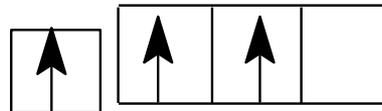
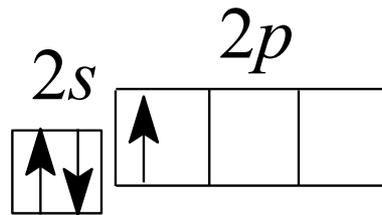


# $p^1$ -елементи: B, Al, Ga, In, Tl

---

У незбудженому стані конфігурація зовнішнього рівня  $\dots ns^2 np^1$ ,

У збудженому стані  $\dots ns^1 np^2$



# Характеристики $p^1$ -елементів

Характеристика	B	Al	Ga	In	Tl
Ковалентний радіус атома, нм	0,082	0,118	0,126	0,144	0,148
Металічний радіус атома, нм	0,091	0,143	0,139	0,166	0,171
Енергія іонізації $I_1$ , кДж/моль	800,64	577,54	578,84	558,30	589,35
Спорідненість до електрона $E_{e^-}$ , кДж/моль	26,987	41,759	41,5	29	19,3
$\chi$ (за шкалою Полінга)	2,04	1,61	1,81	1,78	1,8
Температура плавлення, °C	2075	660,32	29,771	156,6	304
Температура кипіння, °C	4000	2519	2204	2072	1473
$E_{298}^{\circ}$ , В	—	-1,662	-0,549	-0,338	0,741

# Природні сполуки бору

---

Кисневі сполуки: борна кислота  $\text{H}_3\text{BO}_3$  та бура  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

**Бор** – кристалічна речовина, чорного кольору, тугоплавка.

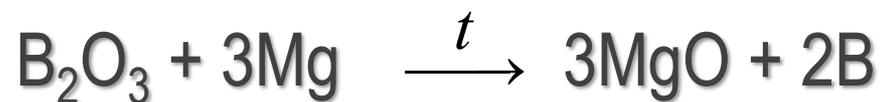
**Кристалічний бор** – напівпровідник; електропровідність зростає із підвищенням температури.

**Аморфна модифікація бору** більш реакційноздатна.

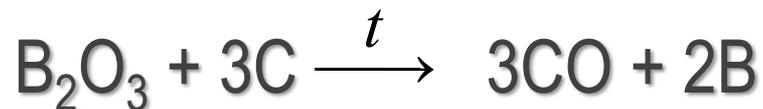
# Отримання бору

---

Нагріванням борну кислоту переводять у борний ангідрид,  $B_2O_3$  відновлюють :

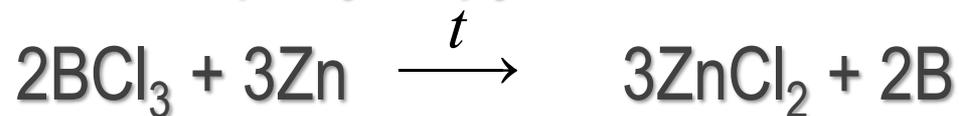


(з домішкою боридів магнію);



(з домішкою карбідів бору)

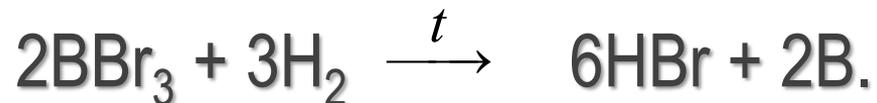
Відновлення з хлориду бору :



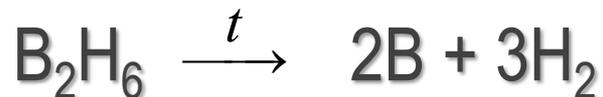
# Отримання бору

---

Дуже чистий бор можна отримати термічним розкладанням пари  $BBr_3$  на танталовому дроті, що нагрівається електричним струмом, у присутності водню :

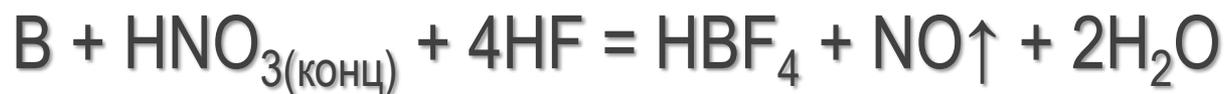
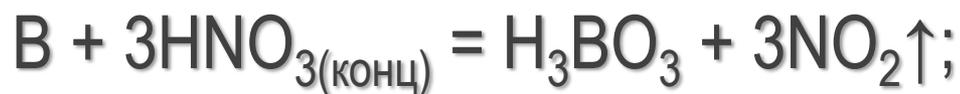
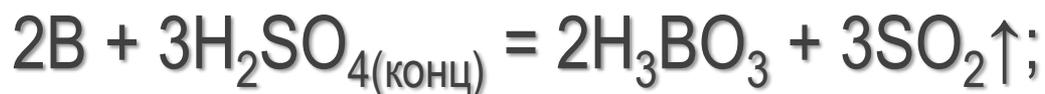
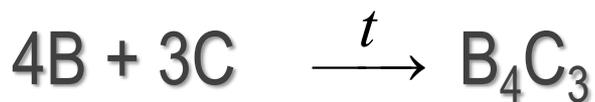
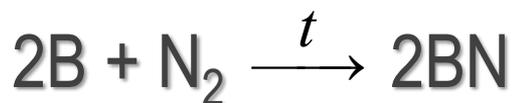
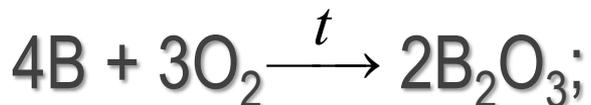
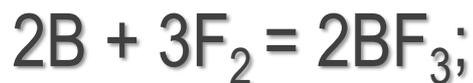


