

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	ρ г/см ³	t°пл. °С	t°кип. °С	ЕН	Ступені окиснення	Металічний радіус атома, нм
4	Берилій Be	[He] 2s ²	9,01	1,86	1283	2970	1,5	+2	0,113
11	Магній Mg	[Ne]3s ²	24,3	1,74	649,5	1120	1,2	+2	0,16
19	Кальцій Ca	[Ar] 4s ²	40,08	1,54	850	1487	1,0	+2	0,2
27	Стронцій Sr	[Kr] 5s ²	87,62	2,67	770	1367	1,0	+2	0,213
55	Барій Ba	[Xe] 6s ²	137,34	3,61	710	1637	0,9	+2	0,221
87	Радій Ra	[Rn] 7s ²	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 MgCO_3 – магнезит

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

Ca 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

CaF_2 – плавиковий шпат (флюорит)

Sr SrSO_4 – целестин

Ba BaSO_4 – барит

BaCO_3 – вітерит



s-елементи ІІА групи

Способи отримання металів:

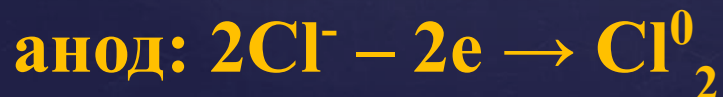
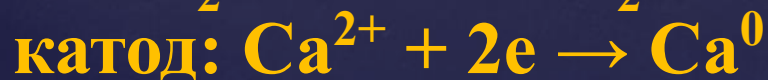
Берилій отримують відновленням фториду:



Барій отримують відновленням оксиду:



Решта металів отримують електролізом розплавів хлоридів:



s-елементи ІА 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 – BaO₂:



s-елементи ІА групи

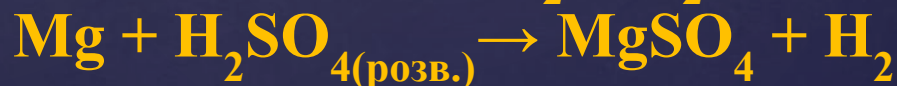
Хімічні властивості металів

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.

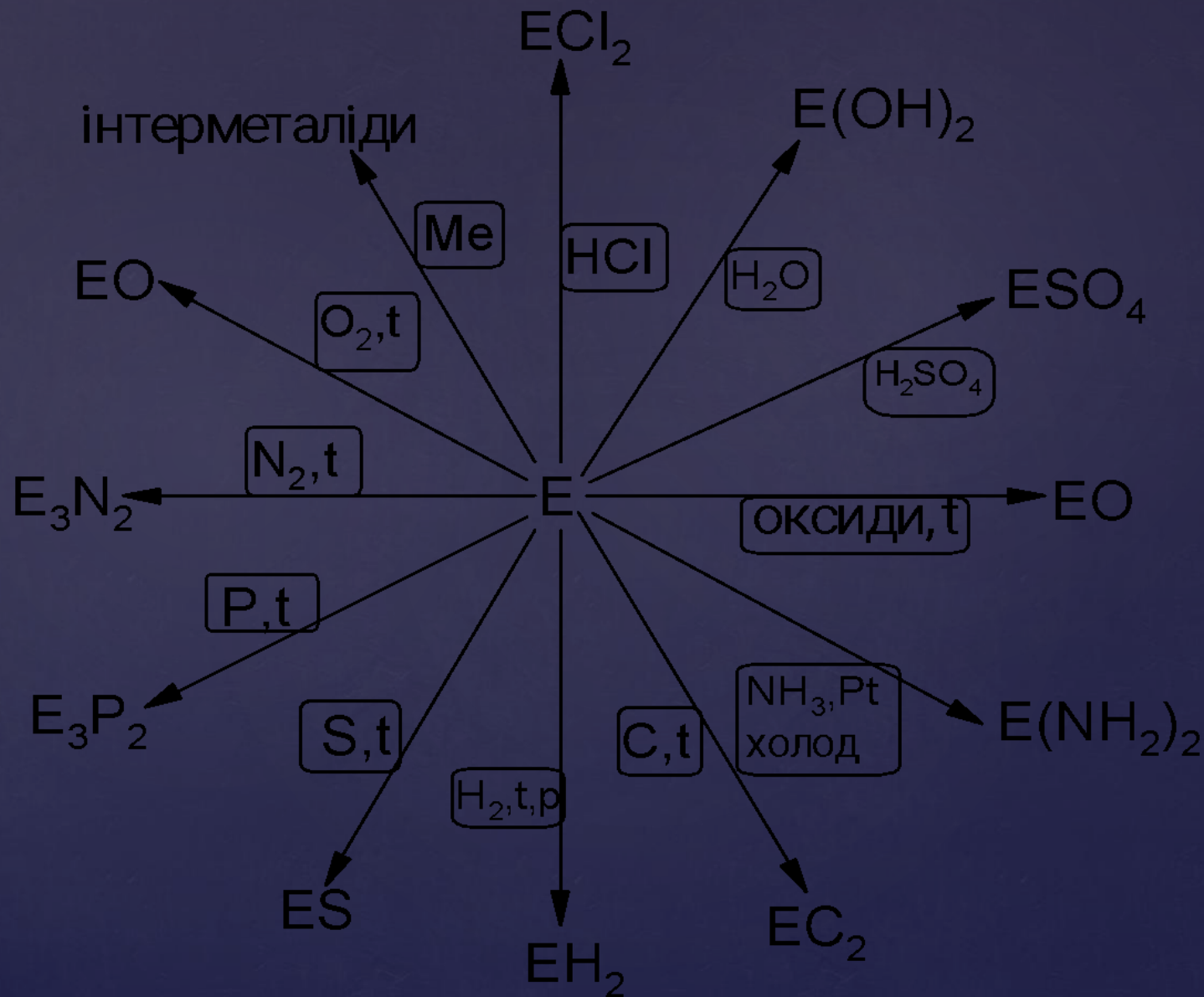
5. Якісна реакція на катіони лужноземельних металів – забарвлення полум'я в наступні кольори:

