</b>	<b>астатин</b>		} металоид (радиоактиван)				- опада оксидационо деловање и отровност

Наглашена је сличност у хемијским особинама (већа него код елемената било које друге групе, осим Ia и IIa групе). Разлике које постоје више су у интензитету него у врсти хемијских реакција.

У елементарном стању граде двоатомне молекуле (неполарна једнострука ковалентна веза): X–X одн. X<sub>2</sub>. Међумолекулске силе су слабе (искључиво Wan der Waals-ове привлачне силе које зависе од масе). На собној температури флуор и хлор су гасови, бром је течност, а јод је чврста супстанца.

Флуор је гас светложуте боје, веома отрован (као и флуоридни анјон F<sup>-</sup>). Оксидује све са чим дође у додир – најјаче оксидационо средство (флуор је елемент са највећим коефицијентом релативне електронегативности).

Хлор је зеленкастожут гас оштрог и надражујућег мириса, веома отрован. Многе метале директно оксидује (у соли хлориде).

Бром је течност тамно смеђе боје и непријатног мириса. Опасан је када падне на кожу јер изазива ране које тешко зарастају.

Јод је чврста супстанца, а љускасти кристали су скоро црни са мало металног сјаја (кристали слабо проводе електричну струју, али проводљивост расте са порастом температуре, док код течног јода проводљивост опада са порастом температуре). Загревањем лако сублимује, а паре су љубичасте боје. Отрован је за микроорганизме. Добро се раствара у неполарним растварачима, а раствори су љубичасте боје. Слабо се раствара у води, а водени раствори и раствори у поларним растварачима су смеђе боје. Алкохолни раствор јода (повидон-јод) се користи као антисептик за ране. Атом и молекул јода су поларизабилни због велике масе и великог броја електрона.

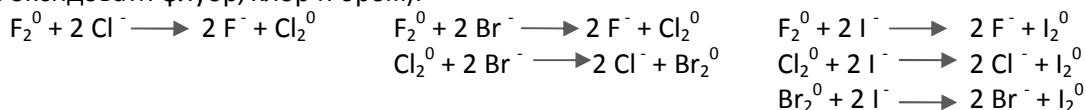
### Хемијске особине

Вредности енергија јонизације, афинитета према електрону и електронегативности су врло високе – за халогене елементе је карактеристично примање електрона – понашају се као оксидациона средства (осим код јода чија се  $E_i$  приближава вредностима  $E_i$  неких метала, па има врло малу тенденцију да у неким једињењима фигурира као нека врста металног катјона).

Флуор је најелектронегативнији елемент у периодном систему (једини елемент који је електронегативнији од кисеоника). У једињењима се јавља искључиво у негативном оксидационом стању -1 (најчешће као флуоридни анјон F<sup>-</sup>). Остали халогени елементи се јављају такође у негативном оксидационом стању -1 (најстабилније) са елементима мање електронегативности (метали, водоник), али електронегативност им је мања него електронегативност кисеоника, па могу градити и једињења са позитивним оксидационим стањем +1, +3, +5, +7 (мање су стабилна и лако се редукују до X<sub>2</sub> или X<sup>+</sup> тј. јака су оксидациона средства).

Флуор са металима гради јонска једињења. Хлор и бром граде јонска једињења са металима мале електронегативности, а са другим металима веза има знатан ковалентни удео. Јод не би требало ни са Cs да гради типично јонско једињење, али једињења јода (поготово са алкалним металима) се понашају као типична јонска једињења (не може се растумачити разликом електронегативности).

Флуор је најјаче оксидационо средство (не постоји ниједна супстанца која јаче привлачи електроне). Ниједна супстанца не може оксидовати флуоридни анјон F<sup>-</sup>. Сваки елемент VIIa групе може оксидовати елементе који се налазе испод њега у групи, а његов анјон може оксидовати сваки елемент који се налази изнад њега у групи (флуор може оксидовати анјон свих осталих елемената групе, хлор може оксидовати бромидни и јодидни анјон, бром може оксидовати јодидни анјон, а јод не може оксидовати ниједан анјон халогених елемената, а могу га оксидовати флуор, хлор и бром):

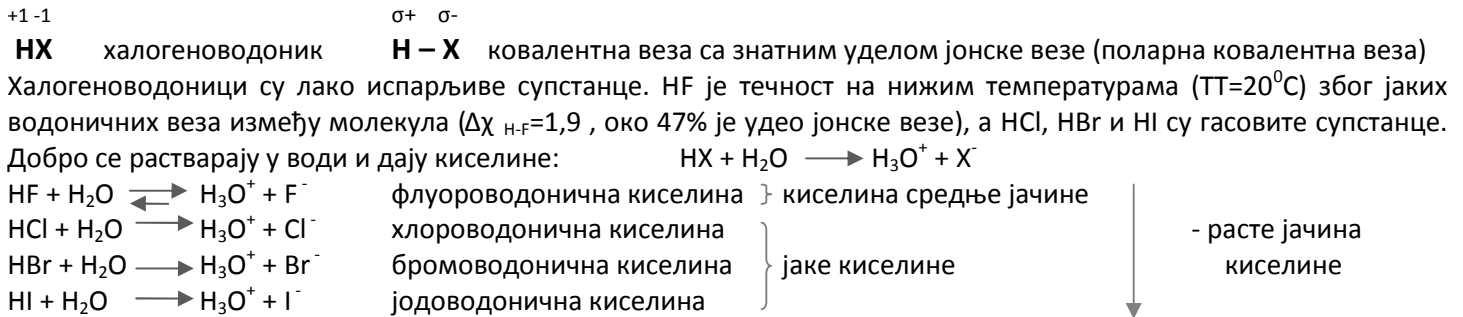


Због своје велике реактивности у природи се не могу наћи у елементарном стању већ искључиво у облику једињења – као халогениди са оксидационим стањем -1. Јод се може наћи и у облику јодата – једињења у којима

је у оксидационом стању +5. У природи је најраспрострањенији хлор, брома и флуора има у много мањим количинама, а најмање је распрострањен јод.

Халогени елементи су хомолога серија, али постоје разлике у хемијском понашању. Највећу разлику представља флуор који не гради једињења са позитивним степеном оксидације. Хемијско понашање хлора и брома је слично, а јода се разликује јер се релативно лако оксидује до оксидационог стања +7, та једињења показују велику брзину и снагу оксидационог деловања и на собној температури, док су једињења са оксидационим стањем +5 доста стабилна.

### ХАЛОГЕНОВОДОНИЧНЕ КИСЕЛИНЕ



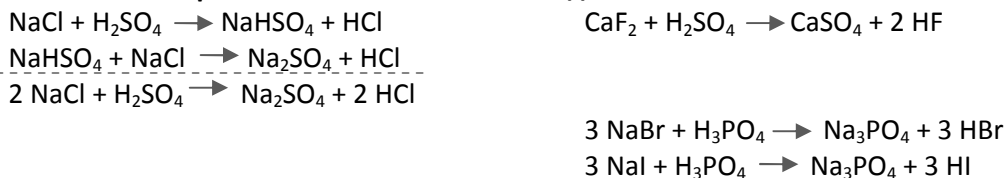
**Дуж групе** опада јачина H-X везе (опада поларност, одн. удео јонског карактера) и у воденом раствору се H<sup>+</sup>-јон све лакше отпушта чиме **расте јачина киселине у воденом раствору**.

<u>HX</u>	<u>чиста супстанца</u>	<u>водени раствор – халогенидна киселина</u>	<u>соли (халогениди)</u>
HF	флуороводоник	флуоридна (флуороводонична) киселина	флуориди
HCl	хлороводоник	хлоридна (хлороводонична) киселина	хлориди
HBr	бромоводоник	бромидна (бромоводонична) киселина	бромиди
HI	јодоводоник	јодидна (јодоводонична) киселина	јодиди

Халогеноводоничне киселине немају оксидационе особине и могу растворати само неплемените метале.

### Добијање халогеноводоника

- **Деловање тешко испарљиве киселине на халогенид**



За добијање халогеноводоника користи се деловање концентроване H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> на чврсте флуориде и хлориде, а H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> на чврсте бромиде и јодиде (бромиди и јодиди се лакше оксидују, па би их концентрована H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> оксидовала до бромата и јодата уместо да се добије бромоводоник одн. јодоводоник).

- **Директна синтеза из елемената**

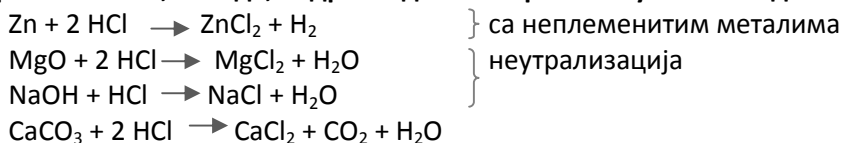
$H_2 + X_2 \longrightarrow 2 HX$		
$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2 HCl$	$H_2 + Br_2 \longrightarrow 2 HBr$	$H_2 + I_2 \longrightarrow 2 HI$

Не примењује се за добијање HF (H<sub>2</sub> и F<sub>2</sub> реагују експлозивно чак и на -250<sup>0</sup>С).

Соли халогеноводоничних киселина су халогениди. Хлориди, бромиди и јодиди су растворни у води (осим Ag<sup>+</sup>, Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup>, Pb<sup>2+</sup>), док се растворљивост флуорида разликује (флуориди IIa групе су тешко растворни у води, док су AgF, Hg<sub>2</sub>F<sub>2</sub>, PbF<sub>2</sub> растворни у води). Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup> са металима граде комплексне јоне, док F<sup>-</sup> не гради комплексе.

### Добијање халогенида

- **Растварање метала, оксида, хидроксида или карбоната у халогенидним киселинама**





- **Таложeње тешко растворних халогенида**  

$$\begin{array}{l} \text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3 \\ \text{AgNO}_3 + \text{NaBr} \rightarrow \text{AgBr} + \text{NaNO}_3 \\ \text{AgNO}_3 + \text{NaI} \rightarrow \text{AgI} + \text{NaNO}_3 \\ \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NaI} \rightarrow \text{PbI}_2 + 2 \text{NaNO}_3 \end{array}$$

$\downarrow$   
 $\downarrow$   
 $\downarrow$   
 $\downarrow$

- опада растворљивост
  - **Директна синтеза из елемената (уз загревање)**  

$$\begin{array}{l} \text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \\ \text{Sn} + 2 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 \\ 2 \text{P} + 5 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{PCl}_5 \end{array}$$
  - **Реакција метала са сувим халогеноводоником (на повишеној температури)**  

$$\text{Cr} + 2 \text{HCl} \xrightarrow{900^\circ\text{C}} \text{CrCl}_2 + \text{H}_2$$
  - **Измена халогена**  

$$\text{FeCl}_3 + \text{BBr}_3 \rightarrow \text{FeBr}_3 + \text{BCl}_3$$
- Постоје и други начини добијања халогенида.

### КИСЕОНИЧНЕ КИСЕЛИНЕ

Флуор је најелектронегативнији елемент и у једињењима се јавља искључиво у оксидационом стању -1. Хлор, бром и јод имају мању електронегативност од кисеоника, па се у једињењима у којима се уз њих налази и кисеоник јављају у позитивним оксидационим стањима +1, +3, +5, +7 (хлор гради и оксид у коме је у оксидационом стању +4). Ова једињења су мање стабилна од једињења са негативним оксидационим стањем -1, па се лако редукују (до елементарног стања  $X_2$  или халогенида  $X^-$ ) – јака су оксидациона средства.

<b>+1</b>	<b>+3</b>	<b>+5</b>	<b>+7</b>
<b>НХО</b>	<b>НХО<sub>2</sub></b>	<b>НХО<sub>3</sub></b>	<b>НХО<sub>4</sub></b>
хипохалогенитна киселина (соли хипохалогенити)	халогенитна киселина (соли халогенити)	халогенатна киселина (соли халогенати)	перхалогенатна киселина (соли перхалогенати)
<b>НСЛО</b>	<b>НСЛО<sub>2</sub></b>	<b>НСЛО<sub>3</sub></b>	<b>НСЛО<sub>4</sub></b>
хипохлоритна (хипохлораста) кис. (соли хипохлорити)	хлоритна (хлораста) кис. (соли хлорити)	хлоратна (хлорна) кис. (соли хлорати)	перхлоратна (перхлорна) кис. (соли перхлорати)
<b>НВРО</b>	<b>НВРО<sub>2</sub></b>	<b>НВРО<sub>3</sub></b>	<b>НВРО<sub>4</sub></b>
хипобромитна (хипобромаста) кис. (соли хипобромити)	бромитна (бромаста) кис. (соли бромити)	броматна (бромна) кис. (соли бромати)	перброматна (пербромна) кис. (соли пербромати)
<b>ННО</b>	—	<b>ННО<sub>3</sub></b>	<b>Н<sub>5</sub>НО<sub>6</sub></b>
хипојодитна (хипојодаста) кис. (соли хипојодити)		јодатна (јодна) кис. (соли јодати)	<i>ortho</i> -перјодатна ( <i>ortho</i> -перјодна) кис. (соли <i>ortho</i> -перјодати)
			<b>ННО<sub>4</sub></b>
			<i>meta</i> -перјодатна ( <i>meta</i> -перјодна) кис. (соли <i>meta</i> -перјодати)
слабе и нестабилне киселине		јаке и прилично стабилне киселине (осим Н <sub>5</sub> НО <sub>6</sub> која је умерене јачине)	

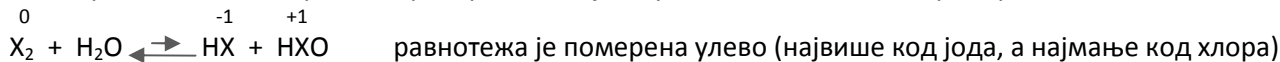
расте јачина киселина и оксидациона моћ са порастом оксидационог стања  
**Дуж групе опада јачина киселина.**

Код НХО и НХО<sub>2</sub> и њихових соли дуж групе опада стабилност и оксидационо дејство. Најмање стабилна једињења су са оксидационим стањем +3. НСЛО<sub>2</sub> постоји само у воденим растворима, а за НВРО<sub>2</sub> није утврђено постојање, као ни за ННО<sub>2</sub> осим као прелазних стања при диспропорционисању киселина са оксидационим стањем +1. Соли хлорити и бромити могу се добити у растворима у којима нема нечистоћа (чак су изоловане и чврсте соли). Соли су веома јака оксидациона средства у базној средини.

Једињења са оксидационим стањем +5 су веома јака оксидациона средства, поготово у киселој средини. Од НХО<sub>3</sub> најјаче оксидационо средство је НВРО<sub>3</sub>, затим нешто слабије НСЛО<sub>3</sub>, а ННО<sub>3</sub> је најслабије оксидационо средство од халогенатних киселина (у воденим растворима је углавном у димерном облику Н<sub>2</sub>И<sub>2</sub>О<sub>6</sub>). Код оксидационог деловања њихових соли брзина реакције расте дуж групе (најбрже оксидационо деловање је са јодатима, а најспорије са хлоратима). Хлорна и бромна киселина се не могу добити у чистом (безводном) стању јер експлодирају ако се покуша концентровање воденог раствора упаравањем.

Код  $\text{HXO}_4$  и њихових соли дуж групе расте оксидациона моћ. Безводна  $\text{HClO}_4$  и чврсти перхлорати су подложни експлозивном спонтаном разлагању,  $\text{HBrO}_4$  се не може добити безводна јер долази до распадања при покушају концентровања. Хидратисане перхалогенатне киселине нису много опасне на собној температури. Перхлорна и пербромна киселина и њихове соли перхлорати и пербромати не показују оксидационе особине на собној температури (због стерних сметњи) и веома су стабилни у воденим растворима, али су веома јака оксидациона средства на повишеној температури (најјача од једињења са позитивним оксидационим стањем). На собној температури само перјодна киселина и перјодати показују брзо и снажно оксидационо деловање. Перхлорна и пербромна киселина су најјаче киселине од свих неорганских киселина.

Растварањем елементарног хлора, брома или јода у води долази до диспропорционисања:

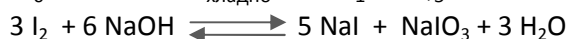
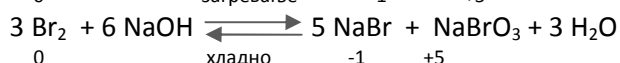
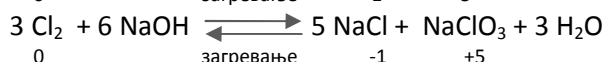
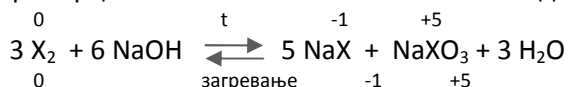


Уколико се елементарни хлор или бром растварају у хладном концентрованом раствору хидроксида диспропорционисањем долази до стварања соли хипохлорита одн. хипобромита које су стабилне у хладним базним растворима:



Загревањем раствора долази до диспропорционисања на хлорат и хлорид одн. бромат и бромид.

Растварањем елементарног хлора и брома у базним растворима уз загревање, а јода и на хладно, долази до диспропорционисања на халогенат и халогенид:



Халогенати се могу добити и електролизом врућег раствора халогенида или оксидацијом хипохалогенида:



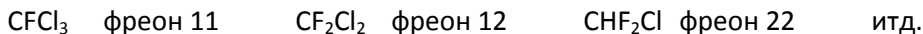
Од једињења са позитивним степеном оксидације постоје и оксиди: са оксидационим стањем +1  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{Br}_2\text{O}$ , са оксидационим стањем +3  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  на ниским температурама (испаривањем експлодира), са оксидационим стањем +4  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{BrO}_2$ , са оксидационим стањем +5  $\text{I}_2\text{O}_5$ , а при ниским температурама се може добити и  $\text{Br}_2\text{O}_5$ , са оксидационим стањем +7  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

## ЈЕДИЊЕЊА ФЛУОРА

Флуор се у природи јавља искључиво у облику флуорида (флуорит  $\text{CaF}_2$ , криолит  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ , флуоропатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ ). Флуор је најелектронегативнији елемент и најјаче оксидационо средство. Ниједна супстанца не може оксидовати флуоридни јон  $\text{F}^-$  до елементарног флуора  $\text{F}_2$ .

Елементарни флуор  $\text{F}_2$  је врло отрован гас светложуте боје, веома реактиван и добија се само електролитички у специјалној апаратури. Користи се за производњу фреона, тефлона и неких неотровних једињења која се додају пастама за зубе.

Фреони су флуоровани и хлоровани деривати метана и етана. Хемијски су веома инертни (нису отровни) и користе се у расхладним уређајима. Некада су се користили у аеросол-боцама као потисни гас, али је откривено да реагују са озонном (оштећују озонски омотач).



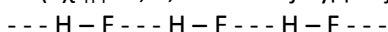
Полимеризацијом тетрафлуоретена  $\text{C}_2\text{F}_2$  добија се политетрафлуоретен или тефлон  $(-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$ . Хемијски је врло инертан и подноси најтеже услове корозије уколико није оштећен. Уколико је загребан отрован је.

Неке од најотровнијих органских супстанци садрже флуор, али неке супстанце које га садрже скоро уопште нису отровне. Флуороване органске киселине  $\text{F}(\text{CH}_2)_n\text{COOH}$  су веома отровне уколико садрже паран број  $\text{C}$ -атома, а скоро да уопште нису отровне уколико садрже непаран број  $\text{C}$ -атома.

$\text{F}_2$  оксидује кисеоник из воде при чему настаје  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$  и  $\text{F}_2\text{O}$ .

Са кисеоником гради два гасовита оксида флуор-оксид  $\text{F}_2\text{O}$  и флуор-пероксид  $\text{F}_2\text{O}_2$ .

Чист флуороводоник  $\text{HF}$  је течност на нижим температурама ( $T_f=20^\circ\text{C}$ ) због јаких водоничних веза између молекула ( $\Delta\chi_{\text{H-F}}=1,9$ , око 47% је удео јонске везе):



Добро се раствара у води и даје киселину средње јачине:



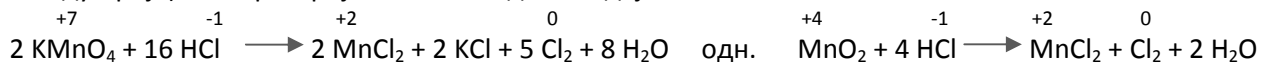
Безводни флуороводоник HF није хемијски активан (већина метала је отпорна на његово деловање), али чак и са траговима воде реакција иде веома лако, а влажни HF реагује и са SiO<sub>2</sub> и силикатима, па се не може чувати у стакленим боцама.

Најважнија једињења су флуориди – соли флуороводоничне киселине HF. По растворљивости у води се прилично разликују од осталих халогенида: флуориди IIa групе су тешко растворни у води, док су AgF, Hg<sub>2</sub>F<sub>2</sub>, PbF<sub>2</sub> растворни у води.

## ЈЕДИЊЕЊА ХЛОРА

Хлор је најраспрострањенији од свих халогених елемената и у природи се налази искључиво у облику хлорида (камена со NaCl, а растворене су и велике количине у мору, силвин KCl, карналит KCl·MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O итд.). Са металима мале електронегативности (Ia и IIa групе) даје јонске хлориде, док остали хлориди имају мањи или већи ковалентни удео. Неметални хлориди су ковалентна једињења.

Елементарни хлор Cl<sub>2</sub> је отрован зеленкастожут гас надражујућег и оштрог мириса. Многе метале директно оксидује у соли хлориде. Употреба је веома разноврсна. Највише се користи у производњи целулозе и хартије (за бељење), за производњу угљентетрахлорида CCl<sub>4</sub>, винилхлорида, хлорбензена и осталих хлорованих угљоводоника (користе се као растварачи и сировине за производњу пластичних маса), варикине, DDT-а, хлороводоничне киселине, у санитарне сврхе итд. Данас се искључиво добија електролизом воденог раствора натријум-хлорида (хлор и натријум-хидроксид који се добијају као производи припадају најважнијим сировинама хемијске индустрије). Лабораторијски се може добити дејством HCl на KMnO<sub>4</sub> или MnO<sub>2</sub>:



Најважнија једињења су хлороводонична киселина и њене соли хлориди. Хлороводоник је гас оштрог мириса који се добро раствара у води, а водени раствор је јака хлоридна (хлороводонична, сона) киселина (концентрирана је 36% раствор HCl). Добија се сулфатним поступком (деловањем концентроване H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> на NaCl), директном синтезом из елемената, а данас све више као споредни производ при хлоровању угљоводоника (највише метана и бензена). Хлороводонична киселина нема оксидационе особине и може да раствара само неплемените метале. Користи се као растварач, као средство за нагризање метала, као средство за скидање оксида са површине метала, за добијање хлорида многих метала из оксида, хидроксида или карбоната, у санитарне сврхе (нпр. раствара каменац) и као лабораторијски реагенс. Скоро сви хлориди су растворни у води, а тешко растворни су AgCl, Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> и CuCl.

Хлор може да гради и једињења са позитивним оксидационим стањем (уколико је у молекулу присутан кисеоник) која нису много стабилна и понашају се као јака оксидациона средства.

HClO хипохлоритна (хипохлораста) киселина соли хипохлорити

HClO<sub>2</sub> хлоритна (хлораста) киселина соли хлорити

HClO<sub>3</sub> хлоратна (хлорна) киселина соли хлорати

HClO<sub>4</sub> перхлоратна (перхлорна) киселина соли перхлорати

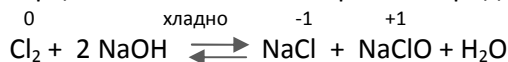
Хлор гради и оксиде хлор(I)-оксид Cl<sub>2</sub>O, хлор(III)-оксид Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (стабилан на -80°C, а загревањем експлодира), хлор(IV)-оксид ClO<sub>2</sub> и хлор(VII)-оксид Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

Растварањем елементарног хлора у води диспропорционише се на хипохлорасту и хлороводоничну киселину:



HClO је слаба нестабилна киселина која се понаша као јако оксидационо средство (може оксидовати сопствену со хипохлорит до хлората).

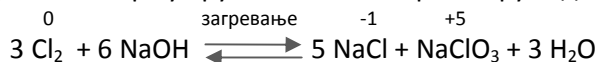
Растварањем елементарног хлора у хладном концентрованом алкалном раствору долази до диспропорционисања на хипохлорит и хлорид (хипохлорити су стабилни у довољно алкалном раствору):



Овај алкални водени раствор NaCl и NaClO је варикина и користи се за бељење – разблаживањем раствора опада концентрација OH<sup>-</sup>-јона и равнотежа се помера улево тј. ка разлагању хипохлорита и ослобађању елементарног хлора.

Хлоритна киселина  $\text{HClO}_2$  је веома нестабилна слаба киселина (најмање стабилна од свих киселина хлора). Њене соли хлорити су довољно стабилне у воденим растворима и јака су оксидациона средства. Хлор(IV)-оксид  $\text{ClO}_2$  је нестабилан наранџастожут гас непријатног мириса који се лако експлозивно распада на  $\text{Cl}_2$  и  $\text{O}_2$ . Хлорити и хлор(IV)-оксид су повезани добијањем и користе се у индустрији за бељење целулозе и папира. Само  $\text{ClO}_2$  може постићи највиши степен бељења уз добар квалитет папира (не оштећује папир као друга средства за бељење).

Хлорна киселина  $\text{HClO}_3$  је јака киселина и веома јако оксидационо средство. Може постојати само у воденим растворима (до 30%), а концентровањем се експлозивно диспропорционише. Соли хлорати су врло јака оксидациона средства у киселој средини. Могу се добити електролизом врућег воденог раствора хлорида или растварањем хлора у врућем алкалном раствору када долази до диспропорционисања на хлорат и хлорид:



Чврсти хлорати и водени раствори хлората су веома опасне супстанце. Уколико дођу у додир са органским супстанцама или редукционим средствима или уколико их изложимо топлоти или трењу долази до експлозије. Натријум-хлорат  $\text{NaClO}_3$  се користи за добијање других хлората и  $\text{ClO}_2$ , за уништавање корова и у пиротехници.

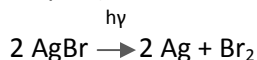
Перхлорна киселина  $\text{HClO}_4$  је најјача неорганска киселина. Њене соли перхлорати су стабилне у воденим растворима и не показују оксидационе особине на собној температури (због симетричности молекула и стерних сметњи), али су потенцијално добра оксидациона средства. На повишеној температури су веома јака оксидациона средства (најјача од свих једињења хлора). Добијају се веома пажљивом оксидацијом хлората. Најважнији је амонијум-перхлорат  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$  који се користи као оксидационо средство у ракетним горивима.

## ЈЕДИЊЕЊА БРОМА

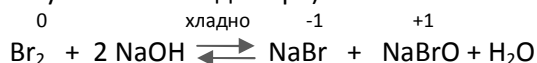
Бром се у природи налази искључиво у једињењима бромидима (оксидационо стање -1). Обично се налази уз хлориде у знатно мањим количинама (више је од сто пута ређи од хлора). Доста бромидна има у неким сланим језерима, а у мору их има око 0,007%.

Елементарни бром је течност тамносмеђе боје и непријатног мириса. Опасан је и када падне на кожу изазива ране које тешко зарастају. Највише се користи у фармацеутској и органској синтетичкој индустрији, као сребро-бромид  $\text{AgBr}$  за прављење фотографских емулзија, а диброметан  $\text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_2$  се додаје оловним бензинима (спречава нагомилавање наслага олова у цилиндрима мотора). Може се добити оксидацијом бромидна помоћу хлора:  $\text{Cl}_2^0 + 2 \text{NaBr} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2^0$

Најважнија једињења су бромоводонична киселина и њене соли бромиди. Бромоводоник  $\text{HBr}$  је безбојан гас продорног мириса који се добро раствара у води дајући јаку бромоводоничну киселину (нема оксидационе особине и раствара само неплемените метале). Водени раствор  $\text{HBr}$  се може оксидовати кисеоником из ваздуха, поготово под утицајем сунчеве светлости, па се чува у тамним боцама. Бромиди су јака редукциона средства (јача од хлорида). Већина бромидна се раствара у води, а тешко су растворни  $\text{AgBr}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Br}_2$ ,  $\text{PbBr}_2$ . Сребро-бромид  $\text{AgBr}$  се највише користи за прављење фотографских емулзија (под утицајем светлости се разлаже на елементарно сребро и бром):

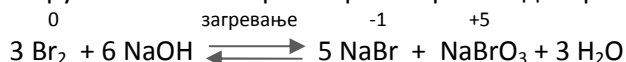


У алкалним растворима бром се диспропорционише на хипобромит и бромид (равнотежа је више померена улево него код хлора):



Хипобромитна киселина  $\text{HBrO}$  је мање стабилна и слабија киселина од хипохлоритне киселине  $\text{HClO}$  и много се лакше диспропорционише – јаче је оксидационо средство. Хипобромити су врло нестабилни и такође су врло јака оксидациона средства (загревањем се диспропорционишу на бромате и бромиде).

У врућим алкалним растворима бром се диспропорционише на бромат и бромид:



Бромна киселина  $\text{HBrO}_3$  се не може добити у чистом стању јер експлодира при покушају концентровања раствора упаравањем (као и хлорна киселина). Добија се деловањем разблажене сумпорне киселине на неки бромат. Бромна киселина и њене соли бромати су јака оксидациона средства, поготово у киселој средини (нешто јача од хлората). У базној средини су знатно слабија оксидациона средства.

Пербромна киселина  $\text{HBrO}_4$  и њене соли пербромати су потенцијално добра оксидациона средства, али на собној температури оксидационе особине не долазе до изражаја (као и код перхлората). Загревањем постају веома јака оксидациона средства.

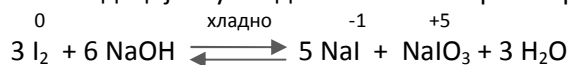
Оксиди брома  $\text{Br}_2\text{O}$ ,  $\text{BrO}_2$ , а при ниским температурама се може добити и  $\text{Br}_2\text{O}_5$ , су нестабилни.

## ЈЕДИЊЕЊА ЈОДА

Јод се у природи јавља у облику јодида (оксидационо стање -1) у морској води и наслагама соли, а као натријум-јодат  $\text{NaIO}_3$  се налази уз натријум-нитрат  $\text{NaNO}_3$  у наслагама чилске шалитре (једини је халогени елемент који се може наћи у природи и у једињењима са позитивним степеном оксидације +5). Од свих халогенида најмање је распрострањен.

Елементарни јод је чврста супстанца чији су љуспасти кристали скоро црни са мало металног одсјаја и слабо проводе струју. Загревањем лако сублимује дајући љубичасте паре. Атом се лако може поларизовати. Јод се добро раствара у неполарним органским растварачима и раствори су љубичасте боје, а слабо се раствара у води и поларним растварачима и раствори су смеђе боје. Алкохолни раствор јода (повидон-јод) је познато антисептичко средство. Јод се употребљава у фармацеутској и органској синтетичкој индустрији. Мале количине се додају кухињској соли за људску исхрану (јодирана со) јер је неопходан за синтезу хормона штитне жлезде тироксина. Недостатак јода у организму може узроковати пад интелигенције. Са скробом даје интензивно плаво обојен комплекс (реакција се користи за доказивање скроба или јода). Елементарни јод се добија оксидацијом јодида помоћу хлора или редукцијом јодата помоћу натријум-хидрогенсулфита (у оба случаја мора се употребити тачно одређена количина реагенса).

Најважнија једињења су јодоводонична киселина  $\text{HI}$  и њене соли јодиди. Јодоводоник  $\text{HI}$  је гас који се добро раствара у води дајући јаку јодоводоничну киселину (најјачу од халогеноводоничних киселина). Јодоводонична киселина се веома лако оксидује кисеоником из ваздуха, посебно под утицајем светлости, па се чува у тамним боцама. Соли јодиди су растворне у води осим  $\text{AgI}$ ,  $\text{Hg}_2\text{I}_2$ ,  $\text{PbI}_2$ . Растварањем јода у хладним алкалним растворима долази до диспропорционисања до јодата и јодида (јод се лакше оксидује од хлора и брома, па оксидација и у хладним алкалним растворима иде одмах до оксидационог стања +5):



Не могу се изоловати хипојодитна киселина и хипојодити (оксидационо стање +1), нити је утврђено постојање јодитне киселине и јодита (оксидационо стање +3). Они су само прелазно стање при брзој оксидацији јода или јодида до јодата.

Јодати су јака оксидациона средства у киселој средини, али слабија од бромата и хлората. Јодна киселина  $\text{HIO}_3$  је много стабилнија од хлорне и бромне киселине. За разлику од њих јодна киселина  $\text{HIO}_3$  се може добити у чистом стању као аморфна бела супстанца која је врло растворна у води и јака је киселина. У концентрованијим растворима се полимеризује (због чега је стабилнија од хлорне и бромне киселине). Загревањем губи воду и прелази у јод(V)-оксид  $\text{I}_2\text{O}_5$  (чврста супстанца, једини оксид јода).

У оксидационом стању +7 гради два типа киселина *orto*-перјодну киселину  $\text{H}_5\text{IO}_6$  (средње јачине) која загревањем прелази у *meta*-перјодну киселину  $\text{HIO}_4$  (знатно јача) која даљим загревањем прелази у јодну киселину  $\text{HIO}_3$  отпуштајући  $\text{O}_2$ . Перјодати су у киселој средини и на собној температури прилично јака оксидациона средства са брзим оксидационим деловањем (за разлику од перхлората и пербромата), а перјодна киселина моментално оксидује многе органске супстанце.

**Питања:**

- Који елементи припадају VIIa групи? Колико имају валентних електрона? У ком облику се налазе у природи?
- Како се дуж групе мењају физичке и хемијске особине?
- Какве су особине ових елемената у елементарном стању и каква има је примена? Како се добијају?
- Које су сличности и разлике у хемијском понашању халогених елемената?
- У којим оксидационим стањима се јављају у једињењима и какве су особине тих једињења? Која су једињења најстабилнија?
- Какве су особине халогеноводоничних киселина, како се добијају и која им је примена? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Како се добијају халогениди, какве су им особине и примена? Написати одговарајуће једначине реакција.
- Које су кисеоничне киселине халогених елемената, какве су им особине и особине њихових соли?
- Написати једначине реакција диспропорционисања хлора у алкалном раствору без загревања и уз загревање и диспропорционисања јода у алкалном раствору.
- Која су најважнија једињења флуора и каква им је примена?
- Која су најважнија једињења хлора и каква им је примена?
- Која су најважнија једињења брома и каква им је примена?
- Која су најважнија једињења јода и каква им је примена?

## ПРЕЛАЗНИ ЕЛЕМЕНТИ

Прелазни елементи су елементи који припадају b-подгрупама (3 – 12. Групе одн. који се налазе између IIa и IIIa-групе). Атоми прелазних елемената попуњавају d- и f-орбитале електронима, па се називају и d- и f-елементи. Атоми прелазних елемената разликују се по броју електрона у 3d-, 4d- и 5d-орбиталама (не по броју електрона на последњем енергетском нивоу), а код унутрашњих прелазних елемената разликују се по броју електрона у 4f- и 5f-орбиталама. Сви прелазни елементи су метали велике густине, тврдоће и високих ТТ. Попуњавањем d-орбитала до половине периоде расте број неспарених електрона, а од половине периоде опада. Због тога до половине периоде расте густина, тврдоћа и ТТ, као и максимално оксидационо стање (Mn може имати и оксидационо стање +7 у једињењима), а од половине периоде опада. Дуж периоде расте наелектрисање језгра због чега се електрони све теже ангажују за стварање везе што утиче на оксидационо стање. Једињења прелазних елемената у којима имају високо оксидационо стање су веома јака оксидациона средства. За разлику од елемената главних група код прелазних елемената дуж групе расте кисели карактер (расте максимално оксидационо стање и стабилност једињења са максималним оксидационим стањем).

Осим пар изузетака сви атоми имају 2 електрона на валентном нивоу због чега већина ових елемената гради једињења са оксидационим стањем +2. Електрони унутрашњих нивоа не утичу много на хемијско понашање појединих елемената, па разлике између елемената који припадају различитим групама нису ни приближно изразите као код елемената главних група (a-група). У неким случајевима имамо већу сличност дуж периоде него унутар поједине групе. Прелазни елементи граде једињења са различитим оксидационим стањима, а унутар групе су подједнако стабилна једињења и са парним и са непарним оксидационим стањима. Многа једињења прелазних елемената су парамагнетична што указује да постоје неспарени d-електрони, а то узрокује и карактеристичну обојеност једињења.

Прелазни елементи имају тежњу да граде комплексна једињења (постоје празне d-, s- и p-орбитале у које се могу сместити слободни електронски парови лиганада, па лиганди своје слободне електронске парове деле са централним металним јоном прелазног елемента – координативна веза). Комплексна једињења су типично јонска једињења. Комплексни јон се састоји из централног јона и више лиганада који су за централни јон везани ковалентном везом, а оба електрона заједничког електронског пара потичу од лиганда (уколико се централни атом и лиганд прилично разликују по електронегативности ковалентна веза између њих је поларна). Централни атоми су атоми метала велике E<sub>i</sub> (углавном прелазни елементи) који настоје да попуне d-, s- и p-орбитале везивањем других молекула или јона који имају слободне електронске парове тј. лиганда (F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>, CN<sup>-</sup>, NCS<sup>-</sup>, OH<sup>-</sup>, O<sub>2</sub><sup>2-</sup>, NO<sup>+</sup>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, NH<sub>2</sub><sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, NO, CO итд.). Број лиганда око централног атома је координациони број.

Само неколико прелазних метала у природи налазимо у елементарном стању (углавном племенити метали Cu, Ag, Au, платински елементи), а остали се у природи јављају искључиво у облику једињења, најчешће сулфида, сулфата, оксида, хидроксида и карбоната – минерали. Руде осим минерала садрже и друге састојке који немају техничку вредност – јаловина. Количина минерала у руди може бити веома различита (од скоро чистих минерала до само неколико процената). Руде сиромашне минералом потребно је пре прераде обогатити уклањањем највећег дела јаловине различитим методама (флотација, седиментација, магнетна сепарација итд.), а затим се обogaћена руда хемијски обрађује да би се добио жељени метални производ. Сви метали се добијају процесом редукције помоћу кокса, H<sub>2</sub>, CO или других редукционих средстава: M<sup>n+</sup> + ne → M, а добијени сирови метали се даље пречишћавају и легирају.

### I серија прелазних елемената

Елементи I серије прелазних елемената попуњавају 3d-орбитале, а 4s-орбитала је попуњена електронима (изузетак су елементи VIb и Ib-групе који имају 1 електрон у 4s-орбитали):

<b>скандијум</b>	<b>Sc</b>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> <u>4s<sup>2</sup> 3d<sup>1</sup></u>	↑↓	↑	—	—	—	—	<div style="display: flex; flex-direction: column; align-items: center;"> <div style="margin-bottom: 10px;">↓ расте</div> <div style="margin-bottom: 10px;">↓</div> <div style="margin-bottom: 10px;">- број неспарених електрона</div> <div style="margin-bottom: 10px;">- густина, тврдоћа, ТТ</div> <div style="margin-bottom: 10px;">↓</div> <div>↑ опада</div> </div>
<b>титан</b>	<b>Ti</b>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> <u>4s<sup>2</sup> 3d<sup>2</sup></u>	↑↓	↑	↑	—	—	—	
<b>ванадијум</b>	<b>V</b>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> <u>4s<sup>2</sup> 3d<sup>3</sup></u>	↑↓	↑	↑	↑	—	—	
<b>хром</b>	<b>Cr</b>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> <u>4s<sup>1</sup> 3d<sup>5</sup></u>	↑	↑	↑	↑	↑	↑	
<b>манган</b>	<b>Mn</b>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> <u>4s<sup>2</sup> 3d<sup>5</sup></u>	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑	
<b>гвожђе</b>	<b>Fe</b>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> <u>4s<sup>2</sup> 3d<sup>6</sup></u>	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	
<b>кобалт</b>	<b>Co</b>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> <u>4s<sup>2</sup> 3d<sup>7</sup></u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	
<b>никл</b>	<b>Ni</b>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> <u>4s<sup>2</sup> 3d<sup>8</sup></u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	
<b>бакар</b>	<b>Cu</b>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> <u>4s<sup>1</sup> 3d<sup>10</sup></u>	↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	
<b>цинк</b>	<b>Zn</b>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> <u>4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup></u>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	

## ХРОМ – ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

Хром је један од мање распрострањених елемената. У земљиној кори га има око 0,03%. Главна руда је хромит  $\text{FeCr}_2\text{O}_4$  (одн.  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ ). Редукцијом хромита коксом у електричним пећима настаје легура ферохром која се у металургији употребљава за добијање различитих легура са хромом.

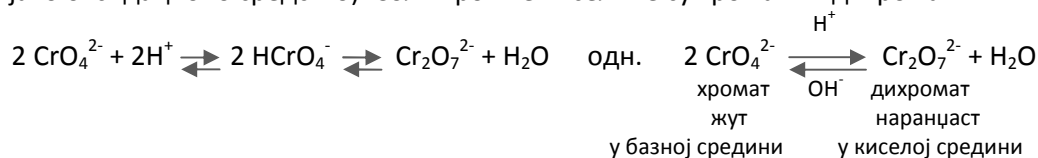
Елементарни хром је врло тврд сребрнобео метал са плавкастом нијансом који се може полирати до високог сјаја ( $T_T=1920^\circ\text{C}$ ,  $T_K=2665^\circ\text{C}$ ,  $\rho=7,1 \text{ g/cm}^3$ ). Веома је отпоран према киселинама иако није племенит метал. Не раствара се ни у азотној киселини ни у царској води. Полако се раствара у разблаженој хлороводоничној и разблаженој сумпорној киселини, а брзо у врућој хлороводоничној и врућој концентрованој сумпорној киселини. Отпорност на растварање у киселинама настаје услед пасивизације (површина метала се превуче заштитним слојем). Елементарни хром се користи за превлачење других метала као заштита од корозије и да би добили декоративни изглед – хромирање (изводи се електролитичким поступком). Хром се додаје челику ради побољшања особина: челик са малом количином хрома (до 1%) има велику тврдоћу и чврстину, а челик са великом количином хрома (до 30%) је нерђајући челик и има велику отпорност према корозији. За хемијску индустрију веома су важни нерђајући Cr-Ni челици са различитим садржајем хрома и никла. Најпознатији је челик са 18% Cr и 8-10% Ni (INOX 18-10).

Најстабилнија једињења су са оксидационим стањем +2, +3 и +6.

Једињења са оксидационим стањем +2 се лако оксидују до једињења са оксидационим стањем +3 и једна су од најјачих редукционих средстава у воденим растворима. Водени раствори  $\text{Cr}^{2+}$ -јона из гасова могу потпуно уклонити кисеоник и плави су због присуства комплексног јона  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Хром(II)-оксид CrO је црне боје и базног карактера. Хром(II)-хидроксид  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  је жуте боје, базног карактера и тешко растворан у води, а брзо се оксидује кисеоником из ваздуха до хром(III)-хидроксида  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

Водени раствори једињења са оксидационим стањем +3 су слабо киселог карактера и стабилни су на ваздуху. Водени раствори су љубичасте боје због присуства  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  комплексног јона, али додатком  $\text{Cl}^-$ -јона боја се постепено мења преко светлозелене због присуства комплексног јона  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}$  до тамнозелене због присуства комплексног јона  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$  (долази до измене лиганда). Додатком јаче базе раствору  $\text{Cr}^{3+}$ -јона таложи се зеленкастосив хром(III)-хидроксид  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  који је амфотерног карактера:  $\text{Cr}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightarrow \downarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$ . Загревањем хром(III)-хидроксида добија се зелени хром(III)-оксид:  $2 \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Хром(III)-оксид  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  се користи као пигмент хромово зелено. Тешко је растворан у води, а уколико је жарен не раствара се ни у базама ни у киселинама.

Једињења са оксидационим стањем +6 су киселог су карактера. Хром(VI)-оксид  $\text{CrO}_3$  је лако растворан у води и даје хроматну (хромну) киселину која је веома јако оксидационо средство (тешко је растворан у концентрованој  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Уколико се помешају концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и засићени водени раствор дихромата у истим запреминским односима добија се хром-сумпорна киселина која се користи за чишћење лабораторијског посуђа (веома јако оксидационо средство). Соли хромне киселине су хромати и дихромати:



Дихромати су у киселој средини веома јака оксидациона средства, док су хромати у базној средини врло слаба оксидациона средства.

Олово-хромат  $\text{PbCrO}_4$  и баријум-хромат  $\text{BaCrO}_4$  су веома важни пигменти. Натријум-дихромат  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  и калијум-дихромат  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  су технички важни дихромати, а користе се и у аналитичкој хемији као реагенси.

## МАНГАН – ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

Манган је прилично распрострањен у природи (десети елемент по распрострањености у земљиној кори, а од тешких метала одмах после гвожђа). У природи се јавља најчешће у облику пиролузита (сури камен)  $\text{MnO}_2$ , браунита  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ , хаусманита  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ . Јавља се као пратилац у рудама гвожђа и у силикатима. Добија се редукцијом оксида помоћу алуминијума (алуминотермијски) или електролизом раствора манган(II)-сулфата  $\text{MnSO}_4$ . Врло ретко се добија елементарни манган.

Елементарни манган је по изгледу сличан гвожђу, али је тврђи и знатно кртији. Има нешто ниже  $T_T$ ,  $T_K$  и густину од гвожђа ( $T_T=1260^\circ\text{C}$ ,  $T_K=1900^\circ\text{C}$ ,  $\rho=7,4 \text{ g/cm}^3$ ). Лако се раствара у разблаженим киселинама:



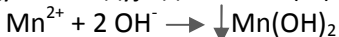


Реагује са халогеним елементима, кисеоником, сумпором, азотом и угљеником.

Највеће количине руда мангана прерађују се у легуре са гвожђем – фероманган (садрже до 80% Mn) и огледалско гвожђе (садржи 25% Mn). Добијају се редукцијом руда гвожђа и мангана коксом у електричним или високим пећима. Троше се у великим количинама у металургији челика. Додатком малих количина мангана растопљеном челику он делује као јако дезоксидационо средство које уклања кисеоник и сумпор из челика. У већим количинама (до 14%) повећава челику тврдоћу и отпорност на трошење, па се мангански челици користе за израду разних ваљака, кугли за млинове, чељусти за дробилице и железничке шине.

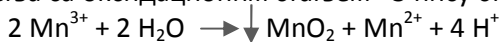
Једињења мангана су обојена и парамагнетична. У једињењима се јавља у оксидационим стањима +2, +3, +4, +6 и +7 (једињења са оксидационим стањем +5 су малобројна и нису значајна). Једињења са нижим оксидационим стањем су јонска и базног карактера, а са вишим оксидационим стањем су ковалентна и киселог карактера. Манган(IV)-оксид  $MnO_2$  је амфотерног карактера.

