

НЕОРГАНСКА

ХЕМИЈА

други разред

градиво за испите

Александра Влатковић, дипломирани хемичар



## ВОДОНИК

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

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

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

У елементарном стању водоник се јавља у облику двоатомског молекула  $\text{H}-\text{H}$  или  $\text{H}_2$ .

Веза између два атома у молекулу водоника је прилично јака неполярна ковалентна веза (најјача једнострука веза између истих атома).

### Налажење у природи

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

### Физичке особине водоника

На собној температури водоник је гас без боје, мириса и укуса. Најлакши је гас, а у течном стању је најлакша течност веома ниске ТТ (14,1К) 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).

### Хемијске особине водоника

Водоник је неметал. Због карактеристичне електронске конфигурације водоник нема одређен положај у периодном систему елемената. Иако има један валентни електрон који би могао да отпусти и недостаје му један електрон да попуни валентни ниво, он не припада ни Ia ни VIIa групи (има много већу енергију јонизације и електронегативност од елемената Ia групе – алкалних метала, а много нижу енергију јонизације и електронегативност од елемената VIIa групе – халогених елемената) ( $E_1 = 13,4 \text{ eV}$ ,  $\chi = 2,1$ ).

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

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

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

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

### Изотопи водоника

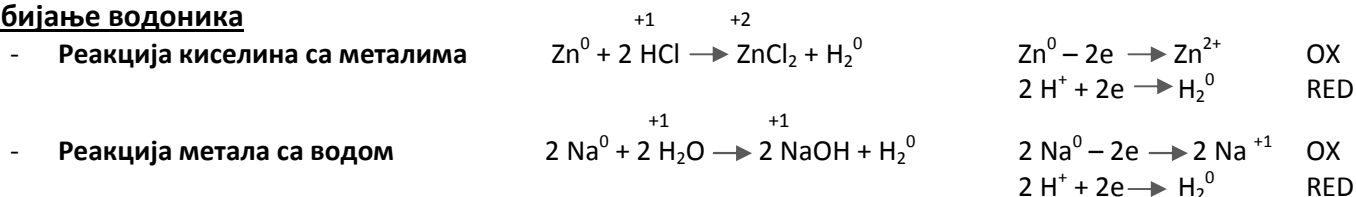
Водоник се јавља у три изотопа:



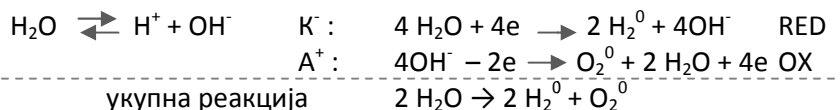
Протијума има највише (5000 пута више од деутеријума, а  $10^{17}$  пута више од трицијума). Трицијум је радиоактиван и нестабилан је.

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

### Добијање водоника



- **Електролиза воде**



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

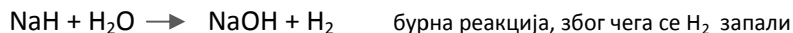
- **Индустријско добијање** – крековање (пиролиза) угљоводоника, редукција водене паре ужареним коксом, као нуспроизвод при електролизи воденог раствора NaCl.

**Примена водоника**

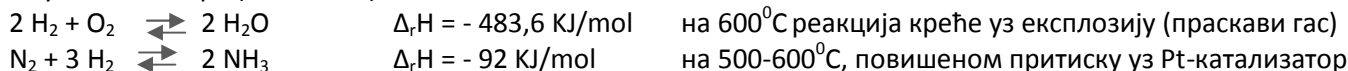
Водоник се користи у индустрији за синтезу амонијака (NH<sub>3</sub>), хидрирање угљоводоника и уља, за добијање HCl, за добијање воденог гаса (смеша CO и H<sub>2</sub>) који се користи као гориво, као редукционо средство нпр. за добијање метала.

**Једињења водоника**

**Једињења са негативним степеном оксидације (-1)** водоник гради са елементима мање електронегативности (металима) и таква једињења се зову хидриди (NaN, CaH<sub>2</sub>, LiAlH<sub>4</sub>). Служе као редукциона средства.



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



**Вода (H<sub>2</sub>O)** је најважније једињење водоника.

<sup>8</sup>O    1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>    ↑↓ ↑↓ ↑ ↑    →    ↑↓ ↑↓ ↑ ↑    sp<sup>3</sup>

<sup>1</sup>H    1s<sup>1</sup>

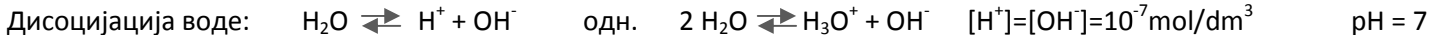
<sup>1</sup>H    1s<sup>1</sup>

тетраедарска структура  
sp<sup>3</sup> хибридација атома O  
Δχ=χ<sub>O</sub>-χ<sub>H</sub>=3,5-2,1=1,4  
дипол    јако поларна ковалентна веза

водонична веза између молекула H<sub>2</sub>O (у чврстом и течном стању)  
тетраедарска структура леда - молекулска кристална решетка  
(сваки молекул H<sub>2</sub>O гради четири H-везе са суседним молекулима;  
између молекула су велике шупљине због чега лед има мању  
густину од воде)

Због великог броја водоничних веза (значајна стабилизација уређене структуре) вода има знатно вишу ТТ (0°C) и ТК (100°C) од једињења сличне структуре (нпр. H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>). Због великих шупљина између молекула у кристалној решетки леда он има мању густину од воде у течном стању. Топљењем леда нарушава се правилна структура (раскидају се поједине водоничне везе) чиме се повећава густина, али даљим загревањем молекули се све брже крећу, раскида се све већи број водоничних веза и молекули се све више удаљавају чиме густина воде опада. Вода има највећу густину на 3,98°C (ρ = 1kg/dm<sup>3</sup>).

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.



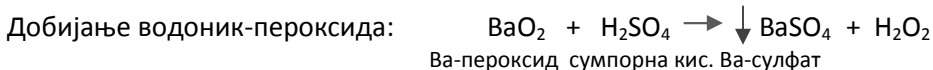
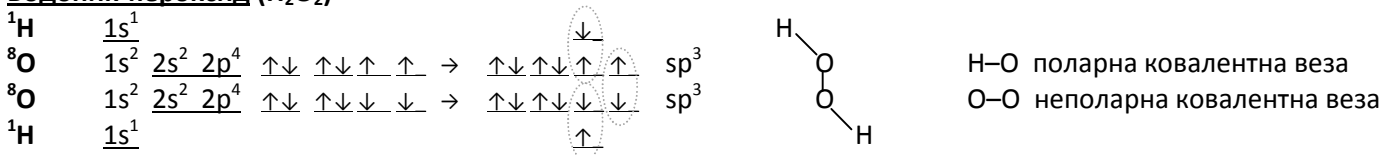
Вода је **амфотерна** и **неутрална**.

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

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

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

### Водоник-пероксид ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )



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

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

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

У воденим растворима водоник-пероксид је **слаба киселина**:  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^- \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + \text{O}_2^{2-}$   $K_{a1}=10^{-12}$   
 Металне пероксиде (нпр.  $\text{NaO}_2$ ,  $\text{CaO}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ ) можемо сматрати солима слабе киселине водоник-пероксида.

