

ТЕМА: ЕЛЕМЕНТИ ГОЛОВНИХ ПІДГРУП I-III ГРУП (ПСЕ)

1. I група періодичної системи Менделєєва. Головна підгрупа.

Загальна характеристика елементів.

Хімічні властивості, застосування

а) Літій, Натрій, Кадмій та їх сполуки

2. II група періодичної системи Менделєєва. Головна підгрупа.

Загальна характеристика елементів.

Хімічні властивості, застосування

а) Берилій, Магній, Кальцій та їх сполуки

б) Твердість води

3. III група періодичної системи Менделєєва. Головна підгрупа.

Загальна характеристика елементів.

Хімічні властивості, застосування

а) Бор, Алюміній та їх сполуки

I група періодичної системи Менделєєва

ГОЛОВНА ПІДГРУПА

Загальна характеристика елементів

| Назва елемента | Літій <i>Lithium</i> | Натрій <i>Natrium</i> | Калій <i>Kalium</i> | Рубідій <i>Rubidium</i> | Цезій <i>Cesium</i> | Францій <i>Francium</i> |
|----------------------|---|-----------------------------------|---|--|------------------------------------|----------------------------|
| Символ елемента | <i>Li</i> | <i>Na</i> | <i>K</i> | <i>Rb</i> | <i>Cs</i> | <i>Fr</i> |
| Атомний номер | 3 | 11 | 19 | 37 | 55 | 87 |
| Відносна атомна маса | 6,941 | 22,989 | 39,098 | 85,468 | 132,905 | [223] |
| Стабільні ізотопи | ⁶ <i>Li</i> (7,5%) ⁷ <i>Li</i> (92,5%) | ²³ <i>Na</i> (100%) | ³⁹ <i>K</i> (0,01%) ⁴⁰ <i>K</i> (0,01%) ⁴¹ <i>K</i> (6,91%) | ⁸⁵ <i>Rb</i> (72,2%) ⁸⁷ <i>Rb</i> (27,8%) | ¹³³ <i>Cs</i> (100%) | ²²³ <i>Fr</i> |
| Прості речовини | <i>Li</i> літій | <i>Na</i> натрій | <i>K</i> калій | <i>Rb</i> рубідій | <i>Cs</i> цезій | <i>Fr</i> францій |

Електронна будова елементів

| Елемент | <i>Li</i> | <i>Na</i> | <i>K</i> | <i>Rb</i> | <i>Cs</i> | <i>Fr</i> |
|-------------------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| Електронна конфігурація | $[He]2s^1$ | $[Ne]3s^1$ | $[Ar]4s^1$ | $[Kr]4s^1$ | $[Xe]6s^1$ | $[Rn]7s^1$ |

| Елемент | <i>Li</i> | <i>Na</i> | <i>K</i> | <i>Rb</i> | <i>Cs</i> | <i>Fr</i> |
|-------------------------|-----------|-----------|----------|-----------|-----------|-----------|
| Ступінь окиснення | +1 | +1 | +1 | +1 | +1 | +1 |
| Радіус атома, нм | 0,155 | 0,90 | 0,235 | 0,248 | 0,267 | — |
| Електронегативність | 1,0 | 0,9 | 0,8 | 0,8 | 0,7 | — |
| Потенціал іонізації, eV | 5,4 | 5,1 | 4,3 | 4,2 | 3,9 | — |

Металічні (відновні) властивості елементів збільшуються в ряді $Li—Na—K—Rb—Cs$, оскільки зменшується енергія іонізації (зі зростанням радіуса атома енергія зв'язку валентного електрона з ядром знижується).

Атоми елементів головної підгрупи I групи періодичної системи мають на зовнішньому електронному рівні по одному s-електрону (ns^1), що обумовлює характер їхньої хімічної взаємодії. Всі ці елементи — типові метали, що проявляють постійний ступінь окиснення (+1). Атоми легко віддають єдиний валентний електрон, набуваючи стійкої електронної конфігурації інертного газу. Цим пояснюється висока відновна здатність цих елементів.

Фізичні властивості

| <i>Елемент</i> | <i>Li</i> | <i>Na</i> | <i>K</i> | <i>Rb</i> | <i>Cs</i> |
|---|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|-------------------------|
| <i>Атомний номер</i> | <i>3</i> | <i>11</i> | <i>19</i> | <i>37</i> | <i>55</i> |
| <i>Агрегатний стан</i> | <i>тверді речовини</i> | | | | |
| <i>Колір</i> | <i>сріблясто-білий</i> | <i>сріблясто-сірий</i> | <i>сріблясто-білий</i> | <i>сріблясто-білий</i> | <i>золотисто-жовтий</i> |
| <i>Температура кипіння, $t_{\text{кип.}}$, °C</i> | <i>1370</i> | <i>883</i> | <i>760</i> | <i>700</i> | <i>670</i> |
| <i>Температура плавлення, $t_{\text{пл.}}$, °C</i> | <i>179</i> | <i>98</i> | <i>63</i> | <i>38</i> | <i>28</i> |

Знаходження в природі

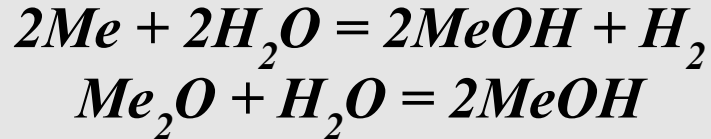
Літій досить широко розповсюджений. Кількість літію в земній корі досягає 0,002 ат. %. Для одержання літію величезну цінність мають мінерали сподулін $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ і амблігоніт $\text{LiAl}(\text{PO}_4)\text{F}$.

Натрій входить до числа найпоширеніших елементів — 2,0 ат. %. Він входить до складу безлічі мінералів (у тому числі природних силікатів), серед яких найважливішими є кам'яна сіль NaCl , мірабіліт $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, кріоліт Na_3AlF_6 , бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ та ін. Найважливіші мінерали калію — сильвін KCl , карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, каїніт $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

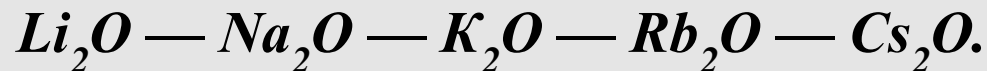
Рубідій, цезій і францій у чистому вигляді не зустрічаються. Рубідій і цезій у невеликих кількостях містяться в мінералах калію (у вигляді домішок). Францій — елемент, отриманий штучно, тому в природі не зустрічається.

Хімічні властивості

Лужні метали є сильними відновниками (у ряді напруг металів посідають перші місця). Відновна активність збільшується в міру зростання заряду ядра, тобто в ряді $\text{Li}—\text{Na}—\text{K}—\text{Rb}—\text{Cs}$ найкращим відновником є Цезій. Віддаючи валентні електрони, елементи підгрупи Літію отримують ступінь окиснення +1. Реакційна здатність лужних металів є винятково високою, причому у напрямку від Li до Cs вона зростає.



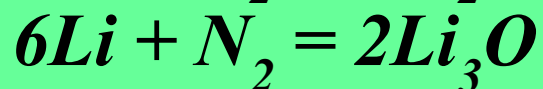
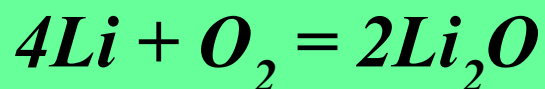
Основні властивості оксидів посилюються в ряді



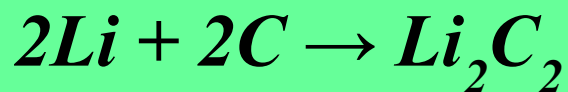
Пероксиди лужних металів — сильні окисники, відновленням яких одержують відповідні оксиди.

Водневі сполуки лужних металів — гідриди — мають загальну формулу RH . Атоми елементів у молекулах гідридів зв'язані іонним зв'язком.

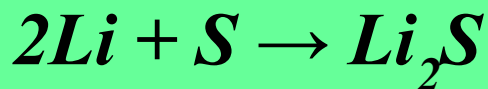
Літій — високоактивний метал, тому більшість реакцій, у які він вступає, протікають украй бурхливо. На повітрі свіжий розріз літію відносно швидко покривається темно-сірою плівкою з продуктів взаємодії з киснем і азотом повітря:



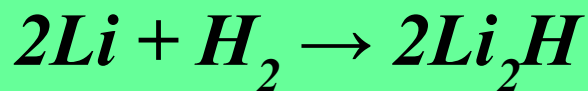
Нітрит літія
 t^0



Літій карбід
 t^0



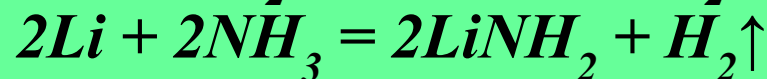
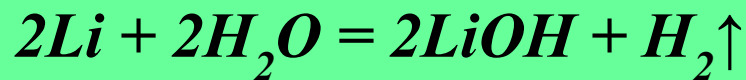
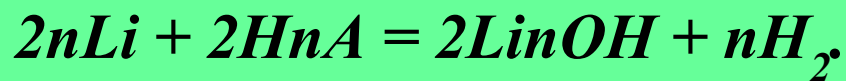
(реакцій йде з вибухом)
 t^0



Літій досить активно взаємодіє з рядом складних речовин (вуглекислим газом, водою, аміаком та ін.).