Розкладанням водневих сполук :



# Хімічні властивості бору

---



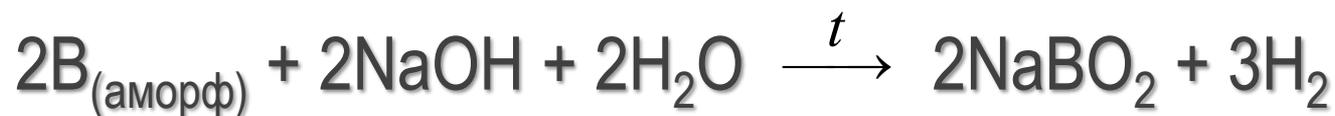
# Хімічні властивості бору

---

З лугами реагує лише у присутності сильних окиснювачів :



Аморфний бор може реагувати з лугами під час кип'ятіння :



# Бориди

---

формально відповідають валентностям :



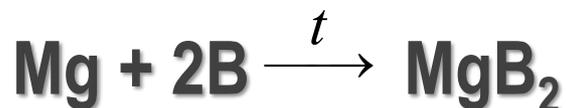
Склади ряду боридів можна відобразити загальними формулами :



# Бориди

---

Утворюються при сплавленні простих речовин :



Тверді, електропровідні. Часто мають дуже високі температури плавлення :

$\text{ZrB}_2$  – 3040°C,  $\text{HfB}_2$  – 3250°C. Стійкі до кислот. Стійкість зростає у ряду :



$\text{MgB}_2$  розкладається будь-якими кислотами та водою. На  $\text{TaB}_2$  ( $t_{\text{пл}} = 3200^\circ\text{C}$ ) не діє навіть царська горілка

# Галогеніди бора

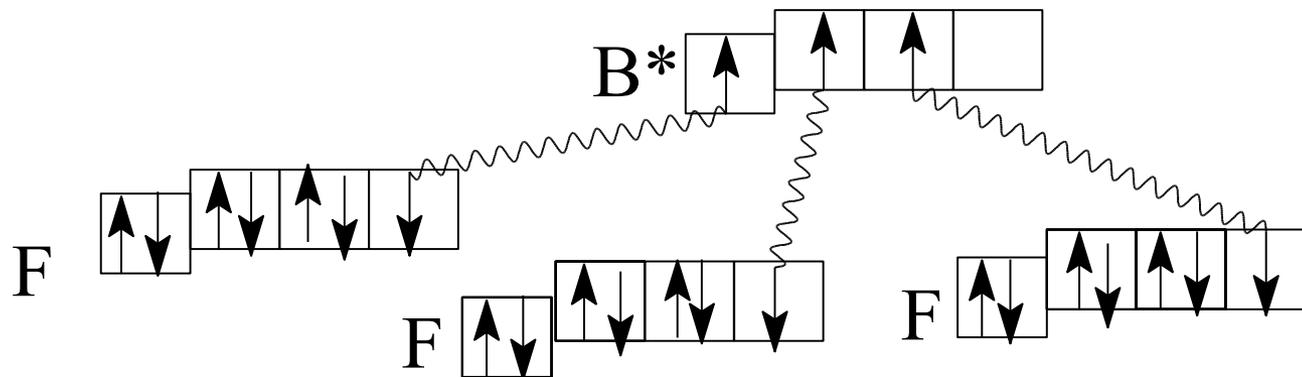
	$\text{BF}_3$	$\text{BCl}_3$	$\text{BBr}_3$	$\text{BI}_3$
	газ	газ	рідина	твердий
$E_{\text{зв'язку}}$ , кДЖ	644	443	376	284
Стійкість падає				

$\text{BI}_3$  під впливом світла розкладається вже за нормальних умов.

# BF<sub>3</sub>

---

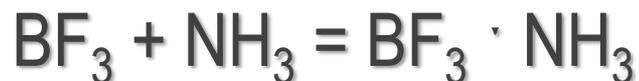
Тип гібридизації  $sp^2$ :



# Кислоти Льюїса

---

молекули  $\text{BF}_3$  можуть бути акцепторами електронної пари та брати участь в утворенні зв'язків за донорно-акцепторним механізмом :



( $\text{BF}_3$  – кислота Льюїса).

Іон  $\text{BF}_4^-$  має тетраедричну структуру ( $sp^3$ -гібридизація).

# Галогеніди бора

---

являють собою безбарвні речовини, що димять у вологому повітрі, кислотний характер :



## Тетрафтороборна кислота, тетрафтороборати

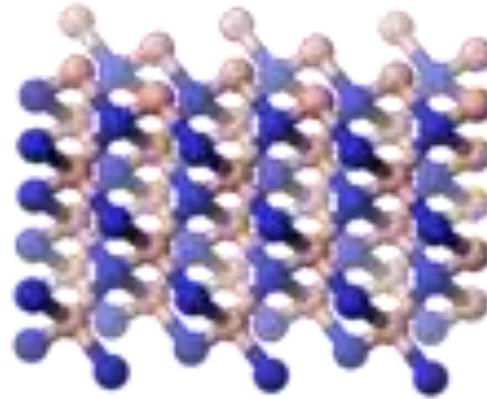
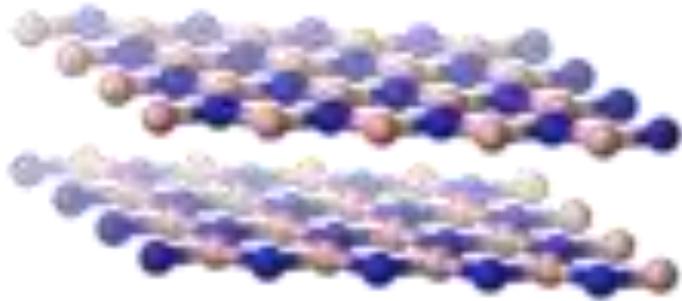
$\text{H}[\text{BF}_4]$  стійка тільки в розчині, її кислотні властивості виражені сильніше, ніж у  $\text{HF}$ . Більшість із солей  $\text{HBF}_4$  (тетрафтороборатів) безбарвні і добре розчиняються у воді.

