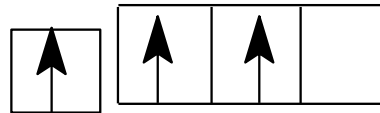
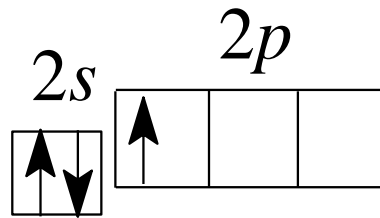


p^1 -елементи: B, Al, Ga, In, Tl

- 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
χ (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}° , В	–	–1,662	–0,549	–0,338	0,741

Природні сполуки бору

Кисневі сполуки: борна кислота H_3BO_3 та бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

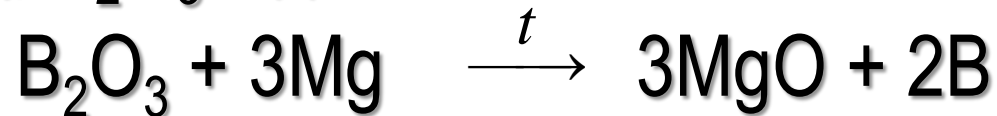
Бор – кристалічна речовина, чорного кольору, тугоплавка.

Кристалічний бор – напівпровідник; електропровідність зростає із підвищенням температури.

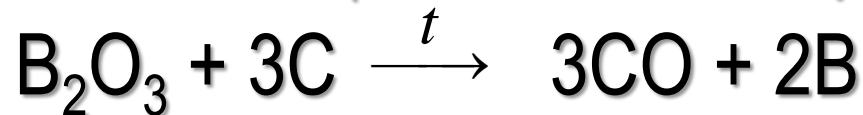
Аморфна модифікація бору більш реакційноздатна.

Отримання бору

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

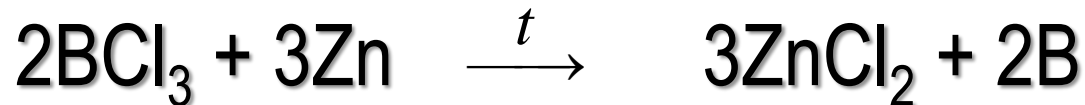


(з домішкою боридів магнію);



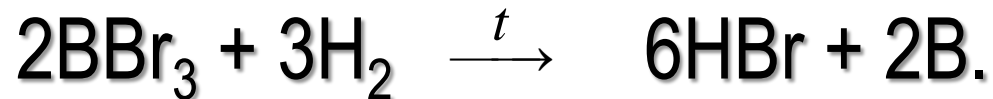
(з домішкою карбідів бору)

- Відновлення з хлориду бору :

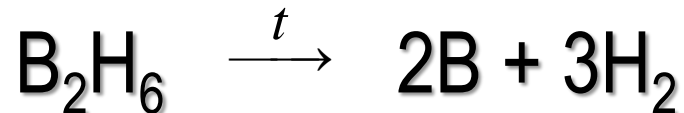


Отримання бору

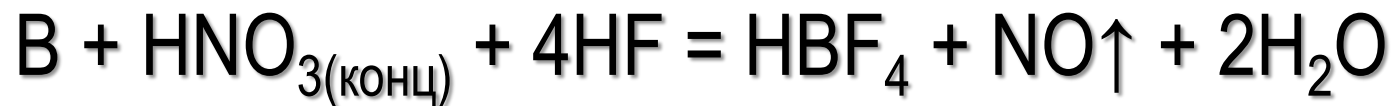
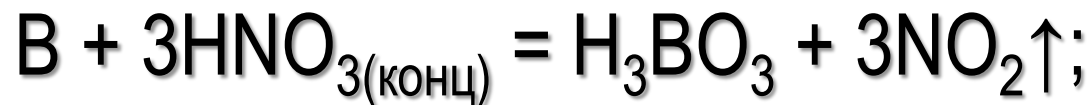
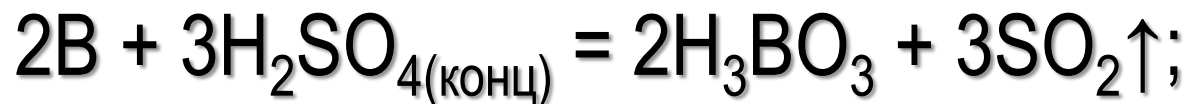
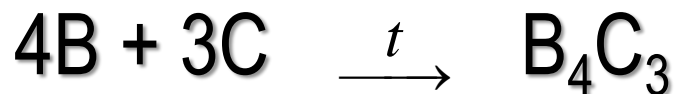
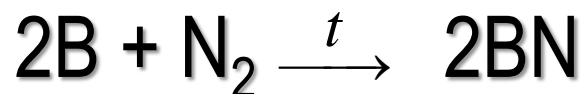
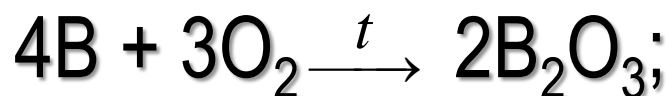
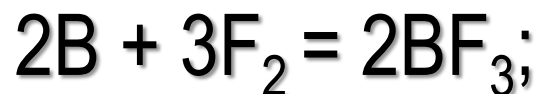
- Дуже чистий бор можна отримати термічним розкладанням пари BBr_3 на танталовому дроті, що нагрівається електричним струмом, у присутності водню :



- Розкладанням водневих сполук :



Хімічні властивості бору

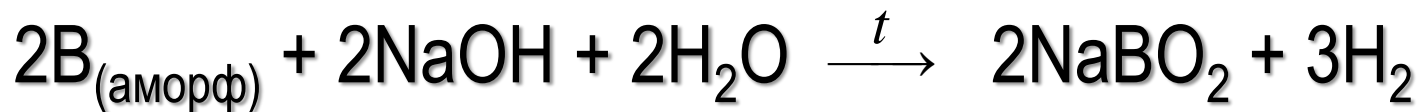


Хімічні властивості бору

- З лугами реагує лише у присутності сильних окиснювачів :

