

# *s*-елементи ІА групи Берилій, Магній і лужноземельні елементи

1	2		13	14	15	16	17	18
H							(H)	He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	<i>d</i> -block	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra							

# s-елементи ІА групи

## Берилій, Магній і лужноземельні елементи

### Властивості елементів ІА групи

Атомний номер	Назва	Електронна конфігурація	Атомний радіус, нм	$\rho$ г/см <sup>3</sup>	t°пл. °С	t°кип. °С	ЕН	Ступені окиснення	Металічний радіус атома, нм
4	Берилій Be	[He] 2s <sup>2</sup>	9,01	1,86	1283	2970	1,5	+2	0,113
11	Магній Mg	[Ne]3s <sup>2</sup>	24,3	1,74	649,5	1120	1,2	+2	0,16
19	Кальцій Ca	[Ar] 4s <sup>2</sup>	40,08	1,54	850	1487	1,0	+2	0,2
27	Стронцій Sr	[Kr] 5s <sup>2</sup>	87,62	2,67	770	1367	1,0	+2	0,213
55	Барій Ba	[Xe] 6s <sup>2</sup>	137,34	3,61	710	1637	0,9	+2	0,221
87	Радій Ra	[Rn] 7s <sup>2</sup>	226	~6	~700	1140	0,9	+2	0,235

# Зовнішній вигляд металів ІІА групи



Be



# s-елементи ІА групи. Фізичні властивості

Метали ІА групи (в порівнянні з лужними металами) володіють вищими  $t^{\circ}\text{пл.}$  і  $t^{\circ}\text{кип.}$ , потенціалами іонізації, щільністю і твердістю

## Знаходження в природі

**Be**  $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$  – берил

**Mg**  $\text{MgCO}_3$  – магнезит

$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  – доломіт

**Ca**  $\text{CaCO}_3$  – кальцит (вапняк, мармур і ін.)

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  – апатит

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

$\text{CaF}_2$  – плавиковий шпат (флюорит)

**Sr**  $\text{SrSO}_4$  – целестин

**Ba**  $\text{BaSO}_4$  – барит

$\text{BaCO}_3$  – вітерит



## *s*-елементи ІІА групи

### Способи отримання металів:

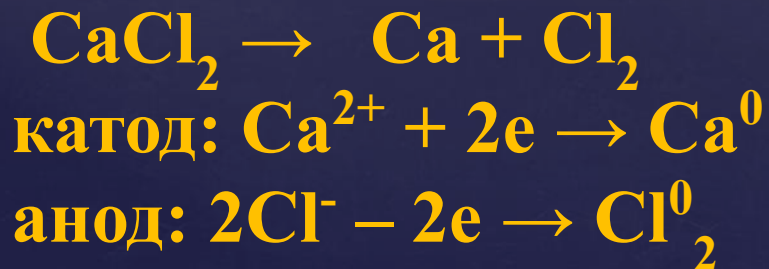
Берилій отримують відновленням фториду:



Барій отримують відновленням оксиду:



Решта металів отримує електролізом розплавів хлоридів:



# s-елементи ІІА групи

## Хімічні властивості металів

Метали головної підгрупи ІІ групи - сильні відновники.

Активність металів і їх відновна здатність збільшується в ряду:  $-\text{Be}-\text{Mg}-\text{Ca}-\text{Sr}-\text{Ba}\rightarrow$

### 1. Реакція з водою:

У звичайних умовах поверхня **Be і Mg** покриті інертною оксидною плівкою, тому вони стійкі по відношенню до води. На відміну від них **Ca, Sr і Ba** розчиняються у воді з утворенням гідроксидів, які є сильними основами:



2. Реакція з киснем: Всі метали утворюють оксиди RO, барійпероксид – BaO<sub>2</sub>:



# s-елементи ІА групи

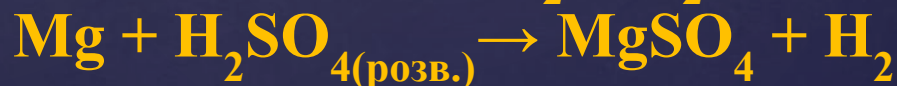
## Хімічні властивості металів

3. З неметалами утворюються бінарні сполуки (при нагрів.):



Берилій і магній порівняно поволі реагують з неметалами

4. Всі метали розчиняються в кислотах - неокисниках:



Берилій також розчиняється у водних розчинах лугів  
(амфотерні властивості):



# s-елементи ІА групи

## Хімічні властивості металів

Розведена азотна кислота відновлюється активними металами ІА групи в основному до нітрату амонію:



Концентрована азотна кислота (при звичайній температурі) пасивує берилій, як і алюміній.

5. Якісна реакція на катіони лужноземельних металів – забарвлення полум'я в наступні кольори:

