

УНИВЕРЗИТЕТ У КРАГУЈЕВЦУ  
ФАКУЛТЕТ МЕДИЦИНСКИХ НАУКА



THE UNIVERSITY OF KRAGUJEVAC  
FACULTY OF MEDICAL SCIENCES

## **Елементи IIА и VIIА групе – добијање, особине и примена у фармацији.**

# II група (земноалкални метали)

$ns^2$

2

4 2  
**Be**  
Берилијум  
9,012182

12 2  
**Mg**  
Магнезијум  
24,305

20 2  
**Ca**  
Калцијум  
40,078

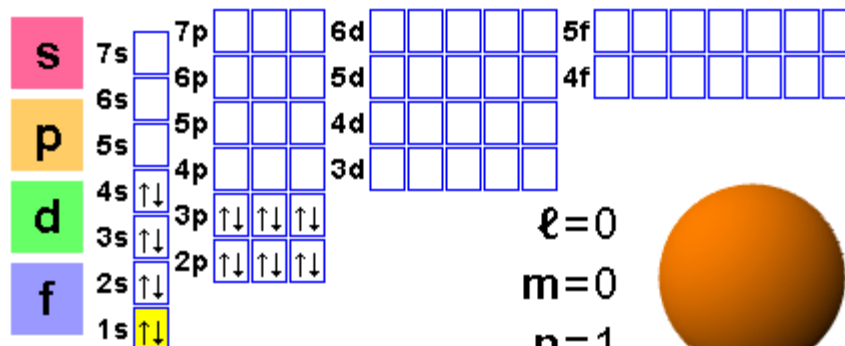
38 2  
**Sr**  
Стронцијум  
87,62

56 2  
**Ba**  
Баријум  
137,327

88 2  
**Ra**  
Радијум  
(226)

20 2  
**Ca**  
Калцијум  
40,078

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$



$\ell=0$   
 $m=0$   
 $n=1$



# II a grupa

Be, Mg, Ca, Sr, Ba i Ra

Конфигурација  $ns^2$

Оксидационо стање увек +2

Ниске вредности енергије јонизације, и прва и друга, електронског афинитета и електронегативности.

Опадају дуж групе.

Ва најтипичнији метал у хемијском смислу

Јонски радијуси су им мањи од јонских радијуса метала Ia групе у истој периоди

Be показује тенденцију грађења поларне ковалентне везе а Mg нешто мање.

# Be

Берилијум прилично се рађликује од особина осталих елемената ове групе

Прва енергија јонизације 9,32 eV

Друга 18,21 eV.

Ипак једињења са +1 нису изолована иако су доказана у парној фази али нису стабилна

BeO амфотерни оксид као и Be(OH)<sub>2</sub>

**Be<sup>2+</sup>**

јака Луисова киселина

соли имају велики степен хидролизе

Најважнији минерал берил  $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$

Добија се електролизом  $\text{BeCl}_2$

Лаган, тврд и жилав метал.

Користи се као заштита код зрачења

Додатак бронзи као антиоксидант

Користи се за пресвлачење метала

Не раствара се у води

Раствара се у 3М HCl и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> али врло споро у HNO<sub>3</sub>

Раствара се у воденим растворима јаких база

Познате се многобројне соли Be, комплексна једињења као и органометална једињења

# Mg, Ca , Sr i Ba

Налажење:

јако распрострањени посебно Ca

## Mg

карналит  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

магнезит  $\text{MgCO}_3$

доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$

горка со  $\text{MgSO}_4$

азбест  $\text{MgSiO}_3$  и

разни алумосиликати



## **Ca**

Кречњак, креда, мермер, калцит  $\text{CaCO}_3$

Доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$

Гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3$

Апатит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3 \cdot \text{CaF}_2$

## **Sr**

Стронцит  $\text{SrSO}_4$

## **Ba**

Барит  $\text{BaSO}_4$

Mg се користи као метал за легирање са Al (дуралуминијум) и директно добијање органометалних једињења познатих као Грињарови реагенси.

На ваздуху се брзо пресвуче слојем MgO

Остали метали у елементарном стању немају већу примену јер су јако реактивни

Лако реагују са:  
водом једино Mg при загревању



са неметалима и граде хидриде, оксиде,  
халогениде, нитриде итд.