Реакція з водою й аміаком проходить із витісненням водню:

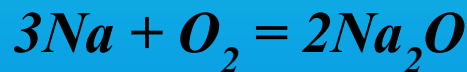
Ще легше, ніж з водою, літій взаємодіє з кислотами:



Натрій — один із найактивніших металів. На повітрі він миттєво окиснюється, покриваючись пухким пористим шаром продуктів окиснювання. У зв'язку з цим натрій необхідно зберігати або в запаяному посуді, або під шаром гасу або парафіну. При нагріванні на повітрі легко загоряється, причому продуктом горіння є не оксид, а пероксид і супероксид натрію:



Натрій оксид одержують тільки непрямим шляхом — нагріванням ($t = 180\text{ }^\circ\text{C}$) металу при нестачі кисню:



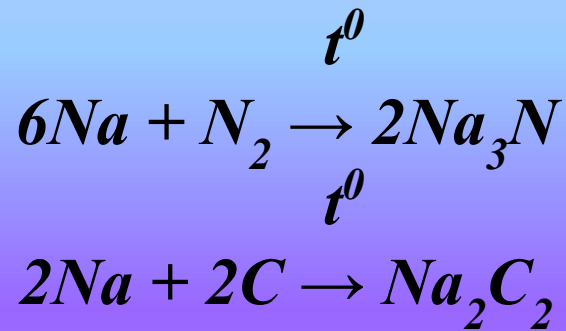
або нагріванням натрій пероксиду з надлишком натрію при відсутності кисню:



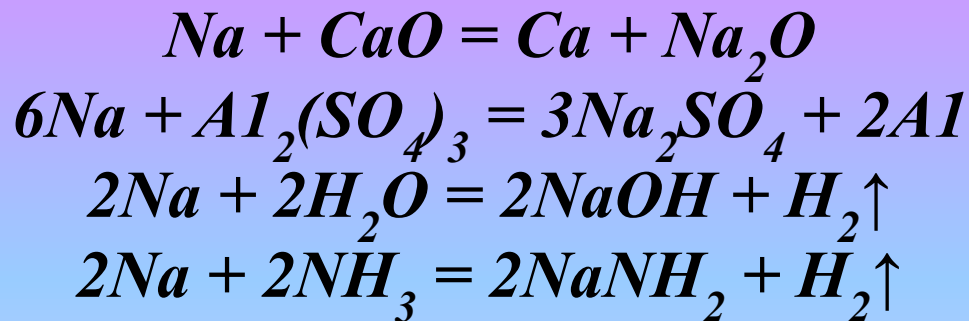
Натрій активно реагує з галогенами. В атмосфері хлору він займається, з рідким бромом реагує поверхово, з йодом реакція йде тільки при нагріванні. Загальна схема реакції:



На відміну від літію, натрій реагує з азотом і вуглецем тільки при нагріванні:



У реакціях зі складними речовинами Натрій проявляє відновні властивості. У результаті або утворюються вільні метали (у випадку взаємодії з оксидами або солями), або виділяється водень (реакція з водою або аміаком):



СПОЛУКИ НАТРІЮ

НАТРІЙ ОКСИД І НАТРІЙ ПЕРОКСИД

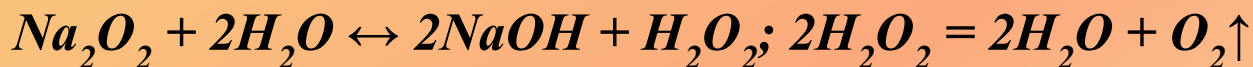
Натрій пероксид Na_2O_2 — продукт взаємодії металу з киснем.

Пероксид натрію піддається гідролізу відповідно до схеми:



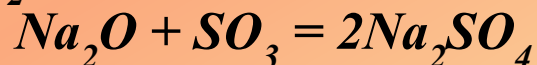
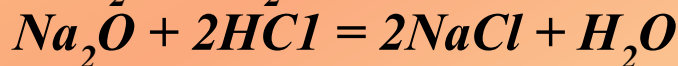
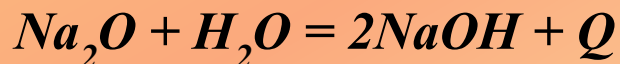
Найхарактернішою властивістю Na_2O_2 є його взаємодія з вуглекислим газом, у результаті чого виділяється кисень: $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$

Оксиліт — технічна назва натрій пероксиду (чистого або такого, що включає домішки, хлорного вапна з додаванням солей нікелю або міді). Він широко застосовується для одержання кисню (реакція взаємодії з водою):

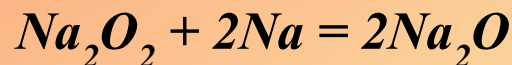


Це типовий основний оксид, що має чітко виражені основні властивості.

Він активно реагує з водою, кислотами й кислотними оксидами:



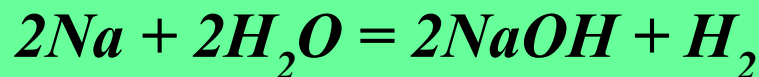
Натрій оксид Na_2O — тверда біла речовина, одержувана з натрій пероксиду в такий спосіб:



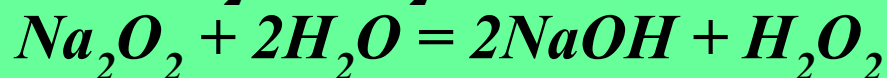
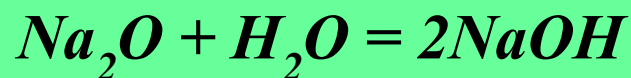
НАТРІЙ ГІДРОКСИД

Одержання

Лабораторний спосіб одержання NaOH — розчинення натрію у воді:



Також можна розчиняти оксид або пероксид натрію:



Промислові методи одержання NaOH поділяють на хімічні й електрохімічні.

Хімічні властивості

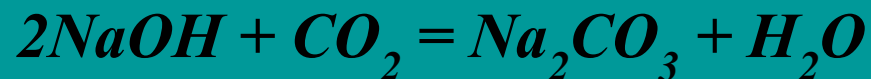
NaOH — сильна основа, добре розчинна у воді.

У водному розчині гідроксид натрію дисоціює на іони металу й гідроксид-іони:



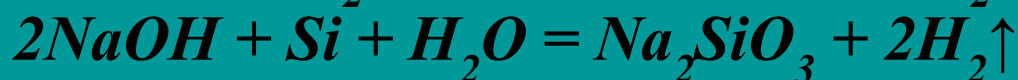
Розчинення NaOH — екзотермічний процес, що протікає з виділенням великої кількості енергії.

На повітрі гідроксид натрію поглинає вуглекислий газ відповідно до схеми:

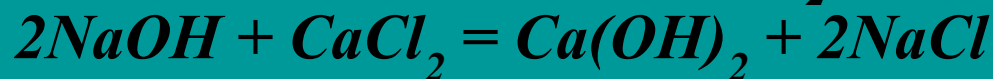
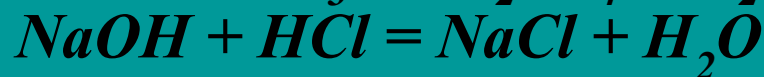
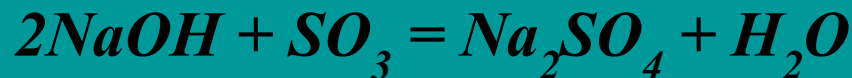


NaOH проявляє високу хімічну активність. Він вступає у взаємодію як із простими, так і зі складними речовинами.

Продукти взаємодії гідроксид натрію з неметалами досить різноманітні:



Гідроксид натрію, подібно до інших гідроксидів, реагує з кислотними оксидами, кислотами й солями:



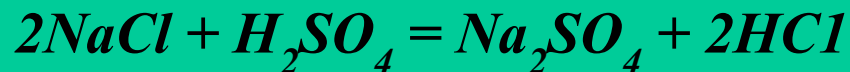
Натрієві солі різних кислот мають величезне промислове значення. Серед них найширше використовуються натрій хлорид, а також нітрат, карбонат і сульфат.

Натрій хлорид NaCl (кухонна сіль) — кристалічна речовина, прекрасно розчинна у воді. Ця сполука у величезних кількостях використовується у їжі, а крім того, — у промисловості (для одержання їдкою натру, соди, хлору, хлоридної кислоти й ін.).
Важливою сферою застосування NaCl є медицина. Ізотонічний (фізіологічний) розчин (0,85%-вий водний розчин NaCl) використовується як кровозамінна рідина при крововтратах і явищах шоку.



Натрій хлорид NaCl або кухонна сіль.
Біла тверда речовина, присутня у морській воді та кам'яній солі. При розчиненні у воді утворює розсоли, які використовують для одержання гідроксиду натрію, а також для зберігання харчових продуктів і як приправа до їжі.

Натрій сульфат Na_2SO_4 у техніці зветься просто «сульфат» й у великих кількостях використовується в скляній промисловості.



Кристалогідрат $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (мірабіліт, або глауберова сіль) — сполука, що широко використовується в медицині як проносне і протиотрута при отруєннях солями свинцю, барію, креозотом, фенолом та ін. Крім того, мірабіліт знаходить застосування в скляному й содовому виробництві.

Натрій утворює дві солі карбонатної кислоти — карбонат (Na_2CO_3) і бікарбонат ($NaHCO_3$). Обидві вони знайшли широке практичне застосування.