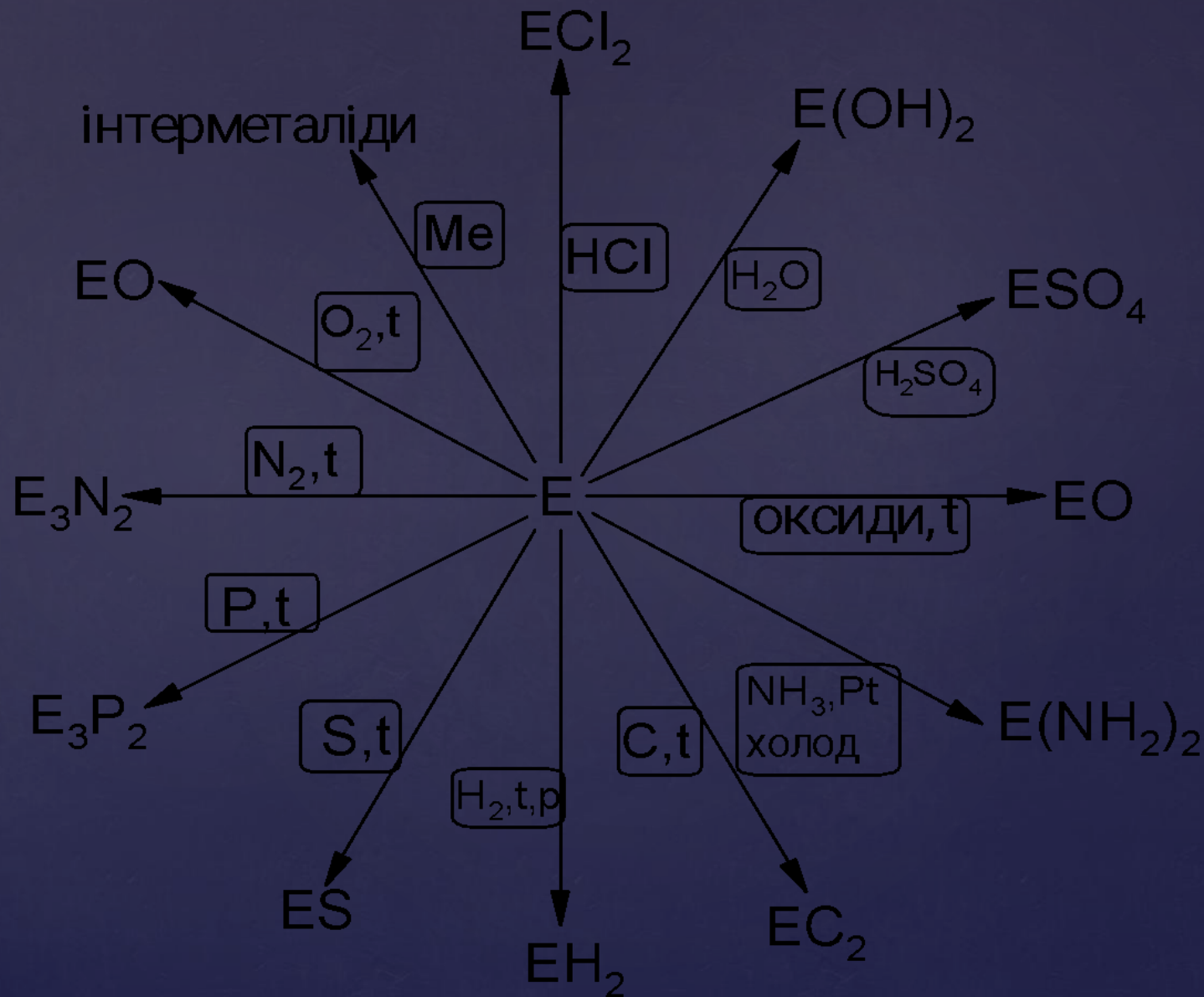
**Ca<sup>2+</sup> - темно-оранжевий**

**Sr<sup>2+</sup> - темно-червоний**

**Ba<sup>2+</sup> - ясно-зелений**



# Реакції лужноземельних металів

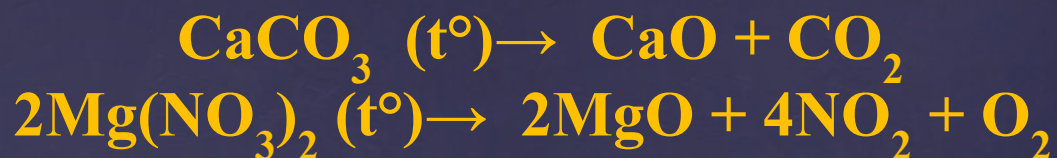


# s-елементи ІА групи

## Оксиди металів ІА групи

### Отримання:

- 1) Окислення металів (окрім Ва, який утворює пероксид)
- 2) Термічне розкладання нітратів або карбонатів:



### Хімічні властивості

Типові основні оксиди. Реагують з водою (окрім BeO), кислотними оксидами і кислотами:



BeO - амфотерний оксид, розчиняється в лугах:



# s-елементи ІА групи

## Гідроксиди металів ІА групи $R(OH)_2$

### Отримання:

Реакції лужноземельних металів або їх оксидів з водою:



### Хімічні властивості

Гідроксиди  $R(OH)_2$  - білі кристалічні речовини, у воді розчинні гірше, ніж гідроксиди лужних металів:  $Be(OH)_2$  – нерозчинний у воді, розчиняється в лугах. Основність  $R(OH)_2$  збільшується із збільшенням атомного номера:

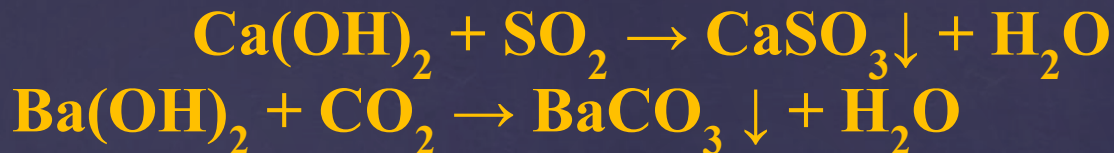
$Be(OH)_2$  – амфотерний гідроксид,  $Mg(OH)_2$  – слабка основа, решта гідроксидів - сильні основи (луги)

