

Лекція. 17.

Тема. Елементи IIIA групи Періодичної системи.

Мета. Розглянути електронну будову атомів хімічних елементів IIIA групи, способи отримання простих речовин, типові фізичні та хімічні властивості хімічних елементів, їх оксидів, гідроксидів та солей, а також основні області використання простих речовин та їх сполук.

Вступ.

Третя група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Бор, Алюміній, Галій, Індій, Талій, і В-підгрупи – Скандій, Ітрій, Лантан, Актиній. IIIA група містить неметали та метали. Елементи В-підгрупи III групи є металами. Важливість знань про ці елементи для хіміка зумовлена їх практичною значущістю, а також тих матеріалів, що виготовляються з їх сполук.

План.

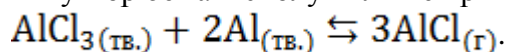
1. Загальна характеристика хімічних елементів.
2. Бор.
 - 2.1. Розповсюдження в природі.
 - 2.2. Модифікації бору.
 - 2.3. Отримання бору.
 - 2.4. Фізичні властивості.
 - 2.5. Хімічні властивості.
 - 2.6. Бор оксид.
 - 2.7. Ортоборатна кислота.
 - 2.8. Гідриди бору.
 - 2.9. Галогеніди бору.
 - 2.10. Области застосування бору.
 - 2.11. Біологічна роль і фізіологічна дія сполук бору.
3. Алюміній.
 - 3.1. Особливості хімії алюмінію.
 - 3.2. Розповсюдженість у природі.
 - 3.3. Отримання алюмінію.
 - 3.4. Фізичні властивості.
 - 3.5. Хімічні властивості.
 - 3.6. Оксид алюмінію.
 - 3.7. Гідроксид алюмінію.
 - 3.8. Галогеніди алюмінію.
 - 3.9. Солі оксигенвмісних кислот і комплексні кислоти.
 - 3.10. Біологічна роль і використання в медицині сполук алюмінію.
4. Підгрупа Галію: Галій, Індій, Талій.
 - 4.1. Поширення в природі та способи добування.
 - 4.2. Фізичні властивості.
 - 4.3. Хімічні властивості.
 - 4.4. Застосування і біологічна роль.

Зміст лекції.

1. Загальна характеристика хімічних елементів

У третій групі Періодичної системи знаходиться найбільша кількість хімічних елементів. Вона містить 37 елементів, включаючи лантаноїди і актиноїди. Всі елементи III групи, за винятком бору, є металами. Перший типовий елемент бор — неметал. У якійсь мірі бор виконує роль перехідного елементу від типового металу берилію до вуглецю. Але, оскільки у атома бору вже в нормальному стані на $2p$ -орбіталі є один електрон (а в збудженому стані два електрони), він функціонує як неметал. В III групі спостерігається найменша різниця у властивостях елементів IIIA– і IIIB– груп. Елементи підгрупи галію, як і алюмінію, є sp -металами. На відміну від них елементи підгрупи скандію належать до sd -металів. Але в характерному ступені окислення +3 елементи підгрупи галію мають зовнішню електронну конфігурацію $(n-1)d^{10}$, а типові аналоги скандію, як і Al (+3), — електронну структуру інертних газів s^2p^6 . Тому деякі автори розміщують елементи підгрупи скандію безпосередньо під алюмінієм, тобто відносять їх до IIIA– групи. Тоді підгрупа галію повинна становити IIIB– групу. Все це свідчить про близькість хімії елементів IIIA– і IIIB– груп між собою, з одного боку, і з хімією алюмінію — з іншого.

Атоми елементів IIIA групи містять три ns^2np^1 електрони. Така електронна конфігурація дає можливість існування сполук, в яких елементи — одновалентні. Алюміній утворює такі сполуки лише при високій температурі у газовій фазі:

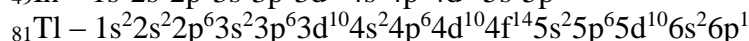
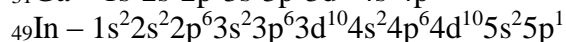
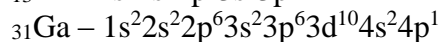
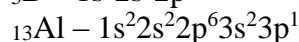
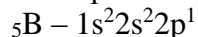


При переході від Al до Ga і далі до In і Tl все більш важливу роль відіграє одновалентний стан елементу. Так, сполуки Tl^+ є більш стійкими, ніж Tl^{3+} .