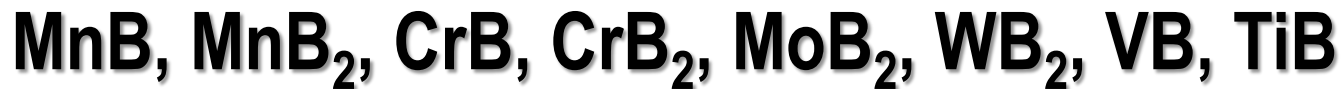


- Аморфний бор може реагувати з лугами під час кип'ятіння :



Бориди

- формально відповідають валентностям :

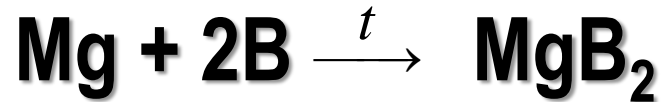


- Склади ряду боридів можна відобразити загальними формулами :



Бориди

Утворюються при сплавленні простих речовин :



Тверді, електропровідні. Часто мають дуже високі температури плавлення :

ZrB_2 – 3040°C , HfB_2 – 3250°C . Стійкі до кислот. Стійкість зростає у ряду :



MgB_2 розкладається будь-якими кислотами та водою. На TaB_2 ($t_{\text{пл}} = 3200^\circ\text{C}$) не діє навіть царська горілка

Галогеніди бора

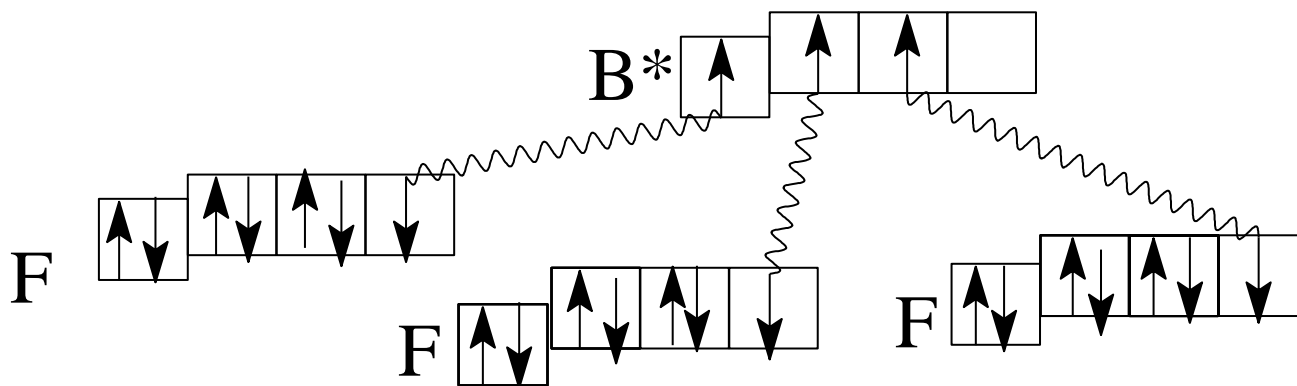
	BF_3	BCl_3	BBr_3	BI_3
	газ	газ	рідина	твердий
$E_{\text{зв'язку}}$ кДЖ	644	443	376	284

Стійкість падає 

BI_3 під впливом світла розкладається вже за нормальних умов.



- Тип гібридизації sp^2 :



Кислоти Льюїса

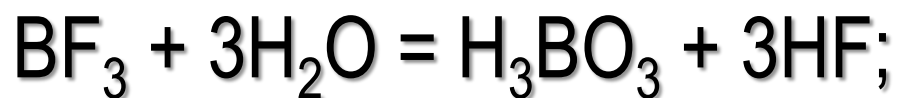
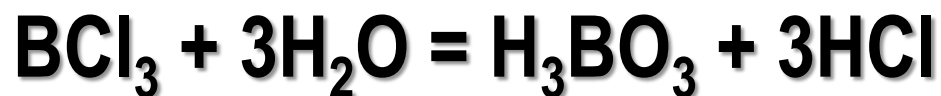
- молекули BF_3 можуть бути акцепторами електронної пари та брати участь в утворенні зв'язків за донорно-акцепторним механізмом :
- $\text{BF}_3 + \text{F}^- = \text{BF}_4^-$ (валентність бора = 4);
- $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 = \text{BF}_3 \cdot \text{NH}_3$

(BF_3 – кислота Льюїса).

Іон BF_4^- має тетраедричну структуру (sp^3 -гібридизація).

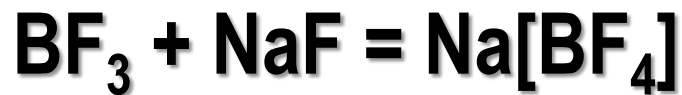
Галогеніди бора

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



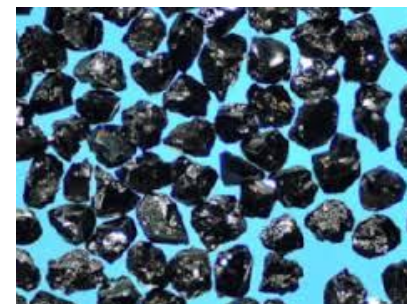
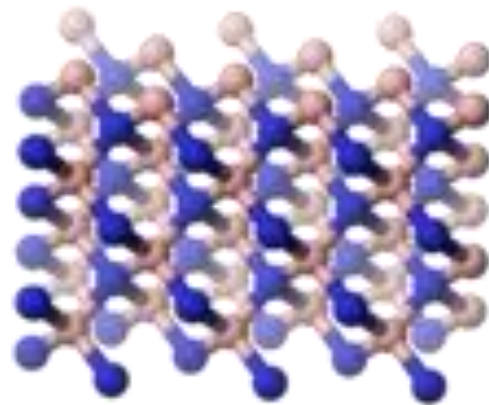
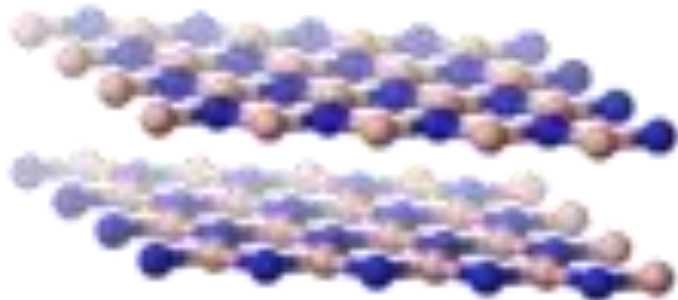
Тетрафтороборна кислота, тетрафтороборати