Манган(II)-оксид  $MnO$  је тешко растворан у води, али је растворан у киселинама – базног је карактера. Манган(II)-хидроксид  $Mn(OH)_2$  је тешко растворан, беле боје, нестабилан и на ваздуху потамни јер се кисеоником из ваздуха оксидује до манган(IV)-оксида  $MnO_2$ . Добија се из раствора  $Mn^{2+}$ -јона таложењем јаким базама:



Водени раствори  $Mn^{2+}$ -једињења су светлорозе боје због присуства необично стабилног комплексног јона  $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$  који се оксидује тек са најјачим оксидационим средствима.

Једињења са оксидационим стањем +3 нису стабилна у воденим растворима и веома су јака оксидациона средства:



Манган(III)-оксид  $Mn_2O_3$  је слабо базног карактера, без киселих особина. Добија се жарењем манган(IV)-оксида на ваздуху:



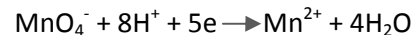
$Mn^{3+}$ -јон је стабилан у комплексима  $[Mn(CN)_6]^{3+}$  и  $[Mn(C_2O_4)_3]^{3-}$ .

Манган(II,III)-оксид  $Mn_3O_4$  (одн.  $Mn^{II}Mn^{III}_2O_4$ ) је најстабилнији оксид мангана. Добија се јачим загревањем било ког другог оксида или елементарног мангана на температурама изнад  $900^\circ C$ .

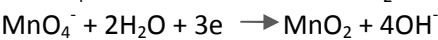
Манган(IV)-оксид  $MnO_2$  је тамносмеђе боје, тешко је растворан у води и амфотерног је карактера. Уколико се добија из воденог раствора хидратисан је  $MnO_2 \cdot H_2O$  одн.  $H_2MnO_3$  манганитна (манганаста) киселина. Растварањем у киселинама настале  $Mn^{4+}$ -соли се редукују до  $Mn^{2+}$ -соли, а растварањем у базама настају соли манганити (нпр. натријум-манганит  $Na_2MnO_3$ ).  $MnO_2$  не може да се раствара у киселинама чији анјон не може да се оксидује. Раствара се у  $HCl$  уз ослобађање  $Cl_2$  и у  $H_2SO_4$  уз ослобађање  $O_2$ . Манган(IV)-оксид  $MnO_2$  се користи за обезбојавање стакла, у индустрији боја (каталитички убрзава сушење ланеног уља) итд.

Једињења са оксидационим стањем +6 и +7 су ковалентна једињења киселог карактера. Зелени  $MnO_4^{2-}$  манганат-јон је стабилан само у базној средини, док се у киселој средини диспропорционише на  $MnO_4^-$  и  $MnO_2$  (оксидациона стања +7 и +4). Љубичасти перманганат-јон  $MnO_4^-$  је стабилан у широком подручју pH, али не претерано стабилан. Реакција распадања се убрзава под утицајем светлости (чува се у тамним боцама и на pH нешто изнад 7). Перманганати спадају у најјача оксидациона средства, а најјаче оксидационо деловање им је у киселој средини:

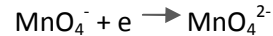
у киселој средини (редукује се до оксидационог стања +2)



у неутралној и слабо базној средини (редукује се до оксидационог стања +4 одн.  $MnO_2$ )



у јако базној средини (редукује се до оксидационог стања +6 одн. манганата  $MnO_4^{2-}$ )



Калијум-перманганат (хиперманган)  $KMnO_4$  је једно од најјачих оксидационих средстава. Користи се у медицини, фармацији и аналитичкој хемији.

Манган(VII)-оксид  $Mn_2O_7$  је маслинастозелене боје и киселог карактера. У разблаженом воденом раствору постоји зелена перманганатна киселина  $HMnO_4$  чије су соли перманганати (не може се добити у чистом стању јер се распада ако јој је масени удео у раствору већи од 20%).

## ГВОЖЂЕ – ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

Гвожђе је технички најважнији метал. Врло је распрострањен у природи (у земљиној кори масени удео је око 5%). Јавља се искључиво у једињењима у облику различитих минерала, а најчешћи су магнетит  $Fe_3O_4$ , хематит  $\alpha-Fe_2O_3$ , лимонит  $\alpha$ - и  $\gamma-FeOOH$ , сидерит  $FeCO_3$ , пирит  $FeS_2$ .  $T_f=1535^\circ C$ ,  $T_K=2700^\circ C$ ,  $\rho=7,9 g/cm^3$ . Гвожђе је феромагнетично (перманентни магнет), а ова особина се губи на  $768^\circ C$ .

Гвожђе је неплеменит метал. Раствара се у неоксидујућим киселинама:  $Fe + 2 HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$   
Не раствара се у киселинама које имају оксидационе особине (концентрирана  $HNO_3$  и концентрирана  $H_2SO_4$ ) јер се пасивизира (раствара се у разблаженој  $HNO_3$ ), па се ове киселине могу превозити у гвозденим цистернама. На ваздуху се превлачи слојем рђе која нема заштитне особине (хидратисани гвожђе(III)-оксид  $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ ). Гвожђе

рђа на влажном ваздуху или у води са раствореним елементарним кисеоником (за процес је неопходно присуство и воде и кисеоника).

За добијање елементарног гвожђа обично се користи руда пирит која се пржи у електричним пећима и преводи у оксид:

$$2 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{SO}_2$$

Сирово гвожђе се добија редукцијом оксида помоћу кокса (одн. угљен-моноксида) у високим пећима. Пећ се одозго наизменично пуни слојевима руде са додацима и коксом. На дну се добија растопљено сирово гвожђе и примесе руде као згура која се одваја (згура је лакша од растопљеног гвожђа и плива на површини). Висока пећ континуирано ради и никада се не гаси (температура се одржава реакционом топлотом).

Сиво сирово гвожђе се добија на нижим температурама (угљеник у њему је у облику графита) и његовим претапањем се добија ливено гвожђе.

Бело сирово гвожђе се добија на вишим температурама (угљеник у њему је у облику гвожђе-карбида одн. цементита  $\text{Fe}_3\text{C}$ ). Садржи мало силицијума и доста мангана и прерађује се у челик.

### **Добијање челика**

У белом сировом гвожђу се оксидују нечистоће: садржај угљеника се смањује испод 1,7% и потпуно се уклањају остале примесе. Бело сирово гвожђе се може прерађивати у челик у конверторима (Бесемеров или Томасов – убацује се ваздух који оксидује примесе које се уклањају у виду згуре; процес траје око 15 минута) или у Сименс-Мартеновим пећима (примесе се посредно оксидују, процес траје неколико сати, али се добија челик бољег квалитета и могуће је одмах га легирати).

Под челиком се подразумева свако гвожђе које се може ковати (сирово гвожђе се не може ковати због високог садржаја угљеника и других примеса).

Варени челик се добија у тестастом стању („пудловањем“) и користи се за израду ланаца.

Точени челик се добија у течном стању (у конверторима и пећима). Челични лив се користи за израду делова машина које ће бити под великим оптерећењем. Делови се изливају од точеног челика у припремљеним калупима. Челични лив је кован, може се заваривати и врло је постојан при савијању и истезању.

Темпер-лив се користи за израду предмета за широку употребу (кључеви, браве итд.) и лију се од белог сировог гвожђа, а накнадном обрадом им се дају потребне особине (жилавост, ковност итд.).

### **Феро-легуре и племенити челици**

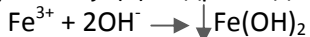
Феро-легуре садрже велику количину других елемената и додају се при производњи легираних челика, а ти елементи мењају особине челика на различите начине. Додатком никла повећава се жилавост, чврстоћа, тврдоћа и отпорност према рђању (користи се за израду зупчаника, вентила, топовских цеви). Мангански челик је тврд и отпоран на хабање и користи се за израду делова машина који су изложени великом трењу и хабању (дробилнице, млинови, железничке шине итд.). Хром и молибден чине челик отпорним на рђање и дејство киселина. Комбинацијом појединих елемената добијају се челици врло високих квалитета.

Челик се може прерађивати и механичким путем (ковање, ваљање), термичким путем (каљење, отпуштање) или термохемијским путем (цементовање).

Хемијски чисто гвожђе се не производи у великој количини. Користи се у магнетној техници. Добија се електролизом воденог раствора  $\text{FeCl}_2$ . Електролитичко гвожђе је меко, лако се обрађује (као бакар) и лако се намагнетише, али је намагнетисано само док на њега делује магнетно поље. Легуре са угљеником се могу трајно намагнетисати. Чисто гвожђе се користи у телефонији, електротехници (за електромоторе, трансформаторе) итд.

У једињењима се гвожђе јавља у оксидационим стањима +2 и +3. Једињења са оксидационим стањем +2 су претежно јонска једињења и се лако оксидују (и кисеоником из ваздуха), а једињења са оксидационим стањем +3 су претежно ковалентна једињења.

Гвожђе(II)-оксид  $\text{FeO}$  увек садржи нешто  $\text{Fe}^{3+}$ -јона и лако се оксидује. Фино спрашен се спонтано пали на ваздуху. Гвожђе(II)-хидроксид  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  се добија таложењем из раствора  $\text{Fe}^{2+}$ -јона јаким базама:



Лако се оксидује кисеоником из ваздуха. Уколико се таложење изводи сасвим без присуства кисеоника добија се бео талог, иначе се добија зелени талог који убрзо потамни (због присуства гвожђа у различитим оксидационим стањима +2 и +3), да би коначно прешао у црвенкастосмеђ хидратисани гвожђе(III)-оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

Гвожђе са сумпором гради гвожђе(II)-сулфид  $\text{FeS}$  и гвожђе(II)-дисулфид  $\text{FeS}_2$ . Гвожђе(II)-сулфат  $\text{FeSO}_4$  је бео уколико је безводан, а хидратисан  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  је зелене боје (зелена галица). На ваздуху се оксидује до жутосмеђег гвожђе(III)-хидроксисулфата  $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$ . Амонијум-феро-сулфат-хексахидрат или Морова со  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  је знатно стабилнији на ваздуху од зелене галице.

Гвожђе(II,III)-оксид  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (одн.  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ ) се јавља у природи као минерал магнетит. Гвожђе(III)-оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  постоји у два облика ( $\alpha$  и  $\gamma$ ) који се разликују по кристалној решетки. Оксиди гвожђа са оксидационим

стањем +3 мање су растворни у води од оксида са оксидационим стањем +2. Код гвожђа није познат хидроксид са оксидационим стањем +3. Таложењем  $\text{Fe}^{3+}$ -јона у воденим растворима помоћу јаких база настаје врло хидратисани гвожђе(III)-оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , а талог стајањем прелази у  $\gamma$ -, па  $\alpha$ - $\text{FeOOH}$  (сви хидрати су смесе  $\alpha$ - $\text{FeOOH}$  и  $\gamma$ - $\text{FeOOH}$  или са  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  или са апсорбованом водом). Хидратисани гвожђе(III)-оксид има амфотерне особине, али су више изражене базне особине (као киселина је много слабији него као база). Раствара се у киселинама дајући одговарајуће  $\text{Fe}^{3+}$ -соли, а у базама се раствара тешко и тек при загревању.

Гвожђе(III)-хлорид  $\text{FeCl}_3$  је жутонаранџаст до смеђ и у воденим растворима хидролизује кисело.

Гвожђе(III)-сулфат  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  као безводан је бео, а хидратисан са 6 или 12 мола воде је смеђ. Амонијум-гвожђе(III)-сулфат-додекахидрат  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  је стипса.

Гвожђе гради низ комплексних једињења која су значајна у аналитичкој хемији, нпр. гвожђе(0)-карбонил  $\text{Fe}(\text{CO})_5$  који је врло отрован, тетраедарски комплексни тетрачлоро-ферат(II)-јон  $[\text{FeCl}_4]^{2-}$ , док је већина комплексних једињења октаедарске структуре (за јон гвожђа је везано шест лиганда одн. координациони број је 6), нпр. светложут и веома стабилан калијум-хексацијаноферат(II)  $\text{K}_4[\text{Fe}^{2+}(\text{CN})_6]$  и црвени калијум-хексацијаноферат(III)  $\text{K}_3[\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6]$  који служе за доказивање  $\text{Fe}^{2+}$  одн.  $\text{Fe}^{3+}$ -јона грађењем калијум-гвожђе(III)-цијаноферата(II)  $\text{KFe}^{3+}[\text{Fe}^{2+}(\text{CN})_6]$  (калијум-берлинат или растворно берлинско плаво). За доказивање трагова  $\text{Fe}^{3+}$ -јона користи се црвени хексацијаноферат(III)-јон (роданид-јон)  $[\text{Fe}^{3+}(\text{SCN})_6]^{3-}$ .

Биолошки најзначајнији комплекс  $\text{Fe}^{2+}$ -јона је октаедарски комплекс у хемоглобину и миоглобину где је  $\text{Fe}^{2+}$ -јон координативно везан за четири атома азота из хема, пети лиганд је азот из протеинског дела глобина, а као шести лиганд везује молекул кисеоника. Уколико се  $\text{Fe}^{2+}$ -јон оксидује до  $\text{Fe}^{3+}$ -јона хемоглобин одн. миоглобин више не могу да преносе кисеоник.

## КОБАЛТ – ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

Кобалт није нарочито распрострањен у природи. Руде кобалта се јављају уз руде бакра и никла. Најважније руде су кобалтит  $\text{CoAs}_2$ ,  $\text{CoS}_2$  и смалтит  $\text{CoS}_2$ . Добијање кобалта је прилично сложен процес. Добија се као нупроизвод при добијању бакра или никла.

Кобалт је врло тврд сјајан плавкастобео метал ( $T_T=1480^\circ\text{C}$ ,  $T_K=2900^\circ\text{C}$ ,  $\rho=8,7 \text{ g/cm}^3$ ). Феромагнетичан је до  $1150^\circ\text{C}$ . Раствара се у киселинама, а растварање је лакше уколико киселина има оксидационе особине. Концентрирана  $\text{HNO}_3$  га пасивизује. Не реагује са базама. Компактан је и стабилан на ваздуху до  $300^\circ\text{C}$ , али фино спрашен је пирофоран. Користи се у металургији за израду различитих легура. Најважније су легуре отпорне на корозију и легуре за перманентне магнете.

У једињењима се јавља у оксидационим стањима +2 и +3.

Кобалт(II)-оксид  $\text{CoO}$  је базног карактера. Топљењем  $\text{CoO}$  са  $\text{Al}_2\text{O}_3$  настаје  $\text{CoAl}_2\text{O}_4$  (кобалт-алуминат – Тенардово плаво) који се користи за бојење керамике.

Таложењем  $\text{Co}^{2+}$ -јона из водених раствора јаким базама настаје кобалт(II)-хидроксид  $\text{Co}(\text{OH})_2$  чија боја зависи од величине честица (уколико су сталожене мање честице плаве је боје и мање стабилан, а стајањем прелази у стабилнији розе обојени талог крупнијих честица):

$$\text{Co}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \downarrow \text{Co}(\text{OH})_2$$

Дужим стајањем на ваздуху  $\text{Co}(\text{OH})_2$  се оксидује у хидратисани смеђи кобалт(III)-оксид  $\text{CoOON}$  (одн.  $\text{Co}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ).

Кобалт(II)-хлорид је розе обојен уколико је хидратисан  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , а загревањем на  $110^\circ\text{C}$  губи воду и прелази у плави безводни  $\text{CoCl}_2$ . Водени раствори  $\text{Co}^{2+}$ -соли су розе обојени због присуства аква-комплексног јона  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ , али додавањем вишка  $\text{Cl}^-$ -јона и загревањем боја се мења преко љубичасте до плаве због присуства комплексног  $\text{CoCl}_4^{2-}$ -јона (долази до измене лиганда). Хлађењем боја поново постаје розе (поново долази до измене лиганда и настајања аква-комплекса). Због ове особине  $\text{CoCl}_2$  се користи за тајно мастило и као реагенс за влагу. Безводни  $\text{CoBr}_2$  је зелене боје, а  $\text{CoI}_2$  је црне боје, док су хидратисани  $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CoI}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  црвено обојени.

Кобалт(II)-сулфид  $\text{CoS}$  је црне боје и свеже исталожен растворан је у киселинама, а дужим стајањем прелази у облик нерастворан у киселинама. Безводан је црвенкаст.

Растварањем кобалта у разблаженој  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кристалише розе кобалт(II)-сулфат-хептахидрат  $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , а у разблаженој  $\text{HNO}_3$  кристалише црвени  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , док је водени раствор  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  розе обојен.

Као и гвожђе и кобалт гради мешовити оксид кобалт(II,III)-оксид  $\text{Co}_3\text{O}_4$  (одн.  $\text{CoO} \cdot \text{Co}_2\text{O}_3$ ).

Једињења са оксидационим стањем +3 су врло нестабилна и постоје само у чврстом стању.  $\text{Co}^{3+}$ -јон је стабилнији у облику комплекса нпр. хексацијанокобалтат(III)-јон  $[\text{Co}^{3+}(\text{CN})_6]^{3-}$  који је веома стабилан или жути калијум-хексанитрокобалтат(III)  $\text{K}_3[\text{Co}^{3+}(\text{NO}_2)_6]$ .

## НИКЛ – ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

Никл је у природи распрострањенији од кобалта (око 10 пута више). Јавља се искључиво у облику једињења и то најчешће у облику силиката гарниерита. Данас се највећи део никла добија из сулфидних руда пентландита  $(\text{Ni,Fe})_9\text{S}_8$  и милерита  $\text{NiS}$  и арсенидне руде никелина  $\text{NiAs}$ . Руде садрже врло мало никла (0,4-3%), па се морају концентровати пре прераде. Добија се фини никлени камен (садржи 48% Ni, 27% Cu, 21% S, Fe<1%, а остатак су Co и племенити метали). Издвојени никл-сулфид (приближан састав одговара формули  $\text{Ni}_3\text{S}_2$ ) прерађује се електролизом и Мондовим поступком, а затим се рафинише електролитички.

Никл је сребрнастобео жилав и тешко растворан метал ( $T_T=1455^\circ\text{C}$ ,  $T_K=2700^\circ\text{C}$ ,  $\rho=8,9 \text{ g/cm}^3$ ). Може се полирати до високог сјаја. На собној температури је слабо феромагнетичан (до  $340^\circ\text{C}$ ). Прилично је отпоран на корозију у многим срединама. На собној температури на ваздуху врло полако тамни, али јаким загревањем добија се никл(II)-оксид  $\text{NiO}$ . Отпоран је према води, али са воденом паром на температури црвеног усијања даје  $\text{NiO}$  и  $\text{H}_2$ . Врло је отпоран према базама до  $500^\circ\text{C}$ . У неоксидујућим киселинама и разблаженим оксидујућим киселинама раствара се врло споро. Концентрована  $\text{HNO}_3$  га пасивизује, а дужим деловањем полако долази до растварања.

Више од 75% добијеног никла користи се за израду легура и за галванско никловање. Нерђајући челик углавном садржи  $\text{Ni-Cr}$ ,  $\text{Ni-Cu,Zn}$ ,  $\text{Ni-Si}$ ,  $\text{Ni-Al}$  итд.

У једињењима има оксидационо стање +2 која имају искључиво базне особине, а једињења са оксидационим стањем +3 су врло нестабилна. Хидратисане соли и водени раствори  $\text{Ni}^{2+}$ -јона су зелене боје.

Никл(II)-оксид  $\text{NiO}$  је црне боје уколико је чист. Никл(II)-хидроксид  $\text{Ni(OH)}_2$  је зелене боје, искључиво базног карактера и добија се таложењем  $\text{Ni}^{2+}$ -јона из раствора јаким базама:  $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \downarrow \text{Ni(OH)}_2$  Његовом оксидацијом у базној средини настаје црни талог никл(III)-оксихидрата  $\text{NiOOH}$  или хидратисаног никл(III)-оксида  $\text{Ni}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Реакција се може извести и анодном оксидацијом, што се користи у алкалним акумулаторима (нпр.  $\text{Fe-Ni}$  акумулатори) који су мање осетљиви при употреби од оловних акумулатора, али дају мањи и нестабилнији напон (1,1-1,3 V).

Никл(II)-сулфид  $\text{NiS}$  је црне боје и не може се исталожити из раствора у коме је присутна  $\text{HCl}$ , али већ исталожен  $\text{NiS}$  се не раствара у  $\text{HCl}$ .

Никл(II)-сулфат-хептахидрат  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  је зелене боје, а гради и двогубе соли нпр. калијум-никл(II)-сулфат  $\text{K}_2\text{Ni(SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

Никл(II)-јон гради комплексне јоне (соли) од којих су најзначајнији комплекси наранџасти тетрацијаноникелат(II)-јон  $[\text{Ni(CN)}_4]^{2-}$  и са диметилглиоксимом тамноцрвени *bis*-диметилглиоксимато-никл(II)  $[\text{Ni(CH}_3\text{C(=NO)C(=NO)CH}_3)_2]$  који се користи у аналитичкој хемији за доказивање  $\text{Ni}^{2+}$ -јона по Чугајеву.

### 11. група (Ib)

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

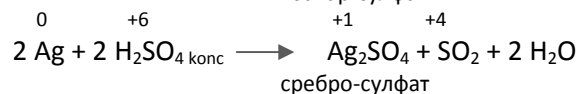
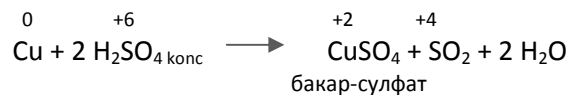
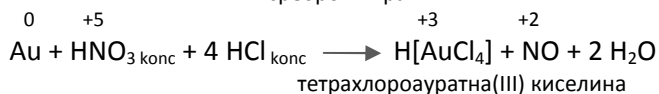
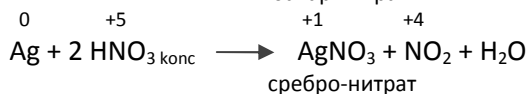
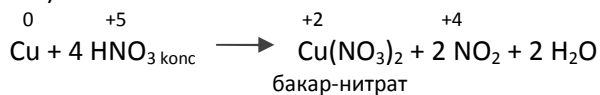
								$T_T$ ( $^\circ\text{C}$ )	$T_K$ ( $^\circ\text{C}$ )	$\rho$ ( $\text{g/cm}^3$ )	$\chi$
<b>Cu</b>	<b>бакар</b>							1083	2300	8,9	1,9
<b>Ag</b>	<b>сребро</b>	<u><math>(n-1)d^{10}</math></u>	<u><math>ns^1</math></u>	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	961	1950	10,5	1,9
<b>Au</b>	<b>злато</b>						$\uparrow$	1063	2600	19,5	2,4

Сва три елемента ове групе су од давнина познати као метали за израду новца. По изгледу су декоративни, а необично су отпорни на корозију. У природи су веома ретки и јако су скупи.

Због једног неспареног електрона у s-орбитали сврстани су у Ib групу, али немају много заједничког са алкалним металима. Имају високе  $T_T$  и  $T_K$  што указује да у металној вези осим s-електрона учествује бар још један d-електрон. У неким случајевима, према физичким и хемијским особинама, боље им одговара електронска конфигурација  $(n-1)d^9 ns^2$ . Злато има доста велики коефицијент релативне електронегативности, па су му једињења претежно ковалентног карактера. Имају позитиван стандардни редокс-потенцијал  $E^0$  (теже отпуштају електрон од водоника) који нагло расте дуж групе што указује да тешко граде једињења – **племенити метали**.

Елементи Ib групе граде једињења са оксидационим стањем +1, +2 и +3. У воденим растворима најстабилнији су  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  и  $\text{Au}^{3+}$  ( $\text{Au}^{3+}$ -јон се јако тешко раствара и стабилизован је стварањем комплекса). Једновалентни  $\text{Cu}^+$  и  $\text{Au}^+$ -јони су веома нестабилни и могу постојати у воденим растворима само ако су стабилизирани у комплексу или ако једињење није растворно у води. Тривалентни  $\text{Cu}^{3+}$  и  $\text{Au}^{3+}$  и двовалентни  $\text{Ag}^{2+}$ -јони могу постојати само у комплексним једињењима која су врло нестабилна и ретка.

Растварају се само у киселинама које имају оксидационо дејство. Бакар и сребро се растварају у азотној киселини и врућој концентрованој сумпорној киселини, а злато само у царској води (конс. HCl и конс. HNO<sub>3</sub> у односу 3:1):



Сва три елемента су у природи веома ретки. У земљиној кори масени удео бабра је 10<sup>-4</sup> %, сребра 10<sup>-8</sup> %, а злата мање од 10<sup>-9</sup> %. Бакар и сребро могу се наћи и у елементарном стању, али су претежно у облику сулфидних руда (уз гвожђе и олово), док се злато у природи налази искључиво у елементарном стању најчешће упрскано у силикатним стенама (примарна налазишта) или у песку река (секундарна налазишта), а мале количине се налазе као пратиоци руда бабра и сребра.

Сва три елемента веома добро проводе електричну струју и топлоту. Бакар је релативно мек, врло жилав и растегљив. Сребро је необично ковно и растегљиво. Оба се метала могу извлачити у танке жице. На собној температури се не оксидују на ваздуху, али дужим стајањем се превуку патином (реагују са траговима нечистоћа из ваздуха). Злато је веома меко и лако се обрађује. Може се извлачити у најфиније жице или листиће (дебљине до 10<sup>-5</sup> mm, што је око 350 атома). На ваздуху је апсолутно стабилно и не реагује са кисеоником ни на једној температури. Чисто злато је превише меко да би се од њега израђивао накит и новац (24 каратно), па се легира са сребром и бакром. Количина злата у тим легурама се изражава у каратима или промилима (18 каратно злато или 750 ‰, 14 каратно злато или 585 ‰).

## БАКАР – ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

Бакар је после гвожђа технички најважнији метал. Масени удео бабра у земљиној кори је 10<sup>-4</sup> %. Налазишта су прилично концентрована и до њих се релативно лако долази. Код нас су у Бору и Мајданпеку. Бакар се у природи налази и у елементарном стању, али претежно у облику сулфидних руда (халкопирит CuFeS<sub>2</sub> одн. Cu<sub>2</sub>S·Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, халкозин Cu<sub>2</sub>S, ковелин CuS). Из ових руда се добија око 80% бабра, а осим сулфидних руда бакар се јавља и у облику оксида (куприт Cu<sub>2</sub>O), хидроксикарбоната (малахит Cu<sub>2</sub>(OH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> одн. Cu(OH)<sub>2</sub>·CuCO<sub>3</sub> и азурит Cu<sub>3</sub>(OH)<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> одн. Cu(OH)<sub>2</sub>·2CuCO<sub>3</sub>). Количина бабра у рудама је мала (2-5%), па се руда прво мора концентровати уклањањем већег дела јаловине. Концентрат руде се пржи (уклања се већи део сумпора), производ се меша са коксом и кварцом и топи (део присутног гвожђа се топи, редукује и везује са силикатима, а згура плива по растопу сулфида бабра и гвожђа). Растоп Cu<sub>2</sub>S и FeS је бакарни камен и прелива се у конвертор, додаје се кварц и компримовани ваздух (сав сумпор се оксидује у SO<sub>2</sub>, а гвожђе прелази у згуру као FeSiO<sub>3</sub>), а редукијом се добија елементарни бакар.

Елементарни бакар је метал карактеристичне светлоцрвенкасте боје, релативно мек, али врло жилав и растегљив. Може се извлачити у веома танке жице. Не раствара се у неоксидујућим киселинама. Раствара се у азотној киселини и врућој концентрованој сумпорној киселини. У присуству ваздуха (одн. O<sub>2</sub>) раствара се и у разблаженој сумпорној киселини и концентрованој хлороводоничној киселини:  $\text{Cu} + 2 \text{H}^+ + 4 \text{Cl}^- \longrightarrow [\text{CuCl}_4]^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

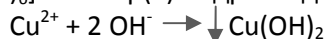
На чистом ваздуху бакар је стабилан, али дужим стајањем добија зелену патину (састав зависи од нечистоћа у ваздуху). Патина може бити хидроксикарбонат Cu(OH)<sub>2</sub>·CuCO<sub>3</sub>, хидроксидисулфат Cu(OH)<sub>2</sub>·2CuSO<sub>4</sub> или хидроксидихлорид Cu(OH)<sub>2</sub>·2CuCl<sub>2</sub>.

Бакар је веома добар проводник електрицитета и топлоте (најбољи после сребра), а пошто је отпоран према корозији и има добре механичке особине има важну специфичну примену. Користи се у електротехници, као и за производњу разних грејача, упаривача, хладњака, котлова итд. У металургији се користи за добијање различитих легура. Најважније су месинг (Cu-Zn), бронзе (Cu-Sn), а могу се додавати и други елементи за различите потребе (Al, Si, Pb, P итд.).

Бакар гради једињења са оксидационим стањем +1, +2, +3. У воденим растворима су стабилна само једињења са оксидационим стањем +2. Једињења са оксидационим стањем +1 су стабилна у облику чврстих у води нерастворних једињења или комплекса иначе се одмах диспропорционишу ( $\text{Cu}^{1+} \longrightarrow \text{Cu}^0 + \text{Cu}^{2+}$ ). Једињења са оксидационим стањем +3 су ретка и постоје само у облику комплекса.

Бакар(I)-оксид  $\text{Cu}_2\text{O}$  је кристална супстанца црвене боје нерастворна у води и искључиво базног карактера. Растварањем у киселинама долази до диспропорционисања или грађења комплекса. Од бакар(I)-комплекса веома је стабилан тетрацијанокупрат(I)-јон  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$ .

Бакар(II)-јон се у воденим растворима налази у облику светлоплавог комплексног хексааквакупрат(II)-јона  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Бакар(II)-хидроксид  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  је плаве боје и таложу се из водених раствора  $\text{Cu}^{2+}$ -јона јачим базама:



Лако се раствара у киселинама, али реагује и са вишком концентрованих база (амфотеран је, али су претежно изражене базне особине):  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$        $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{OH})_3]^-$

Лако се раствара у амонијаку градећи интензивно плаво обојени комплексни тетрамин-купрат(II)-хидроксид:



Ово је Швајцеров реагенс у коме се раствара целулоза, па се користи у производњи вештачких влакана (вискоза, рејон).

Загревањем бакар(II)-хидоксида добија се бакар(II)-оксид  $\text{CuO}$  који има искључиво базне особине (раствара се у киселинама):



Безводни бакар(II)-хлорид  $\text{CuCl}_2$  је тамносмеђ, хидратисан  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  је плав, а влажан је зелене боје. У концентрованим растворима  $\text{Cl}^-$ -јона гради зелени комплекс тетрахлоро-купрат(II)-јона  $\text{CuCl}_4^{2-}$ .

Бакар(II)-сулфид  $\text{CuS}$  је црне боје и најтеже растворна со бакра. Настаје таложењем из раствора  $\text{Cu}^{2+}$ -јона водоник-сулфидом:  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \downarrow \text{CuS} + 2 \text{H}^+$

Бакар(II)-сулфат је бео ако је безводан  $\text{CuSO}_4$ , а хидратисан је плаво обојен бакар(II)-сулфат-пентахидрат  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (плавни камен). Плавни камен се користи у виноградарству као инсектицид и фунгицид ( $\text{Cu}^{2+}$ -јони су отровни за ниже организме). Ако се алкалном раствору бакар(II)-сулфата дода винска киселина награди се стабилан комплекс бакар(II)-тартарата (Фелингов раствор). Уколико се овом раствору дода нека редукујућа супстанца (нпр. шећер)  $\text{Cu}^{2+}$ -јони се редукују до црвеног бакар(I)-оксида  $\text{Cu}_2\text{O}$  који се таложу. Ова реакција се користи за одређивање шећера у крви и урину дијабетичара.

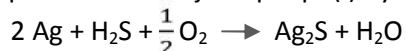
Хидроксикарбонати  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$  су зелене боје и растворни су у киселинама.

## СРЕБРО – ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

У природи се јављају релативно мале количине сребра (масени удео у земљиној кори је око  $10^{-8}$  %). Углавном је пратилац руда бакра и олова и оне су главни извор за добијање сребра. Негде се може наћи елементарно сребро (упрскано у различитим стенама, обично заједно са рудом) или у облику сулфида аргентита  $\text{Ag}_2\text{S}$ .

Сребро се од олова одваја екстракцијом помоћу цинка, а цинк се затим уклони дестилацијом. Може се и преко растопа олова и сребра преводити ваздух при чему се олово оксидује до  $\text{PbO}$  и уклања са површине. Добијено сребро се пречишћава електролитички. Анодни муљ после рафинације бакра садржи сребро које се електролитички пречишћава.

Сребро је сјајан бео метал, необично кован и растегљив. Има најмањи електрични отпор и највећу топлотну проводљивост од свих метала. На собној температури се не оксидује на ваздуху, али дужим стајањем потамни због превлачења слојем сребро(I)-сулфида због реакције са траговима водоник-сулфида у ваздуху:



Елементарно сребро се користи за посребравање мање племенитих метала и легура, за израду огледала и разних легура са златом и бакром које понекад служе као новац.

Сребро се раствара само у киселинама које имају оксидационо деловање ( $\text{HNO}_3$  и врућа конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

Најстабилнија једињења сребра су са оксидационим стањем +1, док су једињења са оксидационим стањем +2 ретка, врло нестабилна и веома јака оксидациона средства.  $\text{Ag}^+$ -јони имају бактерицидно дејство. Вода дуго може остати свежа ако се чува у сребрној посуди. Обично се за стерилизацију воде користи сребро(I)-хлорид  $\text{AgCl}$  (иако је тешко растворан у води ипак му је растворљивост много већа него елементарног сребра).

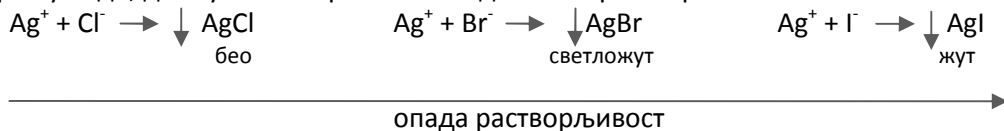
Сребро(I)-оксид  $\text{Ag}_2\text{O}$  је тамносмеђе боје и може се добити реакцијом сребра са кисеоником на повишеној температури и притиску или таложењем  $\text{Ag}^+$ -јона из раствора јаким базама:



Има готово искључиво базне особине (раствара се у киселинама и врло тешко у базама градећи комплексни јон  $[\text{Ag}(\text{OH})_2]^-$ ).

Сребро(I)-хидроксид  $\text{AgOH}$  се може добити таложењем само у алкохолним растворима (у воденим се таложи  $\text{Ag}_2\text{O}$ ).

Сребро гради сва четири халогенида, али им је растворљивост различита. Сребро(I)-флуорид  $\text{AgF}$  је растворан у води, док су остала три халогенида тешко растворни:



Ове реакције се користе у аналитичкој хемији за доказивање и одређивање  $\text{Ag}^+$  или  $\text{X}^-$ -јона.

Сребро(I)-хлорид  $\text{AgCl}$  је бео, тешко растворан у води, али се лако раствара у амонијаку, растворима цијанида и тиосулфата дајући одговарајуће комплексе  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  и  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ .

Сребро(I)-бромид  $\text{AgBr}$  је светложут, не раствара се у води и амонијаку, а лако се раствара у растворима цијанида и тиосулфата дајући одговарајуће комплексе  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  и  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ .

Сребро(I)-јодид  $\text{AgI}$  је жут, не раствара се у води и амонијаку, тешко се раствара у растворима тиосулфата, а лако у растворима цијанида дајући комплекс  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ .

Ови комплекси су важни за посребравање метала и израду огледала. Електролизом сребро-нитрата излучује се већа количина елементарног сребра у виду гроздова (због велике концентрације  $\text{Ag}^+$ -јона у раствору). Дисоцијацијом ових стабилних комплекса ослобађа се мала концентрација  $\text{Ag}^+$ -јона, па се електролизом излучује мала количина елементарног сребра и ствара се компактна и глатка превлака при посребравању или изради огледала.



Ова реакција је основа фотографског процеса. Фотографска емулзија садржи колоидни  $\text{AgBr}$  или смешу  $\text{AgBr}$  и  $\text{AgCl}$  у желатину.

Сребро(I)-сулфид  $\text{Ag}_2\text{S}$  је црн и нерастворан у води. Добија се таложењем  $\text{Ag}^+$ -јона из водених раствора водоник-сулфидом:  $2 \text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \downarrow \text{Ag}_2\text{S} + 2 \text{H}^+$

Сребро(I)-нитрат  $\text{AgNO}_3$  је безбојан и растворан у води. Веома је важна со сребра. Користи се увек када је потребан раствор  $\text{Ag}^+$ -јона. Раствор  $\text{AgNO}_3$  оксидује кожу и излучује се елементарно сребро због чега кожа поцрни (излучују се веома ситни кристали сребра оријентисани без реда, па се светлост од њих одбија у свим правцима и скоро да не долази до ока због чега изгледају црни).

Од лако растворних соли можемо поменути сребро(I)-хлорат  $\text{AgClO}_3$  и сребро(I)-перхлорат  $\text{AgClO}_4$ .

## 12. група (IIB)

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

Zn	цинк							ТТ ( $^{\circ}\text{C}$ )	ТК ( $^{\circ}\text{C}$ )
Cd	кадмијум	$(n-1)d^{10} ns^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	419	906
Hg	жива		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	321	765
								-38,9	357
								7,14	1,6
								8,65	1,7
								113,6	1,9

Са овим елементима завршава се попуњавање одговарајућих d-орбитала (ови елементи су последњи чланови серија прелазних елемената). Имају попуњене d- и s-орбитале због чега се неке физичке и хемијске особине ових елемената знатно разликују од особина осталих прелазних елемената. Имају много ниже ТТ од осталих прелазних метала (жива је једини метал који је на собној температури у течном агрегатном стању).

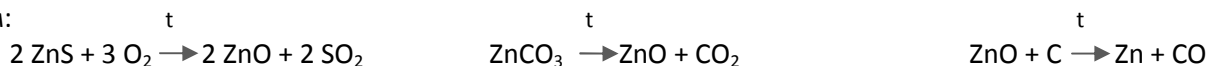
Цинк и кадмијум имају негативне стандардне редокс-потенцијале  $E^0$  (лакше отпуштају електроне од водоника), па се лако оксидују у воденим растворима и редукциона су средства. Жива има позитиван стандардни редокс-потенцијал  $E^0$  (теже отпушта електроне од водоника) и веома високе вредности енергија јонизације  $E_i$ , па делимично има карактер племенитог метала. Прилично се тешко оксидује.

Граде једињења са оксидационим стањем +2, али једињења имају знатно израженији ковалентни карактер. Жива гради и једињења са оксидационим стањем +1 ( $\text{Hg}^{2+}$ -јон одн.  $^+\text{Hg}-\text{Hg}^+$  где су два атома ковалентно повезана).

У природи су нешто распрострањенији од племенитих метала, а налазе се углавном у облику једињења у рудама. Сва три елемента и њихова једињења су врло отровни. Технички су врло значајни и користе се за израду многих легура, апарата, галванских елемената, боја итд.

## ЦИНК – ВАЖНИЈА ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

У земљиној кори цинка има око 100 пута више него бабра. Главне руде су сфалерит  $ZnS$  и смитсонит  $ZnCO_3$ . Сфалерит увек садржи и нешто  $CdS$ , па се уз цинк добија и кадмијум. Код нас је главно налазиште цинка у Трепчи. Сфалерит се пржи, а смитсонит се жари, чиме се у оба случаја добија цинк(II)-оксид који се даље редукује коксом:



Оксидација се врши на температури изнад  $1000^\circ C$ , па се цинк добија у гасовитом стању. Кондензује се у специјалним деловима пећи и добија се у праху. Кадмијум се кондензује на нижој температури и добија се одвојено од цинка. Пречишћавање се врши фракционом дестилацијом (прво испарава кадмијум, затим цинк, а заостају тешки метали нпр. гвожђе и олово). Поступком се губи знатан део цинка.

Све више цинка се добија електролитички:  $ZnO$  се раствара у  $H_2SO_4$  и врши се електролиза добијеног раствора  $ZnSO_4$ . Да се при електролизи на катоди пре цинка не би издвајале све примесе раствор  $ZnSO_4$  се мора прво добро пречистити, што је веома скуп поступак.

Цинк је плавкастобео метал. Дobar је проводник електрицитета и топлоте. На ваздуху је прилично стабилан јер се превлачи слојем оксида или карбоната који га штити од даље корозије (на вишим температурама заштитни слој пуца јер се загревањем метални цинк више шири од заштитног слоја).

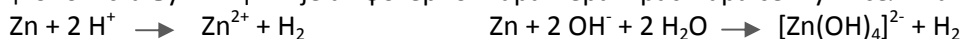
Цинк се користи за поцинкавање гвожђа (добро очишћено гвожђе се потопи у растопљени цинк). Цинк штити гвожђе од корозије чак и када је оштећен слој цинка, а ова особина се користи за „катодну заштиту гвожђа“ – велики гвоздени предмети изложени атмосферским утицајима који су у контакту са земљом (резервоари, нафтоводи, гасоводи итд.) штите се од рђања тако што се повезују са комадима цинка укопаним у земљу чиме се ствара галвански спрег у коме је цинк анода, а гвожђе катода и не може оксидовати.

Цинк се употребљава као анодни материјал за израду галванских спрегова (батерије:  $A^-:Zn/Zn^{2+} // Cu^{2+}/Cu:K^+$ ).

Најважније легуре цинка су са бакром – месинг.

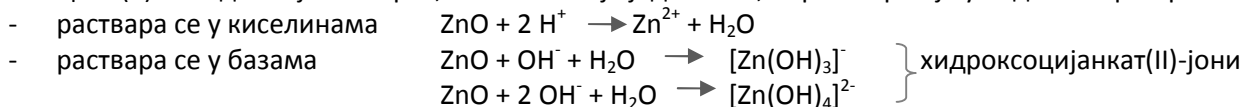
Цинк је веома важан као биогени елемент, посебно за имуни систем, а улази у састав многих хормона, нерава, зуба...

Елементарни цинк је умерено јако редукуционо средство. Једињења су бела и у њима је цинк у оксидационом стању +2. Цинк је амфотерног карактера – раствара се и у киселинама и у базама:



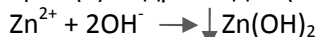
Уколико је цинк веома чист растварање у киселинама је веома споро, али ако садржи и трагове других метала растварање је брзо (примесе су центри оксидације).

Цинк(II)-оксид  $ZnO$  је бео прах, ковалентно је једињење, нерастворан је у води и амфотерног карактера:



Користи се као уљана боја (цинково белило), али му особине зависе од методе добијања.

Цинк(II)-хидроксид  $Zn(OH)_2$  таложи се опрезним додавањем јаке базе раствору  $Zn^{2+}$ -јона:



Амфотерног је карактера, а раствара се и у амонијаку градећи комплексни тетраминцинк(II)-јон:



Цинк(II)-хлорид  $ZnCl_2$  је једно од најрастворнијих неорганских једињења и јако је хигроскопан.  $ZnBr_2$  и  $ZnI_2$  су још растворнији. Ако се помеша концентровани водени раствор  $ZnCl_2$  са  $ZnO$  настаје цинк-хидроксид-хлорид  $ZnOHCl$ , а смеша се стврдне – употребљава се у стоматологији за израду пломби,  $ZnO$  помешан са уљем каранфилића користи се као привремена лековита плomba, а цинк-фосфатна подлога се користи испод амалгамних пломби.

Цинк(II)-сулфид  $ZnS$  се у природи јавља као минерал сфалерит (цинк-бленда), а некада и као вруцит. Кристални  $ZnS$  у облику сфалерита са траговима мангана и бабра врло је осетљив на радиоактивне и рендгенске зраке (светлуца) и користи се као детектор ових зрачења. Може се добити таложењем  $Zn^{2+}$ -јона из раствора водоник-сулфидом као бео аморфан талог:  $Zn^{2+} + H_2S \rightarrow \downarrow ZnS + 2 H^+$

Свеже исталожен  $ZnS$  је растворан у киселинама, али стајањем прелази у нерастворни облик.

Цинк(II)-сулфат  $ZnSO_4$  из водених раствора кристалише као хептахидрат  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$  (бела галица) и користи се у производњи беле уљане боје литопона:  $ZnSO_4 + BaS \rightarrow \downarrow BaSO_4 + \downarrow ZnS$



## ЖИВА – ВАЖНИЈА ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

Жива се у природи налази у количини око 50 пута мањој од цинка. Понекад се може наћи у елементарном стању упрскана у камењу, али углавном се налази као сулфид HgS у цинабариту. Цинабарит се пржи на ваздуху и жива прелази у оксид који на високим температурама дисосује на елементарну живу и кисеоник, па се цео процес може представити:  $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{SO}_2$

Пошто се пржење врши на температури вишој од ТК живе она се добија као пара која се даље кондензује. Концентрација живе у руди је веома мала (око 1%), а паре живе су веома отровне што отежава добијање. Овако добијена жива је обично довољно чиста, а може се пречистити дестилацијом.

Жива је сребрнастобео метал и једини течан метал на собној температури. Течна жива није лако испарљива, али треба избегавати дуже дејство пара јер су врло отровне. Посебно је опасно ако се жива проспе и расује у ситне капљице које имају велику површину испаравања. Могу се покупити бакарном четком (гради се амалгам). Течна жива раствара многе метале, нарочито оне мале тврдоће (Ia и Ib групе). Настале легуре су амалгами и могу бити течне или чврсте (амалгами се користе и у стоматологији за израду пломби). Течни амалгами садрже мало раствореног метала (амалгам са Na је течан до 1,5%Na што се користи код амалгамационог поступка добијања NaOH – електролиза раствора NaCl где је Hg катода). Жива има велики електрични отпор, али лако гради амалгаме, па се често користи као катода при електролизама. Код многих електричних уређаја користи се жива која због своје флуидности лако гради електрични контакт. Жива има велику густину, стабилна је на ваздуху и равномерно се шири са порастом температуре, па се користи за пуњење манометара, барометара и термометара. Живине паре под смањеним притиском исијавају светлост богату UV зрацима ако кроз њих пролази електрична струја, па се жива користи за израду кварцних лампи и посебних живиних лампи за расвету и у оптичким апаратима.

Жива се раствара само у оксидујућим киселинама (HNO<sub>3</sub>, врућа концентрована H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Ако се у разблаженој HNO<sub>3</sub> раствара вишак живе оксидује се до Hg<sup>2+</sup>-јона, а ако се раствара у вишку концентроване HNO<sub>3</sub> оксидује се до Hg<sup>2+</sup>-јона. Исто важи и за растварање у концентрованој H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Оксидациона средства која оксидују живу до Hg<sup>2+</sup>-јона лако је оксидују и до Hg<sup>2+</sup>-јона, а редукциона средства која редукују Hg<sup>2+</sup>-јоне до Hg<sup>2+</sup>-јона лако их редукују и до елементарне живе, па се Hg<sup>2+</sup>-јон лако диспропорционише:  $\text{Hg}_2^{2+} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + \text{Hg}^0$

Жива гради једињења са оксидационим стањем +1 и +2.