Растварају се у свим киселинама не и базама.

Оксиди сви базни

Хидроксиди сви јаки

Важнија једињења

**Mg**

MgO као базна облога у  
индустријским пећима

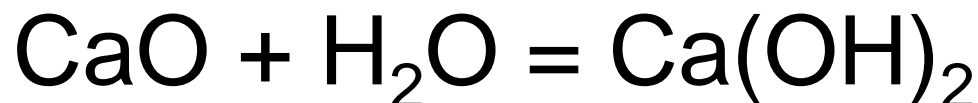


**Ca**

негашени креч CaO



Гачени креч Ca(OH)<sub>2</sub>



Гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$  – цемент

$\text{CaCl}_2$  средство за сушење  
фосфорна дјубрива

Хлорати и перхлорати за пиротехничка  
средства

Нитрити и цијаниди за нитрирање и  
брунирање челика

**Ba**

Баријум  $\text{BaSO}_4$  – снимање дигестивног  
тракта

Mg и Ca изузетно важни за живи свет

Mg у хлорофилу а, зидови ћелија и многи ензими

Ca у костима и зубима, зидови ћелија итд

# VII група (халогени елементи)

## $ns^2 np^5$

17

9 <b>F</b> Флуор 18,9984032	2 7
17 <b>Cl</b> Хлор 35,453	2 8 7
35 <b>Br</b> Бром 79,904	2 8 18 7
53 <b>I</b> Йод 126,90447	2 8 18 18 7
85 <b>At</b> Астат (210)	2 8 32 18 18 7
117 <b>Uus</b> Унунсептійум (294)	2 8 32 32 18 7

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

17	2
<b>Cl</b>	8
Хлор	7
35,453	
1 2 3 4 5 6 7	-1

<b>s</b>	7s	7p	6d	5f
<b>p</b>	6s	6p	5d	4f
<b>d</b>	5s	5p	4d	
<b>f</b>	4s	4p	3d	
	3s	3p		
	2s	2p		
	1s			

$\ell=1$   
 $m=0$   
 $n=3$



# VIIa група

F, Cl, Br, J, At

Конфигурација  $ns^2np^5$

Сви неметали. Електронегативност, енергија јонизације и афинитет према електрону опада одозго на доле.

Оксидациона стања:

Типично **-1** (за флуор и једино)

Остали од **-1** до **+7**. Стабилнија су непарна оксидациона стања



# F

Најелектронегативнији елемент.

Гас зеленкастожуте боје и врло отрован

У природи се налази само у облику једињења:

Флурит  $\text{CaF}_2$

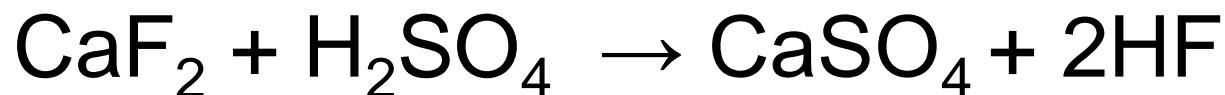
Криолит  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$

Апатит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$

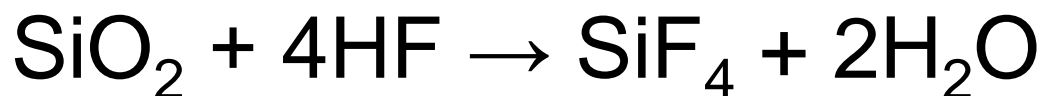
Топаз  $\text{Al}_4(\text{SiO}_4)_3 \cdot \text{Al}(\text{OH})_3 \cdot \text{AlF}_3$

Добијање: електролизом смеше  $\text{HF}$  и  $\text{KF}$   
Врло реактиван елемент. Реагује врлолако са свим металима, чак и са племенитим металима и са већином неметала. Користи се за дезинфекцију воде и добијање различитих једињења (тефлон, фреони итд.)  
Оксидационо стање искључиво -1.  
Представник  **$\text{HF}$**   
Гас, врло отрован.  
Чува се у пластичним боцама као и његов водени раствор (флуороводонична киселина).  
Слаба киселина, соли флориди

Добија се дејством  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на флориде



Користи се за добијање разних флуорида  
и нагризање стакла



Већина флуорида је растворна у води

# Cl

По електронегативности је иза F и O.  
Најраспрострањенији елемент ове групе.  
У природи се налази искључиво у облику  
својих једињења:

Морска со, камена со  $\text{NaCl}$

Силвин  $\text{KCl}$ ,

карналит  $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Изузетно важан биогени елемент

гас, жутозелене боје, прилично растворан у води, врло отрован.