Питна сода $NaHCO_3$, на відміну від бікарбонатів інших лужних металів, малорозчинна у воді. Вона використовується в харчовій промисловості й у медицині. У промисловості $NaHCO_3$ одержують аміачним способом — насичують концентрований розчин $NaCl$ аміаком: і вуглекислим газом:



Соду, що випала в осад, відокремлюють фільтруванням. Якщо отриманий осад прокалити, то утворюється кальцинована сода (процес кальцинації):



Хімічно чисту питну соду одержують, пропускаючи вуглекислий газ через водний розчин натрій карбонату:



Кальцинована (NaHCO_3) і кристалічна ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) сода використовуються у багатьох галузях промисловості, і їхнє виробництво становить кілька десятків мільйонів тонн на рік.

Активно використовується натрій нітрат NaNO_3 (переважно як мінеральне добриво). Одержання NaNO_3 не є самостійним промисловим виробництвом. Як правило, його одержують як побічний продукт азотнокислотного виробництва в результаті поглинання гідроксидом натрію оксидів азоту з вихідних газів.

Натрій карбонат Na_2CO_3 або кальцинована сода
Біла тверда речовина, яка розчиняється у воді, утворюючи
лужний розчин. Її гідрат ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) називають
пральною содою або кристалічною содою. Використовується
 Na_2CO_3 у виробництві скла та в солях для ванн.

Натрій гідрокарбонат NaHCO_3
Називають ще бікарбонатом натрію або
питтєвою содою. У воді утворює слабо лужний
розчин. NaHCO_3 використовують в хлібопекарні, а
також як антацид для зменшення диспепсії.

Калій, Рубідій, Цезій і Францій об'єднують в одну підгрупу, оскільки вони є повними електронними аналогами.

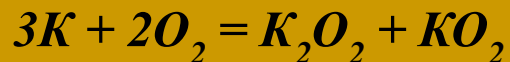
Відмінність їхніх властивостей від Літію й Натрію базується на істотній різниці радіусів їхніх атомів (елементи підгрупи Калію мають електронний d-підрівень, тоді як Натрій і Літій не мають його). Так, для них нехарактерним є утворення комплексних сполук і кристалогідратів.

Калій, як і Натрій, був відкритий англійським хіміком Г. Деві в 1807 р. У тому ж році елемент був виділений у вільному стані.

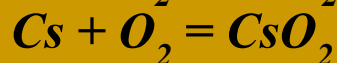
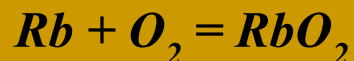
Рубідій і Цезій були відкриті Р. Бунзеном у 1861 і 1860 р. Францій — елемент, отриманий штучно Маргаритою Перей у 1939 р.

КАЛІЙ ТА СПОЛУКИ КАЛІЮ

Калій і його аналоги активно окиснюються на повітрі, покриваючись плівкою із продуктів реакції:

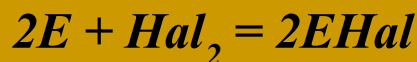


Окиснювання рубідію й цезію супроводжується їхнім самозапалюванням:

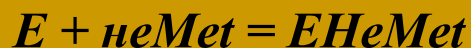


Щоб уникнути окиснювання, ці речовини зберігають у запаяних посудинах або під шаром хімічно інертної речовини (парафіну, гасу тощо).

Калій та його аналоги активно взаємодіють із галогенами відповідно до схеми:

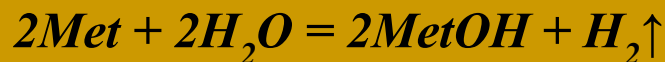


Калій і його аналоги легко взаємодіють з неметалами (сульфуром, воднем та ін.):



Реакція з металами протікає з утворенням інтерметалічних сполук.

K, Rb і Cs вступають у реакцію з водою, причому набагато більш бурхливо, ніж Na і ІН. Так, калій самозаймається, а реакція рубідію й цезію протікає з вибухом:

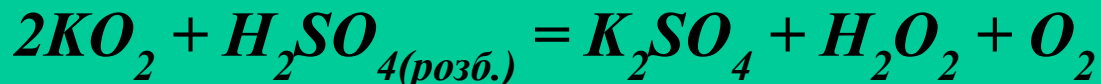


Калій і його аналоги при згорянні в повітрі утворюють надперокси $MetO_2$, Перокси Met_2O_2 і оксиди Met_2O цих елементів можна одержати тільки непрямим шляхом,



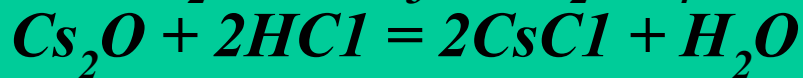
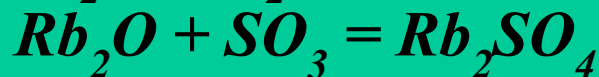
Перокси й надперокси є сильними окисниками.

Вони легко відновлюють кисень не тільки з води, але й із розведених кислот:



Оксиди елементів підгрупи Калію (K_2O — білий, Rb_2O — жовтий, CsO - жовтогарячий) — типові основні оксиди.

Вони активно взаємодіють із водою з утворенням лугів, а також з кислотними оксидами й кислотами:



Гідроксид калію KOH або їдке калі
Сильний луг. Реагує з кислотою утворюючи сіль та воду.
Застосовується у виробництві мила.

Гідроксиди калію і його аналогів — безбарвні гігроскопічні
речовини, добре розчинні у воді. Розчинення
супроводжується виділенням великої кількості теплоти.
При цьому відбувається дисоціація лугу відповідно до схеми:
$$MetOH \leftrightarrow Met^+ + OH^-$$

Калій сульфат K_2SO_4 — один з найважливіших реагентів у скляній промисловості. Його одержання є або побічним процесом при одержанні хлоридної кислоти, або полягає у виділенні із природних мінералів. Нітрати аналогів калію — легкоплавкі, добре розчинні у воді сполуки. Практичне застосування знайшов калій нітрат KNO_3 — калійна, або індійська селітра.



Електронна будова елементів

| <i>Елемент</i> | <i>Be</i> | <i>Mg</i> | <i>Ca</i> | <i>Sr</i> | <i>Ba</i> | <i>Ra</i> |
|--------------------------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| <i>Електронна конфігурація</i> | $[He]2s^2$ | $[Ne]3s^2$ | $[Ar]4s^2$ | $[Kr]5s^2$ | $[Xe]6s^2$ | $[Rn]7s^2$ |
| <i>Ступінь окиснення</i> | +2 | +2 | +2 | +2 | +2 | +2 |
| <i>Радіус атома, нм</i> | 0,112 | 0,160 | 0,197 | 0,215 | 0,222 | - |
| <i>Електронегативність</i> | 1,5 | 1,2 | 1,0 | 1,0 | 0,9 | 0,9 |
| <i>Потенціал іонізації, eV</i> | 9,3 | 7,6 | 6,1 | 5,7 | 5,2 | 5,3 |

Фізичні властивості елементів

| <i>Елемент</i> | <i>Be</i> | <i>Mg</i> | <i>Ca</i> | <i>Sr</i> | <i>Ba</i> | <i>Ra</i> |
|--|------------------------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| <i>Атомний номер</i> | 4 | 12 | 20 | 38 | 56 | 88 |
| <i>Агрегатний стан</i> | <i>тверді речовини</i> | | | | | |
| <i>Колір</i> | <i>сріблясто-білий</i> | | | | | |
| <i>Температура кипіння, $t_{\text{кип.}}$, °C</i> | 2970 | 1090 | 1484 | 1384 | 1640 | 1140 |
| <i>Температура плавлення, tM/c</i> | 1278 | 649 | 839 | 769 | 725 | ≈70 |

Елементи головної підгрупи, II групи періодичної системи поділяють на дві групи: типові елементи (Be і Mg) і лужноземельні метали, або елементи підгрупи Кальцію (Ca, Sr, Ba, Ra). Свою назву лужноземельні метали отримали завдяки тому, що алхіміки називали їх оксиди землі.

Знаходження у природі

Берилій зустрічається в природі досить рідко. Його кількість у земній корі не перевищує 0,001 ат. %.

Найважливішими мінералами берилію є берил $Be_3Al_2[SiO_3]_6$, фенактит $Be_2[SiO_4]$ та ін. Прозорі кристали берилу, забарвлені різними домішками, є дорогоцінними каменями, наприклад: зелений смарагд, блакитний аквамарин та ін.

Сполуки Магнію зустрічаються не тільки в складі мінералів і гірських порід, але й у водах морів і океанів, в організмах тварин і рослин.

У природі Магній зустрічається у вигляді мінералів (магнезиту $MgCO_3$ і доломіту $CaCO_3 \cdot MgCO_3$), а також легкорозчинного у воді мінералу карналіту $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$.

Кількість Кальцію у земній корі наближається до кількості Магнію (1,5 ат. %). Він входить до складу багатьох силікатних порід, однак більша частина Кальцію зв'язана у вуглекислі й сірчаноокислі солі. Відповідними мінералами є кальцит CaCO_3 і ангідрит CaSO_4 .

CaSO_4 зустрічається в природі у вигляді гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Крім того, велика кількість кальцію знаходиться у вигляді мінералу флюориту (CaF_2).

Різновидами кальциту є крейда й вапняк. їхні поклади величезні й часто утворюють цілі гірські хребти. Значно рідше можна зустріти мармур — окристалізовану форму CaCO_3 .