Жива(I)-флуорид Hg<sub>2</sub>F<sub>2</sub> је лако растворан у води, док су остали жива(I)-халогениди тешко растворни. Жива(I)-хлорид Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> је бео, жива(I)-бромид Hg<sub>2</sub>Br<sub>2</sub> је светложут, а жива(I)-јодид Hg<sub>2</sub>I<sub>2</sub> је жут. Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> и Hg<sub>2</sub>Br<sub>2</sub> лако сублимују. Жива(I)-хлорид Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> (каломел) се користи као каломелова електрода при електричним инструменталним аналитичким одређивањима.

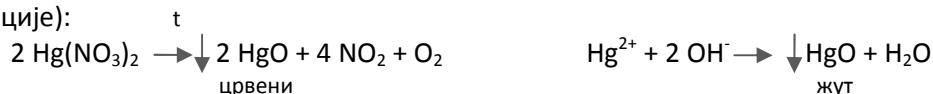
Жива(I)-једињења поцрне уколико се прелију амонијаком због фино излучене елементарне живе (долази до диспропорционисања):  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{NH}_3 \rightarrow \downarrow \text{HgNH}_2\text{Cl} + \text{Hg} + \text{NH}_4\text{Cl}$

Жива(I)-нитрат Hg<sub>2</sub>NO<sub>3</sub> је лако растворан у води.

Жива(II)-флуорид HgF<sub>2</sub> је јонско једињење, а жива(II)-хлорид HgCl<sub>2</sub>, жива(II)-бромид HgBr<sub>2</sub> и жива(II)-јодид HgI<sub>2</sub> су изразито ковалентна једињења.

Жива(II)-хлорид HgCl<sub>2</sub> (сублимат) је растворан у води и врло отрован. При загревању сублимује. Врло разблажени раствори могу се употребити као антисептици.

Жива(II)-оксид HgO је црвене боје уколико је крупнозрнаст, а жуте уколико је ситнозрнаст (нису алотропске модификације):



Загревањем мање стабилни жути HgO прелази у стабилнији црвени HgO.

Жива(II)-сулфид HgS се у природи јавља као црвени минерал цинабарит. Таложењем из раствора Hg<sup>2+</sup>-јона настаје црни HgS:  $\text{Hg}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \downarrow \text{HgS}$   
црн

Црвени HgS је стабилнија алотропска модификација од црног HgS. Оба су екстремно нерастворна у води.

Жива(II)-јон гради комплексе са Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup> и S<sup>2-</sup> јонима: HgCl<sub>4</sub><sup>2-</sup>, HgBr<sub>4</sub><sup>2-</sup>, HgI<sub>4</sub><sup>2-</sup> и HgS<sub>2</sub><sup>2-</sup>.

## Питања:

- Какву електронску конфигурацију имају атоми прелазних елемената?
- Какве фитичке и хемијске особине имају прелазни елементи и по чему се разликују у односу на елементе главних група?
- Шта су комплексна једињења?
- Шта су минерали и руде и како се добијају метали из њих?
- Какве су физичке и хемијске особине хрома?
- Које су најважније легуре хрома и какве су им особине?
- Шта је хромирање?
- У којим оксидационим стањима се јавља хром у једињењима и какве су особине тих једињења?
- Која су најважнија једињења хрома?
- Какве су физичке и хемијске особине мангана?
- Које су најважније легуре мангана, какве су им особине и примена?
- У којим оксидационим стањима се јавља манган у једињењима и какве су особине тих једињења?
- Која су најважнија једињења мангана?
- Какве су физичке и хемијске особине гвожђа?
- Како се добија сирово гвожђе?
- Шта су челици и како се добијају?
- У којим оксидационим стањима се јавља гвожђе у једињењима и какве су особине тих једињења?
- Која су најважнија једињења гвожђа?
- Какве су физичке и хемијске особине кобалта?
- Које су најважније легуре кобалта, какве су им особине и примена?
- У којим се оксидационим стањима јавља кобалт у једињењима и какве су особине тих једињења?
- Која су најважнија једињења кобалта?
- Какве су физичке и хемијске особине никла?
- Које су најважније легуре никла, какве су им особине и примена?
- У којим се оксидационим стањима јавља никл у једињењима и какве су особине тих једињења?
- Која су најважнија једињења никла?
- Који елементи припадају Ib групи? Каква им је заједничка електронска конфигурација валентног нивоа?
- Како се зову елементи Ib групе, колика им је распрострањеност у природи и у ком облику?
- Какве су физичке и хемијске особине елемената Ib групе?
- У којим оксидационим стањима се јављају елементи Ib групе у једињењима?
- Какве су физичке и хемијске особине бакра и која му је примена?
- Које су најважније легуре бакра?
- У којим оксидационим стањима се јавља бакар у једињењима и какве су особине тих једињења?
- Која су најважнија једињења бакра, какве су им особине и која им је примена?
- Какве су физичке и хемијске особине сребра и која му је примена?
- Које су најважније легуре сребра?
- У којим оксидационим стањима се јавља сребро у једињењима и какве су особине тих једињења?
- Која су најважнија једињења сребра, какве су им особине и која им је примена?
- Који елементи припадају IIb групи? Каква им је заједничка електронска конфигурација валентног нивоа?
- Какве су физичке и хемијске особине елемената IIb групе?
- У којим оксидационим стањима се јављају елементи IIb групе у једињењима?
- Какве су физичке и хемијске особине цинка и која му је примена?
- Које су најважније легуре цинка?
- У којим оксидационим стањима се јавља цинк у једињењима и какве су особине тих једињења?
- Која су најважнија једињења цинка, какве су им особине и која им је примена?
- Какве су физичке и хемијске особине живе и која јој је примена?
- Које су најважније легуре живе?
- У којим оксидационим стањима се јавља жива у једињењима и какве су особине тих једињења?
- Која су најважнија једињења живе, какве су им особине и која им је примена?

## СИСТЕМАТИЗАЦИЈА ГРАДИВА

Елементи су у периодном систему поређани на основу растућег редног броја и распоређени у групе (вертикалне колоне) и периоде (хоризонтални редови) што одражава електронску конфигурацију њихових атома. Сви елементи у истој периоди имају исти валентни ниво (онај у којој се периоди налазе), а сви елементи у истој групи имају исти број валентних електрона (одговара броју групе у којој се налазе), па стога имају сличне хемијске особине. Дуж периоде расте  $E_i$ ,  $E_a$ ,  $\chi$  (због све већег наелектрисања језгра које јаче привлачи електроне) због чега опада неметални, а расте метални карактер одн. опада базност, а расте киселост, а дуж групе опада  $E_i$ ,  $E_a$ ,  $\chi$  (електрони су све удаљенији од језгра и језгро их слабије привлачи) – дуж групе опада неметални, а расте метални карактер одн. опада киселост, а расте базност.

Водоник је први елемент у периодном систему и има посебно место (не припада ни једној групи периодног система). Једини се са скоро свим елементима. За атом водоника није карактеристично ни отпуштање ни примање електрона. Са елементима мање електронегативности (углавном метали) гради једињења са негативним оксидационим стањем  $-1$ , а са елементима веће електронегативности (неметали) гради једињења са позитивним оксидационим стањем  $+1$ . Улази у састав једињења која су суштина живог света (органичка једињења) и воде која је неопходна за живот, као и киселина, база и киселих соли. У свемиру је најраспрострањенији елемент (звезде су изграђене углавном од водоника), али га на Земљи нема у елементарном стању осим у највишим слојевима атмосфере (гасовита супстанца најмање масе) и вулканским гасовима. Користи се као редукционо средство, у индустрији за синтезу  $\text{NH}_3$ , хидрирање угљоводоника и уља, за добијање  $\text{HCl}$ , за добијање воденог гаса (смеша  $\text{CO}$  и  $\text{H}_2$ ) који се користи као гориво.

Племенити гасови (елементи 0 групе) су хемијски инертни због своје стабилне електронске конфигурације (попуњен валентни ниво), па не реагују са другим елементима или међусобно и не граде хемијске везе. Налазе се у ваздуху у атомском облику одакле се добијају фракционом дестилацијом. Хелијум има веома малу масу и густину и најнижу ТК од свих познатих супстанци ( $4,2\text{K}$ ). Користи се за пуњење цепелина, метеоролошких балона и украсних балона, а смеша кисеоника и хелијума ( $21\% \text{O}_2$ ,  $79\% \text{He}$ ) се користи за пуњење ронилачких боца. Користи се у лабораторијама за постизање ниских температура и за пуњење гасних термометара за мерење ниских температура. Неон се користи за пуњење неонских цеви за рекламе. Аргон се користи за стварање инертне атмосфере при хемијским реакцијама и у техници (за истискивање кисеоника), у електротехници за производњу полупроводника, за пуњење сијалица, у металургији за термичку обраду и производњу високолегираних челика, заштиту одваљака, за десулфуризацију. Криптон и ксенон се такође користе за пуњење сијалица. Радон је радиоактиван и нема примену. Штетан је за здравље људи.

Елементи 1а групе су алкални метали и по хемијском понашању су најтипичнији метали. Веома лако отпуштају валентни електрон и у типично јонским једињењима су  $+1$  наелектрисани катјони. Веома су реактивни и са кисеоником граде пероксида и супероксида, са водом граде најјаче базе (алкалије), а у природи се налазе искључиво у облику једињења. Овој групи припадају натријум и калијум. Натријумова једињења су од давнина позната људима због чега већина има тривијални назив. Веома су распрострањена у природи, значајна су како за исхрану тако и у индустрији, пољопривреди и медицини.  $\text{NaCl}$  се налази у наслагама камене соли у земљиној кори и растворен у мору, а се користи у људској исхрани, али и као сировина у индустрији (за производњу свих осталих једињења натријума нпр.  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NaHCO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , елементарног натријума).  $\text{NaHCO}_3$  слабо базно хидролизује, па се користи у медицини за неутралисање вишка желудачне киселине, али и у пекарству (производња прашка за пециво), за испирање уста и прање зуба, за производњу паста за зубе, прашка за веш, за чишћење сребрног и златног накита.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  јако базно хидролизује, користи се за производњу стакла и  $\text{NaOH}$ .  $\text{NaOH}$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  користе се за производњу тврдих сапуна, детерџената, у текстилној индустрији, индустрији сапуна, папира, боја.  $\text{NaOH}$  се највише се користи у индустрији вештачких влакана (рејон), а још и при органичким синтезама.  $\text{NaNO}_3$  се налази у наслагама у Чилеу и користи се као ђубриво и за добијање  $\text{KNO}_3$ . Једињења калијума су много мање распрострањена у природи од једињења натријума, па се мање и користе.  $\text{KOH}$  и  $\text{K}_2\text{CO}_3$  се користе у производњи меких сапуна, а  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и у производњи прашка за пециво.  $\text{KNO}_3$  се користи као вештачко ђубриво, као и  $\text{K}_2\text{SO}_4$  који се користи и за добијање калијумових стипси.  $\text{KMnO}_4$  је једно од најјачих оксидационих средстава и користи се у медицини као антисептик и дезинфекционо средство, а и у лабораторијама.

Елементи 2а групе су земноалкални метали и по хемијском понашању су мало мање реактивни од алкалних метала (са кисеоником граде оксиде). Углавном граде јонска једињења у којима су у облику  $+2$  наелектрисаних катјона и граде јаке базе (изузетак је  $\text{Be}$  чија једињења имају знатан ковалентни удео, а хидроксид је амфотерног карактера и  $\text{Mg}$  чији је хидроксид слаба база). Једињења магнезијума и калцијума су распрострањена у природи.  $\text{MgO}$  и  $\text{Mg(OH)}_2$  се користе у производњи ватросталних опека, а  $\text{MgSO}_4$  у медицини као пургатив.  $\text{CaO}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$  и  $\text{CaSO}_4$  се користе у грађевинарству, у производњи цемента, а  $\text{CaSO}_4$  и у вајарству.  $\text{CaO}$

и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  се добијају из  $\text{CaCO}_3$  који је врло распрострањен у природи (кречњак, креда, мермер) и који се користи и у грађевинарству и производњи намештаја. Бикарбонати земноалкалних метала се налазе растворени у води и загревањем прелазе у тешко растворне карбонате (каменац) који се може уклонити растварањем у киселинама.

Елементи IIIa групе показују знатно мањи метални карактер од елемената Ia и IIa групе. Бор је металоид који гради искључиво ковалентна једињења, Al, Ge, In граде једињења са оксидационим стањем +3, али су им једињења углавном амфотерног карактера, док једино Tl гради типично јонска једињења, а хидроксид је јака база. Борна киселина  $\text{H}_3\text{BO}_3$  је врло је слаба киселина и користи се у медицини, у педикирској пракси и као сировина за производњу козметичких препарата. Једињења алуминијума су веома распрострањена у природи (у облику алумосиликата), али се добија из руде боксита. Алуминијум је лак метал који добро проводи електрицитет и топлоту, рефлектује светлост (користи се као проводник електрицитета и топлотни изолациони материјал), лако се ваља и извлачи у танке жице (Al-фолија се користи и у домаћинствима и фризерској струци), а на ваздуху се превлачи слојем оксида који га штити од корозије због чега се користи за израду различитих лаких легура (користе се у индустрији авиона, бродова и аутомобила). Мана му је што грађење оксида отежава заваривање што је искоришћено за добијање других метала из оксида алуминотермијским процесом. Због јако високе ТТ  $\text{Al}_2\text{O}_3$  се користи се за израду ватросталних опека (корунд-камење) и израду хемијског посуђа отпорног на високе температуре, а у природи се јавља као безбојан веома тврд минерал корунд који може бити и обојен због трагова других метала и представља драго камење.  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  се користи у индустрији папира као лепило, у индустрији текстила као мочило, за пречишћавање воде са калцијум-хидроксидом, а  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  (стипса) се користи у медицини и фризерској струци за заустављање мањих крварења.

Елементи IVa групе имају веома различите особине: угљеник је типичан неметал, силицијум и германијум су металоиди, а калај и олово су метали. Угљеник се јавља у две алотропске модификације (дијамант и графит), разликује се од осталих елемената групе јер може да гради вишеструке везе и захваљујући овој особини угљеник гради веома различита једињења по структури и особинама и веома бројна органска једињења која изграђују живе организме. Са кисеоником гради неутрални оксид CO и слабо кисели оксид  $\text{CO}_2$  који са водом даје слабу угљену киселину  $\text{H}_2\text{CO}_3$  чије су соли бикарбонати (растворни у води) и карбонати (тешко растворни у води осим Ia групе, а растварају се у киселинама). Загревањем бикарбоната добијају се карбонати,  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ , а жарењем карбоната добија се метални оксид и  $\text{CO}_2$ .  $\text{CO}_2$  се користи за газирање пића.  $\text{CaCO}_3$  се у природи јавља као креда, кречњак, мермер (користи се за добијање креча, писање, у грађевинарству итд.), а таложи се и као каменац загревањем воде која садржи растворен  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  (као што  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  загревањем даје тешко растворни  $\text{MgCO}_3$ , а жарењем  $\text{MgCO}_3$  добија се  $\text{MgO}$  и  $\text{CO}_2$ ).  $\text{NaHCO}_3$  (сода бикарбона) слабо базно хидролизује и користи се у медицини за неутрализацију вишка желудачне киселине, у пекарству (самостално или у прашку за пециво – „подиже“ тесто), за испирање уста и прање зуба, за производњу паста за зубе, прашка за веш, за чишћење сребрног и златног накита, док  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (сода) јако базно хидролизује и користи се у индустрији за производњу стакла, сапуна, прашка за прање, у текстилној индустрији и индустрији папира, за добијање NaOH (каустификација).  $\text{K}_2\text{CO}_3$  се користи за израду меких сапуна и у производњи прашка за пециво.  $\text{SiO}_2$  се јавља у природи као кварц, кремен и главни је састојак песка. Тешко је растворан у води, а раствара се у концентрованијим растворима хидроксида (слабо је киселог карактера).  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  не постоји у овом облику јер одмах долази до полимеризације и дехидратације чиме настаје полимеризована  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  и разне полисиликатне киселине (нпр. силика-гел), а крајњи производ полимеризације и дехидратације је силицијум-диоксид. Њихове соли су разни силикати који су веома распрострањени у земљиној кори у силикатним стенама. Силицијум може градити једињења сличне структуре угљоводонцима које гради угљеник (силани) чији су оксидациони производи силикони (водоотпорни су и хемијски инертни, па се користе као изолациони материјал). Калај је сребрно бео метал мале тврдоће, јако кован и може се изваљати у танке листове – станиол. На нормалној температури се не мења на ваздуху. Користи се као заштитна превлака на многим металима (нпр. бели лим). Користи се за израду легура (бронзе са Cu), за лемљење (са Pb), за клизне лежајеве (са Sb и мало Cu). Олово и сва његова једињења су веома отровни (највише утичу на централни нервни систем). Тежак је метал ниске ТТ. Свеже засечен је сребрнобео, металног сјаја, али брзо потамни на ваздуху (превлачи се заштитним слојем оксида и карбоната). Нерастворан је у води. Користи се за израду цеви и лима (за канализационе уређаје), за облагање електричних каблова и у хемијској индустрији за превлачење реакционих посуда или делова апаратура (тешко је растворан у разблаженој HCl,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , конц.  $\text{HNO}_3$  – пасивизује се), за израду оловних акумулатора, легура са Sn и Sb, боја, зрна метака, облагање извора радиоактивног зрачења.

Елементи Va групе имају веома различите особине: азот и фосфор су типични неметали, арсен и антимон су металоиди, а бизмут је метал. Азот и фосфор су неопходни за опстанак живог света (улазе у састав веома важних биомолекула), док су арсен и антимон отровни. У елементарном стању азот је веома стабилан гас који се понаша као инертан гас и налази се у ваздуху. Азот се разликује од осталих елемената групе јер може градити

вишеструке везе (структуре његових једињења се разликују од структура једињења осталих елемената групе са истим оксидационим стањем).  $\text{NH}_3$  је најважније једињење азота јер се од њега добијају сва остала једињења, па се индустријски производи у огромним количинама. То је гас непријатног боцкавог мириса лако растворан у води дајући слабо базну реакцију. Азот гради пет оксида са оксидационим стањима од +1 до +5 (оксиди са оксидационим стањем +1 и +2 су неутрални, а са оксидационим стањима +3, +4 и +5 су кисели). Сви су мање или више отровни.  $\text{HNO}_2$  је слаба киселина чије су соли нитрити, док је  $\text{HNO}_3$  јака киселина чије су соли нитрати и користе се у великим количинама као вештачка ђубрива (шалитре  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ). Азотна киселина се индустријски добија оксидацијом из амонијака, а киселина и њене соли су експлозивни и јака оксидациона средства. Азотна киселина раствара и племените метале (све осим злата, платине, иридијума и родијума, док се гвожђе и алуминијум пасивизирају у концентрованој азотној киселини, али се растварају у разблаженој киселини). Фосфор се у елементарном стању јавља у три алотропске модификације: бели фосфор је тетраедарске структуре, нестабилан (пали се на ваздуху и чува се под водом), отрован је и опасан ако падне на кожу, а светли у мраку; црвени фосфор је ланчасте структуре, није отрован и много је стабилнији, користи се у производњи шибица; најстабилнији је црни фосфор. Фосфор гради три оксида са оксидационим стањем фосфора од +3 до +5 који су слабо киселог карактера.  $\text{H}_2\text{PNO}_3$  је слаба киселина чије су соли хидрогенфосфити и фосфити, док је  $\text{H}_3\text{PO}_4$  киселина средње јачине чије су соли дихидрогенфосфати (растворни у води), хидрогенфосфати и фосфати (тешко растворни у води осим Ia групе, а растварају се у јачим киселинама). Загревањем *orto*-фосфорне киселине долази до дехидратације и полимеризације чиме настају пирофосфорна, трифосфорна, *meta*-фосфорна и различите полифосфорне киселине. Соли ових полифосфорних киселина додају се детерџентима и омекшивачима за рубље због омекшавања воде (нпр. калгон), али загађују животну средину.

Елементи VIa групе (халкогени елементи) имају веома различите особине: кисеоник и сумпор су неметали, селен и телур су металоиди, а полонијум је радиоактиван метал. Кисеоник се јавља у две алотропске модификације (кисеоник и озон) и најраспрострањенији је елемент у земљиној кори у облику једињења. Једини се са свим елементима (осим племенитим гасовима) градећи оксиде који могу бити базног, амфотерног, киселог и неутралног карактера. У једињењима је углавном у оксидационом стању -2. Улази у састав воде, хидроксида, многих киселина и њихових соли. У пероксидима кисеоник има оксидационо стање -1 због чега су таква једињења нестабилна и лако се оксидују или редукују (понашају се као редукциона или оксидациона средства). Сумпор се јавља у више алотропских модификација, а најстабилнији и најзначајнији је ромбичан сумпор који се састоји из  $\text{S}_8$  молекула. Са кисеоником гради два оксида који су киселог карактера и отровни су ( $\text{SO}_2$  је слабо, а  $\text{SO}_3$  је јако киселог карактера). Најважније киселине су  $\text{H}_2\text{S}$  (отрован гас врло непријатног мириса који растварањем у води даје слабо киселу реакцију, а соли су сулфиди),  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (слаба киселина чије су соли сулфити; киселина и соли се лако могу оксидовати – редукциона средства) и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (јака киселина чије су соли сулфати; концентрована киселина је јако дехидратационо и оксидационо средство). Сумпор гради дисулфиде (оксидационо стање сумпора је -1) што је веома важно за стабилизацију молекула протеина и при вулканизацији гуме.

Елементи VIIa групе (халогени елементи) су типични неметали (осим радиоактивног металоида астатина) и имају веома сличне хемијске особине. Сви су отровни, а отровност опада дуж групе. Због своје велике реактивности у природи се не могу наћи у елементарном стању већ искључиво у облику једињења – као халогениди са оксидационим стањем -1. Флуор је најелектронегативнији елемент и гради једињења у којима је искључиво у оксидационом стању -1, док хлор, бром и јод у једињењима у којима је присутан и кисеоник имају позитивна оксидациона стања (+1, +3, +5, +7). Најстабилнија једињења су са оксидационим стањем -1 (халогеноводоници  $\text{HX}$  који су јаке киселине и одговарајуће соли халогениди), док су једињења са позитивним оксидационим стањем (киселине и одговарајуће соли) углавном нестабилна и јака оксидациона средства. Халогени елементи као и њихова једињења се много користе у индустрији (неорганској, органској, фармацеутској итд.).

Прелазни елементи су елементи који припадају b-подгрупама (одн. који се налазе између IIa и IIIa-групе). Атоми прелазних елемената попуњавају d- и f-орбитале електронима, па се називају и d- и f-елементи. Атоми прелазних елемената разликују се по броју електрона у 3d-, 4d- и 5d-орбиталама (не по броју електрона на последњем енергетском нивоу), а код унутрашњих прелазних елемената разликују се по броју електрона у 4f- и 5f-орбиталама. Сви прелазни елементи су метали велике густине, тврдоће и високих ТТ. Осим пар изузетака сви атоми имају 2 електрона на валентном нивоу због чега већина ових елемената гради једињења са оксидационим стањем +2. Електрони унутрашњих нивоа не утичу много на хемијско понашање појединих елемената, па разлике између елемената који припадају различитим групама нису ни приближно изразите као код елемената главних група (a-група). У неким случајевима имамо већу сличност дуж периоде него унутар поједине групе. Прелазни елементи граде једињења са различитим оксидационим стањима, а унутар групе су подједнако стабилна

једињења и са парним и са непарним оксидационим стањима (постоје неспарени d-електрони) и једињења су обојена. Прелазни елементи имају тежњу да граде комплексна једињења која су типично јонска једињења. Попуњавањем d-орбитала до половине периоде расте број неспарених електрона, а од половине периоде опада. Због тога до половине периоде расте густина, тврдоћа и ТТ, као и максимално оксидационо стање (Mn може имати и оксидационо стање +7 у једињењима), а од половине периоде опада. Једињења прелазних елемената у којима имају високо оксидационо стање су веома јака оксидациона средства. За разлику од елемената главних група код прелазних елемената дуж групе расте кисели карактер (расте максимално оксидационо стање и стабилност једињења са максималним оксидационим стањем). Само неколико прелазних метала у природи налазимо у елементарном стању (углавном племенити метали Cu, Ag, Au, платински елементи), а остали се у природи јављају искључиво у облику једињења, најчешће сулфида, сулфата, оксида, хидроксида и карбоната – минерали. Руде осим минерала садрже и друге састојке који немају техничку вредност – јаловина. Сви метали се из руда добијају процесом редукције помоћу кокса,  $H_2$ , CO или других редукционих средстава, а добијени сирови метали се даље пречишћавају и легирају. Различитом комбинацијом метала могу се добити легуре различитих физичких и хемијских особина.

## СТРУКТУРА АТОМА УГЉЕНИКА

Органска хемија је хемија угљеникових једињења.

Име „органска“ је погрешно и потиче из оних дана када су хемијска једињења била подељена на неорганска и органска према њиховом пореклу. Неорганска једињења су она која су добијана из минерала, а органска су биљног и животињског порекла и добијана су из материјала који су производи живих организама.

Једињења органског порекла имају заједничку карактеристику – сва садрже угљеник. Иако њихово порекло не мора бити живи организам, већ се могу синтетисати у лабораторији, задржано је име „органски“ за описивање таквих и сличних једињења.

Многа органска једињења се и данас изолују из одговарајућег биљног и животињског материјала погодним методама, али се многа и синтетишу. Синтезе се некада изводе и из неорганских једињења (карбоната, цијанида) или из других органских једињења. Постоје два велика извора органског материјала за добијање једноставних органских једињења – нафта и угаљ. Ова једноставна једињења се користе као градивни блокови од којих се могу синтетисати већа и компликованија органска једињења.

Постоји веома велики број органских једињења, а њихови молекули могу бити врло велики и сложени. Једињења са угљеником има много више него једињења која не садрже угљеник.

Органска једињења су подељена у класе (према структури и особинама) које немају аналоге међу неорганским једињењима. Органска једињења могу садржати и хиљаде атома, а распоред атома већ и код релативно малих молекула може бити веома сложен.

### **Шта је карактеристично за атом угљеника да може да гради толико различитих једињења?**

Атоми угљеника могу се везивати међусобно на начин на који не могу атоми ниједног другог елемента. Они могу стварати ланце или прстенове свих величина који могу бити разгранати или попречно повезани. На тако везане атоме угљеника могу се везати и други атоми, углавном атоми водоника, али има и атома кисеоника, азота, сумпора, халогених елемената, фосфора и многих других.

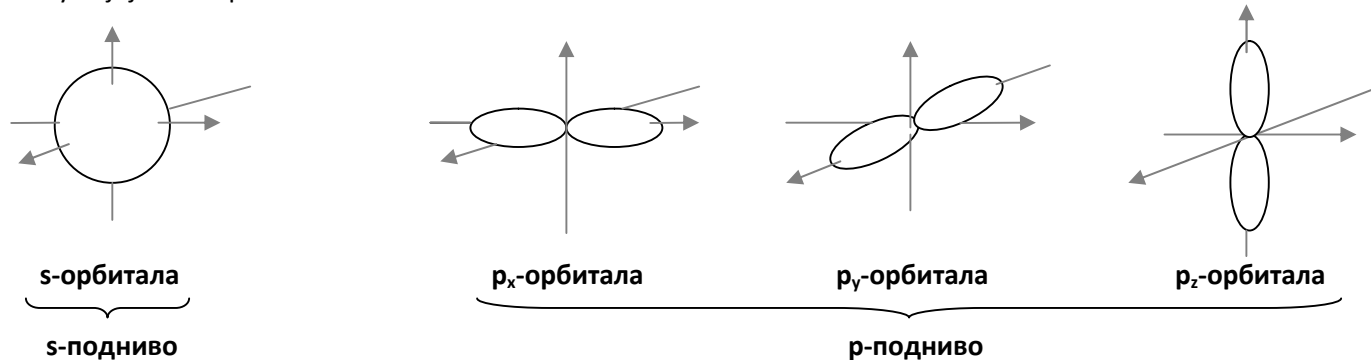
Различита једињења имају различит распоред атома, а свако једињење има карактеристичне физичке и хемијске особине. До данас је познато око милион једињења угљеника, а хиљаде нових се синтетише сваке године. Органска хемија је подручје веома важно за технологију: хемија боја, лекова, папира, мастила, пластичних маса, бензина, гуме, хране, одеће итд.

Органска хемија је од основне важности за биологију и медицину. Живи организми, су осим воде, претежно изграђени од органских једињења (биомолекула) и биолошки процеси спадају у органску хемију.

Ковалентна веза је карактеристична веза угљеникових једињења.

Ковалентна веза настаје спаривањем валентних електрона чиме настаје заједнички електронски пар и оба атома на тај начин попуњавају своје валентне нивое. Сила која повезује атоме је резултат електростатичког привлачења језгара и електрона.

Атомска орбитала је део простора око језгра у коме је највећа вероватноћа налажења електрона. Постоје различите врсте орбитала (разликују се по облику, величини и распореду око језгра). Од енергије електрона зависи у којој ће се орбитали налазити.

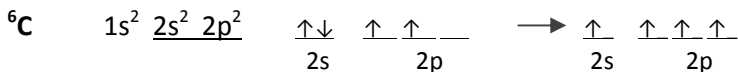
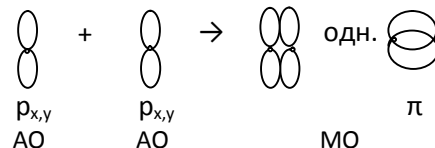
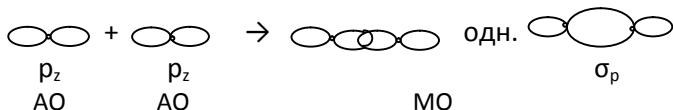
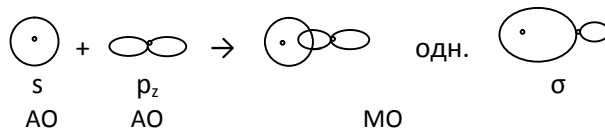
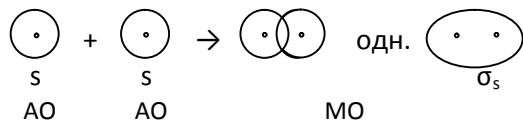


Од облика и међусобног размештаја орбитала у простору зависи међусобни распоред атома у молекулу, а тиме и његове особине.

Аналогно атомским орбиталама у молекулу постоје молекулске орбитале у којима се налазе електрони. Молекулске орбитале обухватају више језгара, а могу прекрити и цео молекул при чему је распоред језгара и електрона такав да молекул буде што стабилнији (минимум енергије).

Пошто је овакав модел веома сложен упрошћава се апроксимацијом да је заједнички електронски пар локализован између два језгра и да облици тих локализованих молекулских орбитала и њихов међусобни размештај зависе од облика и размештаја атомских орбитала од којих настају преклапањем – везивне молекулске орбитале.

Ако се два атома приближе и њихове атомске орбитале се преклопе (орбитале морају бити у повољном просторном распореду, у свакој атомској орбитали мора се налазити по један неспарени електрон и та два електрона морају бити супротног спина) настаје везивна молекулска орбитала у којој су смештена оба електрона – заједнички електронски пар (ниже енергије од атомских орбитала) и развезивна орбитала која није попуњена (више енергије од атомских орбитала).



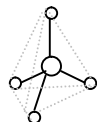
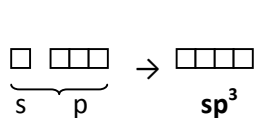
Електрон из 2s-орбитале прелази у 2p-орбиталу чиме се добијају четири неспарена електрона.

Атом угљеника би овако градио различите везе (s- и p-орбитале би градиле везе различите дужине и енергије, а биле би под углом од  $90^\circ$ ) што није случај.

Долази до **хибридизације** (мешања) **атомских орбитала**. Мешањем s- и p-орбитала у једном атому настају исте атомске хибридне орбитале које имају већи усмерен карактер чиме долази до већег преклапања са орбиталама других атома и настају јаче и стабилније везе.



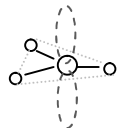
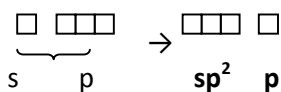
Хибридне орбитале настоје да се у простору што више удаље.



#### тетраедарска структура

углови веза су  $109^\circ$

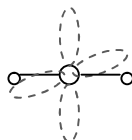
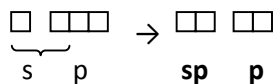
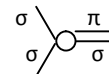
четири хибридне орбитале су усмерене ка угловима тетраедра атом гради **четири једноструке везе** са четири друга атома



#### планарна структура

углови веза су  $120^\circ$

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



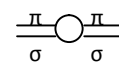
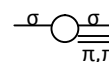
#### линеарна структура

углови веза су  $180^\circ$

две хибридне орбитале су у линији супротно усмерене, а две p-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



### Атом угљеника увек гради четири ковалентне везе.

За разлику од осталих елемената атом угљеника може да гради једноструке, двоструке и троструке везе и да се тако повезује са четири, три или два друга атома са различитим распоредом у простору чиме се може добити велики број различитих молекула са различитом структуром и особинама. Само још азот и кисеоник могу градити вишеструке везе (азот двоструку  $\text{N}=\text{N}$  и троструку  $\text{N}\equiv\text{N}$ , а кисеоник двоструку  $\text{O}=\text{O}$ ), али ни приближно не могу дати толико различитих молекула.



## ПОДЕЛА ОРГАНСКИХ ЈЕДИЊЕЊА

Постоји веома велики број органских једињења, а њихови молекули могу бити врло велики и сложени. Атоми угљеника се могу међусобно везивати на различите начине – могу стварати низове и прстенове свих величина који могу бити разгранати или попречно повезани. На тако везане атоме угљеника могу се везати и други атоми (N, O, S, X, P итд.). Осим тога, атоми угљеника могу градити једноструке, двоструке и троструке везе.

**Органска једињења се деле у класе (једињења сличне структуре и физичких и хемијских особина).**

### Подела органских једињења према саставу:

- угљоводоници (састоје се из C, H)
  - кисеонична једињења (осим C, H садрже и O)
  - азотна једињења (осим C, H садрже и N)
  - сумпорна једињења (осим C, H садрже и S)
- итд.

Ова подела није оштра јер многа једињења садрже више различитих атома од C и H (N и O, O и S, N, O и S итд.).

### Подела према структури угљениковог низа:

- ациклична (C-атоми граде отворене низове)
  - циклична (C-атоми граде затворене низове – прстенове)
    - \*хомоциклична (прстен је изграђен само из C-атома)
    - \*хетероциклична (прстен осим C-атома садржи и неки други атом, најчешће . N, O, S)
- Прстен може бити алицикличан или ароматичан.

### Подела према хемијским особинама:

- алифатична (ациклична или алициклична)
- ароматична.

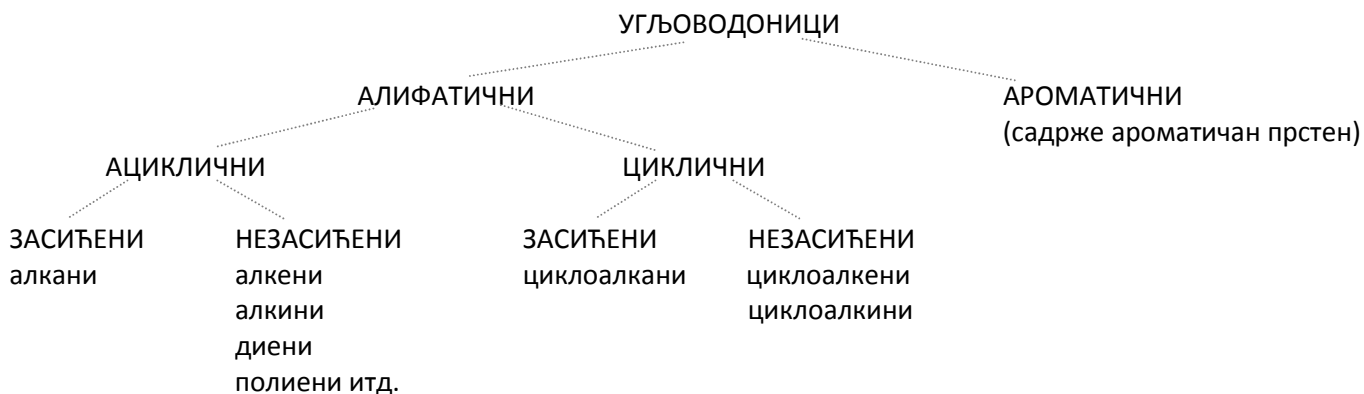
### Подела према функционалној групи:

Органска једињења деле се најчешће на класе према функционалној групи коју садрже (нпр. угљоводоници, алкохоли, алдехиди, кетони, карбоксилне киселине, амини итд.). Једињења у оквиру класе имају сличне физичке и хемијске особине.

Свака група једињења има карактеристичне и одређене особине које су последица структуре, па је ова подела и класификација према физичким и хемијским особинама.

Унутар групе постоје разлике у особинама нпр. сви чланови групе реагују са неким реагенсом на исти начин али различитом брзином. Може се десити да поједини делови молекула различито реагују што одговара промени структуре у молекулу.

**Угљоводоници су органска једињења која се састоје из два елемента C и H.** Распрострањени су у природи као природни гас и нафта. Према структури и хемијским особинама делимо их на алифатичне и ароматичне. Алифатични угљоводоници су обично чврсте или уљасте супстанце (мада има и гасовитих) које се растварају у неполарним растварачима и без мириса су. Ароматични угљоводоници су лако покретљиве и испарљиве течности јаког мириса и растварају се у поларним растварачима. Алифатични угљоводоници се даље деле на родове(алкане, алкене, алкине и њихове цикличне аналоге циклоалкане, циклоалкене, циклоалкине, затим на диене, полиене итд.).



### Питања:

- Које подручје проучава органска хемија?
- Шта је хибридизација атомских орбитала?
- Који су типови хибридизације атомских орбитала код атома угљеника и какве везе такве хибридне орбитале могу градити?
- Колико ковалентних веза гради атом угљеника?
- Како можемо извршити поделу органских једињења?
- Како делимо органска једињења према саставу?
- Како делимо органска једињења према структури угљениковог низа?
- Како делимо органска једињења према хемијским особинама?
- Како делимо угљоводонике?

## УГЉОВОДОНИЦИ И ЊИХОВИ ДЕРИВАТИ

### АЛКАНИ

**Алкани** (парафини) су алифатични ациклични засићени угљоводоници. Њихова општа формула је  $C_nH_{2n+2}$ . Сви алкани чине хомологи низ – сваки следећи члан низа има  $CH_2$ -групу више од претходног члана.

C-атоми су  $sp^3$ -хибридизовани и повезани су једноструким  $\sigma$ -везама у низове који могу бити равни или рачвасте структуре. Везе су тетраедарски усмерене.

алкан	молекулска формула	структурна формула	рационална формула
метан	$CH_4$	$\begin{array}{c} H \\   \\ H-C-H \\   \\ H \end{array}$	$CH_4$
етан	$C_2H_6$	$\begin{array}{c} H & H \\   &   \\ H-C & -C-H \\   &   \\ H & H \end{array}$	$H_3C-CH_3$
пропан	$C_3H_8$	$\begin{array}{c} H & H & H \\   &   &   \\ H-C & -C & -C-H \\   &   &   \\ H & H & H \end{array}$	$H_3C-CH_2-CH_3$
бутан	$C_4H_{10}$	$\begin{array}{c} H & H & H & H \\   &   &   &   \\ H-C & -C & -C & -C-H \\   &   &   &   \\ H & H & H & H \end{array}$	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_3$ <i>n</i> -бутан
		$\begin{array}{c} H & H & H \\   &   &   \\ H-C & -C & -C-H \\   &   &   \\ H & C & H \\   &   \\ H & H \end{array}$	$H_3C-\underset{\substack{  \\ CH_3}}{CH}-CH_3$ <i>izo</i> -бутан

**Структурни изомери су једињења која имају исту молекулску формулу и састав, а различите структуре (различит распоред атома у молекулу) због чега имају различите физичке и хемијске особине.** Код алкана изомерија се прво јавља код бутана, а затим код осталих чланова хомологог низа. Са повећањем броја C-атома расте број могућих структурних изомера.

Прва четири члана хомологог низа имају тривијална имена. Код осталих чланова имена се изводе тако што се на грчки префикс којим се означава број C-атома додаје наставка **-ан**.

пентан	$C_5H_{12}$
хексан	$C_6H_{14}$
хептан	$C_7H_{16}$
октан	$C_8H_{18}$
нонан	$C_9H_{20}$
декан	$C_{10}H_{22}$

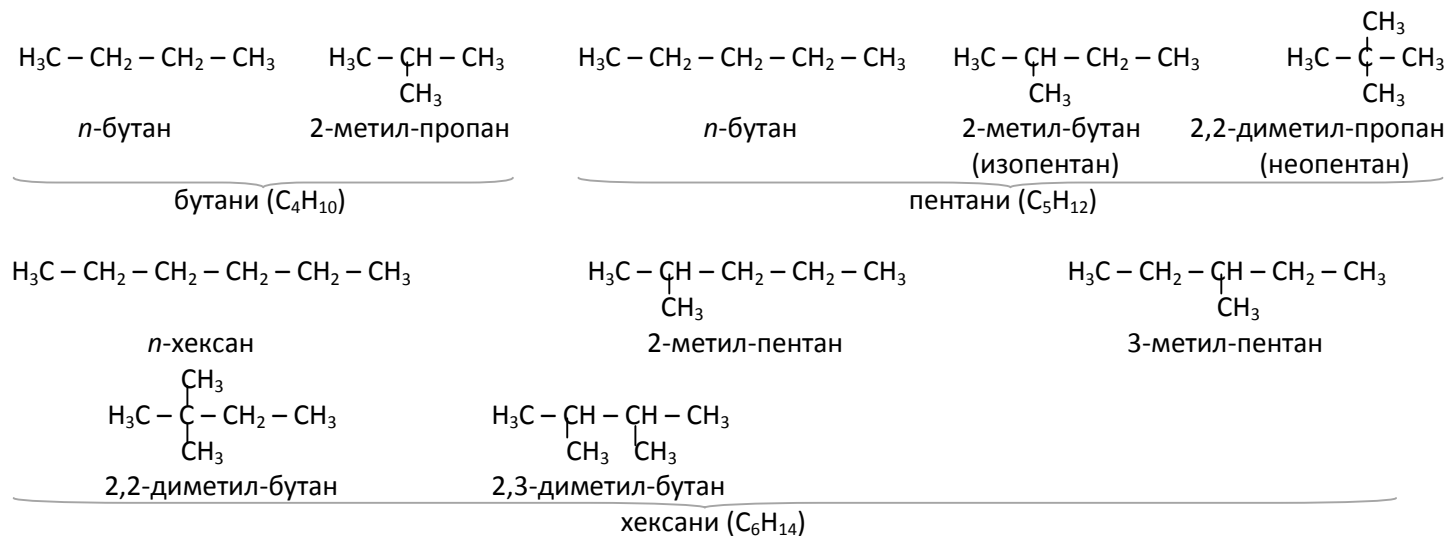
### Номенклатура:

- основни низ је најдужи непрекидни низ C-атома и према њему алкан добија име (додатком наставка –ан)
- бочни низови код рачвастих алкана су супституенти у основном низу – алкил-групе
- C-атоми у основном низу се редом обележавају бројевима и обележавање почиње са оног краја низа коме су ближи супституенти, тј. супституенти треба да буду везани за C-атоме са што мањим бројем
- име алкан добија тако што се наведе број C-атома за који је везан супституент и име супституента, на тај начин се наведу положаји и имена свих супституенета и на крају се наведе име основног низа.

**Алкил-групе** настају одвођењем једног H-атома из молекула алкана (такав C-атом има неспарени електрон, па је алкил-група врло реактивна). Алкил-групе у имену имају наставак **-ил**.

Алкан		алкил-група	(R-)		
метан	$CH_4$	метил-	$CH_3 -$		
етан	$C_2H_6$	етил-	$C_2H_5 -$	$(H_3C - CH_2 -)$	
пропан	$C_3H_8$	пропил-	$C_3H_7 -$	$(H_3C - CH_2 - CH_2 -)$	(примарна)
		изопропил-		$(H_3C - \underset{ }{CH} - CH_3)$	(секундарна)
бутан	$C_4H_{10}$	<i>n</i> -бутил-	$C_4H_9 -$	$(H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 -)$	(примарна)
		sek-бутил-		$(H_3C - CH_2 - \underset{ }{CH} - CH_3)$	(секундарна)
		изобутил-		$(H_3C - \underset{ }{CH} - CH_2 -)$ $CH_3$	(примарна)
		terc-бутил-		$(H_3C - \underset{ }{\overset{CH_3}{C}} - CH_3)$	(терцијарна)

Примери:



Хептан има 9 структурних изомера, а декан има 75.

## Правила за писање структурних и рационалних формула:

Приликом писања структурних или рационалних формула прво се напише основни низ C-атома, обележе се бројевима, на одговарајуће C-атоме у основном низу се вежу одговарајући супституенти и на крају се C-атомима допише онолико H-атома колико је потребно да сваки C-атом има четири везе.

## Физичке особине алкана

Алкани су супстанце без боје и мириса.

Алкани су неполярна једињења, међумолекулске силе су слабе, па имају ниске ТТ и ТК. Са повећањем броја C-атома (са повећањем Mr) расте ТТ и ТК једињења. Алкани до 4 C-атома су гасовите супстанце, од 5-18 C-атома су течности, а преко 18 C-атома су чврсте супстанце. ТТ и ТК рачвастих (разгранатих) изомера су нешто ниже од ТТ и ТК л-алкана са истим бројем C-атома и што је већа разгранатост ниже су ТТ и ТК – са повећањем разгранатости молекула опадају ТТ и ТК једињења.

Алкани се растварају у неполярним растварачима, а течни алкани су и сами добри неполярни растварачи. Не растварају се у води и поларним растварачима.

Густина алкана је мања од густине воде и расте са порастом броја C-атома (0,4-0,8 g/cm<sup>3</sup>).

## Налажење у природи, добијање и примена

Алкани су крајњи производи анаеробног разлагања органских једињења.

**Главни извор за добијање алкана су нафта и земни гас одакле се добијају фракционом дестилацијом.** У зависности од брзине повећања температуре могуће је добити различите фракције нафте.