У зв'язку з тим, що для переведення електрона з ns - на np -підрівень потрібна незначна енергія — $1,7 \cdot 10^2$ Дж/моль для бору і $1,34 \cdot 10^3$ Дж/моль для алюмінію, найбільш характерний ступінь окислення елементів IIIA групи +3.

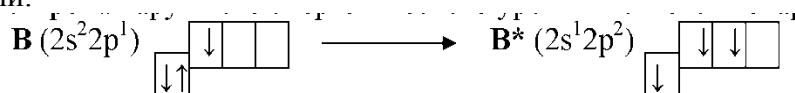
Бор — єдиний неметал у IIIA групі. Алюміній, галій та індій мають амфотерні властивості. Талій — типовий метал. За багатьма характеристиками бор суттєво відрізняється від інших елементів IIIA групи, тому його хімічні властивості розглядають окремо.

Електронна конфігурація атомів в не збудженому стані



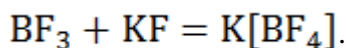
2. Бор

За хімічними властивостями до неметалів третьої групи відноситься тільки бор. Бор на зовнішньому енергетичному рівні має 3 електрони — $2s^2 2p^1$. У нормальному стані атом має тільки один неспарений p -електрон, при дуже незначній витраті енергії один їх s -електронів переходить на p -підрівень. Отже, збуджений стан атому бору можна виразити формулою $2s^1 2p^2$. У такому стані всі три електрони зовнішнього енергетичного рівня є неспареними.



Тому бор утворює сполуки, в яких його ступінь окислення дорівнює +3. Але бор не утворює елементарних позитивно заряджених іонів B^{3+} . Енергія іонізації, яка потрібна для видалення трьох електронів, настільки велика, що не може бути скомпенсована ні утворенням іонних сполук, ні гідратацією таких іонів в розчині. Для бору як неметала характерне утворення ковалентних зв'язків. У сполуках бор утворює або три ковалентні зв'язки (sp^2 -гібридизація) або чотири (sp^3 -гібридизація). Три зв'язки утворюються за

обмінним механізмом, а четвертий зв'язок — за донорно–акцепторним механізмом за рахунок вільної p -орбіталі:

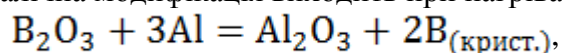


2.1. Розповсюдження в природі

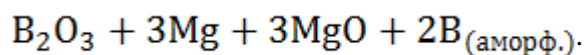
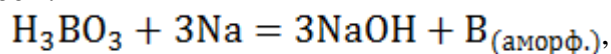
Вміст бору в земній корі $3 \cdot 10^{-4}\%$. В природі у вільному стані бор не зустрічається, а знаходиться у вигляді кисневмісних сполук: борної кислоти H_3BO_3 , тетраборату натрію $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (бури) і ряду більш складних мінералів.

2.2. Модифікації бору

Бор може існувати у двох різних модифікаціях: кристалічній (схожий на метал) та аморфній. Обидві форми можна отримати дією активних металів на сполуки бору. Кристалічна модифікація виходить при нагріванні оксиду бору з алюмінієм:



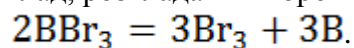
аморфна форма — взаємодією натрію з борною кислотою або за магнійтермічним способом:



Аморфна форма бору настільки активна, що її зберігають в атмосфері інертного газу.

2.3. Отримання бору

Через напівпровідникові властивості бору, які залежать від ступеня чистоти речовини, цікавість до отримання чистого бору не слабшає до цих пір. Існує багато різних способів отримання бору у вільному стані. Бор (напівпровідниковий) високого ступеня чистоти отримують термічним розкладанням гідридів бору або галогенідів бору. Наприклад, розкладанням бромиду бору на танталовій дротині при 1773 К:

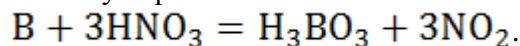


2.4. Фізичні властивості

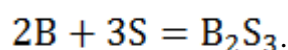
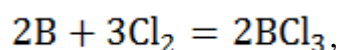
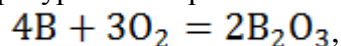
Чистий бор сірувато–чорного кольору, тугоплавкий ($T_{\text{пл.}} = 2347 \text{ K}$). Він має густину $2,34 \cdot 10^{-3} \text{ кг/м}^3$. За твердістю бор поступається лише алмазу і нітриду бору (**BN**). По міцності чистий кристалічний бор не поступається алмазу.