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

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

<b>He</b>	хелијум	$1s^2$	$\uparrow\downarrow$		
<b>Ne</b>	неон	}	$ns^2$	$np^6$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ заједничка електронска конфигурација
<b>Ar</b>	аргон				
<b>Kr</b>	криптон				
<b>Xe</b>	ксенон				
<b>Rn</b>	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 (4,2K). Користи се за пуњење целелина и метеоролошких балона (и обичних украсних балона), а смеша кисеоника и хелијума (21%  $\text{O}_2$ , 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 (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%  $\text{N}_2$  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.

## 1. група (Ia) – АЛКАЛНИ МЕТАЛИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

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

метали  $ns^1$   $\uparrow$

- расте маса  
- расте густина, опада ТТ и ТК  
- расте полупречник атома и јона  
- опада  $E_i$ ,  $E_a$ ,  $\chi$   
- 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  $E_i$ ,  $E_a$ ,  $\chi$ . 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  $+1$ :



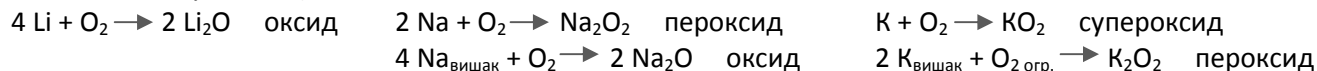
У природи се налазе искључиво у облику једињења у којима су у облику  $M^{+1}$  јона – граде јонска једињења.

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

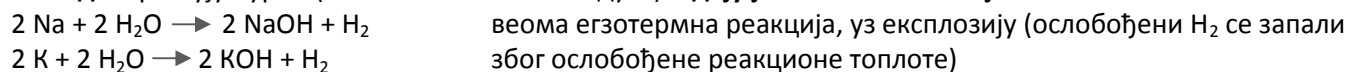
У елементарном стању атоми су повезани слабом металном везом (учествује само један електрон), па имају ниске ТТ, малу густину и тврдоћу (могу се сећи ножем). Због реактивности се чувају под петролеумом. Веома се тешко добијају у елементарном стању (само електролизом растопа неке соли, најчешће хлорида).

### Хемијске особине

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

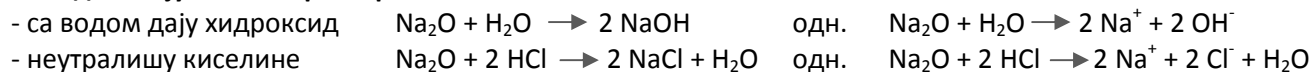


- **Са водом реагују бурно** (чак и са влагом из ваздуха) и **дају јаке базе – алкалије**



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

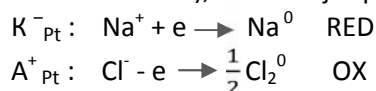
- **Оксиди имају базни карактер:**



### 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.

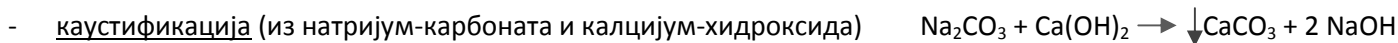
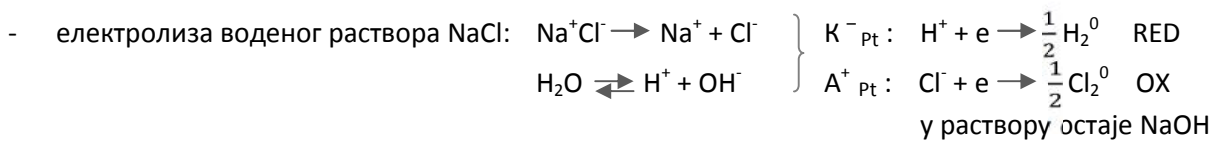


**Na-оксид је базног карактера** – са водом даје хидроксид  $Na_2O + H_2O \rightarrow 2 NaOH$   
– неутралише киселине  $Na_2O + 2 HCl \rightarrow 2 NaCl + H_2O$

**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<sub>2</sub> из ваздуха градећи натријум-карбонат).

Добијање:



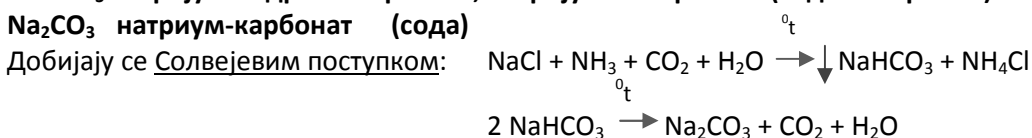
Натријум-хидроксид је један од најважнијих производа хемијске индустрије. Највише се користи у индустрији вештачких влакана (рејон), у текстилној индустрији, индустрији сапуна, папира, боја и при органским синтезама.

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

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

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

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



У засићен раствор NaCl уводи се NH<sub>3</sub>, па се раствор неутралише са CO<sub>2</sub> и хлади, при чему кристалише NaHCO<sub>3</sub> који се одваја; загревањем NaHCO<sub>3</sub> на око 200-250<sup>0</sup>С добија се Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

NaHCO<sub>3</sub> и Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> су соли слабе угљене киселине (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) и јаке базе (NaOH), па хидролизују базно.

**NaHCO<sub>3</sub>** хидролизује слабо базно и користи се у медицини за неутрализацију вишка желудачне киселине. Користи се у пекарству (самостално или у прашку за пециво – загревањем се одвија реакција „калциновања“, а ослобођени CO<sub>2</sub> „подиже“ тесто), за испирање уста и прање зуба, за производњу паста за зубе, прашка за веш, за чишћење сребрног и златног накита.

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

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

## **ЈЕДИЊЕЊА КАЛИЈУМА**

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

Калијум се у елементарном стању користи за израду фотоћелија.

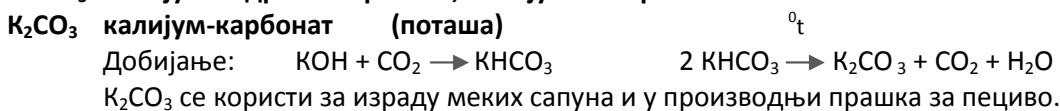
**K<sub>2</sub>O калијум-оксид** (тешко настаје директном синтезом) **K<sub>2</sub>O<sub>2</sub> калијум-пероксид** **KO<sub>2</sub> калијум-супероксид**

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

**KCl калијум-хлорид** Користи се за добијање KNO<sub>3</sub>.

У природи се може наћи као минерал силвин (KCl) и карналит (KCl·MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O).

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



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

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

Добија се растварањем NaNO<sub>3</sub> и KCl (хлађењем кристалише NaCl, а KNO<sub>3</sub> остаје у раствору).

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



## 2. група (IIa) – ЗЕМНОАЛКАЛНИ МЕТАЛИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

<b>Be</b>	<b>берилијум</b>	}	метали	<u>ns<sup>2</sup></u>	↑↓	- расте маса - расте ТТ и ТК (изузетак Ве, највише ТТ и ТК) - расте полупречник атома и јона - опада E <sub>i</sub> , E <sub>a</sub> , χ - расте реактивност - расте метални карактер, расте базност
<b>Mg</b>	<b>магнезијум</b>					
<b>Ca</b>	<b>калцијум</b>					
<b>Sr</b>	<b>стронцијум</b>					
<b>Ba</b>	<b>баријум</b>					
<b>Ra</b>	<b>радиум</b>					

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

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



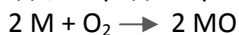
E<sub>i1</sub> је око 1,5 пута већа него код алкалних метала, а E<sub>i2</sub> је око 2 пута већа него E<sub>i1</sub> (за добијање M<sup>+2</sup> јона земноалкалних метала потребно је утрошити 4-5 пута већу енергију него за добијање M<sup>+1</sup> јона алкалног метала из исте периоде), али се енергија утрошена за добијање јона M<sup>+2</sup> 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<sub>i</sub> 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.