Земни гас садржи алкане од C<sub>1</sub> – C<sub>4</sub> (до 97% метана). Бутан-гас се састоји од алкана са C<sub>3</sub> и C<sub>4</sub>. Петролетар се састоји од алкана са C<sub>5</sub> и C<sub>6</sub>. Лигроин (лаки бензин) се састоји од алкана са C<sub>6</sub> и C<sub>7</sub>. Бензин се састоји од алкана са C<sub>5</sub> – C<sub>10</sub> и циклоалкана (добија се при температурама 50-200<sup>0</sup>С). Петролеум (петролеј, керозин – добијају се при температурама 200-280<sup>0</sup>С) се састоји од алкана са C<sub>12</sub> – C<sub>18</sub> и ароматичних једињења. Дизел (добија се на температурама 280-350<sup>0</sup>С) се састоји од алкана са C<sub>12</sub> и више. Мазиво уље (мазут)(добија се на температурама >350<sup>0</sup>С) се састоје из тешко испарљивих течних супстанци дугих ланаца са цикличним структурама (C<sub>20</sub> – C<sub>34</sub>). Асфалтни остатак (битумен) се састоји од неиспарљивих течних супстанци – алкана полицикличних структура и аромата. Хлађењем уља кристалише парафински восак који се пречишћава и од кога се добија вазелин.

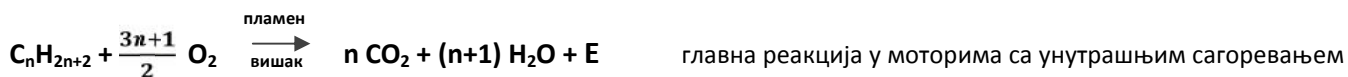
**Алкани се углавном користе као горива.**

Земни гас се користи као гориво. Бензин се користи као гориво за моторе и као растварач. Петролеум (петролеј, керозин) се користи као гас за осветљавање и као гориво за млазне моторе и тракторе. Дизел (гасно уље, лож уље) се користи као гориво за дизел-моторе, за чишћење машина, за ложење у бродовима и као течно гориво у домаћинствима. Мазиво уље (мазут) се користи за ложење или за подмазивање. Асфалтни остатак (битумен) се користи за производњу дуваних асфалта (битумена) или као гориво.

Угаљ и друга фосилна горива су други извори алкана одакле се добијају хидрирањем.

## Хемијске особине алкана

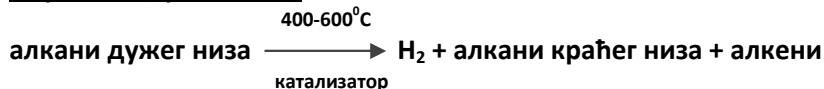
### - Сагоревање



Сагоревањем алкана ослобађа се велика количина енергије – главни производ реакције.

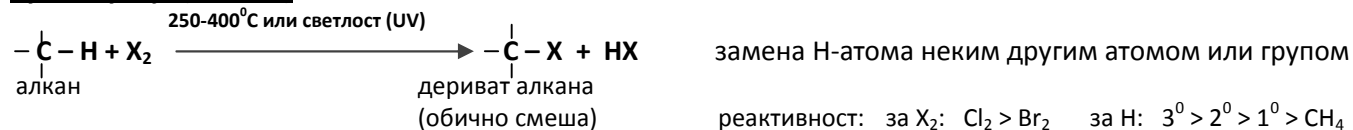
За започињање реакције потребна је висока температура, пламен или искра (енергија активације), али када започне ланчана реакција се одвија врло брзо уз ослобађање енергије.

### - Пиролиза (крековање)



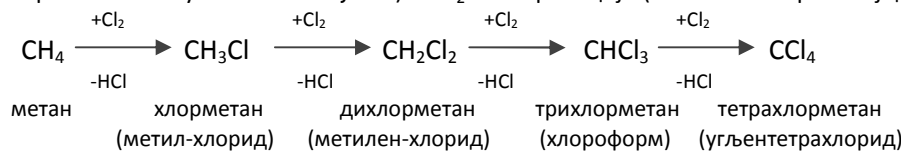
На повишеној температури без присуства кисеоника долази до цепања молекула алкана дужег низа на алкане и алкене краћег низа (ругос – топлота, ватра, liza – цепање, разлагање). Овако се индустријски из тежих фракција нафте добијају нижи алкани тј. бензинске фракције које се користе као гориво или као сировине у индустрији.

### - Супституција (замена)



Алкани се халогеновањем преводе у халогеналкани (алкил-халогениде, халоалкани).

Са  $F_2$  реакција је веома егзотермна и мора се изводити под посебним условима (смеша мора бити разређена инертним гасом уз стално хлађење). Са  $I_2$  нема реакције (не може се вршити јодовање).

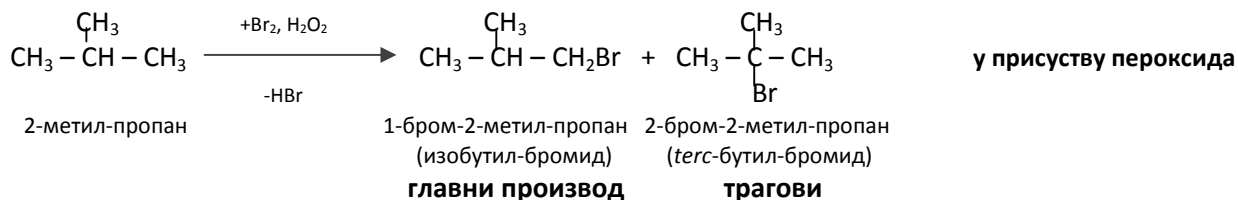
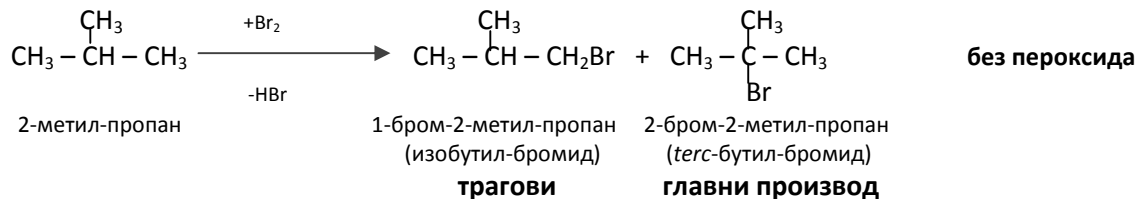
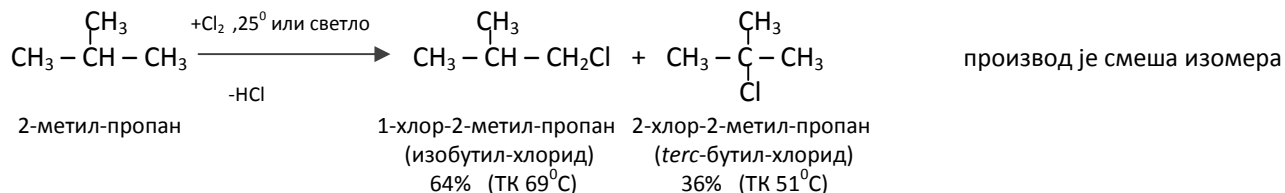
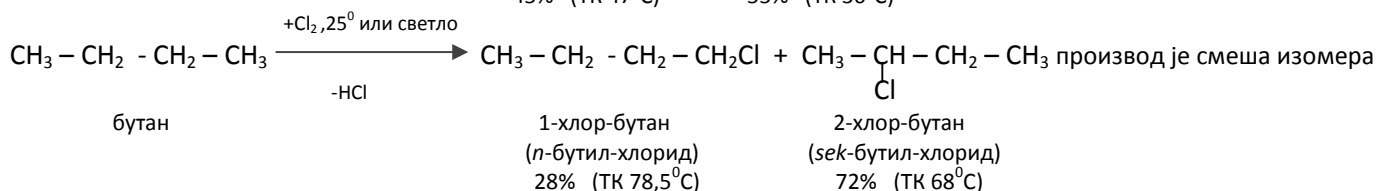
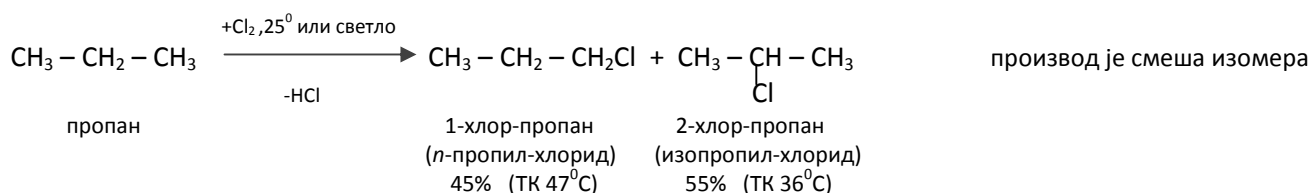
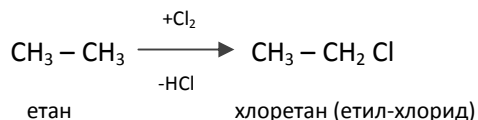


Халогеновањем алкана настаје меша свих изомера у различитом односу.

$\text{Cl}_2$  је реактивнији од  $\text{Br}_2$ , који је врло селективан (производ бромовања садржи 97-99% стабилнијег изомера тј. више разгранатог изомера што није случај са смешом производа при хлоровању).

**Марковниковљево правило** – при бромовању  $\text{Br}$ -атом замењује  $\text{H}$ -атом на оном  $\text{C}$ -атому на коме је већ везано најмање  $\text{H}$ -атома. Када су у реакционој смеси присутни пероксиди супституција се одвија према анти-Марковниковљевом правилу – замењује се  $\text{H}$ -атом на  $\text{C}$ -атому на коме је везано највише  $\text{H}$ -атома.

Примери:



### Питања и задаци:

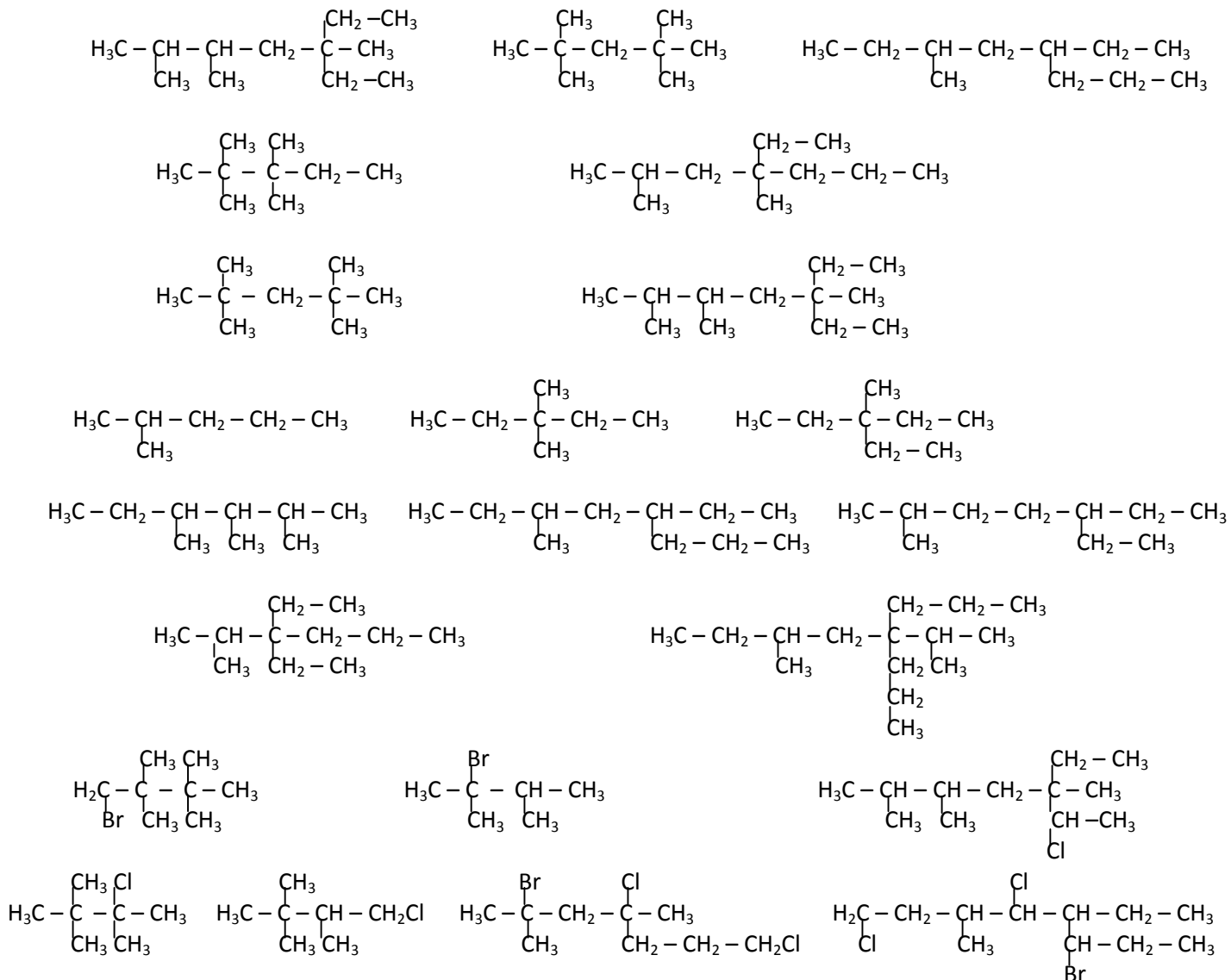
- Шта су алкани? Која им је општа формула?
- Шта је хомологи низ?
- Шта су структурни изомери?
- Како се дају имена алканима?
- Какве су физичке особине алкана (какве су ТТ и ТК и како се мењају са повећањем броја  $\text{C}$ -атома, у каквим се растварачима растварају и зашто)?

- Који су извори за добијање алкана и која им је примена?
- Какве су хемијске особине алкана (којим типовима реакција подлежу)?
- Шта је главни производ сагоревања алкана?
- Шта је пиролиза и који су производи пиролизе алкана?
- Шта је супституција?
- Који су производи халогеновања алкана?
- На ком С-атому се врши халогеновање алкана?

1. Задатак – Написати рационалне формуле следећих једињења:

4-етил-3,4-диметил-хептан, 2-метил-3-бром-пентан, 2,2,3,4-тетраметил-пентан, 2,2,4-триметил-пентан  
 3-хлор-2,2,4-триметил-пентан, 1-бром-2,2-диметил-пропан, 3-хлор-2-метил-5-етил-хептан,  
 4-хлор-3,3-диетил-2-метил-хексан, 3-бром-2-метил-3-етил-пентан, 1,1-дибром-2-метил-пропан,  
 2,2,3,3-тетраметил-пентан, 4-етил-2,4-диметил-хептан, 2,3-диметил-бутан, 2,5-диметил-хексан,  
 3,4,4,5-тетраметил-хептан, 3-етил-2-метил-пентан, 4-етил-3,4-диметил-хептан.

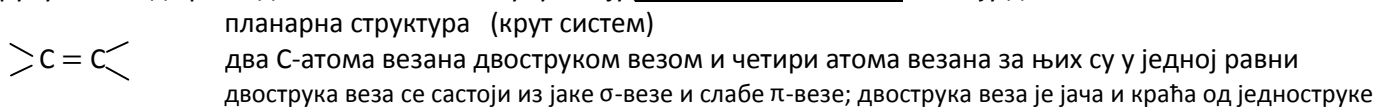
2. Задатак – Написати имена следећих једињења:



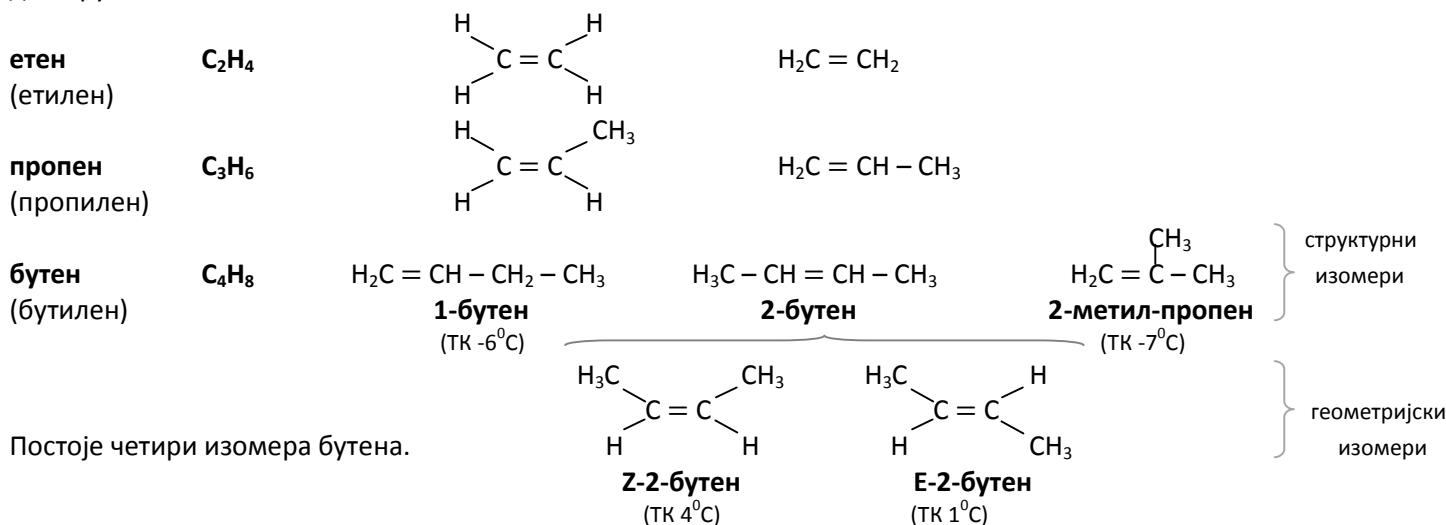
- Задатак – Написати реакцију монохлоровања 2,3-диметил-бутана, n-пентана, 2-метил-бутана, 2,2,3-триметил-бутана, 2,2,4-триметил-пентана, и називе производа.
- Задатак – Написати реакције монобромовања 2-метил-бутана, n-пентана, 2,3-диметил-бутана, 2,2-диметил-пропана и називе производа.
- Задатак – Написати реакције монобромовања 2-метил-пропана, n-пентана, 2-метил-бутана, 2,3-диметил-бутана, 2,2-диметил-пропана у присуству пероксида и називе производа.
- Написати рационалне формуле и имена свих монохлор деривата 2,2-диметил-бутана.
- Написати рационалне формуле и имена свих дихлор деривата 2-метил-пропана.

## АЛКЕНИ

**Алкени** (олефини) су алифатични незасићени угљоводоници. Њихова општа формула је  $C_nH_{2n}$  (имају два атома мање од одговарајућих алкана). Као и алкани чине хомологи низ у коме сваки следећи члан низа има  $CH_2$ -групу више од претходног члана. У молекулу имају **једну двоструку везу** између два C-атома.



Имена се изводе из имена одговарајућег алкана тако што се уместо наставка –ан ставља наставак **–ен**, а **испред имена основног низа обележава се бројем положаја двоструке везе у молекулу** (број означава иза ког C-атома се налази двострука веза). Основни низ је најдужи непрекидни низ C-атома у коме се налази двострука веза. Обележавање C-атома бројевима у основном низу почиње са оног краја низа коме је ближа двострука веза.



**Стереоизомери су изомери који се разликују само по распореду атома у простору** (сви атоми су међусобно повезани истим редоследом, али су различито усмерени у простору) – **имају исту структурну формулу**.

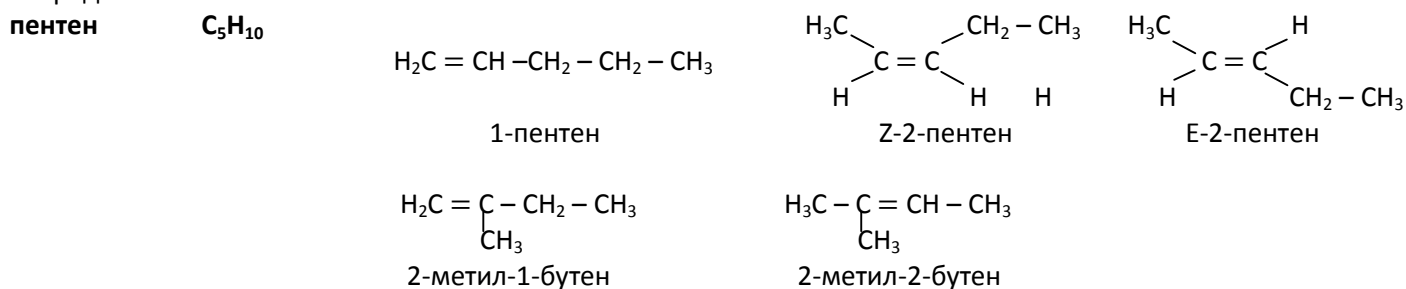
**Геометријски изомери** су диастереоизомери који се јављају због ограничене ротације око двоструке везе и **разликују се по усмерености група везаних за C-атоме повезане двоструком везом**.

Геометријска изомерија се јавља само ако су на оба двоструко везана C-атома везане различите групе.

**Z-изомер** (некада се обележавао као *cis*-) – ако су групе које имају предност **са исте стране двоструке везе**.

**E-изомер** (некада се обележавао као *trans*-) – ако су групе које имају предност **са различитих страна двоструке везе**.

**На двоструко везаном C-атому предност има атом веће масе везан за C-атом**, а ако су оба атома угљеници предност одређује следећи атом који је везан за те угљенике. Ознака геометријског изомера пише се испред имена алкена.



### Физичке особине алкена

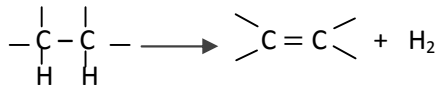
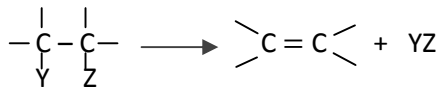
Алкени су неполарна једињења и физичке особине су сличне као код алкана. Имају ниске ТТ и ТК које расту са порастом масе одн. броја C-атома. Разгранати хомолози имају нешто ниже ТТ и ТК од оних равнoг низа.

ТТ и ТК су готово исте као код алкана са истим бројем С-атома и структуром. Код геометријских изомера Z-изомери имају нешто ниже ТТ и нешто више ТК од Е-изомера.

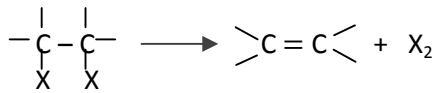
Алкени се растварају у неполарним растварачима, а не растварају се у води и поларним растварачима. Имају мању густину од воде.

### Добијање алкена

Алкени су углавном синтетички производи. У незнатним количинама се налазе у нафти, а из ње се могу добити алкени до 5 С-атома (крековањем). Добијају се процесом елиминације из алкана и њихових деривата или алкохола.

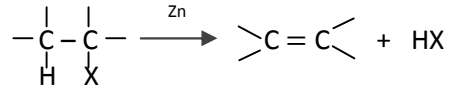


алкан

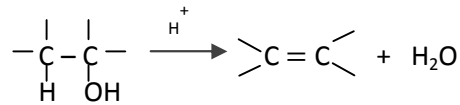


вицинални  
дихалогенид

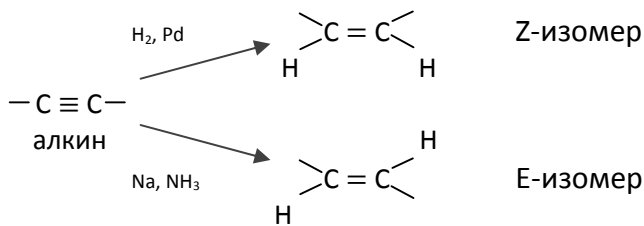
### елиминација



алкил-халогенид



алкохол

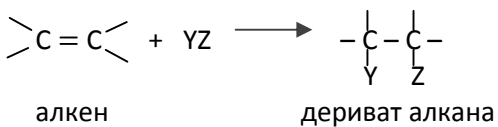


### редукција алкина – адиција водоника

### Хемијске особине алкена

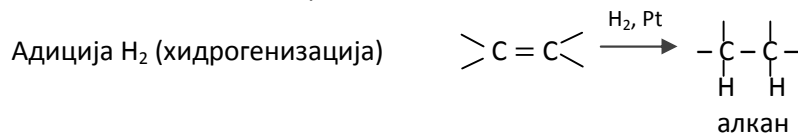
Двострука веза у молекулу алкена је њихова функционална група која подлеже карактеристичним реакцијама. Она је извор електрона и реагује са електрофилним реагенсима (киселинама) – реакције код којих долази до раскидања двоструке везе (раскида се π-веза и остаје једнострука веза између два С-атома).

- **Адиција** (два молекула реактаната се спајају у један молекул производа)

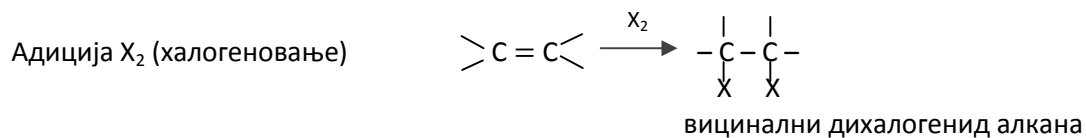


алкен

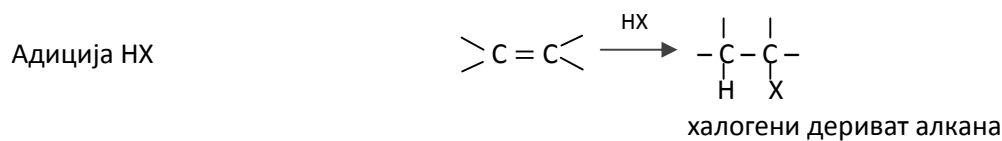
дериват алкана



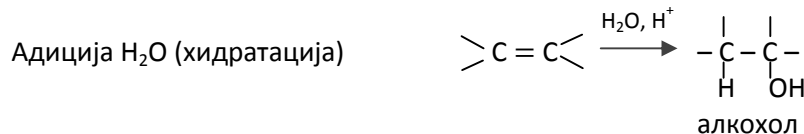
алкан



вицинални дихалогенид алкана



халогени дериват алкана



алкохол





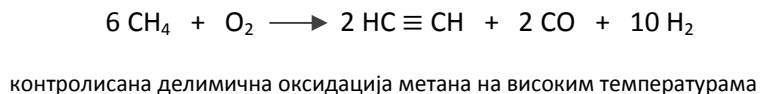
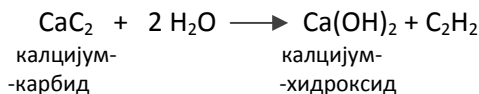
етин (ацетилен)	$C_2H_2$	$HC \equiv CH$		
пропин	$C_3H_4$	$HC \equiv C - CH_3$		
бутин	$C_4H_6$	$HC \equiv C - CH_2 - CH_3$ 1-бутин	$CH_3 - C \equiv C - CH_3$ 2-бутин	
пентин	$C_5H_8$	$HC \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_3$ 1-пентин	$CH_3 - C \equiv C - CH_2 - CH_3$ 2-пентин	$HC \equiv C - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - CH_3$ 3-метил-1-бутин
хексин	$C_6H_{10}$	$HC \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ 1-хексин	$CH_3 - C \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_3$ 2-хексин	
		$CH_3 - CH_2 - C \equiv C - CH_2 - CH_3$ 3-хексин	$HC \equiv C - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - CH_2 - CH_3$ 3-метил-1-пентин	
		$HC \equiv C - CH_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - CH_3$ 4-метил-1-пентин	$CH_3 - C \equiv C - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - CH_3$ 4-метил-2-пентин	$HC \equiv C - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - CH_3$ 2,2-диметил-1-бутин

### Физичке особине акина

Алкини су слабо поларна једињења. Физичке особине алкина су сличне као код алкана и алкена. ТТ и ТК су скоро исте као код алкана и алкена са истим бројем С-атома и структуром. Са порастом броја С-атома расту ТТ и ТК, а са повећањем разгранатости молекула опадају.

Алкини се не растварају у води, али се прилично добро растварају у слабо поларним растварачима (лигроин, етар, бензен, ацетон, угљентетрахлорид). Мање су густине од воде.

### Индустријско добијање етина

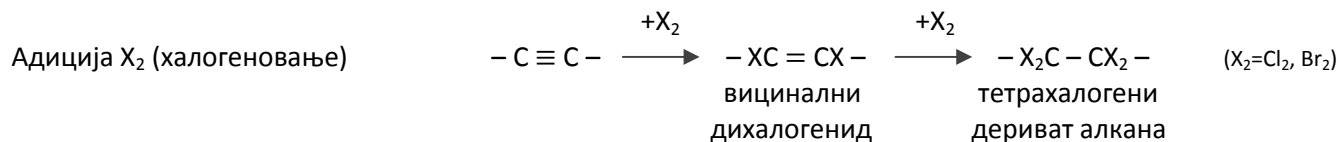
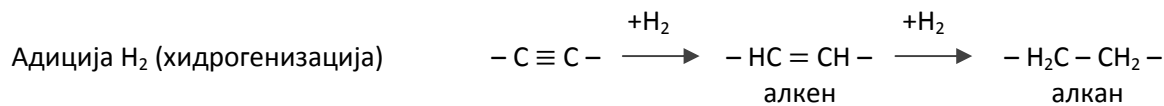
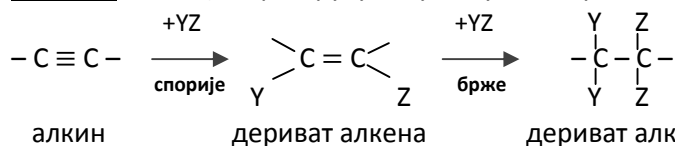


Етин (ацетилен) сабијањем експлодира, па се под притиском раствара у ацетону и пакује у боце (дису-гас). Користи се за оксиацетиленске пламенике, као сировина за многобројне органске синтезе (за добијање сирћетне киселине, етанола, незасићених једињења која су сировине за производњу пластичних маса).

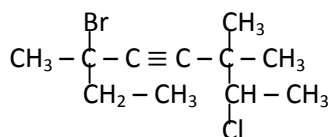
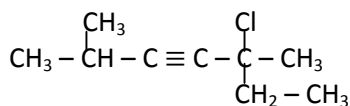
### Хемијске особине алкина

Алкини садрже троструку везу у молекулу која је функционална група и подлеже карактеристичним реакцијама. Трострука веза је мање реактивна од двоструке везе, а подлеже реакцији адиције као и двострука веза код алкена.

- **Адиција** (на троструку везу могу се адирати два мања молекула)







3. Задатак – Написати следеће реакције и називе производа:

- адиције HBr на 2-метил-пропен,
- адиције HI на 2-метил-2-бутен у присуству пероксида,
- адиције HCl на 2-метил-1-бутен,
- потпуне адиције Cl<sub>2</sub> на 1-бутин,
- потпуне адиције Br<sub>2</sub> на 1-пентин,
- потпуне адиције HI на 4-метил-1-пентин
- потпуне адиције Cl<sub>2</sub> на 1-бутин,
- потпуне адиције HCl на 2-бутин,
- потпуне адиције HI на 3-метил-1-пентин,
- потпуне адиције Br<sub>2</sub> на 3-метил-1-бутин.

## АРЕНИ

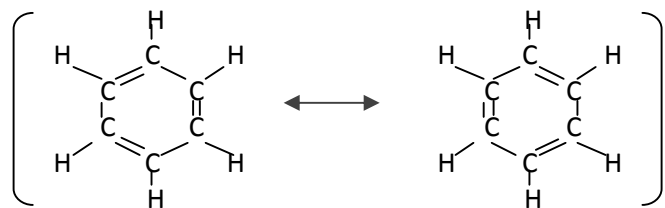
Првобитна значења алифатичан (мастан) и ароматичан (пријатног мириса) изгубила су буквално значење. Алифатична једињења су она отвореног низа и циклична једињења слична једињењима отвореног низа.

Ароматична једињења су бензен и њему слична једињења по хемијском понашању (сличност у електронској конфигурацији).

Алифатична једињења на вишеструким везама подлежу реакцијама адиције, а дуж засићеног низа реакцијама супституције (механизмом преко слободних радикала).

Ароматична једињења подлежу реакцији супституције (јонским механизмом).

**Бензен**  $\text{C}_6\text{H}_6$  основни угљоводоник у групи ароматичних једињења (структуру дао August Kekulé)



**резонантне структуре**

Сви С-атоми су еквивалентни, као и сви Н-атоми.

**Све везе у прстену су исте дужине и јачине** (између једноструке и двоструке).

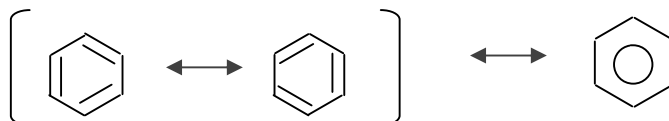
**Права структура молекула је између две резонантне структуре.**

Бензеново језгро је необично стабилно и лакше подлеже реакцијама супституције него адиције. Адицијом бензен прелази у мање стабилан производ циклохексан (разара се прстен стабилизован резонанцијом).

С-атоми су  $sp^2$ -хибридизовани. Бензен је **планарне структуре** – свих шест С-атома и шест Н-атома су у **једној равни, везе су под углом од  $120^\circ$**  (молекул је планарне структуре и врло симетричан).

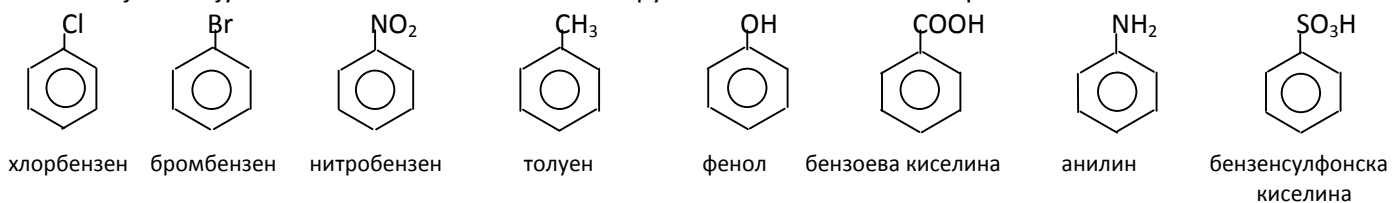
С-атоми су повезани  $\sigma$ -везама са два суседна С-атома и једним Н-атомом, а р-орбитале С-атома се међусобно бочно преклапају стварајући  $\pi$ -везу (р-орбитала једног С-атома се подједнако преклапа са обе р-орбитале суседних С-атома). Овако настаје континуирани електронски облак изнад и испод равни прстена – делокализовани  $\pi$ -електрони. На овај начин настају јаче везе, а тиме и стабилнији молекул. Последица овакве структуре су хемијске особине –  $\pi$ -електрони привлаче електрофилне реагенсе, али због стабилизације прстена услед резонанције долази до реакције супституције (задржава се ароматичан карактер бензеновог прстена).

Ради лакшег писања структурних формула бензенов молекул се означава шесточланим прстеном са кругом у средини.

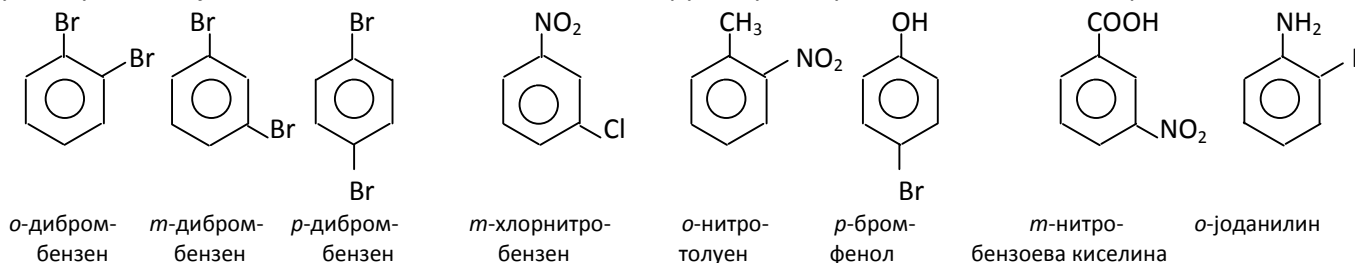


## Номенклатура деривата бензена

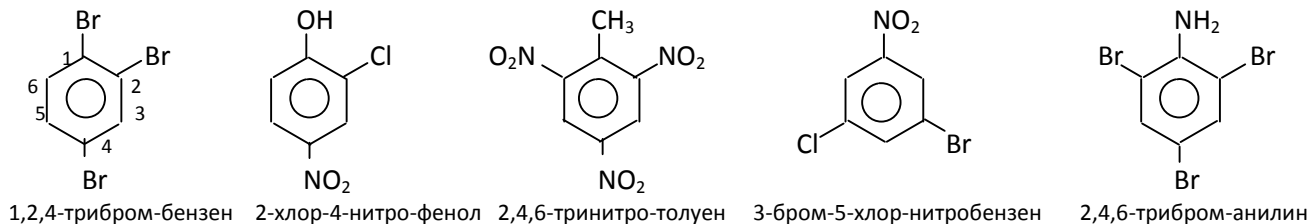
Код деривата бензена име супституента ставља се испред речи бензен. Неки деривати имају специјална имена која немају никакве сличности са именом групе везане за бензенов прстен.



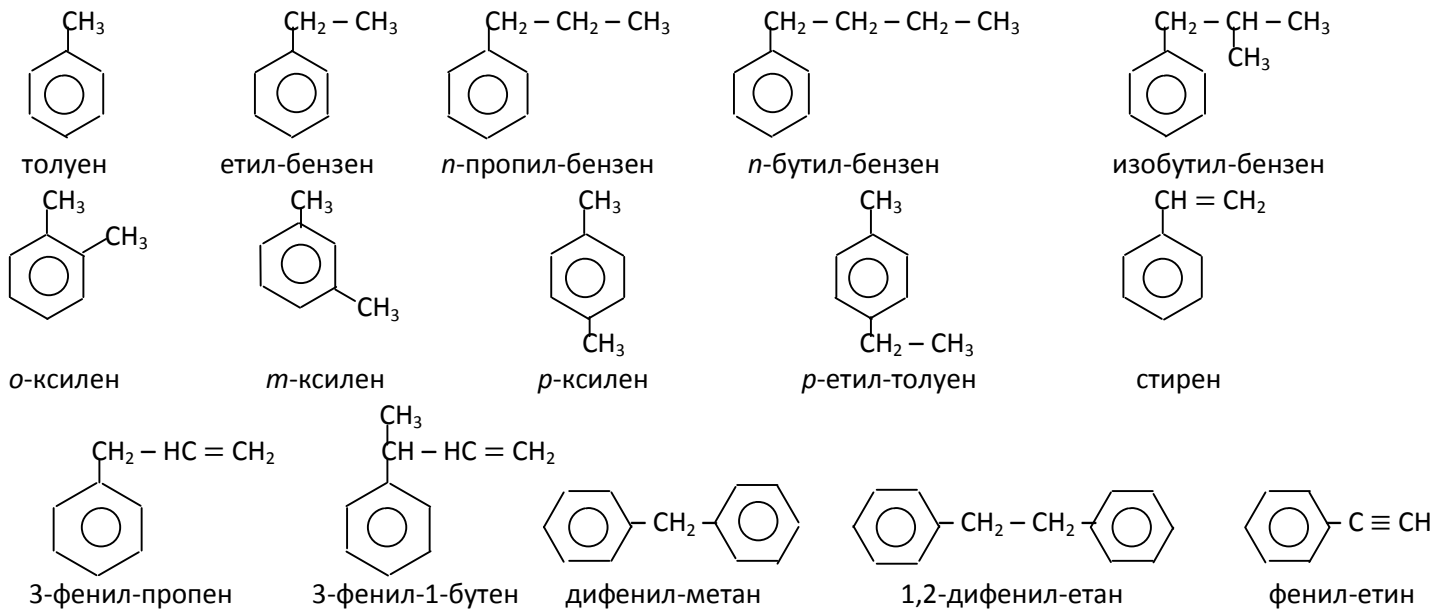
Ако је више група везано за бензенов прстен означавају се њихови релативни положаји. Ако су везана два супституента онда се њихов међусобни положај обележава са *ortho*- (*o*-), *meta*- (*m*-) или *para*- (*p*-). Ако један од супституената даје посебно име наводи се само име другог супституента и посебно име деривата бензена.



Ако су на бензенов прстен везане три или више група њихов релативни положај се обележава бројевима. Последња означена група у имену једињења налази се у положају 1 (број 1 није потребно означавати у имену), а остале групе се према њој означавају тако што се бројање С-атома врши у оном смеру да супституенти имају што мањи број. Ако један од супституената даје посебно име онда је та група у положају 1.



**Арени** су алифатично-ароматични угљоводоници. Оваква једињења имају особине и ароматичних и алифатичних угљоводоника, али присутност другог дела молекула модификује особине сваког дела молекула. Прстен подлеже електрофилној супституцији, а бочни низ уколико је засићен реакцији супституције преко слободних радикала, а уколико је незасићен реакцији адисије. Присуство алкил-групе олакшава супституцију у прстену и диригује је у *o*- и *p*-положаје. Халогеновање алкил-групе је олакшано и врши се на С-атому који је везан за прстен. Арени такође граде хомологи низ, а јавља се и структурна изомерија. Једињење које садржи сложени бочни ланац означава се као фенил-алкан (дериват алкана), алкен или алкин ( $C_6H_5-$  је фенил-група).



## Физичке особине арена

Арени су слабо поларна једињења и имају сличне физичке особине као алифатични угљоводоници. Не растварају се у води, а добро се растварају у неполарним и слабо поларним растварачима (етар, лигроин, угљентетрахлорид). Имају мању густину од воде. Са повећањем масе расте ТК. Што је молекул симетричнији боље се уклапа у кристалну решетку и виша је ТТ, а мања растворљивост (*p*-изомер има највишу ТТ и најмању растворљивост).

Арени су течности или чврсте супстанце, запаљиви су и горе чађавим пламеном. Лакши су од воде. Арени су отровне и канцерогене супстанце.

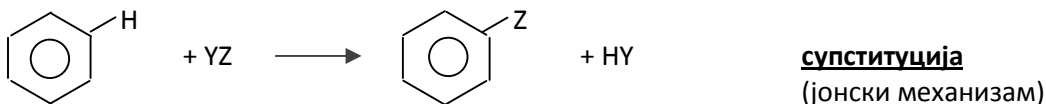
## Добијање и примена арена

Бензен и алкил-бензени (арени) су извор за сва ароматична једињења. Угаљ и нафта су главни извори за добијање ароматичних једињења (изоловање из катрана каменог угља или синтеза из алкана нафте процесом каталитичког реформинга). Велике количине бензена, толуена, ксилена добијају се из нафте и користе се као хемикалије, растварачи и гориво. Половина толуена и ксилена се користи у високооктанским бензинима (заменењују алифатична једињења која су слабије компоненте бензина).

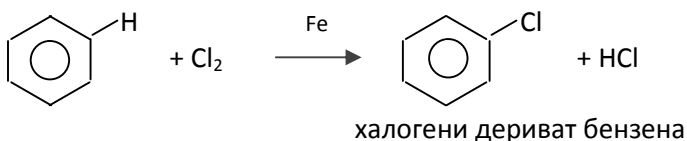
## Хемијске особине арена

Бензен има веома стабилну структуру (шест делокализованих  $\pi$ -електрона чине континуирани електронски облак изнад и испод равни прстена који чини шест С-атома за које је везано шест Н-атома). Адицијом се раскидају делокализоване двоструке везе и бензен прелази у мање стабилан производ, а реакција се може извести тек при драстичним условима.

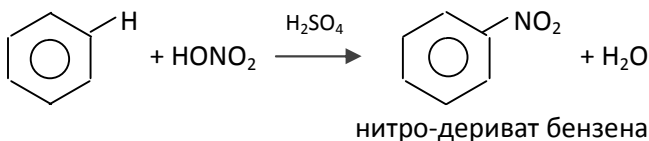
Бензен и остала ароматична једињења подлежу реакцији супституције чиме се задржава ароматичан карактер бензенског прстена.



### Халогеновање



### Нитровање



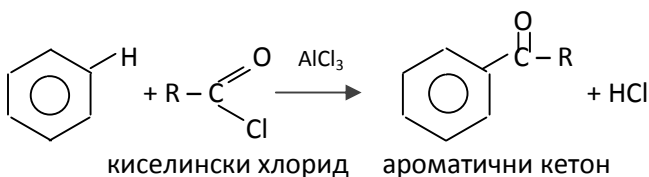
### Сулфеновање



### Friedel-Crafts-ово алкиловање (добијање арена)



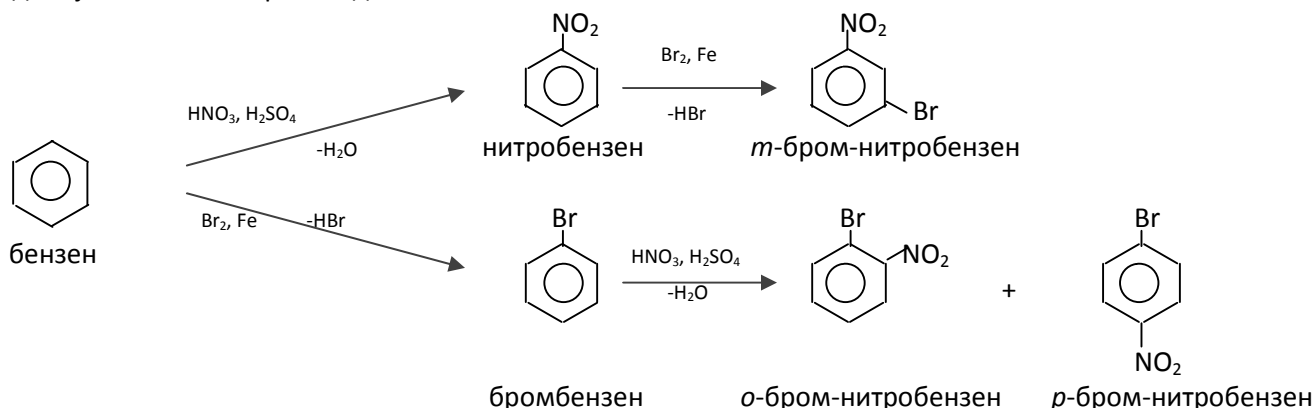
### Friedel-Crafts-ово ациловање



Супституенти везани за ароматично језгро утичу на реактивност прстена и одређују оријентацију супституције. При реакцији супституције неке групе везане за ароматичан прстен активирају прстен, а неке дезактивирају прстен (убрзавају или успоравају реакцију у односу на брзину реакције супституције бензена). Неки супституенти диригују супституцију у *ortho*- и *para*-положаје, а други у *meta*-положај.