Стронцій і Барій також зустрічаються в природі у вигляді сірчаноокислих і вуглекислих мінералів. Найважливішими з них є стронціаніт SrCO_3 , целестин SrSO_4 , вітерит BaCO_3 , барит (важкий шпат) BaSO_4 .

Радій у природі зустрічається у вигляді супутнього елемента в уранових рудах.

Хімічні властивості

Берилій і його аналоги — типові метали. Вони проявляють себе як сильні відновники. У сполуках ці елементи переважно мають ступінь окиснення, що дорівнює +2.

Хімічна активність елементів посилюється від Берилію до Барію. Це обумовлено збільшенням радіусів атомів елементів.

Берилій за своїми властивостями істотно відрізняється від інших елементів підгрупи. Він швидше нагадує Алюміній, що обумовлено діагональною подібністю елементів періодичної системи. Відмінність хімічних властивостей Берилію пояснюється меншим радіусом атома й більшим значенням енергії іонізації.

Для всіх елементів підгрупи характерні такі хімічні властивості:



(для Барію можливий продукт сполуки BaO_2).



3. Взаємодія з воднем: $Met + H_2 = MetH_2$, а також реакції з галогеном, азотом, сіркою й вуглецем.

4. Проявляють схильність до утворення комплексних сполук як катіонного, так і аніонного характеру.

Оксигеновмісні сполуки Берилію і його аналогів (оксиди й гідроксиди) мають основний характер.

У ряді $BeO — MgO — CaO — SrO — BaO$ хімічна активність оксидів збільшується зліва направо. Розчинність відповідних гідроксидів збільшується в тому ж напрямку ($Mg(OH)_2$ — нерозчинна основа, $Ca(OH)_2$ — малорозчинна, $Ba(OH)_2$ добре розчиняється у воді).

БЕРИЛІЙ. СПОЛУКИ БЕРИЛІЮ

Хімічні властивості

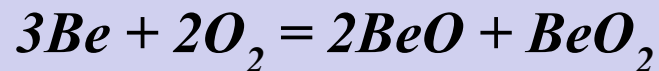
Берилій є типовим амфотерним елементом.

Берилій проявляє подібність із елементом, що стоїть в періодичній системі по діагоналі від нього, — Алюмінієм.

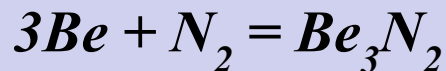
Як елемент головної підгрупи II групи Берилій у сполуках має валентність, що дорівнює двом.

У звичайних умовах Берилій досить інертний, оскільки пасивується на повітрі. Утворена оксидна плівка заважає протіканню реакцій Берилію.

Однак при нагріванні він горить у кисні з утворенням двох продуктів горіння:



Реакції із сіркою й азотом також протікають при нагріванні:



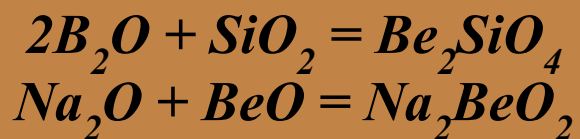
Величезне значення має здатність берилію утворювати інтерметалічні сполуки — бериліди.

Бериліди d-елементів ($TiBe_{12}$, $TaBe_{12}$, NbV_{11} та ін.) у край тугоплавкі й стійкі до дії окисників навіть при температурах близько $1500\text{ }^{\circ}\text{C}$.

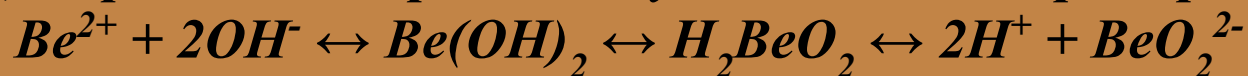
Більша частина сполук Берилію (II) — білі кристалічні. речовини, переважно полімерні. Чимало з них добре розчиняються у воді, утворюючи при цьому аквакомплекси $[Be(H_2O)_4]^{2+}$.

Берилій (II) оксид BeO — тугоплавка кристалічна сполука.

Має амфотерну природу: при сплавленні взаємодіє і з основними, і з кислотними оксидами:



Берилій (II) гідроксид — нерозчинна у воді основа амфотерної природи.



Відповідно до своєї амфотерної природи берилій (II) гідроксид розчиняється й у кислотах, і в лугах (переважно сильних).

Солі берилієвої кислоти називаються берилати. Оскільки берилієва кислота слабка, то берилати піддаються гідролізу за аніоном.

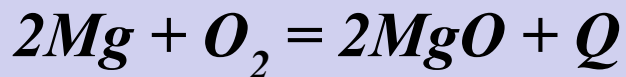
Всі сполуки берилію отруйні навіть у малих дозах.

МАГНІЙ. СПОЛУКИ МАГНІЮ

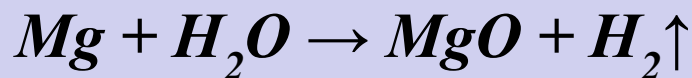
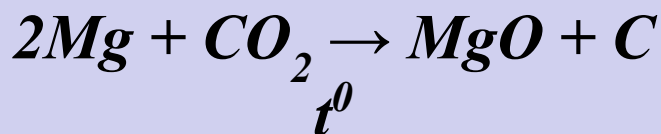
Хімічні властивості

Магній належить до активних металів, хоча його активності значною мірою перешкоджає захисна оксидна плівка. Після її знищення магній здатний у звичайних умовах вступати в реакції із цілим рядом неметалів: киснем повітря, азотом, фосфором, сіркою, галогенами.

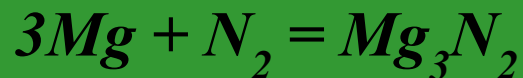
Горіння магнію описується наступним рівнянням:



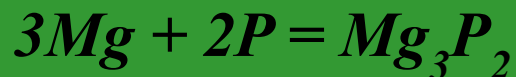
При цьому виділяється така велика кількість теплоти, що горіння триває навіть в CO_2 атмосфери й водяній парі:



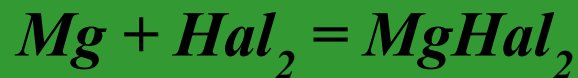
Взаємодія магнію з азотом супроводжує горіння на повітрі:



Магній активно взаємодіє з фосфором з утворенням фосфіду магнію:

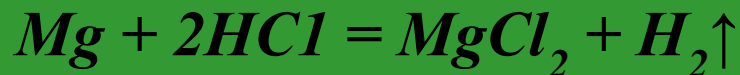


Реакція з галогенами протікає відповідно до загальної схеми:



При цьому з F_2 і вологим Cl_2 магній реагує на холоді, оскільки ці реакції екзотермічні.

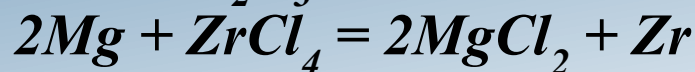
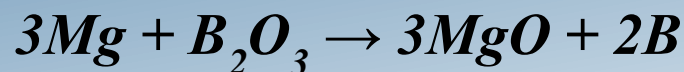
Магній активно взаємодіє з кислотами. Розчинення не відбувається тільки в концентрованій сульфатній кислоті, що пасивує магній. Процес розчинення магнію в кислотах описується наступним рівнянням:



Магній — метал, одержання якого обходиться досить дешево.

У поєднанні з його прекрасними відновними здатностями це дозволяє використовувати магній як економічний і доступний

відновник рідкісних металів:



Всі сполуки Магнію мають основний характер. Ступінь окиснення Магнію у всіх його стійких сполуках дорівнює +2. Будова бінарних сполук залежить від природи більш електронегативного елемента.

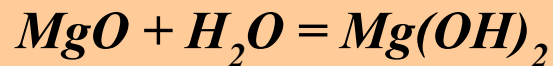
Чим менше електронегативний елемент пов'язаний з Магнієм, тим меншою є частка іонного зв'язку в сполуці.

Наприклад, у ряді сполук Магнію з елементами III періоду зліва направо відбувається зменшення частки металевого й збільшення частки іонного зв'язку:

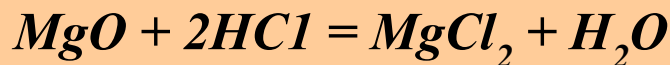


Більшість солей магнію розчинні у воді. Ті з них, які піддаються гідролізу, створюють слабколужне середовище.

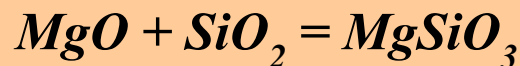
Магній оксид MgO (палена магнезія) — біла кристалічна речовина. Дуже тугоплавкий ($t_{\text{пл.}} = 2800 \text{ }^\circ\text{C}$). У воді розчиняється повільно, з утворенням магній гідроксиду:



У кислотах MgO розчиняється дуже добре з утворенням солей:



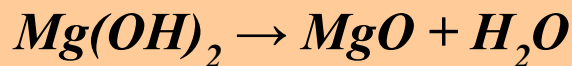
Оскільки MgO є типовим основним оксидом, він при нагріванні активно взаємодіє з кислотними оксидами:



У лабораторії магній оксид одержують шляхом спалювання металевого магнію (у вигляді порошку або магнієвої стрічки) або прожарюванням магній гідроксиду:



t°



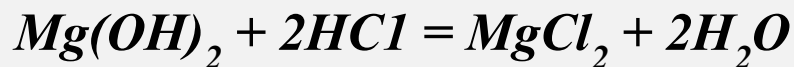
Промисловий метод одержання магній оксиду полягає в термічному розкладанні його карбонату:

t°

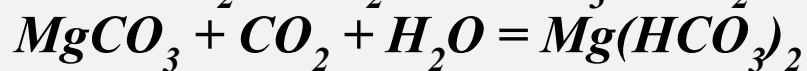
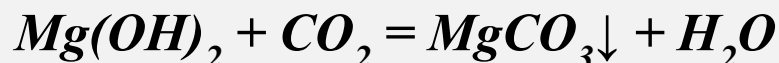


Магній гідроксид $Mg(OH)_2$ — нерозчинна у воді речовина білого кольору.