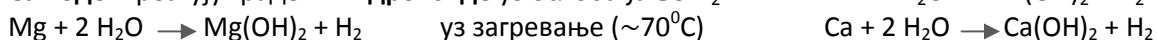
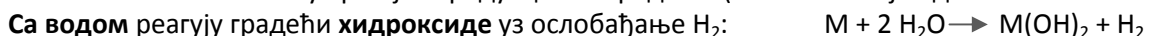
### Хемијске особине

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 (Ве, Mg, Ca граде само оксиде, Sr гради пероксид само при високом притиску, а Ba гради пероксид). Ве је стабилан на ваздуху.



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



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

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

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

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<sub>3</sub>·MgCO<sub>3</sub>), магнезит (MgCO<sub>3</sub>), карналит (KCl·MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O).

Елементарни магнезијум добија се електролизом растопа безводног MgCl<sub>2</sub>. Магнезијум има велику техничку примену. То је сребрнобео метал, на ваздуху потамни (превлачи се заштитним слојем оксида), може се ковати, изливати и ваљати (лим, жица и разни профили). Жица магнезијума лако сагорева са кисеоником, а

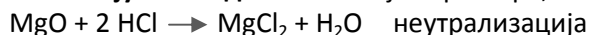


реакција је врло егзотермна уз интензивну светлост што се користи као важан извор светлости у фотографији (блиц – посебна сијалица испуњена кисеоником са магнезијумовом жицом која се загреје проласком електричне струје што изазива реакцију Mg са O<sub>2</sub>):



Магнезијум се лако раствара у киселинама уз ослобађање H<sub>2</sub> (чак и са HNO<sub>3</sub>), а не раствара се у базама. Користи се за израду 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 редуцијско средство које може редуковати многе метале.

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

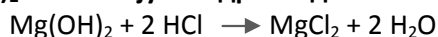


Може се добити жарењем карбоната или хидроксида:



Ако се жари на температури од 800-900<sup>0</sup>С добија се каустични MgO који очвршћава са водом, а ако се жари на температури од 1600-1700<sup>0</sup>С настаје MgO који не очвршћава са водом и који се користи за израду ватросталног камења (ТТ 2800<sup>0</sup>С).

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



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

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

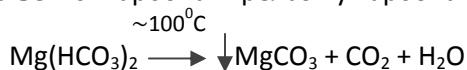
**MgSO<sub>4</sub> магнезијум-сулфат** На различитим температурама кристалише са различитом количином воде.

**MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O горка со** (на 1,8-48,3<sup>0</sup>С) – користи се у медицини као пургатив (Mg<sup>2+</sup>-јони помажу прелаз воде из других телесних течности у црева да би разредила со), у индустрији папира, коже и текстила.

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

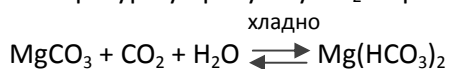
**MgCO<sub>3</sub> магнезијум-карбонат** је тешко растворан у води

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



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

Магнезијум-карбонат се у природи јавља као минерал доломит (CaCO<sub>3</sub>·MgCO<sub>3</sub>) и магнезит (MgCO<sub>3</sub>) и на ниској температури у присуству CO<sub>2</sub> 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 Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>). Најважнији минерали су флуорит (CaF<sub>2</sub>), фосфорит (Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>), апатити (Ca<sub>5</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>F), калцит (CaCO<sub>3</sub> у облику кречњака, креде, мермера), анхидрит и гипс (CaSO<sub>4</sub> одн. CaSO<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O).

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

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

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

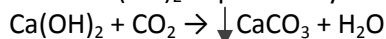
Добија се жарењем кречњака:  $\text{CaCO}_3 \xrightleftharpoons{1000^0\text{C}} \text{CaO} + \text{CO}_2$

Користи се за добијање гашеног креча и за производњу цемента.

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

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

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



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

Кристалише са 6 молекула воде (CaCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O) коју губи на температурама изнад 250<sup>0</sup>С. Безводан (анхидрован) CaCl<sub>2</sub> је јако хигроскопан и користи се као средство за сушење. Везивање воде је ендотерман процес, па се меша леда и CaCl<sub>2</sub> користи као средство за хлађење (снижава температуру до -50<sup>0</sup>С).

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

У природи се јавља као минерал анхидрит (CaSO<sub>4</sub>) и гипс (CaSO<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O). Најфинији гипс је алабастер. Загревањем на температурама до 97<sup>0</sup>С гипс губи воду и прелази у CaSO<sub>4</sub>· $\frac{1}{2}$  H<sub>2</sub>O, а на температурама до 150<sup>0</sup>С у анхидровани CaSO<sub>4</sub>. Облик CaSO<sub>4</sub>· $\frac{1}{2}$  H<sub>2</sub>O брзо везује воду и прелази у CaSO<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O, а анхидровани облик воду везује знатно спорије. Везивањем воде гипс очвршћава. Загревањем на 250<sup>0</sup>С добија се гипс који више не може да везује воду (мртво печени гипс).

Користи се у медицини, грађевинарству, вајарству.

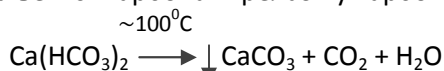
**Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> калцијум-хидрогенкарбонат (калцијум-бикарбонат)** – растворан је у води и са Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> представља карбонатну тврдоћу воде.

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

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

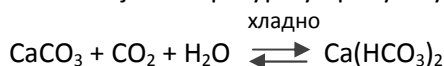
Кречњак се користи за добијање негашеног креча, креда за писање, мермер у грађевинарству, вајарству, изради намештаја.

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



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

На ниској температури у присуству CO<sub>2</sub> карбонат се раствара (нпр. у пећинама):



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

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

### 13. група (IIIa) – ГРУПА БОРА

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

<b>B</b>	<b>бор</b>	} металоид	<b>ns<sup>2</sup> np<sup>1</sup></b>	$\uparrow\downarrow \uparrow \_ \_ \_$	- расте маса, опада ТК - расте полупречник - опада E <sub>i</sub> , E <sub>a</sub> , χ - расте метални карактер - расте базност
<b>Al</b>	<b>алуминијум</b>				
<b>Ga</b>	<b>галијум</b>				
<b>In</b>	<b>индијум</b>				
<b>Tl</b>	<b>талијум</b>	} метали			

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 Iа и IIа 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<sub>2</sub>H<sub>6</sub>). Најважније једињење бора је борна киселина H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> (ortho-боратна киселина). То је чврста кристална супстанца са љускастим белим прозирним кристалима масним под додиром. Загревањем губи воду и полимеризује се до полиборатне киселине. Врло је слаба киселина, али додатком полихидроксилних алкохола (нпр. гликола или глицерола) знатно се повећава

јачина киселине. Соли су борати. Користи се у медицини, у педикирској пракси и као сировина за производњу козметичких препарата.

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

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

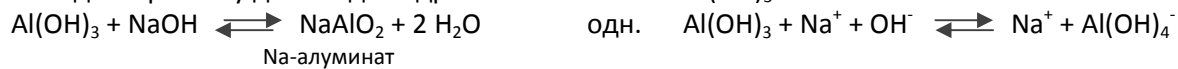
Талијум гради стабилна једињења као  $Tl^{+1}$ -јон са јонском кристалном решетком.  $TlOH$  је растворан у води и јака је база (као алкални хидроксиди).