# s-елементи ІА групи

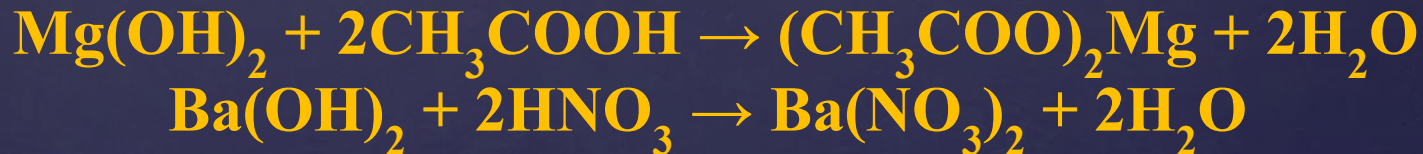
## Гідроксиди металів ІА групи $R(OH)_2$

### Хімічні властивості

#### 1) Реакції з кислотними оксидами:



#### 2) Реакції з кислотами:



#### 3) Реакції обміну з солями:



#### 4) Реакція гідроксиду берилію з лугами:



# s-елементи ІІА групи

## Характерні реакції іонів $Mg^{2+}$ :

Натрій або амоній гідрогенфосфат (фармакопейна реакція) , якщо є водний розчин аміаку і  $NH_4Cl$ , утворює білий кристалічний осад  $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$ :



Сіль амонію додають для того, щоб не випав осад  $Mg(OH)_2$ . Реакції заважають іони  $Ba^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$  та інших важких металів.

## Характерні реакції іонів $Ba^{2+}$ :

Калій хромат або біхромат утворюють з іонами  $Ba^{2+}$  жовтий кристалічний осад Барій хромату, нерозчинний в ацетатній кислоті, але розчинний у мінеральних кислотах:

$$Ba^{2+} + CrO_4^{2-} = BaCrO_4 \downarrow$$

Амоній карбонат осаджує з нейтральних або лужних розчинів солей Барію білий аморфний осад  $BaCO_3$ , який під час нагрівання переходить у кристалічний:



Барій карбонат розчиняється в ацетатній та мінеральних (крім  $H_2SO_4$ ) кислотах.

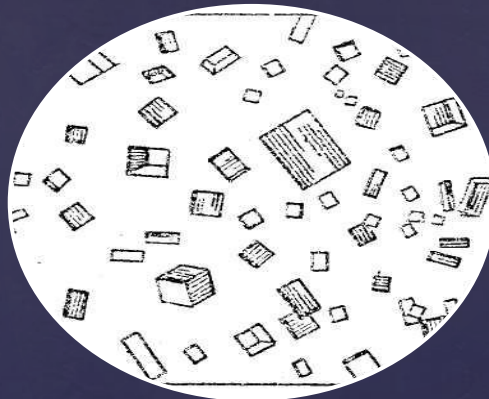
Сульфатна кислота (розведена) і розчинні сульфати (фармакопейна реакція за ДФУ) осаджують з розчинів солей Барію білий дрібнокристалічний осад  $BaSO_4$ :

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$$

# s-елементи ІА групи

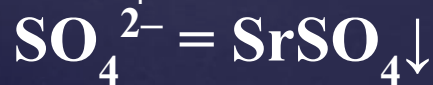
## Характерні реакції іонів $\text{Sr}^{2+}$

Мікрокристалоскопічна реакція. Іони  $\text{Sr}^{2+}$  з іонами  $\text{Cu}^{2+}$  в ацетатному середовищі у присутності Калій нітриту утворюють синьо-зелені кристали кубічної форми:



Сульфатна кислота і розчинні сульфати утворюють білий осад

$\text{SrSO}_4$  практично нерозчинний в кислотах:  $\text{Sr}^{2+} +$



Виявленню іонів  $\text{Sr}^{2+}$  заважають іони  $\text{Ba}^{2+}$  та  $\text{Ca}^{2+}$ , тому що вони осаджуються у вигляді сульфатів.

# s-елементи ІІА групи

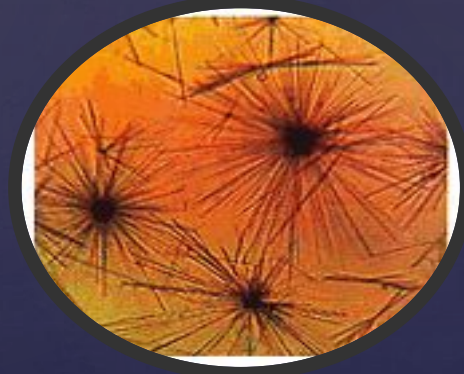
## Характерні реакції іонів $\text{Ca}^{2+}$

Амоній оксалат (фармакопейна реакція) утворює з іонами  $\text{Ca}^{2+}$  білий кристалічний осад Кальцій оксалату:

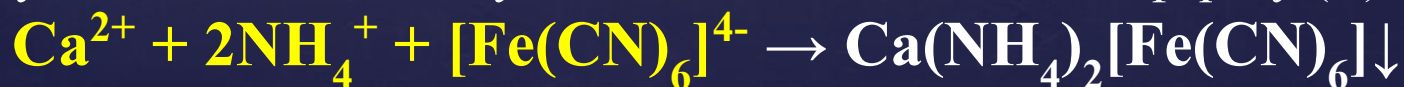


Осад  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  розчиняється у мінеральних кислотах, але не розчиняється в ацетатній кислоті.

Мікрокристалоскопічна реакція. Сульфатна кислота, взаємодіючи з розчинними солями Кальцію, утворює характерні **білі кристали гіпсу**  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  у формі голок. Можна виявити іони  $\text{Ca}^{2+}$  за наявності іонів  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{Sr}^{2+}$ .