Ca²⁺ - темно-оранжевий

Sr²⁺ - темно-червоний

Ba²⁺ - ясно-зелений

Реакції лужноземельних металів

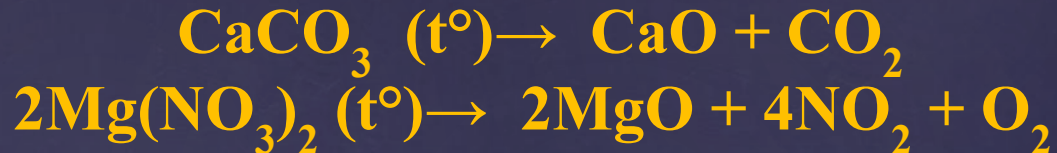


s-елементи ІА групи

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:

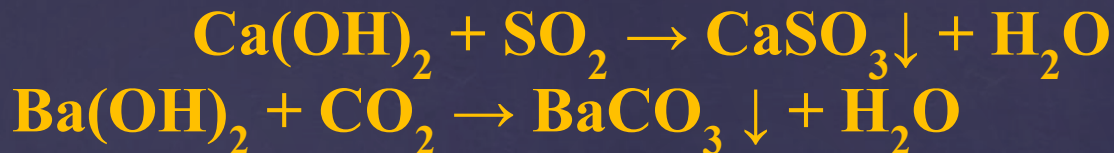
$Be(OH)_2$ – амфотерний гідроксид, $Mg(OH)_2$ – слабка основа, решта гідроксидів - сильні основи (луги)

s-елементи ІА групи

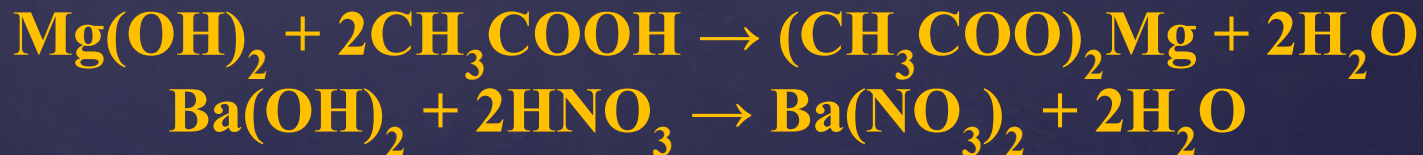
Гідроксиди металів ІА групи $R(OH)_2$

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.