Кислотні галогеніди бору реагують із основними галогенідами :



# Нітрид бора BN

Сполуки бору з азотом є аналогами вуглецю. Нітрид бору існує у двох модифікаціях : «білий графіт» та «боразон» або «ельбор», за твердістю рівний алмазу.



**Білий графіт** — білий, схожий на тальк порошок, має графітоподібну кристалічну структуру,  $t$  плавлення **3000 °C**, напівпровідник, застосовується як тверде високотемпературне мастило.

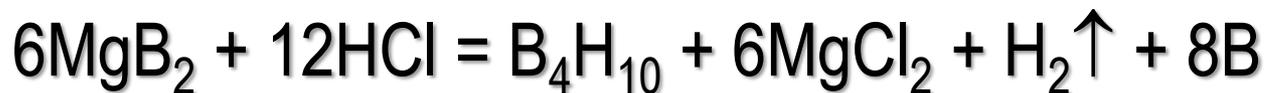
# Борани (бороводні , гідриди бора)

Загальна формула  $B_nH_{(n+4)}$  або  $B_nH_{(n+6)}$  ( $n = 2-10$ )

---

Моноборан  $BH_3$  нестійкий ( $\Delta G^\circ_{f,298} = 109$  кДж/моль). В молекулі  $BH_3$  атоми бору координаційно ненасичені. Молекула  $BH_3$  легко приєднує частки – донори електронних пар ( $H_3B \cdot NH_3$ ), або утворює димер ( $B_2H_6$ ).

Найпростішою стійкою водневою сполукою бору є диборан  $B_2H_6$ .

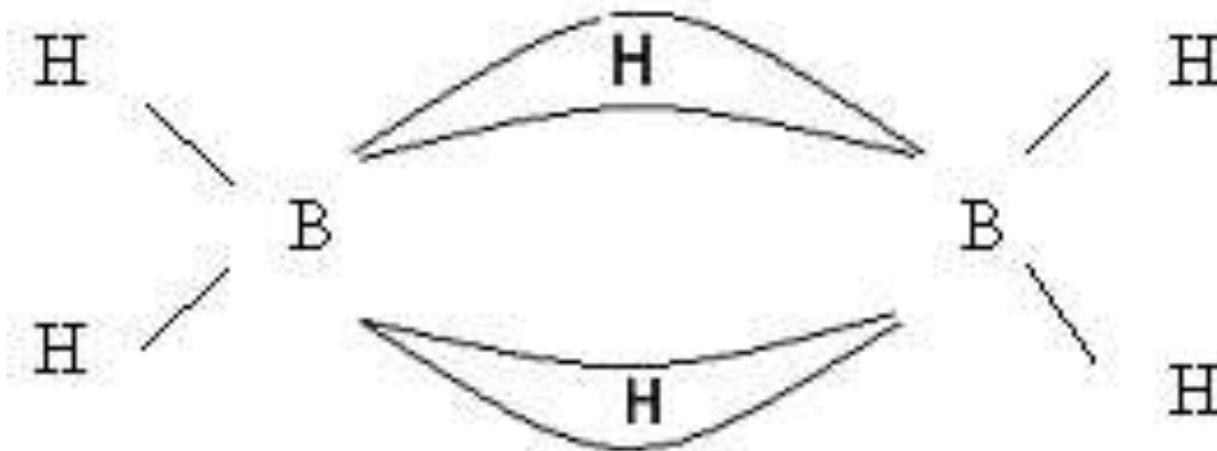


- За фізичними властивостями борани схожі на вуглеводні. Зі збільшенням молекулярної маси збільшуються температури їх плавлення та кипіння.

## Будова боранів. Електронодефіцитний або «банановий зв'язок».

---

«Банановий зв'язок» утворюється в результаті перекриття двох  $sp^3$ -гібридних орбіталей атомів бору та однієї s-орбіталі атома водню. Кожен містковий атом водню утворює з двома атомами бору загальний двоелектронний трицентровий зв'язок В – Н – В. Атоми бору та крайніх воднів розташовані в одній площині, а водневі містки – перпендикулярно до неї:



# Хімічні властивості боранів

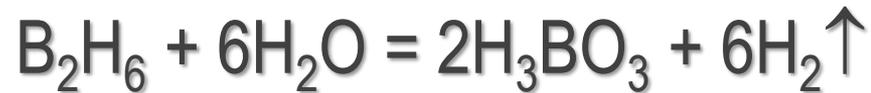
---

За звичайних умов нестійкі, одержувана при розкладанні кислотами сплавів бору з магнієм газова суміш на повітрі самозаймається :



Горіння боранів супроводжується виділенням величезної кількості тепла (використовуються як реактивне паливо).

Борани розкладаються водою :



тетрагідридоборати  $\text{M}[\text{BH}_4]$  (боргідриді або боронати) - похідні диборану, аналогічні фтороборатам. Водень в аніоні  $[\text{BH}_4]^-$  від'ємний.

$\text{NaBH}_4$  стійкий за звичайних умов і добре розчинний у воді.