Добијање:

а) лабораторијски дејством јаких оксидационих средстава ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{PbO}_2$ , ..) на  $\text{HCl}$

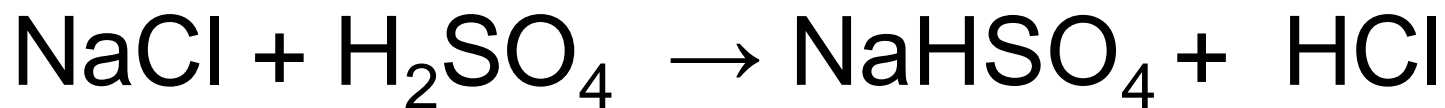
б) индустријски електролизом разних хлорида као споредни производ

Користи се за дезинфекцију воде, добијање разних хлорованих органских једињења и добијање  $\text{HCl}$

Добијање:

а) лабораторијски

дејством  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на хлориде



б) индустријски директном синтезом

и као споредни производ

халогеновања органских

Оксидационо стање +1

Оксид **Cl<sub>2</sub>O**

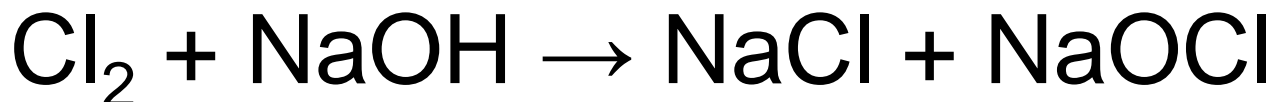
Кисео оксид, анхидрид **HClO**,

Слаба киселина али врло јако

оксидационо средство,

Соли хипохлорити.

Добија се увођењем хлора у хладан  
раствор хидроксида.



Посебно важни NaClO и CaClOCl

Оксидационо стање +3

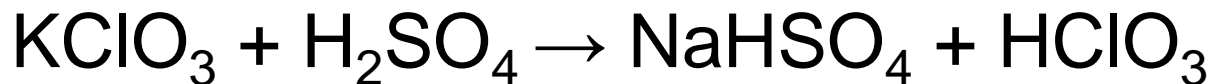
Оксид **Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** је нестабилан али је стабилна киселина **HClO<sub>2</sub>** слаба киселина, соли хлорити.

Јача од HClO али слабије оксидационо средство.

Оксидационо стање +4

**ClO<sub>2</sub>**, јако оксидационо средство, користи се као средство за бељење.

Добија се дејством H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> на хлорате





Оксидационо стање +5

Оксид  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ , непостојан и кисео оксид,  
анхидрид  $\text{HClO}_3$ ,

Слаба киселина али јача од  $\text{HClO}_2$  и  
слабије оксидационо средство,  
Соли хлорати.

Добија се уводјењем хлора у врели  
раствор хидроксида:



па дејством јаче киселине.

Соли се користе у изради пиротехничких  
средстава и у индустрији шибица

Оксидационо стање +7

Оксид **Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>**, постојан и кисео оксид,  
анхидрид **HClO<sub>4</sub>**,

Најјача киселина али слабије  
оксидационо средство од HClO<sub>3</sub>,  
Соли перхлорати.

Добија се загревањем хлората



па дејством сумпорне киселине

# Br

По електронегативности је иза F, O и Cl.

По распрострањености је иза Cl и J.

У природи са налази искључиво у облику својих

једињења:

Обично прати једињења хлора у односу 1:300.

Најважнији бромкарналит  $\text{MgBr}_2 \cdot \text{KBr} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Течност (једино је још течна жива)  
темноцрвене боје, врло отрован, мање  
растворан у води, мање реактиван од  
хлора јер је мање електронегативан и  
биолошки безначајан.