- $\text{H}[\text{BF}_4]$ стійка тільки в розчині, її кислотні властивості виражені сильніше, ніж у HF . Більшість із солей 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.



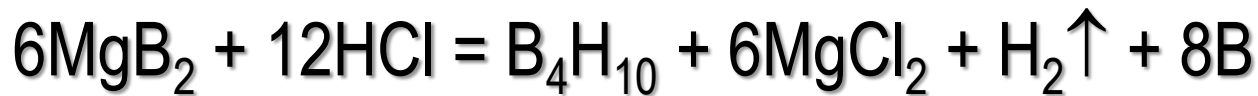
Білий графіт — білий, схожий на тальк порошок, має графітоподібну кристалічну структуру, t плавлення **3000 °C**, напівпровідник, застосовується як тверде високотемпературне мастило.

Борани (бороводні , гідриди бора)

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

Моноборан BH_3 нестійкий ($\Delta G_{f,298}^\circ = 109$ 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).

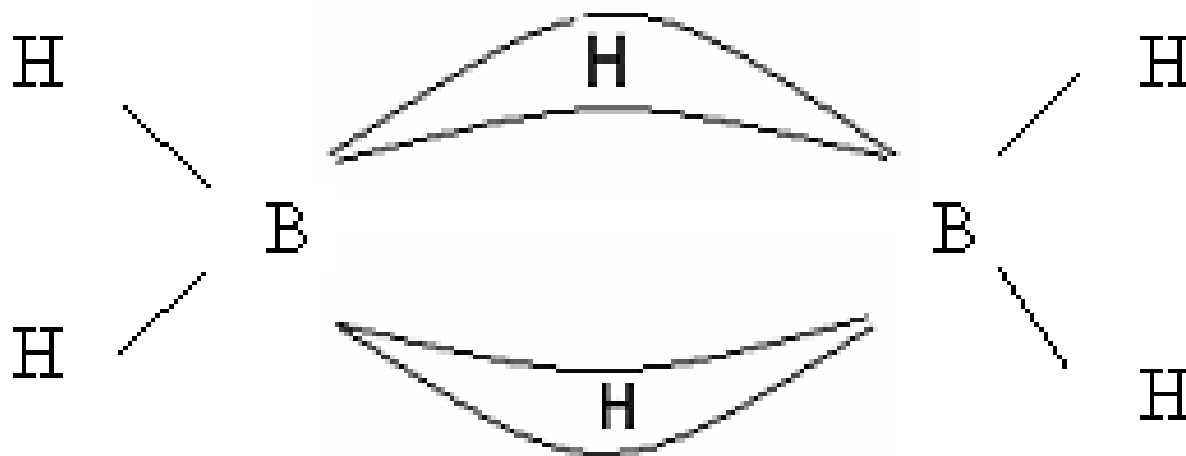
Найпростішою стійкою водневою сполукою бору є диборан B_2H_6 .



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

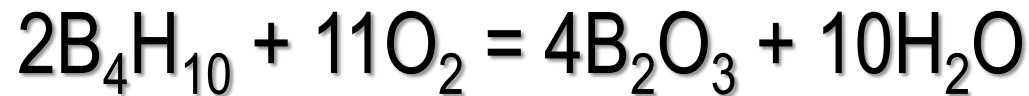
Будова боранів. Електронодефіцитний або «банановий зв'язок».

«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.



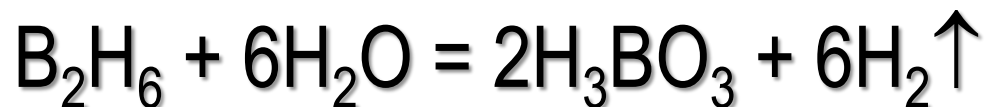
Хімічні властивості боранів

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

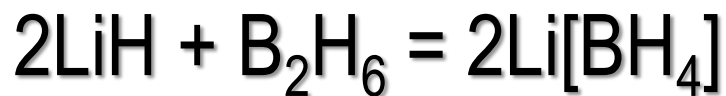


- Горіння боранів супроводжується виділенням величезної кількості тепла (використовуються як реактивне паливо).

- Борани розкладаються водою :



- тетрагідрیدоборати $\text{M}[\text{BH}_4]$ (боргідриді або боронати) - похідні диборану, аналогічні фтороборатам. Водень в аніоні $[\text{BH}_4]^-$ від'ємний.
- NaBH_4 стійкий за звичайних умов і добре розчинний у воді.
- Взаємодія диборану з порошком гідриду літію в киплячому ефірі веде до утворення тетрагідрیدоборату літію. :



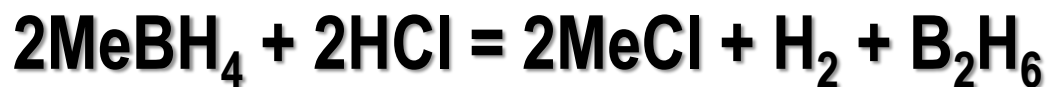
Тетрагідридоборати

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 NaBH_4 отримують леткі гідриди Ge, Sn, As и Sb з їх хлоридів.