### ЈЕДИЊЕЊА АЛУМИНИЈУМА

Алуминијум је трећи елемент по распрострањености у земљиној кори (масени удео 7,5%, одмах после 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  $Al(OH)_3$ ). Боксит се третира раствором  $NaOH$  (35-50%) у великом вишку у аутоклаву ( $t=160-170^\circ C$ ,  $p \approx 3,5$  МПа, 8h).  $Al(OH)_3$  се раствара и прелази у алуминат, а примесе се одвоје. Раствор алумината се разблажи водом при чему долази до хидролизе и таложења  $Al(OH)_3$ :



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



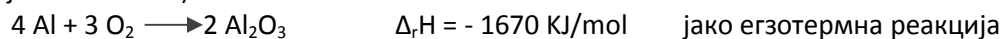
Елементарни алуминијум се добија електролизом глинице у криолиту ( $Na_3AlF_6$ ) на око  $1000^\circ C$  уз графитне електроде. Течни алуминијум се таложи испод катоде и повремено скупља и вади, а нове количине глинице се додају у електролитичку ћелију.

#### Особине и примена алуминијума

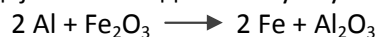
Алуминијум је мек сребрнобео метал. Лак је ( $\rho=2,7$  g/cm<sup>3</sup>). Дobar је проводник електричне струје, рефлектује светлост и топлоту (рефлектује око 95% светлости и топлоте). Може се лако ваљати у танке фолије и извлачити у жице. Са многим металима гради легуре. На ваздуху се превлачи танким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

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

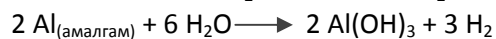
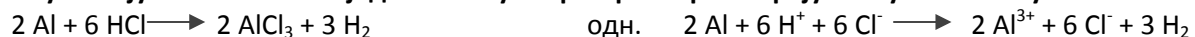
Мана која ограничава употребу алуминијума је тешко заваривање због стварања оксида на површини (тешко је и лемљење):



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



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



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

### Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 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).

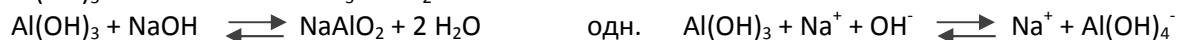
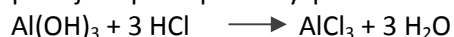
Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> се добија жарењем Al(OH)<sub>3</sub> (глинице). Користи се за израду ватросталних опека (корунд-камење) и израду хемијског посуђа отпорног на високе температуре (ТТ≈2000<sup>0</sup>С).

Al(OH)<sub>3</sub> алуминијум-хидроксид је слаба база и амфотерног је карактера (базне особине су више изражене него киселе).

Талози се из раствора Al<sup>3+</sup>-соли јачим базама као волуминозан бео талог који загревањем прелази у кристални облик:



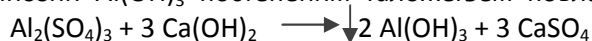
Амфотерног је карактера – неутралише и базе и киселине:



Al(OH)<sub>3</sub> само са јаким киселинама даје Al<sup>3+</sup>-соли, док је са slabим киселинама реакција немогућа јер моментално долази до хидролизе. Al<sup>3+</sup>-соли јаким киселина хидролизују кисело.

AlCl<sub>3</sub> алуминијум-хлорид Користи се као катализатор у органским синтезама. Растворан је у води.

Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> алуминијум-сулфат Из водених раствора кристалише као хидрат Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>·18H<sub>2</sub>O. Користи се у индустрији папира као лепило, у индустрији текстила као мочило, за пречишћавање воде са калцијум-хидроксидом (желатинозни Al(OH)<sub>3</sub> постепеним таложењем повлачи за собом суспендоване честице, чак и микроорганизме):



KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> калијум-алуминијум-сулфат (калијумова стипса, алаун) двострука со

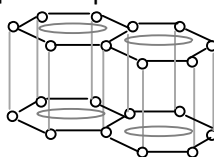
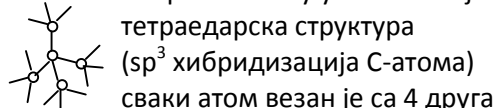
Кристалише из раствора K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> у свим односима као KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·12H<sub>2</sub>O. Користи се у медицини и фризерској струци за заустављање мањих крварења.

## 14. група (IVa) – ГРУПА УГЉЕНИКА

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

C	угљеник	} неметал	$ns^2 np^2$	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \_$	- расте маса, опада ТТ и ТК - расте полупречник - опада E <sub>i</sub> , E <sub>a</sub> , χ - опада неметални, а расте метални карактер - опада киселост, а расте базност
Si	силицијум				
Ge	германијум	} метали			
Sn	калај				
Pb	олово				

У елементарном стању угљеник се јавља у две алотропске модификације:



слојевита структура  
(sp<sup>2</sup> хибридизација C-атома)  
сваки атом везан је са 3 друга

### дијамант

мање стабилна алотропска модификација

Дијамант је најтврђи природни минерал. Провидан је, не проводи електричну струју. Користи се за израду накита, сечење стакла, израду алата за обраду тврдих материјала (бушилице, брусилице 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. Индустијски 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<sup>3</sup> хибридизација C-атома)  
C-атом се повезује са 4 атома  
једноструким везама



планарна структура  
(sp<sup>2</sup> хибридизација C-атома)  
C-атом се повезује са 3 атома са  
једном двоструком и две једноструке везе



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

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

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

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

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

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

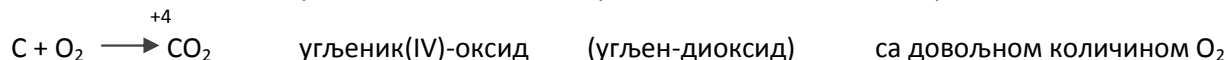
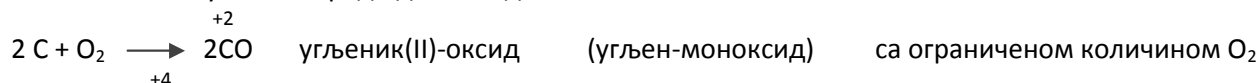
### Хемијске особине

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

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

### ЈЕДИЊЕЊА УГЉЕНИКА

Са кисеоником угљеник гради два оксида:

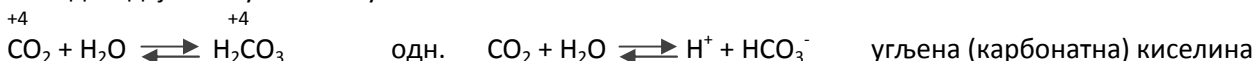


**CO** угљеник(II)-оксид (угљен-моноксид) Гас без боје, мириса и укуса. Веома је отрован. Неутралан је оксид.

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

Слабо је кисели оксид:

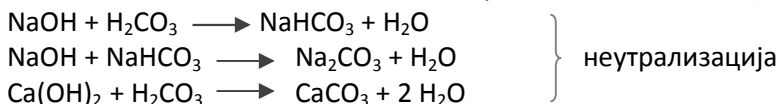
- са водом даје слабу киселину



Угљена киселина је дипротична и даје два низа соли  $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$   
хидрогенкарбонати карбонати

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

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



### Соли угљене киселине:

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

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

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

**Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>** **магнезијум-хидрогенкарбонат (магнезијум-бикарбонат)** и **Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>** **калцијум-хидрогенкарбонат (калцијум-бикарбонат)** налазе се растворени у води и представљају пролазну (карбонатну) тврдоћу воде.

