




ОПШТА, НЕОРГАНСКА, ОРГАНСКА

ХЕМИЈА

дипл. хемичар Александра Влатковић



ОПШТА ХЕМИЈА

СУПСТАНЦА. СМЕША

Супстанца је вид материје.



ЕЛЕМЕНТИ, ЈЕДИЊЕЊА, СИМБОЛИ, ФОРМУЛЕ

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

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

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

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

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ, ЈЕДНАЧИНЕ ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА

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

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

РЕЛАТИВНА АТОМСКА МАСА, РЕЛАТИВНА МОЛЕКУЛСКА МАСА

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

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

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

МОЛ, МОЛСКА МАСА, МОЛСКА ЗАПРЕМИНА

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

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

(Молска маса је маса 1mol супстанце.)

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

(Молска запремина је запремина 1mol гаса.)

ИЗРАЧУНАВАЊЕ РЕЛАТИВНЕ МОЛЕКУЛСКЕ МАСЕ

H ₂	Ar(H)=1	Mr(H ₂)=2·1=2		
O ₂	Ar(O)=16	Mr(O ₂)=2·16=32		
N ₂	Ar(N)=14	Mr(N ₂)=2·14=28		
H ₂ O	Ar(H)=1	Ar(O)=16	Mr(H ₂ O)=2·1+16=18	
NaOH	Ar(Na)=23	Ar(O)=16	Ar(H)=1	Mr(NaOH)=23+16+1=40
HNO ₃	Ar(H)=1	Ar(N)=14	Ar(O)=16	Mr(HNO ₃)=1+14+16·3=63
H ₂ SO ₄	Ar(H)=1	Ar(S)=32	Ar(O)=16	Mr(H ₂ SO ₄)=2·1+ 32+3·16=98

СТРУКТУРА АТОМА

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



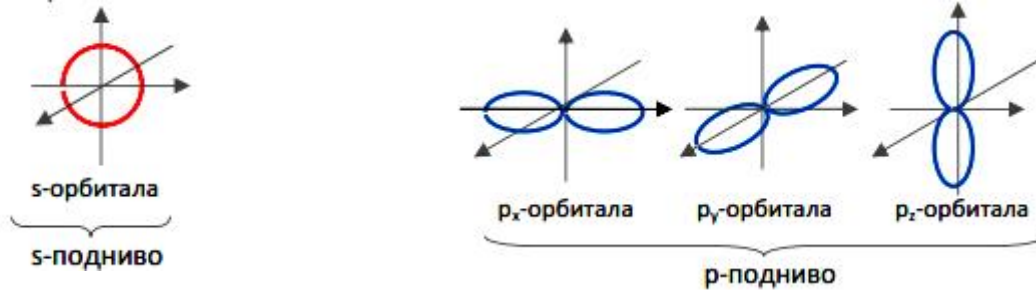
Атом је електронеутрална честица јер садржи исти број протона и електрона.

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

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

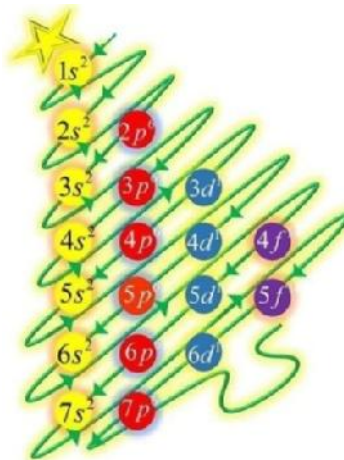
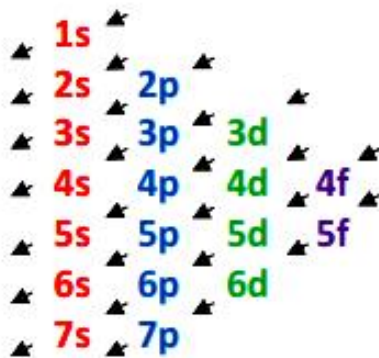
Електрони у атому имају тачно одређене вредности енергија – налазе се на **енергетским нивоима** (обележавају се бројевима од 1-7). У оквиру енергетских нивоа постоје **енергетски поднивои** блиских енергија (обележавају се словима s-, p-, d-, f-).

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



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

Редослед поднивоа по енергијама



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



Како се у атому изграђује електронски омотач?

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

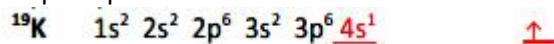
Електронске конфигурације атома елемената 1., 2. и 3. периоде периодног система елемената:

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

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

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

Примери:



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



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



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

ХЕМИЈСКА ВЕЗА

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

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

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

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

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

Јонска веза

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

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

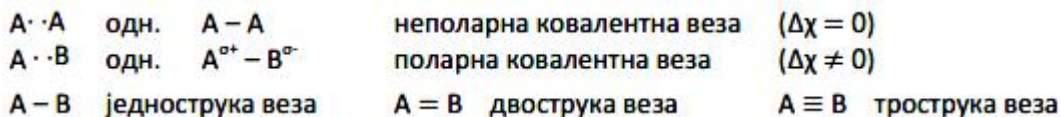


Јонска једињења су чврсте кристалне супстанце високих тачки топљења и кључања. Јонска кристална решетка је изграђена из великог броја позитивних и негативних јона – сваки јон је са свих страна окружен супротно наелектрисаним јонима. Растварају се у води (јонски раствори). Водени раствори и растопи јонских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

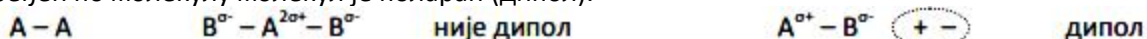
Ковалентна веза

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

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



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



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

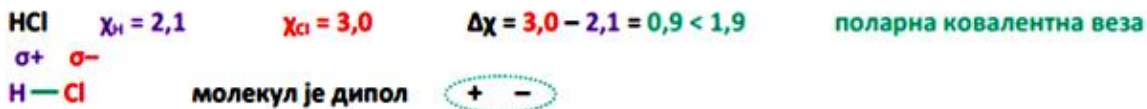
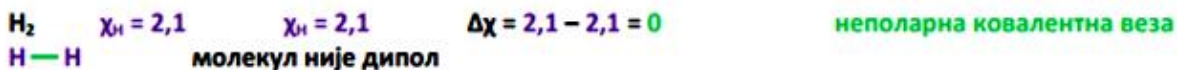
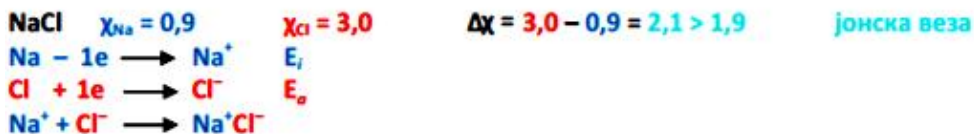
Ковалентне супстанце се јављају у сва три агрегатна стања и имају релативно ниске тачке топљења и кључања. Код чврстих ковалентних кристалних супстанци молекули су међумолекулским силама повезани у молекулску кристалну решетку.

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

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

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

Примери:



Метална веза

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

ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

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

ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМ = **ДИСПЕРЗИОНО СРЕДСТВО** + **ДИСПЕРГОВАНА ФАЗА**

Према величини честица дисперзне системе можемо поделити на:

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

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

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

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

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

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

РАСТВОР = **РАСТВОРАЧ** + **РАСТВОРЕНА СУПСТАНЦА**

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

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

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

Према типу растворених честица растворе делимо на:

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

Опште особине раствора

- **Снижење тачке мржњења и повишење тачке кључања раствора у односу на чист растварач.**
Снижење ТТ (одн. ТМ) и повишење ТК раствора у односу на чист растварач сразмерно је моларном уделу растворене супстанце. Што је већа концентрација раствора веће је снижење ТТ (одн. ТМ) и повишење ТК раствора у односу на чист растварач. Померање ТТ и ТК зависи и од природе супстанце (колико ће молова честица настати растварањем 1mola супстанце).
- **Дифузија** – Ако два раствора различитих концентрација дођу у додир (нису у равнотежи) они настоје да изједначе концентрације – молекули растварача се спонтано усмерено крећу (дифундују) из разблаженијег раствора ка концентрованијем, а честице растворене супстанце (молекули или јони) из концентрованијег ка разблаженијем раствору док се не изједначе концентрације оба раствора тј. док се не успостави равнотежа.
- **Осмоза** – Ако су два раствора различитих концентрација у затвореном систему одвојена полупропустљивом мембраном молекули растварача ће се спонтано усмерено кретати из разблаженијег ка концентрованијем раствору док се не изједначе хидростатички притисци оба раствора тј. док се не успостави равнотежа. Равнотежни хидростатички притисак је осмотски притисак раствора (пропорционалан је концентрацији раствора).

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Према количини растворене супстанце растворе делимо на:

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

КОНЦЕНТРАЦИЈА РАСТВОРА

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

ПРОЦЕНТНА КОНЦЕНТРАЦИЈА РАСТВОРА

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

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

Примери израчунавања на основу процентне концентрације:

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

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

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

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

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

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

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

КОЛИЧИНСКА КОНЦЕНТРАЦИЈА РАСТВОРА

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

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

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

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

Примери израчунавања на основу моларне концентрације:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

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

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

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



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

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

Основни типови неорганских реакција су:

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

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

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

Брзина реакције одговара промени концентрације реагујућих супстанци у јединици времена.

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

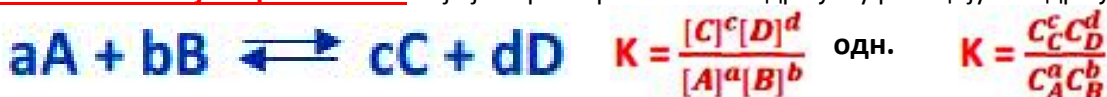
Фактори који утичу на брзину реакције су:

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

ПОВРАТНЕ (РЕВЕРЗИБИЛНЕ, РАВНОТЕЖНЕ) РЕАКЦИЈЕ

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

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



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

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

Фактори који утичу на хемијску равнотежу:

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

РАСТВОРИ ЕЛЕКТРОЛИТА

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

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

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

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

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

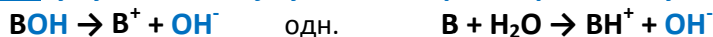
КИСЕЛИНЕ, БАЗЕ, СОЛИ

Arrhenius-ова теорија

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



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



Протолитичка теорија (Brønsted-Lowry-јева теорија)

Киселина је супстанца која даје протон – протондонор.

База је супстанца која прима протон – протонакцептор.



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



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

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

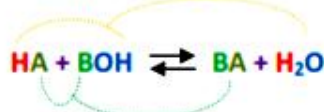
Киселина средње јачине: H_3PO_4 .

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

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

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

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



ЈОНСКИ ПРОИЗВОД ВОДЕ И рН ВРЕДНОСТ



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

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

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

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

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

[H₂O] је константа, па је

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

константа равнотеже дисоцијације воде

јонски производ воде

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

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

Активитет H₃O⁺ јона је мера киселости средине.

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

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

где је γ коефицијент активитета

pH је негативни логаритам активитета хидронијум – јона.

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

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

или једноставније

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

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

pH је негативни логаритам концентрације водоничних јона.

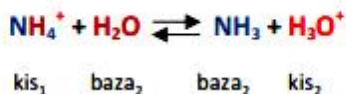
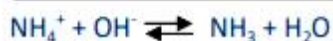
скала рН вредности у воденим растворима



ХИДРОЛИЗА СОЛИ



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



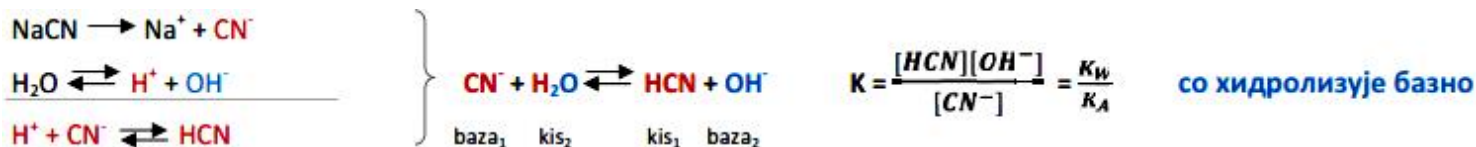
$$K = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{K_W}{K_B}$$

со хидролизује кисело

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

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

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



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

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

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

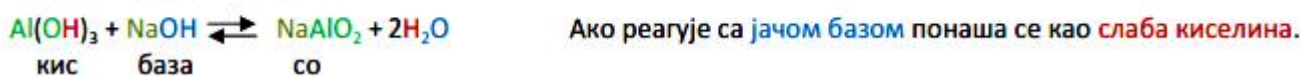
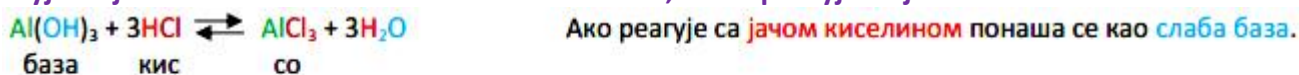
Соли јаких киселина и јаких база не подлежу хидролизи у воденим растворима – **раствор је неутралан**.

АМФОТЕРНОСТ

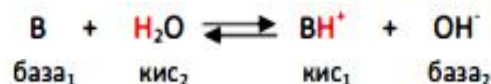
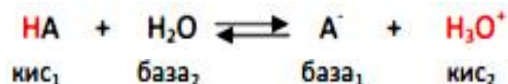
Ковалентна једињења могу бити електролити тј. у воденим растворима могу дисосовати на јоне тако што долази до хетеролитичког раскидања поларне ковалентне везе под утицајем молекула воде. Такве супстанце се понашају као киселине или базе. Постоје супстанце код којих се може раскинути више различитих веза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

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

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



Вода је амфотерна супстанца.



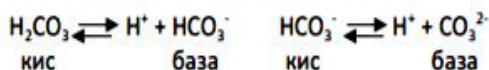
HA је јака киселина од H_2O која се понаша као слаба база, а њена конјугована киселина је јака киселина H_3O^+ .

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

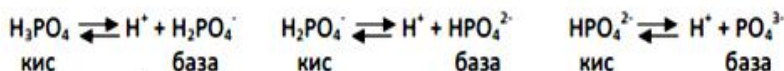
Примери:



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



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



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

ОКСИДО-РЕДУКЦИОНЕ РЕАКЦИЈЕ

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

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

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

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

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

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

Процеси оксидације и редукције се увек дешавају заједно.

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



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



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

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

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

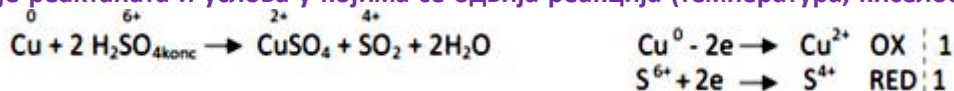
Флуор (F) је најелектронегативнији елемент и има највећи афинитет према електрону, па најлакше везује електрон – **најјаче је оксидационо средство**, а његов анјон (F⁻) најтеже отпушта електрон и најслабије је редукционо средство.

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

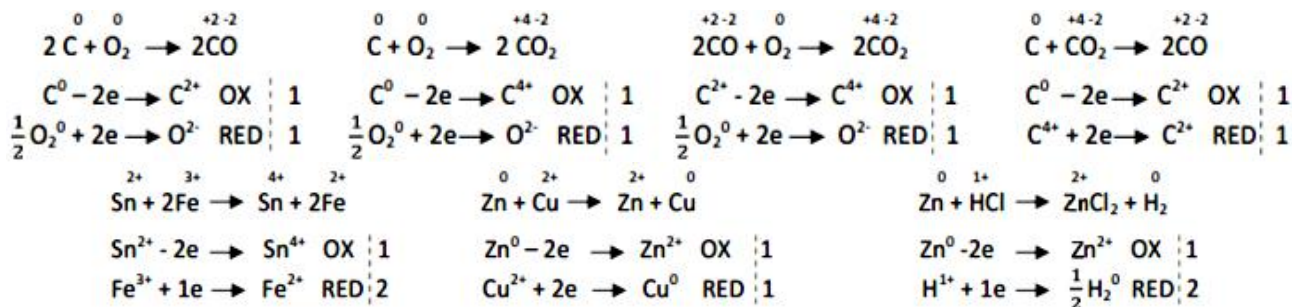
Што је нижи степен оксидације атома то је он јачи електрондонор тј. јаче редукционо средство.

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

Примери редокс-реакција:

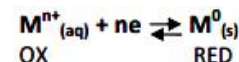


Када се у редокс-реакцији одређују коефицијенти прво се одреде оксидациона стања атома (важно је одредити за оне атоме који мењају оксидациона стања). У наведеном примеру Cu као реактант има оксидационо стање 0 (елементарна супстанца), а у производу 2+ (SO₄-јон је наелектрисан 2-); S као реактант у H₂SO₄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



НАПОНСКИ НИЗ МЕТАЛА

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



Метал уроњен у раствор својих јона је редокс-систем.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

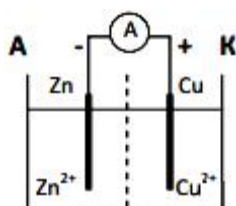
$$E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V$$

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

ХЕМИЈСКИ ИЗВОРИ ЕЛЕКТРИЧНЕ СТРУЈЕ

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

Галвански спрег (Даниелов елемент)



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

Zn се раствара – негативнија електрода

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

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

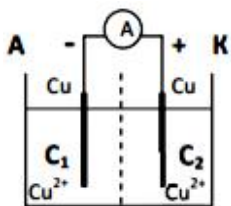
Позитиван пол спрега је Cu-електрода на којој се одиграва процес редукације – катода: $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$

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

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

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

Концентрациони спрег



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

$$C_1 > C_2$$

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

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

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

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

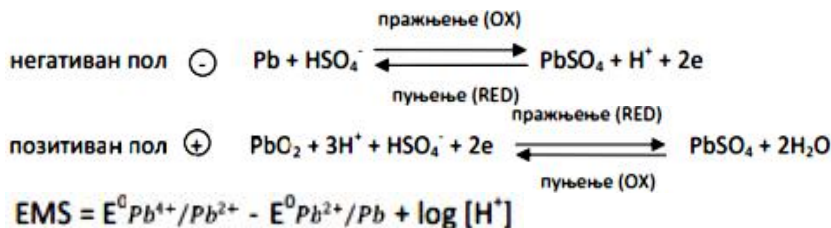
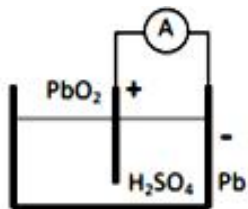
EMS концентрационог спрега зависи само од концентрација оба раствора и температуре.

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

Оловни акумулатор

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

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



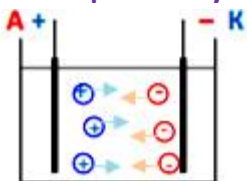
Пражњењем акумулатора електроде на површини добијају исто једињење, смањује се концентрација киселине и смањује се разлика потенцијала између електрода. Анода је Pb-плоча од које се крећу електрони ка катоди од PbSO_4 .

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

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

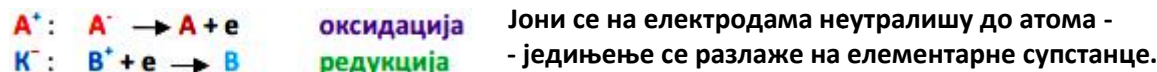
ЕЛЕКТРОЛИЗА

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



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

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

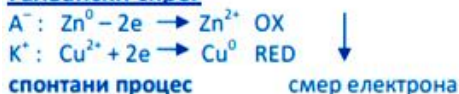


Електролиза је процес разлагања једињења на елементарне супстанце под дејством електричне струје.

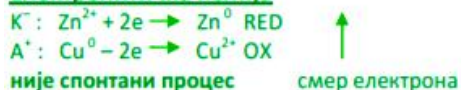
Да би се електролиза одвијала мора се споља наметнути разлика потенцијала електрода (доводи се енергија систему) и то супротан напон од спонтаног.

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

Галвански спрег



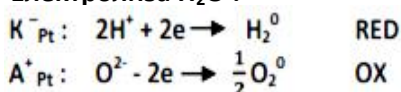
Електролитичка ћелија



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

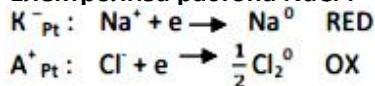
На катоди K^- ће се редуковати све молекулске врсте које могу да се редукују на том катодном потенцијалу. На аноди A^+ ће се оксидовати све молекулске врсте које могу да се оксидују на том анодном потенцијалу. **Одвија се онај процес који је енергетски најповољнији.**

Електролиза H_2O :



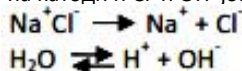
Напон разлагања H_2O је -1,42 V због наднапона O_2 на Pt-електроди.

Електролиза растопана NaCl :

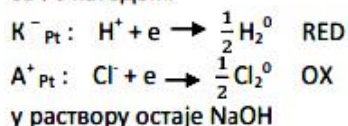


Електролиза воденог раствора NaCl :

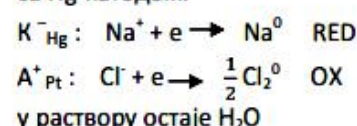
У раствору се налазе Na^+ и H^+ катјони који се могу редуковати на катоди и Cl^- и OH^- јони који се могу оксидовати на аноди.



са Pt-катодом:



са Hg-катодом:

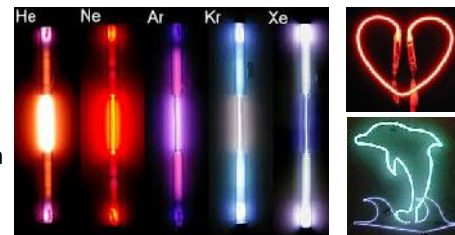


НЕОРГАНСКА ХЕМИЈА

18. група (VIIIa, 0) – ПЛЕМЕНИТИ ГАСОВИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

He хелијум	$1s^2$	$\uparrow\downarrow$				
Ne неон			} заједничка електронска конфигурација			
Ar аргон						
Kr криптон	$ns^2 np^6$	$\uparrow\downarrow$		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
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% O₂, 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% N₂ 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.

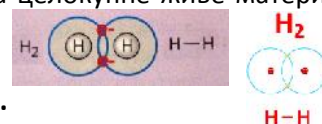
Радон је радиоактиван (настаје радиоактивним распадом радијума, а период полураспада му је 3,8 дана) и нема примену. Штетан је за здравље људи – изазива поремећај ћелијске структуре DNK, често изазива рак плућа код рудара.

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 $^1\text{H } 1s^1 \uparrow$



У елементарном стању водоник се јавља у облику двоатомског молекула **H-H** или **H₂**.

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 H₂). 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 (14,1К) и ТК (20,4К) 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).

неметал
најлакша супстанца
гас без боје, мириса и укуса
(ТТ 14,1К и ТК 20,4К)
молекули H₂ су малих димензија и
лако дифундују кроз скоро све
материјале
добро се раствара у металима (нпр. Pt)

Хемијске особине водоника

Водоник је неметал. Због карактеристичне електронске конфигурације **водоник нема одређен положај у периодном систему елемената – не припада ниједној групи**. 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).

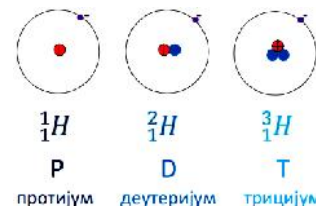
Са другим елементима водоник реагује довољно брзо само при високим температурама (потребна је знатна енергија за раскидање H-H везе). На собној температури молекулски водоник није нарочито реактиван. У атомском стању водоник је врло реактиван.

Изотопи водоника

Водоник се јавља у три изотопа.

Протијум има највише (5000 пута више од деутеријума, а 10^{17} пута више од трицијума).

Трицијум је радиоактиван и нестабилан је.



Добијање водоника



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

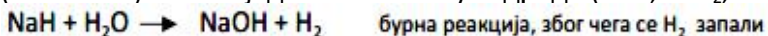
- **Индустријско добијање** – крековање (пиролиза) угљоводоника, редукција водене паре ужареним коксом, као нуспроизвод при електролизи воденог раствора NaCl.

Примена водоника

Водоник се користи у индустрији за синтезу амонијака (NH_3), хидрирање угљоводоника и уља, за добијање HCl, за добијање воденог гаса (смеша CO и 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 (NaNH , CaH_2 , LiAlH_4). Служе као редукциона средства.

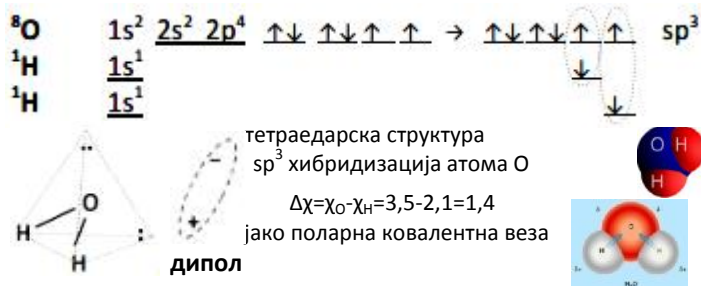


- **Једињења са позитивним степеном оксидације (+1)** водоник гради са елементима веће електронегативности (неметалима) и то су сва остала једињења водоника (киселине, базе, киселе соли, вода, органске супстанце). Претежно су ковалентна једињења (поларна ковалентна веза). На собној температури су обично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



на 600°C реакција креће уз експлозију (праскави гас)
 на $500-600^\circ\text{C}$, повишеном притиску уз Pt-катализатор

Вода (H_2O) је најважније једињење водоника.



Због великог броја водоничних веза вода има знатно вишу ТТ (0°C) и ТК (100°C) од једињења сличне структуре.

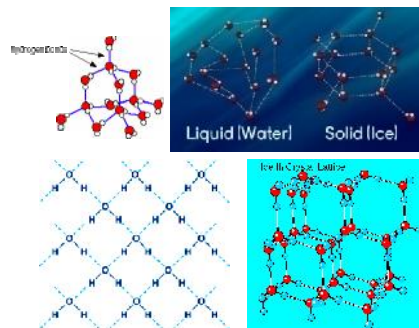
Лед има мању густину од воде у течном стању.

Вода има највећу густину на $3,98^\circ\text{C}$ ($\rho = 1 \text{ kg/dm}^3$).

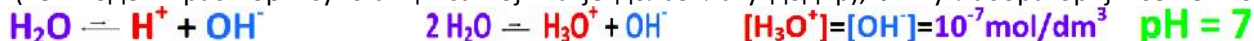
Вода је поларан растварач – добро раствара поларне и јонске супстанце.

Због тога се у природи не може наћи хемијски чиста вода.

Вода има велики топлотни капацитет, а лед је топлотни изолатор.



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: одн.

Вода је амфотерна и неутрална.

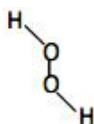
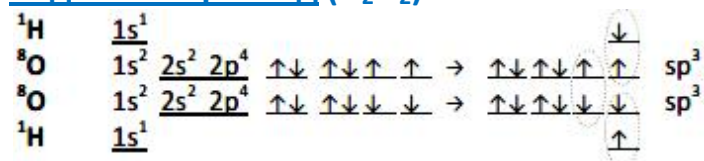
Хемијски чиста вода слабо проводи електричну струју (мала је концентрација јона). Вода има велики топлотни капацитет, а лед је топлотни изолатор.

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).

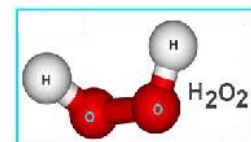
Вода се користи за пиће, одржавање личне хигијене, у домаћинству (за кување, прање, загревање), у индустрији (као сировина, растварач и средство за хлађење или загревање), за добијање електричне енергије, за саобраћај.

+1 -1

Водоник-пероксид (H₂O₂)



H-O поларна ковалентна веза
O-O неполарна ковалентна веза



Ba-пероксид сумпорна кис. Ba-сулфат водоник-пероксид

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 као дезинфекционо средство,
- за бојење косе 6-12% раствор,
- за бељење косе 5%,
- при хладној трајној ондулацији 1% раствор.

У трговини се налази као 3% и 30% водени раствор – хидроген 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: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^{-1} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{O}_2^{-2}$
Металне пероксиде (нпр. NaO₂, CaO₂, BaO₂) можемо сматрати солима слабе киселине водоник-пероксида.

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



- расте маса
- расте густина, опада ТТ и ТК
- расте полупречник атома и јона
- опада E_i, E_a, 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_i, E_a, 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:



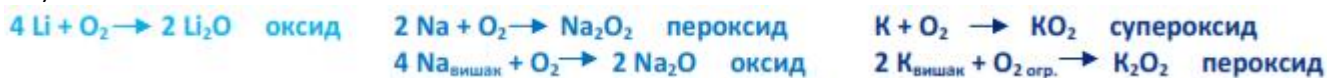
У природи се налазе искључиво у облику једињења у којима су у облику M⁺¹ јона – граде јонска једињења.

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

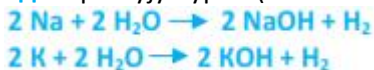
У елементарном стању атоми су повезани слабом металном везом (учествује само један електрон), па имају ниске ТТ, малу густину и тврдоћу (могу се сећи ножем). Због реактивности се чувају под петролеумом. Веома се тешко добијају у елементарном стању (само електролизом растопа неке соли, најчешће хлорида).

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

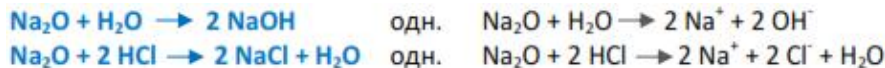


веома егзотермна реакција, уз експлозију (ослобођени H_2 се запали због ослобођене реакционе топлоте)

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

- Оксиди имају базни карактер:

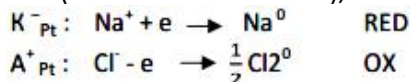
- са водом дају хидроксид
- неутралишу киселине



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).

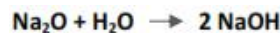
NaH натријум-хидрид Користи се као редукционо средство.

Na₂O натријум-оксид



Na-оксид је базног карактера

- са водом даје хидроксид
- неутралише киселине



Na₂O₂ натријум-пероксид



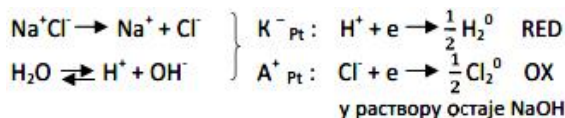
NaOH натријум-хидроксид (каустична, масна или жива сода)

веома јака база

Натријум-хидроксид је бела кристална супстанца, веома хигроскопна (везује воду из ваздуха, али реагује и са CO_2 из ваздуха градећи натријум-карбонат).