Калій гексаціаноферат (II) (фармакопейна реакція) осаджує іони Кальцію в присутності  $\text{NH}_3$  і  $\text{NH}_4\text{Cl}$  з концентрованих розчинів або в присутності етанолу у вигляді білого осаду Кальцій-амоній гексаціаноферату (II):



# Загальна твердість (жорсткість) води

**Твердість води**

```
graph TD; A[Твердість води] --> B[Постійна  
(наявність  
CaSO4, MgSO4,  
CaCl2 і MgCl2)]; A --> C[Тимчасова  
(наявність  
Ca(HCO3)2 і  
Mg(HCO3)2)];
```

**Постійна**  
(наявність  
 $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  
 $\text{CaCl}_2$  і  $\text{MgCl}_2$ )

**Тимчасова**  
(наявність  
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  і  
 $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ )



# Розрахунок твердості води

Твердість води відображає вміст іонів  $Mg^{2+}$  та  $Ca^{2+}$

$$[T] = \text{ммоль} \cdot \text{екв/л}$$

- 1 ммоль · екв кальцієвої твердості дорівнює вмісту 20,04 мг  $Ca^{2+}$  в 1 л води

- 1 ммоль · екв магнієвої твердості дорівнює вмісту 12,15 мг  $Mg^{2+}$  в 1 л води

$$T_{\text{заг}} = T_{Ca^{2+}} + T_{Mg^{2+}} = T_{\text{тимч}} + T_{\text{пост}}$$

$$T = \frac{m}{M_E \cdot V_{\text{р-ну}}}$$

$m$  – маса речовини, мг;

$M_E$  – молярна маса еквівалента речовини;

$V$  – об'єм розчину, л

$T = 4$  ммоль·екв/л – вода м'ягка

$T > 12$  ммоль·екв/л – вода тверда

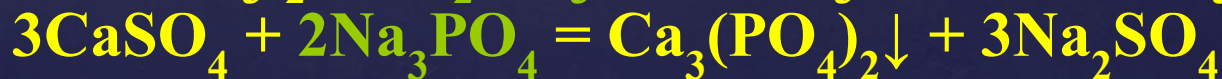
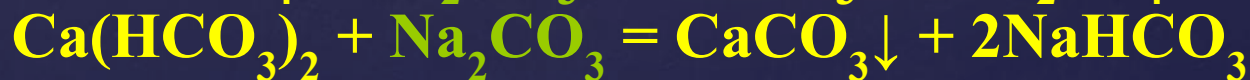
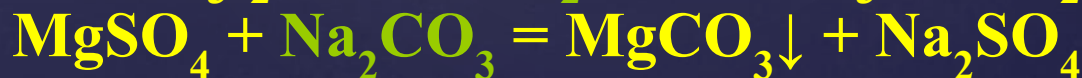
# Способи усунення твердості води

*Тимчасову твердість води* усувають кип'ятінням:



Під час нагрівання йони  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$  виводяться з розчину у вигляді нерозчинних карбонатів.

*Постійну твердість води*, зумовлену сульфатами та хлоридами Кальцію і Магнію, неможливо усунути кип'ятінням, оскільки ці солі не розкладаються. Її усувають введенням у воду деяких реагентів — натрій карбонату (кальцинована сода), кальцій гідроксиду (вапняна вода), натрій ортофосфату. Одночасно усувається як тимчасова, так і постійна, тобто загальна твердість води. Наприклад: **метод осадження**



Існує іонообмінний метод

# *p*-Елементи IIIA групи Бор і Алюміній

1	2		13	14	15	16	17	18
<b>H</b>							<b>(H)</b>	He
Li	Be		<b>B</b>	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		<b>Al</b>	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	<i>d</i> -block	<b>Ga</b>	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr		<b>In</b>	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		<b>Tl</b>	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra							

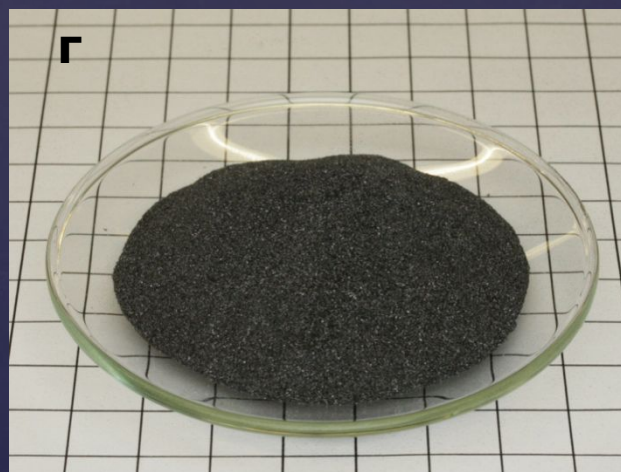
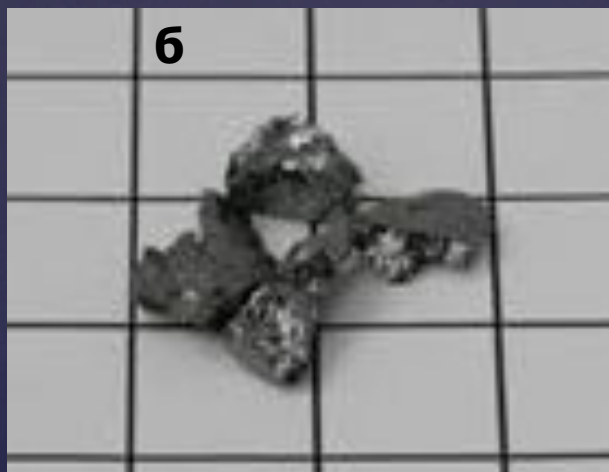
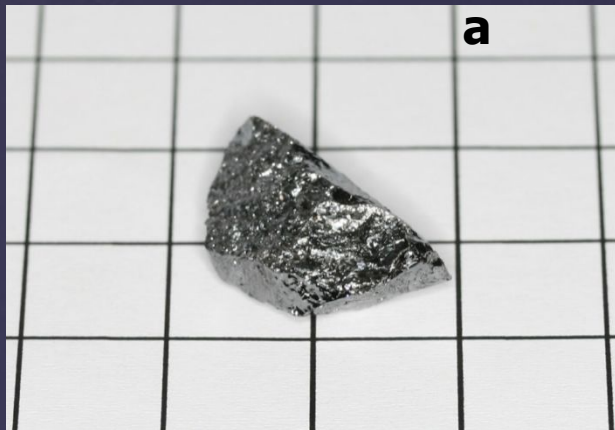
# p-Елементи IIIA групи