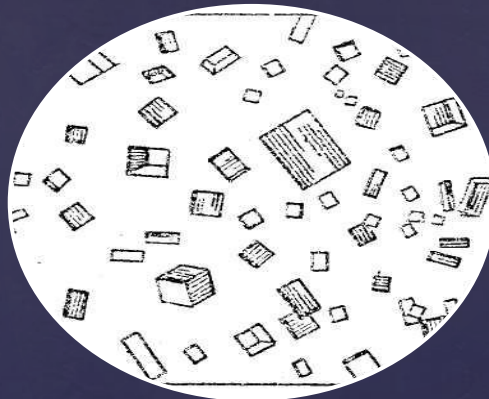
Сульфатна кислота (розведена) і розчинні сульфати (фармакопейна реакція за ДФУ) осаджують з розчинів солей Барію білий дрібнокристалічний осад $BaSO_4$:

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

s-елементи ІА групи

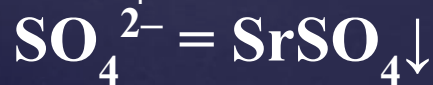
Характерні реакції іонів Sr^{2+}

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



Сульфатна кислота і розчинні сульфати утворюють білий осад

SrSO_4 практично нерозчинний в кислотах: $\text{Sr}^{2+} +$



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

s-елементи ІІА групи

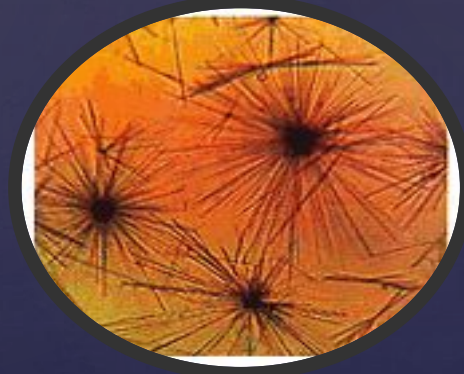
Характерні реакції іонів Ca^{2+}

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

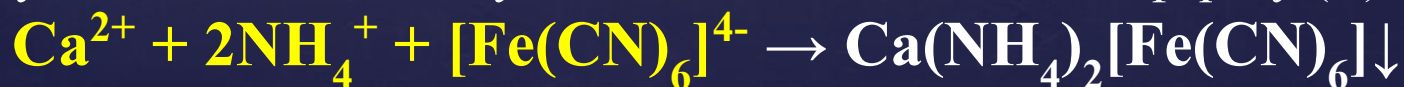


Осад CaC_2O_4 розчиняється у мінеральних кислотах, але не розчиняється в ацетатній кислоті.

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 Ca^{2+} за наявності іонів Ba^{2+} і Sr^{2+} .



Калій гексаціаноферат (ІІ) (фармакопейна реакція) осаджує іони Кальцію в присутності NH_3 і NH_4Cl з концентрованих розчинів або в присутності етанолу у вигляді білого осаду Кальцій-амоній гексаціаноферату (ІІ):



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
 CaSO_4 , MgSO_4 ,
 CaCl_2 і 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

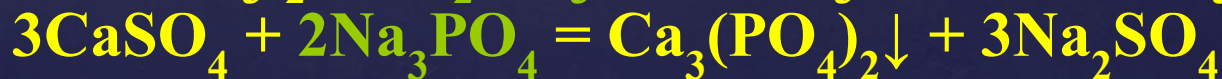
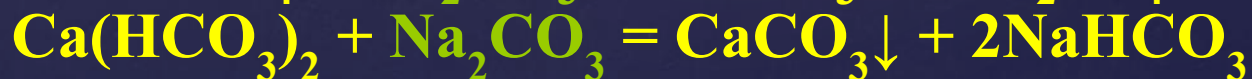
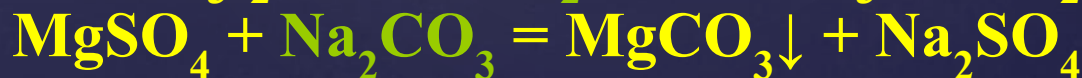
Способи усунення твердості води