Добијање:

- електролиза воденог раствора NaCl :



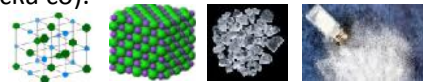
- каустификација (из натријум-карбоната и калцијум-хидроксида)



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).

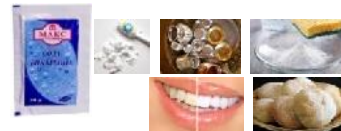
Велике количине натријум-хлорида троше се за људску исхрану (јодира се), али и у индустрији (већина једињења натријума добија се из натријум-хлорида).



NaHCO₃ натријум-хидрогенкарбонат, натријум-бикарбонат (сода бикарбона)

Na₂CO₃ натријум-карбонат (сода)

Добијају се Солвејевим поступком:



У засићен раствор NaCl уводи се NH_3 , па се раствор неутралише са CO_2 и хлади, при чему кристалише NaHCO_3 који се одваја; загревањем NaHCO_3 на око 200-250°C добија се Na_2CO_3 .

NaHCO_3 и Na_2CO_3 су соли слабе угљене киселине (H_2CO_3) и јаке базе (NaOH), па хидролизују базно.

NaHCO₃ хидролизује слабо базно и користи се у медицини за неутрализацију вишка желудачне киселине, у пекарству (самостално или у прашку за пециво – загревањем се одвија реакција „калциновања“, а ослобођени 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_2CO_3 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_3 **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_2O **калијум-оксид** (тешко настаје директном синтезом) K_2O_2 **калијум-пероксид** KO_2 **калијум-супероксид**

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



KCl **калијум-хлорид** Користи се за добијање 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_3 **калијум-хидрогенкарбонат, калијум-бикарбонат**

K_2CO_3 **калијум-карбонат (поташа)**

Добијање: $\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3$ $2 \text{KHCO}_3 \xrightarrow{\text{t}}$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 K_2CO_3 се користи за израду меких сапуна и у производњи прашка за пециво.

K_2SO_4 **калијум-сулфат** Користи се као вештачко ђубриво и за производњу калијумових стипси.

KNO_3 **калијум-нитрат (шалитра)** Користи се као вештачко ђубриво и у производњи барута.

Добија се растварањем NaNO_3 и KCl (хлађењем кристалише NaCl , а KNO_3 остаје у раствору).



KMnO_4 **калијум-перманганат (хиперманган)** је веома јако оксидационо средство.

Користи се као антисептичко и дезинфекционо средство и у лабораторијама као оксидационо средство.



2. група (IIa) – ЗЕМНОАЛКАЛНИ МЕТАЛИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

Be берилијум
Mg магнезијум
Ca калцијум
Sr стронцијум
Ba баријум
Ra радиум

метали



- расте маса
- расте ТТ и ТК (изузетак Be, највише ТТ и ТК)
- расте полупречник атома и јона
- опада E_i , E_{af} , χ
- расте реактивност
- расте метални карактер, расте базност

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 Be).

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 χ). 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

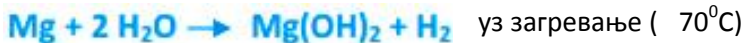
Берилијум се раствара и у киселинама (осим у азотној киселини) и у базама – **амфотеран** је. **Остали елементи групе** растварају се само у киселинама – **базни су**.

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



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

Са водом реагују градећи **хидроксиде** уз ослобађање H_2 :



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.

$Be(OH)_2$ амфотеран

$Mg(OH)_2$ слаба база

$Ca(OH)_2$ } јаке базе

$Sr(OH)_2$ }

$Ba(OH)_2$ }

- расте базност
- расте растворљивост
(сви су тешко растворни у води)

$BeSO_4$ врло растворан

$MgSO_4$ растворан

$CaSO_4$ } тешко растворни

$SrSO_4$ }

$BaSO_4$ }

- опада
растворљивост
у води

Једињења берилијума и сам метал су екстремно отровни. Легуре берилијума са бакром 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 ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$), магнезит ($MgCO_3$), карналит ($KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$).

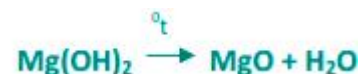
Елементарни магнезијум добија се електролизом растопа безводног $MgCl_2$. Магнезијум има велику техничку примену. То је сребрнобео метал, на ваздуху потамни (превлачи се заштитним слојем оксида), може се ковати, изливати и ваљати (лим, жица и разни профили). Жица магнезијума лако сагорева са кисеоником, 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_2): $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$ $\Delta_r H = - 602 \text{ KJ/mol}$

Магнезијум се лако раствара у киселинама уз ослобађање H_2 (чак и са HNO_3), а не раствара се у базама. Користи се за израду лаких 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 редукovati многе метале.

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



Може се добити жарењем карбоната или хидроксида:



Ако се жари на температури од $800-900^\circ C$ добија се каустични MgO који очвршћава са водом, а ако се жари на температури од $1600-1700^\circ C$ настаје MgO који не очвршћава са водом и који се користи за израду ватросталног камења ($T 2800^\circ C$).

$Mg(OH)_2$ магнезијум-хидроксид слаба база, тешко растворан у води, растворан у киселинама:



Добија се таложењем из раствора Mg -соли јаком базом:

$MgCl_2$ магнезијум-хлорид

кристалише са 4-12 молекула воде, а најстабилнији је $MgCl_2 \cdot 6H_2O$.

Растворан је у води и врло хигроскопан – користи се као средство за сушење.

$MgSO_4$ магнезијум-сулфат

На различитим температурама кристалише са различитом количином воде.

$MgSO_4 \cdot 7H_2O$ горка со (на $1,8-48,3^\circ C$) – користи се у медицини као пургатив

(Mg^{2+} -јони помажу прелаз воде из других телесних течности у црева да би разредила со),

у индустрији папира, коже и текстила.



Mg(HCO₃)₂ магнезијум-хидрогенкарбонат (магнезијум-бикарбонат) – растворан је у води и са Ca(HCO₃)₂ представља карбонатну тврдоћу воде.

MgCO₃ магнезијум-карбонат је тешко растворан у води

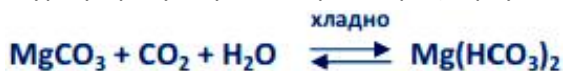
Загревањем бикарбонат прелази у карбонат – у воденом раствору се карбонат таложи – **ствара се каменац**:



Магнезијум-карбонат се раствара у киселинама:



Магнезијум-карбонат се у природи јавља као минерал доломит (CaCO₃·MgCO₃) и магнезит (MgCO₃) и на ниској температури у присуству CO₂ 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 Ca₃(PO₄)₂). Најважнији минерали су флуорит (CaF₂), фосфорит (Ca₃(PO₄)₂), апатити (Ca₅(PO₄)₃F), калцит (CaCO₃ у облику кречњака, креде, мермера), анхидрит и гипс (CaSO₄ одн. CaSO₄·2H₂O).

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:



CaO 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:



Користи се за добијање гашеног креча и за производњу цемента.



Ca(OH)₂ калцијум-хидроксид (гашени креч)



одн.

јака база



бурна реакција

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

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



CaCl₂ калцијум-хлорид растворан у води

Кристалише са 6 молекула воде (CaCl₂·6H₂O) коју губи на температурама изнад 250⁰С. Безводан (анхидрован) CaCl₂ је јако хигроскопан и користи се као средство за сушење. Везивање воде је ендотерман процес, па се смеша леда и CaCl₂ користи као средство за хлађење (снижава температуру до -50⁰С).

CaSO₄ калцијум-сулфат тешко растворан у води

У природи се јавља као минерал анхидрит (CaSO₄) и **гипс** (CaSO₄·2H₂O). Најфинији гипс је алабастер.

Загревањем на температурама до 97⁰С гипс губи воду и прелази у CaSO₄·H₂O, а на температурама до 150⁰С у анхидровани CaSO₄. Облик CaSO₄·H₂O брзо везује воду и прелази у CaSO₄·2H₂O, а анхидровани облик воду везује знатно спорије. Везивањем воде гипс очвршћава. Загревањем на 250⁰С добија се гипс који више не може да везује воду (мртво печени гипс).

Користи се у медицини, грађевинарству, вајарству.



Ca(HCO₃)₂ калцијум-хидрогенкарбонат (калцијум-бикарбонат) – растворан је у води и са Mg(HCO₃)₂ представља карбонатну тврдоћу воде.

CaCO₃ 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, као козметичка сировина у производњи пудера и пасти за зубе, 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:



На ниској температури у присуству CO_2 карбонат се раствара (нпр. у пећинама):

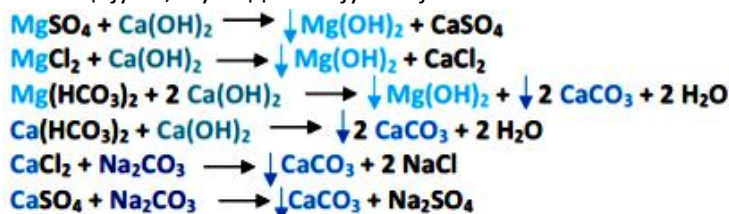


Соли земноалкалних метала (посебно Mg и Ca) и гвожђа представљају тврдоћу воде:

- пролазна (карбонатна) тврдоћа – присуство бикарбоната (загревањем се могу уклонити јер прелази 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 Mg^{2+} -јони у облику $\text{Mg}(\text{OH})_2$ као најмање растворног једињења магнезијума, затим се додаје сода (Na_2CO_3) помоћу које се сталожу Ca^{2+} -јони у облику CaCO_3 као најмање растворног једињења калцијума, а у води остају Na^+ -јони:



13. група (IIIa) – ГРУПА БОРА

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

B	бор	} металоид	$ns^2 np^1$	$\uparrow \downarrow \uparrow _ _ _$
Al	алуминијум			
Ga	галијум	} метали		
In	индијум			
Tl	талијум			

- расте маса, опада ТК
- расте полупречник
- опада E_i , E_a , χ
- опада неметални, а расте метални карактер
- опада киселост, а расте базност

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 χ 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	слабо кисео	↓ опада киселост, расте базност (расте метални карактер)
Al_2O_3	$\text{Al}(\text{OH})_3$	амфотеран (више изражене базне особине)	
Ga_2O_3	$\text{Ga}(\text{OH})_3$	амфотеран (више изражене киселе особине)	
In_2O_3	$\text{In}(\text{OH})_3$	претежно базан	
$\text{Tl}_2\text{O}_3, \text{Tl}_2\text{O}$	ТИОН	јако базан	

Талијум гради стабилна једињења као Tl^{+1} -јон са јонском кристалном решетком. ТИОН 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 кисеоника и силицијума). 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 $\text{Al}(\text{OH})_3$). Боксит се третира раствором NaOH (35-50%) у великом вишку у аутоклаву ($t=160-170^\circ\text{C}$, $p=3,5\text{ MPa}$, 8h). $\text{Al}(\text{OH})_3$ се раствара и прелази у алуминат, а примесе се одвоје. Раствор алумината се разблажи водом при чему долази до хидролизе и таложења $\text{Al}(\text{OH})_3$:



Сталожени $\text{Al}(\text{OH})_3$ се филтрира и жари на 1200°C при чему прелази у оксид (глиница):



Елементарни алуминијум се добија електролизом глинице у криолиту (Na_3AlF_6) на око 1000°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.

Веомо 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.

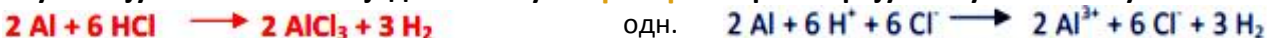


Мана која ограничава употребу алуминијума је тешко заваривање због стварања оксида на површини (тешко је и лемљење): $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $\Delta H = -1670\text{ kJ/mol}$ јако егзотермна реакција

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 дебео до реакција неће доћи.

Al_2O_3 алуминијум-оксид

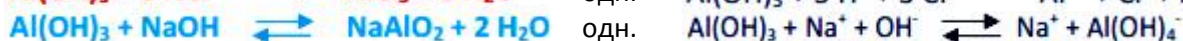
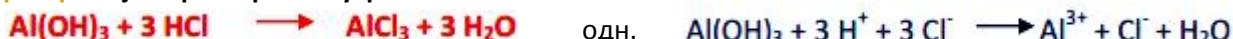
У природи се јавља као безбојан минерал **корунд** (трећи по тврдоћи, после дијаманта и карборунда). Ако садржи трагове других метала различито је обојен и представља драго камење: сафир (плав), рубин (црвен), оријентални смарагд (зелен), оријентални аметист (љубичаст), оријентални топаз (жут).

Al_2O_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 ($T=2000^\circ\text{C}$).

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

Таложи се из раствора Al^{3+} -соли јачим базама као волуминозан бео талог који загревањем прелази у кристални облик: $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \downarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$ $\text{одн.} \quad \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \downarrow \text{Al}(\text{OH})_3$

Амфотерног је карактера – неутралише и **базе** и **киселине**:



Al(OH)₃ само са јаким киселинама даје Al³⁺-соли, док је са слабирим киселинама реакција немогућа јер моментално долази до хидролизе. Al³⁺-соли јаким киселина хидролизују кисело.

AlCl₃ алуминијум-хлорид

Користи се као катализатор у органским синтезама. Растворан је у води.

Al₂(SO₄)₃ алуминијум-сулфат

Из водених раствора кристалише као хидрат Al₂(SO₄)₃·18H₂O.

Користи се у индустрији папира као лепило, у индустрији текстила као мочило, за пречишћавање воде са калцијум-хидроксидом (желатинозни Al(OH)₃ постепеним таложењем повлачи за собом суспендоване честице, чак и микроорганизме):



KAl(SO₄)₂ калијум-алуминијум-сулфат (калијумова стипса, алаун) двострука со

Кристалише из раствора K₂SO₄ и Al₂(SO₄)₃ у свим односима као KAl(SO₄)₂·12H₂O.

Користи се у медицини и фризерској струци за заустављање мањих крварења.

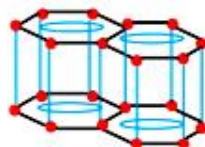
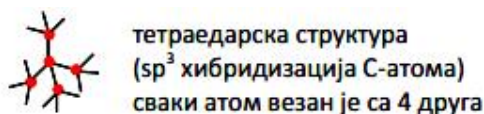


14. група (IVa) – ГРУПА УГЉЕНИКА

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

C	угљеник	} неметал	$ns^2 np^2$ $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow _$	<ul style="list-style-type: none"> - расте маса, опада ТТ и ТК - расте полупречник - опада E_i, E_s, χ - опада неметални, а расте метални карактер - опада киселост, а расте базност
Si	силицијум			
Ge	германијум			
Sn	калај	} метали		
Pb	олово			

У елементарном стању угљеник се јавља у две алотропске модификације:



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 (брилијант је дијамант обрађен за накит), 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 хибридазација C-атома) C-атом се повезује са 4 атома једноструким везама	планарна структура (sp ² хибридазација C-атома) C-атом се повезује са 3 атома са једном двоструком и две једноструким везе	линеарна структура (sp хибридазација 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:

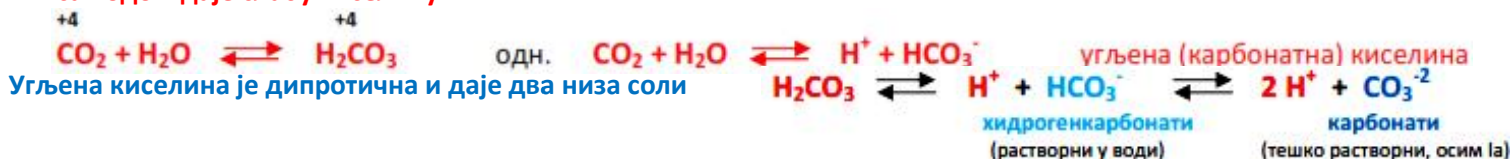


CO угљеник(II)-оксид (угљен-моноксид) Гас без боје, мириса и укуса. Веома је отрован. Неутралан је оксид.

CO₂ 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.

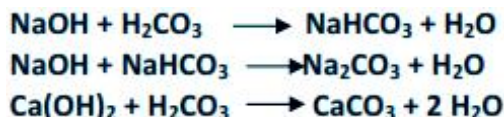
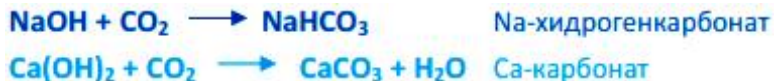
Слабо је кисели оксид:

- са водом даје слабу киселину



Хидрогенкарбонати (бикарбонати) су растворни у води, док су **карбонати** тешко растворни (осим карбоната 1. групе (Ia) који су растворни).

- **неутралише базе** са алкалним хидроксидима
са осталим хидроксидима

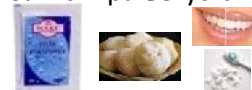


} **неутрализација**

Соли угљене киселине:

NaHCO₃ **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 CO₂ „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 200-250⁰С) прелази у карбонат: $2 \text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

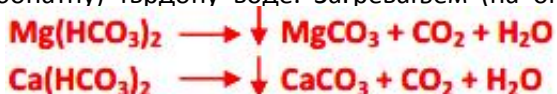


Na₂CO₃ **натриум-карбонат (сода)** Јако базно хидролизује. Јако је хигроскопан. Користи се у индустрији за производњу стакла, сапуна, прашка за прање, у текстилној индустрији и индустрији папира, за добијање NaOH (каустификација).

K₂CO₃ **калијум-карбонат (поташа)** Користи за израду меких сапуна и у производњи прашка за пециво.

Mg(HCO₃)₂ **магнезијум-хидрогенкарбонат (магнезијум-бикарбонат)** и

Ca(HCO₃)₂ **калцијум-хидрогенкарбонат (калцијум-бикарбонат)** налазе се растворени у води и представљају пролазну (карбонатну) тврдоћу воде. Загревањем (на око 100⁰С) прелази у тешко растворне карбонате (ствара се каменац):



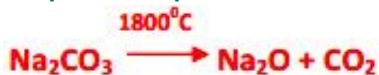
Карбонати се растварају у киселинама:



CaCO₃ 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.

Fe₃C гвожђе-карбид (цементит)

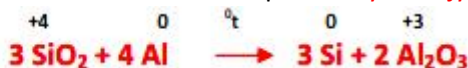
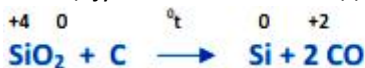
Додаје се белом сировом гвожђу за добијање челика (повећава тврдоћу и чврстоћу).

CaC₂ калцијум-карбид Користи се за добијање етина (ацетилена) $\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$

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).

SiO₂ силицијум(IV)-оксид (силицијум-диоксид)

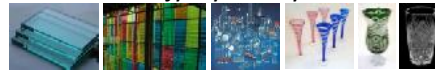
У природи се јавља као **кварц, кремен**. Главни је састојак песка. Тешко је растворан у води, а раствара се у концентрованијим растворима хидроксида (слабо је киселог карактера).



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 истезе) 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.

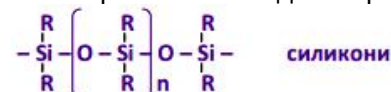


H₄SiO₄ orto-силицијумова киселина не постоји у овом облику јер одмах долази до полимеризације и дехидратације чиме настаје **(H₂SiO₃)_n meta-силицијумова киселина** и разне **полисиликатне киселине** (нпр. **силика-гел** који је јако адсорпционо средство), а крајњи производ полимеризације и дехидратације је 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 (SnO_2). Користи се за израду легура (бронзе са Cu), за лемљење (са Pb), за клизне лежајеве (са Sb и мало 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:

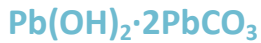


SnO_2 калај(IV)-оксид је бео прах, тешко растворан у води, киселинама и базама, а слабо растворан у врућим концентрованим растворима киселина и база. **Користи се за израду емајла.**

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 HCl , H_2SO_4 , конц. HNO_3 – пасивизује се), за израду оловних акумулатора, легура са Sn и Sb , боја, зрна метака, облагање извора радиоактивног зрачења. Велики број једињења олова користи се за израду боја.



базни карбонат

„оловно белило“ – бела боја лепог сјаја и велике моћи покривања



олово(II)-хромат

жута боја



светло црвена уљана боја



олово(II)-сулфид

црн

+2 +4



олово(II)-ортоплумбат(IV) „минијум“ (некада се формула писала $2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$ одн. Pb_3O_4)

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



олово(IV)-оксид

Користи се за израду оловних акумулатора (PbO_2 је позитиван, Pb негативан пол, а електролит је 33% H_2SO_4).



тетраетил-олово

Користио се некада као антидетонатор у оловним бензинима.

15. група (Va) – ГРУПА АЗОТА

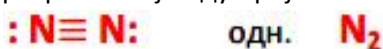
Елементи који припадају овој групи периодног система су:

N	азот	} неметали
P	фосфор	
As	арсен	} металоиди
Sb	антимон	
Bi	бизмут	} метал



- расте маса, расте ТК
- расте полупречник
- опада E_i , E_a , χ
- опада неметални, а расте метални карактер
- опада киселост, а расте базност

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%) одакле се добија фракционом дестилацијом ($T_T = -210^\circ\text{C}$, $T_K = -195,8^\circ\text{C}$). Азот се користи за пуњење авионских и аутомобилских гума, за пуњење лампи (сијалица), као заштитни гас при заваривању, покретачки гас за паковање аеросол-боца (у прехранбеној индустрији означава се бројем E-941).



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

Фосфор се у елементарном стању јавља у три алотропске модификације:



P_4 бели фосфор

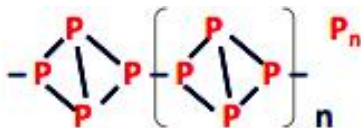
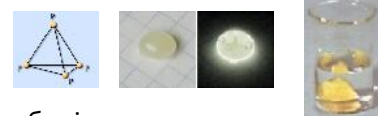
тетраедарска структура

нестабилан, веома реактиван (чува се под водом)

Пали се сам на око $50^{\circ}C$, а уколико је fino спрашен и на собној температури.

Светли у мраку – фосфоресценција.

Веома је отрован. На кожи ствара болне ране које тешко зарастају.



P_n 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 (добива 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 (NH_3) граде нестабилна једињења са водоником (PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , 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).

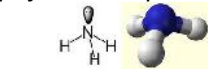
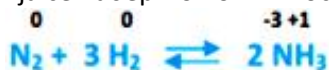
Неопходан је за живи свет, па се нитрати користе као вештачка ђубрива.



NH_3 амонијак

Гас боцкавог непријатног мириса ($T_K = -33,42^{\circ}C$). Течни амонијак је веома добар растварач.

Добија се Хабер-Бошовим поступком:



($t=500-600^{\circ}C$, $p=10-100atm$, Pt-катализатор; гасови морају бити веома чисти)

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. Користи се и у производњи боја за косу, за избелјивање косе и препарата за минивал.

Оксиди азота

+1	N_2O	азот(I)-оксид (азот-субоксид)	} неутрални оксиди	↓ расте киселост
+2	NO	азот(II)-оксид (азот-моноксид)		
+3	N_2O_3	азот(III)-оксид (азот-триоксид)	} кисели оксиди	
+4	NO_2	азот(IV)-оксид (азот-диоксид)		
+5	N_2O_5	азот(V)-оксид (азот-пентоксид)		

N_2O 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. Индустрijски 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 $2700^{\circ}C$, а принос је око 5% – веома скуп процес): $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 NO$
Лако се оксидује кисеоником до азот(IV)-оксида: $2 NO + O_2 \rightarrow 2 NO_2$

N_2O_3 азот(III)-оксид (азот-триоксид) Постоји само као чврста супстанца плаве боје (ТК= $-102^{\circ}C$). 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:

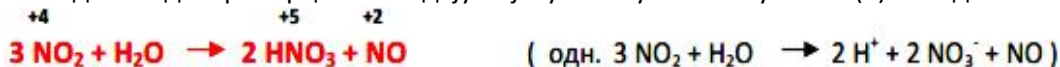
- са водом даје слабу азотасту (нитритну) киселину $N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2 HNO_2$ (одн. $N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2 H^+ + 2 NO_2^-$)
- неутралише базе $N_2O_3 + 2 NaOH \rightarrow 2 NaNO_2 + H_2O$ (одн. $N_2O_3 + 2 OH^- \rightarrow 2 NO_2^-$)

Нитрити у раствору хидролизују (соли слабе киселине).

NO_2 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:

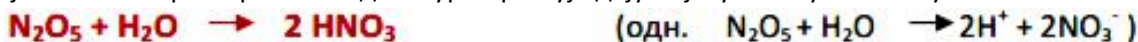
- са водом се диспропорционише дајући јаку азотну киселину и азот(II)-оксид



- неутралише базе $2 NO_2 + 2 NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$ (одн. $2 NO_2 + 2 OH^- \rightarrow NO_3^- + NO_2^- + H_2O$)

N_2O_5 азот(V)-оксид (азот-пентоксид) На собној температури је безбојна чврста супстанца која на температурама изнад $0^{\circ}C$ полако отпушта O_2 и прелази у NO_2 . Добија се дехидратацијом азотне киселине.

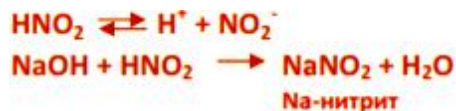
Јако је киселог карактера – са водом бурно реагује дајући јаку азотну киселину:



Најважније киселине азота

HNO_2 нитритна (азотаста) киселина

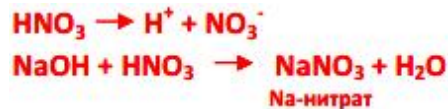
слаба киселина
неутрализација



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.

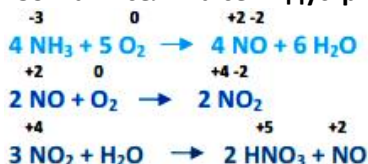
HNO_3 нитратна (азотна) киселина

јака киселина
неутрализација



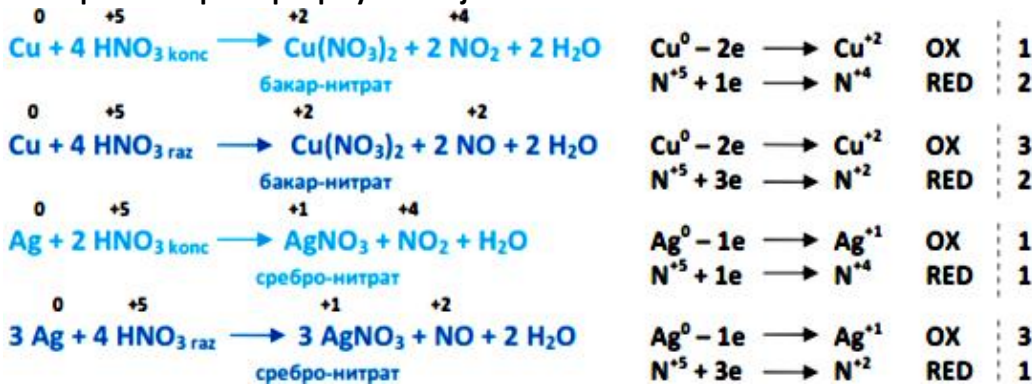
Соли су нитрати и користе се у великим количинама као вештачка ђубрива (шалитре $NaNO_3$, KNO_3).

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 (ТК=25,6⁰С). 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. Са₃(РО₄)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.



РН₃ 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 **Р-Н неполарна 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.

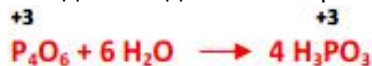
Оксиди фосфора



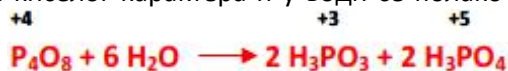
Р₄О₆ фосфор(III)-оксид Бела отровна супстанца (ТТ=23,8⁰С). Настаје реакцијом фосфора са ограниченом количином кисеоника:



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



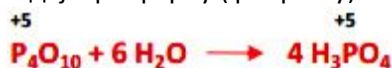
Р₄О₈ фосфор(IV)-оксид На собној температури је чврста супстанца (непознате Мг), али у гасовитом стању састоји се из молекула Р₄О₈. Слабо је киселог карактера и у води се полако раствара дајући једнаке количине фосфорасте и фосфорне киселине:



Р₄О₁₀ 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:



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



Најважније киселине фосфора

Н₃РО₃ фосфитна (фосфораста) киселина правилније је писати формулу **Н₂РНО₃** **дипротична слаба киселина**

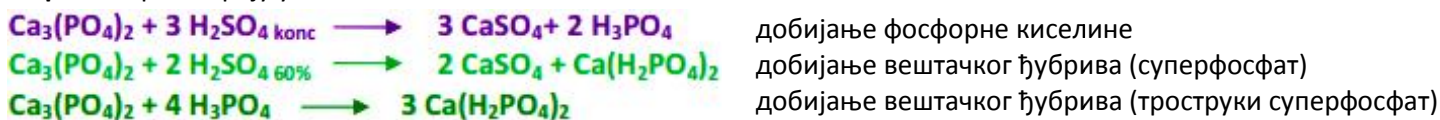


Фосфити су у базној средини веома јака редукциона средства (оксидују се до фосфата). Фосфити алкалних метала су лако растворни у води, а земноалкалних метала нешто слабије. Натријум-хидрогенфосфит и натријум-фосфит (NaH_2PO_3 и Na_2HPO_3) се користе као антисептици.