2.5. Хімічні властивості

За хімічними властивостями кристалічний і аморфний бор різко відрізняються один від одного. На кристалічний бор діє тільки гарячий розчин суміші концентрованої нітратної та сульфатної кислот:

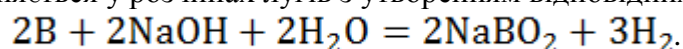


У звичайних умовах кристалічний бор дуже інертний і реагує тільки з концентрованими окиснюючими агентами. Аморфний бор більш активний. При високих температурах в інтервалі 673 – 973 К він взаємодіє з киснем, хлором, сіркою:

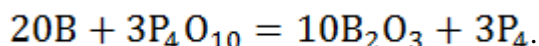
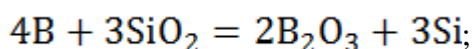


Вище 1173 К з азотом утворює нітрид **BN** — високоякісний матеріал для виготовлення вогнетривів, який за властивостями нагадує графіт.

Кристалічний бор не реагує навіть з киплячими лугами. Аморфний бор поступово розчиняється у розчинах лугів з утворенням відповідних метаборатів:

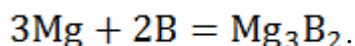


Відновні властивості при високих температурах бор проявляє при взаємодії з оксидами (CO_2 , SiO_2 , P_2O_5 , H_2O):



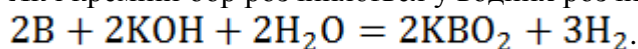
Відновні властивості бору в цих реакціях зумовлені високою ентальпією утворення B_2O_3 .

При стопленні з металами бор виявляє окисні властивості, утворюючи бориди, які можуть бути стехіометричними (Na_3B , Mg_3B_2) та нестехіометричними (TaB_2 , CaB_6 , AlB_{12}) сполуками:



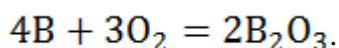
За своїми властивостями бориди нагадують силіциди, володіють великою твердістю, жаростійкістю, хімічною інертністю.

Як і кремній бор розчиняється у водних розчинах лугів з виділенням водню:

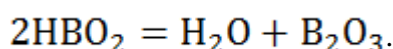
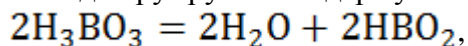


2.6. Оксид бору B_2O_3 .

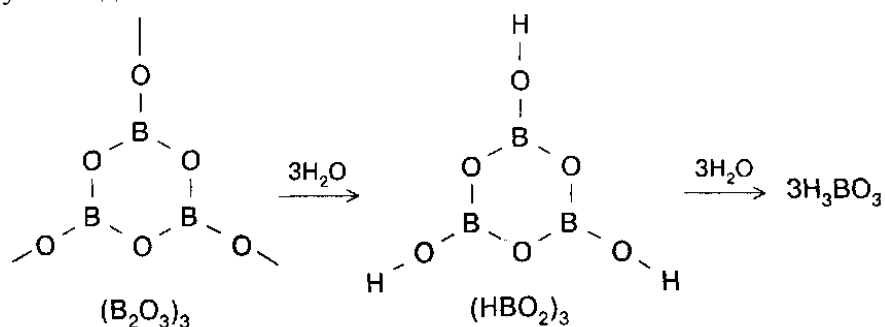
На повітрі за температури близько 973 К бор згоряє з утворенням B_2O_3 :



Оксид бору зручніше одержувати прожарюванням ортоборної кислоти:



Спочатку утворюється метаборна кислота HBO_2 , яка при подальшому нагріванні утворює оксид бору. B_2O_3 є гігроскопічною речовиною. При взаємодії з водою відбувається реакція, зворотна прожарюванню ортоборної кислоти. Гідратацію B_2O_3 можна зобразити у вигляді схеми:

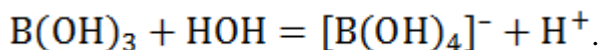


У надлишку води завжди утворюється ортоборна кислота.