Тимчасову твердість води усувають кип'ятінням:



Під час нагрівання йони Ca^{2+} і 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
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							

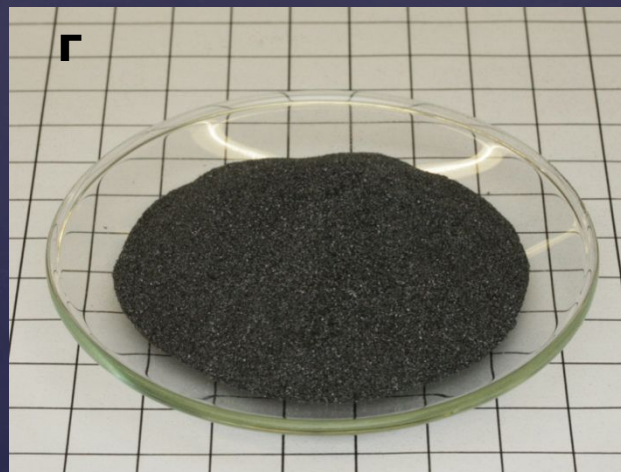
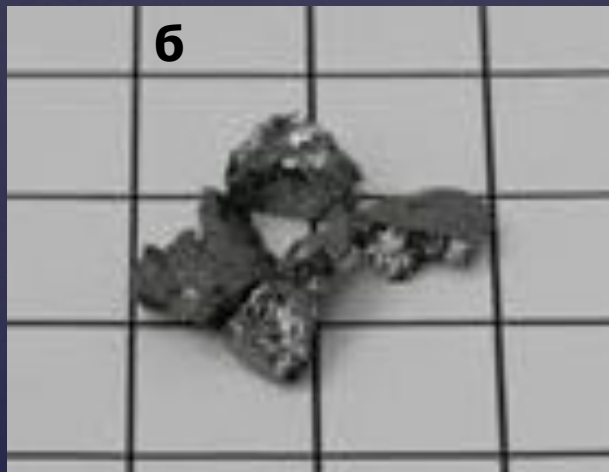
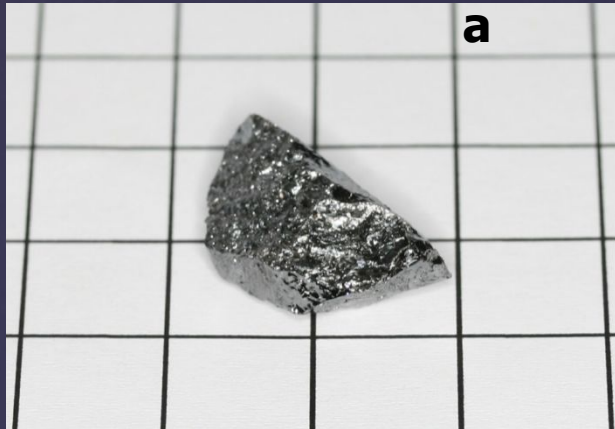
p-Елементи IIIA групи

Бор і Алюміній

Властивості елементів підгрупи алюмінію

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

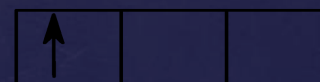
БОР

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.

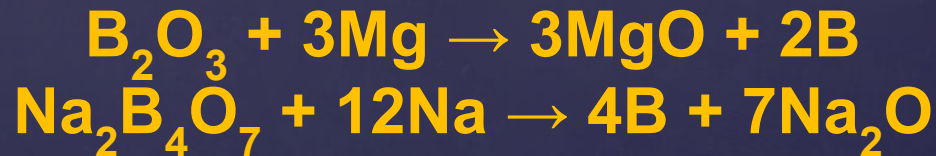
Борна кислота - H_3BO_3

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 BJ_3 , термолізом або відновленням BBr_3 воднем на танталовій нитці при $1300\text{-}1500^\circ\text{C}$, а також кристалізацією розплаву аморфного бору (наприклад, із розплаву Al)

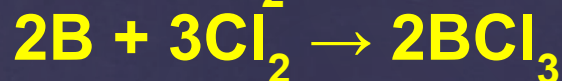
БОР Хімічні властивості

Бор хімічно інертний

1. З киснем він реагує при температурі вищій за 700⁰С з утворенням борного ангідриду:

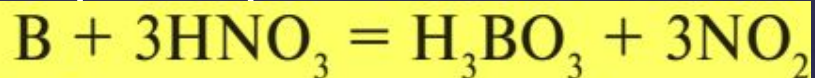


2. При ще вищій температурі бор реагує з азотом, хлором:



3. З металами взаємодіє з утворенням боридів.