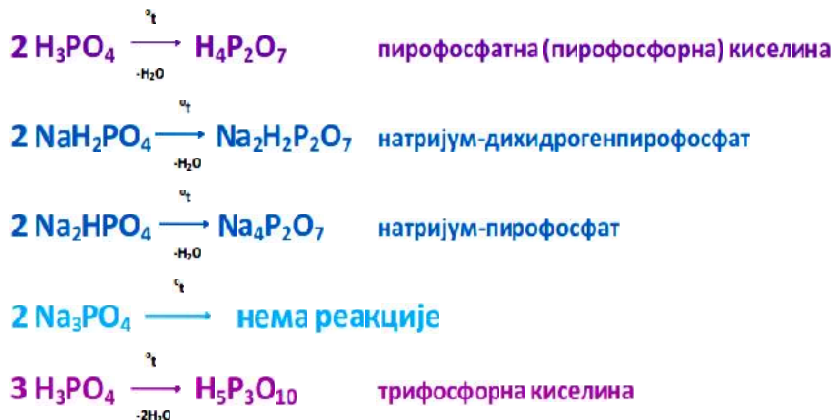
H_3PO_4 **orto-фосфатна (orto-фосфорна) киселина** трипротична киселина средње јачине



Фосфати се растварају у киселинама:



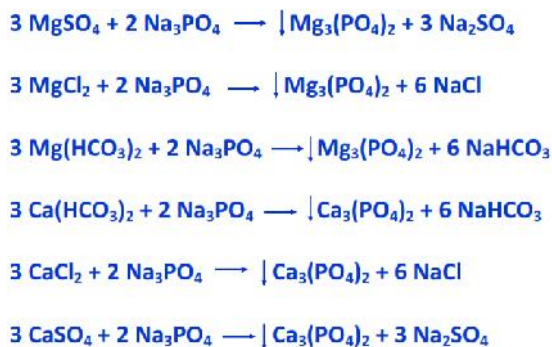
При загревању *orto*-фосфорне киселине и киселих фосфата (200°C) долази до дехидратације и полимеризације:



$\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$ 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 Na_3PO_4 се користи и за фосфатни поступак омекшавања воде:



16. група (Vla) – ХАЛКОГЕНИ ЕЛЕМЕНТИ


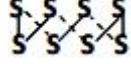
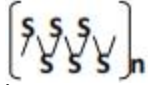
Елементи који припадају овој групи периодног система су:

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

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:

O₂ 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).

O₃ 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.:
S₄ (четири атома су у равни)  **S₈** (прстенасте структуре)  **S_n** (ланчасте структуре) 

Осим ових молекула познати су и S₆, S₇, S₉, S₁₀, S₁₂, а изнад 650°C у гасовитом стању и S₂ молекули. Најчешће се сумпор јавља у облику S₈ молекула који могу бити у две кристалне форме: ромбичан (на собној температури) и моноклиничан (на температури изнад 95,5°C). Ромбичан сумпор је жута кристална супстанца тешко растворна у води, али растворна у многим органским растварачима (нпр. CS₂, CCl₄).

Сумпор има улогу себостатика (смањује рад и лучење лојних жлезда) и користи се као козметичка сировина у производњи препарата за негу и лечење масне коже.

Селен се јавља у алотропским модификацијама Se₈ и Se_n, телур искључиво у облику ланца Te_n, а полонијум у две металне алотропске модификације.

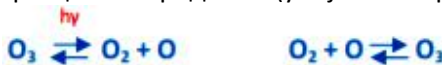
Хемијске особине

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

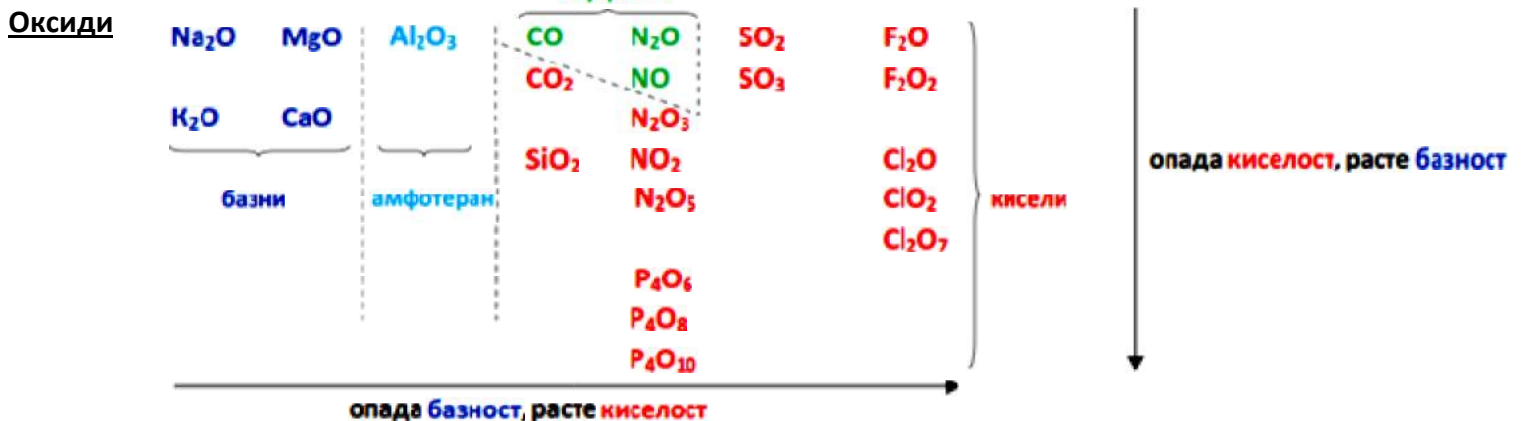
Кисеоник се индустријски добија фракционом дестилацијом ваздуха или електролизом воде. Лабораторијски се може добити загревањем хлората: $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$

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 (пероксиди). Кисеоник реагује на повишеној температури (потребна је знатна енергија активације јер је неопходно раскинути двоструку везу у молекулу кисеоника да би реакција почела).

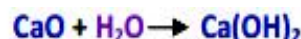
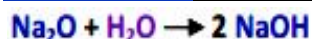


Уколико елемент гради више оксида са порастом оксидационог стања опада базност, а расте киселост:

+1 N₂O	} неутрални		+2 MnO	} базан
+2 NO			+4 MnO₂	
+3 N₂O₃ слабо	} кисели	+3 P₄O₆ слабо	} кисели	+7 Mn₂O₇ кисео
+4 NO₂ средње		+4 P₄O₈		
+5 N₂O₅ јако		+5 P₄O₁₀ средње		

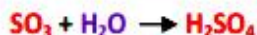
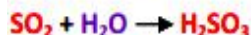
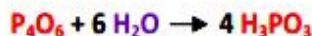
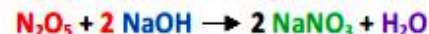
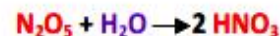
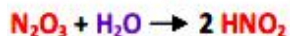
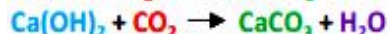
Оксиди могу бити базног, киселог, амфотерног и неутралног карактера.

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:



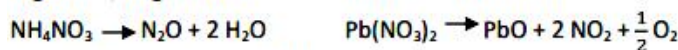
Граде их неметали, металоиди и метали IIIa, IVa групе и прелазни метали у највишим оксидационим стањима.

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

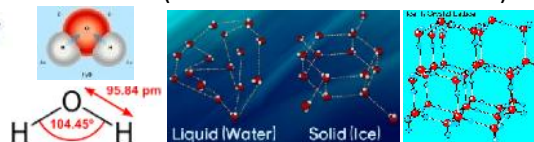


Вода је најважније једињење кисеоника. Поларан је растварач и неутрална и амфотерна супстанца (показује и киселе и базне особине). Молекули имају тетраедарску структуру, диполи су и међусобно се повезују водоничним везама због чега вода има знатно више ТТ и ТК од аналогних једињења других елемената (веома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

Дисоцијација воде: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ одн. $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

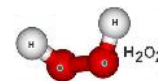


$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pH} = 7$$



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

H₂O₂ водоник-пероксид слаба киселина



Na₂O₂ натријум-пероксид метални оксиди се могу посматрати као соли слабе киселине водоник-пероксида

Добијање водоник-пероксида

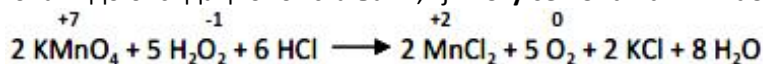


Ва-пероксид сумпорна кис. Ва-сулфат

Водоник-пероксид је нестабилна супстанца и стајањем се диспропорционише:



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**:

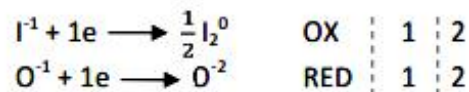
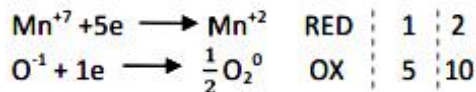


К-перманганат

H_2O_2 се понаша као редукционо средство (оксидује се до оксидационог стања 0);



H_2O_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 FeS_2 , халкопирит CuFeSO_4 , сфалерит ZnS , гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ итд.).

Сумпор се јавља у више alotропских модификација, а најважнији су ромбичан и моноклиничан сумпор. Оба се састоје из 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. CS_2 , S_2Cl_2 итд.), као фунгицид у пољопривреди итд.

H_2S 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, поковареном јајету, канализацији).

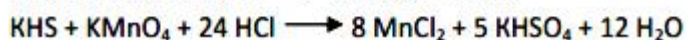
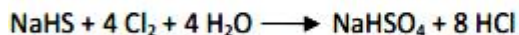
Лабораторијски се добија из сулфида дејством јачих неоксидационих киселина (најчешће HCl):



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.

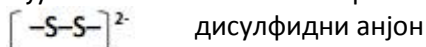
Водоник-сулфид се понаша као редукционо средство (са slabим оксидационим средствима оксидује се до елементарног сумпора, а са јаким до оксидационог стања +4 или +6):

- дужим стајањем у додиру са ваздухом
- уз довољан приступ кисеоника
- са јаким оксидационим средствима



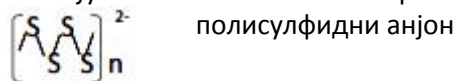
Дисулфиди (персулфиди) и полисулфиди

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).

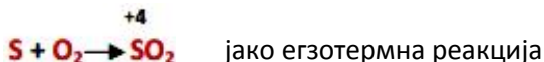
У полисулфидима је већи број атома сумпора међусобно повезан неполарним ковалентним везама, па је оксидационо стање негативно, али мање од -1.



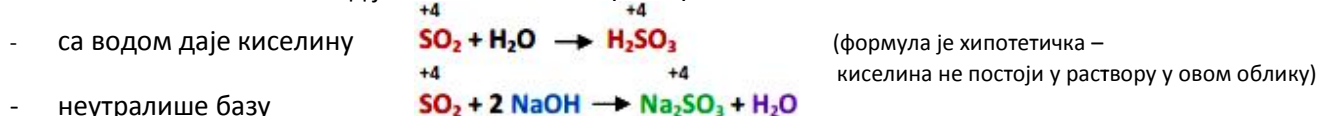
Оксиди сумпора

SO_2 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.



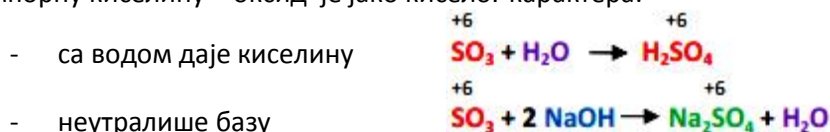
Сумпор(IV)-оксид се добро раствара у води (1 dm³ воде раствара 45 dm³ SO₂ на 15⁰C), а раствор је слабо кисео и веома сложеног састава – оксид је слабо киселог карактера:



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:



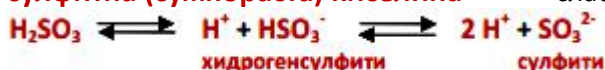
SO₃ сумпор(VI)-оксид (сумпор-триоксид) Као чврста супстанца (ТТ=16,8⁰C, ТК=44,5⁰C) сличан је кристалима леда, сложене је структуре, а и са траговима воде брзо се полимеризује у дуге ланце (SO₃)_n. Чврст сумпор(VI)-оксид са водом реагује врло експлозивно, док гасовити (мономерни молекули SO₃) реагује веома споро – са водом даје јаку сумпорну киселину – оксид је јако киселог карактера:



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

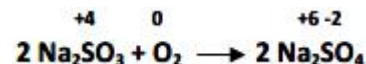
Најважније киселине сумпора

H₂SO₃ 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.

Na₂SO₃ натријум-сулфит се додаје развијачу за фотографије као заштитна супстанца

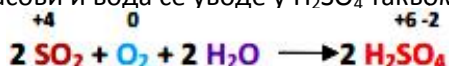


H₂SO₄ сулфатна (сумпорна) киселина јака дипротична киселина



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 V₂O₅ као катализатор и растварање у води уз хлађење – SO₂ и O₂ се преводе преко катализатора уз хлађење и увођење у 98% H₂SO₄ (гасови и вода се уводе у H₂SO₄ таквом брзином да се одржава константна концентрација).

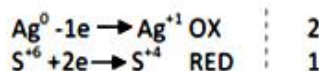
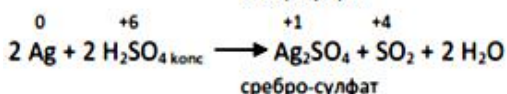
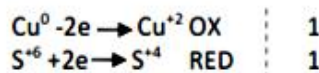
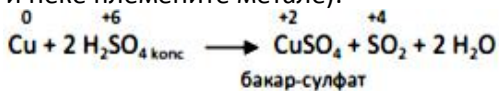


Ако се SO₃ уводи у 98% H₂SO₄ без додавања воде добија се пушљива (димећа) сумпорна киселина – олеум.

Чиста H₂SO₄ је безбојна уљаста течност густине 1,84 g/cm³. 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 (врुћа концентрована H₂SO₄ може да раствара и неке племените метале):



Гвожђе се не раствара у концентрованој H₂SO₄ (пасивизује се), али се раствара у разблаженој H₂SO₄.

MgSO₄·7H₂O	магнезијум-сулфат (горка со)	Користи се у медицини као пургатив.
CaSO₄·2H₂O	калцијум-сулфат (гипс)	Користи се у медицини, грађевинарству, вајарству.
Al₂(SO₄)₃·18H₂O	алуминијум-сулфат	Користи се у индустрији папира као лепило, у индустрији текстила као мочило, за пречишћавање воде.
KAl(SO₄)₂·12H₂O	калијум-алуминијум-сулфат (стипса)	Користи се у медицини и фризерској струци за заустављање мањих крварења.
CuSO₄·5H₂O	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).

17. група (VIIa) – ХАЛОГЕНИ ЕЛЕМЕНТИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

F	флуор	} неметали	ns² np⁵	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	- расте маса, расте ТТ и ТК - расте полупречник - опада E _i , E _a , χ - опада неметални карактер, опада киселост - опада оксидационо деловање и отровност
Cl	хлор					
Br	бром					
I	јод					
At	астатин	} металоид (радиоактиван)				

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. X₂. Међумолекулске силе су слабе (искључиво Van 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⁻). 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

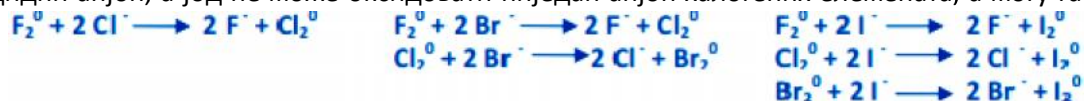
Вредности енергија јонизације, афинитета према електрону и електронегативности су врло високе – за халогене елементе је карактеристично примање електрона – понашају се као оксидациона средства (осим код јода чија се E_i приближава вредностима E_i неких метала, па има врло малу тенденцију да у неким једињењима 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⁻). 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 X₂ или X⁻ 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⁻. 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):

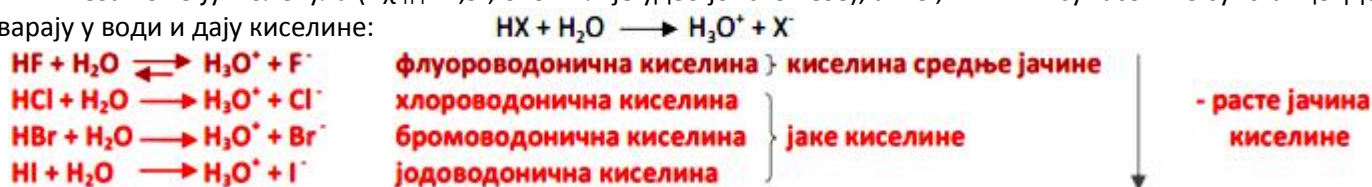


Због своје велике реактивности у природи се не могу наћи у елементарном стању већ искључиво у облику једињења – као халогениди са оксидационим стањем -1. Јод се може наћи и у облику јодата – једињења у којима је у оксидационом стању +5. У природи је најраспрострањенији хлор, брома и флуора има у много 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

+1 -1 HX халогеноводоник $\text{H}-\text{X}$ ковалентна веза са знатним уделом јонске везе (поларна ковалентна веза)
Халогеноводоници су лако испарљиве супстанце. 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), а HCl, HBr и HI су гасовите супстанце. Добро се растварају у води и дају киселине:



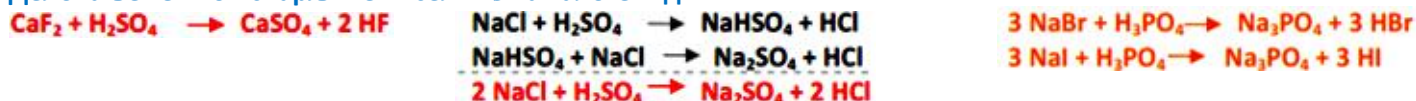
Дуж групе опада јачина H-X везе (опада поларност, одн. удео јонског карактера) и у воденом раствору се H^+ -јон све лакше отпушта чиме **расте јачина киселине у воденом раствору.**

HX	чиста супстанца	водени раствор – халогенидна киселина	соли (халогениди)
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.

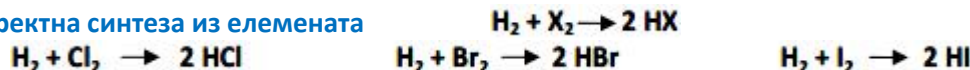
Добијање халогеноводоника

- Деловање тешко испарљиве киселине на халогенид



За добијање халогеноводоника користи се деловање концентроване H_2SO_4 на чврсте флуориде и хлориде, а H_3PO_4 на чврсте бромиде и јодиде (бромиди и јодиди се лакше оксидују, па би их концентрована H_2SO_4 оксидовала до бромата и јодата уместо да се добије бромоводоник одн. јодоводоник).

- Директна синтеза из елемената

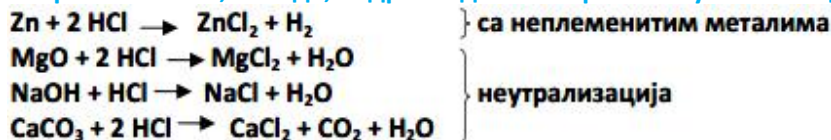


Не примењује се за добијање HF (H_2 и F_2 реагују експлозивно чак и на -250°C).

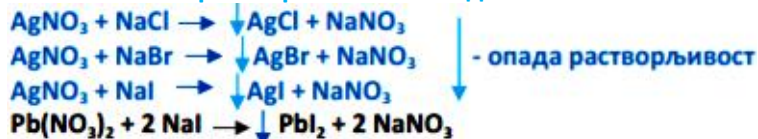
Соли халогеноводоничних киселина су халогениди. Хлориди, бромиди и јодиди су растворни у води (осим Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}), док се растворљивост флуорида разликује (флуориди IIa групе су тешко растворни у води, док су AgF , Hg_2F_2 , PbF_2 растворни у води). Cl^- , Br^- , I^- са металима граде комплексне јоне, док F^- не гради комплексе.

Добијање халогенида

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



- Таложње тешко растворних халогенида



- Директна синтеза из елемената (уз загревање)

$$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$$

$$\text{Sn} + 2 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4$$

$$2 \text{P} + 5 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{PCl}_5$$
- 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.

+1	+3	+5	+7
НХО	НХО₂	НХО₃	НХО₄
хипохалогенитна киселина (соли хипохалогенити)	халогенитна киселина (соли халогенити)	халогенатна киселина (соли халогенати)	перхалогенатна киселина (соли перхалогенати)
НСО	НСО₂	НСО₃	НСО₄
хипохлоритна (хипохлораста) кис. (соли хипохлорити)	хлоритна (хлораста) кис. (соли хлорити)	хлоратна (хлорна) кис. (соли хлорати)	перхлоратна (перхлорна) кис. (соли перхлорати)
НВРО	НВРО₂	НВРО₃	НВРО₄
хипобромитна (хипобромаста) кис. (соли хипобромити)	бромитна (бромаста) кис. (соли бромити)	броматна (бромна) кис. (соли бромати)	перброматна (пербромна) кис. (соли пербромати)
НХО	—	НХО₃	Н₅ИО₆
хипојодитна (хипојодаста) кис. (соли хипојодити)		јодатна (јодна) кис. (соли јодати)	ortho-перјодатна (ortho-перјодна) кис. (соли ortho-перјодати)
			НХО₄
			meta-перјодатна (meta-перјодна) кис. (соли meta-перјодати)
слабе и нестабилне киселине		јаке и прилично стабилне киселине (осим Н ₅ ИО ₆ која је умерене јачине)	

расте јачина киселина и оксидациона моћ са порастом оксидационог стања

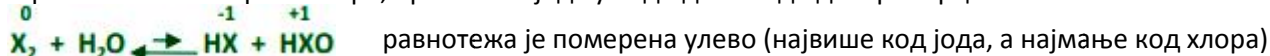
Дуж групе опада јачина киселина.

Код НХО и НХО₂ и њихових соли дуж групе опада стабилност и оксидационо дејство. Најмање стабилна једињења су са оксидационим стањем +3. НСО₂ постоји само у воденим растворима, а за НВРО₂ није утврђено постојање, као ни за НХО₂ 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 НХО₃ најјаче оксидационо средство је НВРО₃, затим нешто слабије НСО₃, а НХО₃ је најслабије оксидационо средство од халогенатних киселина (у воденим растворима је углавном у димерном облику Н₂И₂О₆). 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 НХО₄ и њихових соли дуж групе расте оксидациона моћ. Безводна НСО₄ и чврсти перхлорати су подложни експлозивном спонтаном разлагању, НВРО₄ 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:

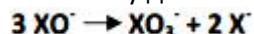


Загревањем раствора долази до диспропорционисања на хлорат и хлорид одн. бромат и бромид.

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:



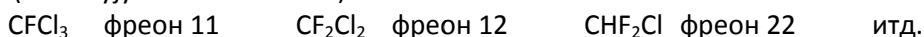
Од једињења са позитивним степеном оксидације постоје и оксиди: са оксидационим стањем +1 Cl_2O , Br_2O , са оксидационим стањем +3 Cl_2O_3 на ниским температурама (испаривањем експлодира), са оксидационим стањем +4 ClO_2 , BrO_2 , са оксидационим стањем +5 I_2O_5 , а при ниским температурама се може добити и Br_2O_5 , са оксидационим стањем +7 Cl_2O_7 .

ЈЕДИЊЕЊА ФЛУОРА

Флуор се у природи јавља искључиво у облику флуорида (флуорит CaF_2 , криолит Na_3AlF_6 , флуороапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$). Флуор је најелектронегативнији елемент и најјаче оксидационо средство. Ниједна супстанца не може оксидовати флуоридни јон F^- до елементарног флуора F_2 .

Елементарни флуор 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 озоном (оштећују озонски омотач).



Полимеризацијом тетрафлуоретена C_2F_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 C-атома, а скоро да уопште нису отровне уколико садрже непаран број C-атома.

F_2 оксидује кисеоник из воде при чему настаје O_2 , O_3 и F_2O .

Са кисеоником гради два гасовита оксида флуор-оксид F_2O и флуор-пероксид F_2O_2 .

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

Добро се раствара у води и даје киселину средње јачине: $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$

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_2 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_2F_2 , PbF_2 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·MgCl₂·6H₂O 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 Cl₂ 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 CCl₄, 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 KMnO₄ или MnO₂:



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 H₂SO₄ 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, Hg₂Cl₂ 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
HClO₂ хлоритна (хлораста) киселина	соли хлорити
HClO₃ хлоратна (хлорна) киселина	соли хлорати
HClO₄ перхлоратна (перхлорна) киселина	соли перхлорати

Хлор гради и оксиде хлор(I)-оксид Cl₂O, хлор(III)-оксид Cl₂O₃ (стабилан на -80⁰C, а загревањем експлодира), хлор(IV)-оксид ClO₂ и хлор(VII)-оксид Cl₂O₇.

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⁻-јона и равнотежа се помера улево тј. ка разлагању хипохлорита и ослобађању елементарног хлора.

Хлоритна киселина HClO₂ 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 ClO₂ је нестабилан наранџастожут гас непријатног мириса који се лако експлозивно распада на Cl₂ и O₂. Хлорити и хлор(IV)-оксид су повезани добијањем и користе се у индустрији за бељење целулозе и папира. Само ClO₂ може постићи највиши степен бељења уз добар квалитет папира (не оштећује папир као друга средства за бељење).

Хлорна киселина HClO₃ 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 NaClO_3 се користи за добијање других хлората и ClO_2 , за уништавање корова и у пиротехници.

Перхлорна киселина 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 NH_4ClO_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 бромида 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 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 бромида помоћу хлора:



Најважнија једињења су бромоводонична киселина и њене соли бромиди. Бромоводоник 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 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 бромида се раствара у води, а тешко су растворни AgBr , Hg_2Br_2 , PbBr_2 . Сребро-бромид AgBr се највише користи за прављење фотографских емулзија (под утицајем светлости се разлаже на елементарно сребро и бром):

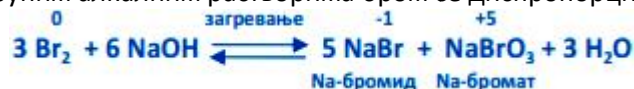


У алкалним растворима бром се диспропорционише на хипобромит и бромид (равнотежа је више померена улево него код хлора):



Хипобромитна киселина HBrO је мање стабилна и слабија киселина од хипохлоритне киселине 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 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 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 Br_2O , BrO_2 , а при ниским температурама се може добити и Br_2O_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 NaIO_3 се налази уз натријум-нитрат 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 HI и њене соли јодида. Јодоводоник 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 јодида су растворне у води осим AgI, Hg₂I₂, PbI₂. 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 HIO₃ је много стабилнија од хлорне и бромне киселине. За разлику од њих јодна киселина HIO₃ 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 I₂O₅ (чврста супстанца, једини оксид јода).

У оксидационом стању +7 гради два типа киселина *ortho*-перјодну киселину H₅IO₆ (средње јачине) која загревањем прелази у *meta*-перјодну киселину HIO₄ (знатно јача) која даљим загревањем прелази у јодну киселину HIO₃ отпуштајући O₂. 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.

ПРЕЛАЗНИ ЕЛЕМЕНТИ

Прелазни елементи су елементи који припадају b-подгрупама (групе 3-12 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 E₁ (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^- , Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , CN^- , NCS^- , OH^- , O_2^{2-} , NO^+ , NO_2^- , NH_2^- , CO_3^{2-} , $S_2O_3^{2-}$, NH_3 , H_2O , 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_2 , CO или других редукционих средстава: $M^{n+} + ne \rightarrow M$, 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):

скандијум	Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	—	—	—	—	<div style="text-align: right;"> <p>расте</p> <p>↓</p> <p>опада</p> <p>- број неспарених електрона</p> <p>- густина, тврдоћа, ТТ</p> <p>- максимално оксидационо стање</p> </div>
титан	Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	—	—	—	
ванадијум	V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	—	—	
хром	Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	
манган	Mn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	
гвожђе	Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	
кобалт	Co	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	
никл	Ni	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	
бакар	Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	\uparrow	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	
цинк	Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	

ХРОМ – ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

Хром је један од мање распрострањених елемената. У земљиној кори га има око 0,03%. Главна руда је **хромит** $FeCr_2O_4$ (одн. $FeO \cdot Cr_2O_3$). **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 ($T_T=1920^\circ C$, $T_K=2665^\circ C$, $\rho=7,1 \text{ g/cm}^3$). **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.



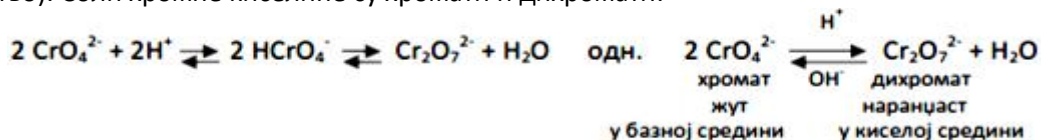
Једињења са оксидационим стањем +2 се лако оксидују до једињења са оксидационим стањем +3 и једна су од најјачих редукционих средстава у воденим растворима. Водени раствори Cr^{2+} -јона из гасова могу потпуно уклонити кисеоник и плави су због присуства комплексног јона $[Cr(H_2O)_6]^{2+}$. Хром(II)-оксид CrO је црне боје и базног карактера. Хром(II)-хидроксид $Cr(OH)_2$ је жуте боје, базног карактера и тешко растворан у води, а брзо се оксидује кисеоником из ваздуха до хром(III)-хидроксида $Cr(OH)_3$.

Водени раствори једињења са оксидационим стањем +3 су слабо киселог карактера и стабилни су на ваздуху. Водени раствори су љубичасте боје због присуства $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ комплексног јона, али додатком Cl^- -јона боја се постепено мења преко светложелене због присуства комплексног јона $[Cr(H_2O)_5Cl]^{2+}$ до тамнозелене због присуства комплексног јона $[Cr(H_2O)_4Cl_2]^+$ (долази до измене лиганда). Додатком јаче базе раствору Cr^{3+} -јона таложу се зеленкастосив хром(III)-хидроксид $Cr(OH)_3$ који је $aCr^{3+} + 3OH^- \rightarrow \downarrow Cr(OH)_3$

Загревањем хром(III)-хидроксида добија се зелени хром(III)-оксид: $2Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2O_3 + H_2O$

Хром(III)-оксид Cr_2O_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 CrO_3 је лако растворан у води и даје хроматну (хромну) киселину која је веома јако оксидационо средство (тешко је растворан у концентрованој H_2SO_4). Уколико се помешају концентрована H_2SO_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 PbCrO_4 и баријум-хромат 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 реагенци.

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) MnO_2** , **браунита Mn_2O_3** , **хаусманита Mn_3O_4** . Јавља се као пратилац у рудама гвожђа и у силикатима. **Добија се редукцијом оксида помоћу алуминијума** (алуминотермијски) или електролизом раствора манган(II)-сулфата MnSO_4 . Врло ретко се добија елементарни манган.

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



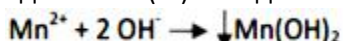
Реагује са халогеним елементима, кисеоником, сумпором, азотом и угљеником.



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:

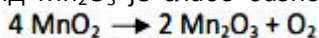


Водени раствори Mn^{2+} -једињења су светлорозе боје због присуства необично стабилног комплексног јона $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ који се оксидује тек са најјачим оксидационим средствима.

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 $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{3+}$ и $[\text{Mn}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$.