## Бор і Алюміній

### Властивості елементів підгрупи алюмінію

Атомний номер	Назва	Електронна конфігурація	Атомний радіус, нм	$\rho$ г/см <sup>3</sup>	$t^{\circ}\text{пл.}$ °C	$t^{\circ}\text{кип.}$ °C	ЕН	Ступені окиснення	Металічний радіус атому
5	Бор <b>B</b>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	0.088	2.34	2074	2550	2.01	+3	0,095
13	Алюміній <b>Al</b>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	0.126	2.70	660.2	2327	1.47	+3	0,143
31	Галій <b>Ga</b>	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	0.127	5.90	29.8	2237	1.82	+3	0,139
49	Індій <b>In</b>	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	0.144	7.31	156.6	2075	1.49	+1, +2, +3	0,166
81	Талій <b>Tl</b>	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>	0.147	11.9	303.0	1460	1.44	+2, +3	0,171

# Зовнішній вигляд бору ■ 2 модифікації



Бор: а – б – **кристалічний бор**; в – **аморфний бор**;  
г – кристалічний бор у вигляді порошку

# p-Елементи IIIA групи

## Фізичні властивості

1. Із збільшенням атомної маси посилюється металічний характер елементів (В – неметал; інші – метали).

2. Бор значно відрізняється за властивостями від інших елементів (високі т.пл., т.кип., твердість; інертність).

Решта елементів – легкоплавкі метали, In і Tl - дуже м'які

## БОР

**Неметал**, проте властивості бору відрізняються від його важких аналогів. Хімічні і фізичні властивості бору і його складних сполук, в склад яких він входить, зближують його не з алюмінієм, а з силіцієм (**діагональна подібність**). **Правило діагоналі** – спостерігається подібність у властивостях простих і складних сполук бору, який має менший розмір атома і менший ступінь окиснення (+3), і силіцію, який має більші розміри, але і більший ступінь окиснення (+4).

Електронна оболонка бору має таку будову:  $1s^2 2s^2 2p^1$

Бор схильний утворювати ковалентні зв'язки.

Не збуджений стан :



${}_5\text{B}$

# БОР

При утворенні хімічних сполук у атома бору проходять такі зміни — один електрон з 2s- енергетичного підрівня переходить на 2p- підрівень:



## Поширення в природі

**Бура** (борат натрію) — кристали, температура плавлення бури —  $t_{\text{пл}} = 60,8^\circ\text{C}$ . В природі — мінерал класу боратів, хімічний осад бороносних соляних озер. Кристали бури — прозорі, без кольору, мають жирний блиск, розчинні у воді.

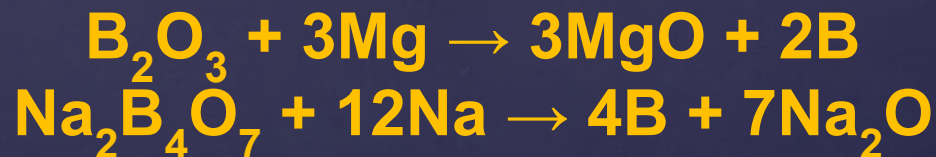
**Борна кислота** -  $\text{H}_3\text{BO}_3$

# БОР

## Добування:

В залежності від умов синтезу одержують **аморфний або кристалічний бор**. Аморфний бор має вигляд коричневого порошку, кристалічний бор – сіро-чорний, з металічним блиском. Твердість кристалічного бору майже така як у алмазу.

Аморфний бор отримують за реакціями:



Кристалічний бор отримують піролізом  $\text{B}\text{J}_3$ , термолізом або відновленням  $\text{BBr}_3$  воднем на танталовій нитці при  $1300\text{-}1500^\circ\text{C}$ , а також кристалізацією розплаву аморфного бору (наприклад, із розплаву Al)



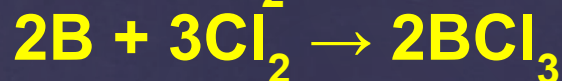
# БОР Хімічні властивості

Бор хімічно інертний

1. З киснем він реагує при температурі вищій за 700<sup>0</sup>С з утворенням борного ангідриду:

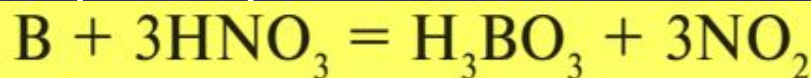


2. При ще вищій температурі бор реагує з азотом, хлором:



3. З металами взаємодіє з утворенням боридів.