Легко розчиняється в кислотах:

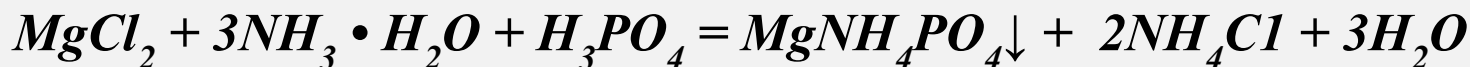


$Mg(OH)_2$ у вигляді суспензії легко розчиняється при пропущеній через неї вуглекислого газу:

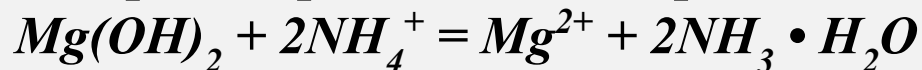


Завдяки цій здатності, магній гідроксиду можна домогтися його розчинення у воді, додаючи в неї солі амонію.

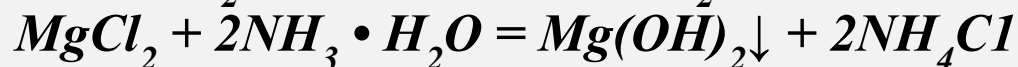
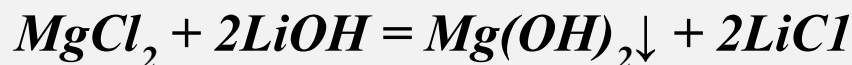
На наведеній реакції ґрунтується один із способів якісного й кількісного визначення іонів фосфорної кислоти:



Магній гідроксид розчиняється в розчині аміаку:



Одержання магній гідроксиду ґрунтується на обмінній реакції розчинних солей магнію з гідроксидами лужних металів або амонію:



Наявність у розчині іонів Mg^+ надає йому гіркового присмаку.

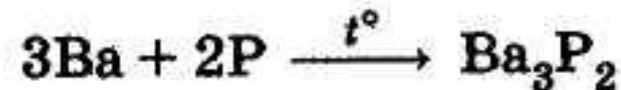
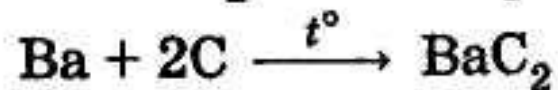
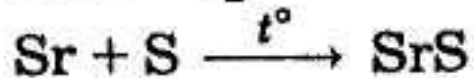
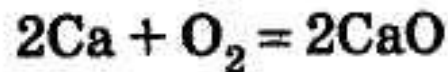
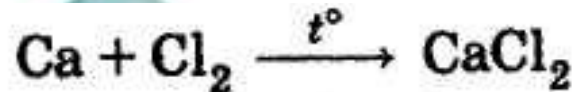
ПІДГРУПА КАЛЬЦІЮ

Підгрупу Кальцію (підгрупу лужноземельних металів) складають Кальцій, Стронцій, Барій і Радій.

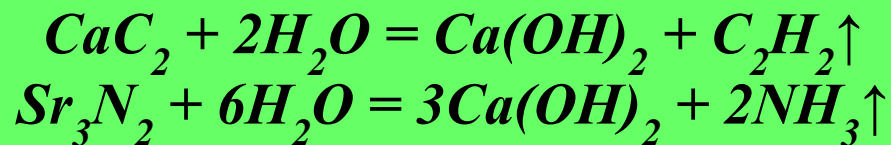
Виділення їх в окрему підгрупу обумовлене значно більшими атомними радіусами й меншими енергіями іонізації, ніж у типових елементів — Берилію й Магнію.

Хімічні властивості

Лужноземельні метали поступаються за активністю лужним, але однаково вважаються дуже активними металами. Вони енергійно взаємодіють із активними неметалами у звичайних умовах і з менш активними — при нагріванні:

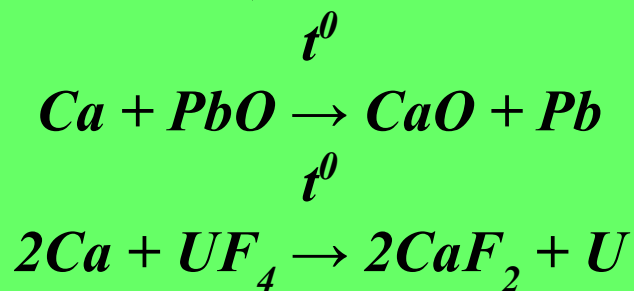


Сполуки (карбіди, сульфіди, нітриди й фосфіди) піддаються гідролізу з утворенням погано розчинного у воді кальцій гідроксиду:

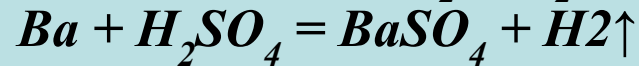
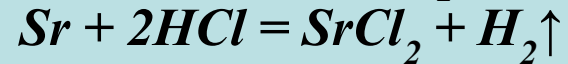


При нагріванні лужноземельні метали взаємодіють з іншими металами з утворенням сплавів, у складі яких виділяють ряд інтерметалідів. Наприклад, кальцій утворює інтерметаліди з такими металами, як Al, Mg, Cu, Li, Pb, Sn, Ag та ін.

Лужноземельні метали мають яскраві відновні властивості. На цьому багато в чому ґрунтується їхнє практичне застосування. Наприклад, Кальцій використовується для відновлення багатьох рідкісних елементів (Cr, V, Pb, Ti, U, Th та ін.):



Знаходячись в ряді напруг задовго до Гідрогену, лужноземельні метали настільки активні, що витісняють водень не тільки



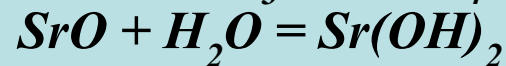
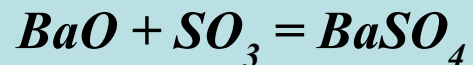
Слід зазначити, що реакції з кислотами протікають тільки в тому випадку, коли кислота розведена. З концентрованими кислотами, особливо з кислотами-окисниками, протікають окисно-відновні реакції.

Оксиди лужноземельних металів мають загальний склад MeO .

Вони являють собою білі тугоплавкі речовини високої хімічної активності.

Оксиди кальцію і його аналогів — типові основні сполуки.

Вони взаємодіють із кислотами й кислотними оксидами, утворюючи солі,



Гідроксиди кальцію і його аналогів — сильні основи, порівняно добре розчинні у воді. У ряді $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — $\text{Sr}(\text{OH})_2$ — $\text{Ba}(\text{OH})_2$ основний характер сполук (відповідно, і їхня розчинність) зростає зліва направо.

СПОЛУКИ КАЛЬЦІЮ

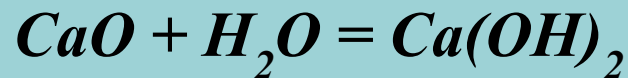
Кальцій оксид CaO — біла тугоплавка речовина, добре розчинна у воді. Основний спосіб одержання CaO у промисловості — прожарювання вапняку або крейди:

t⁰

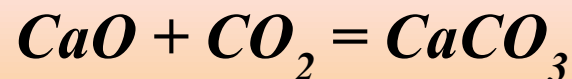


Процес проводять при температурі близько 1100 °C і називають випалюванням. Отриманий продукт CaO у зв'язку із цим одержав назву паленого, або негашеного вапна. Для випалювання використовують шахтні або обертові трубчасті печі.

Кальцій оксид CaO — типовий основний оксид. Він бурно реагує з водою з виділенням великої кількості тепла:



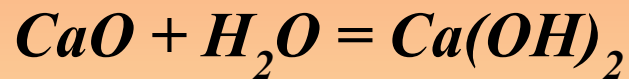
*Продукт реакції $\text{Ca}(\text{OH})_2$ називають гашеним вапном.
Розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$ у воді називають вапняним молоком.
Основні властивості CaO проявляються в реакціях із
кислотами й кислотними оксидами:*



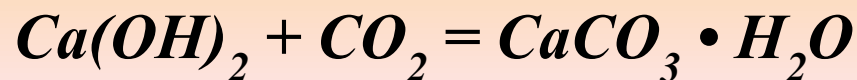
CaO застосовується переважно у будівництві. Основна форма, у якій вапно використовується у будівництві, це вапняний розчин — в'язкий будівельний матеріал для скріплення цеглин та ін.