Манган(II,III)-оксид Mn_3O_4 (одн. $\text{Mn}^{\text{II}}\text{Mn}^{\text{III}}_2\text{O}_4$) је најстабилнији оксид мангана. Добија се јачим загревањем било ког другог оксида или елементарног мангана на температурама изнад 900°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 $\text{MnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 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.

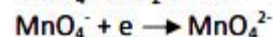
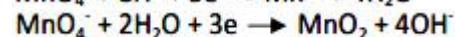
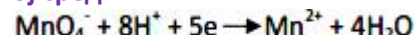
Једињења са оксидационим стањем +6 и +7 су ковалентна једињења киселог карактера. Зелени MnO_4^{2-} манганат-јон је стабилан само у базној средини, док се у киселој средини диспропорционише на MnO_4^- и MnO_2 (оксидациона стања +7 и +4). Љубичасти перманганат-јон MnO_4^- је стабилан у широком подручју pH, али не претерано стабилан. Реакција

распадања се убрзава под утицајем светлости (чува се у тамним боцама и на рН 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** $\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$, **лимонит** α - и γ - $\text{FeO} \cdot \text{H}_2\text{O}$, **сидерит** FeCO_3 , **пирит** FeS_2 . $T_f=1535^\circ\text{C}$, $T_K=2700^\circ\text{C}$, $\rho=7,9 \text{ g/cm}^3$. **Гвожђе је феромагнетично (перманентни магнет)**, а ова особина се губи на 768°C .

Гвожђе је неплеменит метал. Раствара се у неоксидујућим киселинама: $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
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 $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$). **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: $2\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$

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 Fe_3C). 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 тастастом 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-легури и племенити челици

Феро-легури 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 (дробилце, 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 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 FeO увек садржи нешто 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 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 FeS и гвожђе(II)-дисулфид FeS_2 . Гвожђе(II)-сулфат 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 FeOHSO_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 Fe_3O_4 (одн. $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$) се јавља у природи као минерал магнетит. Гвожђе(III)-оксид Fe_2O_3 постоји у два облика (α и γ) 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 Fe^{3+} -јона у воденим растворима помоћу јаких база настаје врло хидратисани гвожђе(III)-оксид $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, а талог стајањем прелази у γ -, па α - $\text{FeO}(\text{OH})$ (сви хидрати су смесе α - $\text{FeO}(\text{OH})$ и γ - $\text{FeO}(\text{OH})$ или са Fe_2O_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 Fe^{3+} -соли, а у базама се раствара тешко и тек при загревању.

Гвожђе(III)-хлорид 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 молекула 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 лиганада 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 Fe^{2+} одн. 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 Fe^{3+} -јона користи се црвени хексацијаноферат(III)-јон (роданид-јон) $[\text{Fe}^{3+}(\text{SCN})_6]^{3-}$.

Биолошки најзначајнији комплекс Fe^{2+} -јона је октаедарски комплекс у хемоглобину и миоглобину где је 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 Fe^{2+} -јон оксидује до 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 CoAs_2 , CoS_2 и смалтит CoS_2 . Добијање кобалта је прилично сложен процес. Добија се као нуспроизвод при добијању бакра или никла.

Кобалт је врло тврд сјајан плавкастобео метал ($T_m=1480^\circ\text{C}$, $T_k=2900^\circ\text{C}$, $\rho=8,7 \text{ g/cm}^3$). Феромагнетичан је до 1150°C . Раствара се у киселинама, а растварање је лакше уколико киселина има оксидационе особине. Концентрирана HNO_3 га пасивизује. Не реагује са базама. Компактан је и стабилан на ваздуху до 300°C , али fino 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 CoO је базног карактера. Топљењем CoO са Al_2O_3 настаје CoAl_2O_4 (кобалт-алуминат – Тенардово плаво) који се користи за бојење керамике.

Таложењем 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):



Дужим стајањем на ваздуху $\text{Co}(\text{OH})_2$ се оксидује у хидратисани смеђи кобалт(III)-оксид 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°C губи воду и прелази у плави безводни CoCl_2 . Водени раствори Co^{2+} -соли су розе обојени због присуства аква-комплексног јона $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, али додавањем вишка Cl^- -јона и загревањем боја се мења преко љубичасте до плаве због присуства комплексног 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 CoCl_2 се користи за тајно мастило и као реагенс за влагу. Безводни CoBr_2 је зелене боје, а 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 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 H_2SO_4 кристалише розе кобалт(II)-сулфат-хептахидрат $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, а у разблаженој 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 Co_3O_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. 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) $\text{K}_3[\text{Co}^{3+}(\text{NO}_2)_6]$.

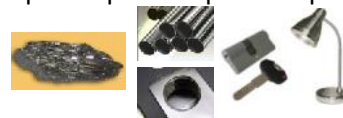
НИКЛ – ЈЕДИЊЕЊА И ЛЕГУРЕ

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** NiS и арсенидне руде **никелина** 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 Ni_3S_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°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 NiO . Отпоран је према води, али са воденом паром на температури црвеног усијања даје NiO и H_2 . Врло је отпоран према базама до 500°C . У неоксидујућим киселинама и разблаженим оксидујућим киселинама раствара се врли споро. Концентрована HNO_3 га пасивизује, а дужим деловањем полако долази до растварања.

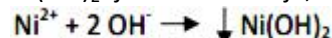
Више од 75% добијеног никла користи се **за израду легура и за галванско никловање**.

Нерђајући челик углавном садржи Ni-Cr, Ni-Cu,Zn, Ni-Si, 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 Ni^{2+} -јона су зелене боје.

Никл(II)-оксид NiO је црне боје уколико је чист. Никл(II)-хидроксид $\text{Ni}(\text{OH})_2$ је зелене боје, искључиво базног карактера и добија се таложењем Ni^{2+} -јона из раствора јаким базама:



Његовом оксидацијом у базној средини настаје црни талог никл(III)-оксихидрата NiOON 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. 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 NiS је црне боје и не може се исталожити из раствора у коме је присутна HCl , али већ исталожен NiS се не раствара у 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 $\text{K}_2\text{Ni}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Никл(II)-јон гради комплексне јоне (соли) од којих су најзначајнији комплекси наранџасти тетрацијаноникелат(II)-јон $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ и са диметилглиоксимом тамноцрвени *bis*-диметилглиоксимато-никл(II) $\text{Ni}[\text{CH}_3\text{C}(\text{=NOH})\text{C}(\text{=NO})\text{CH}_3]_2$ који се користи у аналитичкој хемији за доказивање Ni^{2+} -јона по Чугајеву.

11. група (Ib)

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

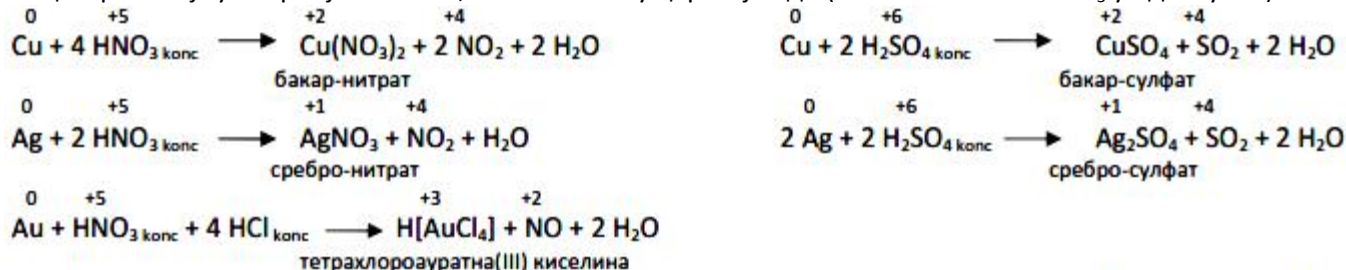
						$T_T (^\circ\text{C})$	$T_K (^\circ\text{C})$	$\rho (\text{g/cm}^3)$	χ
Cu	бакар					1083	2300	8,9	1,9
Ag	сребро	<u>(n-1)d¹⁰</u>	<u>ns¹</u>	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	961	1950	10,5	1,9
Au	злато			$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	1063	2600	19,5	2,4

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 ТТ и ТК 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 Cu^{2+} , Ag^+ и Au^{3+} (Au^{3+} -јон се јако тешко раствара и стабилизovan је стварањем комплекса). Једновалентни Cu^+ и Au^+ -јони су веома нестабилни и могу постојати у воденим растворима само ако су стабилизовани у комплексу или ако једињење није растворно у води. Тривалентни Cu^{3+} и Au^{3+} и двовалентни 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. HNO₃ у односу 3:1):



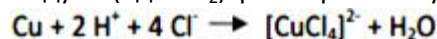
Сва три елемента су у природи веома ретки. У земљиној кори масени удео бабра је $10^{-4}\%$, сребра $10^{-6}\%$, а злата мање од $10^{-9}\%$. Бакар и сребро могу се наћи и у елементарном стању, али су претежно у облику сулфидних руда (уз гвожђе и олово), док се злато у природи налази искључиво у елементарном 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 живав и растељив. Сребро је необично ковно и растељиво. Оба се метала могу извучити 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 извучити у најфиније жице или листиће (дебљине до 10^{-5} 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 $10^{-4}\%$. 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 $CuFeS_2$ одн. $Cu_2S \cdot Fe_2S_3$, халкозин Cu_2S , ковелин CuS). Из ових руда се добија око 80% бабра, а осим сулфидних руда бакар се јавља и у облику оксида (куприт Cu_2O), хидроксикарбоната (малахит $Cu_2(OH)_2CO_3$ одн. $Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3$ и азурит $Cu_3(OH)_2(CO_3)_2$ одн. $Cu(OH)_2 \cdot 2CuCO_3$). 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_2S и FeS је бакарни камен и прелива се у конвертор, додаје се кварц и компримовани ваздух (сав сумпор се оксидује у SO_2 , а гвожђе прелази у згуру као $FeSiO_3$), а редукијом се добија елементарни бакар.

Елементарни бакар је метал карактеристичне светлоцрвенкасте боје, релативно мек, али врло живав и растељив. Може се извучити 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_2) раствара се и у разблаженој сумпорној киселини и концентрованој хлороводоничној киселини:



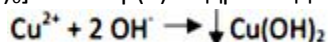
На чистом ваздуху бакар је стабилан, али дужим стајањем добија зелену патину (састав зависи од нечистоћа у ваздуху). Патина може бити хидроксикарбонат $Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3$, хидроксидисулфат $Cu(OH)_2 \cdot 2CuSO_4$ или хидроксидихлорид $Cu(OH)_2 \cdot 2CuCl_2$.



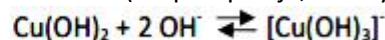
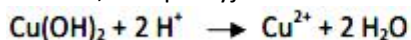
Бакар је веома добар проводник електрицитета и топлоте (најбољи после сребра), а пошто је отпоран према корозији и има добре механичке особине има важну специфичну примену. **Користи се у електротехници, као и за производњу разних грејача, упаривача, хладњака, котлова итд.** У металургији се користи 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 ($\text{Cu}^{1+} \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{Cu}^{2+}$). Једињења са оксидационим стањем +3 су ретка и постоје само у облику комплекса.

Бакар(II)-оксид Cu_2O је кристална супстанца црвене боје нерастворна у води и искључиво базног карактера. Растварањем у киселинама долази до диспропорционисања или грађења комплекса. Од бакар(II)-комплекса веома је стабилан тетрацијанокупрат(II)-јон $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$.

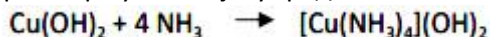
Бакар(II)-јон се у воденим растворима налази у облику светлоплавог комплексног хексааквакупрат(II)-јона $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Бакар(II)-хидроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$ је плаве боје и таложи се из водених раствора Cu^{2+} -јона јачим базама:



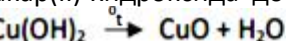
Лако се раствара у киселинама, али реагује и са вишком концентрованих база (амфотеран је, али су претежно изражене базне особине):



Лако се раствара у амонијаку градећи интензивно плаво обојени комплексни тетрамин-купрат(II)-хидроксид:

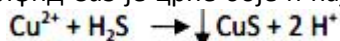


Ово је Швајцеров реагенс у коме се раствара целулоза, па се користи у производњи вештачких влакана (вискоза, рејон). Загревањем бакар(II)-хидроксида добија се бакар(II)-оксид CuO који има искључиво базне особине (раствара се у киселинама):



Безводни бакар(II)-хлорид 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 Cl^- -јона гради зелени комплекс тетрахлоро-купрат(II)-јона CuCl_4^{2-} .

Бакар(II)-сулфид CuS је црне боје и најтеже растворна со бакра. Настаје таложењем из раствора Cu^{2+} -јона водоник-сулфидом:



Бакар(II)-сулфат је бео ако је безводан CuSO_4 , а хидратисан је плаво обојен бакар(II)-сулфат-пентахидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (**плав камен**). **Плав камен се користи у виноградарству као инсектицид и фунгицид** (Cu^{2+} -јони су отровни за ниже организме). Ако се алкалном раствору бакар(II)-сулфата дода винска киселина направи се стабилан комплекс бакар(II)-тартарата (Фелингов раствор). Уколико се овом раствору дода нека редукујућа супстанца (нпр. шећер) Cu^{2+} -јони се редукују до црвеног бакар(I)-оксида Cu_2O који се таложи. Ова реакција се користи за одређивање шећера у крви и урину дијабетичара.

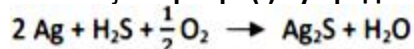
Хидроксикарбонати $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$ и $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$ су зелене боје и растворни су у киселинама.

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 Ag_2S .**

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 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 растељив. 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 (HNO_3 и врућа конц. H_2SO_4).

Најстабилнија једињења сребра су са оксидационим стањем +1, док су једињења са оксидационим стањем +2 ретка, врло нестабилна и веома јака оксидациона средства. 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 AgCl (иако је тешко растворан у води ипак му је растворљивост много већа него елементарног сребра).

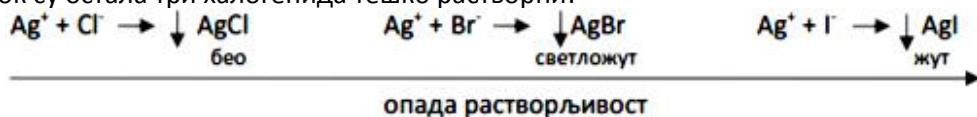
Сребро(I)-оксид Ag_2O је тамносмеђе боје и може се добити реакцијом сребра са кисеоником на повишеној температури и притиску или таложењем Ag^+ -јона из раствора јаким базама:



Има готово искључиво базне особине (раствара се у киселинама и врло тешко у базама градећи комплексни јон $[Ag(OH)_2]^-$).

Сребро(II)-хидроксид $AgOH$ се може добити таложењем само у алкохолним растворима (у воденим се таложи Ag_2O).

Сребро гради сва четири халогенида, али им је растворљивост различита. Сребро(II)-флуорид AgF је растворан у води, док су остала три халогенида тешко растворни:



Ове реакције се користе у аналитичкој хемији за доказивање и одређивање Ag^+ или X^- -јона.

Сребро(II)-хлорид $AgCl$ је бео, тешко растворан у води, али се лако раствара у амонијаку, растворима цијанида и тиосулфата дајући одговарајуће комплексе $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Ag(CN)_2]^-$ и $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$.

Сребро(II)-бромид $AgBr$ је светложут, не раствара се у води и амонијаку, а лако се раствара у растворима цијанида и тиосулфата дајући одговарајуће комплексе $[Ag(CN)_2]^-$ и $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$.

Сребро(II)-јодид AgI је жут, не раствара се у води и амонијаку, тешко се раствара у растворима тиосулфата, а лако у растворима цијанида дајући комплекс $[Ag(CN)_2]^-$.

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 Ag^+ -јона у раствору). Дисоцијацијом ових стабилних комплекса ослобађа се мала концентрација Ag^+ -јона, па се електролизом излучује мала количина елементарног сребра и ствара се компактна и глатка превлака при посребравању или изради огледала.

Халогениди сребра се распадају под утицајем светлости: $2 AgBr \xrightarrow{h\nu} 2 Ag + Br_2$ Ова реакција је основа **фотографског процеса**. Фотографска емулзија садржи колоидни $AgBr$ или смешу $AgBr$ и $AgCl$ у желатину.

Сребро(II)-сулфид Ag_2S је црн и нерастворан у води. Добија се таложењем Ag^+ -јона из водених раствора водоник-сулфидом: $2 Ag^+ + H_2S \rightarrow \downarrow Ag_2S + 2 H^+$

Сребро(II)-нитрат $AgNO_3$ је безбојан и растворан у води. Веома је важна со сребра. Користи се увек када је потребан раствор Ag^+ -јона. Раствор $AgNO_3$ 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(II)-хлорат $AgClO_3$ и сребро(II)-перхлорат $AgClO_4$.

12. група (IIB)

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

						ТТ (°C)	ТК (°C)	ρ (g/cm ³)	χ
Zn	цинк					419	906	7,14	1,6
Cd	кадмијум	<u>(n-1)d¹⁰</u>	<u>ns²</u>	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	321	765	8,65	1,7
Hg	жива			$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	-38,9	357	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).**

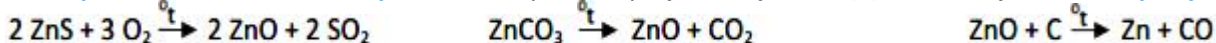
Цинк и кадмијум имају негативне стандардне редокс-потенцијале E^0 (лакше отпуштају електроне од водоника), па се лако оксидују у воденим растворима и редукциона су средства. Жива има позитиван стандардни редокс-потенцијал E^0 (теже отпушта електроне од водоника) и веома високе вредности енергија јонизације 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 (Hg_2^{2+} -јон одн. $^+Hg-Hg^+$ 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°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.**

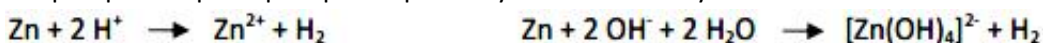
Цинк се употребљава као анодни материјал за израду галванских спрегова (батерије: $\text{A}^-:\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}//\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}:\text{K}^+$).

Најважније легуре цинка су са бавром – месинг.

Цинк је веома важан као биогени елемент, посебно за имуни систем, а улази у састав многих хормона, нерава, зуба...

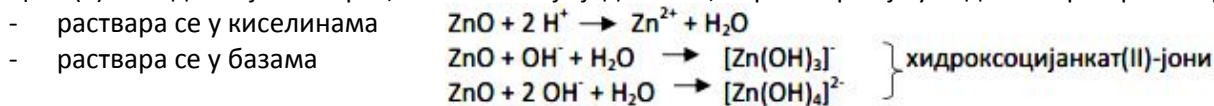


Елементарни цинк је умерено јако редукционо средство. Једињења су бела и у њима је цинк у оксидационом стању +2. Цинк је амфотерног карактера – раствара се и у киселинама и у базама:



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:

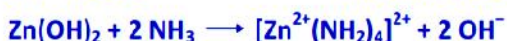


Користи се као уљана боја (цинково белило), али му особине зависе од методе добијања.

Цинк(II)-хидроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$ таложи се опрезним додавањем јаке базе раствору Zn^{2+} -јона:



Амфотерног је карактера, а раствара се и у амонијаку градећи комплексни тетраминцинк(II)-јон:



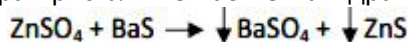
Цинк(II)-хлорид ZnCl_2 је једно од најрастворнијих неорганских једињења и јако је хигроскопан. ZnBr_2 и ZnI_2 су још растворнији. Ако се помеша концентровани водени раствор ZnCl_2 са ZnO настаје цинк-хидроксид-хлорид ZnOHCl , а смеша се стврдне – употребљава се у стоматологији за израду пломби, ZnO помешан са уљем каранфилића користи се као привремена лековита пломба, 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 бакра 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:



Свеже исталожен ZnS је растворан у киселинама, али стајањем прелази у нерастворни облик.

Цинк(II)-сулфат ZnSO_4 из водених раствора кристалише као хептахидрат $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (бела галица) и користи се у производњи беле уљане боје литопона:



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: $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{SO}_2$

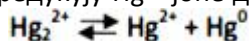
Пошто се пржење врши на температури вишој од ТК живе она се добија као пара која се даље кондензује. Концентрација живе у руди је веома мала (око 1%), а паре живе су веома отровне што отежава добијање. Овако добијена жива је обично довољно чиста, а може се пречистити дестилацијом.

Жива је сребрнасто бео 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.



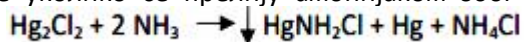
Жива се раствара само у оксидујућим киселинама (HNO₃, врућа концентрована H₂SO₄). Ако се у разблаженој HNO₃ раствара вишак живе оксидује се до Hg₂²⁺-јона, а ако се раствара у вишку концентроване HNO₃ оксидује се до Hg²⁺-јона. Исто важи и за растварање у концентрованој H₂SO₄. Оксидациона средства која оксидују живу до Hg₂²⁺-јона лако је оксидују и до Hg²⁺-јона, а редукциона средства која редукују Hg²⁺-јоне до Hg₂²⁺-јона лако их редукују и до елементарне живе, па се Hg₂²⁺-јон лако диспропорционише:



Жива гради једињења са оксидационим стањем +1 и +2.

Жива(I)-флуорид Hg₂F₂ је лако растворан у води, док су остали жива(I)-халогениди тешко растворни. Жива(I)-хлорид Hg₂Cl₂ је бео, жива(I)-бромид Hg₂Br₂ је светложут, а жива(I)-јодид Hg₂I₂ је жут. Hg₂Cl₂ и Hg₂Br₂ лако сублимују. Жива(I)-хлорид Hg₂Cl₂ (каломел) се користи као каломелова електрода при електричним инструменталним аналитичким одређивањима.

Жива(I)-једињења поцрне уколико се прелију амонијаком збогfino излучене елементарне живе (долази до диспропорционисања):

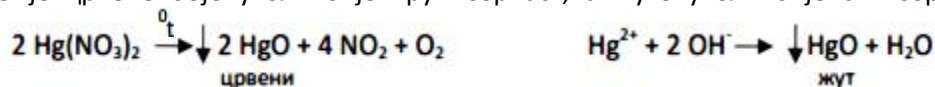


Жива(I)-нитрат Hg₂NO₃ је лако растворан у води.

Жива(II)-флуорид HgF₂ је јонско једињење, а жива(II)-хлорид HgCl₂, жива(II)-бромид HgBr₂ и жива(II)-јодид HgI₂ су изразито ковалентна једињења.

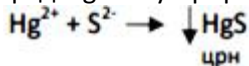
Жива(II)-хлорид HgCl₂ (сублимат) је растворан у води и врло отрован. При загревању сублимује. Врло разблажени раствори могу се употребити као антисептици.

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 Hg²⁺-јона настаје црни HgS:



Црвени HgS је стабилнија алотропска модификација од црног HgS. Оба су екстремно нерастворна у води.

Жива(II)-јон гради комплексе са Cl⁻, Br⁻, I⁻ и S²⁻ јонима: HgCl₄²⁻, HgBr₄²⁻, HgI₄²⁻ и HgS₂²⁻.

ОРГАНСКА ХЕМИЈА

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.

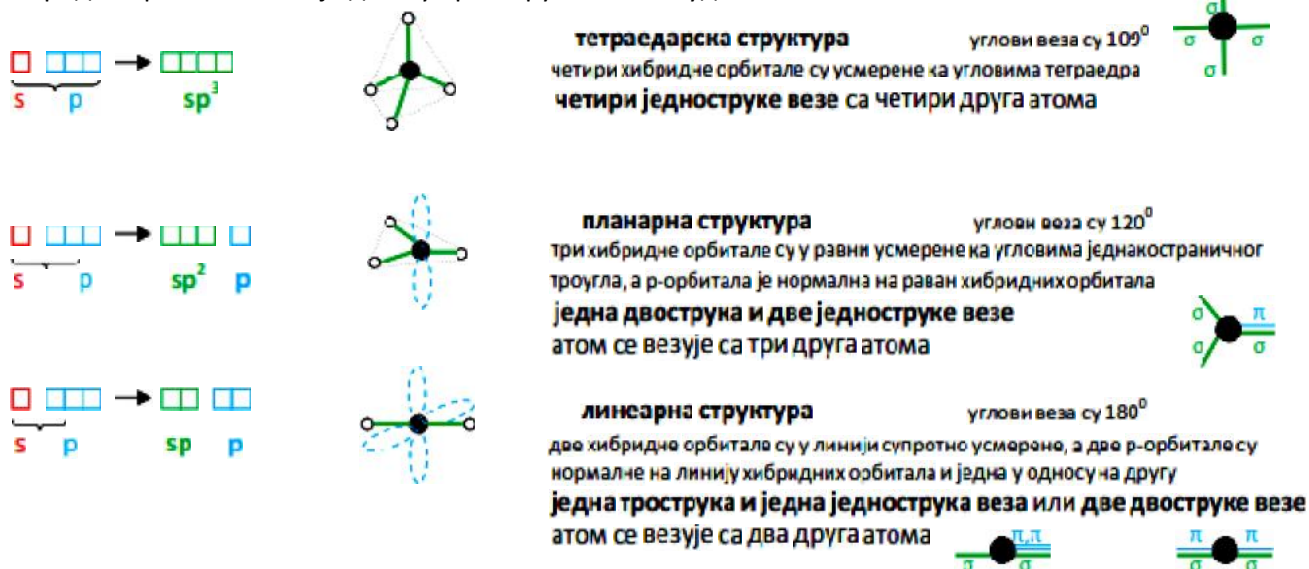
Различита једињења имају различит распоред атома, а свако једињење има карактеристичне физичке и хемијске особине. До данас је познато око тридесет милиона једињења угљеника, а хиљаде нових се синтетише сваке године. Органска хемија је подручје веома важно за технологију: хемија боја, лекова, папира, 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 и настаје преклапањем атомских орбитала и 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.

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.



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 $-N=$ и троструку N , а кисеоник двоструку $O=$), 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 циклична)
- ароматична

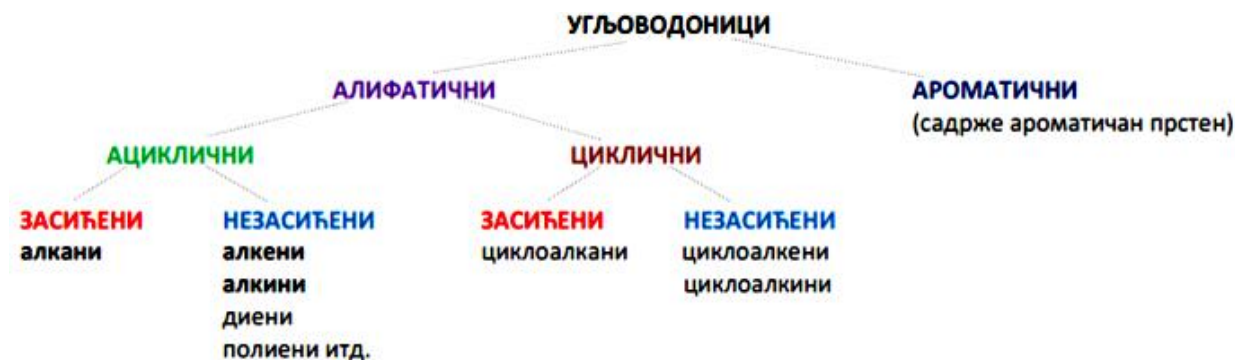
Подела према функционалној групи:

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.).



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 σ -везама у низове који могу бити равни или рачвасте структуре. Везе су тетраедарски усмерене.

алкан	молекулска формула	структурна формула	рационална формула
метан	CH_4		CH_4
етан	C_2H_6		H_3C-CH_3
пропан	C_3H_8		$H_3C-CH_2-CH_3$
бутан	C_4H_{10}		$H_3C-CH_2-CH_2-CH_3$ n-бутан
			$H_3C-CH(CH_3)-CH_3$ iso-бутан 2 – метил - пропан

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. 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 наставак **-ан**.

пентан	C_5H_{12}	хептан	C_7H_{16}	нонан	C_9H_{20}
хексан	C_6H_{14}	октан	C_8H_{18}	декан	$C_{10}H_{22}$

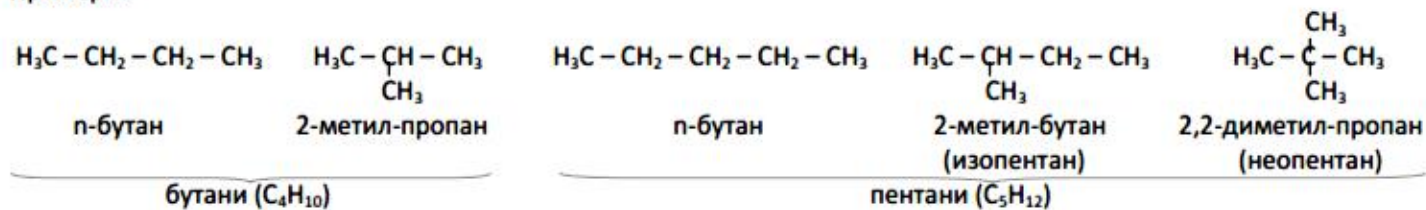
Номенклатура:

- 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	молекулска формула	алкил-група (R-)	структурна формула	тип
метан	CH_4	метил-	CH_3-	(CH_3-) (примарна)
етан	C_2H_6	етил-	C_2H_5-	(H_3C-CH_2-) (примарна)
пропан	C_3H_8	пропил-	C_3H_7-	($H_3C-CH_2-CH_2-$) (примарна)
		изопропил-		($H_3C-CH(CH_3)-$) (секундарна)
бутан	C_4H_{10}	n-бутил-	C_4H_9-	($H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-$) (примарна)
		sek-бутил-		($H_3C-CH_2-CH(CH_3)-$) (секундарна)
		изобутил-		($H_3C-CH(CH_3)-CH_2-$) (примарна)
		terc-бутил-		($H_3C-C(CH_3)_2-$) (терцијарна)

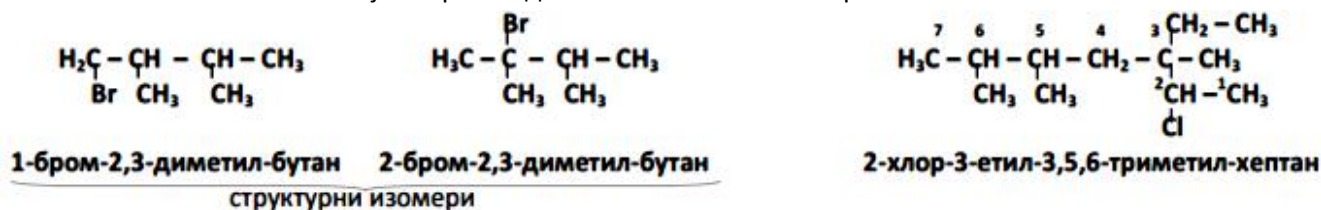
Примери:



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 С-атома, обележе се бројевима, на одговарајуће С-атоме у основном низу се вежу одговарајући супституенти и на крају се С-атомима допише онолико Н-атома колико је потребно да сваки С-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 С-атома (са повећањем M_r) расте ТТ и ТК једињења. Алкани до 4 С-атома су гасовите супстанце, од 5-18 С-атома су течности, а преко 18 С-атома су чврсте супстанце. ТТ и ТК рачвастих (разгранатих) изомера су нешто ниже од ТТ и ТК n-алкана са истим бројем С-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 С-атома ($0,4-0,8 \text{ g/cm}^3$).