Загревањем (на око 100°C) прелазе у тешко растворне карбонате (ствара се каменац):

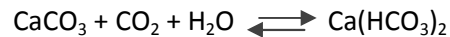
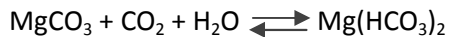


Карбонати се растварају у киселинама:



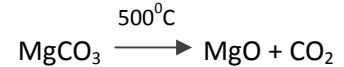
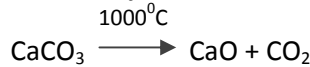
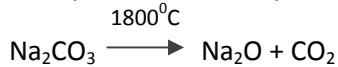
хладно

хладно



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

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



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

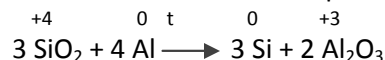
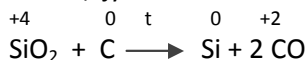
**Fe<sub>3</sub>C гвожђе-карбид (цементит)** Додаје се белом сировом гвожђу за добијање челика (повећава тврдоћу и чврстоћу).

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

## ЈЕДИЊЕЊА СИЛИЦИЈУМА

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

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

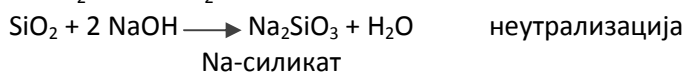
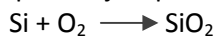


Једињења са металима у којима силицијум има негативан степен оксидације су силициди и више личе на легуре него на једињења. Феросилицијум је легура гвожђа и силицијума и користи се за деоксидацију растопа метала у металургији.

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

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

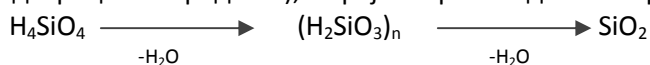
У природи се јавља као кварц, кремен. Главни је састојак песка. Тешко је растворан у води, а раствара се у концентрованијим растворима хидроксида (слабо је киселог карактера).



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

Користи се за производњу стакла (кварцно, обично и друге врсте), за апарате који служе за изазивање ултразвучних таласа. За разлику од обичног стакла, кварцно стакло је отпорно на температурне промене (слабо се 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.

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



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

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

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

## 15. група (Va) – ГРУПА АЗОТА

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

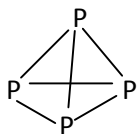
<b>N</b>	<b>азот</b>	} неметали	$ns^2 np^3$	$\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow$	- расте маса, расте ТК - расте полупречник - опада $E_i, E_a, \chi$ - опада неметални, а расте метални карактер - опада киселост, а расте базност
<b>P</b>	<b>фосфор</b>				
<b>As</b>	<b>арсен</b>	} металоиди	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

У елементарном стању азот је гас, веома је стабилан и понаша се као инертан гас (двоатомни молекули у којима су атоми повезани веома јаком троструком неполарном ковалентном везом) и налази се у ваздуху (~79%) (ТТ=-210<sup>0</sup>С, ТК=-195,8<sup>0</sup>С).



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

Фосфор се у елементарном стању јавља у три алотропске модификације:



### **P<sub>4</sub> бели фосфор**

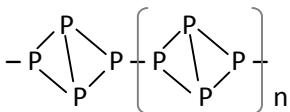
тетраедарска структура

нестабилан, веома реактиван (чува се под водом)

Пали се сам на око 50<sup>0</sup>С, а уколико је фино спрашен и на собној температури.

Светли у мраку – фосфоресценција.

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



### **P<sub>n</sub> црвени фосфор**

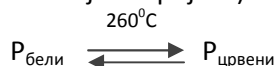
ланчаста структура

стабилнија алотропска модификација, много мање реактиван од белог фосфора

Тешко је растворан у скоро свим растварачима.

Није отрован.

Трећа алотропска модификација фосфора је **црни фосфор** који је најстабилнији (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<sub>3</sub>) граде нестабилна једињења са водоником (PH<sub>3</sub>, AsH<sub>3</sub>, SbH<sub>3</sub>, BiH<sub>3</sub>). 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.

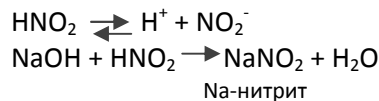




## Најважније киселине азота

**HNO<sub>2</sub>** нитритна (азотаста) киселина

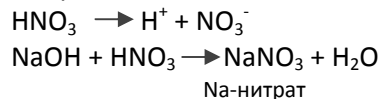
слаба киселина  
неутрализација



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.

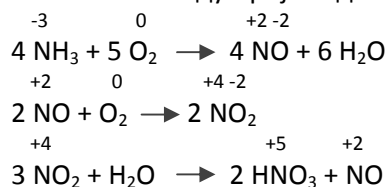
**HNO<sub>3</sub>** нитратна (азотна) киселина

јака киселина  
неутрализација



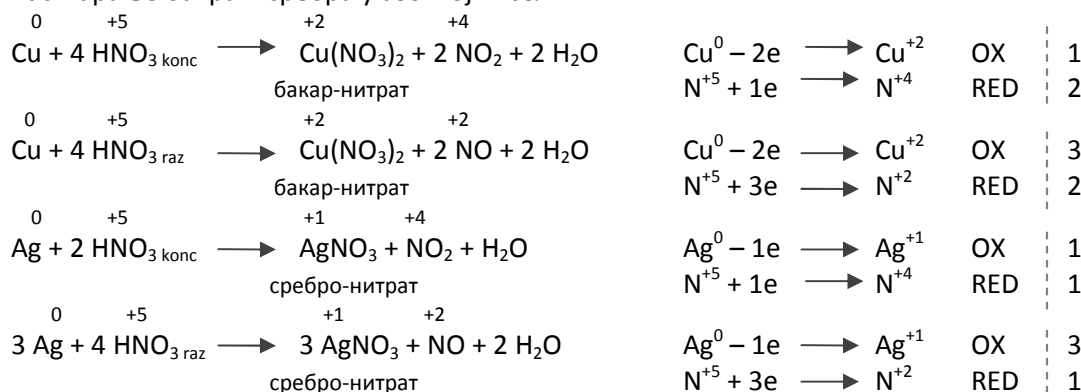
Соли су нитрати и користе се у великим количинама као вештачка ђубрива (шалитре NaNO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub>).

Азотна киселина се индустријски добија оксидацијом из амонијака:



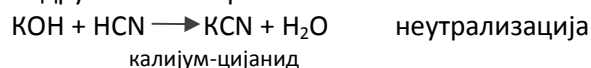
Азотна киселина и њене соли су експлозивни и јака оксидациона средства. Азотна киселина раствара и племените метале (све осим злата, платине, иридијума и родијума). Гвожђе и алуминијум се пасивизирају у концентрованој азотној киселини чиме се зауставља даље растварање, али се растварају у разблаженој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

Растварање бакра и сребра у азотној киселини:



**HCN** цијановодоник

Веома је отровна супстанца (ТК=25,6<sup>0</sup>С). 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. Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> 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.