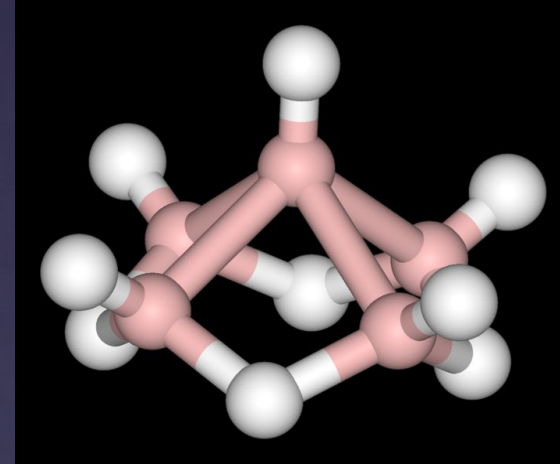
4. Розбавлені кислоти на бор не діють. Нітратна кислота окиснює бор до ортоборної кислоти:



5. Сплавлення бору з лугами в присутності окисника приводить до одержання боратів:



# БОР Хімічні властивості



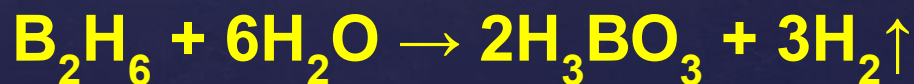
**Гідриди бору – борани** мають склад, подібний із складом вуглеводнів. Так, отримані борани насиченого ( $B_nH_{2n+2}$ ) і ненасиченого ( $B_nH_n$ ) рядів. Найпростіший бороводень  $BH_3$  димерізується у диборан –  $B_2H_6$

*Борани отримують дією кислот і води на бориди деяких металів:*



**Борани** – безколірні гази і летючі рідини, рідше тверді речовини.

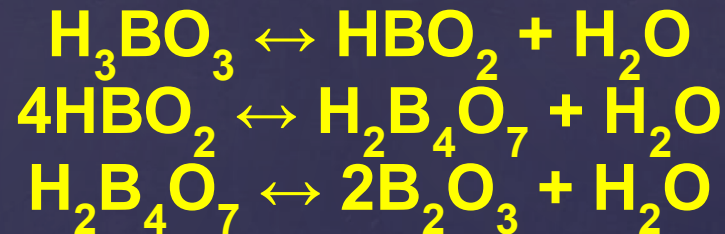
На повітрі суміш боранів самозапалюється з утворенням  $H_2O$  і  $B_2O_3$ , а при їх взаємодії з водою утворюється борна кислота і молекулярний водень:



# БОР Хімічні властивості

## ОКСИГЕНОВМІСНІ СПОЛУКИ БОРУ

До числа найважливіших кисневмісних сполук бору відноситься **ортоборна кислота  $\text{H}_3\text{BO}_3$** . Це безколірні, пластинчаті, блискучі кристали, які розкладаються при температурі вищій за  $185^\circ\text{C}$ . При нагріванні ортоборна кислота піддається дегідратації:



Процес дегідратації  $\text{H}_3\text{BO}_3$  оборотний

3% розчин борної кислоти (антибактеріальний засіб)



Кристалічна борна кислота

# Кислота борна

## Хімічні властивості

*Ортоборна кислота* являє собою типовий слабкий електроліт. Кислотні властивості виражені слабо. Раніше дисоціацію  $\text{H}_3\text{BO}_3$  розглядали, як дисоціацію трьохосновної кислоти. За сучасними даними борна кислота одноосновна. Вважають, що краще її будову передає формула  $\text{B}(\text{OH})_3$ . Тому, що кислотність викликана не відщепленням іону водню, а приєднанням гідроксильного іону із води:



Борна кислота веде себе як трьохосновна в присутності сульфатної кислоти з етанолом і утворює *борно-етиловий ефір*:

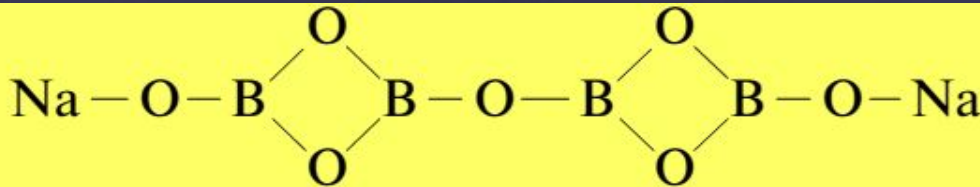


Борно-етиловий ефір – летка сполука і забарвлює полум'я в характерне **зелене забарвлення**

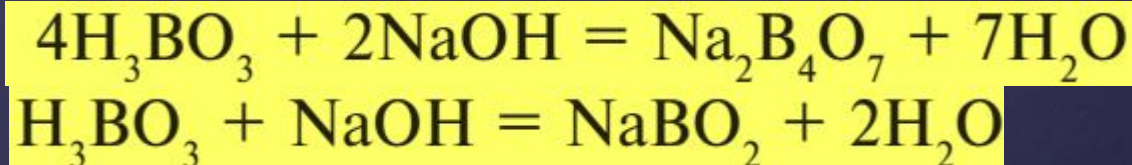
# Тетраборат натрію (бура)

## Хімічні властивості

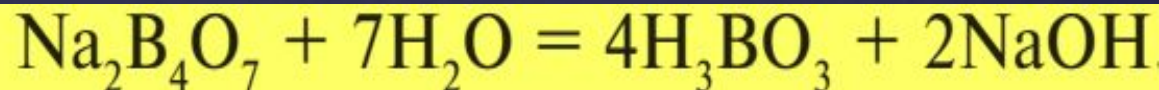
Тетраборна кислота у вільному стані невідома  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$   
Її солі – тетраборати -  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ , або  $\text{Na}_2\text{O} \cdot 2\text{B}_2\text{O}_3$