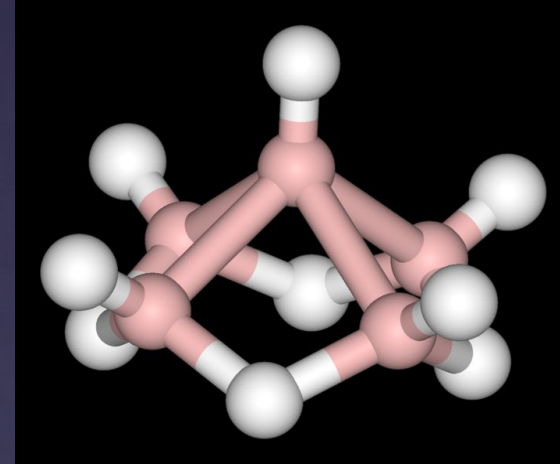
4. Розбавлені кислоти на бор не діють. Нітратна кислота окиснює бор до ортоборної кислоти:



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



БОР Хімічні властивості



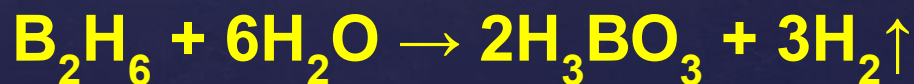
Гідриди бору – борани мають склад, подібний із складом вуглеводнів. Так, отримані борани насиченого (B_nH_{2n+2}) і ненасиченого (B_nH_n) рядів. Найпростіший бороводень BH_3 димерізується у диборан – B_2H_6

Борани отримують дією кислот і води на бориди деяких металів:



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

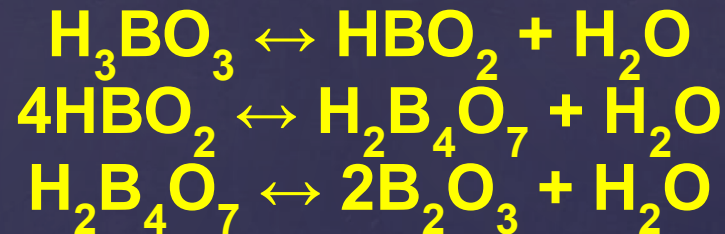
На повітрі суміш боранів самозапалюється з утворенням H_2O і B_2O_3 , а при їх взаємодії з водою утворюється борна кислота і молекулярний водень:



БОР Хімічні властивості

ОКСИГЕНОВМІСНІ СПОЛУКИ БОРУ

До числа найважливіших кисневмісних сполук бору відноситься **ортоборна кислота H_3BO_3** . Це безколірні, пластинчаті, блискучі кристали, які розкладаються при температурі вищій за 185°C . При нагріванні ортоборна кислота піддається дегідратації:



Процес дегідратації H_3BO_3 оборотний

3% розчин борної кислоти (антибактеріальний засіб)



Кристалічна борна кислота

Структурна формула борної кислоти

Кислота борна

Хімічні властивості

Ортоборна кислота являє собою типовий слабкий електроліт. Кислотні властивості виражені слабо. Раніше дисоціацію H_3BO_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*:

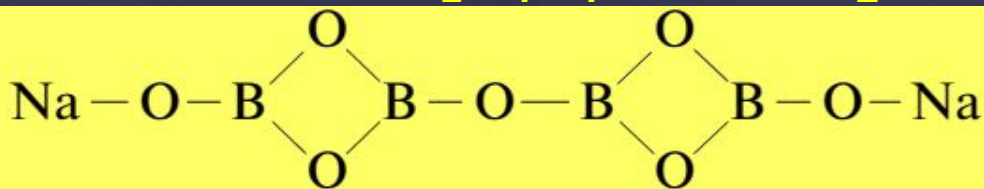


Борно-етиловий ефір – летка сполука і забарвлює полум'я в характерне **зелене забарвлення**