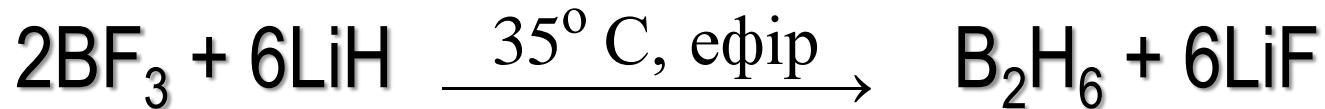
З LiBH_4 можна отримати велику кількість водню.

Отримання боранів

- відновлення сполук бору воднем :

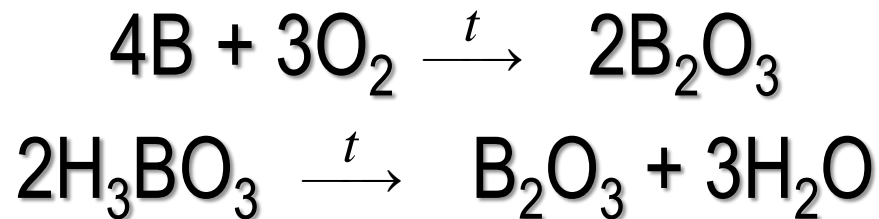


- Відновлення галогенідів бору гідридами :

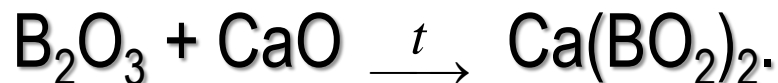


Оксид бора B_2O_3

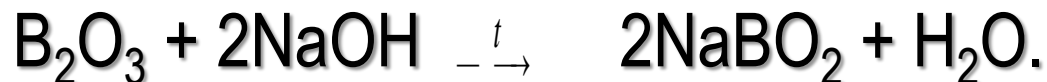
- **Склоподібний** оксид бору має шарувату структуру (sp^2 -гібридизація орбіталей атомів бору), у шарах атоми бору розташовані всередині рівносторонніх трикутників BO_3 .
- отримують при нагріванні бору на повітрі при $700^\circ C$ або зневодненням H_3BO_3 :



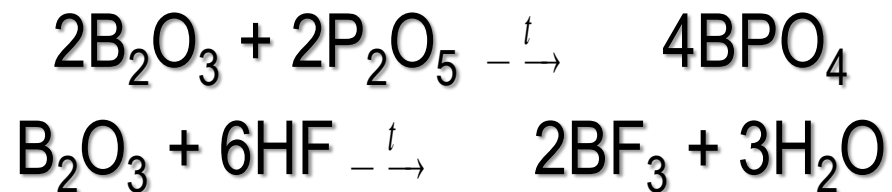
- Кристалічний B_2O_3 існує у двох модифікаціях, його отримують обережним відщепленням води від метаборної кислоти HBO_2 . Борний ангідрид гігроскопічний, бурхливо розчиняється у воді.
- У розплавленому стані B_2O_3 добре розчиняє оксиди багатьох елементів, утворюючи солі :



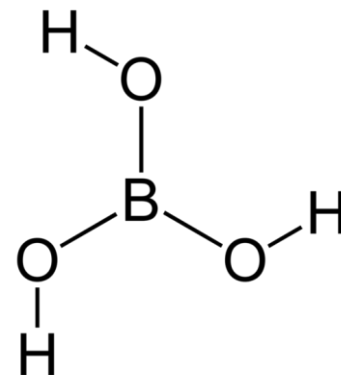
- B_2O_3 є кислотним оксидом :



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



Ортоборна кислота H_3BO_3



- **Слабка кислота.** Безбарвна кристалічна речовина у вигляді лусочок без запаху, має шарувату ґратку (sp^2 -гібридизація орбіталей атома бору), в якій молекули H_3BO_3 поєднані **водневими зв'язками** у плоскі шари, з'єднані між собою міжмолекулярними зв'язками.

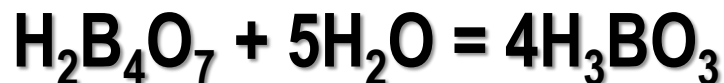
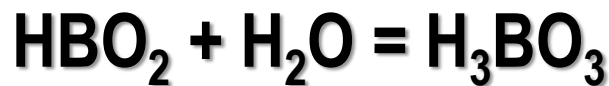
Метаборна кислота $(\text{HBO}_2)_n$

- 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 B_2O_3 :



У водному розчині всі кислоти бору перетворюються на H_3BO_3 :



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

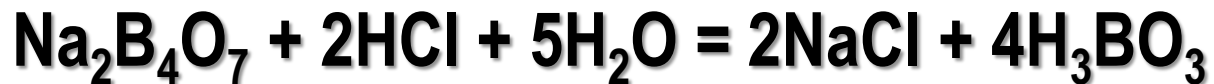


$$K_{\text{дис}} = 5,8 \cdot 10^{-10}$$

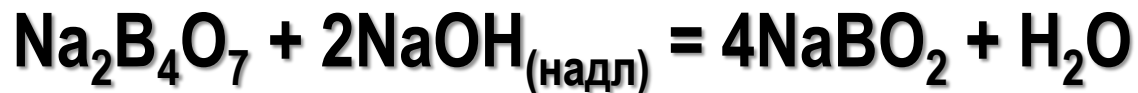
- Стабільними є солі мета- та тетраборної кислот. Так, при дії на розчин ортоборної кислоти гідроксидом натрію утворюється не ортоборат, а тетраборат натрію (при нестачі NaOH) або метаборат (у надлишку NaOH):



- Кислотний гідроліз тетраборату натрію призводить до утворення ортоборної кислоти :

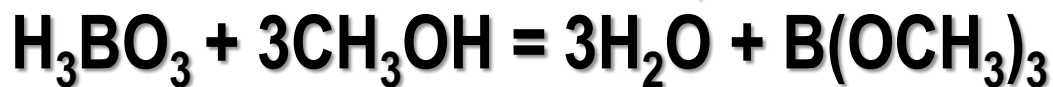


- Тетраборат натрію в надлишку лугу перетворюється на метаборат натрію :



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 H_3BO_3 та солі борних кислот, при підпалюванні борнометиловий ефір горить яскраво-зеленим полум'ям.