**РН<sub>3</sub>** фосфин

Молекул има тетраедарску структуру као и молекул амонијака, па се по аналогiji 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





## 16. група (Vla) – ХАЛКОГЕНИ ЕЛЕМЕНТИ

Елементи који припадају овој групи периодног система су:

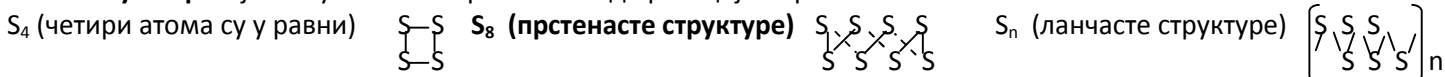
<b>O</b>	<b>кисеоник</b>	}	неметали	↓	- расте маса, расте ТТ и ТК - расте полупречник - опада $E_i, E_a, \chi$ - опада неметални, а расте метални карактер - опада киселост, а расте базност	
<b>S</b>	<b>сумпор</b>					
<b>Se</b>	<b>селен</b>	}	металоиди			$ns^2 np^4$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow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

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

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

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

**Сумпор** се јавља у више алотропских модификација нпр.:



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

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

### Хемијске особине

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

### ЈЕДИЊЕЊА КИСЕОНИКА

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

Озон се добија у озонизаторима електричним пражњењем кроз кисеоник.

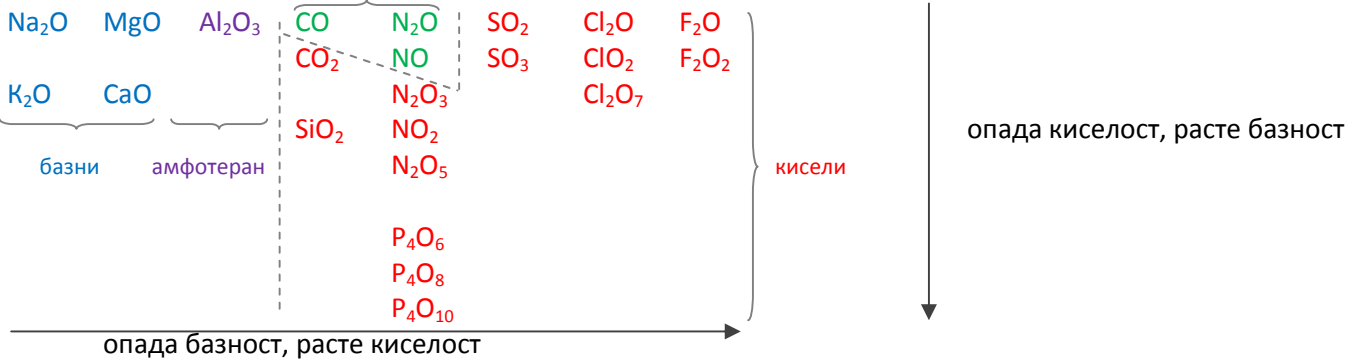
Кисеоник и озон су оксидациона средства (озон је јаче, али се због прикладности и економичности чешће користи кисеоник). Озон се употребљава као дезинфекционо средство (убија бактерије), за избелјивање органских боја. Озонски омотач нас штити од UV зрачења:



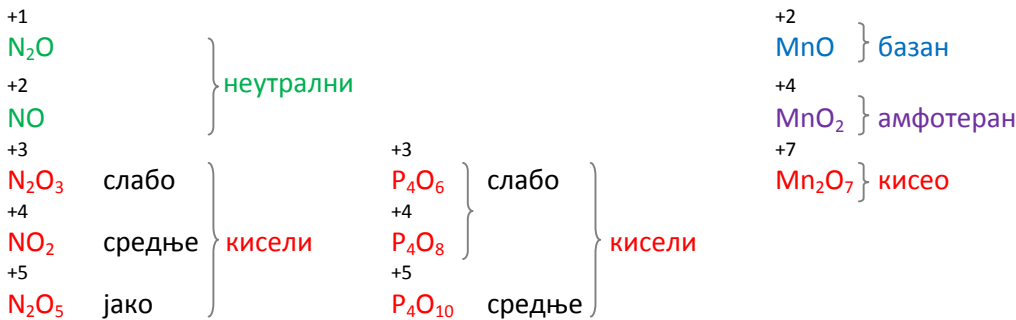
Озонски омотач разарају различите супстанце које човек избацује у атмосферу (нпр. фреони, аеросоли и др.).

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).

## Оксиди

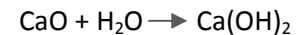
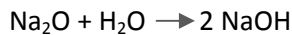


Уколико елемент гради више оксида са порастом оксидационог стања опада базност, а расте киселост:



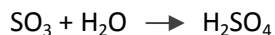
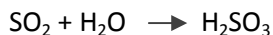
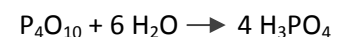
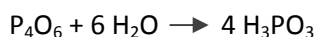
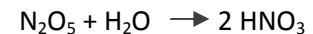
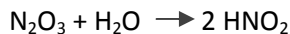
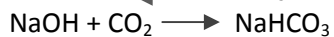
**Оксиди могу бити базног, киселог, амфотерног и неутралног карактера.**

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



Граде их метали Iа и IIа 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 IIIа, IVа групе и прелазни метали у највишим оксидационим стањима.

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

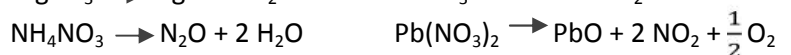
**Неутрални оксиди** не реагују ни са водом, ни са базама, ни са киселинама. Граде их неки неметали у најнижим оксидационим стањима.

**Добијање оксида:**

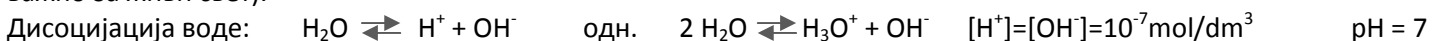
- директна синтеза из елемената
- дехидратација неких хидроксида
- загревањем неких соли

(карбоната, нитрата, сулфата, дихромата)

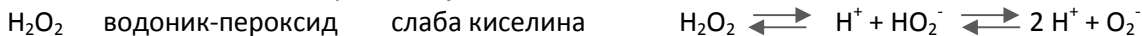
- пржењем сулфида



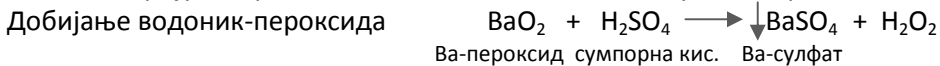
**Вода** је најважније једињење кисеоника. Поларан је растварач и неутрална и амфотерна супстанца (показује и киселе и базне особине). Молекули имају тетраедарску структуру, диполи су и међусобно се повезују водоничним везама због чега вода има знатно више ТТ и ТК од аналогних једињења других елемената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



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

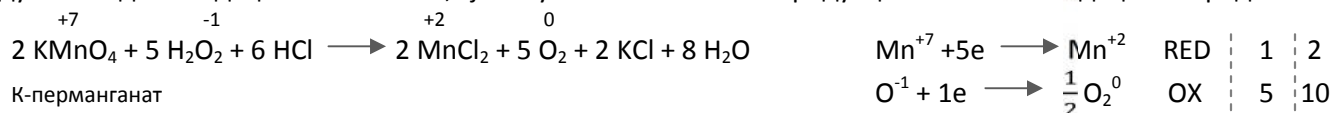


$\text{Na}_2\text{O}_2$  натријум-пероксид метални оксиди се могу посматрати као соли слабе киселине водоник-пероксида



Водоник-пероксид је нестабилна супстанца и стајањем се диспропорционише:  $2 \text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{-1 \quad -2 \quad 0} 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

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



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



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

## ЈЕДИЊЕЊА СУМПОРА

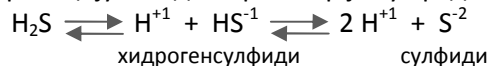
Сумпор је у природи много мање распрострањен од кисеоника, али се у приличним количинама јавља у елементарном стању у наслагама у земљиној кори, па се релативно лако добија (растапањем помоћу водене паре). Осим у елементарном стању сумпор се у природи јавља у многим сулфидним и сулфатним минералима (пирит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

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

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

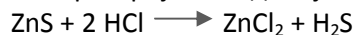
**$\text{H}_2\text{S}$  водоник-сулфид** Молекул има тетраедарску структуру (као и молекул воде), али због слабо поларне Н-S везе молекул није дипол, па се молекули међусобно не повезују водоничним везама због чега водоник-сулфид има знатно ниже ТТ и ТК од воде.