Взаємодія диборану з порошком гідриду літію в киплячому ефірі веде до утворення тетрагідридоборату літію. :



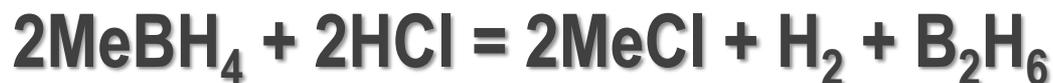
# Тетрагідридоборати

Тетрагідридоборати лужних металів мають характер типових солей. При розчиненні у воді взаємодіють із нею :



Швидкість гідролізу зменшується в ряду

$\text{Li} \gg \text{Na} > \text{K}$ , боргідриди Na та K розкладаються холодною водою дуже повільно. У кислому середовищі розкладання їх відбувається дуже швидко:



За допомогою  $\text{NaBH}_4$  отримують леткі гідриди Ge, Sn, As и Sb з їх хлоридів.

З  $\text{LiBH}_4$  можна отримати велику кількість водню.

# Отримання боранів

---

відновлення сполук бору воднем :



Відновлення галогенідів бору гідридами :

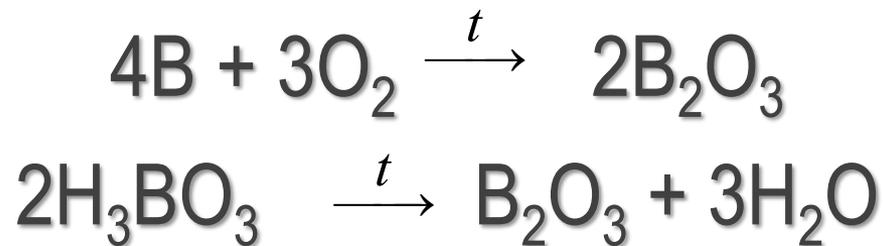


# Оксид бора $B_2O_3$

---

*Склоподібний* оксид бору має шарувату структуру ( $sp^2$ -гібридизація орбіталей атомів бору), у шарах атоми бору розташовані всередині рівносторонніх трикутників  $BO_3$ .

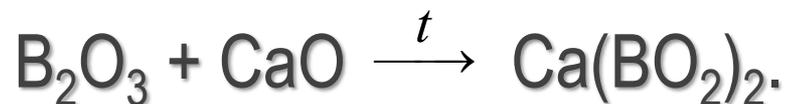
отримують при нагріванні бору на повітрі при  $700^\circ C$  або зневодненням  $H_3BO_3$  :



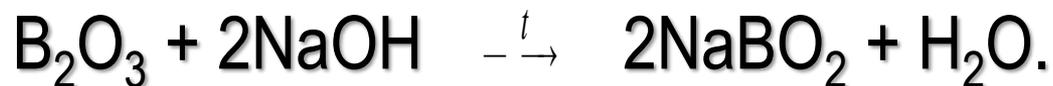
Кристалічний  $B_2O_3$  існує у двох модифікаціях, його отримують обережним відщепленням води від метаборної кислоти  $HBO_2$ . Борний ангідрид гігроскопічний, бурхливо розчиняється у воді.

---

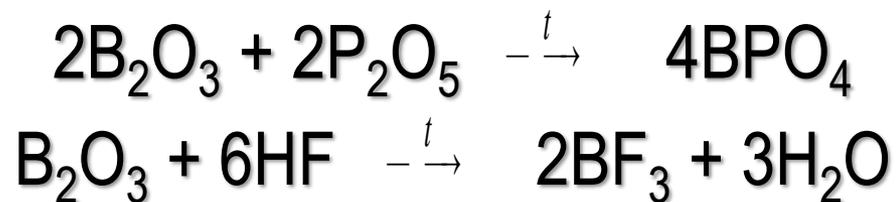
У розплавленому стані  $B_2O_3$  добре розчиняє оксиди багатьох елементів, утворюючи солі :



- $B_2O_3$  є кислотним оксидом :

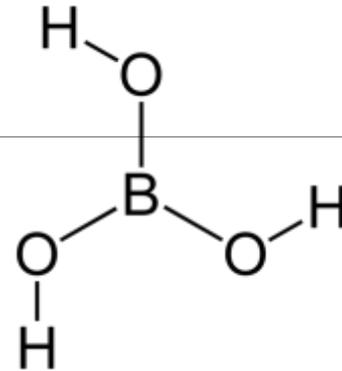


- $B_2O_3$  виявляє дуже слабкі ознаки **амфотерності**:



## Ортоборна кислота $\text{H}_3\text{BO}_3$

---



**Слабка кислота.** Безбарвна кристалічна речовина у вигляді лусочок без запаху, має шарувату ґратку ( $sp^2$ -гібридизація орбіталей атома бору), в якій молекули  $\text{H}_3\text{BO}_3$  поєднані **водневими зв'язками** у плоскі шари, з'єднані між собою міжмолекулярними зв'язками.

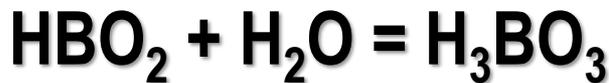
# Метаборна кислота $(\text{HBO}_2)_n$

є полімерною сполукою, безбарвні кристали, які в розчині легко гідратуються з утворенням ортоборної кислоти.

При нагріванні ортоборна кислота втрачає воду і спочатку переходить у метаборну кислоту, потім у тетраборну  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ . При подальшому нагріванні зневоднюється до  $\text{B}_2\text{O}_3$ :



У водному розчині всі кислоти бору перетворюються на  $\text{H}_3\text{BO}_3$ :



Ортоборна кислота у водному розчині не відщеплює  $\text{H}^+$ , а викликає зміщення рівноваги дисоціації води, приєднуючи з допомогою донорно-акцепторного взаємодії  $\text{OH}^-$ , виступає у ролі одноосновної кислоти :

---



$$K_{\text{дис}} = 5,8 \cdot 10^{-10}$$

- Стабільними є солі мета- та тетраборної кислот. Так, при дії на розчин ортоборної кислоти гідроксидом натрію утворюється не ортоборат, а тетраборат натрію (при нестачі  $\text{NaOH}$ ) або метаборат (у надлишку  $\text{NaOH}$ ):



Кислотний гідроліз тетраборату натрію призводить до утворення ортоборної кислоти :



Тетраборат натрію в надлишку лугу перетворюється на метаборат натрію :



При нагріванні борна кислота розчиняє оксиди металів, утворюючи солі.