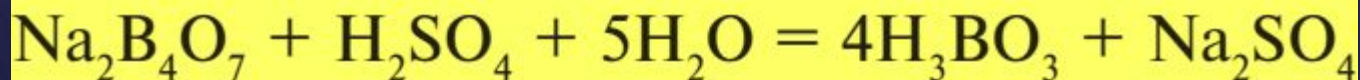
Борати утворюються при нейтралізації борної кислоти:



Тетраборати розчинні у воді, тому гідролізуються :



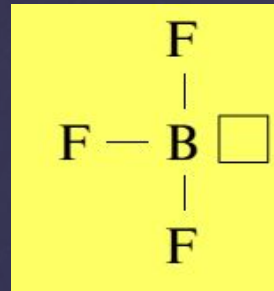
Тетраборати взаємодіють з сульфатною кислотою:



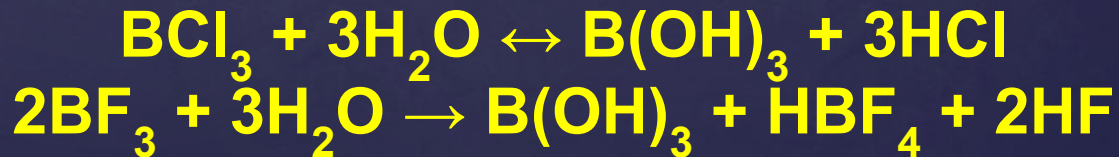
# Галогеніди бору

## Хімічні властивості

Бор з галогенідами утворює всі чотири тригалогеніди. При звичайних умовах це газоподібні речовини або легкоплавкі рідини. Всі тригалогеніди бору мають структуру плоского трикутника ( $sp^2$  –гібридизація ат. бору) з атомом бору в центрі:



Галогеніди бору при гідролізі утворюють дві кислоти:



Фтороборна кислота сильніша за плавикову (HF) та існує тільки у розчині. При спробі виділити  $\text{HBF}_4$  з розчину вона розпадається на HF і  $\text{BF}_3$ . Проте солі тетрафтороборної кислоти – тетрафтороборати – стійкі

# *p*-Елементи IIIA групи Алюміній



**Алюміній металічний**

**Ga**



**In**



# АЛЮМІНІЙ

Електронна формула атома алюмінію у незбудженому стані  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ .

У порівнянні з бором атомний радіус алюмінію більший, а енергія іонізації менша, тому металічні властивості з переходом до алюмінію зростають. На відміну від неметалу бору алюміній є амфотерним елементом. Так, металічний алюміній, його оксид та гідроксид розчиняються як у кислотах, так і в лугах.

## Природні сполуки

Алюміній – найпоширеніший елемент, третє місце після кисню та кремнію. Основним джерелом для виробництва алюмінію є мінерал **боксит** (гідроксид алюмінію), частково дегідратований. Боксит – осадова порода. Його склад описується формулою  $Al_2O_3 \cdot zH_2O$  ( $z \approx 2$ ).

Велика кількість алюмінію входить до складу різновидностей глини (вторинний мінерал). Основою глини є **каолініт**  $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ .



# АЛЮМІНІЙ

## Добування металічного алюмінію електрохімічним методом

Технологічна стадія підготовки сировини:

- 1) очищення **бокситу**  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot z\text{H}_2\text{O}$  від домішок заліза і  $\text{SiO}_2$ ;
- 2) очищений розчин алюмінату натрію розбавляють водою для гідролізу:  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$  і піддають “викручуванню”;
- 3) фільтрація кристалічного гідроксиду  $\text{Al}(\text{OH})_3 \cdot \text{aq}$  і термічна обробка при температурі  $110^\circ\text{C}$ - $1200^\circ\text{C} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ ;
- 4) **електроліз**  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (проводять при температурі  $900$ - $950^\circ\text{C}$ ; склад електроліту:  $85$ - $90\%$   $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ,  $10$ - $15\%$   $\text{Al}_2\text{O}_3$ , сила струму  $130000$  А, напруга  $4$ - $5$ В) з метою одержання металічного алюмінію.

# АЛЮМІНІЙ

## Фізичні властивості алюмінію

Сріблясто-білий метал, дуже легкий, легкоплавкий (т. пл=658<sup>0</sup>С). Алюміній в чистому вигляді – м'який метал. Проявляє виражені відновні властивості

## Хімічні властивості алюмінію

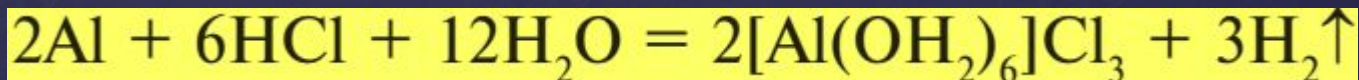
На поверхні алюмінію є оксидна плівка:  $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

Взаємодіє з :  $2Al + 3S = Al_2S_3$

Алюміній, взаємодіючи з водою, витісняє водень:

$2Al + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow$  (після зняття плівки)

Проявляє амфотерні властивості:



Не взаємодіє з конц. нітратною та сірчаною кислотами, тільки – при нагріванні

# ОКСИД АЛЮМІНІЮ

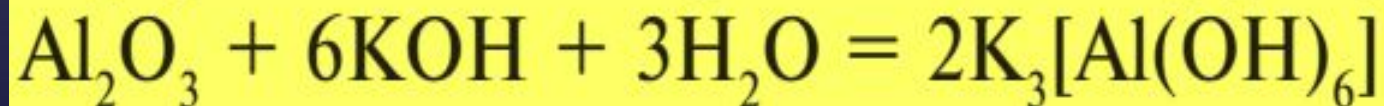
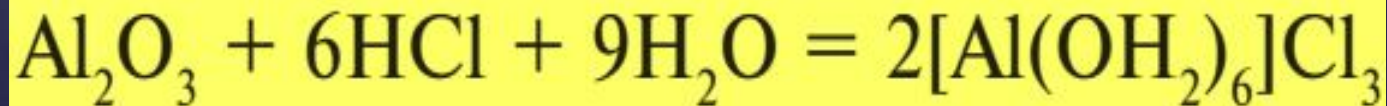
**Оксид алюмінію (III)** має кілька кристалічних модифікацій. Найважливіша модифікація  $\alpha$ -  $\text{Al}_2\text{O}_3$  – **корунд**. Він плавиться при  $2070^\circ\text{C}$  і кипить при  $3500^\circ\text{C}$ . За шкалою Мооса твердість корунду = 9. **Рубін та сапфір** – це корунд з домішками заліза та хрому