Вапняний розчин готують у такий спосіб:

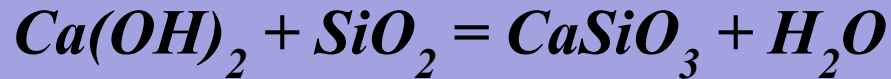
*1 частина вапна й 3-4 частини піску змішують із водою так,
щоб вийшла тістоподібна маса:*



Остання згодом втрачає воду й твердіє внаслідок утворення кальцій карбонату (вуглекислий таз надходить із повітря):



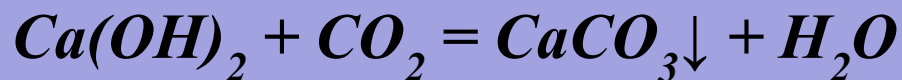
Одночасно із зазначеним явищем, під час затвердіння вапняного розчину відбувається утворення кальцій силікату відповідно до рівняння:



Кальцій гідроксид Ca(OH)_2 — біла кристалічна речовина, малорозчинна у воді. Головний спосіб одержання Ca(OH)_2 — гасіння водою CaO . Якщо процес проводити при високій температурі, то Ca(OH)_2 виходить дуже подрібненим.

Кальцій карбонат CaCO_3 має найбільшу з усіх солей кальцію кількість природних різновидів. Розглянемо способи застосування деяких із них. Ca(OH)_2 використовується як сильна основа. Він здатний поглинати CO_2 з повітря.

Процес протікає у дві стадії. Спочатку розчин Ca(OH)_2 каламутніє — відбувається утворення нерозчинного кальцій карбонату:



Згодом розчин знову стає прозорим, оскільки кальцій карбонат переходить у розчинний гідрокарбонат:

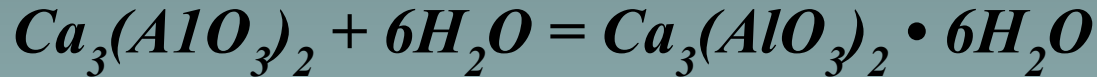


Кальцій карбонат CaCO₃ має найбільшу з усіх солей кальцію кількість природних різновидів. Розглянемо способи застосування деяких із них.

Вапняк — найцінніша сировина для одержання негашеного вапна й цементу. Про виробництво й використання вапна див. вище.

Цемент — зеленувато-сірий порошок, що складається переважно із силікатів (Ca₃SiO₅, Ca₂SiO₄) і алюмінатів кальцію (Ca₃(AlO₃)₂ та ін.). Змішаний з водою цемент являє собою тістоподібну масу, що згодом «схоплюється» — твердне, втрачаючи воду.

«Схоплювання» цементу описується наступними реакціями:



Гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ — природний матеріал, що широко використовується в будівництві, медицині, при виготовленні скульптур. Крім того, природний гіпс застосовується як складовий компонент у виробництві фарб і емалей. У сільському господарстві гіпс знаходить застосування як неорганічне добриво.

Алебастр одержують випалюванням природного гіпсу при температурі $180\text{ }^\circ\text{C}$.

Известняковая порода изъедена, так как дождевая вода, содержащая растворенный диоксид углерода, реагирует с известняком, образуя гидрокарбонат кальция, который немного растворяется в воде.



Гидрокарбонат кальция, образующийся при растворении известняка в воде, вызывает временную жесткость воды.*

Оксид кальция, карбонат кальция и гидроксид кальция применяют для устранения излишней кислотности почвы.



Алебастр используется для того, чтобы сделать отпечаток следа животного.



Сульфат кальция

Белое твердое вещество, встречающееся как в виде безводного сульфата кальция (CaSO_4), так и в виде гипса ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

Твердість води

Природні води містять у розчиненому вигляді деякі солі.

*Наявність у воді іонів Ca^{2+} , Mg^{2+} й іноді Fe^{2+}
(у вигляді гідрокарбонатів, сульфатів і хлоридів) обумовлює
таку характеристику води, як твердість.*

*Постійна твердість визначається наявністю солей кальцію
й магнію (найчастіше сульфатів і хлоридів),
які не дають при кип'ятінні нерозчинних у воді солей.*

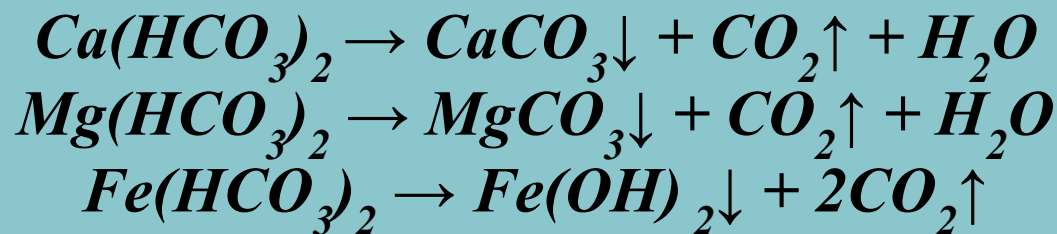
*Найнебезпечнішим є кальцій сульфат, що утворює
щільний накип на стінках посудини.*

Розрізняють тимчасову (карбонатну) і постійну твердість.

*Тимчасова твердість води визначається наявністю у ній
гідрокарбонатів ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, рідше $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$).*

*Вона може бути усунута кип'ятінням
(звідси й назва — «тимчасова»).*

У результаті кип'ятіння відбувається руйнування гідрокарбонату, виділяється вуглекислий газ і випадає в осад нерозчинний карбонат (Ca і Mg) або гідроксид (Fe):

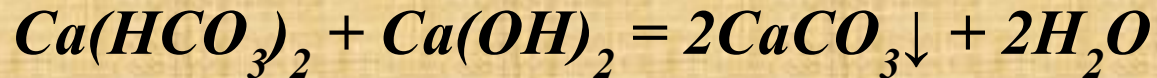


Нерозчинні продукти розпаду гідрокарбонатів осідають на стінках посудини, у якій проводилося кип'ятіння, у вигляді накипу. Колір накипу дозволяє охарактеризувати іони, що обумовлюють тимчасову твердість. Якщо накип червоносто-бурий, то у воді присутні у значній кількості іони Fe^{2+} , якщо білий — Fe^{2+} у воді відсутній.

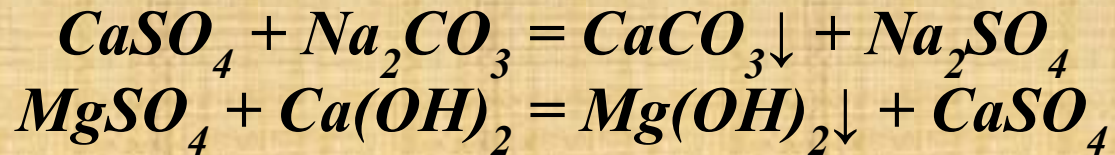
Твердість води робить її непридатною для використання в процесах виробництва. Крім того, у такій воді неможливе прання білизни, миття посуду й т. ін.» оскільки солі двовалентних металів нерозчинні в органічних кислотах, що входять до складу мила.

Всі указані недоліки води можна усунути шляхом її пом'якшення. Розрізняють фізичні й хімічні методи пом'якшення. До фізичних методів належить осадження (відстоювання) після кип'ятіння (усунення тимчасової твердості).

Усунення тимчасової твердості хімічним методом здійснюється шляхом додавання у воду гашеного вапна:



Постійна твердість усувається додаванням до води соди або гашеного вапна:



Пом'якшення хімічними методами ґрунтується на збагаченні води аніонами CO_3^{2-} ОН.

Нерозчинні карбонати і гідроксиди, що утворюються в результаті, осаджуються у вигляді накипу.

За типом іонів, які обмінюють іонообмінники, останні поділяють на катіоніти, аніоніти й амфоліти.

Катіоніти містять кислотні групи (SO_3H , RCOOH та ін.), протони яких здатні обмінюватися на катіони розчинених у воді солей.

Останнім часом величезну популярність здобув іонообмінний метод усунення твердості. Він ґрунтується на здатності деяких природних і штучних високомолекулярних сполук обмінюватися іонами з розчином (так звані іонообмінники).

III група періодичної системи Менделєєва

ГОЛОВНА ПІДГРУПА Загальна характеристика елементів

| Назва елемента | Бор <i>Borun</i> | Алюміній <i>Alumtiniin</i> | Галій <i>Gallium</i> | Індій <i>Indium</i> | Талій <i>Tallium</i> |
|----------------------|---|-------------------------------|--|---|--|
| Символ елемента | <i>B</i> | <i>Al</i> | <i>Ga</i> | <i>In</i> | <i>Tl</i> |
| Атомний номер | 5 | 13 | 31 | 49 | 81 |
| Відносна атомна маса | 10,811 | 26,981539 | 69,723 | 114,82 | 204,3833 |
| Стабільні ізотопи | ^{10}B (19,57%) ^{11}B (80,43 %) | ^{27}Al | ^{69}Ga (60,5%) ^{71}Ga (39,5%) | ^{113}In (4,33%) ^{115}In (95,67%) | ^{203}Tl (29,50%) ^{205}Tl (70,50%) |
| Проста речовина | <i>B</i> бор | <i>Al</i> алюміній | <i>Ga</i> галій | <i>In</i> індій | <i>Tl</i> талій |

Електронна будова елементів

| Елемент | <i>B</i> | <i>Al</i> | <i>Ga</i> | <i>Id</i> | <i>Tl</i> |
|-------------------------------|----------------|-----------------|-------------------------|-------------------------|---------------------------------|
| Електронна конфігурація | $[e]2s^2 2p^1$ | $[Ne]3s^2 3p^1$ | $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^1$ | $[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^1$ | $[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$ |
| Характерний ступінь окиснення | +3 | +3 | +1,+3 | +1,+3 | +1,+3 |
| Радіус атома, нм | 0,080 | 0,125 | 0,125 | 0,150 | 0,155 |
| Електронегативність | 2,0 | 1,5 | 1,6 | 1,7 | 1,8 |
| Потенціал іонізації, eВ | 8,3 | 6,0 | 6,0 | 5,8 | 6,1 |

Фізичні властивості

| Елемент | <i>B</i> | <i>Al</i> | <i>Ga</i> | <i>In</i> | <i>Tl</i> |
|--|----------------------|-----------------|-----------|-----------|-----------|
| Атомний номер | 5 | 13 | 31 | 49 | 81 |
| Агрегатний стан | кристалічні речовини | | | | |
| Колір | чорний | сріблясто-білий | | | |
| Температура кипіння, $t_{\text{кип.}}$, °С | 2550 | 2500 | 2230 | 2000 | 1460 |
| Температура плавлення, $t_{\text{пл.}}$, °С | 2300 | 660 | 30 | 156 | 303 |

Головну підгрупу третьої групи складають типові елементи (Бор і Алюміній), а також елементи підгрупи Галію (Галій, Індій і Талій).