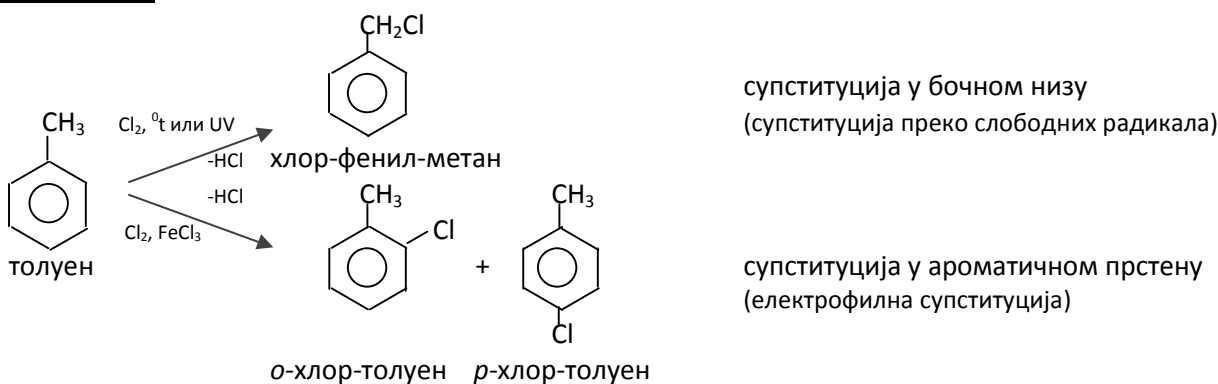
Групе које **активирају** прстен и диригују супституцију у *o*- и *p*-положаје:  $-\text{NH}_2, -\text{OH} > -\text{OR}, -\text{NHCOR} > -\text{C}_6\text{H}_5, -\text{R}$ .  
 Групе које **дезактивирају** прстен и диригују супституцију у *m*-положај:  $-\text{NO}_2, -\text{NR}_3^+, -\text{CN}, -\text{COOH}, -\text{COOR}, -\text{SO}_3\text{H}, -\text{CHO}, -\text{COR}$ .

Групе које **дезактивирају** прстен и диригују супституцију у *o*- и *p*-положаје: халогени елементи (-F, -Cl, -Br, -I).  
 Супституција ароматичних једињења врши се преко позитивног карбонијум-јона (јонски механизам) који је стабилизован резонанцијом (позитивно наелектрисање је распршено по прстену). Синтезу можемо извести тако да добијемо жељени производ.

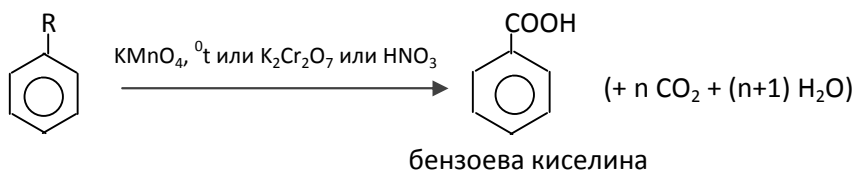


Код арена (алкил-бензена) алкил-група активира прстен и диригује супституцију у *o*- и *p*-положаје прстена. Прстен такође олакшава супституцију у бочном низу и то на C-атому који је везан за прстен (бензилни C-атом). **Супституција или адиција у бочном низу** (алкил-група) врши се преко слободних радикала, па се оваква реакција врши **у неполарној средини уз благо загревање или UV светлост**. Супституција у прстену врши се јонским механизмом преко карбонијум-јона, па се оваква реакција **врши уз додаток супстанце која јонизује и делује као катализатор (нпр. соли, киселине)**. Од услова реакције зависи у ком делу молекула ће се вршити реакција супституције и који ћемо производ добити.

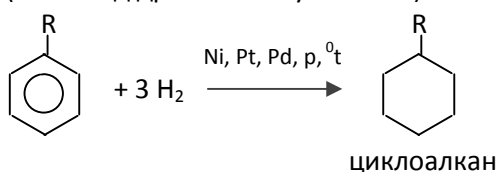
### Супституција



### Оксидација



### Хидрирање (само под драстичним условима)



## Питања и задаци:

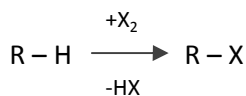
- Шта су ароматична једињења?
  - Какву структуру има бензен?
  - Како се дају имена дериватима бензена?
  - Шта су арени?
  - Како се дају имена аренима?
  - Које су физичке особине арена?
  - Одакле се добијају арени и која им је примена?
  - Која је карактеристична реакција ароматичних једињења?
  - Који су главни типови супституције?
  - Којим реакцијама подлежу арени (алкил-бензени)?
  - Под којим реакционим условима ће се вршити супституција у прстену, а када у алифатичном низу?
  - Који производ се добија оксидацијом арена?
1. Задатак – Написати реакције и називе производа 3-фенил-пропена са HBr, са HBr у присуству пероксида, са Br<sub>2</sub> уз загревање, са Br<sub>2</sub> уз FeBr<sub>3</sub>.
  2. Задатак – Написати реакције и називе производа бутил-бензена са Cl<sub>2</sub>, са Cl<sub>2</sub> у присуству FeCl<sub>3</sub>, оксидације.

## ХАЛОГЕНИ ДЕРИВАТИ УГЉОВОДОНИКА

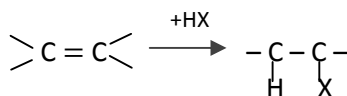
Алил-халогениди су деривати угљоводоника код којих је један или више H-атома замењено атомима халогена.

### Добијање

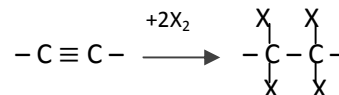
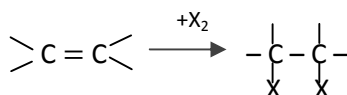
- Халогеновање алкана



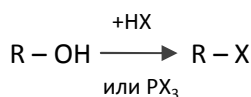
- Адиција HX на алкене



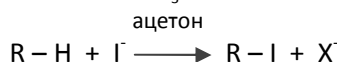
- Адиција X<sub>2</sub> на алкене и алкине



- Из алкохола



- Измена халогена



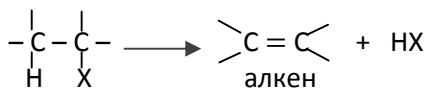
### Физичке особине алкил-халогенида

Халогени деривати угљоводоника имају већу Mr од угљоводоника са истим бројем C-атома, па имају више ТТ и ТК. Што је већа Ar атома халогена то су више ТТ и ТК алкил-халогенида.

Алкил-халогениди су поларнија једињења од угљоводоника, али ни најполарнији алкил-халогениди нису растворни у води, већ се растварају у типичним органским растварачима. Алки-халогениди мање Mr су добри неполарни и слабо поларни растварачи (нпр. CH<sub>3</sub>Cl, CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, CHCl<sub>3</sub>, CCl<sub>4</sub> који су течности, за разлику од гасовитог CH<sub>4</sub>). Халогени деривати угљоводоника имају већу густину од воде (јодиди, бромиди и полихлориди).

### Хемијске особине алкил-халогенида

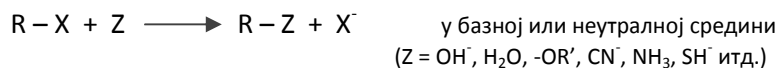
- Дехидрохалогеновање – елиминација



- Редуција



- Супституција



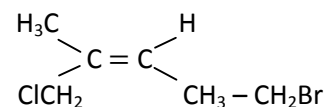
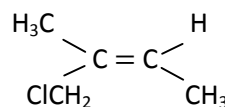
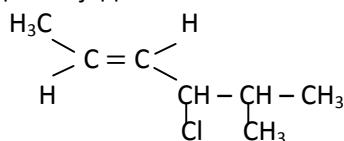
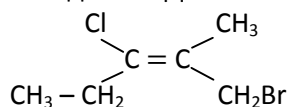


Органске реакције су повратне (равнотежне) и у ком смеру ће бити померена равнотежа зависи од услова реакције. У киселој средини настају алкил-халогениди, док се у базној и неутралној средини они разарају.

Алкил-халогениди су врло важне сировине за добијање великог броја органских једињења.

### Питања и задаци:

- Како се добијају алкил-халогениди?
  - Какве су физичке особине алкил-халогенида?
  - Које су хемијске реакције алкил-халогенида?
1. Задатак – Написати реакције и називе производа 2-метил-пропена са  $\text{HBr}$  без присуства и у присуству пероксида.
  2. Задатак – Написати реакције и називе производа адиције  $\text{HI}$  на 2-бутен, 2-метил-1-бутен, 2-метил-2-бутен, 3-метил-1-бутен, 2,3-диметил-1-бутен.
  3. Задатак – Написати реакције и називе производа адиције  $\text{Br}_2$ ,  $\text{HBr}$  и  $\text{H}_2\text{O}$  у киселој средини на 1-бутин.
  4. Задатак – Написати реакције елиминације и одредити главни производ за 1-хлор-пентан, 2-хлор-пентан, 2-хлор-2-метил-бутан, 2-хлор-3-метил-бутан.
  5. Задатак - Написати реакције називе производа адиције  $\text{HI}$  у присуству пероксида на 2-бутен, 2-метил-1-бутен, 2-метил-2-бутен, 3-метил-1-бутен, 2,3-диметил-1-бутен.
  6. Задатак – Написати реакције и називе производа адиције:  
 $\text{Cl}_2$  на 2,3-диметил-2-бутен;  $\text{HCl}$  на Е-2-хлор-2-бутен;  $\text{Br}_2$  на 4-метил-2-пентин.
  7. Задатак – Дати имена следећим једињењима:



8. Задатак – Написати рационалне формуле и називе свих монохлор деривата пропена.
9. Задатак – Написати реакцију и назив производа адиције  $\text{HI}$  у присуству пероксида на 2-метил-2-бутен.
10. Задатак – Написати реакције и називе производа стирена са:  $\text{HBr}$ ;  $\text{HBr}$  у присуству пероксида;  $\text{Br}_2$  уз загревање,  $\text{Br}_2$  уз  $\text{FeBr}_3$ .
11. Задатак – Написати реакције и називе производа пропил-бензена: са  $\text{Cl}_2$  уз загревање; са  $\text{Cl}_2$  уз  $\text{FeCl}_3$ ; оксидације.

# АЛКОХОЛИ

**Алкохоли** припадају органским једињењима која садрже кисеоник.

Сви алкохоли садрже функционалну хидроксилну –ОН групу која одређује особине ове класе једињења.

**Општа формула алкохола је R–ОН.**

R-група може бити алкил- или супституисана алкил-група отвореног низа или циклична, примарна, секундарна или терцијарна, може бити засићена или незасићена, може садржати халоген или ароматичан прстен.

Промене у структури R-групе могу утицати на брзину којом алкохол подлеже реакцији, а некада може утицати и на тип реакције (механизам и крајњи производ реакције).

Алкохоли чине хомологе низове.

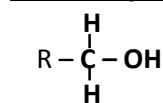
## Номенклатура алкохола

Многи алкохоли имају тривијална имена. Према IUPAC номенклатури имена алкохолима се дају на следећи начин:

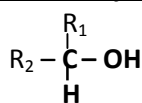
- основна структура је најдужи угљенични низ за који је везана ОН-група, а све остале групе се сматрају супституентима
- обележавање C-атома бројевима врши се са оне стране основног низа коме је ближа ОН-група тако да ОН-група има што мањи број
- **име алкохола се изводи тако што се имену одговарајућег алкана из ког је алкохол изведен додаје наставка –ол.**

## Подела алкохола

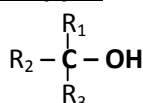
- **Подела према броју ОН-група**
  - монохидроксилни (садрже једну ОН-групу)
  - полихидроксилни (садрже више ОН-група: дихидроксилни две ОН-групе, трихидроксилни три итд.).
- **Подела према типу C-атома за који је везана ОН-група**



примарни (1<sup>0</sup>)



секундарни (2<sup>0</sup>)



терцијарни (3<sup>0</sup>)

Алкохоли различитих типова се разликују по брзини реакције или по механизму одн. току реакције. При реакцијама оксидације се разликују по производу реакције.

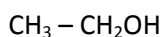
- **Подела према типу R-групе**
  - алифатични (R-група је алифатична група отвореног низа или циклична, засићена или незасићена, равног или рачвастог низа)
  - ароматични (у R-групи налази се ароматичан прстен, али ОН-група није директно везана за њега).
- **Подела према броју C-атома (дужини R-групе)**
  - нижи
  - виши

**Алифатични алкохоли отвореног низа (равног и рачвастог низа – хомологи низ и структурна изомерија)**

метанол      CH<sub>3</sub>OH

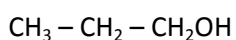
(метил-алкохол)

етанол      C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH



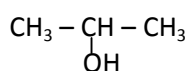
(етил-алкохол)

пропанол    C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>OH



1-пропанол (1<sup>0</sup>)

(пропил-алкохол)



2-пропанол (2<sup>0</sup>)

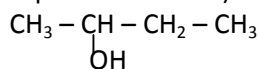
(изопропил-алкохол)

бутанол      C<sub>4</sub>H<sub>9</sub>OH



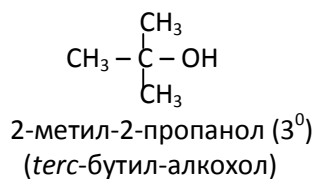
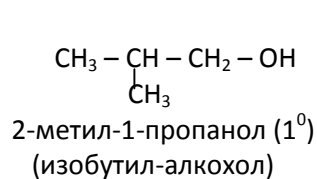
1-бутанол (1<sup>0</sup>)

(n-бутил-алкохол)

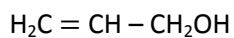


2-бутанол (2<sup>0</sup>)

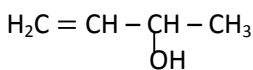
(sek-бутил-алкохол)



### Незасићени алкохоли – примери

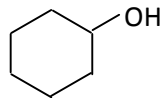


2-пропен-1-ол (1<sup>0</sup>)  
(алил-алкохол)



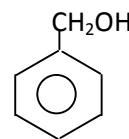
3-бутен-2-ол (2<sup>0</sup>)

### Циклични алкохол



циклохексанол (2<sup>0</sup>)

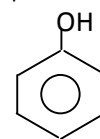
### Ароматични алкохол



бензил-алкохол (1<sup>0</sup>)

### Фенол

(није ароматичан алкохол)



фенол

Једињења код којих је ОН-група директно везана за ароматичан прстен нису ароматични алкохоли већ феноли. Код ароматичних алкохола ОН-група је везана за алифатичну групу у бочном низу која је везана за ароматичан прстен. Ако је бочни низ ароматичних алкохола сложенији сматра се да је ароматичан прстен супституент (фенил-група) у алифатичном алкохолу.

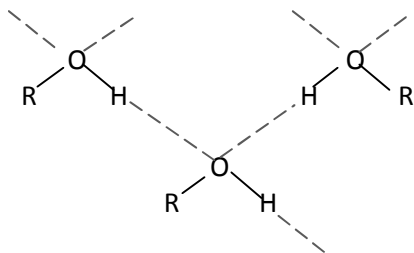
Алкохоли су веома важна једињења и могу послужити као сировине за добијање низа других једињења, а важни су и као растварачи.

**Етанол** је највише коришћен алкохол. Користи се као растварач за боје, лакове, мирисе, зачине, при процесима кристализације, као медијум за хемијске реакције, полазна сировина за разне органске синтезе, као дезинфекционо средство. Налази се у алкохолним пићима. Може се купити у трговинама као медицински алкохол (70% или 96% смеша са водом), а делује као хипнотик-успављивач. Мање је отрован од осталих алкохола. Денатурисани алкохол је смеша етанола са метанолом (шпиритус) или бензином. Етанол се добија као 96% етанол (азеотропна смеша са водом). Чист етанол (апсолутни етанол) се добија уклањањем воде на ниским температурама и адсорпционим средствима.

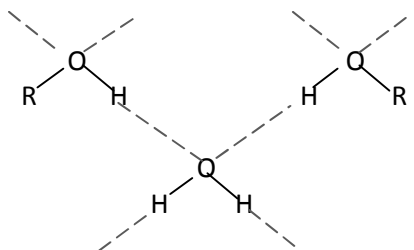
**Метанол** је прилично отрован. Конзумирањем у малим количинама изазива слепило, а може изазвати и смрт. Настаје у алкохолним пићима при њиховој производњи и мора се уклонити пре употребе.

### Физичке особине алкохола

Алкохоли садрже прилично поларну ОН-групу и граде водоничне везе – молекули су међусобно асосовани, а могу се повезивати и са молекулима воде.



асоцијација молекула алкохола



асоцијација молекула алкохола са молекулима воде

ТТ и ТК алкохола су знатно више од ТТ и ТК одговарајућих угљоводоника.

Са повећањем броја С-атома расту ТТ и ТК, а са повећањем разгранатости низа опадају ТТ и ТК.

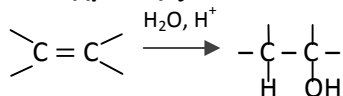
Са повећањем броја ОН-група у молекулу расту ТТ и ТК.

Растворљивост алкохола одражава њихову способност да граде водоничне везе.

Нижи алкохоли се растварају у води (до 4-5 С-атома), а са повећањем броја С-атома опада растворљивост у води, па виши алкохоли нису растворни у води (код нижих алкохола поларна ОН-група је знатан део молекула и у особинама молекула преовлађују њене особине, а код виших алкохола је неполарни угљоводонични низ знатан део молекула и у особинама молекула преовлађују његове особине).

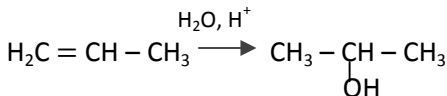
## Добијање једноставнијих алкохола

### - Хидратација алкена



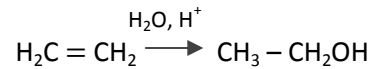
алкен

алкохол



пропен

2-пропанол (2<sup>0</sup>)



етен

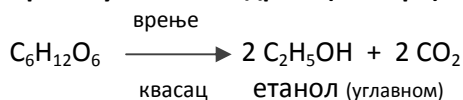
етанол (1<sup>0</sup>)

Адиција се врши према Марковниковљевом правилу. Једини примарни алкохол који се може добити на овакав начин је етанол.

### - Хидролиза алкил-халогенида



### - Врење угљених хидрата (шећера) – из меласе, шећерне трске, житарица, воћа итд.

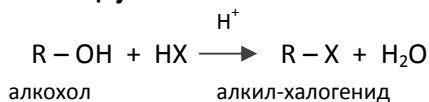


Постоје и други поступци за добијање алкохола (нпр. редукцијом једињења са карбонилном групом, карбоксилних киселина, естара и др.).

## Хемијске особине алкохола

У молекулу алкохола веза између R-групе и OH-групе (C – O веза) је сличне поларности као и O – H веза, па се при реакцијама алкохола могу раскинути једна или друга веза.

### - Реакција са HX

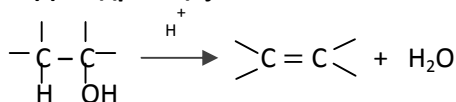


реактивност HX: HI > HBr > HCl

ROH: алил-, бензил- > 3<sup>0</sup> > 2<sup>0</sup> > 1<sup>0</sup>

(двострука веза и ароматичан прстен олакшавају раскидање C – O везе на суседном C-атому)

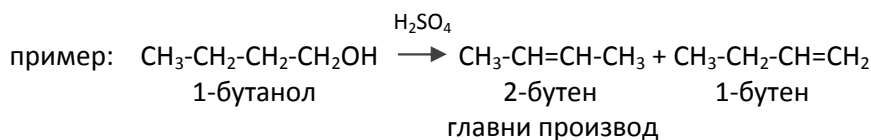
### - Дехидратација



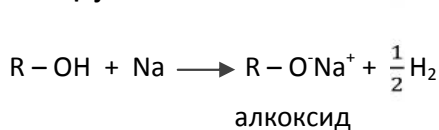
алкохол

алкен

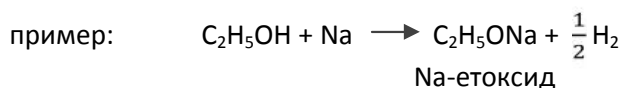
реактивност: 3<sup>0</sup> > 2<sup>0</sup> > 1<sup>0</sup> може доћи до преграђивања



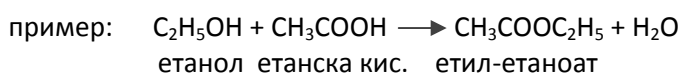
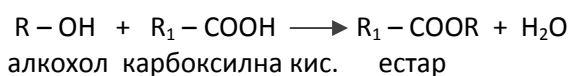
### - Реакција са алкалним металима



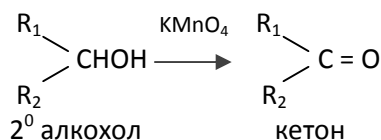
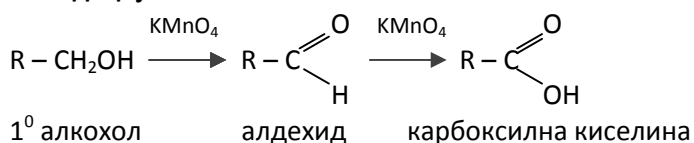
реактивност: CH<sub>3</sub>OH > 1<sup>0</sup> > 2<sup>0</sup> > 3<sup>0</sup>

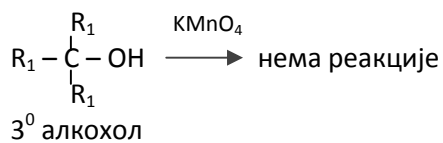


### - Грађење естара са карбоксилним киселинама – естерификација



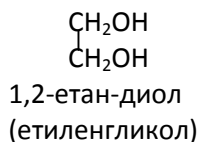
### - Оксидација



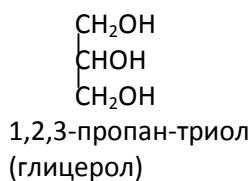


### Полихидроксилни алкохоли

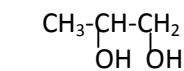
Полихидроксилни алкохоли имају више ОН-група у молекулу, поларнији су од монохидроксилних алкохола и могу да граде више водоничних веза због чега имају више ТТ и ТК од монохидроксилних алкохола са истим бројем С-атома и растворљивији су у води. Имена им се дају тако што се наведу положаји свих ОН-група, на име алкана дода се грчки префикс за број ОН-група у молекулу и наставак –ол. Дихидроксилни алкохоли се још називају гликоли.



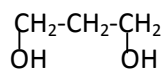
Има доста ниску ТТ и високу ТК, меша се са водом у свим односима, па се користи за прављење антифриза.



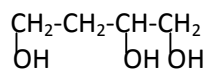
Улази у састав триглицерида (масти и уља), фосфолипида (изграђују ћелијске мембране) - додаје се у козметичке препарате (као хумектанс), а користи се зими против замрзавања брва.



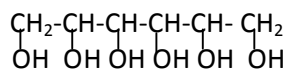
1,2-пропан-диол



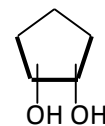
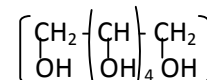
1,3-пропан-диол



1,2,4-бутан-триол



1,2,3,4,5,6-хексан-хексаол  
(сорбитол, глицитол)

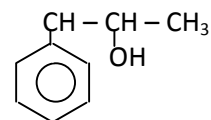
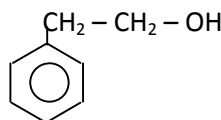
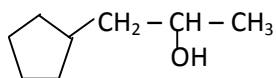
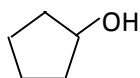
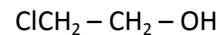
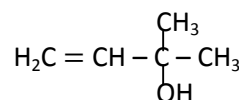
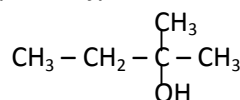
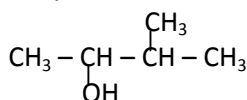
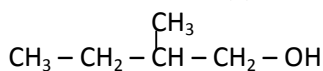


Z-1,2-циклопентан-диол

### **Питања и задаци:**

- Шта су алкохоли?
- Која је општа формула алкохола?
- Како можемо вршити поделу алкохола?
- Како делимо алкоhole према броју ОН-група?
- Како делимо алкоhole према типу С-атома за који је везана ОН-група?
- Како делимо алкоhole према типу R-групе?
- Каква је разлика између ароматичних алкохола и фенола?
- Какве су физичке особине алкохола и зашто?
- Који су главни поступци добијања алкохола?
- Којим хемијским реакцијама подлежу алкохоли?
- Шта знате о етанолу и метанолу?
- Шта су полихидроксилни алкохоли и какве су им особине?
- Који су најважнији представници полихидроксилних алкохола и која им је примена?

1. Задатак – Дати имена и одредити ком типу припадају следећи алкохоли:



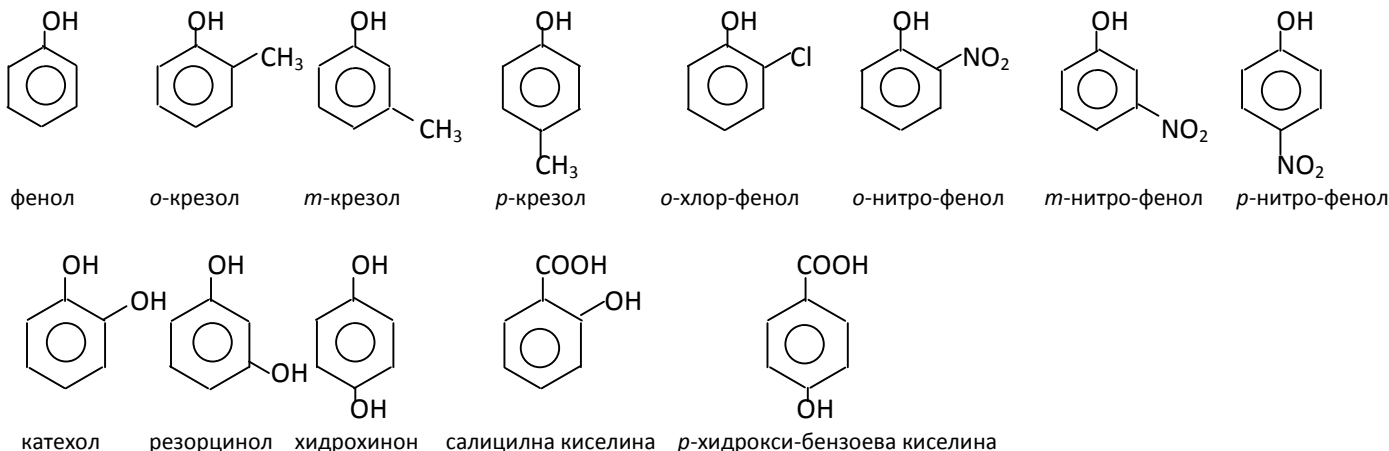
- Задатак – Написати рационалне формуле и одредити тип следећих алкохола: етанол, 1-пропанол, 2-пропанол, 2,2-диметил-2-бутанол, 2-бутен-1-ол, 2-пентанол, 2-фенил-1-пропанол, 2-метил-2-бутанол.  
Написати реакције оксидације ових алкохола.
- Задатак – Написати реакције и називе производа етанола са HCl, са етанском киселином и са Na.
- Задатак – Написати реакције и називе производа:
  - пропанола са метанском киселином;
  - 1-пропанола и 2-пропанола са HCl;
  - метанола и 1-пропанола са Na.
- Задатак – Написати реакције дехидратације и називе производа за следеће алкоhole: етанол, 1-бутанол, 2-бутанол, 1-пропанол, 2-пропанол.
- Задатак – Написати реакције хидратације и називе производа следећих алкена: етен, пропен, 1-бутен, 2-бутен, 1-пентена.

## ФЕНОЛИ

Општа формула фенола је **Ar-OH**. Код фенола је OH-група директно везана за ароматичан прстен (за разлику од ароматичних алкохола). Ar-група може бити фенил-, супституисана фенил- или нека друга арил-група.

### Номенклатура фенола

Феноли носе име по најједноставнијем представнику – фенолу. Метил-феноли имају посебно име – крезол. Феноли са две OH-групе везане за бензенов прстен такође имају посебна имена. Осталим дериватима имена се изводе као и свим ароматичним једињењима.



Феноли као и алкохоли имају OH-групу, па ове две класе једињења имају неке сличне особине (могу се превести у етре и естре). Међутим, знатно се разликују и по самим особинама и по добијању.

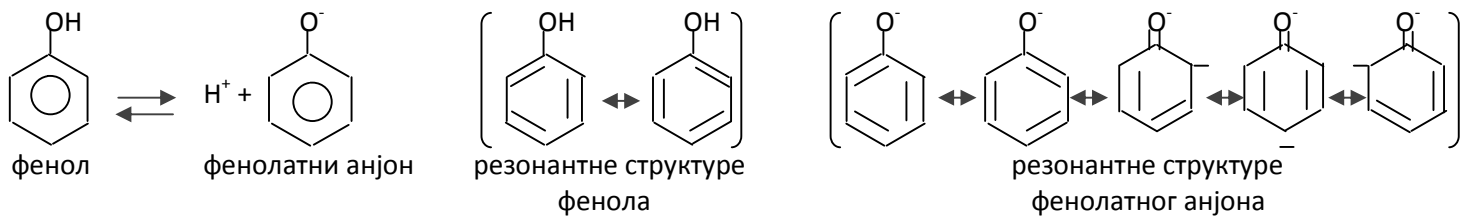
### Физичке особине фенола

Најједноставнији феноли су течности или чврсте супстанце ниске ТТ. Имају високе ТК јер су молекули међусобно повезани водоничним везама. Они изомери чији молекули граде интермолекулске водоничне везе (водоничне везе се успостављају између група унутар самог молекула), па се не могу повезивати са другим молекулима, имају ниже ТТ и ТК, испарљивији су и мање су растворни у води.

Сам фенол је делимично растворан у води (гради водоничне везе са молекулима воде). Остали феноли су углавном нерастворни у води.

Феноли су углавном безбојни, али лако подлежу оксидацији, а оксидациони производи су обично обојени (непречишћени феноли могу бити обојени).

Феноли су јаче киселине од воде и алкохола, али знатно слабије од карбоксилних киселина (многи су слабији од угљене киселине). Феноксидни анјон више је стабилизован резонанцијом од самог фенола чиме је олакшано отпуштање водониковог јона.

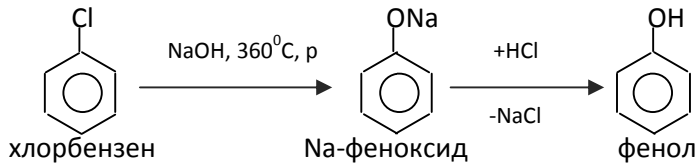


Супституенти утичу на киселост:

- групе које привлаче електроне повећавају киселост (-X, -NO<sub>2</sub>)
- групе које отпуштају електроне смањују киселост (CH<sub>3</sub>-).

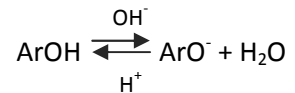
### Индустријско добијање

- Из катрана каменог угља
- Из етарских уља разних биљака – ароматичне супстанце (нпр.ванилин из ванилије, тимол из уља мајчине душице и метвице, сафрол из уља сасафраса, еугенол из мирођије, анетол из аниса).
- Синтетичко добијање



### Хемијске особине фенола

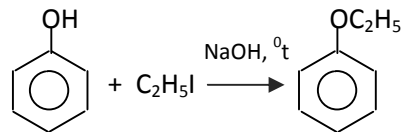
- Киселост. Настајање соли.



- Добијање етара

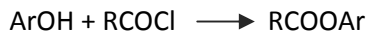


пример:



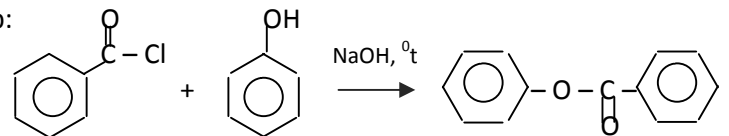
фенол                      фенил-етил-етар (фенетол)

- Добијање естара



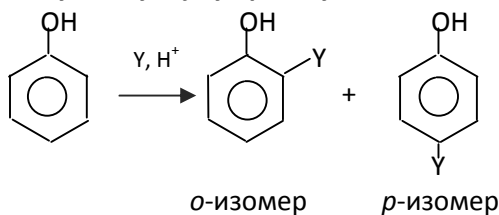
хлорид -HCl    естар  
киселине

пример:

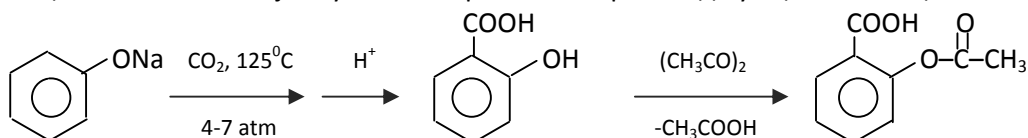


бензил-хлорид                      фенол                      фенил-бензоат

- Супституција у прстену



Постоји још низ реакција којима подлежу феноли (нпр. стварање алдехида, полимеризација итд.). Реакцијом фенола са формалдехидом долази до стварања полимера новолака, а са хлороформом до стварања салицилне киселине која служи као сировина за производњу ацетил-салицилне киселине – аспирина.



Na-феноксид

салицилна кис.

ацетил-салицилна кис. (аспирин)

Феноли се користе и као дезинфекциона средства.

## Питања и задаци:

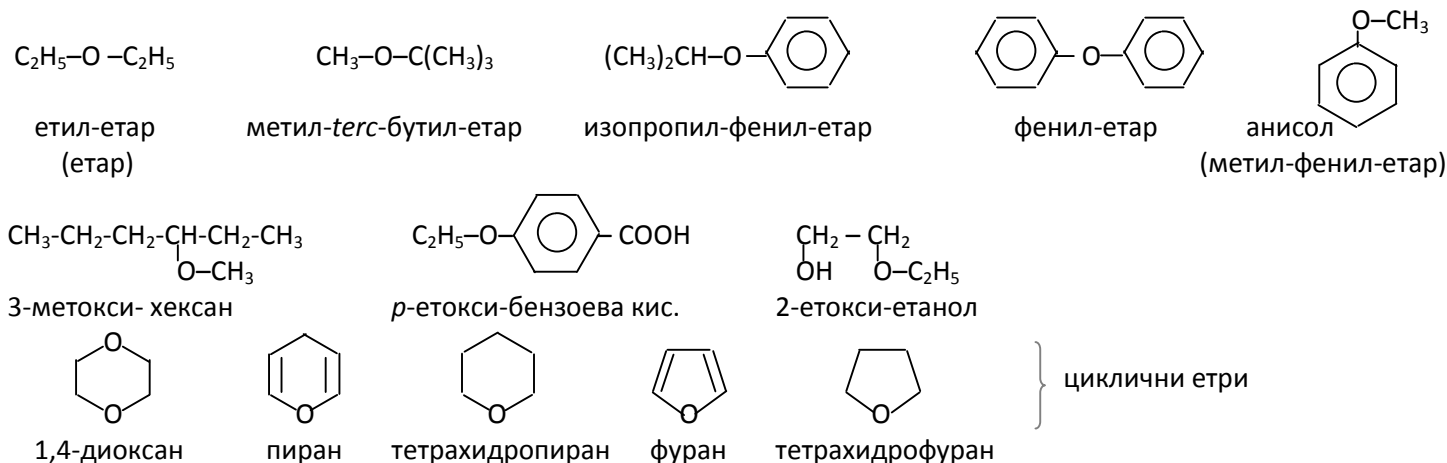
- Шта су феноли?
- Која је општа формула фенола?
- Како се дају имена фенолима?
- Какве су физичке особине фенола и зашто?
- Које су најважније реакције којима подлежу феноли? (киселост, супституција у прстену) – Написати примере.
- Која је примена фенола?
- Написати формуле фенола, m-крезола, o-хлор-фенола, p-нитро-фенола.

## ЕТРИ

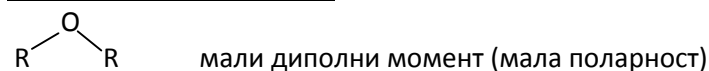
Општа формула етара је  $\underline{R-O-R'}$ ,  $\underline{R-O-Ar}$ ,  $\underline{Ar-O-Ar}$ . Етри имају исту молекулску формулу као алкохоли, али различиту структуру и особине – етри и алкохоли су структурни изомери.

### Номенклатура етара

Имена се најчешће дају тако да се именима две угљоводоничне групе које су повезане преко кисеоника додаје реч етар. Уколико једна од угљоводоничних група има компликованије име етри се именују као алкоксидеривати одређеног једињења. Симетрични етри имају исте угљоводоничне групе везане преко кисеоника, а асиметрични различите. Код симетричних етара треба навести само име угљоводоничне групе и реч етар (није потребно испред имена угљоводоничне групе наводити грчки префикс „ди“ који је био обавезан по застарелој номенклатури). Ова класа једињења је добила име по најпознатијем представнику класе етил-етру (некада само етар).



### Физичке особине етара



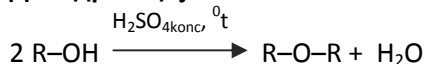
Молекули етара не могу међусобно да се повезују водоничним везама (молекули нису асосовани), па имају релативно ниске ТТ и ТК (ТК отприлике као алкани исте  $M_r$ ), знатно ниже од одговарајућих алкохола.

Растворљивост у води је слична као код алкохола исте  $M_r$  (граде водоничне везе са молекулима воде).

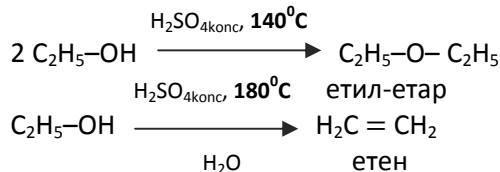
Етри су важни органски растварачи. Етил-етар је познати анестетик и важан растварач.

### Добијање етара

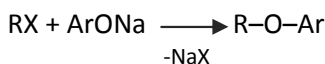
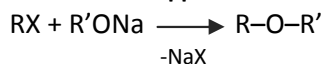
- Дехидратација алкохола



пример:



- Из алкил-халогенида и алкоксида



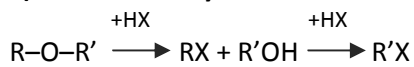


## Хемијске особине етара

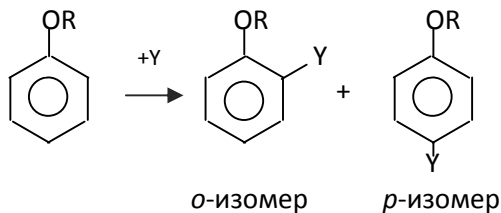
Алифатични етри на ваздуху прелазе у нестабилне пероксиде (експлозивни су чак и у малим концентрацијама).

Етри су релативно нереактивна једињења. Етарска веза је отпорна према базама и нередукујућим средствима, а подлеже једино цепању помоћу киселина.

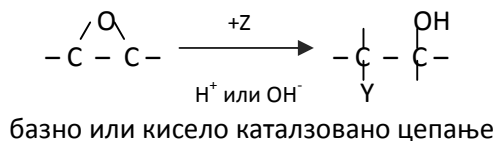
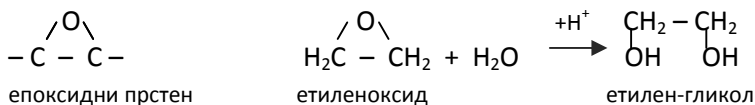
### - Цепање помоћу киселина



### - Супституција код ароматичних етара



**Епоксиди** су посебна врста цикличних етара који су врло реактивни. Садрже трочлани епоксидни прстен који лако пуца.



## Питања и задаци:

- Шта су етри?
- Како се дају имена етрима?
- Какве су физичке особине етара и зашто?
- Каква је примена етара?
- Како се добијају етри?
- Каква је реактивност етара? Којим хемијским реакцијама подлежу етри?
- Шта су епоксиди?
- Написати формуле етил-етра, метил-терс-бутил-етра, фенол-етра, метил-фенил-етра, 3-метокси-хексана, метил-етил-етра, 2-метокси-3-метил-пентана, 3-метокси-3-метил-2-хексанола, етиленоксида.

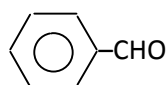
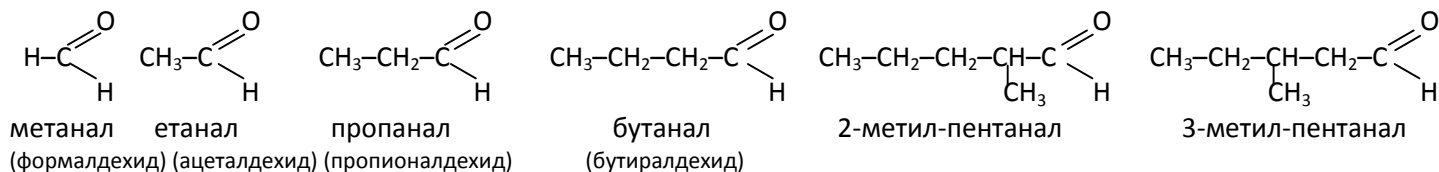
## АЛДЕХИДИ И КЕТОНИ

**Алдеҳиди и кетони** садрже карбонилну групу  $\text{>C=O}$ , па се називају карбонилна једињења. Карбонилна група је планарне структуре (C- и O-атоми су  $sp^2$ -хибридизовани) и даје главну карактеристику овим једињењима. Већином имају сличне особине. Алдеҳиди лакше подлежу реакцији оксидације и реактивнији су од кетона (због H-атома везаног за карбонилну групу). Молекули имају велики диполни момент. Чине хомологе низове.

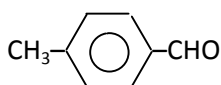
Општа формула алдеҳида је  $\text{R}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{matrix}$ , а кетона  $\begin{matrix} \text{R}_1 \\ \diagdown \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagup \\ \text{R}_2 \end{matrix}$  ( $\text{R}_1$  и  $\text{R}_2$  могу бити алифатичне или ароматичне групе).

### Номенклатура алдеҳида и кетона

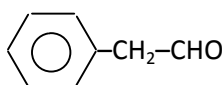
Према IUPAC номенклатури имена **алдеҳиди** добијају имена тако што се називу одговарајућег угљоводоника из кога су изведени додаје наставак **-ал**. Положаји супституената се означавају бројевима почев од карбонилног C-атома (C-1). Тривијална имена се изводе из имена одговарајуће карбоксилне киселине из које су добијени редукцијом тако што се основи имена киселине дода наставак -алдеҳид.



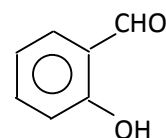
бензалдеҳид



p-толуилалдеҳид

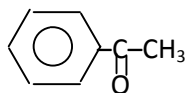


фенил-етанал

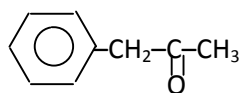


o-хидрокси-бензалдеҳид  
(салицил-алдеҳид)

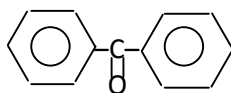
Према IUPAC номенклатури **кетони** добијају имена према најдужем низу C-атома за који је везана карбонилна група. На име угљоводоника из кога је изведен кетон додаје се наставак **-он**. Положаји супституената се означавају бројевима тако да се бројање врши са оног краја низа коме је ближа карбонилна група. Испред имена основног низа бројем се означава положај карбонилне групе. Кетон у коме је карбонилна група директно везана за бензенов прстен је **фенон**. Тривијална имена се изводе тако што се именима обе угљоводоничне групе везане за карбонилну групу додаје наставак -кетон. Најједноставнији кетон има посебно име ацетон.



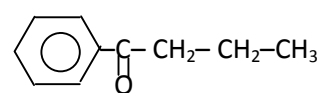
ацетофенон



1-фенил-2-пропанон



бензофенон



n-бутирофенон

### Физичке особине алдеҳида и кетона

Алдеҳиди и кетони су поларна једињења (карбонилна група је поларна). Имају релативно високе ТК у односу на неполарна једињења исте Mr. Молекули не могу међусобно да се повезују водоничним везама, па су им ТТ ниже од одговарајућих алкохола и карбоксилних киселина, али знатно више од одговарајућих угљоводоника.

Нижи алдеҳиди и кетони се добро растварају у води (успостављају се водоничне везе са молекулима воде). Једињења са 5 C-атома и више имају ограничену растворљивост у води. Добро се растварају у органским растварачима.

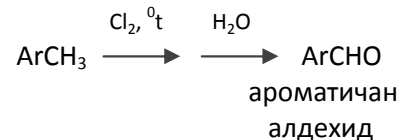
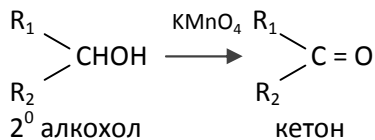
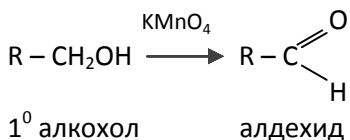
Формалдеҳид (метанал) је гас (ТК  $-21^{\circ}\text{C}$ ). На тржишту је у облику воденог раствора (формалин) или као неки од чврстих полимера (параформалдеҳид, триоксан) из којих се мономер добија загревањем. Користи се за добијање фенолформалдеҳидних смола, као растварач, за препарирање.

Ацеталдехид (етанал) је лако испарљива течност (ТК 20°C) и у облику је тримера. Мономер се добија загревањем са киселином.

Ацетон се веома много користи као растварач.

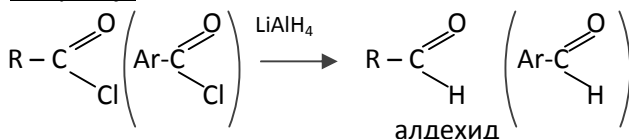
### Добијање алдехида и кетона

#### Оксидација

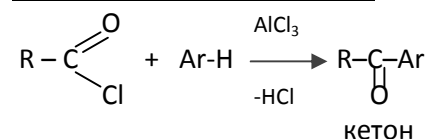


#### Из киселинских хлорида

##### Редукција

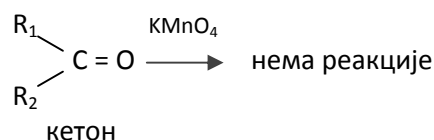
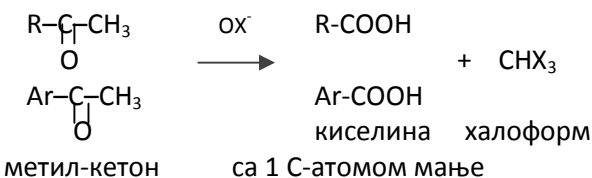
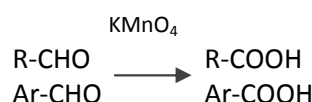
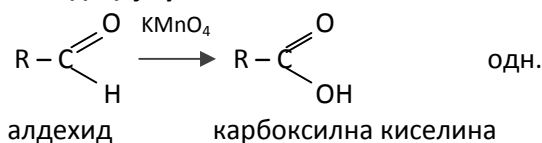


##### Friedel-Crafts-ово ациловање

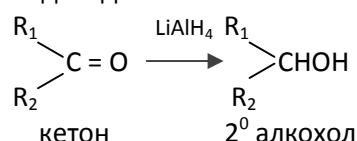
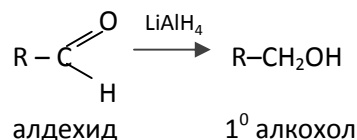
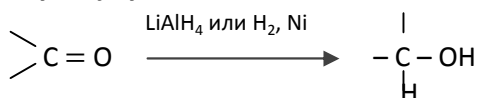


### Хемијске реакције алдехида и кетона

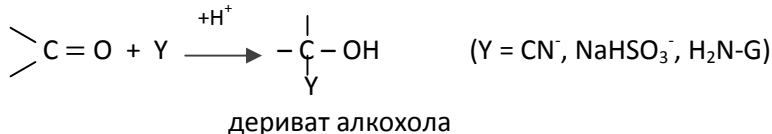
#### Оксидација у киселине



#### Редукција у алкоhole

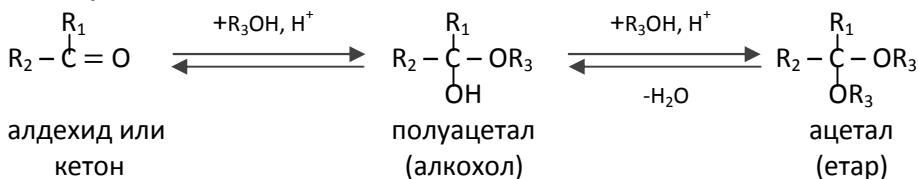


#### Адиција на карбонилну групу



Адиција је карактеристична реакција за двоструку везу, па и за карбонилну групу.