Застосування

- ^{10}B – поглинач нейтронів. При аваріях на атомних станціях скидають борну кислоту з ізотопом ^{10}B .
- H_3BO_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 :

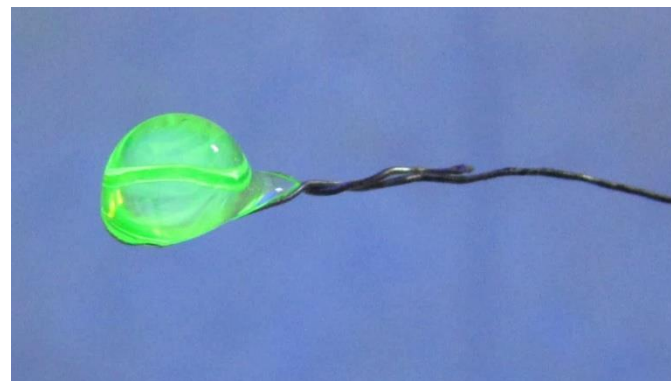


Розплав бури, розчиняючи оксиди металів, утворює так звані перли бури, застосовані при отриманні полив.

Перли бури



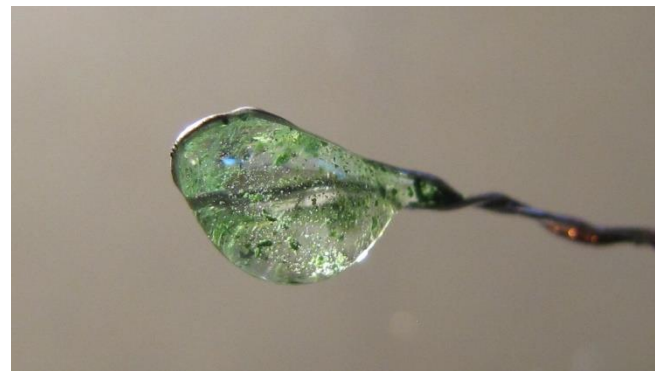
З кобальтом



З міддю

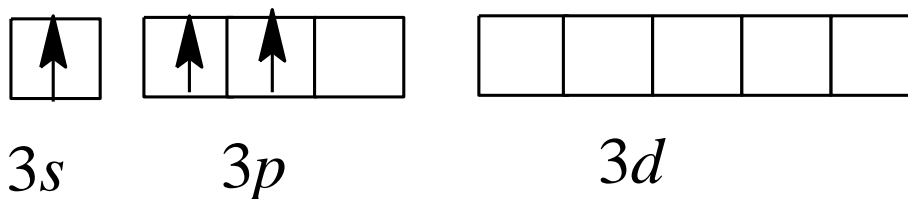
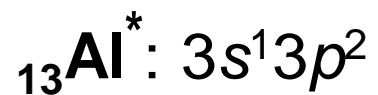


З нікелем



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

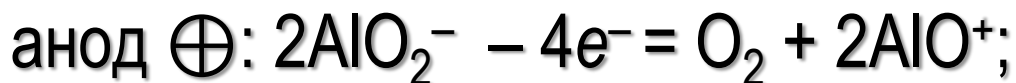
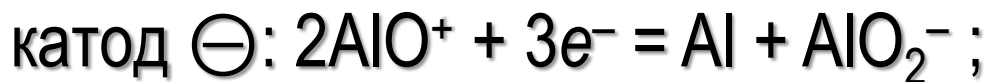
- $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ – боксит,
 - Al_2O_3 – корунд,
 - $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – каолінит,
 - Na_3AlF_6 – кріоліт,
 - $\text{Na}(\text{K})_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ – нефелін.
-
- Сріблясто-білий пластичний метал, з високою тепло- та електропровідністю, дуже легкий (щільність $2,7 \text{ г/см}^3$), але механічно міцний, плавиться за температури 660°C .

Отримання Al

- Електролізом розплаву Al_2O_3 у присутності кріоліту $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, введення якого суттєво знижує температуру плавлення. Температура плавлення чистого Al_2O_3 дорівнює 2072°C . Використання кріоліту дозволяє проводити електроліз при порівняно низькій температурі 1000°C .
- Розчинений у кріоліті оксид алюмінію дисоціює :



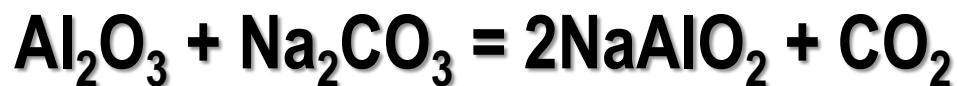
- На електродах протікають такі процеси :



- Кріоліту Na_3AlF_6 у природі міститься недостатня кількість, тому його готують штучно шляхом спільного розчинення $\text{Al}(\text{OH})_3$ та соди в плавиковій кислоті HF :



- Для виділення чистого Al_2O_3 боксит спочатку обпалюють, при цьому видаляється вода, що міститься в ньому, потім його сплавляють з содою :