$\text{Al}_2\text{O}_3$  належить до класичних амфотерних оксидів і дає два види сполук:

1) солі, в яких Al (III) виконує роль катіона

2) алюмінати, де Al (III) виконує роль аніоноутворювача

## Амфотерні властивості



# ГІДРОКСИД АЛЮМІНІЮ

Гідроксид алюмінію (III) добувають взаємодією розчинних солей Al(III) з аміаком:



Гідроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$  розчиняється в кислотах і лугах, що свідчить про його **амфотерність**.

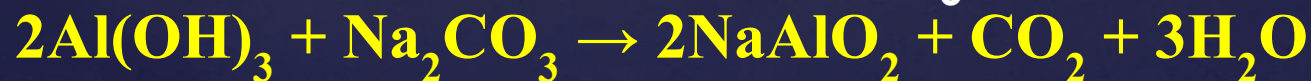
Розчинення в кислотах є наслідком процесу нейтралізації:



Розчинення в лугах є наслідком процесу комплексоутворення:



Алюмінати типу  $\text{MeAlO}_2$  утворюються при спіканні гідратованого в розчині  $\text{Al}(\text{OH})_3$  з лугами або содою:



# СОЛІ АЛЮМІНІЮ

Солі алюмінію  $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$  добре розчинні у воді та внаслідок гідролізу мають кисле середовище. Гідроліз солей алюмінію є складним і багатостадійним процесом:

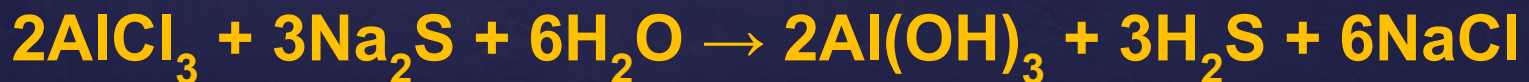


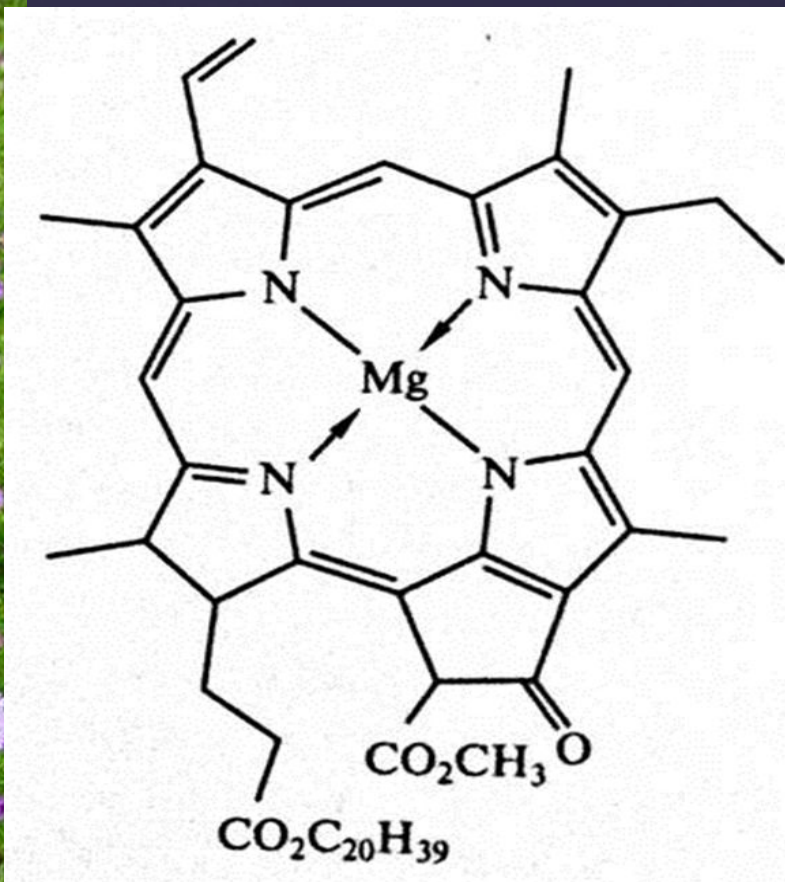
При нагріванні відповідних гідратів відбувається гідроліз:



з поступовим перетворенням  $\text{Al}(\text{OH})_3$  в  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

**Солі Al (III), утворені слабкими кислотами**, піддаються гідролізу, й існувати в гідратованому стані не можуть. Із водних розчинів, які містять, наприклад,  $\text{AlCl}_3$  і  $\text{Na}_2\text{S}$  сульфід алюмінію добути не можливо. Дійсно,  $\text{AlCl}_3$  і  $\text{Na}_2\text{S}$ , сумісно перебуваючи у водному розчині, “доводять” гідроліз один одного до кінця, і сульфід  $\text{Al}_2\text{S}_3$  не утворюється:





Дякую за увагу!

# Схема деяких реакцій Al