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



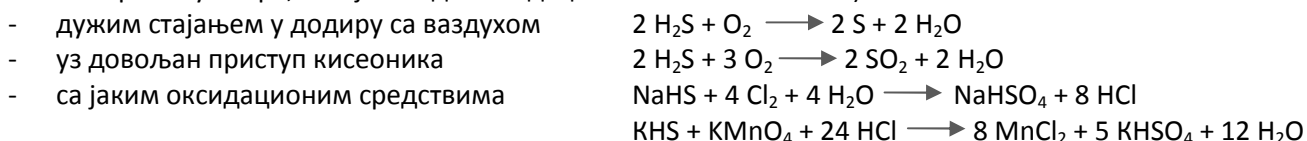
У природи настаје труљењем (распадањем без присуства кисеоника) органских супстанци (у мочварама, повареном јајету, канализацији).

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



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

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









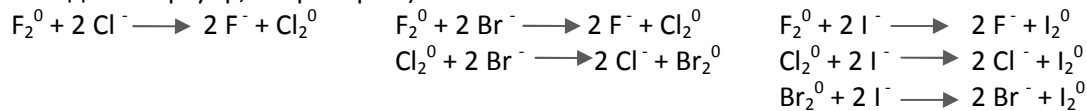
## Хемијске особине

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  $E_1$  приближава вредностима  $E_1$  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  $X_2$  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 VIIа 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):



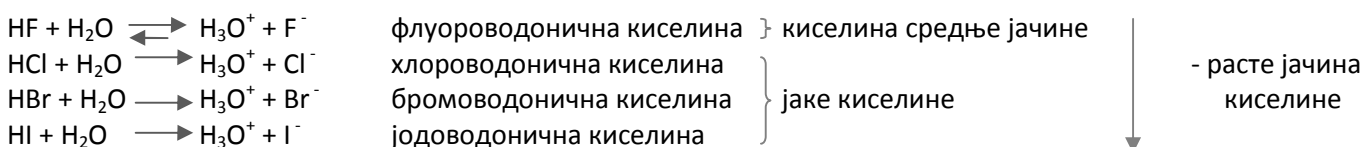
Због своје велике реактивности у природи се не могу наћи у елементарном стању већ искључиво у облику једињења – као халогениди са оксидационим стањем -1. Јод се може наћи и у облику јодата – једињења у којима је у оксидационом стању +5. У природи је најраспрострањенији хлор, брома и флуора има у много 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  $\sigma^+ \sigma^-$  **H-X** ковалентна веза са знатним уделом јонске везе (поларна ковалентна веза) Халогеноводоници су лако испарљиве супстанце. HF је течност на нижим температурама ( $T_f=20^\circ C$ ) због јаких водоничних веза између молекула ( $\Delta\chi_{H-F}=1,9$ , око 47% је удео јонске везе), а HCl, HBr и HI су гасовите супстанце.

Добро се растварају у води и дају киселине:  $HX + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + X^-$



**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**.

<b>HX</b>	<b>чиста супстанца</b>	<b>водени раствор – халогенидна киселина</b>	<b>соли (халогениди)</b>
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 растворити само неплемените метале.

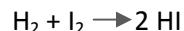
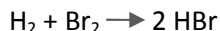
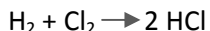
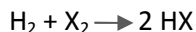
## Добијање халогеноводоника

- Деловање тешко испарљиве киселине на халогенид



За добијање халогеноводоника користи се деловање концентроване  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на чврсте флуориде и хлориде, а  $\text{H}_3\text{PO}_4$  на чврсте бромиде и јодиде (бромиди и јодиди се лакше оксидују, па би их концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  оксидовала до бромата и јодата уместо да се добије бромоводоник одн. јодоводоник).

- Директна синтеза из елемената

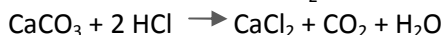


Не примењује се за добијање  $\text{HF}$  ( $\text{H}_2$  и  $\text{F}_2$  реагују експлозивно чак и на  $-250^\circ\text{C}$ ).

Соли халогеноводоничних киселина су халогениди. Хлориди, бромиди и јодиди су растворни у води (осим  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ), док се растворљивост флуорида разликује (флуориди IIа групе су тешко растворни у води, док су  $\text{AgF}$ ,  $\text{Hg}_2\text{F}_2$ ,  $\text{PbF}_2$  растворни у води).  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  са металима граде комплексне јоне, док  $\text{F}^-$  не гради комплексе.

## Добијање халогенида

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



} са неплеменитим металима

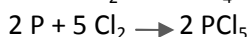
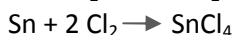
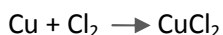
} неутрализација

- Таложње тешко растворних халогенида



- опада растворљивост

- Директна синтеза из елемената (уз загревање)



- Реакција метала са сувим халогеноводоником (на повишеној температури)



- Измена халогена



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  $\text{X}_2$  или халогенида  $\text{X}^-$ ) – јака су оксидациона средства.

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

расте јачина киселина и оксидациона моћ са порастом оксидационог стања

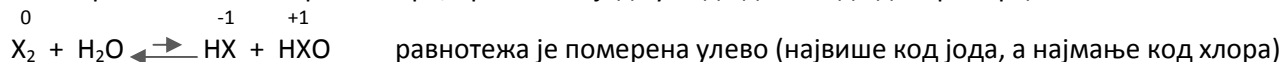
### Дуж групе опада јачина киселина.

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

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

Код HXO<sub>4</sub> и њихових соли дуж групе расте оксидациона моћ. Безводна HClO<sub>4</sub> и чврсти перхлорати су подложни експлозивном спонтаном разлагању, HBrO<sub>4</sub> 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:

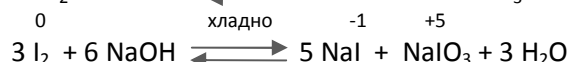
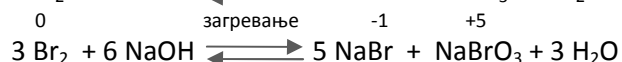
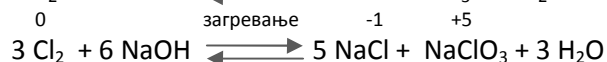


Уколико се елементарни хлор или бром растварају у хладном концентрованом раствору хидроксида диспропорционисањем долази до стварања соли хипохлорита одн. хипобромита које су стабилне у хладним базним растворима:



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 хипохалогениата:  
 $3 \text{XO}^- \rightarrow \text{XO}_3^- + 2 \text{X}^-$

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

### ЈЕДИЊЕЊА ФЛУОРА

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

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

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

$\text{CFCl}_3$  фреон 11       $\text{CF}_2\text{Cl}_2$  фреон 12       $\text{CHF}_2\text{Cl}$  фреон 22      итд.