#### Адиција алкохола



Раскида се двострука C=O веза у карбонилном једињењу и O-H веза у алкохолу. H-атом из алкохола везује се за O-атом, а -OR<sub>3</sub> из алкохола за C-атом који потиче из карбонилне групе. Даљом реакцијом полуацетала са алкохом OH-група полуацетала реагује са OH-групом алкохола и гради се етарска група уз издвајање воде.

### Питања и задаци:

- Шта су алдехиди и кетони? Која им је функционална група?
  - Која је општа формула алдехида и кетона?
  - Како се дају имена алдехидима и кетонима?
  - Какве су физичке особине алдехида и кетона и зашто?
  - Како се добијају алдехиди и кетони?
  - Које су најважније хемијске реакције алдехида и кетона?
  - Шта алдехиди дају реакцијом оксидације, а шта кетони?
  - Шта алдехиди дају реакцијом редукције, а шта кетони?
  - Која је реакција карактеристична за двоструку везу?
  - Шта се добија адицијом алкохола на алдехид или кетон?
1. Задатак – Написати рационалне формуле следећих једињења: 2-хлор-етанала, 3-метил-бутанона, ацетофенона, 4-фенил-2-бутанона.
  2. Задатак – Написати реакције и називе производа оксидације 1-бутанола, 2-бутанола, толуена.
  3. Задатак – Написати реакцију и назив производа између хлорида етанске киселине и бензена у присуству  $AlCl_3$ .
  4. Задатак – Написати реакције и називе производа оксидације 2-метил-пропанала, 2,2-диметил бутанала.  
Задатак – Написати реакције и називе производа редукције етанала, 2-метил-3-пентанона, бензалдехида, 2,3-диметил-бутанала, 2,4-диметил-3-хексанона.
  5. Задатак – Написати реакције адиције метанола на бутанон.

## КАРБОКСИЛНЕ КИСЕЛИНЕ

Општа формула карбоксилних киселина је  $R-C \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$  ( $RCOOH$ ). Садрже врло поларну карбоксилну групу.

R-група може бити алифатична (засићена или незасићена) или ароматична група. Као и остале класе органских једињења и карбоксилне киселине чине хомологи низ. У молекулу могу имати једну или више карбоксилних група.

### Подела карбоксилних киселина

- Подела према типу R-остатка
  - алифатичне (засићене и незасићене)
  - ароматичне
- Подела према броју COOH-група
  - монокарбоксилне
  - поликарбоксилне (дикарбоксилне, трикарбоксилне, тетракарбоксилне итд.)
- Подела према броју C-атома (дужини R-остатка)
  - ниже (до 10 C-атома)
  - више (преко 10 C-атома – обично се називају више масне киселине и улазе у састав масти и уља)

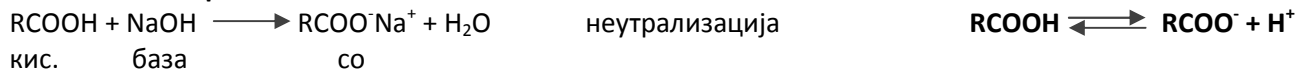
### Номенклатура карбоксилних киселина

Према IUPAC номенклатури имена киселинама се дају тако што се називу одговарајућег угљоводоника из кога је изведена дода наставак –киселина. Положај супституента се означава бројем C-атома на ком се налази, а бројање C-атома у основном низу почиње од карбоксилног C-атома (C-1). Већина карбоксилних киселина има тривијално име које нема много везе са структуром, већ је дато према извору из ког је киселина изолована. Код тривијалних назива положаји супституената се обележавају словима грчког алфабета тако што је  $\alpha$ -C-атом онај који је везан за карбоксилну групу,  $\beta$ -C-атом је следећи у низу итд.



## Хемијске особине карбоксилних киселина

### - Киселост – стварање соли



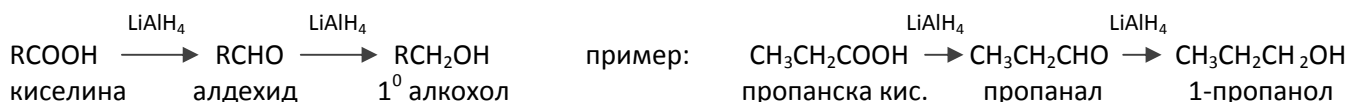
Карбоксилне киселине су слабе киселине и делимично (повратно) дисосују.

Карбоксилатни анијон је стабилнији од молекулског облика јер је више стабилизован резонанцијом.

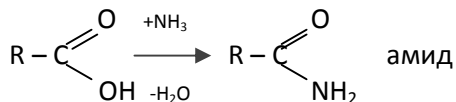
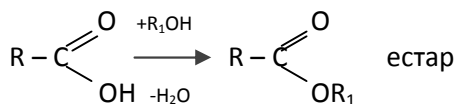
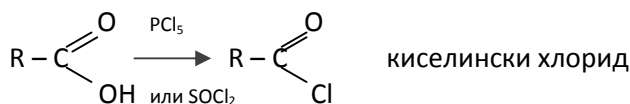
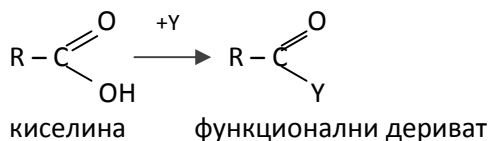
Карбоксилне киселине су знатно слабије од неорганских киселина. Метанска (мравља) и етанска (сирћетна) киселина су доста јаче од осталих карбоксилних киселина, али и оне спадају у слабе киселине. Са порастом броја С-атома опада киселост. Халогени супституент у молекулу повећава киселост и што је ближи карбоксилној групи то је киселина јача. Ефекат се губи код 5 С-атома. Већи број присутних халогених супституената повећава киселост. Алкил-супституенти смањују киселост. Код ароматичних киселина алкил-група смањује, а халоген повећава киселост уколико је у *m*- и *p*-положају у односу на СООН-групу, док је *o*-супституисана киселина знатно јача од *m*- и *p*-супституисаних и алифатичних киселина без обзира на тип супституента.

Алкалне соли (Na, K) виших масних киселина (сапуни) су растворне у води, а земноалкалне (Mg, Ca) нису.

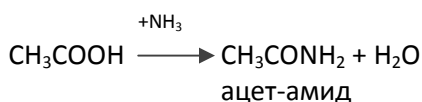
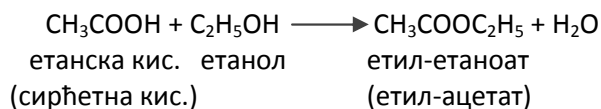
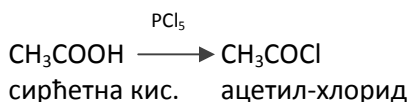
### - Редукција



### - Превођење у функционалне деривате



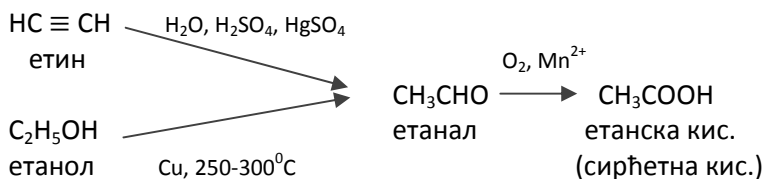
примери:



## Најпознатије карбоксилне киселине

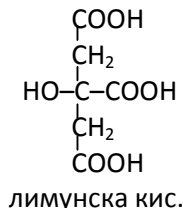
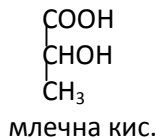
**Сирћетна киселина** је једна од најјачих карбоксилних киселина, али је знатно слабија од неорганских. Користи се у домаћинству, као растварач и као сировина у индустрији (нпр. за добијање деривата целулозе, аспирин итд.).

Индустријско добијање – каталитичка оксидација етанола или етанала (ацет-алдехида)



Оксидацијом етанола ваздухом уз ензим из микроорганизама као катализатор добија се водени раствор сирћетне киселине – винско сирће.

**Акрилна киселина** (пропенска кис.)  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$  се користи као сировина за производњу пластичних маса полиакрилата.



**Млечна киселина** настаје у мишићима при напору.

**Јабучна киселина** се налази у воћу и воћним соковима.

**Винска киселина** се налази у вину.

**Лимунска киселина** се налази у јужном воћу, а у свим организмима учествује у метаболичком процесу (Кребсов циклус – метаболизам аминокиселина, шећера и липида је повезан овим циклусом).

**Бутерна киселина** се налази везана у масноћама у млеку, а слободна се налази у ужеглом бутеру.

**Више масне киселине** су више алифатичне монокарбоксилне киселине парног броја C-атома и равнот низа. Налазе се у биљним и животињским мастима, фосфолипидима (изграђују ћелијске мембране), гликолипидима, восковима. Могу бити засићене или незасићене (са једном или више двоструких веза или троструком везом у молекулу). Ако масти садрже више засићених киселина на собној температури су у чврстом агрегатном стању (лој, сало, свињска маст), а ако садрже више незасићених киселина на собној температури биће у течном агрегатном стању (уља биљака). Животиње не могу синтетисати полинезасићене више масне киселине, па се оне морају уносити путем хране – есенцијалне масне киселине. Код природних полинезасићених масних киселина све двоструке везе су изоловане (прва се уводи у положају 9, друга у положају 12, трећа у положају 15 итд.) и све су Z-конфигурације. Због компликованости назива по IUPAC номенклатури користе се тривијална имена.

$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$	палмитинска кис.	}	засићене
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$	стеаринска кис.		
$\text{C}_{15}\text{H}_{29}\text{COOH}$	палмитолеинска кис. (1 двострука веза)	}	незасићене
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	олеинска кис. (1 двострука веза)		
$\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$	линолна кис. (2 двоструке везе)		
$\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$	линоленска кис. (3 двоструке везе)		
$\text{C}_{19}\text{H}_{31}\text{COOH}$	арахидонска кис. (4 двоструке везе)		

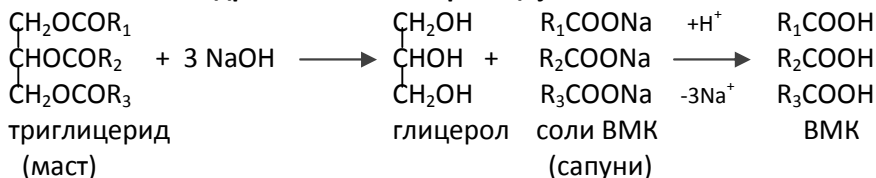
У природи су најраспрострањеније **палмитинска, стеаринска и олеинска киселина**. Ове киселине и њихови деривати (соли, естри) користе се за израду козметичких препарата.

**Линоленска киселина** се налази у ланеном уљу, лако се оксидује при чему очвршћава (сушиво уље), па се користи за израду премаза и лакова.

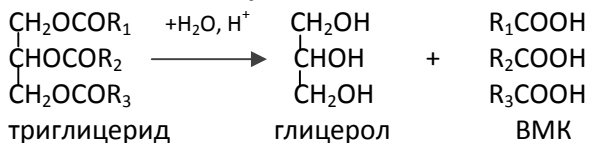
**Арахидонска киселина** је неопходна човечијем организму јер од ње настају простагландини (луче се при упалним процесима). Налази се у кикирикију и индијском ораху.

### Добијање виших масних киселина

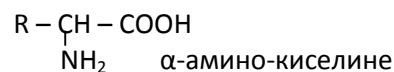
#### - Базна хидролиза – сапонификација



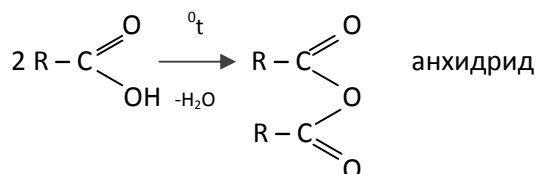
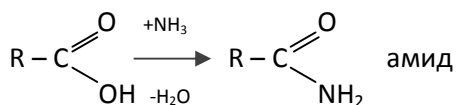
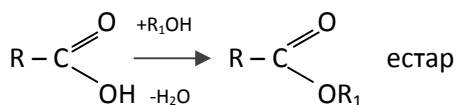
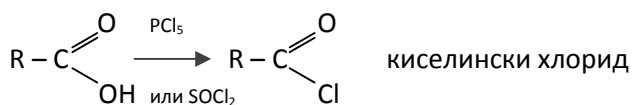
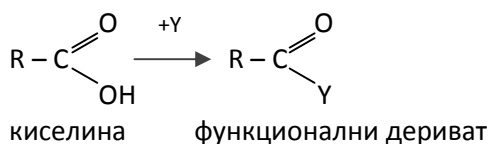
#### - Кисела хидролиза



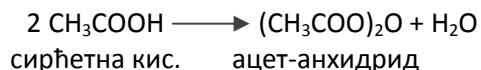
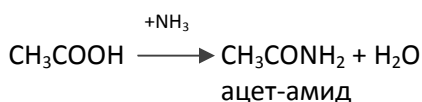
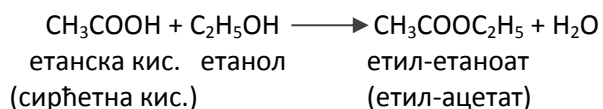
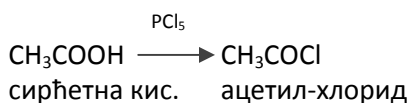
**Амино-киселине** су неопходне свакој живој ћелији – изграђују протеине.



## Деривати карбоксилних киселина



примери:



Реактивност функционалних деривата карбоксилних киселина:      хлорид > анхидрид > естар > амид

Сви деривати садрже **ацил-групу**  $\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \end{array}$  и поларни су.

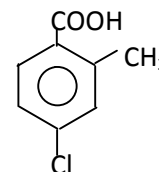
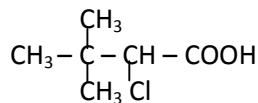
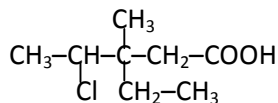
Хлориди и анхидриди имају приближно исте ТТ и ТК као алдехиди и кетони исте Мг. Хлориди имају оштар надражујући мирис. Амиди имају високе ТК (граде интермолекулске водоничне везе). Естри су лако испарљиви и имају карактеристичан пријатан мирис. Често су добри растварачи (нпр. етил-ацетат). Масне супстанце (масти и уља, фосфолипиди, гликолипиди, воскови) су естри виших масних киселина. Протеини су полиамидни низови. Сви деривати се једноставно преводе хидролизом у киселине или деривате који су мање реактивни. Реактивнији су од киселина, па се често киселине преводе у деривате (посебно хлориде) ради лакше даље реакције са неком другом супстанцом.



## Питања и задаци:

- Шта су карбоксилне киселине?
- Која је функционална група и општа формула карбоксилних киселина?
- Како делимо карбоксилне киселине?
- Како се дају имена карбоксилним киселинама?
- Какве су физичке особине карбоксилних киселина и зашто?
- Како се добијају карбоксилне киселине?
- Написати реакције добијања 3-хлор-бутанске киселине, оксалне киселине и *o*-хлор-бензојеве киселине.
- Које су најважније хемијске реакције којима подлежу карбоксилне киселине?
- Како карбоксилне киселине реагују са базама?
- Какве су јачине карбоксилне киселине?
- Шта дају карбоксилне киселине редукцијом?
- У које функционалне деривате можемо превести карбоксилне киселине?
- Који су најважнији деривати карбоксилних киселина?
- Какве су особине функционалних деривата карбоксилних киселина?
- Какав је значај функционалних деривата карбоксилних киселина?
- Које су најзначајније карбоксилне киселине?
- Како се индустријски добија сирћетна киселина и која јој је примена?
- Какве су особине виших масних киселина и зашто су значајне?
- Како се добијају више масне киселине?

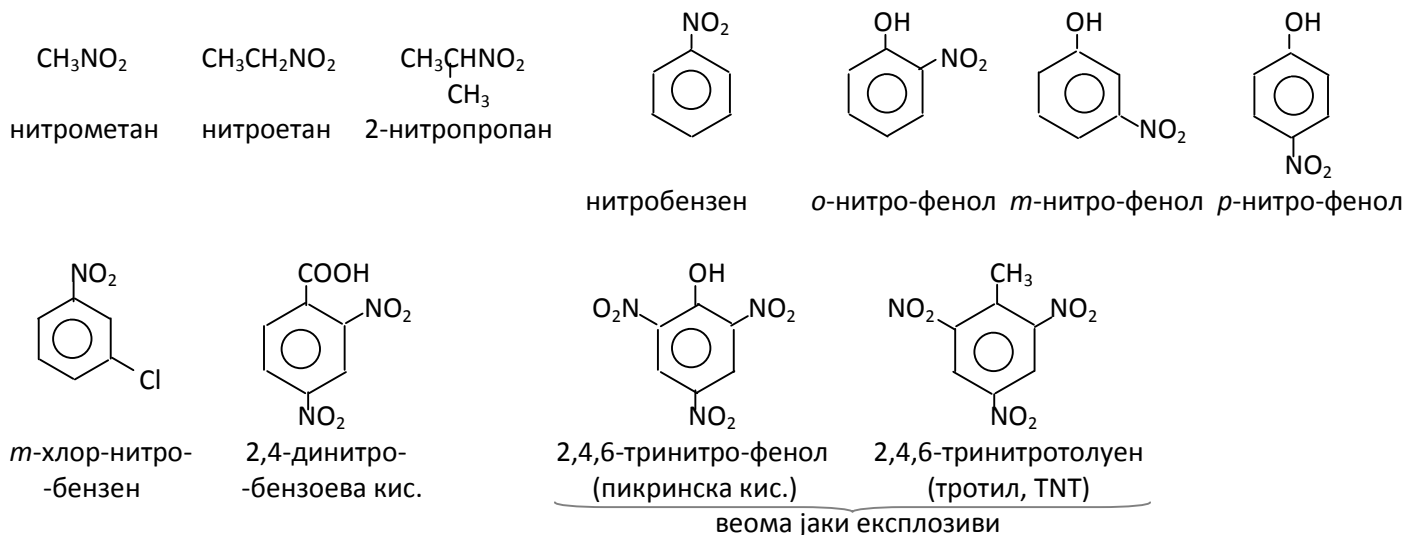
1. Задатак – Написати имена следећих једињења:



2. Задатак – Написати рационалне формуле следећих једињења:  $\alpha$ -хлор-сирћетна киселина, *m*-хлор-бензојева киселина, оксална киселина, хлорид метанске (мравље) киселине (формил-хлорид), амид пропанске киселине (пропион-амид), пропенска киселина, 3-метил-2-етил-пентанска киселина, 3-хлор-бутанска киселина, *o*-хлор-бензојева киселина.
3. Задатак – Написати реакцију и називе производа потпуне оксидације 3-метил-1-бутанола.
4. Задатак – Написати реакцију и назив производа оксидације бутил-бензена.
5. Задатак – Написати реакцију и називе производа потпуне редукције 2-хлор-пропанске киселине.
6. Задатак – Написати реакцију и назив производа потпуне редукције оксалне киселине.
7. Задатак – Написати рационалне формуле следећих једињења: 3-метил-2-хлор-хексанска киселина, 2-хлор-етанска киселина, *p*-хидрокси-бензојева киселина, хлорид етанске киселине (ацетил-хлорид).
8. Задатак – Написати реакцију и називе производа потпуне оксидације 2-метил-1-пропанола.
9. Задатак – Написати реакцију и назив производа оксидације *o*-диетил-бензена.
10. Задатак – Написати реакцију и називе производа потпуне редукције 2-метил-бутанске киселине.
11. Задатак – Написати реакцију и назив производа потпуне редукције *o*-хлор-бензојеве киселине.
12. Задатак – Написати реакцију и назив производа 2-метил-пропанске киселине са метанолом.
13. Задатак – Написати реакцију и назив производа етанске киселине са амонијаком.
14. Задатак – Написати реакцију и назив производа  $\alpha$ -хлор-сирћетне киселине са амонијаком.
15. Задатак – Написати реакцију и назив производа стеаринске киселине са NaOH.
16. Задатак – Написати реакцију добијања пропанске киселине из пропана.

## НИТРО-ЈЕДИЊЕЊА

Општа формула **нитро-једињења** је **R – NO<sub>2</sub>**. Садрже нитро-групу – **NO<sub>2</sub>**. Нитро-једињења су веома експлозивна (опасне су супстанце). R-група може бити алифатична или ароматична. Као и остала органска једињења чине хомологе низове. При номенклатури се нитро-група сматра супституентом у једињењу.

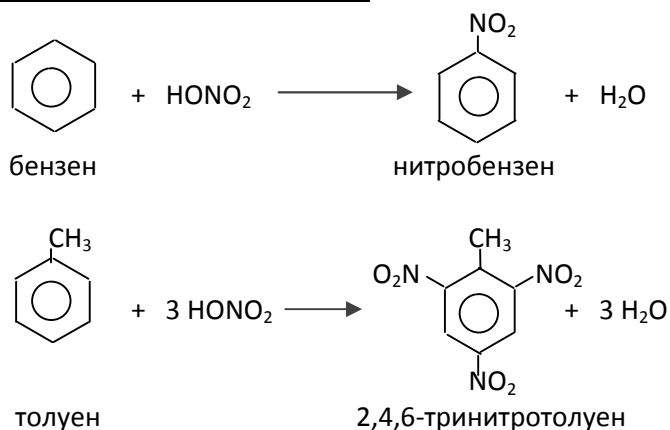


Нитро-једињења садрже поларну нитро-групу и могу градити водоничне везе. Имају више ТТ и ТК од одговарајућих угљоводоника, али ниже од одговарајућих алкохола.

Нитро-једињења су добри растварачи. Користе се као нитро-разређивачи за боје. Отровни су, лако испарљиви и удисањем изазивају мучнину и вртоглавицу.

Сва нитро-једињења су веома опасне супстанце и могу експлодирати, а та опасност се повећава са порастом броја нитро-група у молекулу. Тротил је веома јак и бризантан експлозив. Некада се користио у војне сврхе, а данас углавном у техничке и индустријске сврхе. Јачина свих осталих експлозива одређује се према тротилу.

### Добијање нитро-једињења



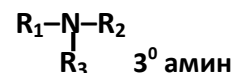
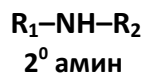
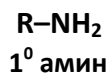
### Хемијске реакције нитро-једињења

- Редукција – превођење у амине



## АМИНИ

Општа формула амина је

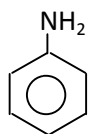
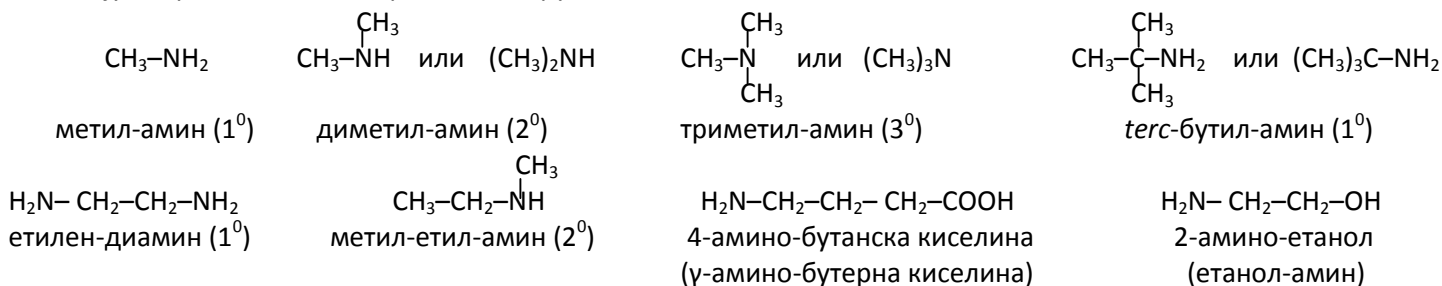


Молекул има тетраедарску структуру ( $sp^3$  хибридизација N-атома). Изводе се из амонијака ( $\text{NH}_3$ ). Могу бити алифатични или ароматични. Могу садржати више амино-група у молекулу.

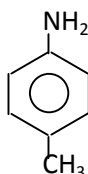
Амини су **изразито базна једињења** (боје лакмус у плаво). Алифатични амини су базни скоро као амонијак, а ароматични знатно мање.

### Номенклатура амина

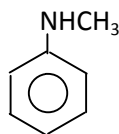
Имена аминима се изводе тако што се именима R-група додаје наставак **-амин**. Најједноставнији ароматичан амин има посебно име анилин. Уколико се у молекулу налази ОН- или СООН-група амино-група се сматра супституентом у молекулу алкохола одн. карбоксилне киселине, а њен положај се одређује према положају хидроксилне одн. карбоксилне групе.



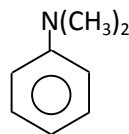
анилин  
(1<sup>0</sup>)



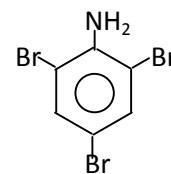
p-толуидин  
(1<sup>0</sup>)



N-метил-анилин  
(2<sup>0</sup>)



N,N-диметил-анилин  
(3<sup>0</sup>)



2,4,6-трибром-анилин  
(1<sup>0</sup>)

### Физичке особине амина

Амини су поларна једињења и могу да граде водоничне везе (1<sup>0</sup> и 2<sup>0</sup> амини могу градити интермолекулске и интрамолекулске водоничне везе, а 3<sup>0</sup> амини само интермолекулске).

Амини имају више ТТ и ТК од неполарних супстанци исте M<sub>r</sub>, али знатно ниже од одговарајућих алкохола и карбоксилних киселина (1<sup>0</sup> и 2<sup>0</sup> амини имају више ТТ и ТК од 3<sup>0</sup> амина јер се молекули асосују водоничним везама, што молекули 3<sup>0</sup> амина не могу – молекули 1<sup>0</sup> амина граде две, а 2<sup>0</sup> амина једну водоничну везу).

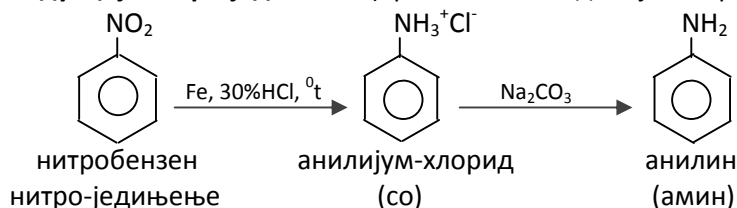
Амини су растворни у растварачима који су мање поларни од воде (етар, алкохол, бензен и сл.). Нижи амини (до 6 C-атома) се растварају у води (молекули амина успостављају водоничне везе са молекулима воде).

Метил- и етил-амин имају мирис сличан амонијаку, а неки виши амини имају непријатан мирис на рибу. Ароматични амини су често врло отровни, а могу продрети у организам и кроз кожу.

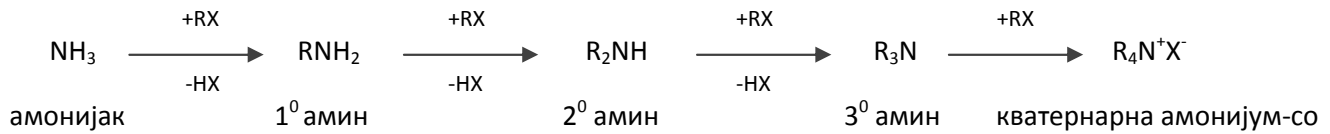
### Добијање амина

Неки једноставнији и најважнији амини индустријски се добијају поступцима који се не могу применити у лабораторији.

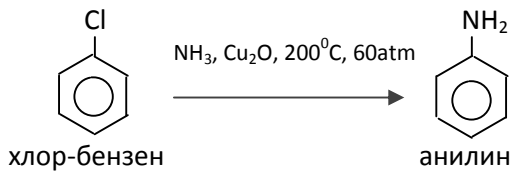
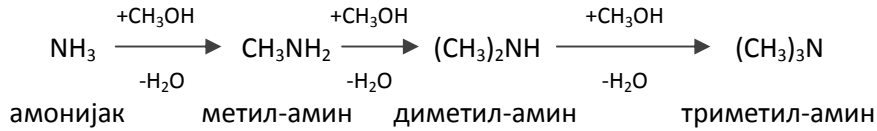
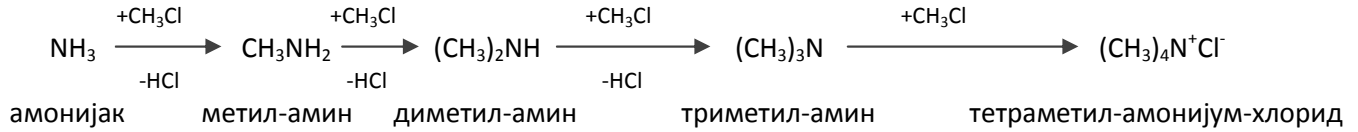
- **Редукција нитро-једињења** (првенствено за добијање ароматичних амина)



- **Алкиловање**



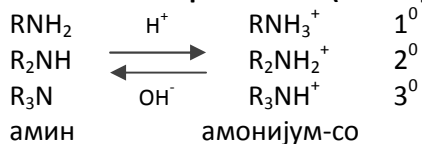
примери:



Анилин се користи као основна сировина у индустрији боја.

**Хемијске особине амина**

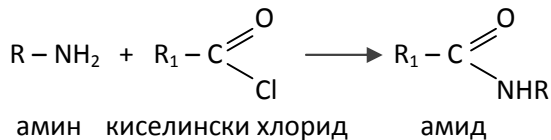
- **Базност – стварање соли (са неорганским киселинама)**



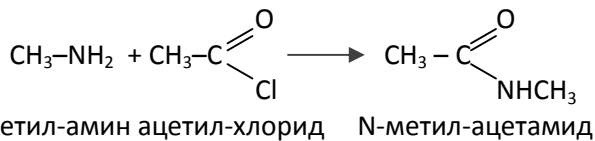
(нерастворан у води)                      (растворна у води)

Амонијум-соли су типична јонска једињења – чврсте кристалне неиспарљиве супстанце високих ТТ (често се распадају на нижим температурама од ТТ). Халогениди, сулфати и нитрати су растворни у води, а нерастворни у органским растварачима.

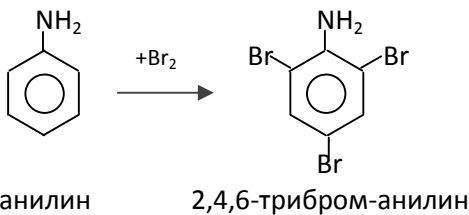
- **Превођење у амиде (са карбоксилним киселинама)**



пример:



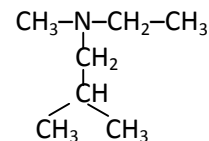
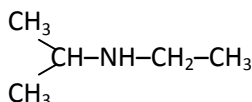
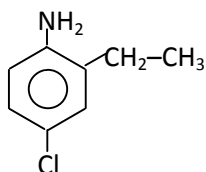
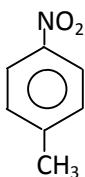
- **Супституција у прстену (код ароматичних амина)**



NH<sub>2</sub>-група снажно активира ароматичан прстен и диригује супституцију у о- и р-положаје.

### Питања и задаци:

- Шта су нитро-једињења?
  - Која је општа формула нитро-једињења?
  - Какве особине имају нитро-једињења?
  - Како се добијају нитро-једињења?
  - Којој хемијској реакцији подлежу нитро-једињења?
  - Шта су амини?
  - Која је општа формула амина?
  - Како делимо аminer?
  - Како се дају имена аминима?
  - Какве су физичке особине амина?
  - Како се добијају амини?
  - Које су најважније хемијске реакције којима подлежу амини?
  - Шта амини дају реакцијом са неорганским киселинама?
  - Какве су особине амонијум-соли?
  - Шта амини дају реакцијом са карбоксилним (органским) киселинама?
  - У којим положајима се врши супституција код ароматичних амина?
1. Задатак – Написати рационалне формуле следећих једињења:  
m-хлор-нитро-бензен, етил-диметил-амин, *tert*-бутил-амин.
  2. Задатак – Написати називе следећих једињења:



3. Задатак – Написати реакцију и назив производа  $\alpha$ -хлор-сирћетне киселине са метил-амином.
4. Задатак – Написати реакцију и назив производа етил-амина са пропил-хлоридом.
5. Задатак – Написати реакцију и називе производа хлоровања анилина.
6. Задатак – Написати реакцију и назив производа диетил-амина са HCl.

## **ХЕТЕРОЦИКЛИЧНА ЈЕДИЊЕЊА, АЛКАЛОИДИ И АНТИБИОТИЦИ**

Биохемија је истовремено грана биологије и органске хемије која проучава биологију на молекулском нивоу. Највећи број молекула који учествује у животним процесима (биомолекула) веће су и сложеније грађе од молекула које смо до сада сусретали. Ни њихова околина – живи организам – не може се због своје сложености упоредити са реакционим условима који постоје у реакционој смеси органског хемичара. Физичке и хемијске особине ових молекула ипак се могу извести из структуре молекула, као и особине других органских једињења. Хемија биолошких дешавања је многострана и замршена, али се проучавање биохемије мора темељити на тачном познавању основа органске хемије. Биомолекули су веома велики, па се њихова структура разматра на различитим нивоима: редослед функционалних група и конфигурација, конформација, распоред група у молекулу, ефекти који су последица међумолекулских сила које делују између молекула, између различитих делова истог молекула, између биомолекула и растварача, особине ових молекула при настајању у епрувети, јер су оне основа реакција и у живом организму, примена основних знања органске хемије на ова сложена једињења и основне биохемијске промене ради стицања увида у начин на који структура молекула утиче на биолошко понашање.

Примарни метаболити – есенцијална једињења – производе их сви организми и основа су живота. То су аминокиселине, шећери, нуклеотиди, масне киселине, стероиди и њихови полимери протеини, сахариди, нуклеинске киселине и липиди.

Секундарни метаболити – природни производи – органска једињења природног порекла карактеристична за један или више сродних организама. Они често немају већег утицаја на опстанак организма који их производи (за разлику од примарних метаболита). У највећем броју случајева њихова стварна улога није позната. Многа природна једињења имају знатно већи утицај (биолошко дејство) на организме који их не производе, већ посредним путем са њима долазе у додир. Структуре секундарних метаболита могу бити врло различите (терпени, хетероциклична једињења, лактони, лактами итд.). Помоћу њих организам комуницира са околином (са јединкама исте или различите врсте). Феромони инсеката имају низ улога: сексуални феромони, служе за обележавање територије боравка, места где се налази храна, алармирају јединке исте врсте у случају опасности, одбијају грабљивице, групишу јединке исте врсте код социјалних инсеката итд. Код низа биљака откривени су секундарни метаболити са инсектицидним и фунгицидним особинама којима се биљке штите од грабљивица и гљивичних обољења.

### **Хетероциклична једињења**

Циклична једињења чији се прстен састоји само од С-атома су хомоциклична или алициклична једињења. Хетероциклична једињења садрже прстен који се састоји од различитих атома – поред С-атома прстен садржи и неки други атом (хетероатом), најчешће N, O или S.

Хетероцикличан прстен, као и хомоцикличан, може бити различите величине (најстабилнији су петочлани и шесточлани прстенови), могу бити алифатични или ароматични. При означавању места у прстену по правилу се хетероатом означава што мањим бројем.

Хетероциклична једињења припадају различитим класама једињења нпр. могу бити циклични анхидриди, имиди, лактони, лактами, етри, ацетали итд. У биолошком свету хетероцикличних једињења има свуда – угљени хидрати, нуклеинске базе, хем у хемоглобину, реактивна места у многим ензимима тј. витамини и други коензими нпр. NAD и NADP итд. Једноставнија хетероциклична једињења су добри растварачи (нпр. фуран, пирол, пиролидин, тиофен, пиран, пиридин итд.).

### **Алкалоиди**

Алкалоиди настају секундарним метаболизмом аминокиселина код биљака (само око 5% биљака производи алкалоиде). Базна су једињења – садрже азот. Различите су структуре. Имају разноврсна и углавном јака физиолошка дејства на друге организме који посредно долазе у додир са њима, а сами их не производе. Групи алкалоида припадају ефедрин, хорденин (из јечма), хигрин, никотин (из дувана), атропин или хиосцин (из бунике), кокаин (из коке), мескалин (из кактуса-врло јак халуциноген), опијумски алкалоиди-морфин, тебаин, кодеин (лабораторијским ацетиловањем морфина добија се хероин који је врло јак наркотик, док се метадон користи за лечење наркомана, јер изазива много мању зависност од морфина и хероина), стрихнин (изазива парализу мишића), лизергинска киселина (од које се лабораторијски добија јак халуциноген LSD), пиперин (љути принцип бибера и паприке, кофеин (у кафи и танинским чајевима), серотонин (неуропреносник у централном нервном систему; у слузокожи црева побуђује перисталтику) итд.

## **Антибиотици**

Антибиотици су једињења која инхибирају раст или размножавање бактерија и осталих микроорганизама. Имају велику важност у лечењу инфективних болести.

Антибиотици су гљивични метаболити који имају бактериостатско или бактерицидно дејство. Данас се могу добити и полусинтетичким или синтетичким путем.

Да би се неко једињење користило у медицинске сврхе као антибиотик потребно је да снажно делује на микроорганизме (бактерије), а да је што мање штетно за људски организам.

Антибиотици делују на различите начине:

- инхибирају функцију нуклеинских киселина бактерија (инхибирају репликацију DNK или синтезу RNK),
- инхибирају синтезу или функцију протеина бактерија (везују се за рибозоме и узрокују погрешно читање кода или се уграђују у протеин уместо неке јединице чиме се синтетише неактиван протеин),
- разарају ћелијску мембрану бактерија (изазивају лизирање ћелија бактерија),
- спречавају синтезу ћелијског зида бактерија (бактерије не могу да се заштите капсулом).

Не делују сви антибиотици на све бактерије – антибиотик има одређени спектар дејства. Бактерије лако мутирају, па могу постати резистентне на антибиотик или постати још опасније. Антибиотици не делују на вирус.

Препарати који делују на гљивице називају се антимикотици.

Са хемијског аспекта антибиотици припадају најразличитијим врстама једињења:

- неке аминокиселине које не улазе у састав протеина и налазе се слободне или у краћим пептидима код микроорганизама (азасерин, циклосерин, хлорамфеникол одн. хлоромецетин),
- пептидни антибиотици – садрже неуобичајене аминокиселине или су аминокиселине повезане на неуобичајен начин (пеницилини, валиномицин, грамицидин, актиномицин),
- макролидни антибиотици – садрже велики хетероциклични прстен (еритромицин),
- тетрациклини – имају компликовану прстенасту структуру (тетрациклин, терамицин, ауреомицин),
- антибиотици који садрже ретке шећере (стрептомицин),
- сулфанил-амиди.

### **Питања:**

- Шта су биомолекули?
- Шта су примарни метаболити?
- Шта су секундарни метаболити?
- Шта су хетероциклична једињења?
- Колико су разноврсна хетероциклична једињења и какав им је значај за живи свет?
- Шта су алкалоиди и какво дејство имају?
- Шта су антибиотици и како делују?

## САХАРИДИ

Из једноставних супстанци  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  уз енергију у облику сунчеве светлости и катализатор хлорофил у листу биљке се ствара шећер глукоза. Хиљаде молекула глукозе могу се повезати у веће молекуле целулозе (потпорни скелет биљке) или скроба (храна новој биљци која расте). Скроб, а понекад и целулоза, се цепа у првобитне молекуле глукозе када их нека животиња свари, ресорбује се у цревима и крвљу стиже у јетру где се везује у гликоген („животињски скроб“) који служи као резерва хране. По потреби се гликоген цепа на молекуле глукозе која се путем крви транспортује у ткива где се оксидује у  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  уз ослобађање енергије неопходне за животне процесе – исте оне енергије која је првобитно била прихваћена као сунчева светлост. Један део глукозе се у организму прерађује у масти, а један део у аминокиселине од којих се изграђују протеини.

Сахариди сачињавају највећи део наше хране (једемо житарице, воће и поврће), хранимо њима животиње од којих добијамо месо и маст, облачимо се у целулозу (памук, лан, вискоза, вештачка свила), градимо куће и израђујемо покућство од дрвета, пишемо на хартији.

Глукоза, целулоза, скроб и гликоген припадају групи органских једињења која се називају сахариди или угљени хидрати који чине највећи део органских супстанци на земљи. Претежно су биљног порекла, али су главни саставни део хране многих животиња и човека, а испуњавају и многе друге специфичне функције (саставни су део нуклеинских киселина, служе као потпорне супстанце, улазе у састав ћелијских мембрана, изграђују ткива, служе као резерва хране итд.).

Многи сахариди садрже угљеник, водоник и кисеоник у односу  $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$  и одатле потиче име угљени хидрати (што нема везе са структуром).

### Подела сахарида

- **Моносахариди** су најједноставнији шећери који се хидролизом не могу разложити на једноставније шећере. Састоје се од 3-9 C-атома, а у природи су најраспрострањенији они са 5 и 6 C-атома. Према хемијској структури су полихидрокси алдехиди (алдозе) или полихидрокси кетони (кетозе). Оптички су активне супстанце (скрећу раван поларизоване светлости).
- **Олигосахариди** су изграђени од више јединица моносахарида (од 2-10 моносахаридних јединица) међусобно повезаних гликозидним везама. Хидролизом се могу разложити на моносахариде из којих су изграђени.

Дисахариди се састоје из две моносахаридне јединице, трисахариди из три моносахаридне јединице итд. Служе као резерва хране или имају специфичне функције у организму.

- **Полисахариди** се састоје из великог броја моносахаридних јединица (чак неколико стотина или хиљада) међусобно повезаних гликозидним везама и могу се хидролизом разложити на моносахариде из којих су изграђени. Могу бити изграђени само из једне врсте моносахарида (хомополисахариди) или из више различитих моносахарида (хетерополисахариди), а могу бити и конјугована једињења (полисахарид је везан за молекул неке друге класе биомолекула нпр. гликопротеини, гликолипиди).  
Веома је велика разноликост полисахарида, нарочито код биљака. Углавном имају две улоге: изграђују ћелијске зидове (структурни полисахариди) или су резервне супстанце (резервни полисахариди). И код животиња полисахариди изграђују многа ткива (нпр. хитин изграђује оклоп и кутикулу ракова и инсеката, мукополисахариди се налазе у синовијалној течности, кожи, стакластом делу ока, везивном ткиву и хрскавици итд.), а многи имају и специфичне функције (нпр. хепарин је антикоагуланс).

### Особине и номенклатура сахарида

Сахариди су поларна једињења. Моносахариди и олигосахариди су растворни у води. Полисахариди се не растварају у води (због велике масе), али при одређеним условима неки могу градити колоидне растворе (скроб) или гелове (агар, пектини у воћу служе биљкама да задрже воду).

Сви моносахариди су редукујући шећери. Већина дисахарида су редукујући шећери (што зависи од начина на који су међусобно повезане моносахаридне јединице), а остали олигосахариди и полисахариди нису редукујући сахариди.

Пошто је сама структура сахарида веома сложена били би компликовани хемијски називи према IUPAC номенклатури. Због тога се ова имена не користе, већ су у употреби тривијална имена која су много једноставнија и одавно укорењена.



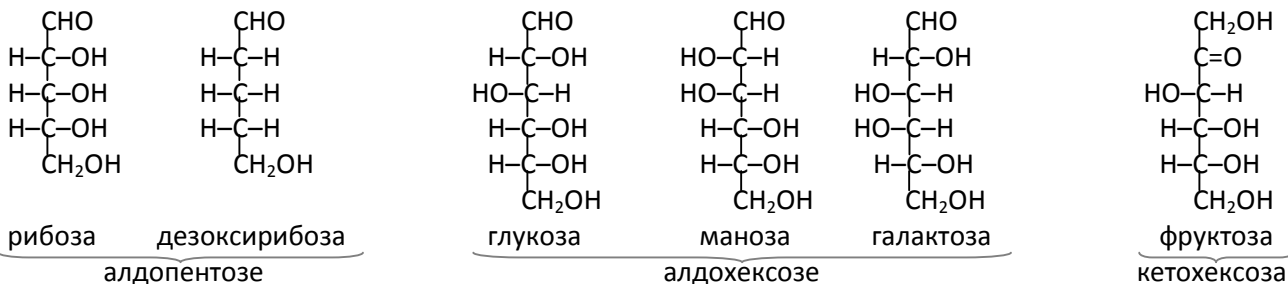
## МОНОСАХАРИДИ

Моносахариди су најједноставнији шећери који се хидролизом не могу разложити на једноставније шећере. Састоје се од 3-9 C-атома, а у природи су најраспрострањенији они са 5 и 6 C-атома. Према хемијској структури су полихидрокси алдехиди (алдозе) или полихидрокси кетони (кетозе) и њихови деривати (аминошећери, уронске киселине итд.). Поларна су једињења, растварају се у води, редукујући су шећери и оптички су активне супстанце (скрећу раван поларизоване светлости).