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 $\text{C}_1 - \text{C}_4$ (до 97% метана). Бутан гас се састоји од алкана са C_3 и C_4 . Петролетар се састоји од алкана са C_5 и C_6 . Лигроин (лаки бензин) се састоји од алкана са C_6 и C_7 . Бензин се састоји од алкана са $\text{C}_5 - \text{C}_{10}$ и циклоалкана (добија се при температурама $50-200^\circ\text{C}$). Петролеум (петролеј, керозин – добијају се при температурама $200-280^\circ\text{C}$) се састоји од алкана са $\text{C}_{12} - \text{C}_{18}$ и ароматичних једињења. Дизел (добија се на температурама $280-350^\circ\text{C}$) се састоји од алкана са C_{12} и више. Мазиво уље (мазут)(добија се на температурама $>350^\circ\text{C}$) се састоје из тешко испарљивих течних супстанци дугих ланаца са цикличним структурама ($\text{C}_{20} - \text{C}_{34}$). 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

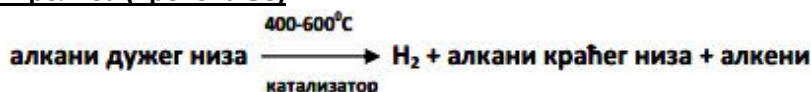
- Сагоревање



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)



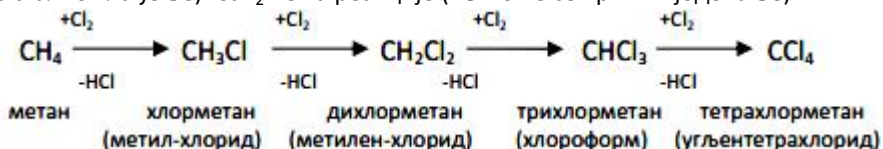
На повишеној температури без присуства кисеоника долази до цепања молекула алкана дужег низа на алкане и алкене краћег низа (pyros – топлота, vatra, liza – цепање, разлагање). Овако се индустријски из тежих фракција нафте добијају нижи алкани тј. бензинске фракције које се користе као гориво или као сировине у индустрији.

- Супституција (замена)



Алкани се халогеновањем преводe у халогеналкане (алкил-халогениде, халоалкане).

Са F₂ реакција је веома егзотермна и мора се изводити под посебним условима (смеша мора бити разређена инертним гасом уз стално хлађење). Са I₂ нема реакције (не може се вршити јодовање).

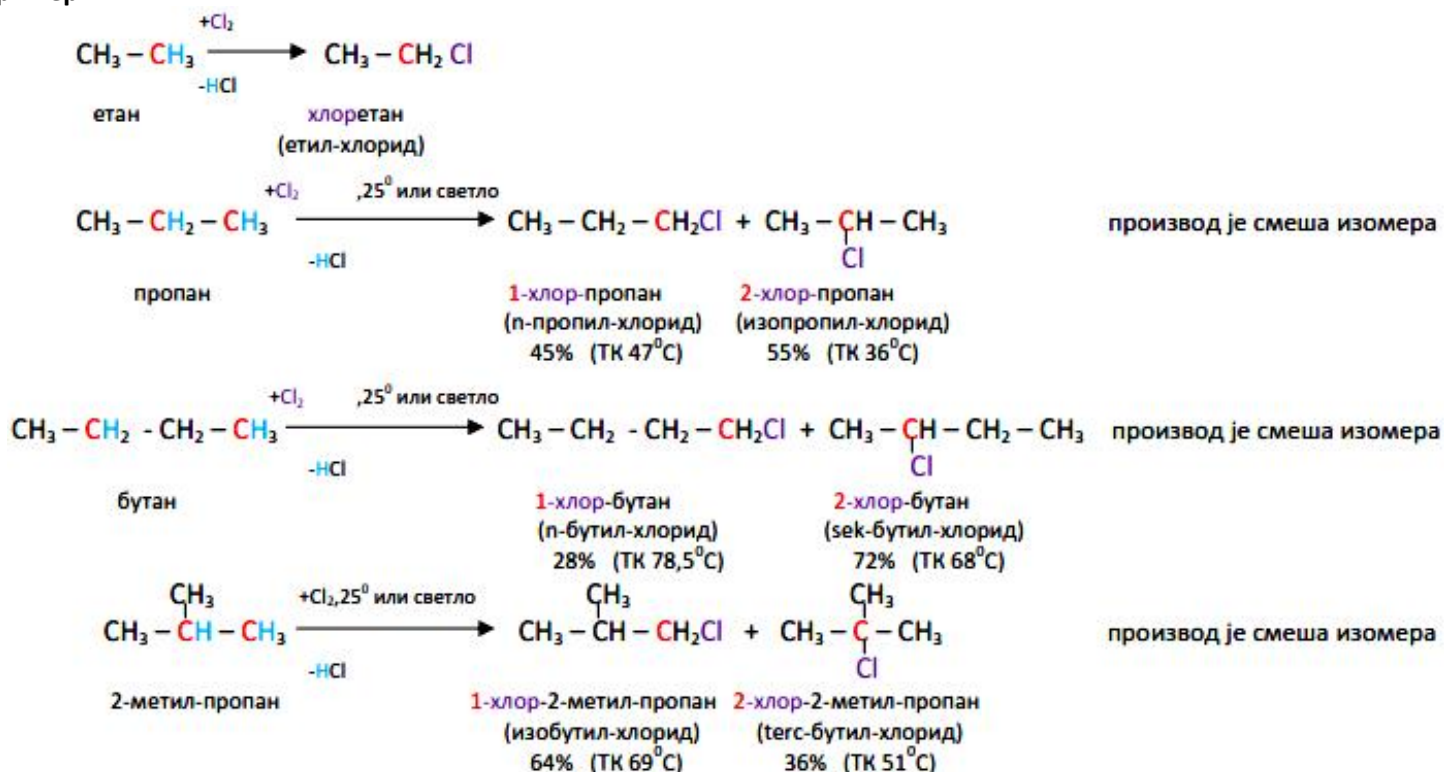


Халогеновањем алкана настаје смеша свих изомера у различитом односу.

Cl₂ је реактивнији од Br₂, 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 Br-атом замењује H-атом на оном C-атому на коме је већ везано најмање X-атома. Када су у реакционој смеси присутни пероксиди супституција се одвија према анти-Марковниковљевом правилу – замењује се H-атом на C-атому на коме је везано највише H-атома.

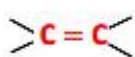
Примери:





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.

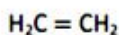
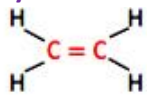


планарна структура (крут систем)

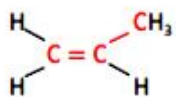
два C-атома везана двоструком везом и четири атома везана за њих су у једној равни
двострука веза се састоји из јаке σ -везе и слабе π -везе; двострука веза је јача и краћа од једноструке

Имена се изводе из имена одговарајућег алкана тако што се уместо наставка **-ан** ставља наставка **-ен**, а испред имена основног низа обележава се бројем положај 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.

етен
(етилен) C_2H_4



пропен
(пропилен) C_3H_6



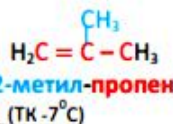
бутен
(бутилен) C_4H_8



1-бутен
(ТК -6°C)



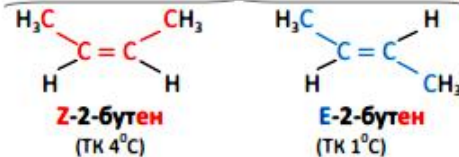
2-бутен



2-метил-пропен
(ТК -7°C)

структурни
изомери

Постоје четири изомера бутена.



геометријски
изомери

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 – ако су групе које имају предност са исте стране двоструке везе.

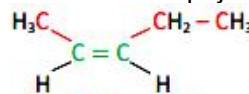
E-изомер – ако су групе које имају предност са различитих страна двоструке везе.

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.

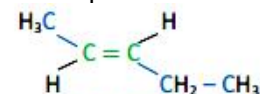
пентен



1-пентен



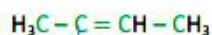
Z-2-пентен



E-2-пентен



2-метил-1-бутен



2-метил-2-бутен

Физичке особине алкена

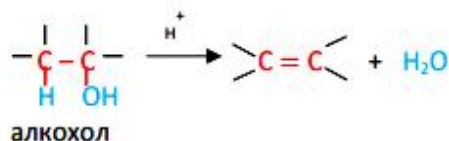
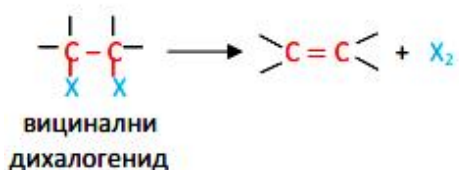
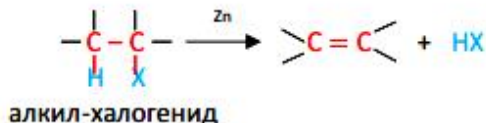
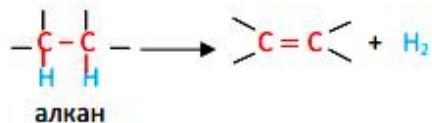
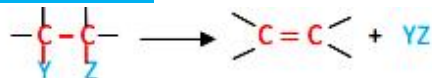
Алкени су неполярна једињења и физичке особине су сличне као код алкана. Имају ниске ТТ и ТК које расту са порастом масе одн. броја С-атома. Разгранати хомолози имају нешто ниже ТТ и ТК од оних равног низа. ТТ и ТК су готово исте као код алкана са истим бројем С-атома и структуром. Код геометријских изомера Z-изомери имају нешто ниже ТТ и нешто више ТК од Е-изомера.

Алкени се растварају у неполярним растварачима, а не растварају се у води и поларним растварачима. Имају мању густину од воде.

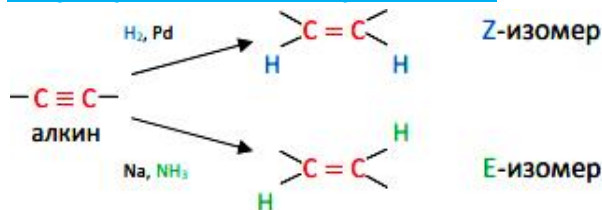
Добијање

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.

- Елиминација



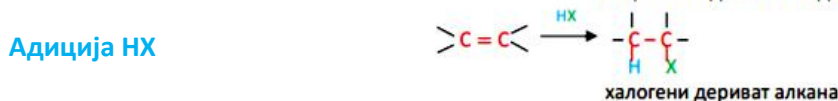
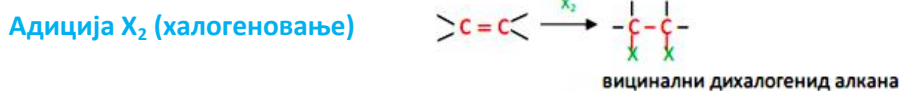
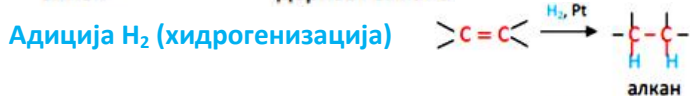
- Редукција алкина – адиција водоника



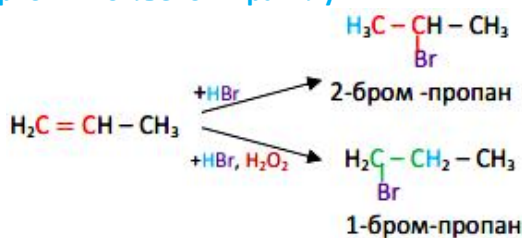
Хемијске особине алкена

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)



Марковниковљево правило – **H-атом из реагенса се везује за онај двоструко везан C-атом на коме је већ везано више H-атома.** Уколико су у реакционој смеши присутни пероксиди адисија се врши према анти-Марковниковљевог правилу.



- **Полимеризација** (спајање великог броја малих молекула у макромолекул) добијање пластичних маса



АЛКИНИ

Алкини (ацетилени) су алифатични ациклични незасићени угљоводоници. Њихова општа формула је $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. Имају два H-атома мање од алкена одн. четири H-атома мање од алкана са истим бројем C-атома. Имају већи степен незасићења од алкена. Као и алкани и алкени и алкини чине хомолги низ у коме сваки следећи члан низа има CH_2 -групу више од претходног члана низа.

Алкини у молекулу имају **једну троструку везу** између два C-атома, док су остале везе једноструке. Трострука веза се састоји из једне јаке σ -везе и две слабе π -везе и јача је и краћа од једноструке и двоструке везе.



Имена добијају тако што се на име одговарајућег алкана уместо наставка **-ан** додаје наставак **-ин**, а испред имена основног низа бројем се обележава положај троструке везе (**број означава иза ког C-атома се налази трострука веза**). Обележавање C-атома бројевима врши се са оног краја основног низа коме је ближа трострука веза. Основни низ је најдужи непрекидни низ C-атома који садржи троструку везу.

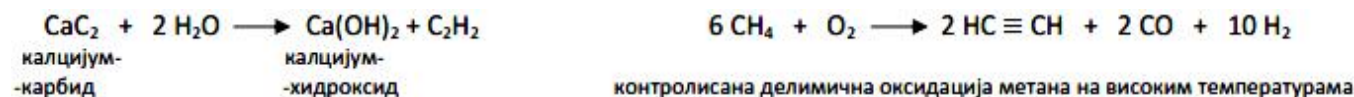
етин (ацетилен)	C_2H_2	$\text{HC}\equiv\text{CH}$		
пропин	C_3H_4	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$		
бутин	C_4H_6	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	
		1-бутин	2-бутин	
пентин	C_5H_8	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{HC}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
		1-пентин	2-пентин	3-метил-1-бутин
хексин	C_6H_{10}	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	
		1-хексин	2-хексин	
		$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{HC}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	
		3-хексин	3-метил-1-пентин	
		$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$	$\text{HC}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_3$
		4-метил-1-пентин	4-метил-2-пентин	3,3-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 растворачима (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).

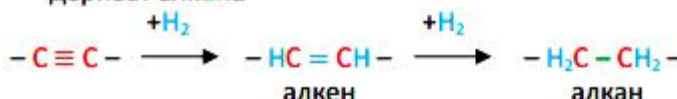
Хемијске особине алкина

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)



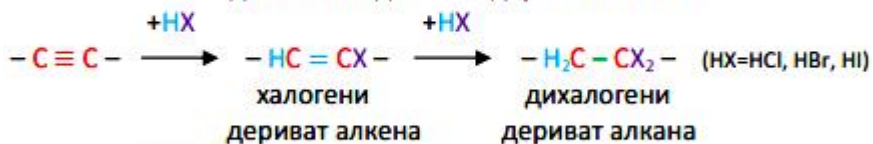
Адиција H_2 (хидрогенизација)



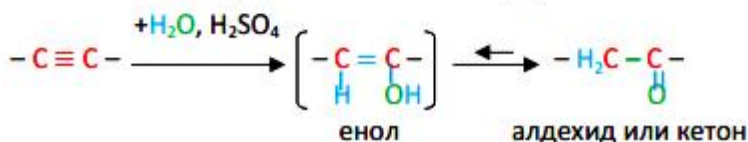
Адиција X_2 (халогеновање)



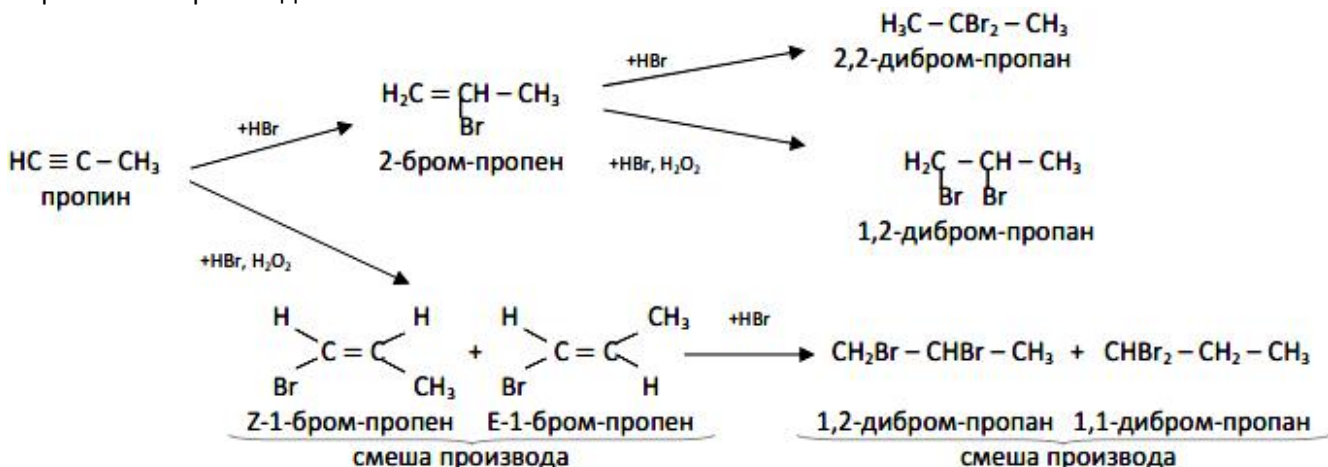
Адиција HX



Адиција H_2O (хидратација)



Адиција се врши према Марковниковљевом правилу. Подешавањем услова под којима се врши реакција могу се добити различити производи.



АРЕНИ

Првобитна значења алифатичан (мастан) и ароматичан (пријатног мириса) изгубила су буквално значење.

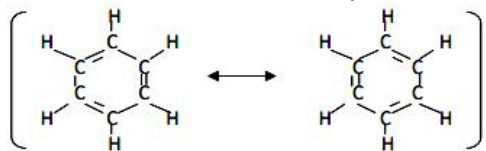
Алифатична једињења су она отвореног низа и циклична једињења слична једињењима отвореног низа.

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 C_6H_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).

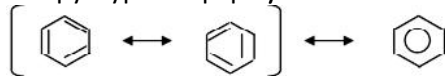
Права структура молекула је између две резонантне структуре.

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° (молекул је планарне структуре и врло симетричан).

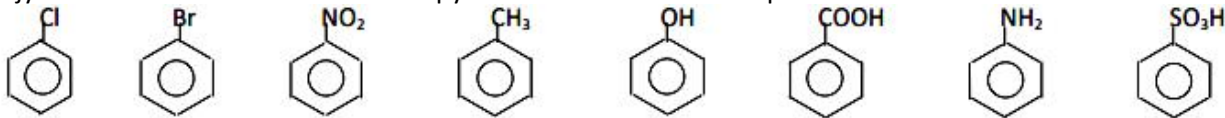
С-атоми су повезани σ -везама са два суседна С-атома и једним Н-атомом, а р-орбитале С-атома се међусобно бочно преклапају стварајући π -везу (р-орбитала једног С-атома се подједнако преклапа са обе р-орбитале суседних С-атома). Овако настаје континуирани електронски облак изнад и испод равни прстена – делокализовани π -електрони. На овај начин настају јаче везе, а тиме и стабилнији молекул. Последица овакве структуре су хемијске особине – π -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.



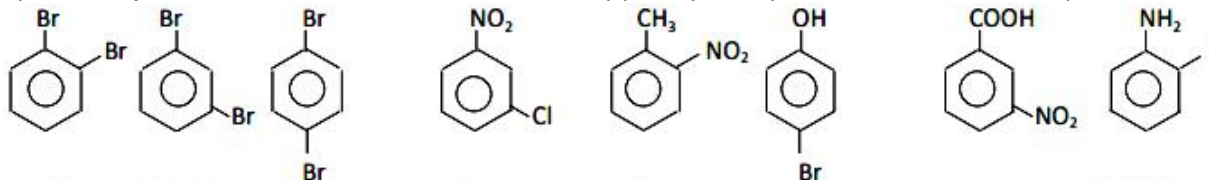
Номенклатура деривата бензена

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.



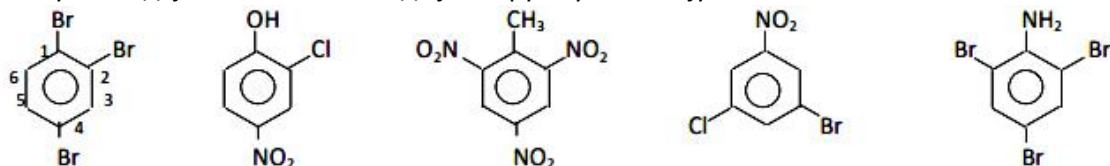
хлорбензен бромбензен нитробензен толуен фенол бензоева киселина анилин бензенсулфонска киселина

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.



o-дибром-бензен *m*-дибром-бензен *p*-дибром-бензен *m*-хлорнитро-бензен *o*-нитро-толуен *p*-бром-фенол *m*-нитро-бензоева киселина *o*-јоданилин

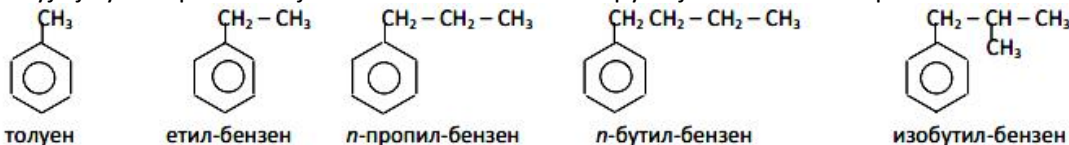
Ако су на бензенов прстен везане три или више група њихов релативни положај се обележава бројевима. Последња означена група у имену једињења налази се у положају 1 (број 1 није потребно означавати у имену), а остале групе се према њој означавају тако што се бројање С-атома врши у оном смеру да супституенти имају што мањи број. Ако један од супституената даје посебно име онда је та група у положају 1.



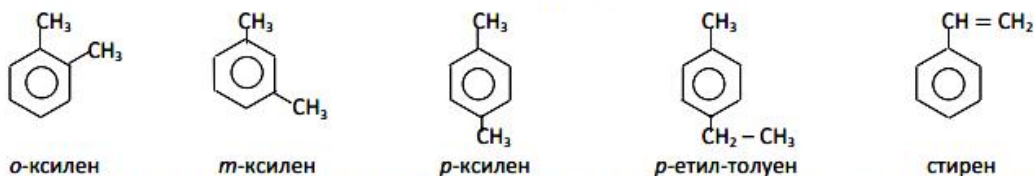
1,2,4-трибром-бензен 2-хлор-4-нитро-фенол 2,4,6-тринитро-толуен 3-бром-5-хлор-нитробензен 2,4,6-трибром-анилин

Арени су алифатично-ароматични угљоводоници. Оваква једињења имају особине и ароматичних и алифатичних угљоводоника, али присутност другог дела молекула модификује особине сваког дела молекула.

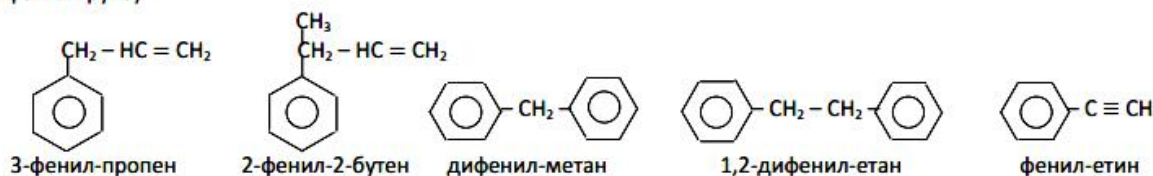
Прстен подлеже електрофилној супституцији, а бочни низ уколико је засићен реакцији супституције преко слободних радикала, а уколико је незасићен реакцији адисије. Присуство алкил-групе олакшава супституцију у прстену и диригује је у *o*- и *p*-положаје. Халогеновање алкил-групе је олакшано и врши се на *C*-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 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

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 (заменеју алифатична једињења која су слабије компоненте бензина).

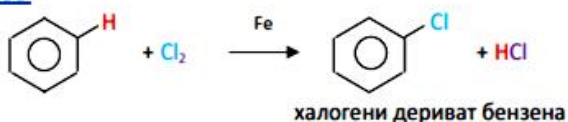
Хемијске особине арена – реакције супституције

Бензен има веома стабилну структуру (шест делокализованих π -електрона чине континуирани електронски облак изнад и испод равни прстена који чини шест *C*-атома за које је везано шест *H*-атома). Адисијом се раскидају делокализоване двоструке везе и бензен прелази у мање стабилан производ, а реакција се може извести тек при драстичним условима.

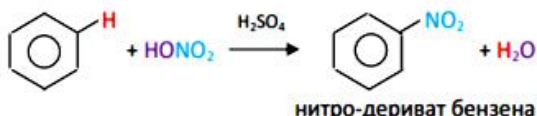
Бензен и остала ароматична једињења подлежу реакцији супституције чиме се задржава ароматичан карактер бензенског прстена.



Халогеновање



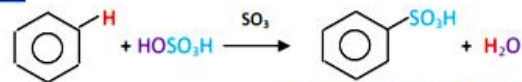
Нитровање



Супституција

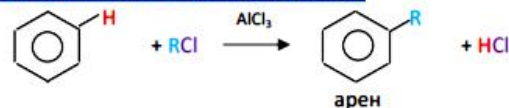
(јонски механизам)

Сулфоновање

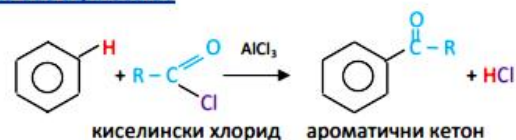


дериват бензенсулфонске киселине

Friedel-Crafts-ово алкиловање (добијање арена)



Friedel-Crafts-ово ациловање



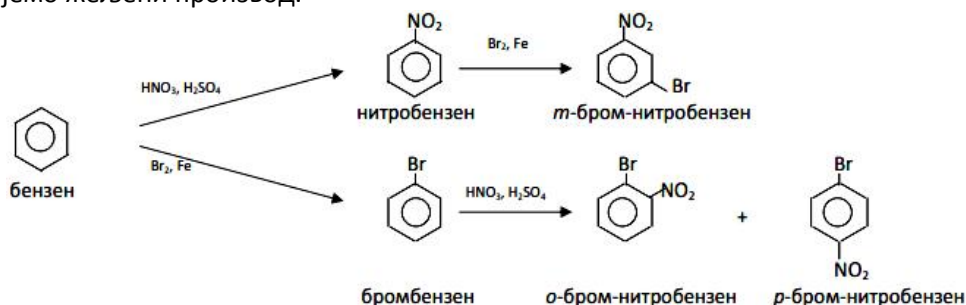
Супституенти везани за ароматично језгро утичу на реактивност прстена и одређују оријентацију супституције. При реакцији супституције неке групе везане за ароматичан прстен активирају прстен, а неке дезактивирају прстен (убрзавају или успоравају реакцију у односу на брзину реакције супституције бензена). 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: $-NH_2, -OH > -OR, -NHCOR > -C_6H_5, -R$.

Групе које **дезактивирају** прстен и диригују супституцију у *m*-положај: $-NO_2, -NR_3^+, -CN, -COOH, -COOR, -SO_3H, -CHO, -COR$.

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.

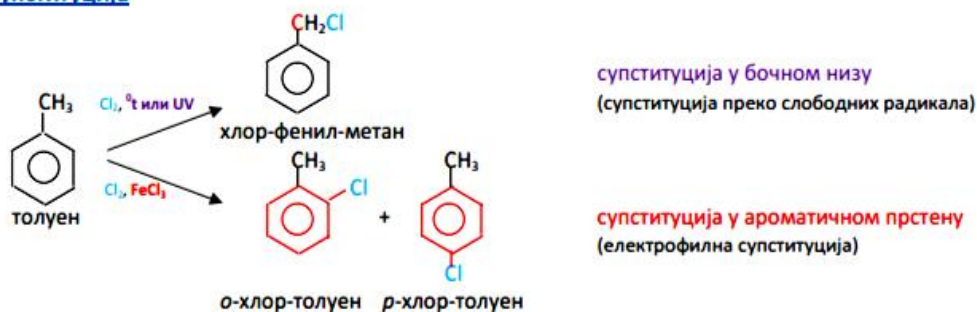


Код арена (алкил-бензена) алкил-група активира прстен и диригује супституцију у *o*- и *p*-положаје прстена. Прстен такође олакшава супституцију у бочном низу и то на C-атому који је везан за прстен (бензилни C-атом).

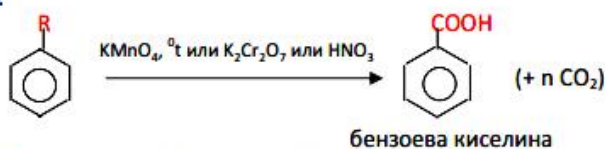
Супституција или адиција у бочном низу (алкил-група) врши се преко слободних радикала, па се оваква реакција врши у неполарној средини уз благо загревање или UV светлост.

Супституција у прстену врши се јонским механизмом преко карбонијум-јона, па се оваква реакција **врши уз додатак супстанце која јонизује и делије као катализатор (нпр. соли, киселине)**. Од услова реакције зависи у ком делу молекула ће се вршити реакција супституције и који ћемо производ добити.

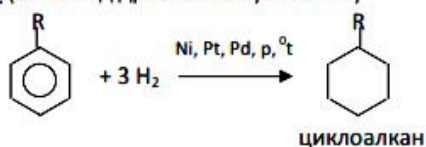
Супституција



Оксидација



Хидрирање (само под драстичним условима)



АЛКОХОЛИ

Алкохоли припадају органским једињењима која садрже кисеоник.

Сви алкохоли садрже функционалну хидроксилну $-OH$ групу која одређује особине ове класе једињења.

Општа формула алкохола је $R-OH$.