Добија се дејством хлора на једињења  
брома или дејством истих оксидационих  
средстава на бромиде или  $\text{HBr}$  као и код  
хлора али само лабораторијски.

Оксидациона стања од -1 до +7

Оксидационо стање -1

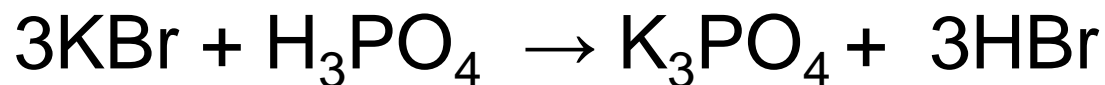
Представник HBr.

Гас, отрован и добро растворан у води  
(бромоводонична киселина).

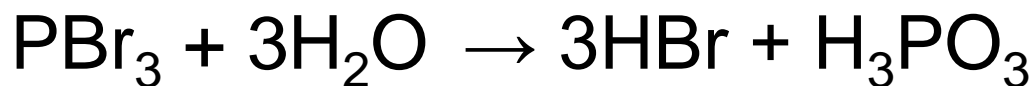
Врло реактиван и као гас и као киселина.

Соли бромиди, јака киселина

Добијање: дејством  $\text{H}_3\text{PO}_4$  на бромиде



или хидролизом



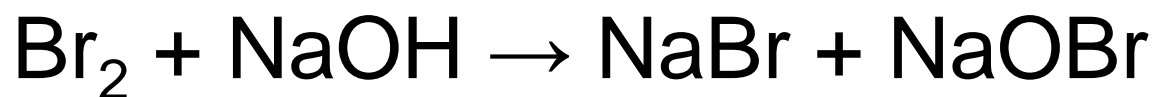
и као споредни производ бромовања органских  
једињења

Oksidaciono stanje **+1**

Oksid **Br<sub>2</sub>O** Kiseo oksid, anhidrid **HBrO**,

Slaba kiselina ali vrlo jako oksidaciono sredstvo,

Soli hipobromiti. Dobija se u reakciji broma sa hladanim rastvorom hidroksida.



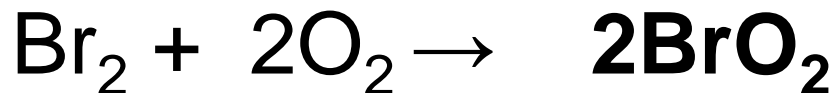
Оксидационо стање +3

Оксид **Br<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** је нестабилан као и  
киселина **HBrO<sub>2</sub>** слаба киселина, соли  
бромити.

Оксидационо стање +4

**BrO<sub>2</sub>**, јако оксидационо средство, користи  
се као средство за бељење.

Добија се пропуштањем електричне  
варнице кроз смешу брома и кисеоника



Оксидационо стање **+5**

Оксид **Br<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**, непостојан и кисео оксид,  
анхидрид постојане **HBrO<sub>3</sub>**,

Слаба киселина али јача од HClO и слабије  
оксидационо средство,

Соли бромати.

Добија се уводјењем брома у врели раствор  
хидроксида:



па дејством јаче киселине.

Соли се користе као оксидациона средства



Оксидационо стање **+7**

Оксид  **$\text{Br}_2\text{O}_7$** , непостојан и кисео оксид,  
анхидрид непостојане  **$\text{HBrO}_4$** ,

Најјача киселина али слабије  
оксидационо средство од  **$\text{HBrO}_3$**

Соли пербромати

# J

По електронегативности је иза F, O и Cl .

По распрострањености је иза Cl.