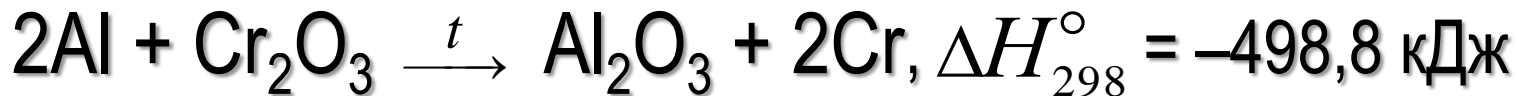
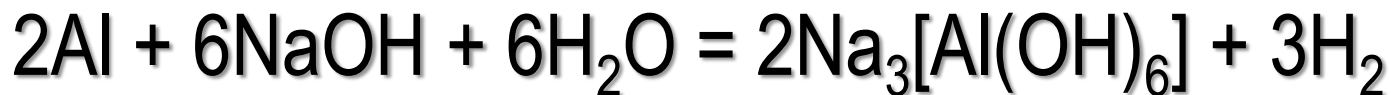
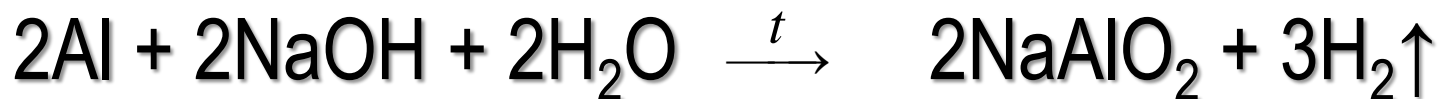
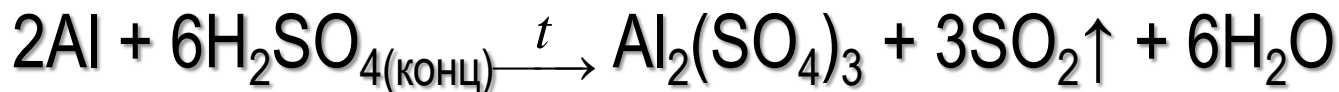


- сплав алюмінату натрію розчиняють у воді, при цьому домішки $\text{Fe}(\text{OH})_3$ та інші випадають в осад, який відокремлюють. Потім через розчин алюмінату натрію пропускають CO_2 і отримують чистий $\text{Al}(\text{OH})_3$, при прожарюванні якого утворюється Al_2O_3 :



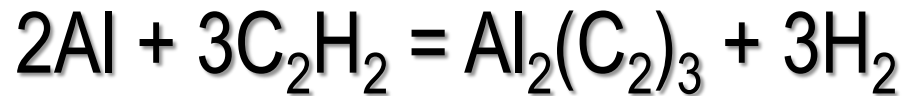
Хімічні властивості

- $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$ (хлорид)
- $2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{S}_3$ (сульфід)
- $2\text{Al} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} 2\text{AlN}$ (нітрид)
- $\text{Al} + \text{P} \xrightarrow{t} \text{AlP}$ (фосфід)
- $4\text{Al} + 3\text{C} \xrightarrow{t} \text{Al}_4\text{C}_3$ (карбід)
- $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
- $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
- $2\text{Al} + 3\text{CuSO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Cu}$

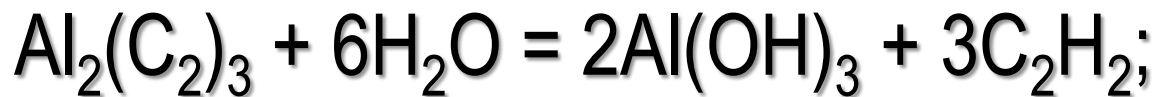
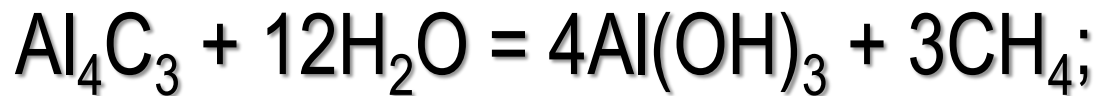


Карбіди та нітриди

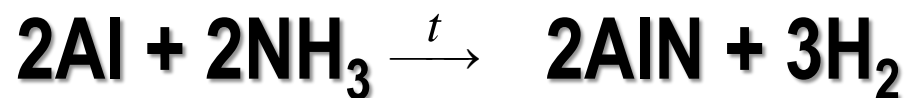
- Al_4C_3 – метанід, $\text{Al}_2(\text{C}_2)_3$ – ацетиленід.
Ацетиленід можна отримати за реакцією :



- Карбіди та нітриди – солеподібні речовини, що розкладаються водою :



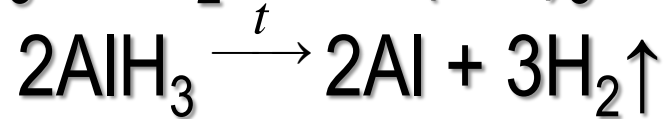
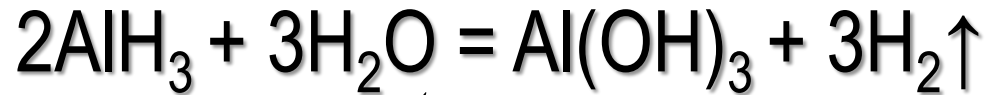
- **Нітрид** може бути отриманий при пропусканні через алюміній аміаку :



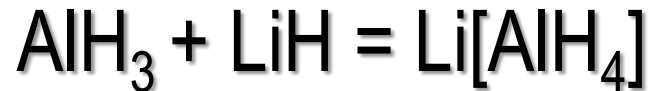
- **Гідрид алюмінію** AlH_3 отримують непрямым шляхом.
- AlH_3 – безбарвна або біла тверда речовина, що має полімерну структуру: $(\text{AlH}_3)_n$.



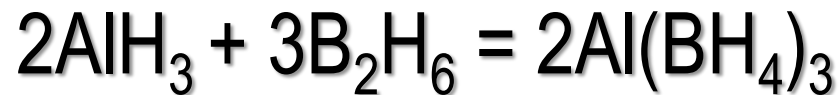
Розкладається водою, при нагріванні вище 100°C

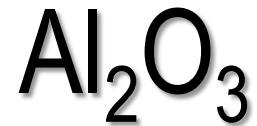


AlH_3 взаємодіє з основними гідридами в ефірному розчині з утворенням гідридоалюмінатів :



Повільно вступає в реакцію з дибораном, утворюючи борогідрид алюмінію :





- Al_2O_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 Al_2O_3 пояснюються міцністю зв'язків Al–O.
- Кристалізований з розплаву Al_2O_3 має назву *алунд*, він використовується при виготовленні тиглів та вогнетривких матеріалів.