2.7. Ортоборна кислота

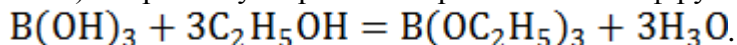
Ортоборна (борна) кислота — біла кристалічна речовина з $T_{\text{пл.}} = 444$ К, має шарувату структуру, в якій молекули міцно з'єднані водневими зв'язками. Борна кислота добре розчинна у воді та етиловому спирті.

H_3BO_3 — дуже слабка кислота ($K_{\text{д1}} = 7,3 \cdot 10^{-10}$). Незважаючи на наявність трьох гідроксильних груп, у водних розчинах вона поводить себе як одноосновна кислота. На відміну від звичайних кислот її кислотні властивості пояснюються не відщепленням протона, а приєднанням OH^- -іонів із молекули води:



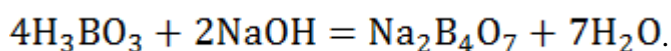
Додаткова гідроксильна група приєднується за донорно–акцепторним механізмом і надає більш стійкого стану атому бору.

За певних умов борна кислота може бути трьохосновною. Так, у присутності концентрованої сірчаної кислоти, як водовіднімаючого засобу, вона реагує з етиловим (метиловим) спиртом з утворенням борноетилового ефіру:



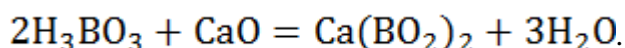
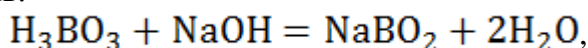
Пара утвореного ефіру горить блідо–зеленим полум'ям, за цією ознакою якісно виявляють борати.

При нейтралізації H_3BO_3 утворюються не ортоборати, які містять ортоборат–іон (BO_3^{3-}), а тетраборати, метаборати чи солі інших поліборних кислот:

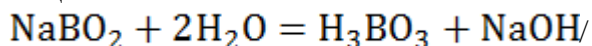


Неможливість утворення ортоборатів пояснюється дуже малою дисоціацією H_3BO_3 . У зв'язку з цим солі, які б могли при цьому утворитися, практично повністю гідролізуються.

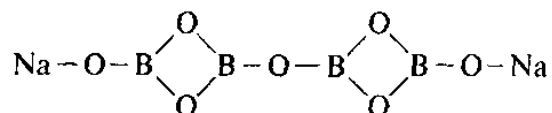
Безводні метаборати одержують сплавленням H_3BO_3 , з лугами чи оксидами металів:



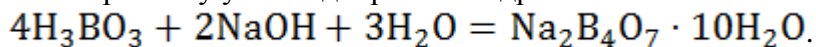
Метаборати активних металів у воді гідролізуються з утворенням лужного середовища:



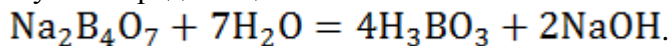
Тетраборна кислота $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ у вільному стані невідома. Її солі — тетраборати — добре відомі, оскільки зустрічаються в природі. Найбільш поширена натрієва сіль $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — тетраборат натрію (бура). Будова тетраборату натрію наведена нижче:



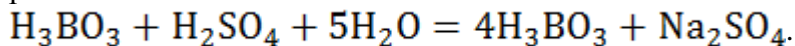
Буру одержують нейтралізацією ортоборної кислоти гідроксидом натрію. Вона виділяється з розчину у вигляді кристалогідратів:



Тетраборати лужних металів розчинні у воді. Внаслідок гідролізу їх розчини мають сильне лужне середовище:



При підкисленні водних розчинів тетраборату натрію утворюються білі лусочки ортоборної кислоти:

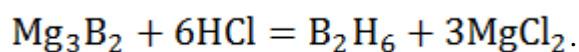


2.8. Гідриди бору

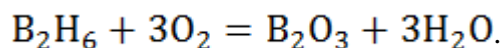
Бор утворює ряд молекулярних гідридів, які називають боранами. Найпростіший бороводень BH_3 — боран — у звичайних умовах не існує і димеризується у диборан B_2H_6 . Диборан — газ, інші гідриди — рідкі чи тверді речовини, з характерним

неприємним запахом, дуже токсичні. За способом добування і властивостями борани дещо нагадують силани.