У природи са налази искључиво у облику својих једињења:

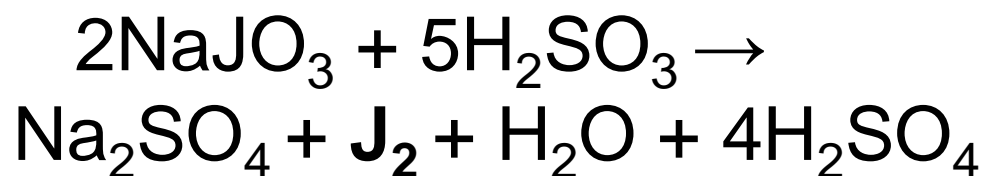
Обично прати једињења хлора

Из чилску шалитру као  $\text{Ca}(\text{JO}_3)_2$

Најважнији је  $\text{NaJO}_3$  који се налази у пепелу након спаљивања неких алги

Чврст, тамнољубичасте боје, мање растворан у води од хлора али се раствара из додаток KJ, добро растворан у алкохолу (јодне тинктуре), мање реактиван од брома и биолошки значајан.

Добија се дејством воденог раствора SO<sub>2</sub> на пепео настао сагоревањем алги богатих јодом



или дејством хлора на јодиде или дејством истих оксидационих средстава на јодиде или HJ као и код хлора али само лабораторијски

Оксидациона стања од -1 до +7

Оксидационо стање -1

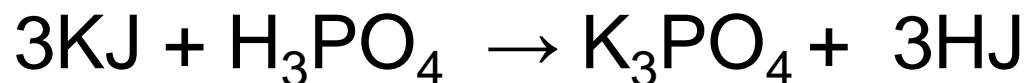
Представник HJ.

Гас, отрован и добро растворан у води  
(јодоводонична киселина).

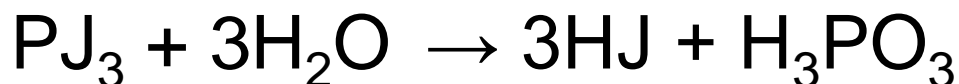
Врло реактиван и као гас и као киселина.

Соли јодиди, јака киселина

Добијање: дејством  $\text{H}_3\text{PO}_4$  на јодиде



или хидролизом

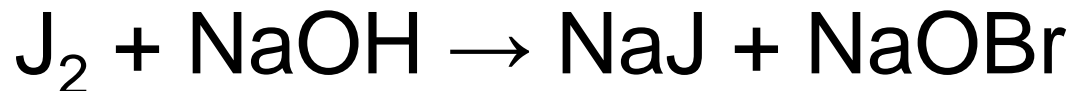


и као споредни производ јодовања органских  
једињења

## Оксидационо стање +1

Оксид **J<sub>2</sub>O**, нестабилан и кисео оксид,  
анхидрид стабилне **HJO**, слаба киселина  
али врло јако оксидационо средство,  
Соли хипојодити.

Добија се у реакцији брома са хладним  
раствором хидроксида.

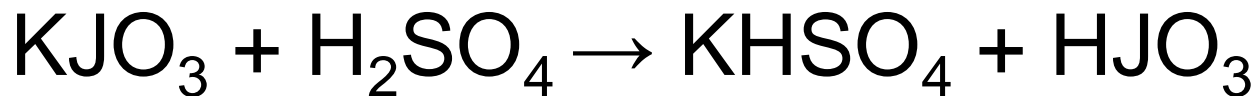


Оксидационо стање **+3**

Оксид **J<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** је нестабилан као и киселина **HJO<sub>2</sub>** слаба киселина, соли бромити.

Оксидационо стање **+4**

**JO<sub>2</sub>**, јако оксидационо средство  
Добија се дејством H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> на јодате



Оксидационо стање +5

Оксид  $\text{J}_2\text{O}_5$ , постојан и кисео оксид, анхидрид постојане  $\text{HJO}_3$ , Слаба киселина али јача од  $\text{HJO}$  и слабије оксидационо средство, Соли јодати.

Добија се уводјењем јода у врели раствор хидроксида:



па дејством јаче киселине. Или окидацијом јода са азотном киселином

Соли се користе као оксидациона средства

Оксидационо стање **+7**

Оксид  **$\text{J}_2\text{O}_7$** , непостојан и кисео оксид,  
анхидрид постојане  **$\text{HJO}_4$**

**метаперјодна** ( $\text{H}_3\text{JO}_5$  орто и  $\text{H}_5\text{JO}_6$  пара),

Најјача киселина али слабије

оксидационо средство од  $\text{HJO}_3$

Соли перјодати