Зі спиртами в присутності  $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$  утворює ефіри:



Утворення борнометилового ефіру  $\text{B}(\text{OCH}_3)_3$  є якісною реакцією на  $\text{H}_3\text{BO}_3$  та солі борних кислот, при підпалюванні борнометиловий ефір горить яскраво-зеленим полум'ям.

# Застосування

$^{10}\text{B}$  – поглинач нейтронів. При аваріях на атомних станціях скидають борну кислоту з ізотопом  $^{10}\text{B}$ .

$\text{H}_3\text{BO}_3$  – додають до жароміцного скла пірекс.

Борати: у складі пральних порошків, миючих засобів (пероксидні сполуки).

- Бура  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  застосовується при паянні металів. Бура у розплавленому стані розчиняє оксиди металів :

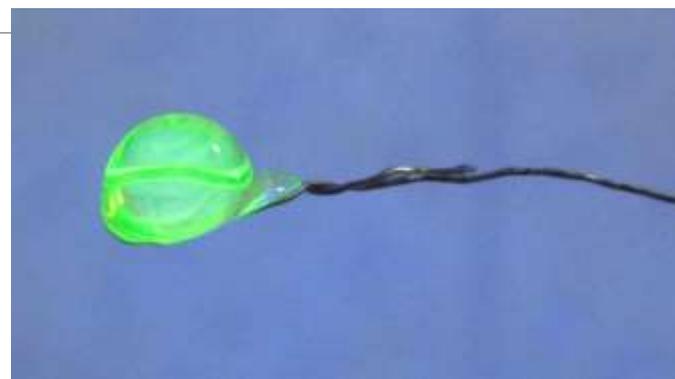


Розплав бури, розчиняючи оксиди металів, утворює так звані перли бури, застосовані при отриманні полив.

# Перли бури



З кобальтом



З міддю



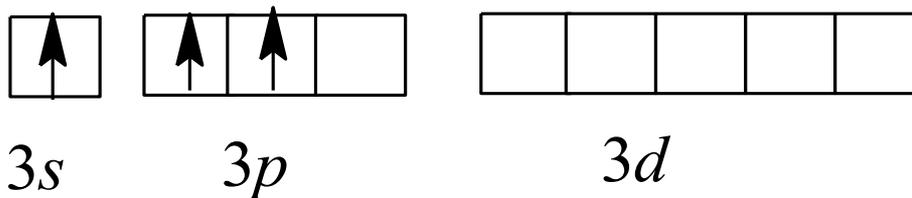
З нікелем



З хромом

# Алюміній

---



валентність **IV** ( $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ) та **VI** ( $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ )

# Знаходження у природі, фізичні властивості

---

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  – боксит,

$\text{Al}_2\text{O}_3$  – корунд,

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – каолінит,

$\text{Na}_3\text{AlF}_6$  – кріоліт,

$\text{Na}(\text{K})_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$  – нефелін.

- Сріблясто-білий пластичний метал, з високою тепло- та електропровідністю, дуже легкий (щільність  $2,7 \text{ г/см}^3$ ), але механічно міцний, плавиться за температури  $660^\circ\text{C}$ .

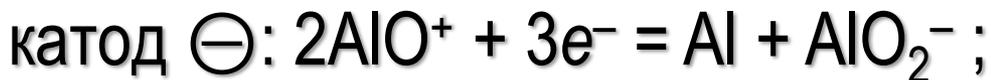
# Отримання Al

Електролізом розплаву  $\text{Al}_2\text{O}_3$  у присутності кріоліту  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ , введення якого суттєво знижує температуру плавлення. Температура плавлення чистого  $\text{Al}_2\text{O}_3$  дорівнює  $2072^\circ\text{C}$ . Використання кріоліту дозволяє проводити електроліз при порівняно низькій температурі  $1000^\circ\text{C}$ .

- Розчинений у кріоліті оксид алюмінію дисоціює :



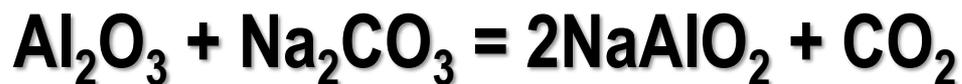
- На електродах протікають такі процеси :



Кріоліту  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  у природі міститься недостатня кількість, тому його готують штучно шляхом спільного розчинення  $\text{Al}(\text{OH})_3$  та соди в плавиковій кислоті  $\text{HF}$ :



- Для виділення чистого  $\text{Al}_2\text{O}_3$  боксит спочатку обпалюють, при цьому видаляється вода, що міститься в ньому, потім його сплавляють з содою :

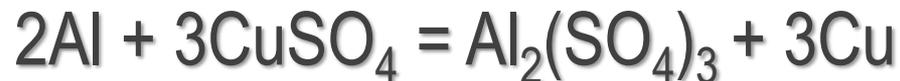
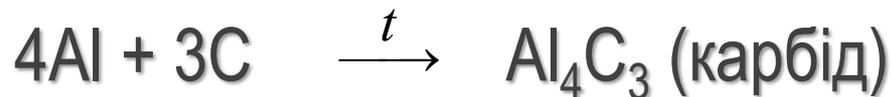