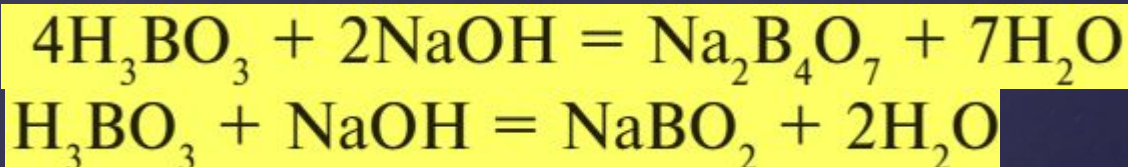
Тетраборат натрію (бура)

Хімічні властивості

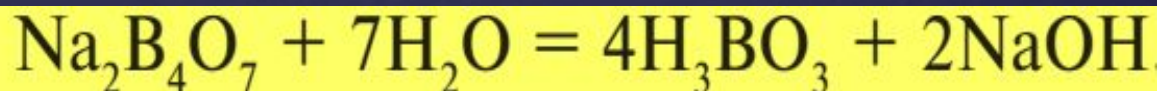
Тетраборна кислота у вільному стані невідома $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$
Її солі – тетраборати - $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, або $\text{Na}_2\text{O} \cdot 2\text{B}_2\text{O}_3$



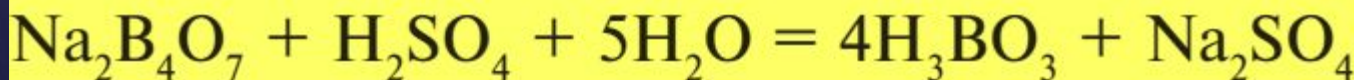
Борати утворюються при нейтралізації борної кислоти:



Тетраборати розчинні у воді, тому гідролізуються :



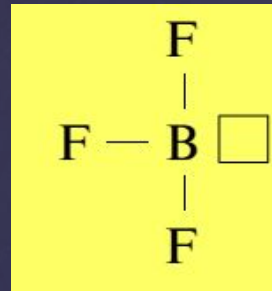
Тетраборати взаємодіють з сульфатною кислотою:



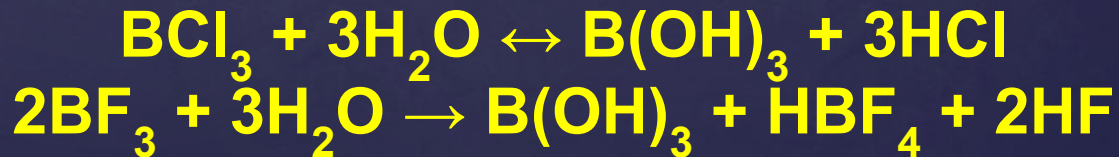
Галогеніди бору

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 HBF_4 з розчину вона розпадається на HF і 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 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°C - $1200^\circ\text{C} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$;
- 4) **електроліз** Al_2O_3 (проводять при температурі 900 - 950°C ; склад електроліту: 85 - 90% Na_3AlF_6 , 10 - 15% Al_2O_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=658⁰С). Алюміній в чистому вигляді – м'який метал. Проявляє виражені відновні властивості

Хімічні властивості алюмінію

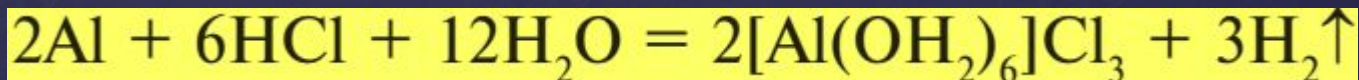
На поверхні алюмінію є оксидна плівка: $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

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 α - Al_2O_3 – **корунд**. Він плавиться при 2070°C і кипить при 3500°C . За шкалою Мооса твердість корунду = 9. **Рубін та сапфір** – це корунд з домішками заліза та хрому

Al_2O_3 належить до класичних амфотерних оксидів і дає два види сполук:

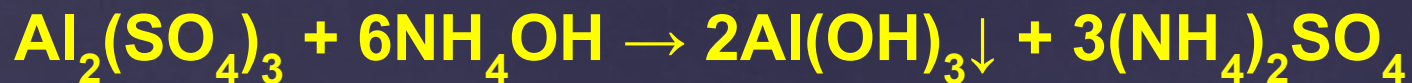
- 1) солі, в яких Al (III) виконує роль катіона
- 2) алюмінати, де Al (III) виконує роль аніоноутворювача

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**.