Атоми елементів головної підгрупи третьої групи на зовнішньому електронному шарі мають по три електрони. Для того, щоб мати завершений зовнішній електронний шар, їм вигідніше віддати три валентні електрони, ніж приєднати п'ять. Тому ці елементи — типові метали, найбільш характерний ступінь окиснення яких – +3.

Відновні (металічні) властивості елементів підгрупи посилюються зі зростанням радіуса атома. Із цієї закономірності вибивається лише Талій, що пов'язано з наявністю в нього заповненого електронного f-підрівня.

Елементи підгрупи Галію, крім характерної для всіх елементів головної підгрупи ступеня окиснення +3, проявляють і нижчий ступінь окиснення (+1). Це обумовлено зменшенням частки s-орбіталей у гібридизації з p-орбіталями.

Хімічна активність елементів у підгрупі посилюється зверху вниз. У цьому ж напрямку відбувається посилення металічних властивостей. Це пов'язане зі збільшенням атомного радіуса й ослабленням притягання зовнішніх валентних електронів до ядра.

Бор — елемент-неметал, однак ознаки його неметалічності значно ослаблені. Він утворює сполуки як кислотного, так і основного характеру з перевагою останніх. Схильний до комплексоутворення, причому типовими для Бору є аніонні комплекси.

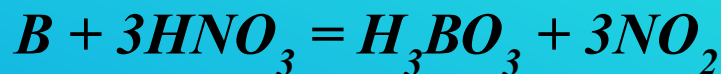
Алюміній — амфотерний метал, хімічна активність якого у звичайних умовах знижується в результаті пасивування — утворення захисної оксидної плівки Al_2O_3 . Сполуки Алюмінію, що містять Оксиген (оксиди й гідроксиди), рівною мірою характеризуються основними й кислотними властивостями.

Для всіх елементів головної підгрупи характерним є утворення оксидів із загальною формулою R_2O_3 (для Талію ще Tl_2O). Сполуки R_2O для Індію й Галію можливі, однак у край нестійкі.

Від Галію до Талію відбувається значне посилення основних властивостей, і якщо Галій, подібно до Алюмінію, розчиняється в лугах, то у відсутності сильних окисників Індій і Талій у такі реакції не вступають.

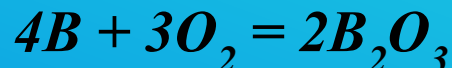
БОР. СПОЛУКИ БОРУ

Бор не взаємодіє з водою й не окиснюється киснем повітря. У звичайних умовах він несприйнятливий до дії кислот, але в гарячій концентрованій нітратній кислоті повільно окиснюється:



борна кислота

Бор активно взаємодіє з киснем.



Бор оксид B_2O_3 (борний ангідрид) — кислотний оксид, що легко приєднує воду з утворенням борної кислоти:



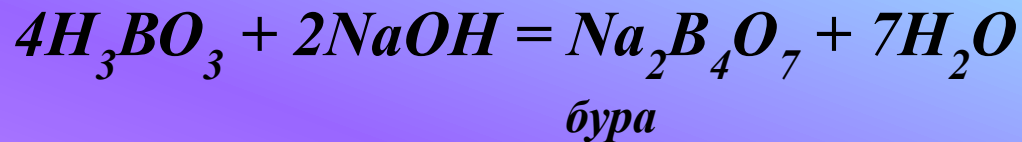
Ортоборна кислота H_3BO_3 — безбарвна кристалічна речовина, що легко розкладається при нагріванні:

t^0



H_3BO_3 — слабка кислота; легко може бути витіснена зі своїх солей більшістю інших кислот.

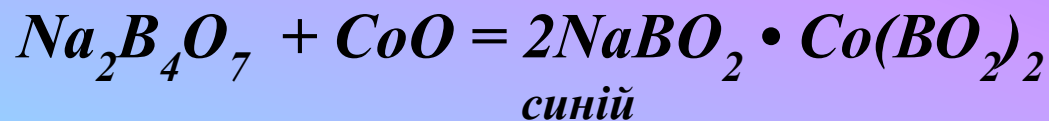
Реакція нейтралізації ортоборної кислоти лугами призводить до утворення солей тетраборної кислоти:



Тетраборна кислота $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ є набагато сильнішою, ніж ортоборна. При цьому розчинними солями як орто-, так і тетраборної кислот є солі активних одновалентних металів.

Солі борних кислот (орто- і тетраборати) піддаються гідролізу за аніоном. Розчини солей характеризуються сильнолужною реакцією.

Соли борної кислоти мають здатність скляніти, тобто переходити в склоподібний стан після прожарювання.

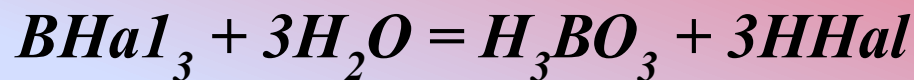


Галогеніди бору мають загальну формулу $BHal_3$.

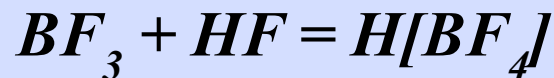
Це легкоплавкі мономірні сполуки, що не мають забарвлення.

Бор фторид BF_3 — газоподібна речовина, BCl_3 і BBr_3 — рідини, BI_3 — тверда речовина.

Галогеніди бору досить нестійкі сполуки, у розчині вони піддаються гідролізу відповідно до наступної схеми:

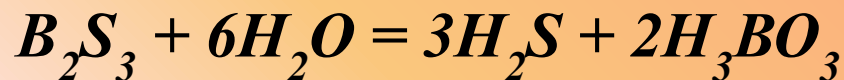


Галогеніди бору схильні утворювати комплексні сполуки, приєднуючи до себе молекули інших речовин. Наприклад, молекула бор фториду приєднує молекулу фтороводню, утворюючи сильну кислоту — борофтористоводневу:



Бор карбід B_4C — чорна блискуча кристалічна речовина. Утворюється при розжарюванні суміші вільного бору або його оксиду з вугіллям в електропечах. Характерними рисами B_4C є його надзвичайна твердість, яку можна порівняти тільки із твердістю алмаза, і тугоплавкість (тпл. = 2550 °C). Бор карбід — сполука в хімічному плані інертна.

Бор сульфід B_2S_3 — безбарвна склоподібна речовина. Утворюється в результаті розжарювання бору в парах сірки. B_2S_3 — досить нестійка сполука, що розкладається водою на сірководень і ортоборну кислоту:

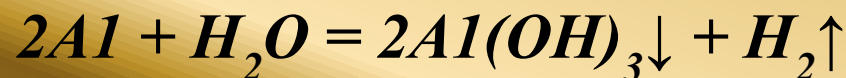


АЛЮМІНІЙ. СПОЛУКИ АЛЮМІНІЮ

Хімічні властивості

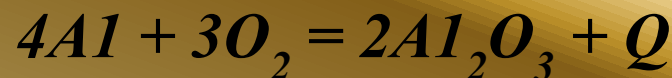
Алюміній належить до активних елементів — у ряді напруг він займає місце після лужноземельних металів. Відновні властивості алюмінію виражені досить сильно Амфотерний. Безпосередньо алюміній не взаємодіє з водою й неметалами, оскільки на повітрі він пасивується. Утворена плівка оксиду алюмінію дуже міцна, хоча має товщину всього 10^{-5} мм.

Після видалення плівки алюміній активно реагує з водою, витісняючи водень:



На повітрі порошок алюмінію горить.

Окиснювання ілюструється наступною реакцією:

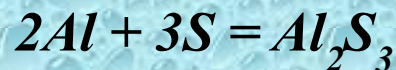


Утворення $2Al_2O_3$ супроводжується виділенням великої кількості енергії.

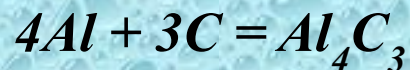
З воднем алюміній не взаємодіє, але з більшістю неметалів реагує, хоча й при високих температурах.