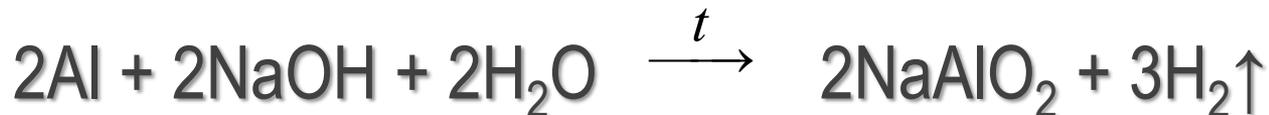
- сплав алюмінату натрію розчиняють у воді, при цьому домішки  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  та інші випадають в осад, який відокремлюють. Потім через розчин алюмінату натрію пропускають  $\text{CO}_2$  і отримують чистий  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , при прожарюванні якого утворюється  $\text{Al}_2\text{O}_3$ :



# Хімічні властивості

---





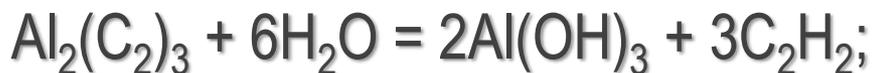
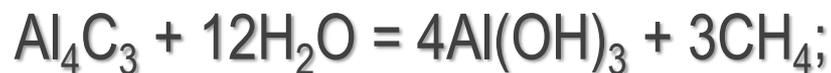
# Карбіди та нітриди

---

$\text{Al}_4\text{C}_3$  – метанід,  $\text{Al}_2(\text{C}_2)_3$  – ацетиленід. Ацетиленід можна отримати за реакцією :

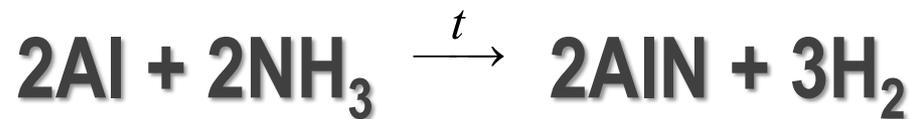


Карбіди та нітриди – солеподібні речовини, що розкладаються водою :



---

**Нітрид** може бути отриманий при пропусканні через алюміній аміаку :



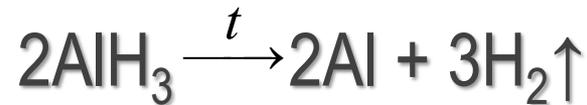
**Гідрид алюмінію**  $\text{AlH}_3$  отримують непрямым шляхом.

$\text{AlH}_3$  – безбарвна або біла тверда речовина, що має полімерну структуру:  $(\text{AlH}_3)_n$ .



Розкладається водою, при нагріванні вище  $100^\circ\text{C}$

---



$\text{AlH}_3$  взаємодіє з основними гідридами в ефірному розчині з утворенням гідридоалюмінатів :



Повільно вступає в реакцію з дибораном, утворюючи борогідрид алюмінію :





$\text{Al}_2\text{O}_3$  – тверда тугоплавка речовина; існує у кількох кристалічних модифікаціях. Найбільш відомий  $\alpha$ - $\text{Al}_2\text{O}_3$  (*корунд*): біла, тугоплавка, хімічно інертна речовина. Хімічна стійкість, термічна стійкість  $\text{Al}_2\text{O}_3$  пояснюються міцністю зв'язків Al–O.

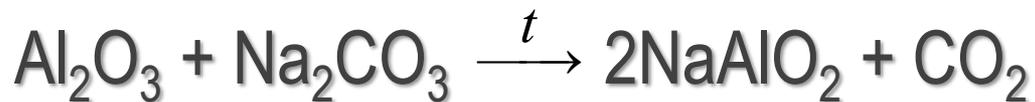
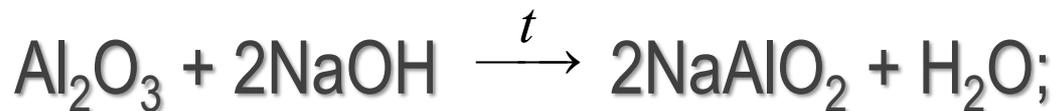
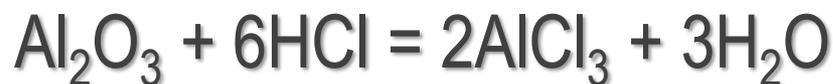
Кристалізований з розплаву  $\text{Al}_2\text{O}_3$  має назву *алунд*, він використовується при виготовленні тиглів та вогнетривких матеріалів.

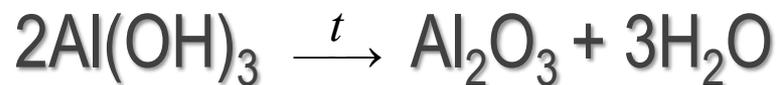
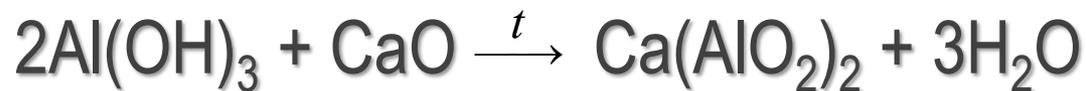
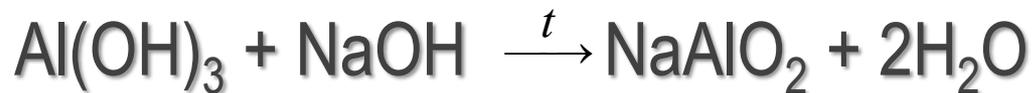
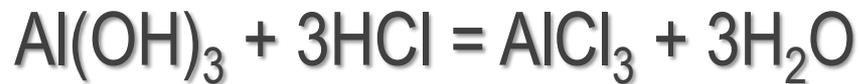
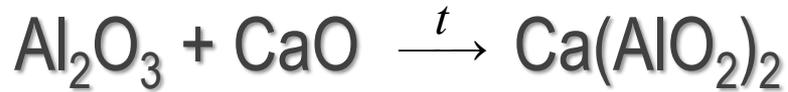
# Al(OH)<sub>3</sub>

---

тверда речовина білого кольору, нерозчинна у воді.  
Формула Al(OH)<sub>3</sub> є умовною, точніше **Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · nH<sub>2</sub>O**.