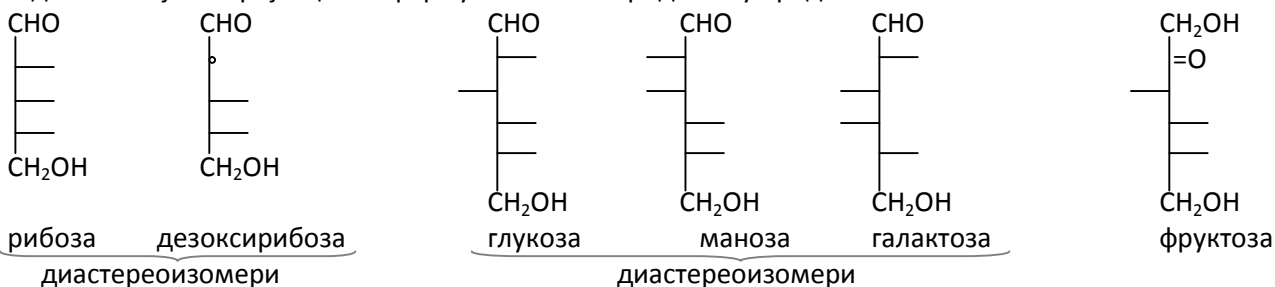
### Подела према типу карбонилне групе

- **Алдозе** су шећери са алдехидном групом (C-1) и више OH-група.
- **Кетозе** су шећери са кето-групом (најчешће C-2) и више OH-група.

Према броју C-атома моносахариди се деле на триозе, тетрозе, пентозе (углавном C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>O<sub>5</sub>), хексозе (углавном C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>), хептозе, октозе и нонозе. У природи су најраспрострањеније пентозе и хексозе.



Једноставније се пројекционе формуле моносахарида могу представити шематски:



Сви моносахариди имају хиралне C-атоме – C-атоми за које су везане четири различите групе. Усмереност ових група у простору може бити различита иако је структура иста – конфигурациона изомерија. Конфигурациони изомери су диастереоизомери – различита једињења која имају различите физичке, а често и хемијске особине. Моносахариди су оптички активне супстанце – скрећу раван поларизоване светлости улево (-) или удесно (+).

Неколико пентоза и хексоза су веома распрострањене у природи и имају биолошки значај.

**Рибоза** и **дезоксирибоза** улазе у састав нуклеинских киселина које се налазе у свакој живој ћелији и сматрају се кључним молекулима живота.

Ксилоза и арабиноза су веома распрострањене у биљном свету.

Од хексоза најважнија и најраспрострањенија је **глюкоза** (грожђани шећер, декстроза). Од ње су изграђени многи важни олиго- и полисахариди. Најважнија је енергетска супстанца у ћелијама. Уколико нема довољно глукозе, организам је производи из других супстанци (масти, аминокиселина – процес глуконеогенезе).

**Маноза** и **галактоза** улазе у састав олигосахарида који имају важне биолошке функције у организму (улазе у састав гликолипида и гликопротеина).

**Фруктоза** (воћни шећер, левулоза) је најважнија кетохексоза. Најраспрострањенија је у биљном свету, а има је и у меду. Улази у састав сахарозе (тршчаног шећера који користимо у исхрани).

Дезоксихексозе (нпр. фукоза, рамноза) улазе у састав олигосахарида који одређују крвне групе.

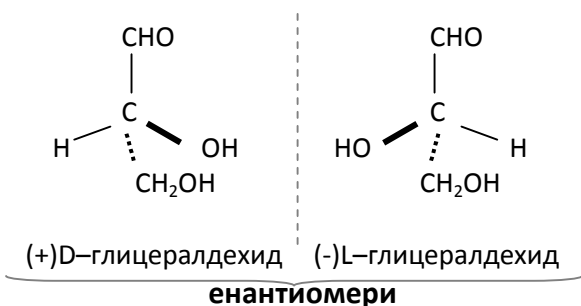
Амино-шећери су једињења код којих је једна OH-група замењена NH<sub>2</sub>-групом. У биохемији су најзначајнији глукозамин, галактозамин и неураминска киселина.

Уронске киселине (најчешће глукуронска) улазе у састав полисахарида који су важни за изградњу везивног ткива, стакластог дела ока, коже, синовијалне течности. Глукуронска киселина у јетри учествује у детоксикацији.

Кетопентоза-фосфати су значајни у метаболизму. Фосфатни естри триоза (глицералдехида, дихидроксиацетона) су међупроизводи гликолизе (разградње глукозе). Ако се гликолиза дешава у анаеробним условима настаје млечна киселина.

## Енантиомерија

Сви моносахариди имају хиралне С-атоме – С-атоми за које су везане четири различите групе. Пошто је С-атом  $sp^3$  хибридизован нема осу симетрије и важно је како су групе везане за овакав С-атом усмерене у простору. Усмереност ових група у простору може бити различита иако је структура иста – конфигурациона изомерија. Конфигурациони изомери су **диастереоизомери** – различита једињења која имају различите физичке, а често и хемијске особине. Моносахариди су оптички активне супстанце – скрећу раван поларизоване светлости улево (-) или удесно (+). Све алдозе се изводе из глицералдехида, а кетозе из дихидроксиацетона.



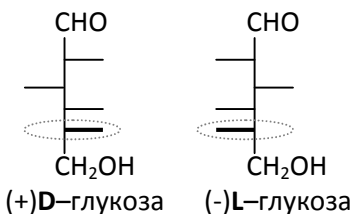
Ова два облика глицералдехида се односе као предмет и лик у огледалу и такви изомери су **енантиомери**.

Ова два енантиомера скрећу раван поларизоване светлости за исти угао, али у супротним смеровима.

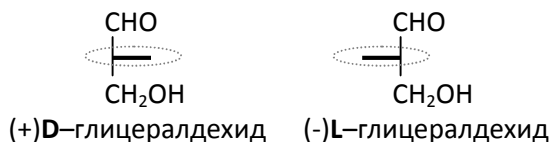
Ако енантиомери реагују са другом несиметричном супстанцом као производи се добијају диастереоизомери (два различита једињења).

Смеша истих количина D и L облика истог једињења (смеша једнаких количина оба енантиомера) је **рацемска меша** и није оптички активна. Смеша се може раздвојити на енантиомере реакцијом са другим несиметричним једињењем чиме се добија меша диастереоизомера (имају различите физичке особине и лако се раздвајају).

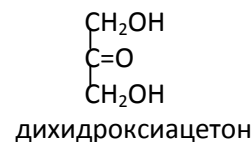
Према договору D–глицералдехид се сматра основном супстанцом свих моносахарида D-реда (конфигурација на претпоследњем С-атому тј. последњем хиралном С-атому је таква да је ОН-група са десне стране као код D–глицералдехида). L–глицералдехид је основна супстанца моносахарида L-реда (конфигурација на претпоследњем С-атому тј. последњем хиралном С-атому је таква да је ОН-група са леве стране).



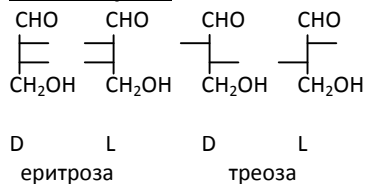
### Алдотриозе



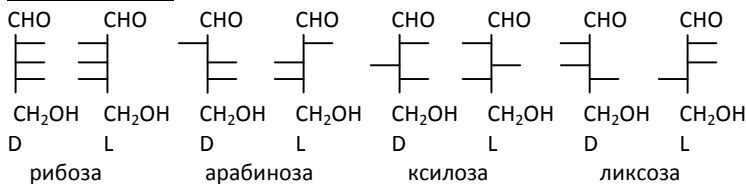
### Кетотриоза



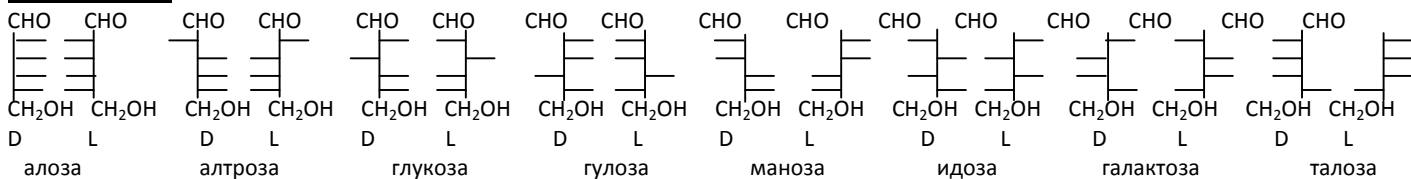
### Алдотетрозе



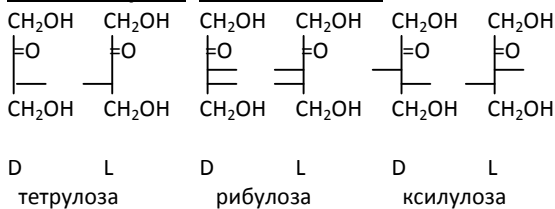
### Алдопентозе



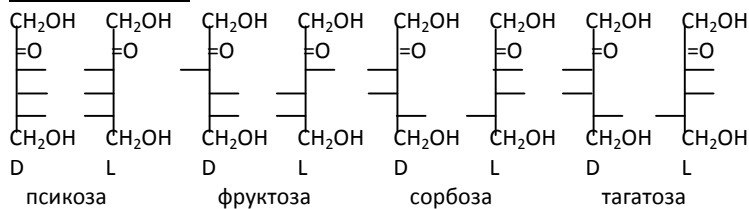
### Алдохексозе



### 2-Кетотетрозе    2-Кетопентозе

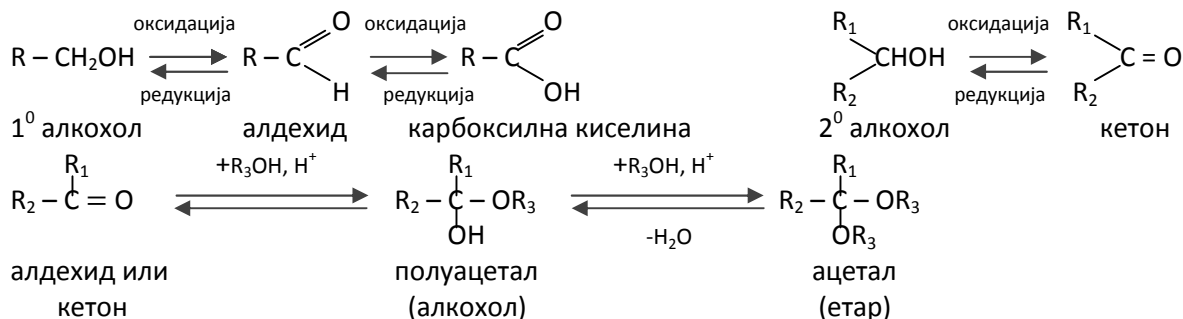


### 2-Кетохексозе



## Хемијске реакције моносахарида

Редукцијом алдехида добијају се примарни алкохоли, а редукцијом кетона секундарни алкохоли. Оксидацијом алдехида добијају се карбоксилне киселине. Адицијом алкохола на карбонилну групу добијају се полуацетали, а даљом реакцијом полуацетала са алкохолом добијају се ацетали.

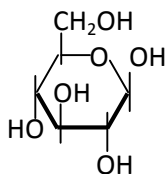
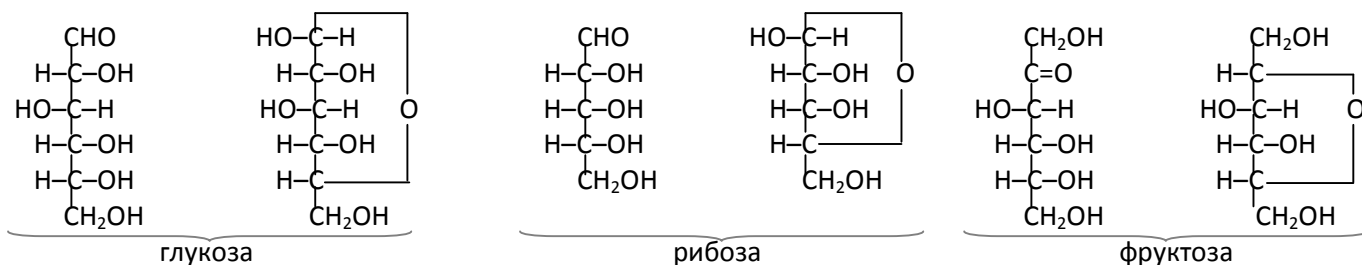


Моносахариди се могу трансформисати један у други преко ендиолног облика.

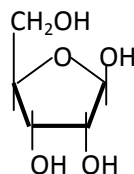
Код алдоза се може оксидовати алдехидна група до карбоксилне, примарна алкохолна група до карбоксилне или обе ове групе. На тај начин може настати три различита типа киселина, а производ оксидације зависи од реагенса или од ензима који је катализује. Алдехидна група се може редуктовати до примарне алкохолне групе чиме настаје полихидроксилни алкохол. Кетозе се такође под одређеним условима могу оксидовати.



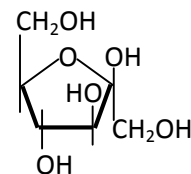
Због тетраедарског распореда  $sp^3$ -хибризованих орбитала С-атома просторни распоред група у моносахаридима је такав да се код хексоза алдехидна група на С-1 толико приближи ОН-групи на С-5 да врло лако долази до реакције и до грађења полуацетала. Тако настаје шесточлани хетероциклични прстен шећера – пиранозни прстен (пираноза). Са алдехидном групом на С-1 може да реагује и ОН-група на С-4 или са кето-групом на С-2 може реаговати ОН-група на С-5 чиме настаје петочлани хетероциклични прстен – фуранозни прстен (фураноза). Пиранозни полуацетални облик углавном граде алдохексозе, а фуранозни полуацетални облик углавном граде алдопентозе и кетохексозе.



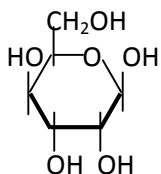
β-D-глюкопираноза **β-D-Glcp**



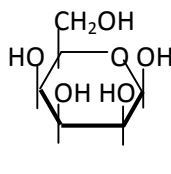
β-D-рибофураноза **β-D-Ribf**



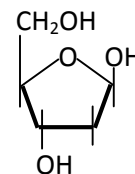
β-D-фруктофураноза **β-D-Fruf**



β-D-галактопираноза **β-D-Galp**



β-D-манопираноза **β-D-Manp**

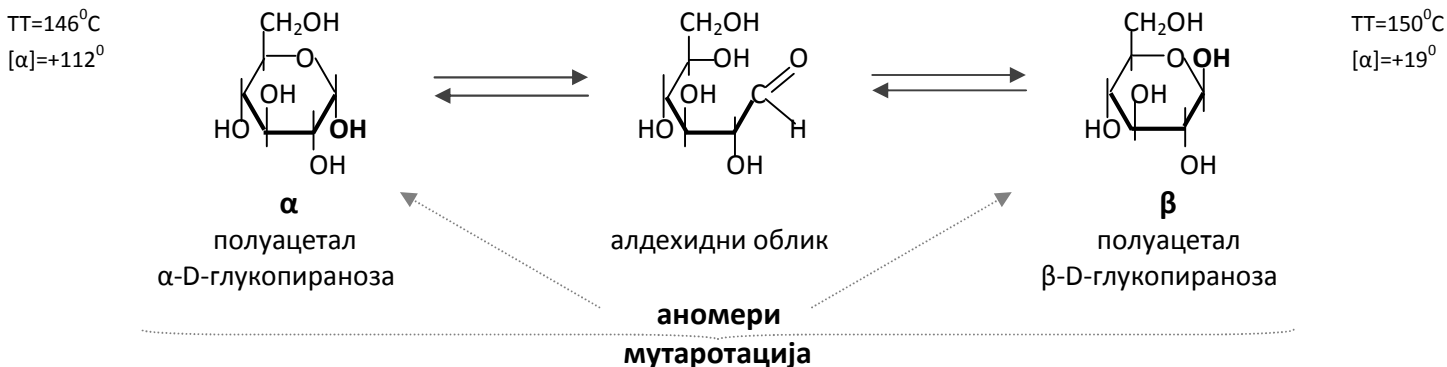


β-D-дезоксифураноза **β-D-dRibf**

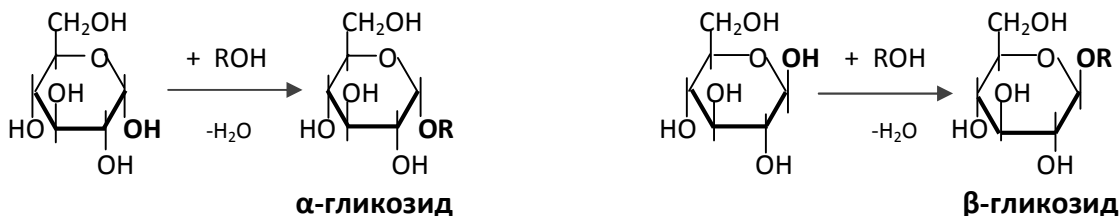
Моносахариди се налазе у природи у облику полуацетала.

При настајању прстена настаје нови асиметрични С-атом (С-1 код алдоза, С-2 код кетоза) и могућа су два конфигурациона изомера – аномери. Код  $\alpha$ -облика полуацетална ОН-група је испод равни прстена, а код  $\beta$ -облика полуацетална ОН-група је изнад равни прстена.

У раствору су ова два облика у равнотежи и брзо прелазе један у други преко отвореног алдехидног облика и та равнотежна реакција је мутаротација (стално долази до отварања и затварања прстена).



Аномери имају различите  $T_T$  и различито скрећу раван поларизоване светлости. Код глюкозе се у раствору налази у равнотежи око 64%  $\beta$ -облика, око 36%  $\alpha$ -облика и око 0,35% алдехидног облика. Најстабилнији моносахарид је  $\beta$ -D-глюкопираноза, па је због тога и најраспрострањенији у природи.

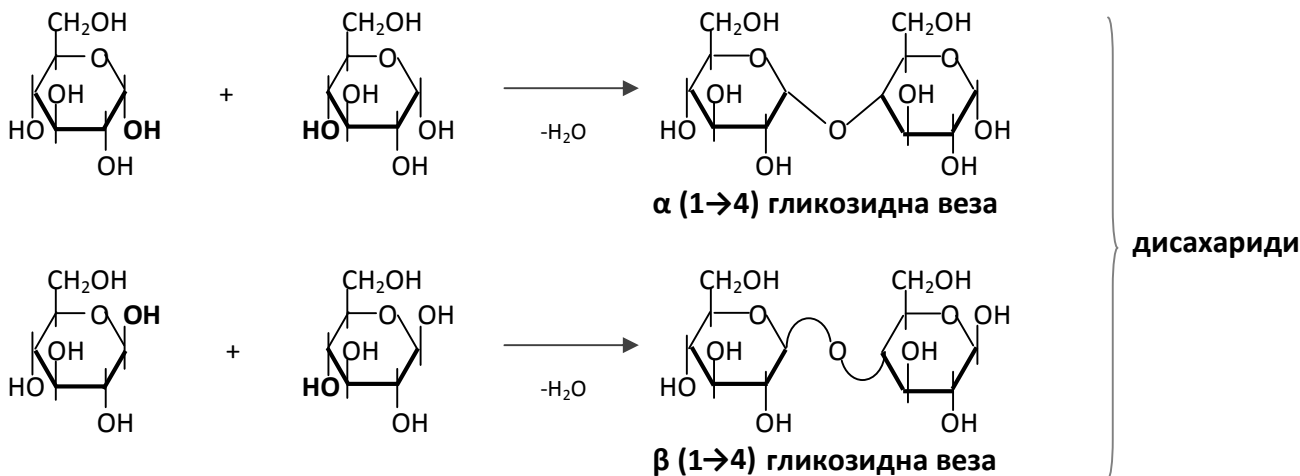


Ацетали не могу да пређу у алдехидни облик (нема слободне полуацеталне групе и прстен не може да се отвори), па  $\alpha$  и  $\beta$  облици ацетала не могу да прелазе један у други – гликозиди не подлежу мутаротацији и нису редукујући шећери.

Стварање гликозида могуће је са алкохолом, фенолом, другим шећером или карбоксилном киселином (О-гликозиди) или са неком аминок-групом (N-гликозиди).

Гликозиди су веома распрострањени у природи, поготово у биљном свету.

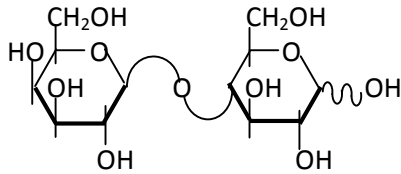
Ако уместо алкохола са полуацеталном групом реагује секундарна алкохолна група другог моносахарида настају гликозиди. Веза између два моносахарида зове се **гликозидна веза**.



Полуацетална група другог моносахарида је слободна и може прелазити у алдехидни облик – овакав дисахарид подлеже мутаротацији и редукујући је шећер (слободна полуацетална група се може оксидовати до карбоксилне групе).

## ДИСАХАРИДИ

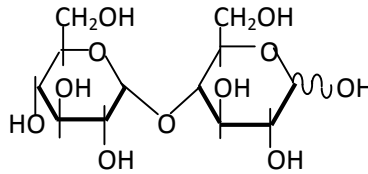
Дисахариди припадају групи олигосахарида. Дисахариди се састоје из две моносахаридне јединице међусобно повезане гликозидном везом ( $\alpha$  или  $\beta$ ). Пошто се повезују полуацетални облици моносахарида дисахариди су гликозиди. Хидролизом се могу разложити на моносахариде из којих су изграђени. Поларне су супстанце и растварају се у води. Могу бити редукујући или нередукујући шећери, што зависи од начина на који су међусобно повезане моносахаридне јединице. Углавном служе као резерва хране у организму.



Galp  $\beta(1\rightarrow4)$  Glcp

### **лактоза**

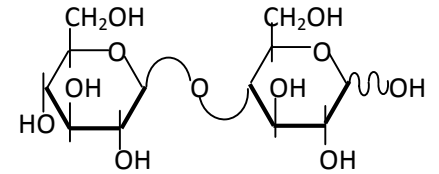
O- $\beta$ -D-галактопиранозил-  
-(1 $\rightarrow$ 4)-D-глюкопираноза



Glcp  $\alpha(1\rightarrow4)$  Glcp

### **малтоза**

O- $\alpha$ -D-глюкопиранозил-  
-(1 $\rightarrow$ 4)-D-глюкопираноза

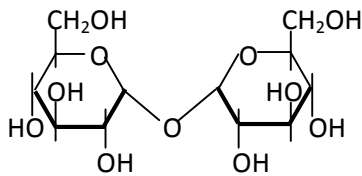


Glcp  $\beta(1\rightarrow4)$  Glcp

### **целобиоза**

O- $\beta$ -D-глюкопиранозил-  
-(1 $\rightarrow$ 4)-D-глюкопираноза

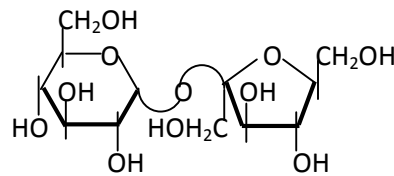
### **редукујући шећери – подлежу мутаротацији**



Glcp  $\alpha(1\rightarrow1)$  Glcp

### **трехалоза**

O- $\alpha$ -D-глюкопиранозил-(1 $\rightarrow$ 1)- $\alpha$ -D-глюкопиранозид



Glcp  $\alpha(1\rightarrow2)$  Fruf  $\beta$

### **сахароза**

O- $\alpha$ -D-глюкопиранозил-(1 $\rightarrow$ 2)- $\beta$ -D-фруктофуранозид

### **нередукујући шећери – не подлежу мутаротацији**

Дисахаридима се имена изводе тако што се назначи да су моносахаридне јединице повезане преко O-атома, затим се назначи енантиомер и име прве моносахаридне јединице која се сматра супституентом у другом моносахариду, па има наставак –ил, затим тип везе између моносахаридних јединица и на крају енантиомер и име друге моносахаридне јединице (ако је реаговала секундарна алкохолна група, а полуацетална остала слободна додаје се наставак –оза, а ако је полуацетална група друге моносахаридне јединице учествовала у грађењу гликозидне везе наставак је –озид).

Пошто су хемијска имена дисахарида компликована и дуга у употреби су тривијална имена.

**Лактоза (млечни шећер)** се налази у млеку (око 6% у људском, око 4,5% у крављем), у сурутци. Млеко се укисели када лактоза оксидацијом пређе у млечну киселину.

**Малтоза** је производ делимичне хидролизе скроба (међупроизвод при ферментацији скроба у алкохол). Може се потпуно хидролизовати до глукозе (кисело или ензимски катализована хидролиза нпр. малтазом из квасца).

**Целобиоза** је производ делимичне хидролизе целулозе.

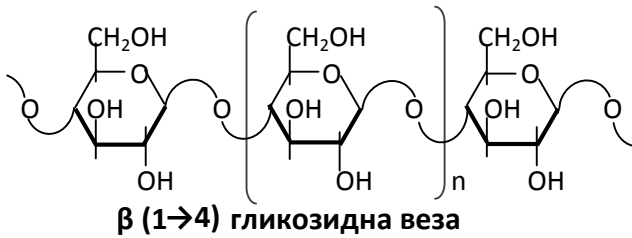
**Трахалоза** је распрострањена у биљкама, а има је и у крви инсеката.

**Сахароза (тршчани шећер)** се добија из шећерне трске или шећерне репе. У највећим количинама се производи у кристалном облику од свих органских супстанци. Може се хидролизовати ензимом инвертазом из квасца чиме се добија смеша глукозе и фруктозе у једнаким количинама – инвертан шећер. Мед је смеша инвертног шећера и сахарозе (садржи у мањим количинама и друге супстанце, као нпр. аминокиселине, олигоелементе итд.).

## ПОЛИСАХАРИДИ – СКРОБ, ЦЕЛУЛОЗА

Полисахариди се састоје из великог броја моносахаридних јединица (чак неколико стотина или хиљада) међусобно повезаних гликозидним везама ( $\alpha$  или  $\beta$ ) и могу се хидролизом разложити на моносахариде из којих су изграђени. Могу бити изграђени само из једне врсте моносахарида (хомополисахариди или хомоглигани) или из више различитих моносахарида (хетерополисахариди или хетероглигани), а могу бити и конјугована једињења (полисахарид је везан за молекул неке друге класе биомолекула нпр. гликопротеини, гликолипиди).

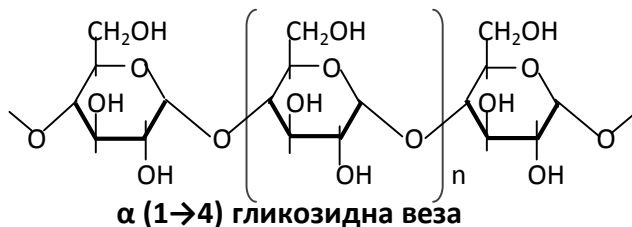
Полисахариди се не растварају у води (због велике масе), али при одређеним условима неки могу градити колоидне растворе (скроб) или гелове (агар, пектини у воћу служе биљкама да задрже воду). Нису редукујући сахариди. Веома је велика разноликост полисахарида, нарочито код биљака. Углавном имају две улоге: изграђују ћелијске зидове (структурни полисахариди) или су резервне супстанце (резервни полисахариди). И код животиња полисахариди изграђују многа ткива (нпр. хитин изграђује оклоп и кутикулу ракова и инсеката, мукополисахариди се налазе у синовијалној течности, кожи, стакластом делу ока, везивном ткиву и хрскавици итд.), а многи имају и специфичне функције (нпр. хепарин је антикоагуланс).



**$\beta$  (1→4) гликозидна веза**  
**целулоза**    **линеарна структура**

**Целулоза** је веома распрострањена у биљном свету. Састоји се из молекула глукозе међусобно повезаних  $\beta$  (1→4) гликозидним везама. Нативна целулоза садржи око 8000-12000 јединица глукозе ( $M_r$  1300000-2000000). Ланац је дуг неколико  $\mu m$  који је неколико пута савијен (стабилизован је водоничним везама). Линеаран је молекул.

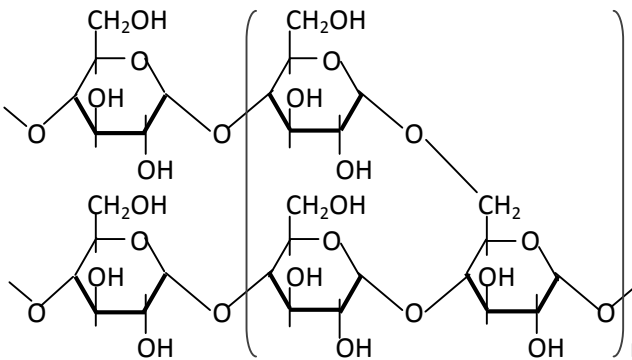
Целулоза је структурни полисахарид (изграђује ћелијске зидове биљака). Обично је повезана са осталим супстанцама за изградњу (лигнини, хемицелулозе). Скоро чиста целулоза налази се у ћелијским зидовима длачица памука. Техничка целулоза добија се најчешће из дрвета (различитим методама одстрањују се пратеће супстанце). Раствара се у Швајцеровом реагенсу и раствору  $CS_2$  у  $NaOH$ . Од целулозе се прави хартија, вискоза, рејон (вештачка свила), целофан.  $\beta$  (1→4) гликозидна веза је веома отпорна на хидролизу, а људски организам нема ензим који је може хидролизовати (не можемо сварити целулозу).



**$\alpha$  (1→4) гликозидна веза**  
**амилоза**

**Скроб** је биљни резервни полисахарид. Посебно се скупља у семенкама (жито, кукуруз) и кртолама (кромпир) у облику скробних зрнаца (храна младој биљци). Може се раздвојити на два различита једињења – амилозу и амилопектин.

**Амилоза** чини 20-30% нативног скроба. Састоји се од 250-300 остатака глукозе међусобно повезаних  $\alpha$  (1→4) гликозидним везама, па је ланац увијен у облику спирале. Амилоза са  $I_2$  даје интензивно плаво обојен комплекс.



**основни низ**                       **$\alpha$  (1→4) гликозидна веза**  
**на месту гранања**         **$\alpha$  (1→6) гликозидна веза**  
**амилопектин**

**скроб** молекула глукозе повезаних  $\alpha$  (1→4) гликозидним везама, али на око 25 гликозидних јединица основни ланац се грана. Бочни ланци су са основним ланцем повезани  $\alpha$  (1→6) гликозидним везама и такође су спирално увијени. Молекули амилозе и амилопектина су међусобно повезани водоничним везама у молекул скроба. Скроб се не раствара у хладној води, али у врућој води гради колоидни раствор (веома је вискозан) – штирак, густин, скробни лепак.  $\alpha$  (1→4) гликозидна веза је мање отпорна на хидролизу од  $\beta$  (1→4) гликозидне везе. Људски организам има ензим који је може хидролизовати (можемо сварити скроб).

**Гликоген** („животињски скроб“) је резервни полисахарид животиња (изграђен је од молекула глукозе). Нарочито га има у јетри и мишићима. Увек је везан за протеине. Има сличну структуру као амилопектин, али је много разгранатији (до гранања долази на 8-12 јединица глукозе – истовремено на много крајева може доћи до ензимског отцепљивања молекула глукозе са гликогена – инсулин, глукагон и адреналин регулишу синтезу и разградњу гликогена).

## Питања и задаци:

- Шта су сахариди?
- Како делимо сахариде?
- Шта су моносахариди?
- Шта су олигосахариди?
- Шта су полисахариди?
- Које особине имају сахариди и зашто су значајни?
- Како се дају имена сахаридима?
- Како делимо моносахариде?
- Какве особине имају моносахариди?
- Шта је хирални С-атом?
- Шта су конфигурациони изомери? Дати пример.
- Који су најзначајнији и најраспрострањенији моносахариди?
- Шта је хирални С-атом и шта је последица његовог присуства у молекулима?
- Шта су енантиомери?
- Шта су диастереоизомери?
- Које су најважније хемијске реакције моносахарида?
- Шта се добија редукцијом моносахарида?
- Шта се добија оксидацијом моносахарида?
- У ком облику се моносахариди јављају у природи?
- На који начин долази до затварања хетероцикличног прстена моносахарида?
- Шта су аномери?
- Шта је мутаротација? Објаснити на примеру глукозе.
- Какве особине имају аномери?
- Написати формуле  $\beta$ -D-Ribf,  $\beta$ -D-dRibf,  $\alpha$ -D-Galp,  $\alpha$ -D-Manp,  $\beta$ -D-Fruf,  $\alpha$ -D-Glcp,  $\beta$ -D-Glcp.
- Којој реакцији подлежу полуацетални облици моносахарида и каква једињења при томе настају?
- Како се зове веза којом се међусобно повезују полуацетални облици молекула моносахарида и који типови те везе постоје?
- Шта су дисахариди и како настају?
- Који дисахариди су редукујући шећери, а који нису и зашто?
- Како се дају имена дисахаридима?
- Који су најважнији представници дисахаридида?
- Шта је лактоза, каква јој је структура и где се налази у природи? Написати структурну формулу.
- Каква је структура малтозе и како настаје?
- Каква је структура целобиозе и како настаје?
- Каква је структура трехалозе и где се налази у природи? Написати структурну формулу.
- Шта је сахароза, каква јој је структура и где се налази у природи? Написати структурну формулу.
- Како делимо полисахариде?
- Који су најважнији представници полисахарида?
- Каква је структура целулозе? Написати структурну формулу.
- Где се целулоза налази у природи, какве су јој особине и која јој је примена?
- Каква је структура скроба? Написати структурну формулу.
- Где се скроб налази у природи, какве су му особине и која му је примена?
- Шта је гликоген, каква му је структура и улога?

## ЛИПИДИ

Липиди су велика класа органских једињења – биомолекула (примарних метаболита) који имају врло различите структуре. Заједничко им је да су неполарне супстанце (не растварају се у води, већ се растварају у слабо поларним растварачима нпр. етру, хлороформу) и у метаболизму показују велику сличност и повезаност (сви се изграђују из истог прекурсора – активирани сирћетне киселине, а у метаболизму се често релативно једноставним реакцијама могу претварати једни у друге). Многи липиди су важни састојци биолошких мембрана и одређују њихове особине, а многи су хормони.

### Подела липида на неколико главних класа:

- триглицериди (триацилглицероли – масти у ужем смислу)	}	сапонификују се (садрже више масне киселине)
- фосфолипиди		
- гликолипиди		
- воскови		
- терпени		
- стероиди	}	не сапонификују се (не садрже више масне киселине)
- простагландини		

**Више масне киселине** – више алифатичне монокарбоксилне киселине парног броја C-атома и равноразне. У природи има највише киселина са 16 и 18 C-атома. Налазе се у биљним и животињским мастима, фосфолипидима (изграђују ћелијске мембране), гликолипидима, восковима. Могу бити засићене или незасићене (са једном или више двоструких веза или троструком везом у молекулу). Са повећањем броја C-атома расте ТТ и ТК, а са повећањем незасићености низа опада ТТ и ТК. Животиње не могу синтетисати полинезасићене више масне киселине, па се оне морају уносити путем хране – есенцијалне масне киселине. Код природних полинезасићених масних киселина све двоструке везе су изоловане (прва се уводи у положају 9, друга у положају 12, трећа у положају 15 итд.) и све су Z-конфигурације. Због компликованости назива по IUPAC номенклатури користе се тривијална имена.

#### **Засићене масне киселине:**

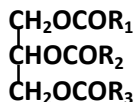
бутерна кис.	C <sub>4</sub>
капронска кис.	C <sub>6</sub>
каприлна кис.	C <sub>8</sub>
капринска кис.	C <sub>10</sub>
лауринска кис.	C <sub>12</sub>
миристинска кис.	C <sub>14</sub>
палмитинска кис.	C <sub>16</sub>
стеаринска кис.	C <sub>18</sub>
лигноцеринска	C <sub>24</sub>

#### **Незасићене масне киселине:**

палмитолеинска кис.	C <sub>16</sub>	(1 двострука веза)
олеинска кис.	C <sub>18</sub>	(1 двострука веза)
линолна кис.	C <sub>18</sub>	(2 двоструке везе)
линоленска кис.	C <sub>18</sub>	(3 двоструке везе)
арахидонска кис.	C <sub>20</sub>	(4 двоструке везе)
нервонска кис.	C <sub>24</sub>	(1 двострука веза)

**Триглицериди** (триацилглицероли – масти у ужем смислу) су главни састојци масних ћелија животиња и биљака и једна од важних резерви хране у организму – триглицериди су резервни липиди.

По хемијској структури триглицериди су естри масних киселина и трохидроксилног алкохола глицерола.



општа формула триглицерида

Триглицериди су неутрални липиди.

### Физичке особине и састав природних масти

Природне масти су увек смеша многобројних триацилглицерола. Свака маст има свој карактеристичан састав који се незнатно мења код различитих узорака. Удели појединих киселина мењају се од масти до масти. Природне масти садрже и слободне масне киселине и алкоhole у смеси.

Масти које садрже више засићених киселина на собној температури су у чврстом агрегатном стању (лој, сало, свињска маст), а оне које садрже више незасићених киселина на собној температури су у течном агрегатном стању (уља биљака).



Организам уграђује у своје триглицериде такве киселине да на температури тог организма маст буде у полужитком стању. Животиње највише уграђују палмитинску, стеаринску и олеинску киселину. Копнене животиње више уграђују засићене киселине, а водене незасићене киселине. Биљке више уграђују незасићене и полинезасићене киселине, као и киселине дужег низа. У млеку сисара налазе се ниже киселине (бутерна, капронска, каприлна). Људски организам производи масти, али их и узима из биљака и животиња храном.

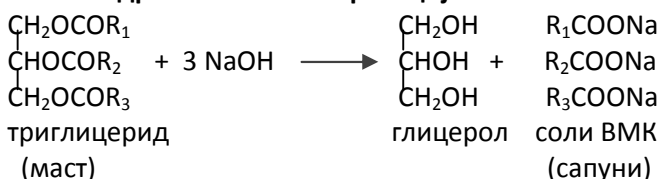
Оксидативном разградњом масти ослобађа се енергија потребна за животне процесе (много већа од енергије која се добија разградњом сахараида, али је и енергија активације потребна за разградњу много већа код масти него код сахараида, па разградња масти не почиње све док у организму има резервних сахараида).

### Хемијске особине триглицерида

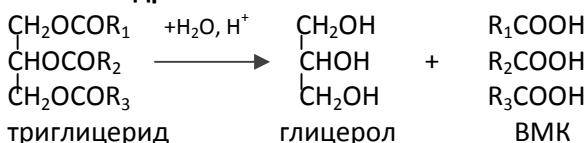
- **Хидрогенизација уља** – реакцијом адиције  $H_2$  (175-190°C, 1,5-3atm, Ni-катализатор – благи услови да се не би раскинула естарска веза) незасићене киселине се преводу у засићене, па уље прелази у чврсту маст (биљна маст, маргарин).
- **Оксидација масти** – незасићене киселине уграђене у триглицериде подлежу оксидацији са кисеоником из ваздуха чиме настају пероксиди, алдехиди, ниже лако испарљиве масне киселине које имају непријатан мирис – ужегла маст или уље, а може доћи и до полимеризације. Реакција је још бржа на повишеној температури. Хидрогенизацијом се смањује број незасићених масних киселина у триглицеридима, па је таква маст отпорнија на оксидацију са кисеоником из ваздуха и теже ће ужегнути. Животињске масти садрже мање незасићених киселина од биљних уља и отпорније су на оксидацију (поготово је важно на повишеним температурама, нпр. при пржењу хране на масноћи). Ланено и тунгово уље садржи триглицериде са великим процентом киселина са две и три двоструке везе – сушива уља, важни састојци боја и лакова. Под утицајем  $O_2$  из ваздуха долази до оксидације и полимеризације незасићених киселина и ствара се заштитни филм на површини премазаног предмета.

### - **Хидролиза масти**

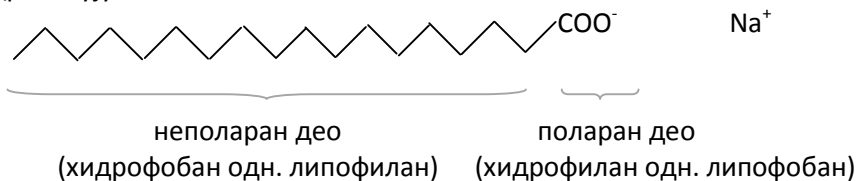
#### **Базна хидролиза – сапонификација**



#### **Кисела хидролиза**



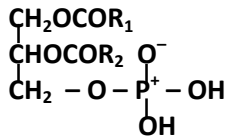
**Сапуни** су соли виших масних киселина (обично алкалних и земноалкалних метала). Сапуни алкалних метала су растворни у води (К-сапуни су меки сапуни и користе се за израду тоалетних сапуна, Na-сапуни су тврди сапуни и користе се за израду сапуна за прање), а сапуни земноалкалних метала су нерастворни у води. Сапуни у води дисосују, а киселински анјон је амфипатичан – има поларан (хидрофилан) део ( $-COO^-$ ) и неполаран (хидрофобан) део (дугачак угљоводонични низ) – сапуни су површински активне супстанце (емулгатори). Користе се као средства за прање и као козметичке сировине. Сапун се може растворити у води, али то није прави раствор. Стварају се дисперговане мицеле (свака може да садржи стотине јона сапуна). Неполарни крајеви јона скупљају се у средишту мицеле, а поларни крајеви су споља растворени у води. Мицеле су негативно наелектрисане и међусобно се одбијају. Пошто су сапуни соли слабих киселина и јаких база у воденом раствору хидролизују базно.



**Фосфолипиди** су естри глицерола код којих су две ОН-групе глицерола естерификоване вишим масним киселинама, а трећа ОН-група фосфорном киселином (фосфатидна киселина). У већини фосфолипида фосфорна киселина је са друге стране естерификована неким алкохолом (фосфорна киселина је повезана са два алкохола фосфодиестарским везама). Обично је прва масна киселина засићена (претежно палмитинска), а друга незасићена (олеинска, линолна или виши хомолози). Други алкохол може бити етаноламин (у кефалинима), холин (у лецитинима), инозитол. Код кардиолипина су два молекула фосфатидне киселине повезана молекулом глицерола, а масне киселине у њима су углавном незасићене (у срчаном мишићу, мембранама митохондрија).

Фосфолипиди су доста поларнији од триглицерида и амфипатични су молекули (поларан крај је део код фосфорне киселине, а неполаран део су дугачки алифатични низови виших масних киселина).

Фосфолипиди су саставни део биолошких мембрана, а имају и метаболичке функције.



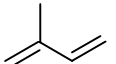
фосфатидна киселина

Ћелијске мембране одвајају ћелију од околине и омогућавају јој да одржи сталан унутрашњи састав. Изграђене су углавном од фосфолипида који стварају двоструки слој између два водена раствора (унутрашњости ћелије и спољашње средине) – неполарни делови молекула се додирују у средини двоструког слоја, а поларни делови су на површини у додиру са воденим фазама. Незасићене масне киселине јако утичу на флуидност мембране. Природне мембране садрже такву смесу липида да је на телесној температури организма мембрана у полутечном стању. У двоструки фосфолипидни слој су уграђени различити функционални протеини (транспортни, рецептори, ензими) и молекули стероида (код животиња холестерол) који доприносе одржавању полутечног стања својом крутом структуром (мембрана је полутечни мозаик – вискозни слој). Мембрана је полупропустљива у оба смера.

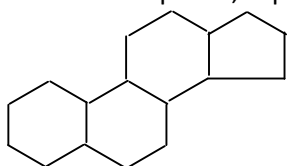
Сфинголипиди садрже виши масни алкохол сфингозин за који је амидно везана масна киселина (церамид), а ОН-група је естерификована фосфорном киселином која је са друге стране естерификована неким алкохолом (сфингомиелини се налазе у мијелинским овојницама нерава).

**Гликолипиди** садрже гликозидно везан неки моносахарид или олигосахарид и могу бити глицерогликолипиди (садрже глицерол чије су две ОН-групе естерификоване масним киселинама, а за трећу је гликозидно везан олигосахарид) и гликосфинголипиди (за сфингозин је амидно везана масна киселина, а за ОН-групу гликозидно везан олигосахарид – у ову групу спадају неутрални цереброзиди и кисели ганглиозиди који се у највећој количини налазе у сивој маси мозга, а у другим органима су углавном на површини ћелије и рецептори су за вирусе).

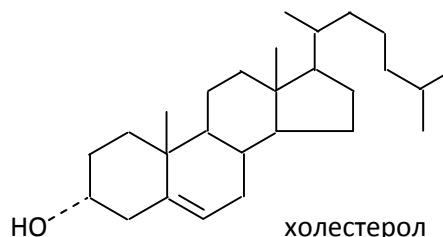
**Воскови** су естри виших масних киселина и монохидроксилних виших масних алкохола. Природни воскови осим естара у смеши садрже и слободне више масне киселине и више масне алкоhole.

**Терпени** су секундарни метаболити биљака. Настају из изопрена (2-метил-1,3-бутадиен).  Прво настају линеарни прекурсори кондензацијом молекула изопрена који се даље трансформишу реакцијама циклизације, оксидације и др. Могу имати 10, 15, 20, 25, 30 или 40 С-атома. Многи терпени се налазе у етарским уљима (нпр. камфор, ментол, цитрал), неки имају јако физиолошко дејство (нпр. природни инсектициди), неки су хормони раста биљака, неки уништавају ћелије рака, сквален (C<sub>30</sub>) је прекурсор стероида, а тетратерпени (C<sub>40</sub>) су пигменти цветова и плодова, учествују у фотосинтези са хлорофилом, каротен је провитамин А.

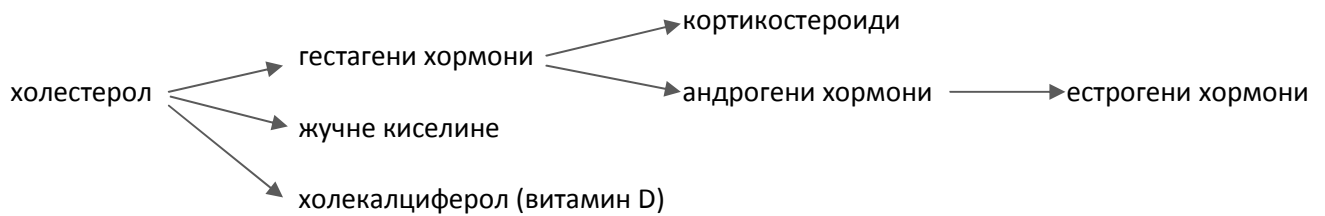
**Стероиди** су једињења од виталне важности за опстанак многих организама, нарочито животиња. Настају из сквалена. Садрже основни полициклични скелет за који су везане различите функционалне групе и угљоводонични низ. Већина стероида су стабилна дугоживећа једињења. Основна улога им је одржавање структурног интегритета већине мембрана у које су уграђени (регулишу пропустљивост мембрана за разне јоне). Све еукариоте синтетишу стероиде или их узимају путем хране. Стероли су стероидни алкоhole. Холестерол је животињског порекла, а фитостероли биљног (нпр. ергостерол).