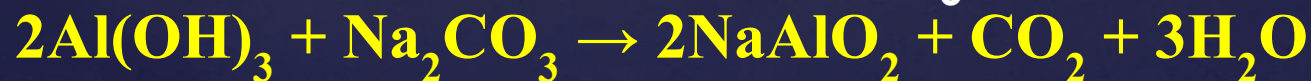
Розчинення в кислотах є наслідком процесу нейтралізації:



Розчинення в лугах є наслідком процесу комплексоутворення:



Алюмінати типу 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:

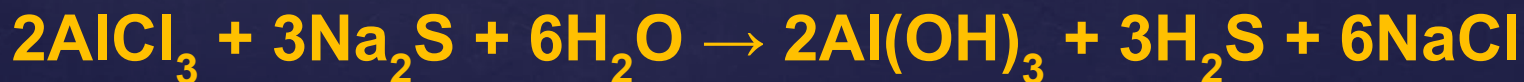


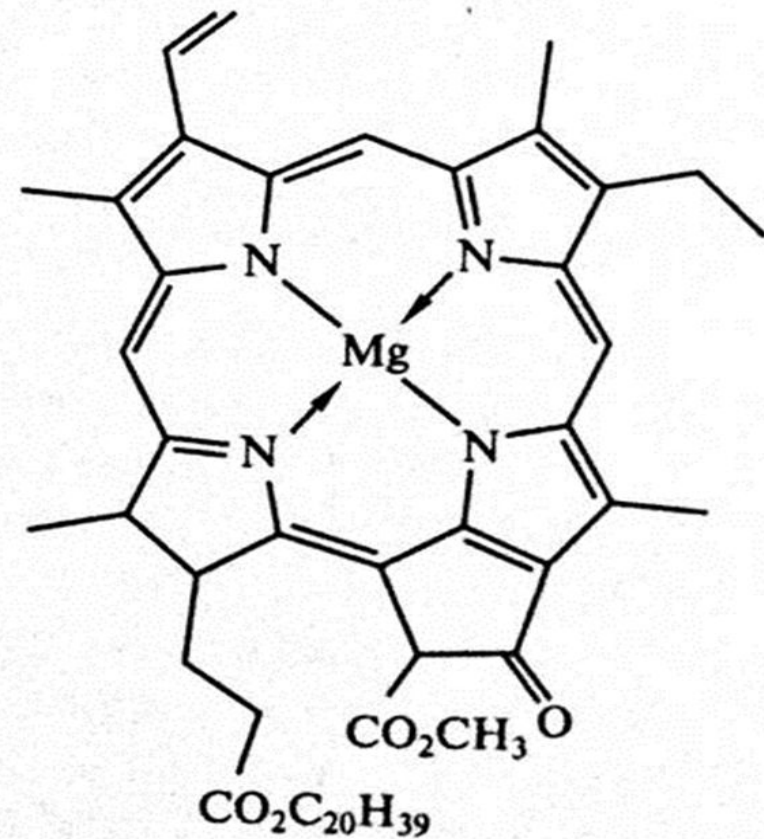
При нагріванні відповідних гідратів відбувається гідроліз:



з поступовим перетворенням $\text{Al}(\text{OH})_3$ в Al_2O_3 .

Солі Al (III), утворені слабкими кислотами, піддаються гідролізу, й існувати в гідратованому стані не можуть. Із водних розчинів, які містять, наприклад, AlCl_3 і Na_2S сульфід алюмінію добути не можливо. Дійсно, AlCl_3 і Na_2S , сумісно перебуваючи у водному розчині, “доводять” гідроліз один одного до кінця, і сульфід Al_2S_3 не утворюється:





Дякую за увагу!

Схема деяких реакцій Al