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 С-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 наставак -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 С-атома за који је везана ОН-група



Алкохоли различитих типова се разликују по брзини реакције или по механизму 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, равнoг или рачвастог низа)

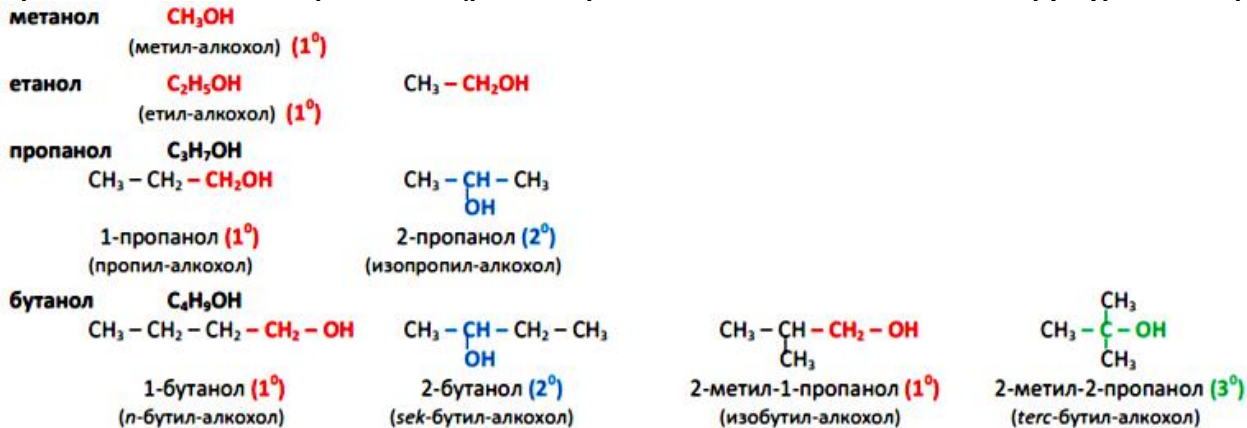
-ароматични (у R-групи налази се ароматичан прстен, али ОН-група није директно везана за њега).

- Подела према броју С-атома (дужини R-групе)

-нижи (до 10 С-атома – поларни, растворни у води и поларним растварачима)

-виши (више од 10 С-атома – неполарни, тешко растворни у води, растворни у неполарним растварачима)

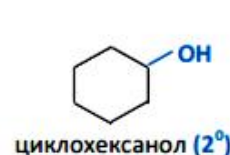
Алифатични алкохоли отвореног низа (равног и рачвастог низа – хомологи низ и структурна изомерија)



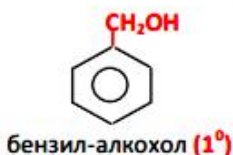
Незасићени алкохоли – примери



Циклични алкохол

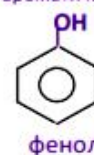


Ароматични алкохол



Фенол

(није ароматичан алкохол)



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.

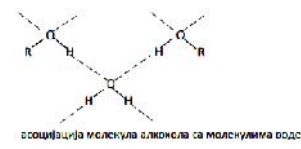
Алкохоли су веома важна једињења и могу послужити као сировине за добијање низа других једињења, а важни су и као растварачи.

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.

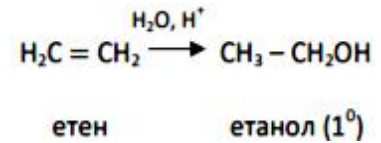
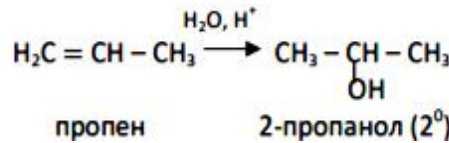
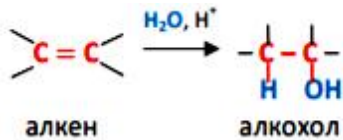


ТТ и ТК алкохола су знатно више од ТТ и ТК одговарајућих угљоводоника. Са повећањем броја С-атома расту ТТ и ТК, а са повећањем разгранатости низа опадају ТТ и ТК. Са повећањем броја ОН-група у молекулу расту ТТ и ТК.

Растворљивост алкохола одражава њихову способност да граде водоничне везе. Са повећањем броја С-атома опада поларност. Нижи алкохоли су поларна једињења и растварају се у поларним растварачима (у води до 4-5 С-атома, у поларним органским растварачима до 10 С-атома), а виши алкохоли (више од 10 С-атома) су неполарна једињења и растварају се у неполарним растварачима (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). Полихидроксилни алкохоли су поларнији од монохидроксилних и са повећањем броја ОН-група расте поларност и растворљивост у води.

Добијање једноставнијих алкохола

- Хидратација алкена

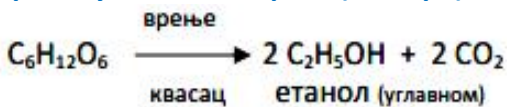


Адиција се врши према Марковниковљевој правилу. Једини примарни алкохол који се може добити на овакав начин је етанол.

- Хидролиза алкил-халогенида



- Врење угљених хидрата (шећера) – из меласе, шећерне трске, житарица, воћа итд.

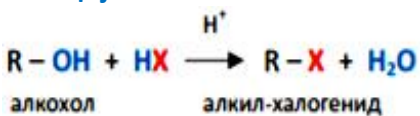


Постоје и други поступци за добијање алкохола (нпр. редукцијом једињења са карбонилном групом, карбоксилних киселина, естара и др.).

Хемијске особине алкохола

У молекулу алкохола веза између R-групе и ОН-групе (С – О веза) је сличне поларности као и О – Н веза, па се при реакцијама алкохола могу раскинути једна или друга веза.

- Реакција са HX

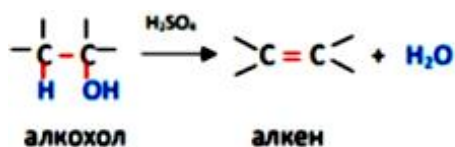


реактивност HX: HI > HBr > HCl

ROH: алил-, бензил- > 3⁰ > 2⁰ > 1⁰

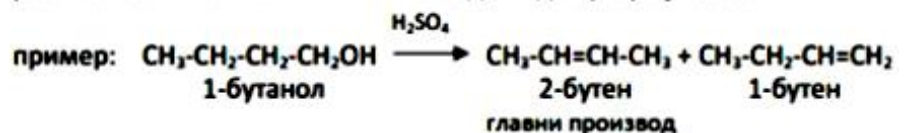
(двострука веза и ароматичан прстен олакшавају раскидање С – О везе на суседном С-атому)

- Дехидратација

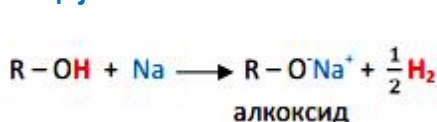


реактивност: 3⁰ > 2⁰ > 1⁰

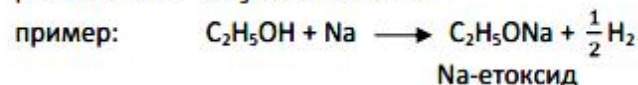
може доћи до преграђивања



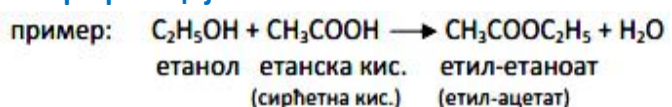
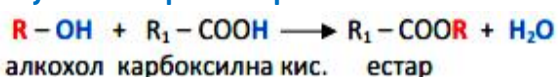
- Реакција са алкалним металима



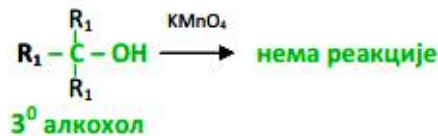
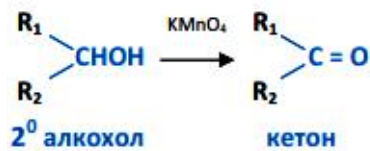
реактивност: CH₃OH > 1⁰ > 2⁰ > 3⁰



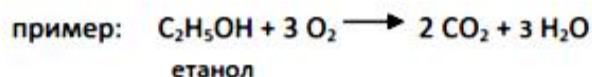
- Грађење естара са карбоксилним киселинама – естерификација



- Оксидација



- Сагоревање



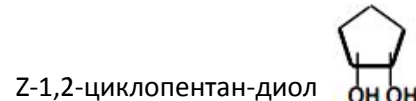
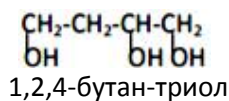
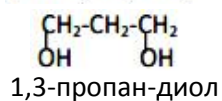
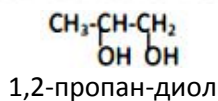
Полихидроксилни алкохоли

Полихидроксилни алкохоли имају више ОН-група у молекулу, поларнији су од монохидроксилиних алкохола и могу да граде више водоничних веза због чега имају више ТТ и ТК од монохидроксилиних 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. Дихидроксилини алкохоли се још називају гликоли.

$\begin{matrix} \text{CH}_2\text{OH} \\ | \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{matrix}$ 1,2-етан-диол Има доста ниску ТТ и високу ТК, меша се са водом у свим односима, па се користи за прављење антифриза.

$\begin{matrix} \text{CH}_2\text{OH} \\ | \\ \text{CH}_2\text{OH} \\ | \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{matrix}$ 1,2,3-пропан-триол (глицерол) Улази у састав триглицерида (масти и уља), фосфолипида (изграђују ћелијске мембране) - додаје се у козметичке препарате (као хумектанс), а користи се зими против замрзавања брала.

$\begin{matrix} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_2 \\ | \quad | \quad | \quad | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{matrix}$ или $\left[\begin{matrix} \text{CH}_2 \\ | \\ \text{OH} \end{matrix} - \left(\begin{matrix} \text{CH} \\ | \\ \text{OH} \end{matrix} \right)_4 - \begin{matrix} \text{CH}_2 \\ | \\ \text{OH} \end{matrix} \right]$ 1,2,3,4,5,6-хексан-хексаол (сорбитол, глицитол) Учествује у метаболизму угљених хидрата. Додаје се у козметичке препарате (као хумектанс).

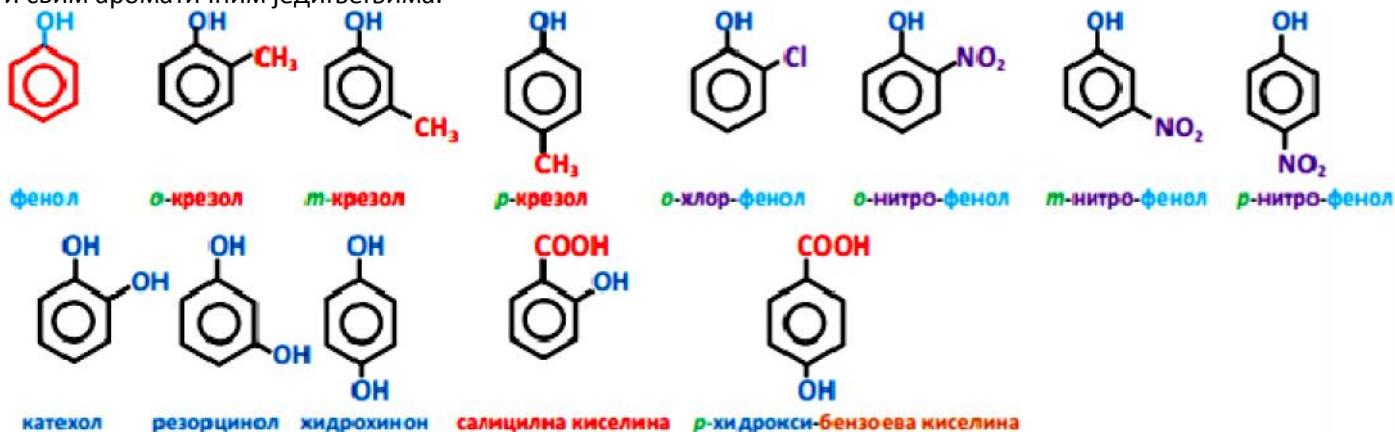


ФЕНОЛИ

Општа формула фенола је **Ar-OH**. Код фенола је **ОН-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 ОН-групе везане за бензенов прстен такође имају посебна имена. Осталим дериватима имена се изводе као и свим ароматичним једињењима.



Феноли као и алкохоли имају ОН-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.

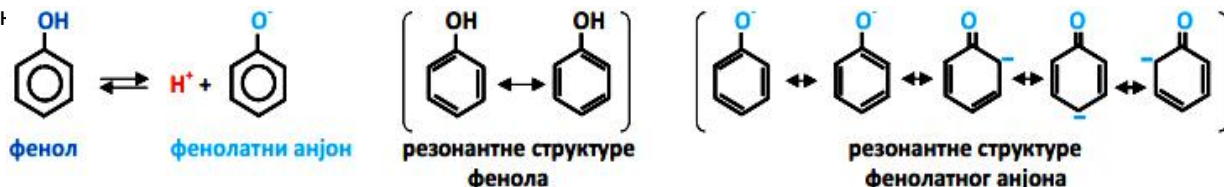
Физичке особине фенола

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 водоник:



Супституенти утичу на киселост:

- групе које привлаче електроне повећавају киселост (-X, -NO₂)
- групе које отпуштају електроне смањују киселост (CH₃-).

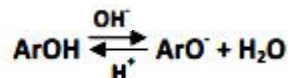
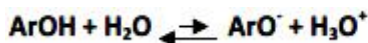
Индустријско добијање

- 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

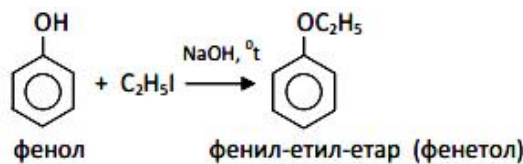
- **Киселост. Настајање соли.**



- **Добијање етара**



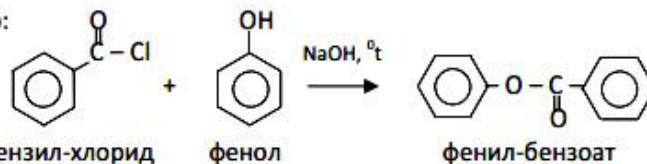
пример:



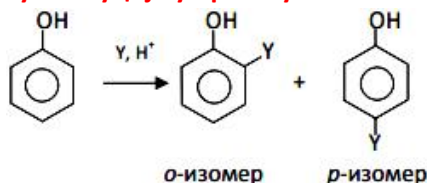
- **Добијање естара**



пример:



- **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.



Феноли се користе и као дезинфекциона средства.

ЕТРИ

Општа формула етара је $\text{R}-\text{O}-\text{R}'$, $\text{R}-\text{O}-\text{Ar}$, $\text{Ar}-\text{O}-\text{Ar}$. 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 алкокси-деривати 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

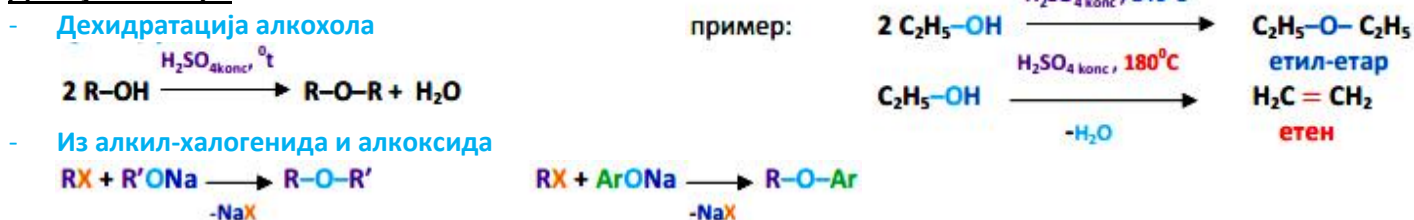


Молекули етара не могу међусобно да се повезују водоничним везама (молекули нису асосовани), па имају релативно ниске ТТ и ТК (ТК отприлике као алкани исте M_r), знатно ниже од одговарајућх алкохола.

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

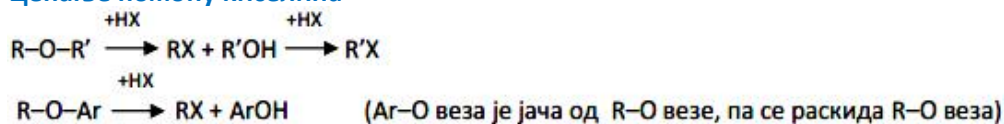


Хемијске особине етара

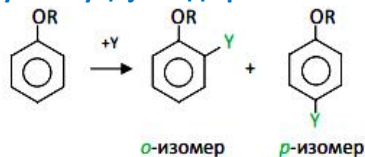
Алифатични етри на ваздуху прелазе у нестабилне пероксиде (експлозивни су чак и у малим концентрацијама).

Етри су релативно нереактивна једињења. Етарска веза је отпорна према базама и нередукујућим средствима, а подлеже једино цепању помоћу киселина.

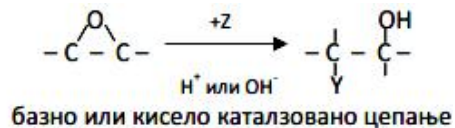
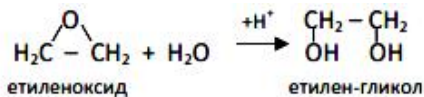
Цепање помоћу киселина



Супституција код ароматичних етара



Епоксиди су посебна врста цикличних етара који су врло реактивни. Садрже трочлани епоксидни прстен који лако пуца.



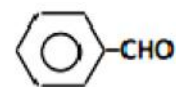
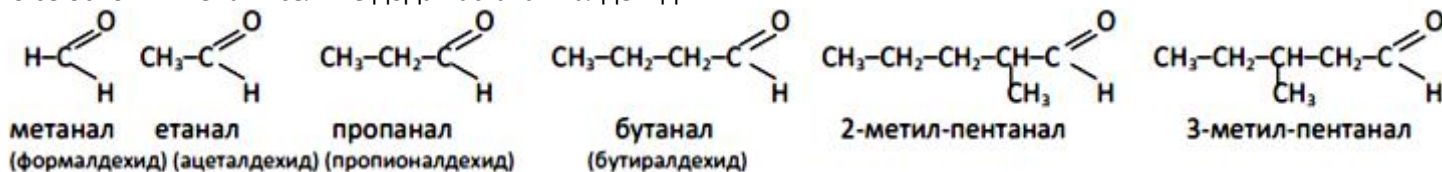
АЛДЕХИДИ И КЕТОНИ

Алдеҳиди и **кетони** садрже карбонилну групу, >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 $\text{R}-\text{C}(=\text{O})\text{H}$, а кетона $\text{R}_1-\text{C}(=\text{O})-\text{R}_2$ (R_1 и R_2 могу бити алифатичне или ароматичне групе).

Номенклатура алдеҳида и кетона

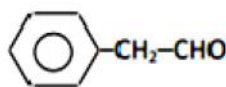
Према IUPAC номенклатури имена **алдеҳиди** добијају имена тако што се називу одговарајућег угљоводоника из кога су изведени додаје наставак **-ал**. Положаји супституената се означавају бројевима почев од карбонилног C-атома (C-1). Тривијална имена се изводе из имена одговарајуће карбоксилне киселине из које су добијени редукцијом тако што се основи имена киселине дода наставак **-алдеҳид**.



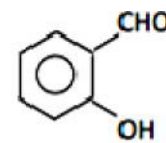
бензалдеҳид



p-толуилалдеҳид

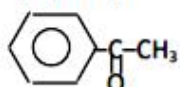
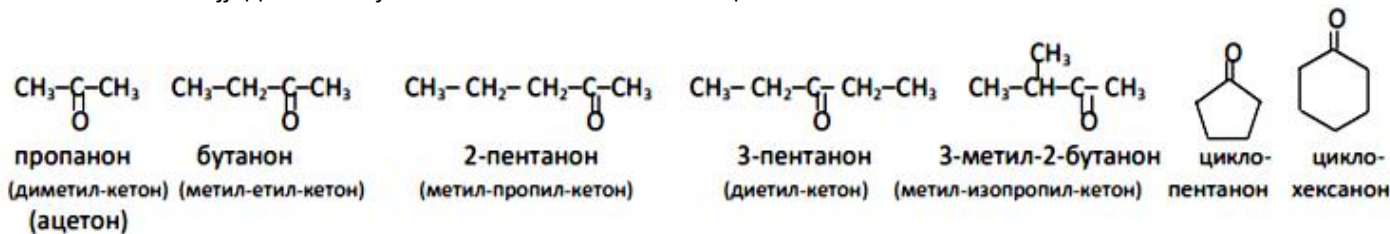


фенил-етанал

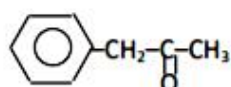


o-хидрокси-бензалдеҳид
(салицил-алдеҳид)

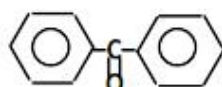
Према IUPAC номенклатури **кетони** добијају имена према најдужем низу C-атома за који је везана карбонилна група. На име угљоводоника из кога је изведен кетон додаје се наставак **-он**. Положаји супституената се означавају бројевима тако да се бројање врши са оног краја низа коме је ближа карбонилна 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.



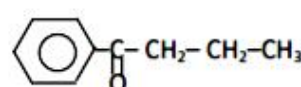
ацетофенон



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 M_r. 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.

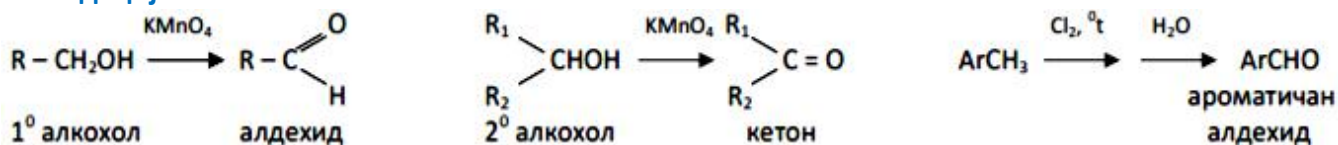
Формалдеhid (метанал) је гас (ТК -21°C). На тржишту је у облику воденог раствора (формалин) или као неки од чврстих полимера (параформалдеhid, триоксан) из којих се мономер добија загревањем. Користи се за добијање фенолформалдеhidних смола, као растварач, за препарирање.

Ацеталдеhid (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.

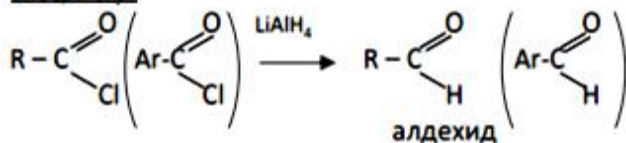
Добијање алдехида и кетона

- Оксидација

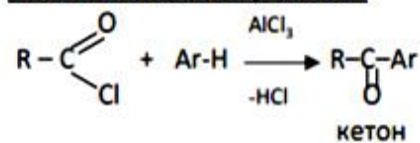


- Из киселинских хлорида

Редукција

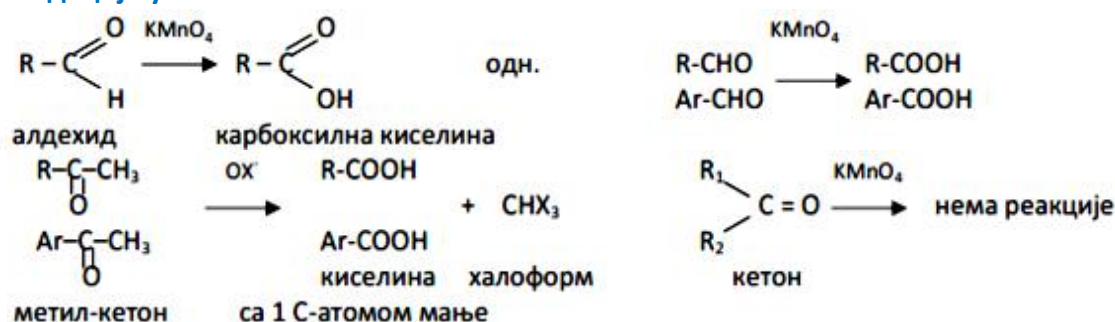


Friedel-Crafts-ово ациловање

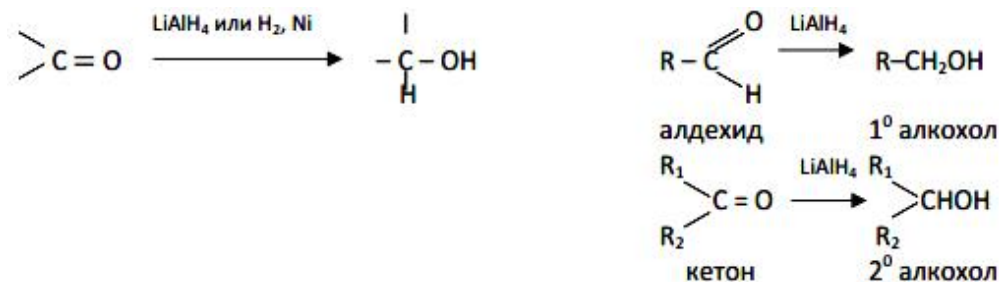


Хемијске реакције алдехида и кетона

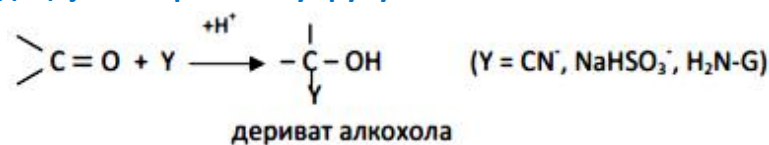
- Оксидација у киселине



- Редукција у алкоhole

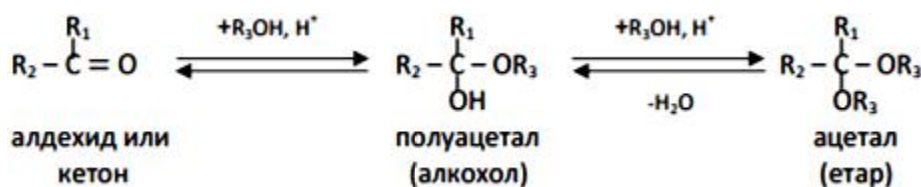


- Адиција на карбонилну групу



Адиција је карактеристична реакција за двоструку везу, па и за карбонилну групу.

- Адиција алкоhole



Раскида се двострука C=O веза у карбонилном једињењу и O-H веза у алкоholeу. H-атом из алкоholeа везује се за O-атом, а -OR₃ из алкоholeа за C-атом који потиче из карбонилне групе. Даљом реакцијом полуацетала са алкоholeом OH-група полуацетала реагује са OH-групом алкоholeа и гради се етарска група уз издвајање воде.

КАРБОКСИЛНЕ КИСЕЛИНЕ

Општа формула карбоксилних киселина је $R-C(=O)OH$ ($R\text{COOH}$). 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.

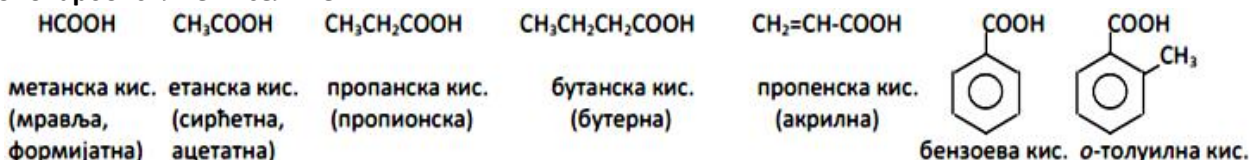
Подела карбоксилних киселина

- 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 (више од 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 α-C-атом онај који је везан за карбоксилну групу, β-C-атом је следећи у низу итд.

Монокарбоксилне киселине



Дикарбоксилне киселине



δ γ β α
5 4 3 2 1
-C-C-C-C-COOH

тривијално име
IUPAC номенклатура

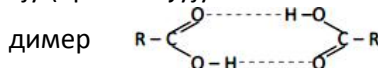
$Cl-CH_2-COOH$
2-хлор-етанска кис.
(α-хлор-сирћетна кис.)

$\begin{matrix} CH_3 \\ | \\ CH-CH_2-COOH \end{matrix}$
3-метил-бутанска кис.
(β-метил-бутерна кис.)

Физичке особине карбоксилних киселина

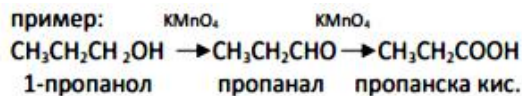
Карбоксилне киселине су поларна једињења. Молекули се асоују водоничним везама у димере, па карбоксилне киселине имају знатно више ТТ и ТК од одговарајућих угљоводоника и алкохола. Са повећањем броја C-атома расте ТТ и ТК, а са повећањем разгранатости или незасићености низа опада ТТ и ТК. Метанска (мравља) и етанска (сирћетна) киселина имају знатно више ТТ и ТК од осталих карбоксилних киселина.

Карбоксилне киселине могу да граде водоничне везе са молекулима воде, па се ниже киселине растварају у води (до 5 C-атома), а више киселине се не растварају (преовлађују особине неполарног угљоводоничног низа у молекулу).

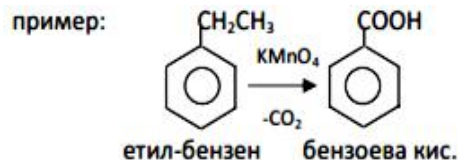
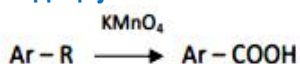


Добијање карбоксилних киселина

Оксидација примарних алкохола или алдехида

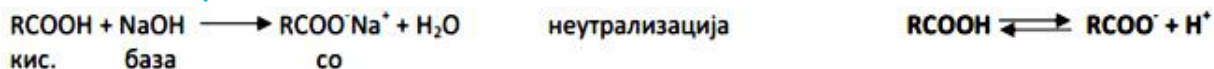


Оксидација алкил-бензена



Хемијске особине карбоксилних киселина

Киселост – стварање соли



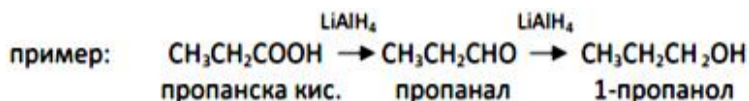
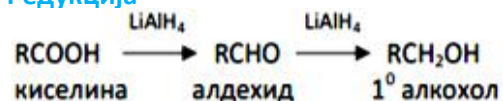
Карбоксилне киселине су слабе киселине и делимично (повратно) дисосују.