- тверда речовина білого кольору, нерозчинна у воді. Формула $\text{Al}(\text{OH})_3$ є умовною, точніше $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Хімічні властивості

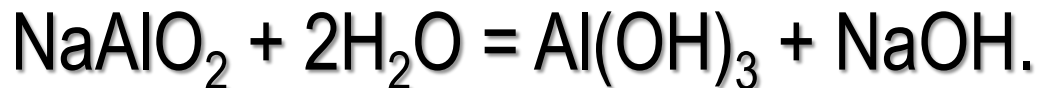
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \neq$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2$

- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} \xrightarrow{t} \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{CaO} \xrightarrow{t} \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

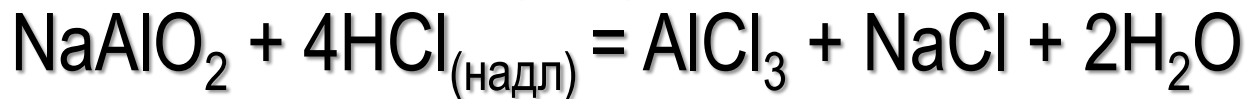
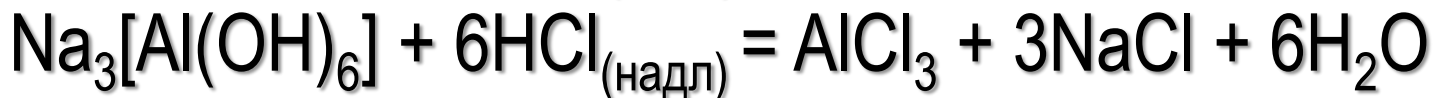
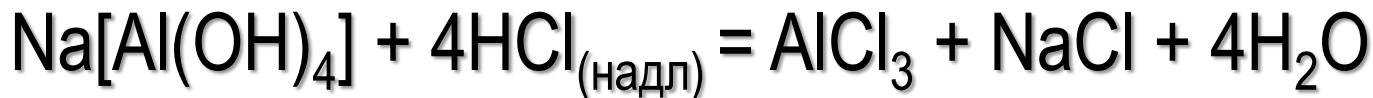
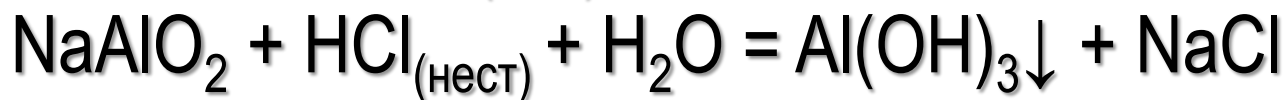
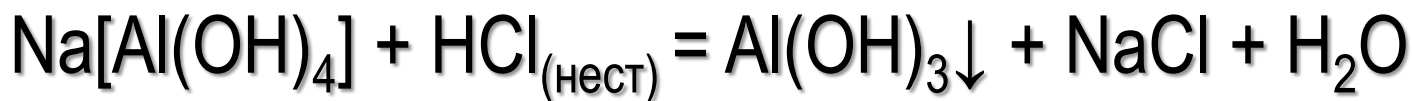
Отримання Al_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$

- $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3, \Delta H^\circ_{298} = -3350 \text{ кДж};$
- $2\text{Al}(\text{OH})_3 (\text{т}) = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH}_{(\text{нед})} = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl};$
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_4\text{OH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4;$
- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaHCO}_3;$
- $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}.$

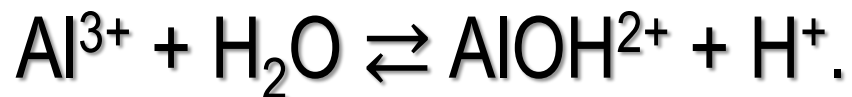
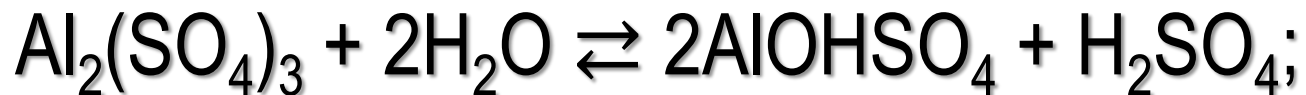
- Алюмінати під дією води практично повністю розкладаються :



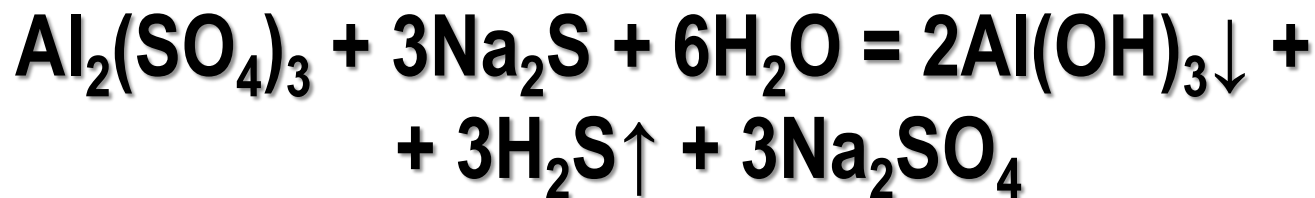
- Алюмінати також розкладаються кислотами. Склад продукту залежить від кількісного співвідношення між сіллю та кислотою :



- Солі 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 Al^{3+} розчинні, крім AlPO_4 , AlF_3 . У водних розчинах солі Al^{3+} піддаються гідролізу :

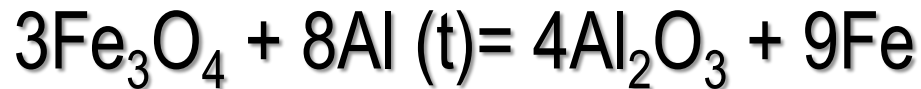


- Солі алюмінію, утворені слабкими кислотами (сульфіди, сульфіти, карбонати, ціаніди), не можуть бути виділені з водних розчинів, оскільки повністю гідролізуються :