Полимеризацијом тетрафлуоретена  $\text{C}_2\text{F}_2$  добија се политетрафлуоретен или тefлон  $(-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$ . 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.

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

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

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

--- H - F --- H - F --- H - F ---

Добро се раствара у води и даје киселину средње јачине:



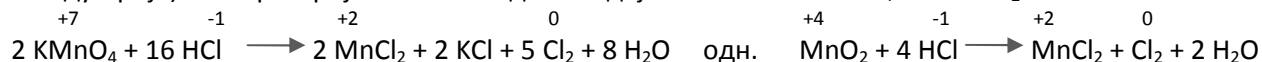
Безводни флуороводоник  $\text{HF}$  није хемијски активан (већина метала је отпорна на његово деловање), али чак и са траговима воде реакција иде веома лако, а влажни  $\text{HF}$  реагује и са  $\text{SiO}_2$  и силикатима, па се не може чувати у стакленим боцама.

Најважнија једињења су флуориди – соли флуороводоничне киселине  $\text{HF}$ . По растворљивости у води се прилично разликују од осталих халогенида: флуориди IIa групе су тешко растворни у води, док су  $\text{AgF}$ ,  $\text{Hg}_2\text{F}_2$ ,  $\text{PbF}_2$  растворни у води.

### ЈЕДИЊЕЊА ХЛОРА

Хлор је најраспрострањенији од свих халогених елемената и у природи се налази искључиво у облику хлорида (камена со  $\text{NaCl}$ , а растворене су и велике количине у мору, силвин  $\text{KCl}$ , карналит  $\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$  итд.). Са металима мале електронегативности (Ia и IIa групе) даје јонске хлориде, док остали хлориди имају мањи или већи ковалентни удео. Неметални хлориди су ковалентна једињења.

Елементарни хлор  $\text{Cl}_2$  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  $\text{CCl}_4$ , 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  $\text{HCl}$  на  $\text{KMnO}_4$  или  $\text{MnO}_2$ :



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  $\text{HCl}$ ). Добија се сулфатним поступком (деловањем концентроване  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на  $\text{NaCl}$ ), 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  $\text{AgCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  и  $\text{CuCl}$ .

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.

$\text{HClO}$	хипохлоритна (хипохлораста) киселина	соли хипохлорити
$\text{HClO}_2$	хлоритна (хлораста) киселина	соли хлорити
$\text{HClO}_3$	хлоратна (хлорна) киселина	соли хлорати
$\text{HClO}_4$	перхлоратна (перхлорна) киселина	соли перхлорати

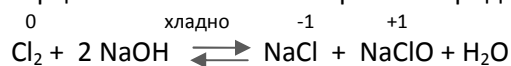
Хлор гради и оксиде хлор(I)-оксид  $\text{Cl}_2\text{O}$ , хлор(III)-оксид  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  (стабилан на  $-80^\circ\text{C}$ , а загревањем експлодира), хлор(IV)-оксид  $\text{ClO}_2$  и хлор(VII)-оксид  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

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



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

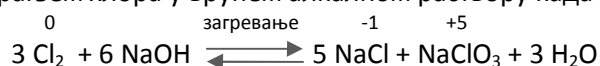
Растварањем елементарног хлора у хладном концентрованом алкалном раствору долази до диспропорционисања на хипохлорит и хлорид (хипохлорити су стабилни у довољно алкалном раствору):



Овај алкални водени раствор  $\text{NaCl}$  и  $\text{NaClO}$  је варикина и користи се за бељење – разблаживањем раствора опада концентрација  $\text{OH}^-$ -јона и равнотежа се помера улево тј. ка разлагању хипохлорита и ослобађању елементарног хлора.

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

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



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

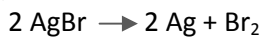
Перхлорна киселина  $\text{HClO}_4$  је најјача неорганска киселина. Њене соли перхлорати су стабилне у воденим растворима и не показују оксидационе особине на собној температури (због симетричности молекула и стерних сметњи), али су потенцијално добра оксидациона средства. На повишеној температури су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

### ЈЕДИЊЕЊА БРОМА

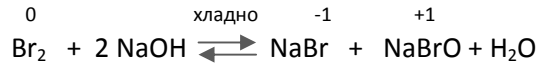
Бром се у природи налази искључиво у једињењима бромидима (оксидационо стање -1). Обично се налази уз хлориде у знатно мањим количинама (више је од сто пута ређи од хлора). Доста бромида има у неким сланим језерима, а у мору их има око 0,007%.

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  $\text{AgBr}$  за прављење фотографских емулзија, а диброметан  $\text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_2$  се додаје оловним бензинима (спречава нагомилавање наслага олова у цилиндрима мотора). Може се добити оксидацијом бромида помоћу хлора:  $\text{Cl}_2^0 + 2 \text{NaBr} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2^0$

Најважнија једињења су бромоводонична киселина и њене соли бромиди. Бромоводоник 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 бромиди се раствара у води, а тешко су растворни AgBr, Hg<sub>2</sub>Br<sub>2</sub>, PbBr<sub>2</sub>. Сребро-бромид AgBr се највише користи за прављење фотографских емулзија (под утицајем светлости се разлаже на елементарно сребро и бром):

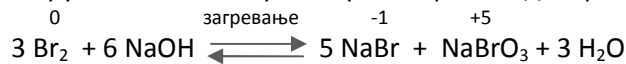


У алкалним растворима бром се диспропорционише на хипобромит и бромид (равнотежа је више померена улево него код хлора):



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<sub>3</sub> 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<sub>4</sub> 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.

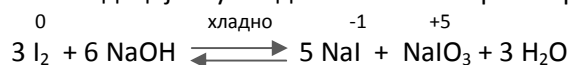
Оксиди брома Br<sub>2</sub>O, BrO<sub>2</sub>, а при ниским температурама се може добити и Br<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, су нестабилни.

### ЈЕДИЊЕЊА ЈОДА

Јод се у природи јавља у облику јодида (оксидационо стање -1) у морској води и наслагама соли, а као натријум-јодат NaIO<sub>3</sub> се налази уз натријум-нитрат NaNO<sub>3</sub> 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 јодиди. 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 јодиди су растворне у води осим AgI, Hg<sub>2</sub>I<sub>2</sub>, PbI<sub>2</sub>. 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 HIO<sub>3</sub> је много стабилнија од хлорне и бромне киселине. За разлику од њих јодна киселина HIO<sub>3</sub> 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  $I_2O_5$  (чврста супстанца, једини оксид јода).

У оксидационом стању +7 гради два типа киселина *orto*-перјодну киселину  $H_5IO_6$  (средње јачине) која загревањем прелази у *meta*-перјодну киселину  $HO_4$  (знатно јача) која даљим загревањем прелази у јодну киселину  $HO_3$  отпуштајући  $O_2$ . Перјодати су у киселој средини и на собној температури прилично јака оксидациона средства са брзим оксидационим деловањем (за разлику од перхлората и пербромата), а перјодна киселина моментално оксидује многе органске супстанце.

## 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 лиганата, 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 лиганата који су за централни јон везани ковалентном везом, а оба електрона заједничког електронског пара потичу од лиганда (уколико се централни атом и лиганд прилично разликују по електронегативности ковалентна веза између њих је поларна). Централни атоми су атоми метала велике  $E_i$  (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 обогатена 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.