Карбоксилатни анјон је стабилнији од молекулског облика јер је више стабилизован резонанцијом.

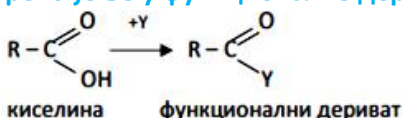
Карбоксилне киселине су знатно слабије од неорганских киселина. Метанска (мравља) и етанска (сирћетна) киселина су доста јаче од осталих карбоксилних киселина, али и оне спадају у слабе киселине. Са порастом броја С-атома опада киселост. Халогени супституент у молекулу повећава киселост и што је ближи 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 COOH-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



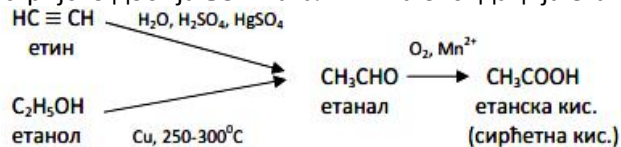
Превођење у функционалне деривате



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, аспирина 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.

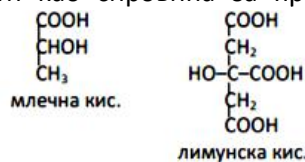
Јабучна киселина се налази у воћу и воћним соковима.

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 С-атома и равног низа. Налазе се у биљним и животињским мастима, фосфолипидима (изграђују ћелијске мембране), гликолипидима, восковима. Могу бити zasiћене или незасићене (са једном или више двоструких веза или троструком везом у молекулу). Ако масти садрже више zasiћених 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.

$C_{15}H_{31}COOH$	палмитинска кис.	}	засићене
$C_{17}H_{35}COOH$	стеаринска кис.		
$C_{15}H_{29}COOH$	палмитолеинска кис. (1 двострука веза)	}	незасићене
$C_{17}H_{33}COOH$	олеинска кис. (1 двострука веза)		
$C_{17}H_{31}COOH$	линолна кис. (2 двоструке везе)		
$C_{17}H_{29}COOH$	линоленска кис. (3 двоструке везе)		
$C_{19}H_{31}COOH$	арахидонска кис. (4 двоструке везе)		

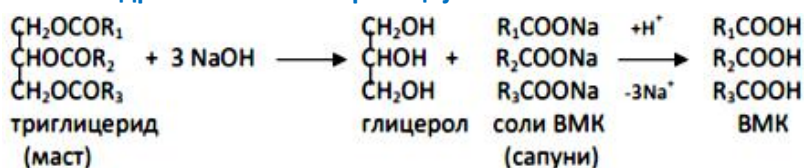
У природи су најраспрострањеније **палмитинска**, **стеаринска** и **олеинска киселина**. Ове киселине и њихови деривати (соли, естри) користе се за израду козметичких препарата.

Линоленска киселина се налази у ланеном уљу, лако се оксидује при чему очвршћава (сушиво уље), па се користи за израду премаза и лакова.

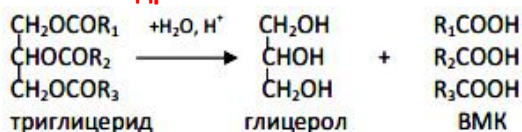
Арахидонска киселина је неопходна човечијем организму јер од ње настају простагландини (луче се при упалним процесима). Налази се у кикирикију и индијском ораху.

Добијање виших масних киселина

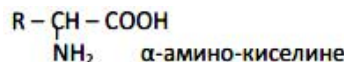
- Базна хидролиза – сапонификација



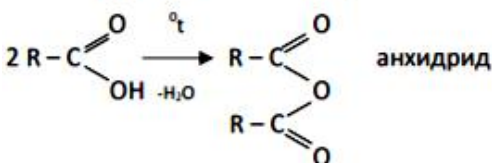
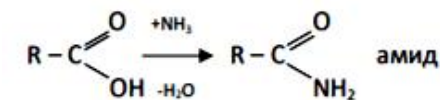
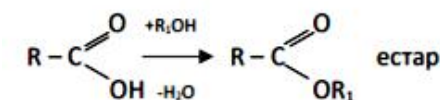
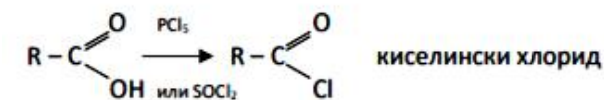
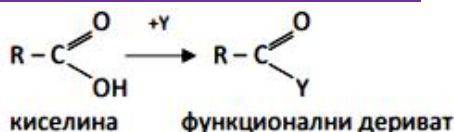
- Кисела хидролиза



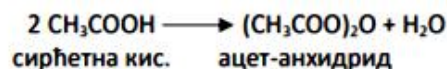
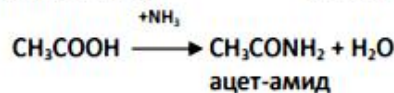
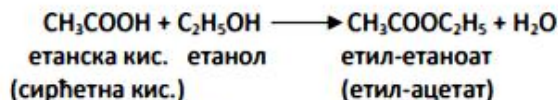
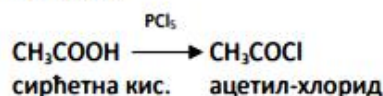
Амино-киселине су неопходне свакој живој ћелији – изграђују протеине.



Деривати карбоксилних киселина



примери:



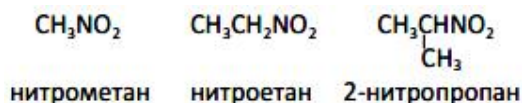
Реактивност функционалних деривата карбоксилних киселина: хлорид > анхидрид > естар > амид

Сви деривати садрже **ацил-групу** $R - \overset{O}{\parallel} C$ 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.

НИТРО-ЈЕДИЊЕЊА

Општа формула **нитро-једињења** је $R-NO_2$. Садрже нитро-групу $-NO_2$. 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.

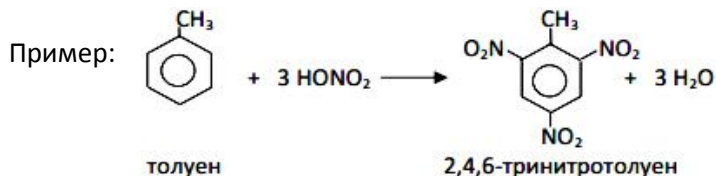
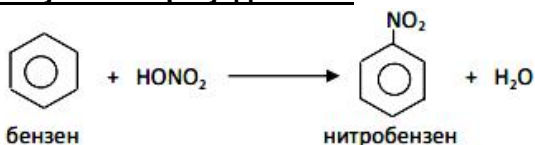


Нитро-једињења садрже поларну нитро-групу и могу градити водоничне везе. Имају више ТТ и ТК од одговарајућих угљоводоника, али ниже од одговарајућих алкохола.

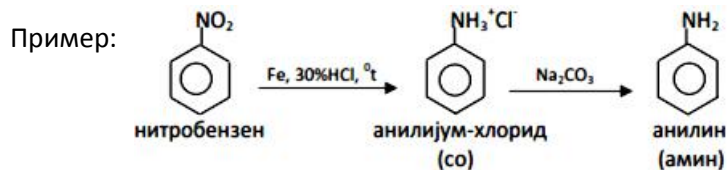
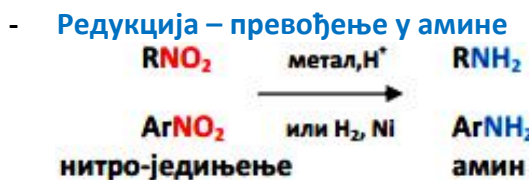
Нитро-једињења су добри растварачи. Користе се као нитро-разређивачи за боје. Отровни су, лако испарљиви и удисањем изазивају мучнину и вртоглавицу.

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.

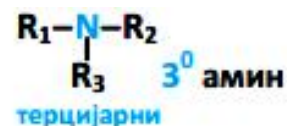
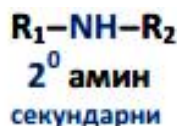
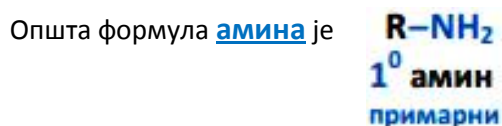
Добијање нитро-једињења



Хемијске реакције нитро-једињења



АМИНИ

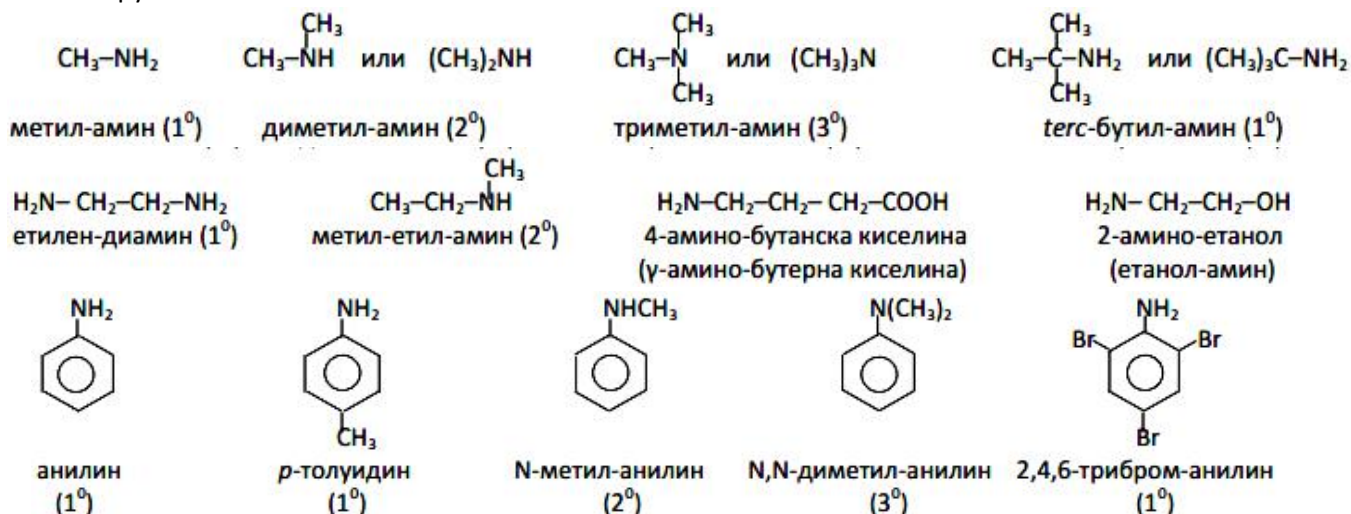


Молекул има тетраедарску структуру (sp^3 хибридизација N-атома). Изводе се из амонијака (NH_3). Могу бити алифатични или ароматични. Могу садржати више аминок-група у молекулу.

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 OH- или COOH-група амино-група се сматра супституентом у молекулу алкохола одн. карбоксилне киселине, а њен положај се одређује према положају хидроксилне одн. карбоксилне групе.



Физичке особине амина

Амини су поларна једињења и могу да граде водоничне везе (1° и 2° амини могу градити интермолекулске и интрамолекулске водоничне везе, а 3° амини само интермолекулске).

Амини имају више ТТ и ТК од неполарних супстанци исте Мг, али знатно ниже од одговарајућих алкохола и карбоксилних киселина (1° и 2° амини имају више ТТ и ТК од 3° амина јер се молекули асоцијују водоничним везама, што молекули 3° амина не могу – молекули 1° амина граде две, а 2° амина једну водоничну везу).

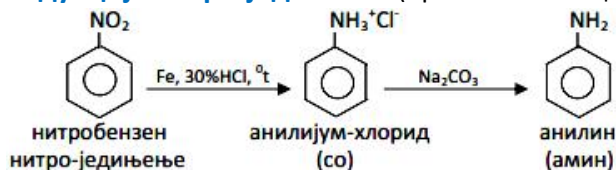
Амини су растворни у растварачима који су мање поларни од воде (етар, алкохол, бензен и сл.). Нижи амини (до 6 С-атома) се растварају у води (молекули амина успостављају водоничне везе са молекулима воде).

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.

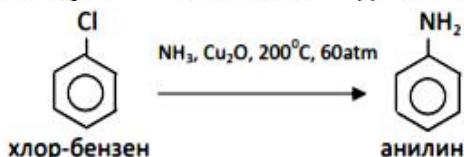
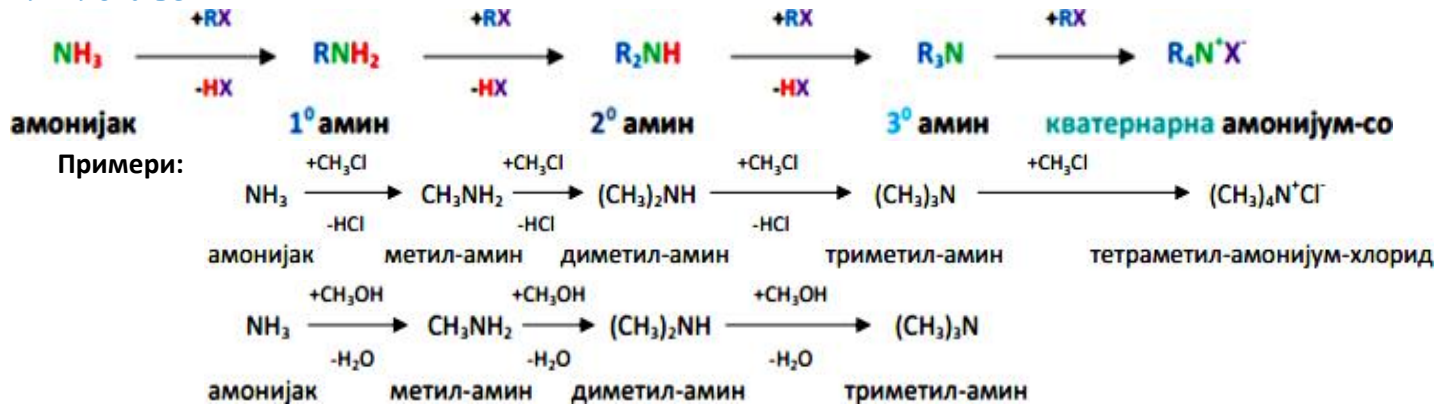
Добијање амина

Неки једноставнији и најважнији амини индустријски се добијају поступцима који се не могу применити у лабораторији.

- **Редуција нитро-једињења** (првенствено за добијање ароматичних амина)



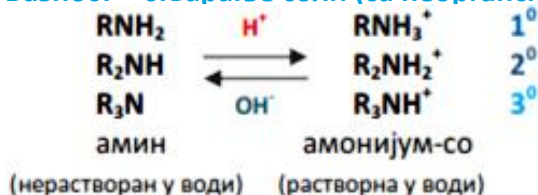
- **Алкиловање**



Анилин се користи као основна сировина у индустрији боја.

Хемијске особине амина

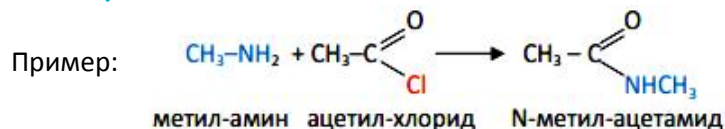
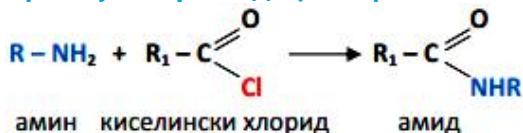
- Базност – стварање соли (са неорганским киселинама)



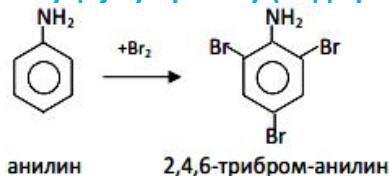
Амонијум-соли су типична јонска једињења – чврсте кристалне неиспарљиве супстанце високих ТТ (често се распадају на нижим температурама од ТТ).

Халогениди, сулфати и нитрати су растворни у води, а нерастворни у органским растварачима.

- Превођење у амиде (са карбоксилним киселинама)



- Супституција у прстену (код ароматичних амина)



NH₂-група снажно активира ароматичан прстен и диригује супституцију у *o*- и *p*-положаје.

БИОМОЛЕКУЛИ

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 C-атома су **хомоциклична** или алициклична једињења. **Хетероциклична** једињења садрже прстен који се састоји од различитих атома – поред C-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, имида, 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, пиридин, 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.

САХАРИДИ

Из једноставних супстанци CO₂ и H₂O 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 CO₂ и H₂O 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 $C_n(H_2O)_m$ 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

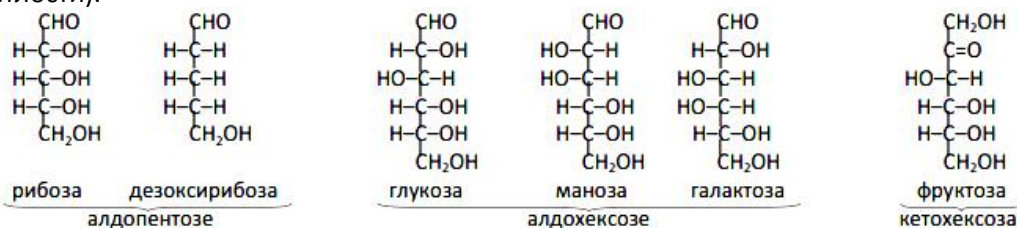
Сахариди су поларна једињења. Моносахариди и олигосахариди су растворни у води. Полисахариди се не растварају у води (због велике масе), али при одређеним условима неки могу градити колоидне растворе (скроб) или гелове (агар, пектини у воћу служе биљкама да задрже воду).

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.

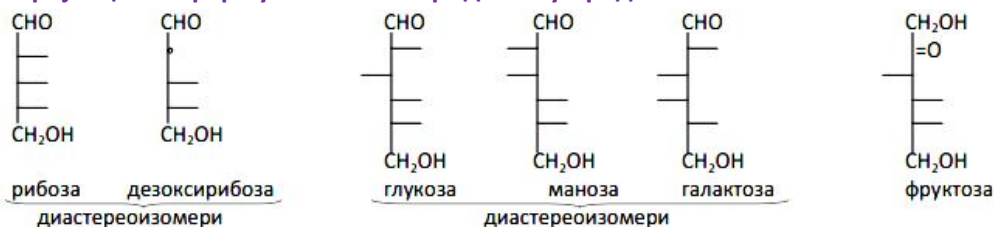
Пошто је сама структура сахарида веома сложена били би компликовани хемијски називи према IUPAC номенклатури. Због тога се ова имена не користе, већ су у употреби тривијална имена која су много једноставнија и одавно укоренења.

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 (амино-шећери, уронске киселине итд.). Поларна су једињења, растварају се у води, редукујући су шећери и оптички су активне супстанце (скрећу раван поларизоване светлости).



Једноставније се пројекционе формуле моносахарида могу представити шематски:



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 **глукоза** (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).

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.



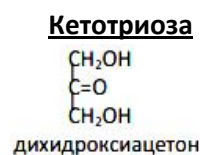
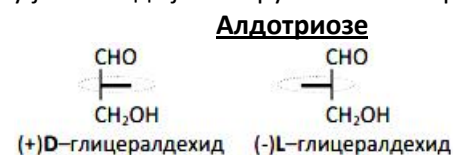
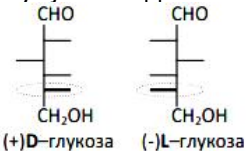
Ова два облика глицералдехида се односе као предмет и лик у огледалу и такви изомери су **енантиомери**.

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).



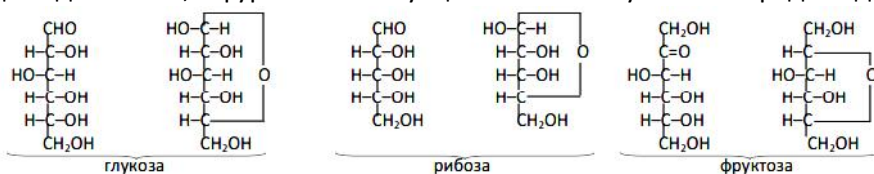
Хемијске реакције моносахарида

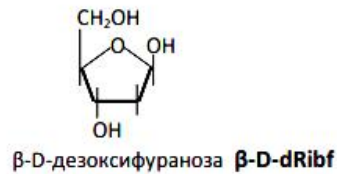
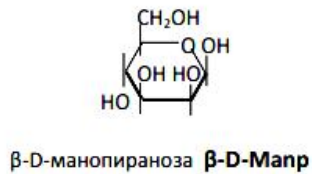
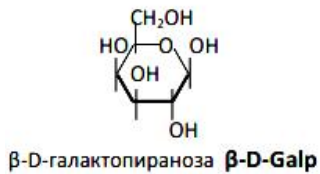
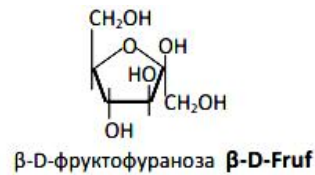
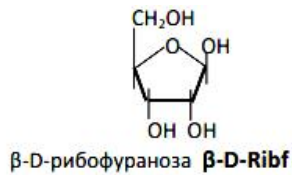
Редукцијом алдехида добијају се примарни алкохоли, а редукцијом кетона секундарни алкохоли. Оксидацијом алдехида добијају се карбоксилне киселине. Адицијом алкохола на карбонилну групу добијају се полуацетали, а даљом реакцијом полуацетала са алкохолом добијају се ацетали.

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 полихидроксиално алкохол. Кетозе се такође под одређеним условима могу оксидовати.

Због тетраедарског распореда sp^3 -хибридизованих 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.



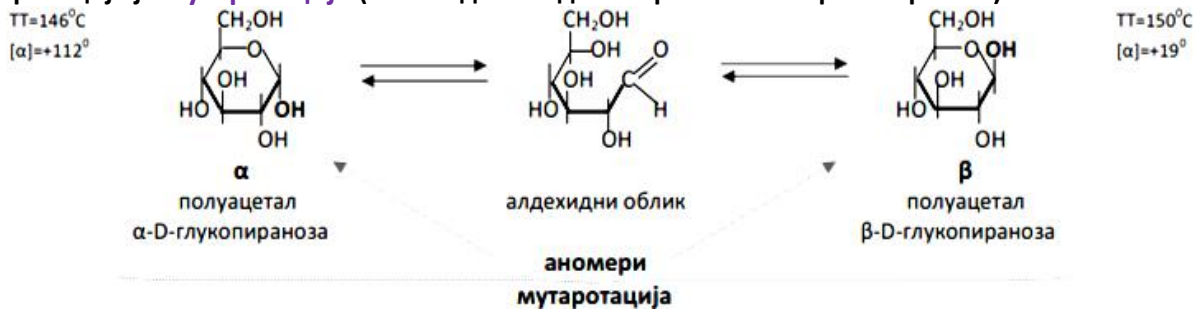


Моносахариди се налазе у природи у облику полуацетала.

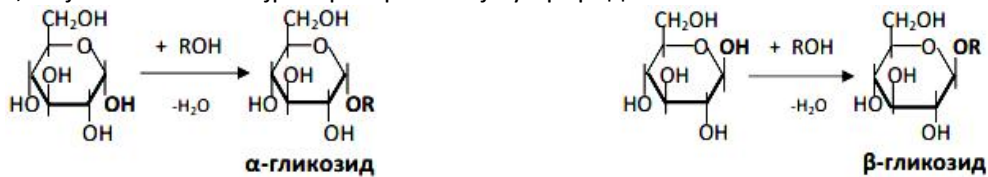
При настајању прстена настаје нови асиметрични C-атом (C-1 код алдоза, C-2 код кетоза) и могућа су два конфигурациона изомера – **аномери**.

Код **α -облика** полуацетална OH-група је **испод равни прстена**, а код **β -облика** полуацетална OH-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 ТТ и различито скрећу раван поларизоване светлости. Код глюкозе се у раствору налази у равнотежи око 64% β -облика, око 36% α -облика и око 0,35% алдехидног облика. Најстабилнији моносахарид је β -D-глюкопираноза, па је због тога и најраспрострањенији у природи.

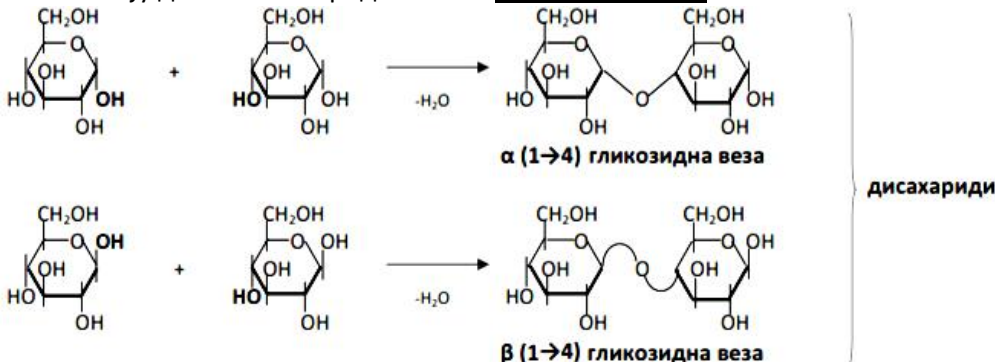


Ацетали не могу да пређу у алдехидни облик (нема слободне полуацеталне групе и прстен не може да се отвори), па α и β облици ацетала не могу да прелазе један у други – гликозиди не подлежу мутаротацији и нису редукујући шећери.

Стварање гликозида могуће је са алкохолом, фенолом, другим шећером или карбоксилном киселином (О-глиозиди) или са неком амино-групом (N-гликозиди).

Гликозиди су веома распрострањени у природи, поготово у биљном свету.

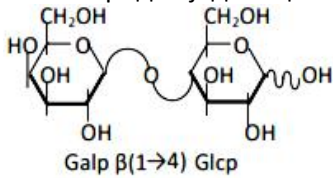
Ако уместо алкохола са полуацеталном групом реагује секундарна алкохолна група другог моносахарида настају гликозиди. Веза између два моносахарида зове се **гликозидна веза**.



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).

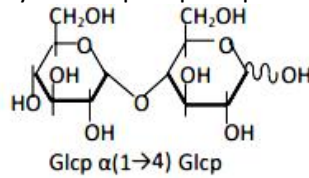
ДИСАХАРИДИ

Дисахариди припадају групи олигосахарида. Дисахариди се састоје из две моносахаридне јединице међусобно повезане гликозидном везом (α или β). 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.



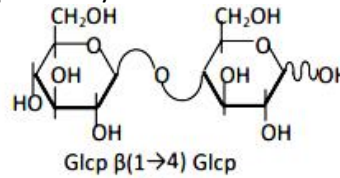
лактоза

O- β -D-галактопиранозил-



малтоза

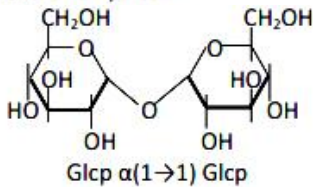
O- α -D-глюкопиранозил-



целобиоза

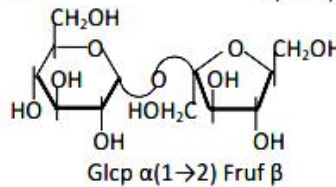
O- β -D-глюкопиранозил-ноза

редукујући шећери
подлежу мутаротацији



трехалоза

O- α -D-глюкопиранозил-(1 \rightarrow 1)- α -D-глюкопиранозид



сахароза

O- α -D-глюкопиранозил-(1 \rightarrow 2)- β -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 сурутки. 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.

Трехалоза 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 (α или β) 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).



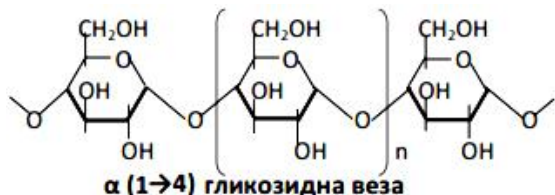
Целулоза је веома распрострањена у биљном свету.

Састоји се из молекула глукозе међусобно повезаних $\beta(1\rightarrow4)$ гликозидним везама.

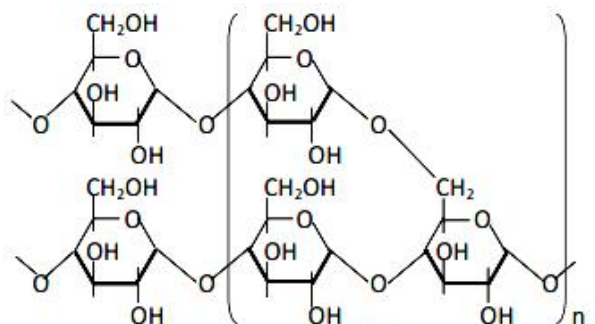
Нативна целулоза садржи око 8000-12000 јединица глукозе (M_r 1300000-2000000). Ланац је дуг неколико μ m који је неколико пута савијен (стабилизован је водоничним везама).

Линеаран је молекул.

Целулоза је структурни полисахарид (изграђује ћелијске зидове биљака). Обично је повезана са осталим супстанцама за изградњу (лигнини, хемичелулозе). 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. β (1→4) гликозидна веза је веома отпорна на хидролизу, а људски организам нема ензим који је може хидролизовати (не можемо сварити целулозу).



амилоза



амилопектин

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).

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:

- | | | |
|--|---|--|
| <ul style="list-style-type: none"> - триглицериди (триацилглицероли – масти у ужем смислу) - фосфолипиди - гликолипиди - воскови | } | <p>сапонификују се
(садрже више масне киселине)</p> |
| <ul style="list-style-type: none"> - терпени - стероиди - простагландини | } | <p>не сапонификују се
(не садрже више масне киселине)</p> |

Више масне киселине – више алифатичне монокарбоксилне киселине парног броја C-атома и равног низа. 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:

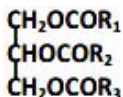
бутерна кис.	C ₄
капронска кис.	C ₆
каприлна кис.	C ₈
капринска кис.	C ₁₀
лауринска кис.	C ₁₂
миристинска кис.	C ₁₄
палмитинска кис.	C ₁₆
стеаринска кис.	C ₁₈
лигноцеринска	C ₂₄

Незасићене масне киселине:

палмитолеинска кис.	C ₁₆	(1 двострука веза)
олеинска кис.	C ₁₈	(1 двострука веза)
линолна кис.	C ₁₈	(2 двоструке везе)
линоленска кис.	C ₁₈	(3 двоструке везе)
арахидонска кис.	C ₂₀	(4 двоструке везе)
нервонска кис.	C ₂₄	(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 сахара, али је и енергија активације потребна за разградњу много већа код масти него код сахара, па разградња масти не почиње све док у организму има резервних сахара).