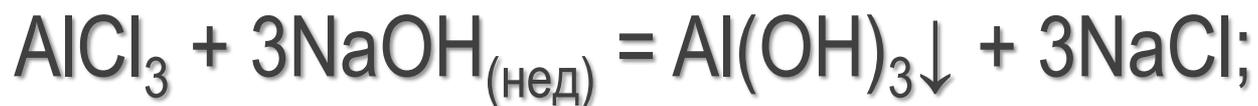
## Хімічні властивості





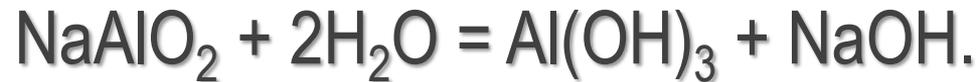
# Отримання $\text{Al}_2\text{O}_3$ , $\text{Al}(\text{OH})_3$

---

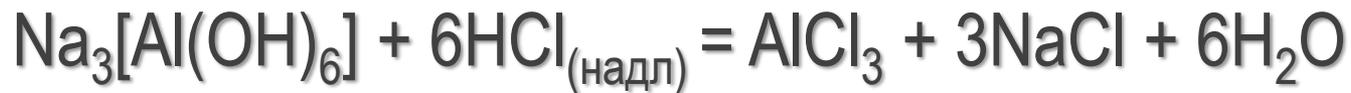
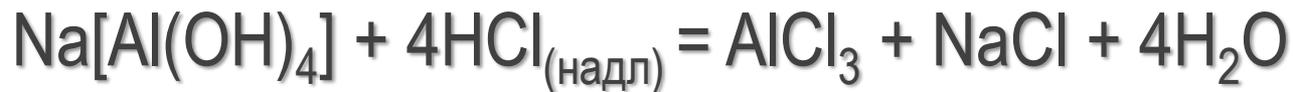


Алюмінати під дією води практично повністю розкладаються :

---



Алюмінати також розкладаються кислотами. Склад продукту залежить від кількісного співвідношення між сіллю та кислотою :

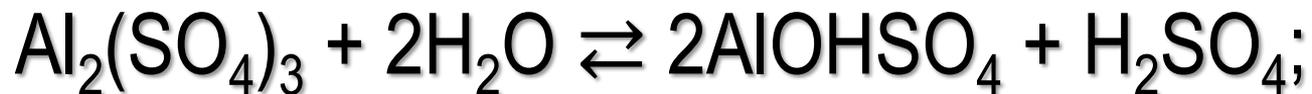


Солі  $\text{Al}^{3+}$  виділяються з розчинів у вигляді кристалогідратів :  $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ .

---

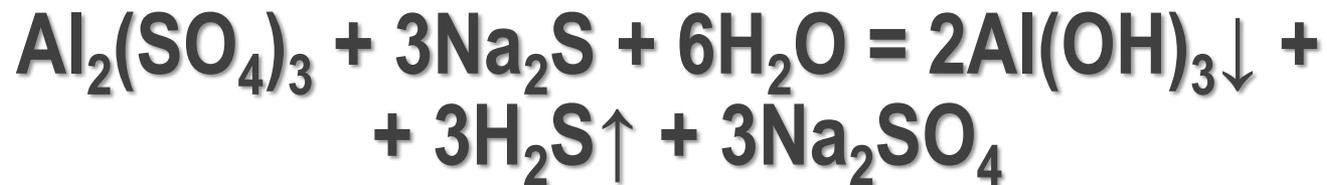
Сульфати алюмінію з сульфатами лужних металів утворюють *подвійні солі* – галуни ( $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  – алюмокалієві галуни)

- Усі солі  $\text{Al}^{3+}$  розчинні, крім  $\text{AlPO}_4$ ,  $\text{AlF}_3$ . У водних розчинах солі  $\text{Al}^{3+}$  піддаються гідролізу :



---

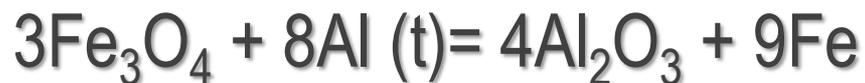
Солі алюмінію, утворені слабкими кислотами (сульфіди, сульфіти, карбонати, ціаніди), не можуть бути виділені з водних розчинів, оскільки повністю гідролізуються :



# Застосування Al

---

Алюміній використовують для одержання *терміту*. Теплоти, що виділяється при згорянні терміту, достатньо для зварювання залізничних рейок :



Алюміній застосовують у металургії (алюмотермія)

Корунд  $\text{Al}_2\text{O}_3$  – абразивний матеріал

Галуни – для очищення води, виробництво паперу

Галогеніди Al - каталізатори

# Галій, індій, талій

---

Радіуси атомів та іонів зростають від Ga до Tl, відповідно до цього відновлювальні властивості збільшуються, збільшується відмінність енергій зв'язку *s*- та *p*-електронів зовнішнього шару та відповідно зменшується найбільш характерний ступінь окислення : для Ga та In він дорівнює +3, а для Tl – +1.