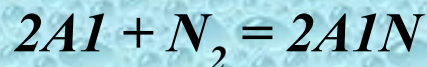
Реакції із сіркою, вуглецем і азотом вимагають нагрівання до 2000 °С:



алюміній сульфід



алюміній карбід

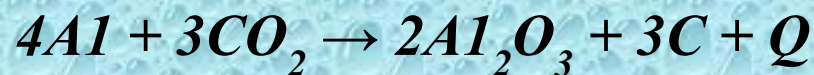


алюміній, нітрид

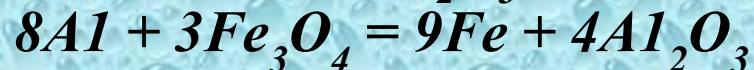
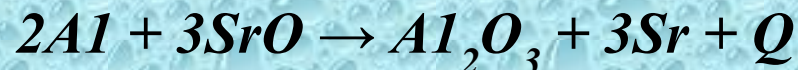
Алюміній — сильний відновник. Він здатний відновлювати, метали й неметали з оксидів (якщо теплота утворення Al_2O_3 при цьому перевищує теплоту утворення цих оксидів).

Таким методом відновлюють такі метали, як Ва, W, Сг, Mn, V та ін., а також кремній:

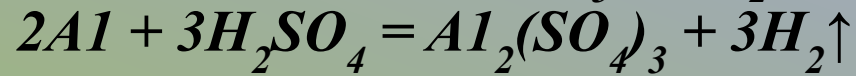
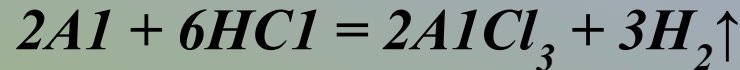
t°



t°



Оскільки алюміній активний метал, він легко витісняє водень із кислот (крім нітратної):



Розчинення алюмінію в сульфатній кислоті відбувається набагато складніше, ніж у хлоридній.

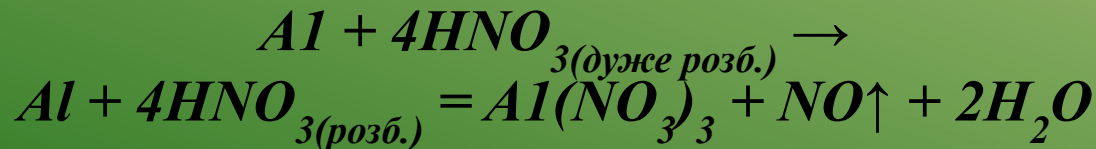
Так, холодна H_2SO_4 пасивує алюміній, розведена вступає з ним у реакцію відповідно до рівняння, наведеного вище, а концентрована

H_2SO_4 відновлюється до SO_2 :

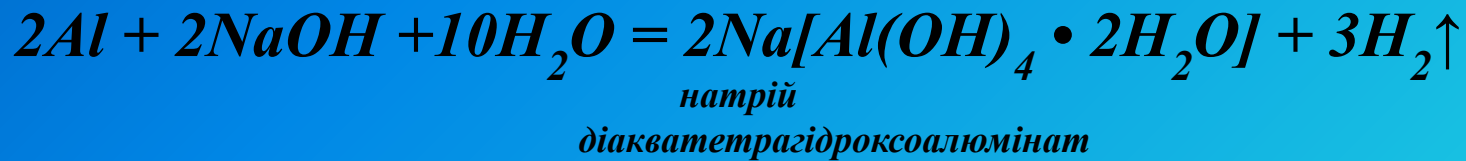


З нітратною кислотою різних концентрацій алюміній реагує по-різному.

Дуже розбавлена HNO_3 не розчиняє алюміній. З розведеною HNO_3 алюміній взаємодіє з утворенням NO . З концентрованою HNO_3 реакція йде при нагріванні з виділенням NO_2 :



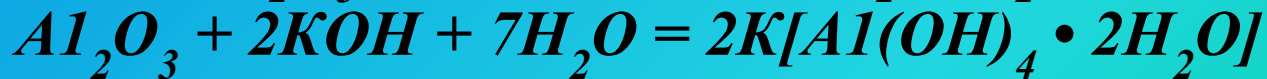
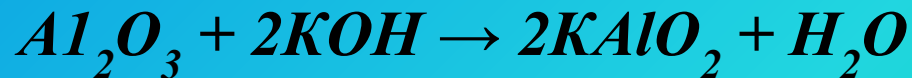
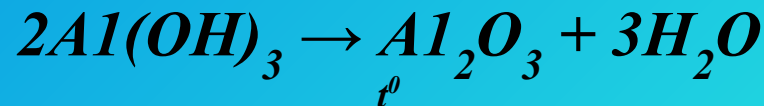
У водяних розчинах лугів алюміній розчиняється з утворенням комплексної сполуки:



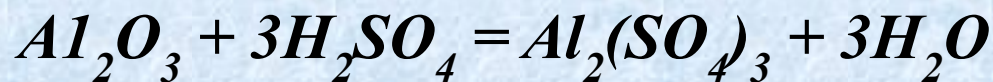
Ця реакція протікає з усіма лугами, крім $NH_3 \cdot H_2O$.

У природі Al_2O_3 зустрічається у вигляді мінералу корунду, забарвлені кристали якого є дорогоцінними каменями (сапфір, рубін).

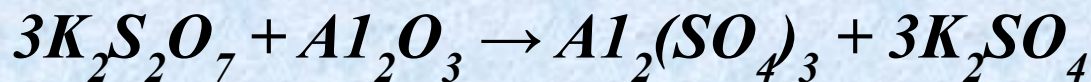
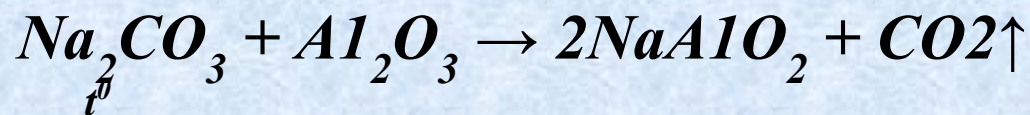
Оксид алюмінію одержують термічним розкладанням попередньо відфільтрованого $Al(OH)_3$:



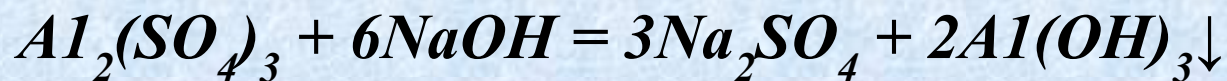
Al_2O_3 — амфотерний оксид, у кислотах він розчиняється з утворенням солі й води:



Амфотерний характер Al_2O_3 проявляється в реакціях з кислотами й основними солями (при сплавленні):

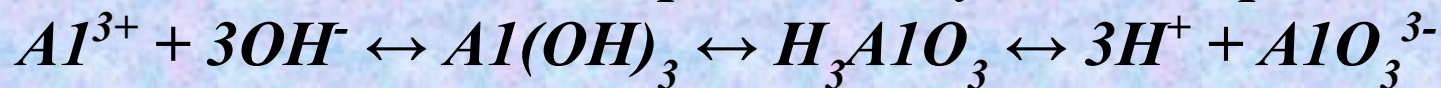


Оскільки Al_2O_3 не розчиняється у воді, то $Al(OH)_3$ не може бути отриманий прямим шляхом, а тільки із солей шляхом реакції обміну:



*Як і Al_2O_3 алюміній гідроксид має амфотерні властивості,
але з явною перевагою основних.*

Його дисоціація може протікати у двох напрямках:



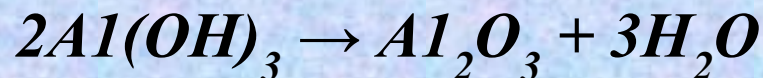
$Al(OH)_3$ легко розчиняється в кислотах і лугах

(крім $NH_3 \cdot H_2O$):



*Солі алюмінію, як і алюмінати, у розчині піддаються
гідролізу, тому можуть існувати тільки в сильнокислому
(солі) або сильнолужовому (алюмінати) середовищі.*

При нагріванні $Al(OH)_3$ розкладається:



Природний Al_2O_3 (корунд) — дуже тверда речовина; він застосовується для виготовлення шліфувальних приладів.

У роздробленому вигляді він зветься наждаком і використовується для очищення металевих поверхонь і виготовлення наждакового паперу.

Алюміній сульфат Al_2O_3 (корунд) — безбарвна легкокорозчинна у воді сполука. У вільному стані існує у вигляді кристалогідрату $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$.

Оцтокислий алюміній (ацетат алюмінію) $Al(CH_3COO)_3$ може існувати тільки в розчині в сильно гідролізованому стані. Використовується в медицині (як засіб проти набрякання й розсмоктувальний засіб для компресів і примочок).

Сульфат алюмінію $Al_2(SO_4)_3$

*Біла водорозчинна кристалічна речовина,
яка використовується для очищення води та
у виробництві паперу.*

Некоторые применения алюминия и его сплавов*

Тонкие листы алюминия используются для заворачивания продуктов, например шоколадных плиток. Он также применяется для изготовления банок для газированных напитков.



Линии электропередачи делают из алюминия, поскольку с учетом веса алюминий проводит электричество лучше, чем медь.



Его легкий вес делает его идеальным для производства множества вещей, от самолета до лестниц и велосипедов.



Література

1. Романова Р.О. Загальна та неорганічна хімія: Київ, Ірпінь: ВТФ “Перун”, 1998. – 480 с.

2. Спицин В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. В 2-х ч. М.: Изд-во МГУ, 1991, 1994.

3. Ардашникова Е.И., Казеннова Н.Б., Тамм М.Е. Общая и неорганическая химия. М.: Аквариум, 1998.

4. Фримант М. Химия в действии. В 2-х ч. – М.: Мир, 1991, 1998.