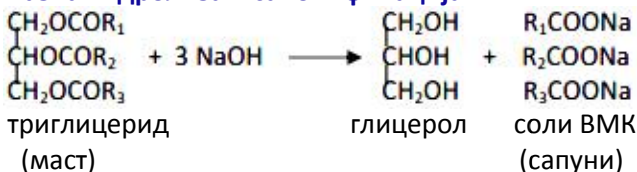
Хемијске особине триглицерида

- **Хидрогенизација уља** – реакцијом адиције H₂ (175-190⁰C, 1,5-3atm, Ni-катализатор – благи услови да се не би раскинула естарска веза) незасићене киселине се преводе 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 пероксици, 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).

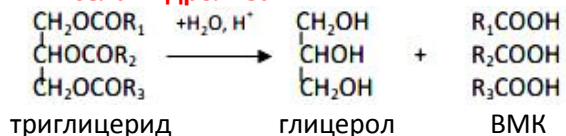
Ланено и тунгово уље садржи триглицериде са великим процентом киселина са две и три двоструке везе – сушава уља, важни састојци боја и лакова. Под утицајем O₂ из ваздуха долази до оксидације и полимеризације незасићених киселина и ствара се заштитни филм на површини премазаног предмета.

Хидролиза масти

Базна хидролиза – сапонификација

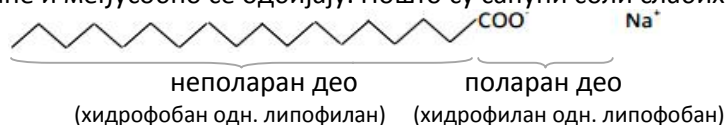


Кисела хидролиза



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,

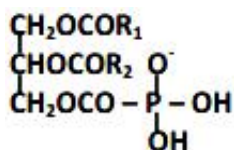
а киселински анјон је амфипатичан – има поларан (хидрофилан) део ($-\text{COO}^-$) и неполаран (хидрофобан) део (дугачак угљоводонични низ) – сапуни су површински активне супстанце (емулгатори). Користе се као средства за прање и као козметичке сировине. Сапун се може растворити у води, али то није прави 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 нивови 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 смеси 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_{30}) је прекурсор стероида, а тетратерпени (C_{40}) 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 алкохоли. Холестерол је животињског порекла, а фитостероли биљног (нпр. ергостерол).



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).

ПРОТЕИНИ АМИНОКИСЕЛИНЕ

Аминокиселине су једињења која садрже аминок- и карбоксилну групу.

Општа формула α-L-амино-киселина је $R-CH(NH_2)-COOH$ Разликују се по врсти R-остатка (бочног низа).

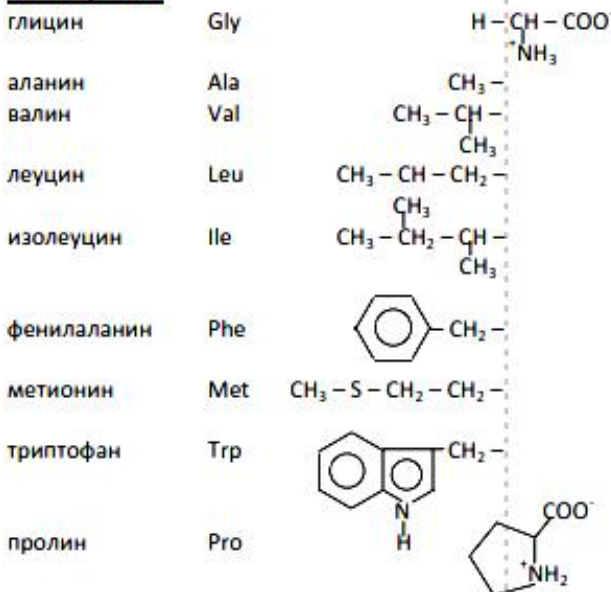
Амино-киселине изграђују протеине. Само око 20 α-L-амино-киселина улази у састав протеина – протеинске аминокиселине. Разликују се по врсти R-остатка (бочног низа) који има функцију приликом изградње протеина. Све садрже хирални α-C-атом (осим глицина) и оптички су активне супстанце.

Осим α-амино-киселина постоје и β, γ итд., али оне не улазе у састав протеина.

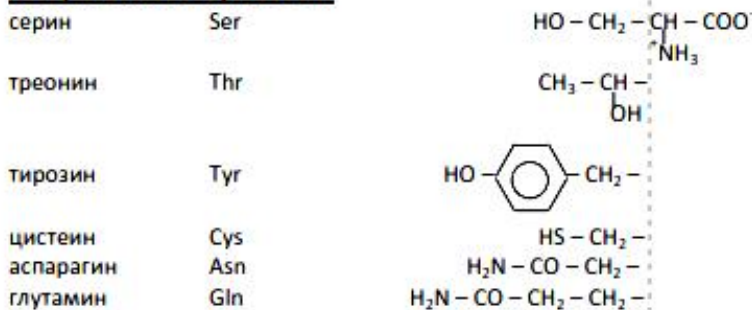
Подела аминокиселина према R-остатку:

- **неполарне** (R-остатак је угљоводонични низ који може стварати неполарне хидрофобне везе)
- **поларне ненаелектрисане** (R-остатак садржи неку поларну групу: -OH, -SH, -CO-NH₂ 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 NH₂-групу која дисоцијацијом прелази у катјон и може градити јонске везе са негативним јонима).

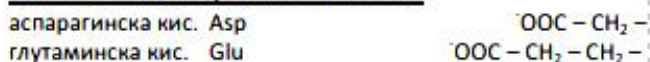
Неполарне АК



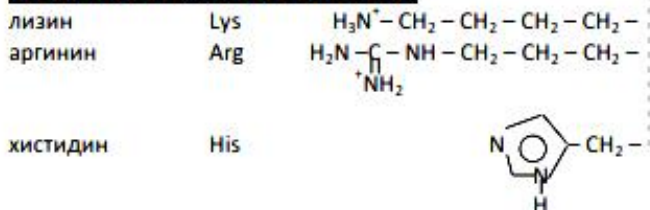
Поларне ненаелектрисане АК



Негативно наелектрисане АК – киселе



Позитивно наелектрисане АК – базне



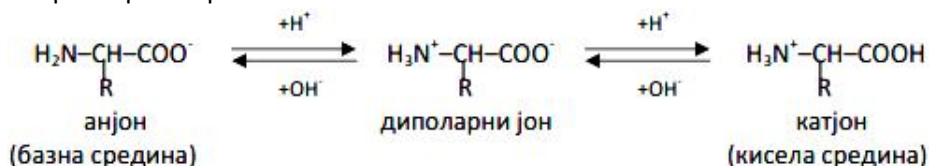
Есенцијалне АК су неопходне организму (поготово младом организму да би се нормално развијао), а животињски организам их не може сам синтетисати, па се морају уносити путем хране.

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 константном 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.

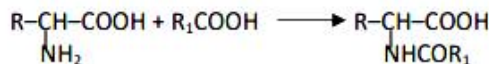
Хемијске реакције аминокиселина

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-остацима) могу подлећи сопственим специфичним реакцијама.

Грађење соли



Грађење амида



Грађење естара

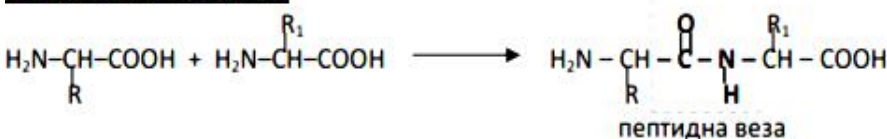


Трансаминација



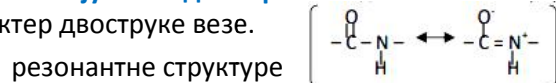
Специфична реакција аминокиселина је да могу међусобно да се повезују – карбоксилна група једне аминокиселине реагује са amino-групом друге аминокиселине градећи амидну везу – пептидну везу.

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.



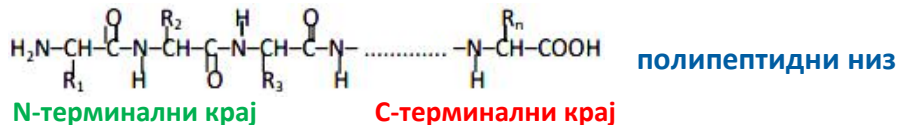
ПРОТЕИНИ

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 α-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 аминок-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** (Mr 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 неубичајене АК или су АК повезане на неубичајен начин што је значајно за специфичност и функцију у организму.

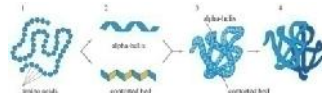
Врло је важно којим су редоследом повезане одређене АК у полипептидном низу. Када се полипептидни низ увије у простору на тачно одређени начин настаје протеин који може да врши функцију у организму. Тада сваки атом има тачно одређено место у молекулу у односу на друге атоме – конформација протеина (зависи 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 $\text{>C=O} \dots \text{H-N}<$
- **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 $\text{>C=O} \dots \text{H-N}<$ 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: **α-спирална структура (α-хеликс)** и **β-набрана структура**.

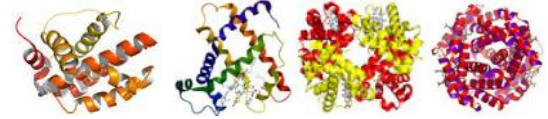
Ако се ланац обавије око замишљеног ваљка у смеру супротном од казаљке на сату као спирала водоничне везе се стварају унутар самог молекула протеина (C=O прве АК успоставља водоничну везу са H–N треће АК), а R-остаци су споља. Оваква структура се назива **α-спирална структура (α-хеликс)**. Овакву структуру имају α-кератин, колаген, делови осталих протеина. Навој може да садржи 3,6 аминокиселинских остатака (нпр. α-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 **β-набрана структура**. Овакву структуру имају β-кератин, фиброин свиле.

Начин увијања полипептидног низа је одређен секвенцом. Неке АК су склоне стварању α-хеликса и када се у секвенци нађу једна за другом ствара се α-хеликс све док нека АК (нпр. Pro) не прекине спиралу. Слично томе неке АК су склоне стварању β-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-остаци су густо паковани, па протеини имају веома велику густину.

Аминокиселине чији R-остаци 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.

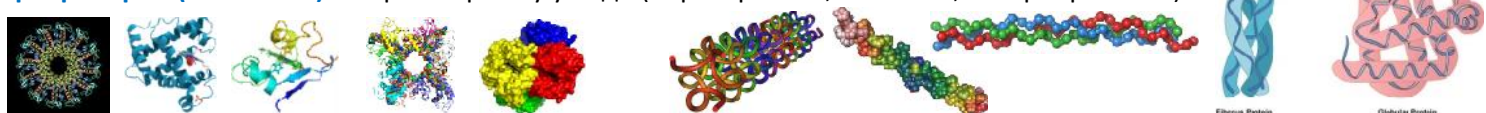
Физичко-хемијске особине протеина углавном одређују два фактора – величина молекула и наелектрисање.



Подела протеина

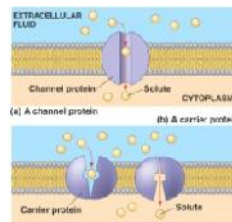
Према конформацији (изгледу) молекула и особинама протеине делимо на:

- **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).



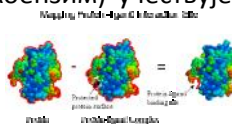
Према функцији (улози) у организму протеине делимо на:

- **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.

НУКЛЕИНСКЕ КИСЕЛИНЕ

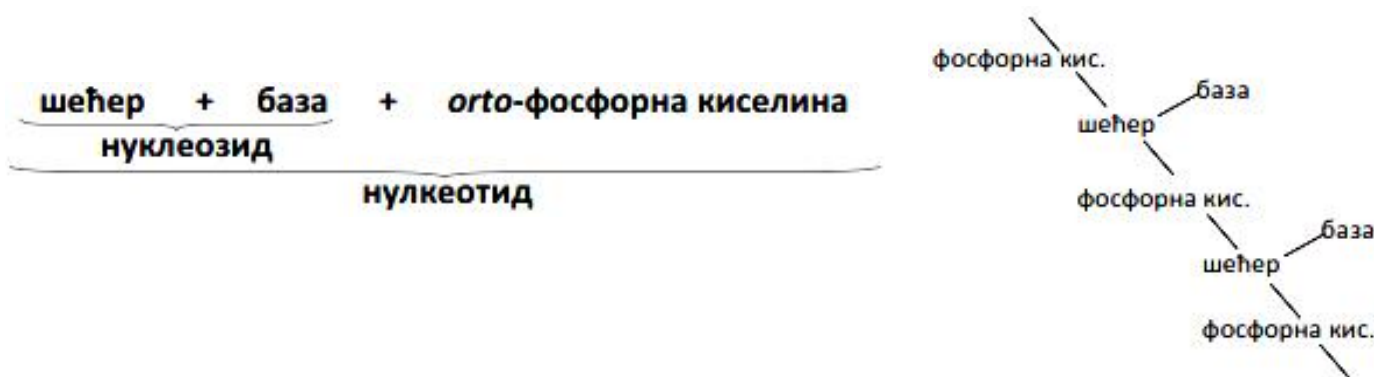
Нуклеинске киселине се данас сматрају кључним молекулима живота јер садрже генетске информације и непосредно учествују у биосинтези протеина. Нуклеинске киселине делимо на дезоксирибонуклеинске киселине (ДНК) и рибонуклеинске киселине (РНК).

Нуклеинске киселине су полинуклеотиди (Мг неколико стотина милиона).

У састав нуклеинских киселина улазе шећери, нуклеинске базе и *orto*-фосфорна киселина.



полинуклеотидни низ



Шећер и база се повезују N-гликозидном везом, а *orto*-фосфорна киселина естарском везом за шећер.

ДНК се изграђује од шећера дезоксирибозе, база аденина, гуанина, тимина и цитозина и *o*-фосфорне киселине.

РНК се изграђује 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 **А – Т** преко две водоничне везе и **Г – С** 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 π -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 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 синтетиче молекул ДНК).

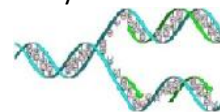
(Многи светски научници и признати стручњаци тврде да су вируси производи ћелија које се на тај начин чисте од отрова, да се налазе у смеши када ћелија умре и распадне се након што не може да се очисти од отрова, да никада нису изоловани у чистом стању, већ су нађени у смеши угинулих ћелија, да се особа може заразити само директним убризгавањем у крвоток, што је доказано многим експериментима.)

Денатурација ДНК

Слично протеинима и двострука спирала ДНК се може денатурирати под утицајем воденог раствора соли на 70-90°C – ланци се расплићу – „тачка топљења“ ДНК. У повољним условима денатурирани делови ДНК се могу ренатурирати (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 **А – Т** и **Г – С** – 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 синтетиче). 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.

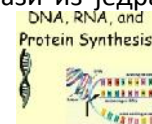
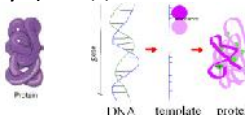
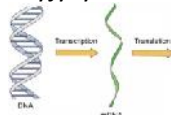
Разликујемо три типа РНК:

- **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 активирана 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 синтетише 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.



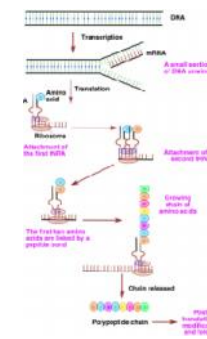
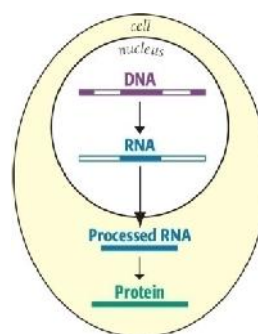
Транслација (биосинтеза протеина)

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 активирана 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 активирана 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.



ОПШТА ХЕМИЈА

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Основни типови неорганских реакција су:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

НЕОРГАНСКА ХЕМИЈА

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 , χ (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 , χ (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 (органска 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 NH_3 , хидрирање угљоводоника и уља, за добијање HCl , за добијање воденог гаса (смеша CO и H_2) који се користи као гориво.

Племенити гасови (елементи 18. одн. VIIa, 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 (4,2K). Користи се за пуњење цепелина, метеоролошких балона и украсних балона, а смеша кисеоника и хелијума (21% O_2 , 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. 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 1. (Ia) 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 пероксиде и супероксиде, 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. 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. NaOH , NaHCO_3 и Na_2CO_3 , елементарног натријума). 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. Na_2CO_3 јако базно хидролизује, користи се за производњу стакла и NaOH . NaOH и Na_2CO_3 користе се за производњу тврдих сапуна, детерџената, у текстилној индустрији, индустрији сапуна, папира, боја. NaOH се највише се користи у индустрији вештачких влакана (рејон), а још и при органским синтезама. NaNO_3 се налази у наслагама у Чилеу и користи се као ђубриво и за добијање KNO_3 . Једињења калијума су много мање распрострањена у природи од једињења натријума, па се мање и користе. KOH и K_2CO_3 се користе у производњи меких сапуна, а K_2CO_3 и у производњи прашка за пециво. KNO_3 се користи као вештачко ђубриво, као и K_2SO_4 који се користи и за добијање калијумових стипси. KMnO_4 је једно од најјачих оксидационих средстава и користи се у медицини као антисептик и дезинфекционо средство, а и у лабораторијама.

Елементи 2. (IIa) 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 Be чија једињења имају знатан ковалентни удео, а хидроксид је амфотерног карактера и Mg чији је хидроксид слаба база). Једињења магнезијума и калцијума су распрострањена у природи. MgO и Mg(OH)_2 се користе у производњи ватросталних опека, а MgSO_4 у медицини као пургатив. CaO , Ca(OH)_2 и CaSO_4 се користе у грађевинарству, у производњи цемента, а CaSO_4 и у вајарству. CaO и Ca(OH)_2 се добијају из 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 13. (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 H_3BO_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 Al_2O_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. $Al_2(SO_4)_3$ се користи у индустрији папира као лепило, у индустрији текстила као мочило, за пречишћавање воде са калцијум-хидроксидом, а $KAl(SO_4)_2$ (стипса) се користи у медицини и фризерској струци за заустављање мањих крварења.

Елементи 14. (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 CO_2 који са водом даје слабу угљену киселину H_2CO_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, CO_2 и H_2O , а жарењем карбоната добија се метални оксид и CO_2 . CO_2 се користи за газирање пића. $CaCO_3$ 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 $Ca(HCO_3)_2$ (као што $Mg(HCO_3)_2$ загревањем даје тешко растворни $MgCO_3$, а жарењем $MgCO_3$ добија се MgO и CO_2). $NaHCO_3$ (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 Na_2CO_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). K_2CO_3 се користи за израду меких сапуна и у производњи прашка за пециво. 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). H_4SiO_4 не постоји у овом облику јер одмах долази до полимеризације и дехидратације чиме настаје полимеризована H_2SiO_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 угљоводоницима 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 лежаче (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 , H_2SO_4 , конц. HNO_3 – пасивизује се), за израду оловних акумулатора, легура са Sn и Sb , боја, зрна метака, облагање извора радиоактивног зрачења.

Елементи 15. (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). 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. HNO_2 је слаба киселина чије су соли нитрити, док је HNO_3 јака киселина чије су соли нитрати и користе се у великим количинама као вештачка ђубрива (шалитре $NaNO_3$, 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. H_2PNO_3 је слаба киселина чије су соли хидрогенфосфити и фосфити, док је H_3PO_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 16. (Vla) 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 S_8 молекула. Са кисеоником гради два оксида који су киселог карактера и отровни су (SO_2 је слабо, а SO_3 је јако киселог карактера). Најважније киселине су H_2S (отрован гас врло непријатног мириса који растварањем у води даје слабо киселу реакцију, а соли су сулфиди), H_2SO_3 (слаба киселина чије су соли сулфити; киселина и соли се лако могу оксидовати – редукциона средства) и H_2SO_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 17. (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 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 (припадају групама 3-12 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.

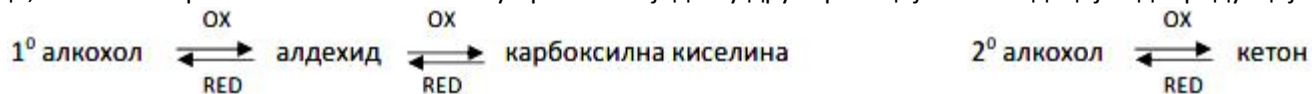
ОРГАНСКА ХЕМИЈА

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^o 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 амино-групу -NH₂ 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.

Шећери 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 Mr, 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 о-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 диригује 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.

ПЕРИОДНИ СИСТЕМ ЕЛЕМЕНАТА

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	Ia	Ila	IIlb	IVb	Vb	Vlb	Vllb	Vllb	Vllb	Vllb	Ib	IIb	IIla	IVa	Va	Vla	VIIa	VIIIa,0
1	1 H 1,01 водоник																	2 He 4,00 хелијум
2	3 Li 6,94 литијум	4 Be 9,01 берилијум														8 O 16,00 киселинак	9 F 19,00 флуор	10 Ne 20,18 неон
3	11 Na 22,99 натријум	12 Mg 24,31 магнезијум														16 S 32,06 сулфор	17 Cl 35,45 хлор	18 Ar 39,95 аргон
4	19 K 39,10 калијум	20 Ca 40,08 калцијум	21 Sc 44,96 скандијум	22 Ti 47,88 титан	23 V 50,94 ванадијум	24 Cr 52,00 хром	25 Mn 54,94 манган	26 Fe 55,85 гвојеза	27 Co 58,93 кобалт	28 Ni 58,71 никел	29 Cu 63,55 бакар	30 Zn 65,38 цинк	31 Ga 69,72 галијум	32 Ge 72,59 германијум	33 As 74,92 арсен	34 Se 78,96 селен	35 Br 79,90 бром	36 Kr 83,80 криптон
5	37 Rb 85,47 рубијум	38 Sr 87,62 стронцијум	39 Y 88,91 итријум	40 Zr 91,22 цирковијум	41 Nb 92,91 ниобијум	42 Mo 95,94 молибден	43 Tc 98,91 технецијум	44 Ru 101,07 рудинијум	45 Rh 102,91 родијум	46 Pd 106,40 паладијум	47 Ag 107,87 сребро	48 Cd 112,40 кадмијум	49 In 114,82 индијум	50 Sn 118,69 калај	51 Sb 121,75 антимон	52 Te 127,60 телур	53 I 126,90 јод	54 Xe 131,30 ксенон
6	55 Cs 132,91 фрацијум	56 Ba 137,34 баријум	57 La* 138,91 лантан	72 Hf 178,49 хафнијум	73 Ta 180,95 тантал	74 W 183,85 волфрам	75 Re 186,21 рединијум	76 Os 190,22 осмијум	77 Ir 192,22 иридијум	78 Pt 195,09 платина	79 Au 196,97 злато	80 Hg 200,59 жива	81 Tl 204,37 талијум	82 Pb 207,20 олово	83 Bi 208,98 бизмут	84 Po (209) полонијум	85 At (210) астатин	86 Rn (222) радон
7	87 Fr (223) фрацијум	88 Ra 226,03 радијум	89 Ac* 227,03 актинијум	104 Rf (261) родерфор-дијум	105 Db (262) дубнијум	106 Sg (263) себоргијум	107 Bh (262) боријум	108 Hs (265) хасијум	109 Mt (266) митнеријум	110 Ds (269) дармшта-тдијум	111 Rg (272) роентгенијум	112 Uub (277) унубијум	113 Uut (284) унунтријум	114 Uuq (289) унунквад-ријум	115 Uup (288) унунпенти-ријум	116 Uuh (292) унунхекса-ријум	117 Uus (293) унунсепти-ријум	118 Uuo (294) унунокта-ријум

s-елементи

d-елементи

p-елементи

Лантаниди*

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

Актиниди*

90 Th 232,04 торијум	91 Pa 231,04 протакти-нијум	92 U 238,03 уран	93 Np 237,05 нептунијум	94 Pu (244) плутонијум	95 Am (243) америцијум	96 Cm (247) кирмијум	97 Bk (247) берклијум	98 Cf (251) калифор-нијум	99 Es (254) ајнштајн-ријум	100 Fm (257) фермијум	101 Md (258) масдарва-ријум	102 No (259) нобелијум	103 Lr (260) лоренци-ријум
----------------------------	-----------------------------------	------------------------	-------------------------------	------------------------------	------------------------------	----------------------------	-----------------------------	---------------------------------	----------------------------------	-----------------------------	-----------------------------------	------------------------------	----------------------------------

f-елементи

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

подаци из различитих извора

ПЕРИОДНИ СИСТЕМ ЕЛЕМЕНАТА

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																																														
Ia	IIa	IIIB	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	IB	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIa	VIIa	0																																																																														
1 1 H 1,01 водоник	2 4 Be 9,01 берилијум	3 11 Na 22,99 натријум	4 12 Mg 24,31 магнезијум	5 13 Al 26,98 алуминијум	6 14 Si 28,09 силицијум	7 15 P 30,97 фосфор	8 16 S 32,06 сулфур	9 17 Cl 35,45 хлор	10 18 Ar 39,95 аргон	11 19 K 39,10 калијум	12 20 Ca 40,08 калцијум	13 21 Sc 44,96 скандијум	14 22 Ti 47,90 титан	15 23 V 50,94 ванадијум	16 24 Cr 52,00 хром	17 25 Mn 54,94 манган	18 26 Fe 55,85 гвојеза	19 27 Co 58,93 кобалт	20 28 Ni 58,71 никел	21 29 Cu 63,55 бакар	22 30 Zn 65,41 цинк	23 31 Ga 69,72 галијум	24 32 Ge 72,64 германијум	25 33 As 74,92 арсен	26 34 Se 78,96 селен	27 35 Br 79,90 бром	28 36 Kr 83,80 криптон	29 37 Rb 85,47 рубидијум	30 38 Sr 87,62 стронцијум	31 39 Y 88,91 итријум	32 40 Zr 91,22 церонијум	33 41 Nb 92,91 ниобијум	34 42 Mo 95,94 молибден	35 43 Tc 98,91 технецијум	36 44 Ru 101,07 рутењум	37 45 Rh 102,91 родијум	38 46 Pd 106,40 паладијум	39 47 Ag 107,87 сребро	40 48 Cd 112,40 кадмијум	41 49 In 114,82 индијум	42 50 Sn 118,71 калај	43 51 Sb 121,75 антимон	44 52 Te 127,60 телур	45 53 I 126,90 јод	46 54 Xe 131,30 ксенон	47 55 Cs 132,91 францијум	48 56 Ba 137,34 баријум	49 57 La* 138,91 лантан	50 58 Ce 140,12 цер	51 59 Pr 140,91 празеоди- мијум	52 60 Nd 144,24 неоди- мијум	53 61 Pm (145) промети- јум	54 62 Sm 150,40 самаријум	55 63 Eu 151,96 европијум	56 64 Gd 157,25 гадоли- нијум	57 65 Tb 158,93 тербијум	58 66 Dy 162,50 диспро- зијум	59 67 Ho 164,93 холимијум	60 68 Er 167,26 ербијум	61 69 Tm 168,93 тулијум	62 70 Yb 173,04 итеријум	63 71 Lu 174,97 луизијум	64 72 Hf 178,49 хафијум	65 73 Ta 180,95 тантал	66 74 W 183,85 волфрам	67 75 Re 186,21 рењум	68 76 Os 190,2 осмијум	69 77 Ir 192,22 иридијум	70 78 Pt 195,09 платина	71 79 Au 196,97 злато	72 80 Hg 200,59 жива	73 81 Tl 204,37 талијум	74 82 Pb 207,20 олово	75 83 Bi 208,98 бизмут	76 84 Po (209) полонијум	77 85 At (210) астатин	78 86 Rn (222) радон	79 87 Fr 222,02 францијум	80 88 Ra 226,03 радијум	81 89 Ac# 227,03 актинијум	82 104 Rf (261) радофор- енијум	83 105 Db (262) дубнијум	84 106 Sg (263) себоргијум	85 107 Bh (262) борхијум	86 108 Hs (269) хасијум	87 109 Mt (268) митеријум	88 110 Ds (264) дармшта- тскијум	89 111 Rg (272) роентге- нијум	90 112 Uub (277) унуна- бијум	91 113 Uut (284) унунтри- јум	92 114 Uuq (289) унуна- квијум	93 115 Uup (288) унунп- тајум	94 116 Uuh (292) унуна- хекса- јум	95 117 Uus (291) унунсе- птајум	96 118 Uuo (293) унунок- тајум

s-елементи

d-елементи

p-елементи

Лантаниди*

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
140,12	140,91	144,24	(145)	150,40	151,96	157,25	158,93	162,50	164,93	167,26	168,93	173,04	174,97
цер	прасоди- мијум	неоди- мијум	промети- јум	самаријум	европијум	гадоли- нијум	тербијум	диспро- зијум	холимијум	ербијум	тулијум	итеријум	луизијум

АКТИНИДИ#

90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
232,04	231,04	238,03	237,05	244	243	247	247	251	252	257	258	259	260
торијум	практи- онијум	уран	непулонијум	плутонијум	америци- јум	куриум	берклијум	калифор- нијум	ајнштајн- ијум	фермијум	менделџе- вијум	нобијум	лоренци- јум

f-елементи

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

подаци према енциклопедији Wikipedia

САДРЖАЈ

Општа хемија

Структура супстанци

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

Дисперзни системи

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

Хемијске реакције

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

Неорганска хемија

18. (0) група – племенити гасови	17
Водоник	17
1.(Ia) група – алкални метали	19
2.(IIa) група – земноалкални метали	21
13.(IIIa) група – група бора	24
14.(IVa) група – група угљеника	26
15.(Va) група – група азота	29
16.(VIa) група – халкогени елементи	33
17.(VIIa) група – халогени елементи	38
Прелазни елементи	44

Органска хемија

Структура атома угљеника. Подела органских једињења	55
---	----

Угљоводоници

Алкани	57
Алкени	60
Алкини	62
Арени	64

Једињења са кисеоником

Алкохоли	66
Феноли	69
Етри	71
Алдехиди и кетони	72
Карбоксилне киселине	74

Једињења са азотом

Нитро-једињења	77
Амини	77

Биомолекули

Хетероциклична једињења, алкалоиди и антибиотици	79
Сахариди	80
Липиди	85
Протеини	88
Нуклеинске киселине	92

Систематизација градива	95
--------------------------------------	----

Периодни систем елемената	103
--	-----