стероидни скелет



холестерол



Од холестерола настају веома важна једињења: стероидни хормони (гестагени, кортикостероиди, андрогени, естрогени), жучне киселине, а под утицајем UV светлости у кожи настаје холекалциферол. Гестагени хормони су хормони плаценте и жутог тела (хормони трудноће – најважнији је прогестерон). Кортикостероиди су хормони коре надбубрежне жлезде (регулишу ниво шећера и минерала у крви, појачавају разградњу масти, имају катаболичко деловање). Андрогени хормони су мушки сексуални хормони (неопходни су за сазревање спермија и деловање жлезда гениталног тракта, за секундарне мушке полне карактеристике и имају анаболичко деловање – повећавају изградњу протеина и задржавање азота; најважнији је тестостерон). Естрогени хормони су женски сексуални хормони (неопходни су за нормалан ток гениталних циклуса, смањују липиде у крви и утичу на повећање поткожних наслага масти – естрон, естрадиол и естриол). Холестерол улази у састав ћелијских мембрана.

**Простагландини** су искључиво производи животињског метаболизма и медијатори су (стварају се у различитим ткивима, шире се дифузијом и тако развијају своје локално деловање; имају везе са хормонима и неуропреносницима). Имају низ врло значајних улога у функционисању живог организма и делују као посредници код великог броја физиолошких реакција (деловање је кратко и брзо се разграђују). Учествују у регулисању крвног притиска, утичу на крвне плочице, присутни су код упалних процеса, инхибирају излучивање желудачног сока, изазивају контракцију глатких мишића, имају значајан утицај у регулацији функционисања респираторног система. Настају биосинтезом из арахидонске киселине (есенцијална масна киселина).

### Питања и задаци:

- Шта су липиди?
- Како делимо липиде?
- Шта су триглицериди?
- Које масне киселине улазе у састав липида?
- Какве су особине природних масти и од чега зависе?
- Којим хемијским реакцијама подлежу триглицериди?
- Шта је хидрогенизација уља?
- Шта је оксидација масти и какви производи настају?
- Како се може извршити хидролиза триглицерида и који се производи добијају? Написати реакције хидролизе триглицерида.
- Шта су сапуни и какве су им особине?
- Шта су фосфолипиди и какав им је значај у организму?
- Шта су стероиди?
- Какав је значај холестерола? Написати формулу холестерола.

# ПРОТЕИНИ

## АМИНОКИСЕЛИНЕ

**Аминокиселине** су једињења која садрже amino- и карбоксилну групу. Општа формула α-L-аминокиселина је  $R - \underset{\text{NH}_2}{\underset{|}{\text{CH}}} - \text{COOH}$ . Разликују се по врсти R-остатка (бочног низа).

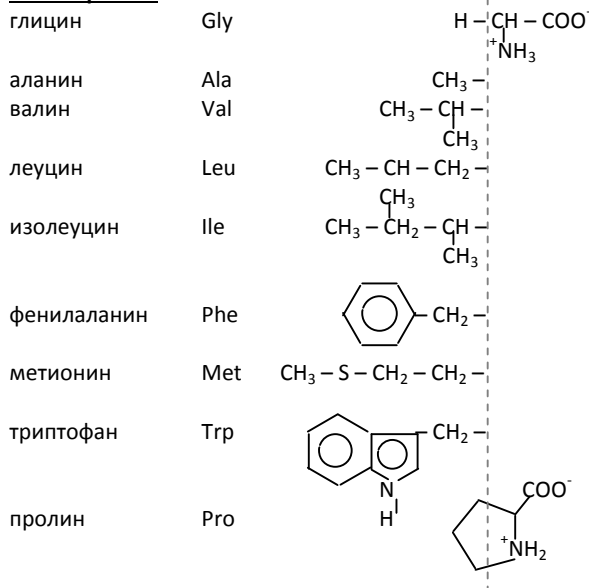
Амино-киселине израђују протеине. Само око 20 α-L-аминокиселина улази у састав протеина – протеинске аминокиселине. Разликују се по врсти R-остатка (бочног низа) који има функцију приликом изградње протеина. Све садрже хирални α-C-атом (осим глицина) и оптички су активне супстанце.

Осим α-аминокиселина постоје и β, γ итд., али оне не улазе у састав протеина.

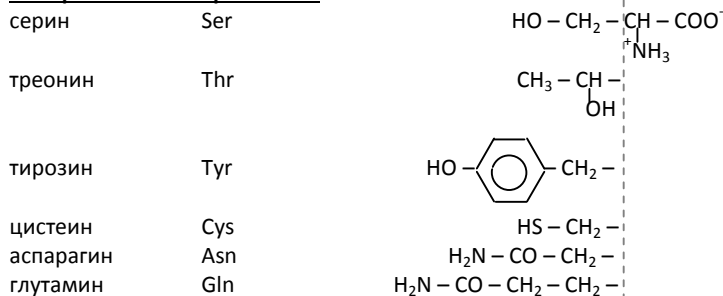
### Подела аминокиселина према R-остатку:

- **неполарне** (R-остатак је угљоводонични низ који може стварати неполарне хидрофобне везе)
- **поларне ненаелектрисане** (R-остатак садржи неку поларну групу: -OH, -SH, -CO-NH<sub>2</sub> која може стварати водоничне везе, а два цистеина граде ковалентну дисулфидну везу чиме настаје цистин)
- **негативно наелектрисане – киселе** (R-остатак садржи COOH-групу која дисоцијацијом прелази у анјон и може градити јонске везе са позитивним јонима)
- **позитивно наелектрисане – базне** (R-остатак садржи NH<sub>2</sub>-групу која дисоцијацијом прелази у катјон и може градити јонске везе са негативним јонима).

#### Неполарне АК



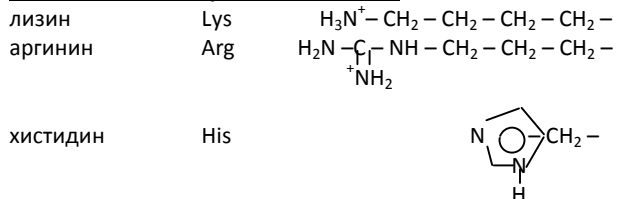
#### Поларне ненаелектрисане АК



#### Негативно наелектрисане АК – киселе



#### Позитивно наелектрисане АК – базне



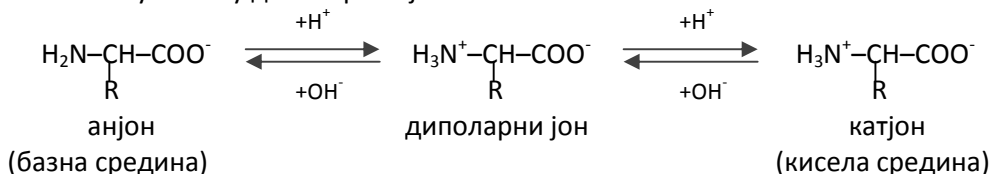
**Есенцијалне АК** су неопходне организму (поготово младом организму да би се нормално развијао), а животињски организам их не може сам синтетисати, па се морају уносити путем хране.

**Неесенцијалне АК** организам може сам синтетисати.

Биљке могу синтетисати све АК које су им потребне.

Аминокиселине су тешко испарљиве кристалне супстанце са веома високим ТТ (уз распадање). Прилично су растворне у води, а не растварају се у неполарним растварачима.

Налазе се у облику диполарних јона:



Степен дисоцијације АК зависи од рН средине. АК се понашају као пуфери (одржавају константно рН средине). На одређеној рН АК су готово искључиво у облику диполарног јона – изоелектрична тачка (pI). Код неутралних АК је киселост нешто јаче изражена од базности, па је изоелектрична тачка у слабо киселој средини (рН~6), код киселих је у киселој средини (рН~3,5), а код базних у базној средини (рН~11). Код хистидина је на рН~7,5.

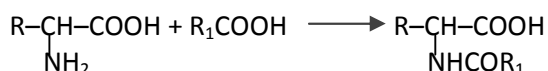
### Хемијске реакције аминокиселина

Аминокиселине подлежу реакцијама којима подлежу карбоксилне киселине (граде соли са базама, естре са алкохолима, амиде са аминима) и амини (граде соли са неорганским киселинама, амиде са карбоксилним киселинама), а подлежу и специфичним реакцијама због присуства обе ове групе (трансаминација са кето-киселинама, грађење пептидне везе). Групе у бочним низовима (R-остацама) могу подлећи сопственим специфичним реакцијама.

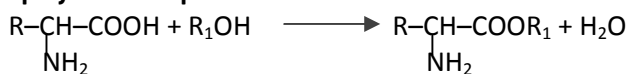
#### **Грађење соли**



#### **Грађење амида**



#### **Грађење естара**

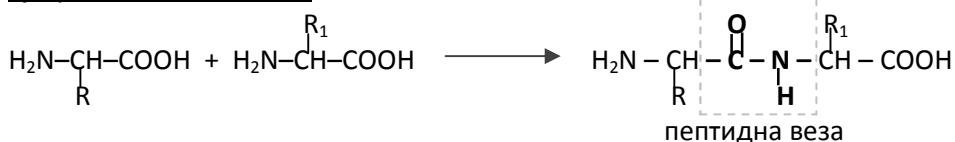


#### **Трансаминација**



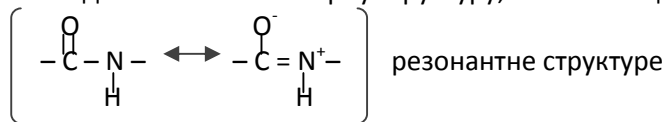
Специфична реакција аминокиселина је да могу међусобно да се повезују – карбоксилна група једне аминокиселине реагује са amino-групом друге аминокиселине градећи амидну везу – пептидну везу.

#### **Грађење пептидне везе**



Повезивањем већег броја аминокиселина пептидним везама у низ настају пептиди и протеини.

Пептидна веза има планарну структуру, а C–N веза делимично карактер двоструке везе.

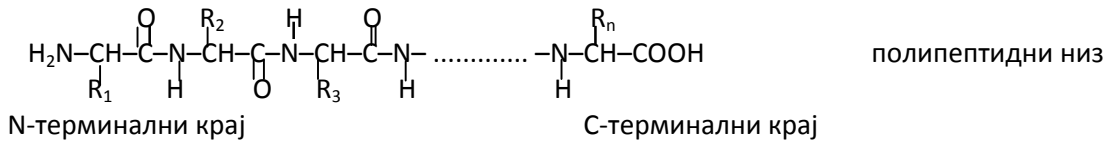


## **ПРОТЕИНИ**

Име протеин потиче од грчке речи proteios или proteuo (први, основни). Ово име је Berzelius добро одабрао. Од свих хемијских једињења они заузимају прво место јер су суштина живе ћелије. Многе животне функције повезане су са специфичним протеинима, па се може рећи да не познајемо живот без протеина. Они су саставни део сваке живе ћелије. Основна су супстанца коже, мишића, тетива, везивног ткива, нерава, крви и многих других ћелијских структура (структурни протеини), а такође стварају ензиме и супстанце које ослобађају енергију потребну за одржавање живота, антитела, хормоне, у крви врше транспорт супстанци (функционални протеини). По својим особинама и функцији протеини могу бити врло различити. Само нуклеинске киселине, које су одговорне за наследне особине, могу по свом значају да се упореде са протеинима. Нуклеинске киселине су важне и због тога што управљају синтезом протеина.

По хемијском саставу протеини су високополимерна једињења. То су полиамиди (полипептиди). Састављени су од  $\alpha$ -L-амино-киселина (стотине или хиљаде аминикиселинских јединица) – макромолекули. У састав протеина улази само око 20 различитих аминокиселина – протеинске АК. Број различитих протеина изграђен од њих је неограничен. За изградњу тела и одржавање живота потребне су десетине хиљада протеина. Протеини различитих биљних и животињских врста нису међусобно идентични.

Аминокиселине се могу међусобно повезивати – карбоксилна група једне АК реагује са амино-групом друге АК градећи амидну везу – пептидну везу. На овај начин се повезује велики број аминокиселина у полипептидни низ. Хидролизом полипептида добијају се аминокиселине из којих је изграђен.



Две АК дају дипептид, три АК дају трипептид итд. Ако је међусобно повезано до 10 АК говоримо о олигопептидима, а ако је повезано више АК о полипептидима (Мг до 10000). Повећањем дужине ланца полипептида долази се до протеина у чији састав улази више од 100 аминокиселинских остатака – макропептиди.

Познат је велики број олигопептида и мањих полипептида који се јављају у природи. Неки од њих су „отпад“ (нпр. пептиди настали цепањем већих молекула приликом активације ензимских прекурсора, при сазревању колагена или при преласку фибриногена у фибрин).

Већина пептида има важне физиолошке функције. Посебно су важни пептиди који делују као хормони (нпр. инсулин, окситоцин, тирозин, адреналин), ендорфини (имају важну функцију у мозгу), антибиотици, а такође су многи биљни и животињски отрови пептиди (из гљива, медуза, пчела, змија итд.).

Многи физиолошки активни пептиди имају неуобичајене АК или су АК повезане на неуобичајен начин што је значајно за специфичност и функцију у организму.

Врло је важно којим су редоследом повезане одређене АК у полипептидном низу. Када се полипептидни низ увије у простору на тачно одређени начин настаје протеин који може да врши функцију у организму. Тада сваки атом има тачно одређено место у молекулу у односу на друге атоме – конформација протеина (зависи од редоследа АК). Ако се наруши конформација протеин губи функцију.

## Структура протеина

Структура молекула протеина је врло сложена и разликујемо неколико нивоа те структуре:

- **примарна структура – секвенца** – редослед аминокиселина у полипептидном низу; стабилизована је пептидним везама
- **секундарна структура – конформација полипептидног низа**; стабилизована је водоничним везама атома пептидних веза – остацима примарних амино- и карбоксилних група аминокиселина које су наградиле пептидне везе  $\begin{array}{c} \diagup \text{C}=\text{O} \dots \text{H}-\text{N} \diagdown \end{array}$
- **терцијарна структура – конформација полипептидног низа у простору, са R-остацима**; стабилизована је међумолекулским силама између R-остатака
- **кватернарна структура** – агрегација више полипептидних низова.

**Примарна структура** (секвенца аминокиселина) у протеинима је генетски одређена (записана је у молекулу ДНК и преноси се на потомство). Често се у секвенци различитих протеина налази велика подударност због чега често имају сличну функцију и потичу од истог прекурсора – хомологи протеини.

**Секундарна структура** је последица планарности пептидне везе због чега се делови полипептидног ланца увијају или набирају, па се граде водоничне везе између  $\begin{array}{c} \diagup \text{C}=\text{O} \dots \text{H}-\text{N} \diagdown \end{array}$  из различитих пептидних веза ако се нађу у повољном положају и на одређеној удаљености. Иако је водонична веза слаба у молекулу протеина се награди велики број водоничних веза, па је енергија стабилизације значајна.

Могућа су два типа секундарне структуре:  $\alpha$ -спирална структура ( $\alpha$ -хеликс) и  $\beta$ -набрана структура.

Ако се ланац обавије око замишљеног ваљка у смеру супротном од казаљке на сату као спирала водоничне везе се стварају унутар самог молекула протеина (C=O прве АК успоставља водоничну везу са H-N треће АК), а R-остаци су споља. Оваква структура се назива  **$\alpha$ -спирална структура ( $\alpha$ -хеликс)**. Овакву структуру имају  $\alpha$ -кератин, колаген, делови осталих протеина. Навој може да садржи 3,6 аминокиселинских остатака (нпр.  $\alpha$ -кератин), а може бити стрмији (колаген).

Ако се полипептидни низови наберу (као хармоника) има места за R-остатке који штрче нормално на раван набирања, а водоничне везе се стварају између пептидних низова који су постављени један уз други. Оваква структура се назива  **$\beta$ -набрана структура**. Овакву структуру имају  $\beta$ -кератин, фиброин свиле.

**Начин увијања полипептидног низа је одређен секвенцом.** Неке АК су склоне стварању  $\alpha$ -хеликса и када се у секвенци нађу једна за другом ствара се  $\alpha$ -хеликс све док нека АК (нпр. Pro) не прекине спиралу. Слично томе неке АК су склоне стварању  $\beta$ -набране структуре.

Пептидни ланац са одређеном секундарном структуром увија се у простору на тачно одређени начин – **терцијарна структура протеина (конформација)**. На начин увијања утичу секундарна структура и завојне петље ланца. Одређен просторни распоред (конформацију) стабилизују међумолекулске силе између R-остатака:

- **хидрофобне везе између неполарних R-остатака** (настају деловањем угљоводоничних неполарних R-остатака када се довољно приближе у простору, а тада се из тог подручја истискује вода; веома су слабе, али их је велики број и значајно стабилизују молекул и важне су за функцију протеина),
- **водоничне везе између поларних R-остатака,**
- **јонске везе између позитивно и негативно наелектрисаних R-остатака,**
- **дисулфидне везе се граде између два цистеина** када се у простору довољно приближе чиме настаје цистин; то је ковалентна веза, веома јака и значајна за стабилизацију молекула протеина и за његову функцију.

Код глобуларних протеина пептидни ланац се углавном увија тако да у унутрашњости буду неполарне групе (хидрофобна средина), а споља поларне и наелектрисане групе (хидрофилне), па је споља такав молекул окружен молекулима воде. Код протеина који улазе у састав биолошких мембрана хидрофобне групе су на површини молекула и стварају хидрофобне везе са липидима мембране чиме се чврсто везују за њу, а хидрофилне групе могу бити у унутрашњости молекула, па такви протеини врше транспорт јона и поларних супстанци кроз мембрану.

R-остаји су густо паковани, па протеини имају веома велику густину.

Аминокиселине чији R-остаји граде међумолекулске силе и стабилизују терцијарну структуру не морају у секвенци да буду близу, већ треба да се приближе у простору при увијању полипептидног низа.

Пошто је примарна структура генетски одређена, тако су и секундарна и терцијарна структура (конформација) генетски одређене, а од тога зависе особине и функција протеина.

Набирање полипептидног низа (стварање секундарне и терцијарне структуре) дешава се још у току биосинтезе на рибозому (део синтетисаног ланца се увија док се остатак низа још увек синтетише).

Просторна грађа протеина није крута и неке групе се могу померати што омогућава њихову функцију (посебно је важно код ензима при везивању супстрата или код хемоглобина при везивању кисеоника – алостерички ефекат).

Структура и особине протеина зависе од R-остатака. Ако се једна АК замени другом може доћи до драстичних промена структуре и особина протеина.

Код неких протеина може се међумолекулским силама везати више полипептидних низова од којих сваки има своју конформацију – **кватернарна структура**. Овакву структуру има хемоглобин. Подјединице се лако могу одвојити. Мала промена конформације једне подјединице утиче на малу промену конформација осталих подјединица чиме је олакшана њихова функција – кооперативност. Хемоглобин се састоји из четири полипептидна низа. Везивањем кисеоника за једну подјединицу мало јој се мења конформација, а ова промена изазива малу промену конформације осталих подјединица чиме оне много лакше везују кисеоник.

## **Особине протеина**

Протеини су макромолекули, па граде колоидне растворе. Пошто садржи R-остатке који могу бити наелектрисани и сам молекул протеина је наелектрисан, а број позитивних и негативних наелектрисања зависи од рН средине. Окружени су супротно наелектрисаним јонима из раствора и међусобно се одбијају. Изоелектрична тачка протеина (pI) је она рН на којој групе R-остатака тако дисосују да је у молекулу једнак број позитивних и негативних наелектрисања. На тој рН се молекули протеина не одбијају у раствору, долази до агрегације и таложења. Као и аминокиселине и протеини се понашају као пуфери.

Под утицајем концентрованијих раствора киселина, база, соли, алкохола, детерџената редукционих средстава или повишења температуре може доћи до расплитања низа и нарушавања конформације чиме протеин постаје биолошки неактиван – **денатурација протеина**. Денатурација може бити **реверзибилна** (уклањањем фактора који је изазива протеин се поново враћа у првобитно стање и поново се успоставља његова биолошка активност) и **иреверзибилна** (уклањањем фактора који је изазвао денатурацију протеин више не може да се врати у првобитно стање). При драстичнијим условима може доћи и до хидролизе пептидне везе.

Протеини имају високе ТТ (уз распадање). Растворљивост им је веома различита, а зависи од структуре. Физичко-хемијске особине протеина углавном одређују два фактора – величина молекула и наелектрисање.

### Подела протеина

Према конформацији (изгледу) молекула и особинама протеине делимо на:

- **глобуларне (лоптасте)** – растворни су у води и воденим растворима киселина, база и соли (нпр. албумини, глобулини, хистони)
- **фибриларни (влакнасти)** – нерастворни су у води (нпр. кератини, колагени, склеропротеини).

Према функцији (улози) у организму протеине делимо на:

- **структурне** – изграђују различите структуре и ткива (нпр. кератини, колагени, склеропротеини итд.)
- **функционалне** – врше неку функцију у организму (нпр. транспортни врше транспорт супстанци путем крви до ћелија или кроз биолошке мембране, рецептори, хормони, антитела, ензими итд.).

Неки протеини су изграђени само из полипептидног низа – **прости протеини**, али су многи комплекси који осим протеинског дела садрже и неку непротеинску групу – простетичну групу. То су **конјуговани (сложени) протеини** и деле се према врсти простетичне групе (металопротеини, фосфопротеини, хромопротеини, гликопротеини, липопротеини, нуклеопротеини). Простетична група је веома важна за функцију конјугованог протеина.

**Ензими** су биохемијски катализатори. Сложени су протеини (поред протеинског дела садрже простетичну групу која је врло често неки витамин). Простетична група ензима (коензим) учествује у каталитичкој реакцији (кофактор ензима).



Ензими су врло специфични према типу реакције и супстрату – катализују само одређени тип реакције и могу везати само одређени тип супстрата. Део молекула у коме се врши катализа је активни центар који везује само одређени тип супстрата чија се конформација уклапа у конформацију активног центра, а групе у активном центру које врше катализу су у повољном положају у односу на групе супстрата на којима се врши катализа. По завршеној реакцији коензим се одваја од протеинског дела и ензим постаје неактиван.

### **Питања:**

- Шта су аминокиселине?
- Која је општа формула протеинских аминокиселина и по чему се разликују?
- Како делимо аминокиселине?
- Какве су особине аминокиселина?
- У каквом се облику аминокиселине налазе у воденим растворима и шта је изоелектрична тачка АК?
- Којим хемијским реакцијама подлежу аминокиселине?
- Која је специфична реакција аминокиселина?
- Каква је структура пептидне везе?
- Шта су протеини?
- Каква је улога протеина у организму?
- Шта је конформација протеина?
- Који нивои структуре протеина постоје?
- Шта је примарна структура протеина, које везе је стабилизују и чиме је одређена?
- Шта је секундарна структура протеина, које везе је стабилизују, који типови постоје и чиме је одређена?
- Шта је терцијарна структура протеина, које везе је стабилизују и чиме је одређена?
- Шта је кватернарна структура протеина и које везе је стабилизују?
- Због чега је значајна конформација протеина?
- Какве особине имају протеини? Шта је изоелектрична тачка протеина?
- Шта је денатурација протеина и шта је изазива?
- Како делимо протеине?
- Шта су конјуговани протеини?
- Шта су ензими?

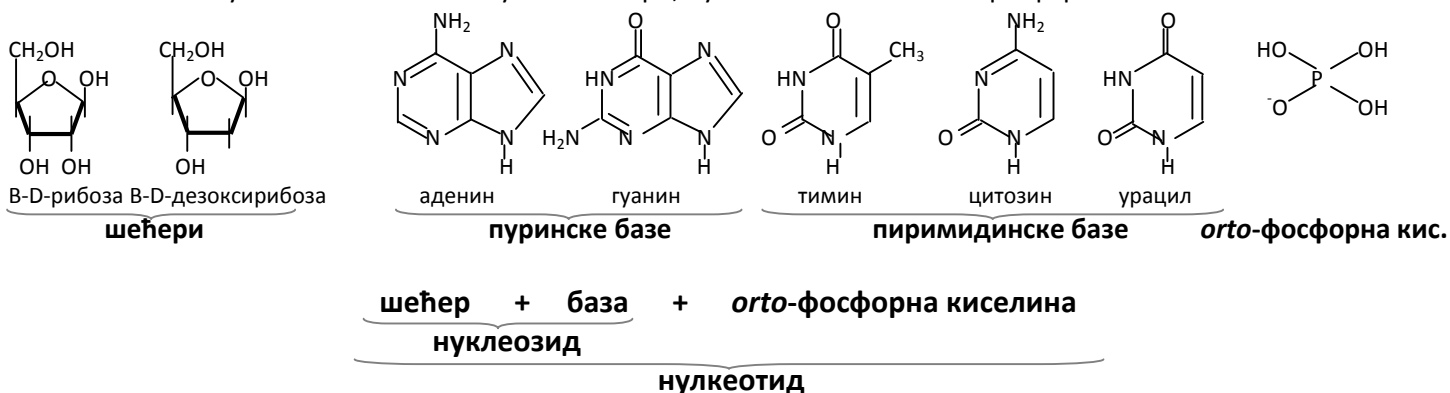


## НУКЛЕИНСКЕ КИСЕЛИНЕ

Нуклеинске киселине се данас сматрају кључним молекулима живота јер садрже генетске информације и непосредно учествују у биосинтези протеина. Нуклеинске киселине делимо на дезоксирибонуклеинске киселине (ДНК) и рибонуклеинске киселине (РНК).

Нуклеинске киселине су полинуклеотиди (Мг неколико стотина милиона).

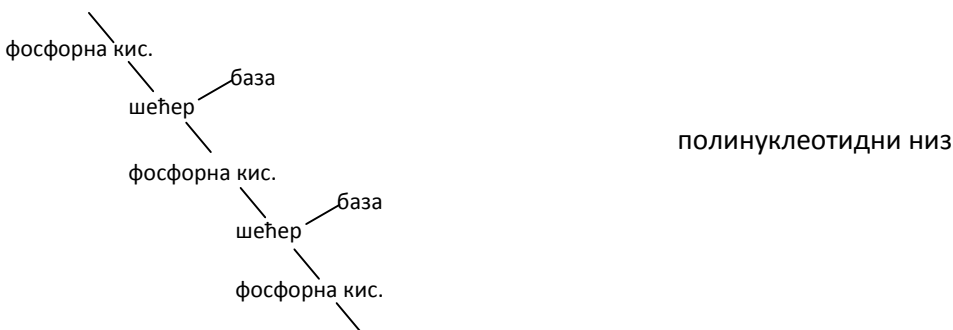
У састав нуклеинских киселина улазе шећери, нуклеинске базе и *ortho*-фосфорна киселина.



Шећер и база се повезују N-гликозидном везом, а *ortho*-фосфорна киселина естарском везом за шећер.

ДНК се израђује од шећера дезоксирибозе, база аденина, гуанина, тимина и цитозина и *o*-фосфорне киселине. РНК се израђује од шећера рибозе, база аденина, гуанина, урацила и цитозина и *o*-фосфорне киселине. Осим ових база у РНК се могу наћи и неке друге ретке базе које дају специфичност молекулу и у вези су са функцијом те РНК.

На сваки молекул шећера је β-N-гликозидно везана база преко полуацеталне групе на С-1. Фосфорна киселина се фосфодиестарским везама везује за С-3 и С-5 хидроксилне групе шећера. Овако се гради кичма полинуклеотидног ланца – наизменично су везани шећер и фосфорна киселина, а базе су везане за шећер.



Као и код протеина и код нуклеинских киселина разликујемо различите нивое изградње структуре:

- примарна структура (секвенца) – редослед нуклеотида одн. база у полинуклеотидном низу у коме је сачувана генетска информација коју носи молекул ДНК;
- секундарна структура – начин спаривања база – базе су међусобно комплементарне и спарују се аденин и тимин преко две водоничне везе, а гуанин и цитозин преко три водоничне везе – ова особина је суштина преноса наследних особина;
- терцијарна структура – потпуна просторна структура са дефинисаним положајем свих атома у простору.

ДНК се састоји из два комплементарна полинуклеотидна низа који су повезани водоничним везама између комплементарних база. На овај начин редослед нуклеотида у једном низу потпуно одређује редослед нуклеотида у другом низу.

РНК се састоји из једног полинуклеотидног низа који је на одређен начин увијен у простору. На појединим местима долази до спаривања комплементарних база када се оне у простору нађу у повољном положају и на одређеној удаљености чиме се стабилизује конформација.

## ДНК

Watson и Crick су 1953. године поставили модел структуре молекула ДНК за који су добили Нобелову награду.

### Структура ДНК

**ДНК се састоји из два комплементарна полинуклеотидна низа који су повезани водоничним везама између комплементарних база** (спарују се **A – T** преко две водоничне везе и **G – C** преко три водоничне везе). На овај начин редослед нуклеотида у једном полинуклеотидном низу потпуно одређује редослед нуклеотида у другом комплементарном полинуклеотидном низу. Ова двострука нит као да је обмотана око замишљеног ваљка тако да се добија **двострука спирала**. Сваки навој садржи 10 парова база одн. нуклеотида. Спољашњу кичму двоструке спирале чине наизменично везани шећер дезоксирибоза и фосфорна киселина, а парови база су у средини спирале и леже скоро хоризонтално на осу спирале – у унутрашњости спирале леже једна испод друге, па  $\pi$ -електрони ароматичних прстенова база међусобно делују што много доприноси стабилности конформације. Нити у двострукој спирали су супротне поларности (једна почиње 5', а друга 3' крајем шећера). У узвојници се јављају велики и мали утор (нити су на једном делу ближе једна другој, а на другом делу су удаљеније).

Молекул ДНК еукариота је веома дуг (неколико cm), па се некако мора спаковати у једру ћелије. Молекул ДНК је обмотан око снопа хистона (протеини чија је секвенца иста код свих организама и која се није променила током еволуције) и чине нуклеозоме (146 парова база је обмотано  $1\frac{3}{4}$  пута око снопа од 8 молекула хистона), а 8 нуклеозома је скупљено у траку. На овај начин се скраћује дужина молекула ДНК на  $1/7$ . Са молекулом ДНК су везани и други протеини који учествују у репликацији, транскрипцији и који поправљају оштећења у ланцу ДНК. Густо пакована ДНК налази се у једру ћелије и обично садржи количину ДНК која одговара двоструком хаплоидном броју хромозома. Осим у једру, ДНК код еукариота се налази и у митохондријама. Код прокариота ДНК је распршена по цитоплазми.

**Вируси** су кратки молекули ДНК обмотани молекулима протеина (нуклеопротеини) и „оживљавају“ тек када доспеју у ћелију домаћина (ДНК може бити двострука или једнострука нит, а некада вирус може бити изграђен из молекула РНК и када доспе у ћелију домаћина по њему се синтетише молекул ДНК).

(Многи светски научници и признати стручњаци тврде да су вируси производи ћелија које се на тај начин чисте од отрова, да се налазе у смеши када ћелија умре и распадне се након што не може да се очисти од отрова, да никада нису изоловани у чистом стању, већ су нађени у смеши угинулих ћелија, да се особа може заразити само директним убризгавањем у крвоток, што је доказано многим експериментима.)

### Денатурација ДНК

Слично протеинима и двострука спирала ДНК се може денатулисати под утицајем воденог раствора соли на  $70-90^{\circ}\text{C}$  – ланци се расплићу – „тачка топљења“ ДНК. У повољним условима денатулисани делови ДНК се могу ренатулисати (поново спарити).

### Репликација ДНК

Пред деобу ћелије неопходно је да се молекули ДНК удвоструче како би свака ћелија-ћерка наследила целокупан генетски материјал. Специфични протеини расплићу двоструку нит ДНК и на свакој нити почиње синтеза комплементарне нити по принципу спаривања комплементарних база (спарују се **A – T** и **G – C** – синтеза почиње од 5' краја, па се на две нити врши са супротних страна и у супротним смеровима, а специфични протеини исправљају евентуалне грешке – исецају погрешно синтетисана места и на тим местима се ланац поново синтетише). На овај начин настају две двоструке нити од којих свака садржи једну стару и једну новосинтетисану нит. Овако се преноси идентичан генетски материјал на ћелије-ћерке.

### Репарација ДНК и мутације

До промене неке базе у молекулу ДНК, а тиме и до промене у генетској информацији, може доћи приликом репликације, али и под утицајем мутагених агенаса или UV зрачења. Ове грешке исправљају специфични ензими (ендонуклеазе) који исецају оштећено место и на том месту одговарајућим комплементарним нуклеотидима поново синтетишу ланац – **репарације ДНК**. Када се грешка не исправи долази до промене генетског материјала који се преноси на потомство – **мутација**.

### Генетски код (генетска шифра)

**Генетски код (генетска шифра)** записана је у молекулу ДНК секвенцом нуклеотида одн. база која одређује редослед аминокиселина у полипептидном низу протеина. **Редослед од три базе одређује једну АК у молекулу протеина – кодон**. За неке АК постоји више кодона, а постоје и стоп-кодони за које не постоји одговарајућа АК. **Један ген је шифра за секвенцу једног протеина**, а сваки ген се завршава стоп-кодоном (на том месту се прекида транскрипција – преписивање шифре са молекула ДНК и транслација – биосинтеза протеина).

**Кодекс је универзалан за сва жива бића** (показује да су сродна и потичу од истог праоблика, а до данашње разноликости је дошло због мутација и природне селекције).

## **РНК**

Молекул РНК се састоји из једног полинуклеотидног низа који је на одређен начин увијен у простору. На појединим местима долази до спаривања комплементарних база када се оне у простору нађу у повољном положају и на одређеној удаљености чиме се стабилизује конформација.

Разликујемо три типа РНК:

- **информациона РНК (m-RNA)** – високомолекуларна РНК која је комплементарна делу једне нити молекула ДНК – она преноси генетски код са ДНК из једра до рибозома у цитоплазми и служи као матрица при синтези протеина,
- **рибозомална РНК (r-RNA)** – налазе се у рибозомима (рибозоми су мултиензимски комплекси на којима се врши биосинтеза протеина),
- **транспортна РНК (t-RNA)** – налазе се у цитоплазми и преносе активирани АК до рибозома где се АК уграђују у протеине; свака t-RNA је специфична за једну АК; конформација им је у облику листа детелине на чијој се једној петљи налази антикодон комплементаран кодону на m-RNA, а на супротном крају је активирани АК; могу да садрже неуобичајене нуклеинске базе које омогућавају специфичност молекула.

### **Транскрипција (синтеза m-RNA)**

Одређени ензими расплету двоструку нит ДНК у делу који одређује један ген (записана је шифра за синтезу једног протеина). Други протеини помажу да се синтетиче m-RNA по принципу спаривања комплементарних база (као матрица служи само једна нит ДНК – кодогена нит) све док се не стигне до стоп-кодона када се зауставља транскрипција и синтетисана m-RNA се отцепљује са матрице ДНК. Код еукариота се овај примарни транскрипт m-RNA још мало мења – „зрење“ (делови молекула се исецају, а остаци везују у молекул). Тада m-RNA излази из једра и одлази у цитоплазму где се везује за рибозом.

### **Транслација (биосинтеза протеина)**

У цитоплазми се m-RNA везује за рибозом и почиње синтеза протеина уз помоћ ензима. На први кодон се везује комплементарни антикодон који се налази на t-RNA, а она носи тачно одређену АК. На следећи кодон се везује следећа одговарајућа t-RNA својим комплементарним антикодоном на којој је друга активирани АК и ензими повезују ове аминокиселине пептидном везом. Прва t-RNA се одвоји од m-RNA. m-RNA се полако помера дуж рибозома као трака, а на сваки следећи кодон се везује одговарајућа t-RNA својим комплементарним антикодоном на којој је активирани АК и ензими повезују ове аминокиселине пептидним везама чиме се продужава синтеза полипептидног низа све док се не стигне до стоп-кодона за који не постоји t-RNA са комплементарним антикодоном. Тада се m-RNA и полипептидни низ одвоје од рибозома. Често се више рибозома веже за један молекул m-RNA и истовремено се врши синтеза више молекула истог протеина.

### **Питања:**

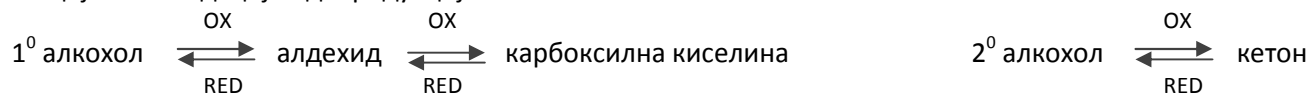
- Шта су нуклеинске киселине и какав им је значај?
- Из којих једињења су изграђене нуклеинске киселине?
- Шта је нуклеотид?
- Како се гради кичма полинуклеотидног низа?
- Које нивое изградње структуре нуклеинских киселина разликујемо и чиме су стабилизоване?
- Каква је структура ДНК?
- Која је улога ДНК?
- Где се молекули ДНК налазе у ћелији?
- Шта је репликација ДНК и како се одвија?
- Шта је генетски код?
- Шта су мутације и како долази до њих?
- Каква је структура РНК?
- Које типове РНК разликујемо и какву функцију имају?
- Шта је транскрипција и како се одвија?
- Шта је транслација и како се одвија?

## СИСТЕМАТИЗАЦИЈА ГРАДИВА

Органске супстанце су изграђене од угљеника, садрже водоник, а могу садржати и друге елементе (најчешће кисеоник, азот, сумпор). Подељене су на класе на основу структуре и особина.

Угљоводоници су најједноставнија органска једињења и састоје се из угљеника и водоника. Могу бити алифатични (отвореног низа или циклична једињења која имају њима сличне особине) и ароматични (садрже ароматичан прстен). Алифатични угљоводоници могу бити засићени (алкани – подлежу реакцијама супституције) и незасићени (алкени, алкини – подлежу реакцијама адиције и полимеризације). Ароматичан прстен је веома стабилан, па ароматични угљоводоници подлежу реакцијама супституције. Сви угљоводоници сагоревају са кисеоником дајући угљен-диоксид и воду при чему се ослобађа велика количина енергије. Неполарна су једињења, ниских ТТ и ТК, мање густине од воде, па се не растварају у води, већ се растварају у неполарним растварачима. Из њих се хемијским реакцијама могу добити остала једињења.

Једињења која садрже кисеоник су поларна, молекули могу да граде водоничне везе, па имају знатно више ТТ и ТК од угљоводоника исте масе и сличне структуре. Нижи хомолози (до 5 С-атома) се растварају у води, а виши хомолози у неполарним растварачима (у молекулу преовлађују особине дужег неполарног угљоводоничног низа). Кисеоничним органским једињењима припадају алкохоли, етри, феноли, алдехиди, кетони и карбоксилне киселине. Алкохоли, алдехиди, кетони и карбоксилне киселине могу прелазити једни у друге реакцијама оксидације одн. редукције:



3<sup>0</sup> алкохоли не подлежу реакцији оксидације.

Алкохоли садрже хидроксилну ОН-групу, алдехиди и кетони карбонилну групу >C=O, а карбоксилне киселине карбоксилну COOH-групу. Алкохоли су нешто базније супстанце од воде, али много мање базне од хидроксида. Са алкалним металима и хидроксидима граде алкоксиде, са киселинама естре, са алдехидима и кетонима полуацетале и ацетале. Феноли такође садрже ОН-групу, али је она везана за ароматичан прстен. Нешто су киселији од воде, али су далеко слабије киселине од карбоксилних киселина. Са хидроксидима граде соли фенолате.

Карбоксилне киселине су слабе киселине (знатно слабије од неорганских киселина). Са хидроксидима граде соли, са алкохолима естре, са аминима амиде.

Једињења која садрже азот су поларна једињења. То су нитро-једињења и амини. Амини садрже аминок групу –NH<sub>2</sub> и изводе се из амонијака. Базна су једињења, имају релативно високе ТТ и ТК, нижи амини (до 5С-атома) су растворни у води. Са неорганским киселинама граде соли, са карбоксилним киселинама амиде.

Биомолекули су веома важна органска једињења која улазе у састав живих организама. Примарне метаболите производе сва жива бића и неопходни су свакој живој ћелији, а то су шећери, липиди, протеини и нуклеинске киселине.

Сахариди се деле на моносахариде (најједноставнији шећери), олигосахариде (састоје се од 2-10 моносахаридних јединица) и полисахариде (састоје се од великог броја моносахаридних јединица). Моносахариди су по структури полихидрокси алдехиди (алдозе) или полихидрокси кетони (кетозе) и њихови деривати. Имају од 3-9 С-атома. Поларна су једињења, растварају се у води, редукујући су шећери и оптички активне супстанце. У природи се налазе у облику полуацетала. Међусобно се повезују α- или β-гликозидним везама у олиго- и полисахариде. Олигосахариди су растворни у води, могу бити редукујући или нередукујући шећери (у зависности од начина на који су повезане моносахаридне јединице), а у организму имају важне функционалне улоге. Полисахариди имају велику Мг, нерастворни су у води, нису редукујући шећери и у организму имају резервну или градивну улогу.

Липиди су неполарне супстанце нерастворне у води, а растворне у неполарним растварачима. У липиде се класификују једињења различита по структури којима је заједничко да настају сличним метаболичким путевима и могу метаболичким процесима прелазити једни у друге. Најважнији су триглицериди (естри виших масних киселина и глицерола – резервни су липиди), фосфолипиди (естри виших масних киселина и фосфорне киселине са глицеролом – изграђују биолошке мембране), стероиди (код животиња је најважнији холестерол, а код људи од њега настају веома важни стероиди – стероидни хормони, жучне киселине, витамин D, а улази и у састав биолошких мембрана).

Протеини су изграђени из α-L-амино-киселина које су међусобно повезане пептидним везама. Имају градивне и функционалне улоге у организму (транспортне супстанце, рецептори, хормони, ензими итд.).

Нуклеинске киселине су изграђене од нуклеотида међусобно повезаних фосфодиестарским везама. То су ДНК и РНК. Нуклеотиди су изграђени од шећера (рибоза у РНК, дезоксирибоза у ДНК), нуклеинских база (аденин, гуанин, цитозин и тимин у ДНК, а урацил у РНК) и *o*-фосфорне киселине. ДНК је носилац генетских информација које преноси на потомство и састоји се од два комплементарна низа (двострука спирала), а РНК на основу тих информација диригују биосинтезом протеина (састоје се из једног низа).

Протеини и нуклеинске киселине су макромолекули врло сложене структуре. За њихову функцију важан је редослед АК у полипептидном низу одн. нуклеотида у полинуклеотидном низу (секвенца), а од тога зависи конформација молекула – молекул се у простору увија на тачно одређени начин и само тада је физиолошки активан (нативни облик). Ако се структура наруши молекул више није активан (денатурација). Секвенца протеина је генетски одређена – записана је у молекулу ДНК редоследом нуклеотида одн. база – редослед од три базе (кодон) одређује једну АК у протеину.

# САДРЖАЈ

## ОПШТА ХЕМИЈА

### **ОСНОВНИ ПОЈМОВИ И ЗАКОНИТОСТИ ХЕМИЈЕ**

Супстанца, смеша	3
Елементи, једињења, симболи, формуле	4
Хемијске реакције, хемијске једначине	5
Релативна атомска маса, релативна молекулска маса	6
Мол, молска маса, молска запремина	7
Основи хемијског рачунања – израчунавање масених удела елемената у једињењима	7
Основи хемијског рачунања – израчунавање масених односа супстанци	8
Питања и задаци	10

### **СТРУКТУРА СУПСТАНЦИ**

Структура атома – Боров модел	11
Енергетски нивои и поднивои	13
Електронска конфигурација	15
Периодичне промене структуре атома и особине елемената у периодном систему	16
Енергија јонизације, афинитет према електрону, електронегативност	17
Јонска хемијска веза	19
Неполарна ковалентна веза	20
Поларна ковалентна веза	23
Међумолекулске силе. Водонична веза	26
Особине једињења са јонском и ковалентном везом	27
Кристална структура супстанце	28
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	42
Питања и задаци	44

### **РАСТВОРИ И ЕЛЕКТРИЧНЕ ОСОБИНЕ ВОДЕНИХ РАСТВОРА**

Подела раствора (дисперзиона подела) и опште особине	46
Раствори и растворљивост	47
Концентрација раствора	48
Раствори електролита	50
Јаки и слаби електролити	51
Киселине, базе, соли	53
Јонски производ воде и рН раствора	55
Хидролиза соли	56
Амфотерност	57
Оксидо-редукционе реакције	58
Напонски низ метала	60
Хемијски извори електричне струје	61
Електролиза	62
Питања и задаци	64
Систематизација градива	66

## НЕОРГАНСКА ХЕМИЈА

Водоник	69
Питања	71
<b>18. група – племенити гасови</b>	72
Питања	72
<b>1. група – алкални метали</b>	73
Једињења натријума	73
Једињења калијума	74
Питања	75
<b>2. група – земноалкални метали</b>	75
Једињења магнезијума	76
Једињења калцијума	77
Питања	78
<b>13. група – група бора</b>	79
Једињења алуминијума	79
Питања	80
<b>14. група – група угљеника</b>	80
Једињења угљеника	82
Једињења силицијума	83
Важнија једињења калаја	84
Бажнија једињења олова	84
Питања	84
<b>15. група – група азота</b>	85
Једињења азота	86
Једињења фосфора	88
Питања	89
<b>16. група – халкогени елементи</b>	90
Једињења кисеоника	90
Једињења сумпора	92
Питања	94
<b>17. група – халогени елементи</b>	95
Халогеноводоничне киселине	96
Кисеоничне киселине	97
Једињења флуора	98
Једињења хлора	99
Једињења брома	100
Једињења јода	101
Питања	102
<b>Прелазни елементи</b>	103
Хром – једињења и легуре	104
Манган – једињења и легуре	104
Гвожђе – једињења и легуре	105
Кобалт – једињења и легуре	107
Никл – једињења и легуре	108
11. група	108
Бакар – једињења и легуре	109
Сребро – једињења и легуре	110
12. група	111
Цинк – једињења и легуре	112
Жива – једињења и легуре	113
Питања	114
Систематизација градива	115

## ОРГАНСКА ХЕМИЈА

Структура атома угљеника	119
Подела органских једињења	121
Питања и задаци	122
<b>УГЉОВОДОНИЦИ И ЊИХОВИ ДЕРИВАТИ</b>	
Алкани	122
Питања и задаци	125
Алкени	127
Алкини	129
Питања и задаци	131
Арени	132
Питања и задаци	136
Халогени деривати угљоводоника	136
Питања и задаци	137
<b>ЈЕДИЊЕЊА СА КИСЕОНИКОМ</b>	
Алкохоли	138
Питања и задаци	141
Феноли	142
Питања и задаци	144
Етри	144
Питања и задаци	145
Алдехиди и кетони	146
Питања и задаци	148
Карбоксилне киселине	148
Питања и задаци	153
<b>ЈЕДИЊЕЊА СА АЗОТОМ</b>	
Нитро-једињења	154
Амини	155
Питања и задаци	157
<b>БИОМОЛЕКУЛИ</b>	
Хетероциклична једињења, алкалоиди и антибиотици	158
Питања и задаци	159
Сахариди	160
Моносахариди	161
Дисахариди	165
Полисахариди	165
Питања и задаци	167
Липиди	168
Питања и задаци	172
Протеини	172
Аминокиселине	172
Протеини	173
Питања и задаци	176
Нуклеинске киселине	177
ДНК	178
РНК	179
Питања и задаци	179
Систематизација градива	180