Застосування Al

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



Алюміній застосовують у металургії (алюмотермія)

Корунд Al_2O_3 – абразивний матеріал

Галуни – для очищення води, виробництво паперу

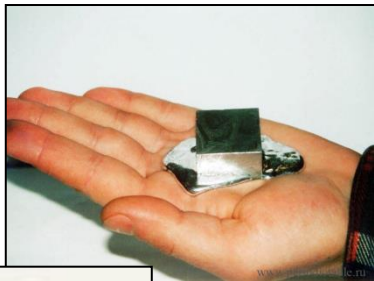
Галогеніди Al - каталізатори

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
ρ , г/см ³	5,90 (Т)	7,30	11,84



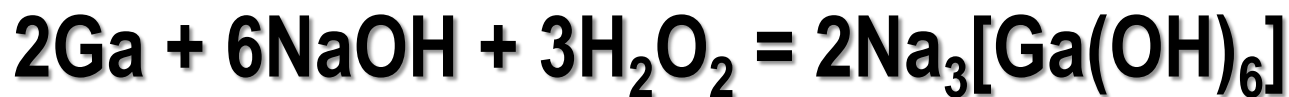
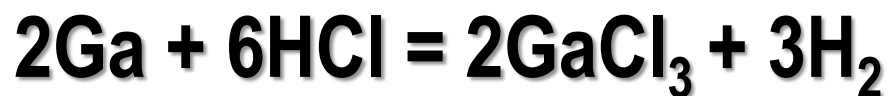
Галій

Індій

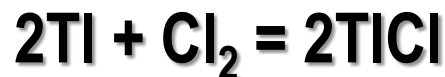
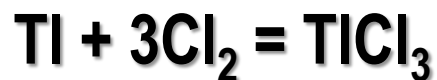
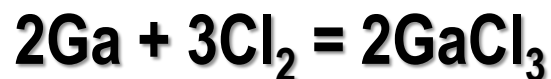


Талій

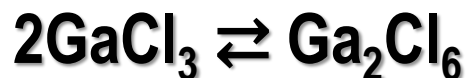
- Галій на повітрі покривається щільною оксидною плівкою Ga_2O_3 і тому мало змінюється. У Ga, як і в алюмінію, наявні амфотерні властивості. Він реагує з розведеними кислотами і з лугами в присутності окислювачів (або при нагріванні):



- Ga, In і Tl можуть реагувати з галогенами :



- молекули ECl_3 димеризовані:



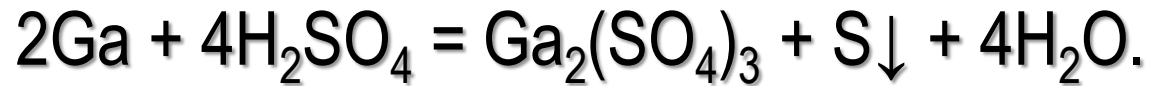
- Відома сполука складу GaCl_2 , яка може бути отримана:



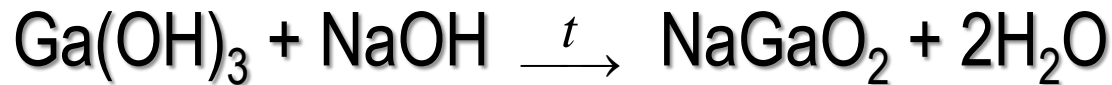
- По відношенню до холодної води галій цілком стійкий. Концентрована сірчана та концентрована азотна кислоти пасивують алюміній, але взаємодіють з галієм, індієм, талієм :



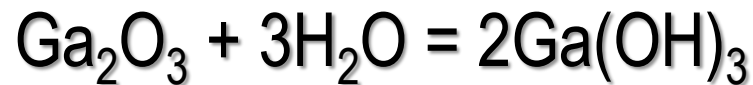
- Реакція галію з сульфатною кислотою має особливість: сірка, що виділяється, огортає поверхню галію щільною плівкою і перешкоджає його подальшому розчиненню :



- Гідроксид галію амфотерний :



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



- Прямим синтезом можуть бути отримані сульфід Ga_2S_3 , а також напівпровідники фосфід GaP , арсенід GaAs , антимонід GaSb .

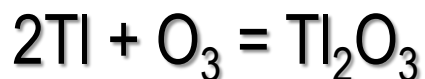
- Солі галію добре розчиняються у воді, при осадженні з розчинів виділяються кристалогідрати: $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$
- На повітрі **індій** вкривається щільною і міцною оксидною плівкою, а **талій** повільно окислюється, 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 Ga_2O_3 до Tl_2O_3 кислотні властивості оксидів слабшають, а основні посилюються. Tl_2O_3 не взаємодіє із лугами. Стійкість оксидів зверху донизу падає. Tl_2O_3 при невеликому нагріванні розкладається з утворенням Tl_2O та O_2 . Tl_2O розчиняється в H_2O :

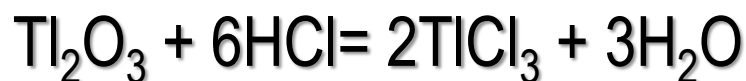
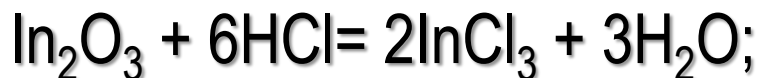


За розмірами іон Tl^+ близький до іона K^+ , звідси близькість властивостей їх сполук.

- Жовтий оксид In_2O_3 може бути отриманий взаємодією простих речовин, а коричневий Tl_2O_3 – при окисненні талію озоном:



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



- Основні властивості гідроксидів послідовно змінюються :

$\text{Ga}(\text{OH})_3$	$\text{In}(\text{OH})_3$	$\text{Tl}(\text{OH})_3$	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