# Фізичні властивості простих речовин

	Ga	In	Tl
Т. пл., °С	29,8	156,6	303,6
Т. кип., °С	2403	2024	1457
$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	5,90 (Т)	7,30	11,84



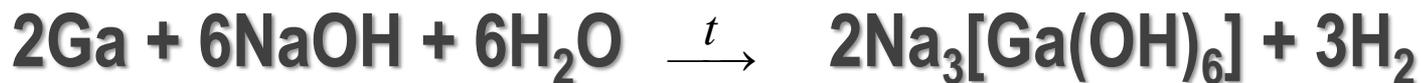
Галій

Індій



Талій

Галій на повітрі покривається щільною оксидною плівкою  $\text{Ga}_2\text{O}_3$  і тому мало змінюється. У Ga, як і в алюмінію, наявні амфотерні властивості. Він реагує з розведеними кислотами і з лугами в присутності окислювачів (або при нагріванні):



Ga, In і Tl можуть реагувати з галогенами :



молекули  $\text{ECl}_3$  димеризовані:



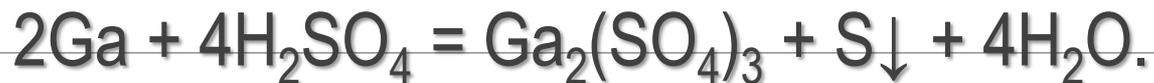
Відома сполука складу  $\text{GaCl}_2$ , яка може бути отримана:



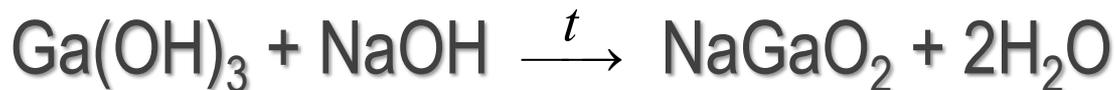
- По відношенню до холодної води галій цілком стійкий. Концентрована сірчана та концентрована азотна кислоти пасивують алюміній, але взаємодіють з галієм, індієм, талієм :



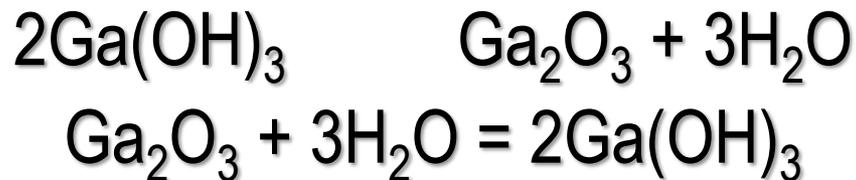
Реакція галію з сульфатною кислотою має особливість: сірка, що виділяється, огортає поверхню галію щільною плівкою і перешкоджає його подальшому розчиненню :



Гідроксид галію амфотерний :



- З гідроксиду прожарюванням можна отримати оксид, який легко розчиняється у воді :



- Прямим синтезом можуть бути отримані сульфід  $\text{Ga}_2\text{S}_3$ , а також напівпровідники фосфід  $\text{GaP}$ , арсенід  $\text{GaAs}$ , антимонід  $\text{GaSb}$ .

Солі галію добре розчиняються у воді, при осадженні з розчинів виділяються кристалогідрати:  $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$

---

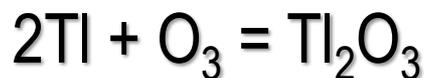
- На повітрі **індій** вкривається щільною і міцною оксидною плівкою, а **талій** повільно окислюється, тому його зберігають під шаром кип'яченої дистильованої води або покривають лаком. Обидва метали м'які та крихкі з гарною електричною провідністю. Для **індію** та **талію** відомі два ряди сполук, які відповідають ступеням окислення +3 та +1.

Від  $\text{Ga}_2\text{O}_3$  до  $\text{Tl}_2\text{O}_3$  кислотні властивості оксидів слабшають, а основні посилюються.  $\text{Tl}_2\text{O}_3$  не взаємодіє із лугами. Стійкість оксидів зверху донизу падає.  $\text{Tl}_2\text{O}_3$  при невеликому нагріванні розкладається з утворенням  $\text{Tl}_2\text{O}$  та  $\text{O}_2$ .  $\text{Tl}_2\text{O}$  розчиняється в  $\text{H}_2\text{O}$ :

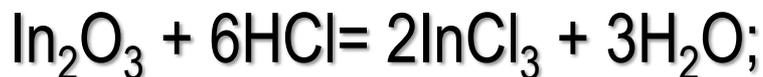


За розмірами іон  $\text{Tl}^+$  близький до іона  $\text{K}^+$ , звідси близькість властивостей їх сполук.

- Жовтий оксид  $\text{In}_2\text{O}_3$  може бути отриманий взаємодією простих речовин, а коричневий  $\text{Tl}_2\text{O}_3$  – при окисненні талію озоном:



- У воді оксиди практично нерозчинні, але здатні розчинятися у кислотах :



# Основні властивості гідроксидів послідовно змінюються :

---

$\text{Ga}(\text{OH})_3$	$\text{In}(\text{OH})_3$	$\text{Tl}(\text{OH})_3$	$\text{TlOH}$
амфотерний гідроксид	амфотерний гідроксид з більш вираженими основними властивостями	основа середньої сили	сильна основа (луг)

# Використання галію, індію, талію

Напівпровідникові матеріали та вакуумна техніка.

---

Індій використовують у виробництві дзеркал, а також у ювелірній справі («зелене золото» – сплав 75% Au, 20% Ag і 5% In).

Численні сплави індію мають низькі температури плавлення, тому використовуються у запобіжниках і як припої.

Розподілення індію за галузями використання у XXI сторіччі. Японія використовує 53% світового виробництва індію, США – 21%, інші країни – менше 1%.

Галузь використання	Використання, %
Припої та сплави	10
Покриття і сплави у виробництві підшипників	20
Електротехніка	15
Оксидні покриття	25
Потреби науки	7