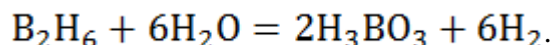
Бор безпосередньо не взаємодіє з воднем, тому його гідриди одержують непрямими методами. Наприклад, при дії хлоридної кислоти на борид магнію утворюється найпростіший бороводень B_2H_6 :



Диборан самозаймається і згоряє на повітрі з утворенням B_2O_3 і H_2O :



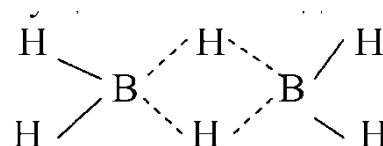
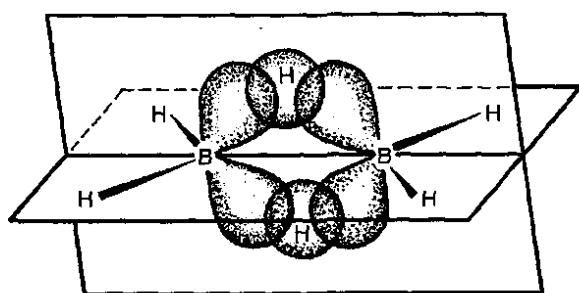
Він легко гідролізується водою з утворенням борної кислоти і молекулярного водню:



Будова боранів не схожа на будову інших гідридів, наприклад вуглеводнів. Для утворення звичайних хімічних зв'язків необхідно як мінімум два електрони. Однак у жодного з диборанів немає кількості електронів, достатньої для утворення двоцентрових зв'язків. Наприклад, у B_2H_6 в утворенні восьми зв'язків мають приймати участь 16 електронів. Насправді у молекулі диборану міститься лише 12 електронів.

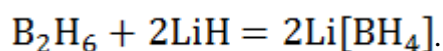
Для пояснення механізму утворення зв'язків $B-H-B$ у диборані використовують уявлення про двоелектронні трицентрові зв'язки.

Геометрична структура B_2H_6 така: дві групи BH_2 розташовані в одній площині.



Два атоми водню розміщені над та під цією площиною і утворюють так звані «місткові» зв'язки.

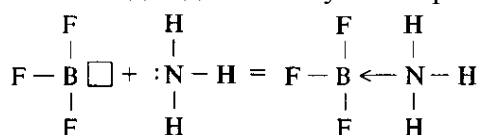
Борани є вихідними речовинами для одержання інших бороводневих сполук. У середовищі ефіру B_2H_6 реагує з гідридом літію, утворюючи борогідрид:



Борогідриди — кристалічні речовини. Завдяки їх високій реакційній здатності вони знайшли широке застосування у неорганічному і органічному синтезі як відновники, каталізатори процесів полімеризації.

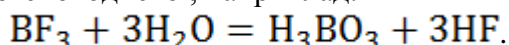
2.9. Галогеніди бору

При кімнатній температурі з фтором і при нагріванні з іншими галогенами бор утворює галогеніди загальної формули $BHal_3$. У галогенідах бору атомні орбіталі бору знаходяться у стані sp^2 -гібридизації. Завдяки наявності вакантної $2p$ -орбіталі у атома бору його галогеніди здатні виступати в ролі акцептора електронної пари:

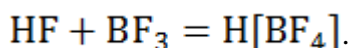


Донорами неподіленої електронної пари можуть бути не лише аміак, а й молекули води, спиртів, ефірів. У продуктах приєднання координаційне число бору дорівнює 4, а атомні орбіталі бору знаходяться у стані sp^3 –гібридації.

Галогеніди бору активно взаємодіють з водою з утворенням двох кислот — борної та галогеноводневої, наприклад:

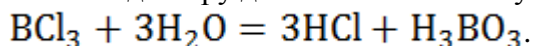


Фторид водню, який виділяється внаслідок гідролізу з BF_3 , утворює міцний комплекс $[\text{BF}_4]^-$ — тетрафтороборат(III) – іон:

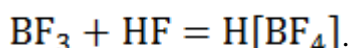
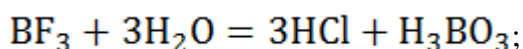


Фтороборна кислота $\text{H}[\text{BF}_4]$ існує лише у розчинах. Це дуже сильна кислота (сильніша за H_2SO_4 і HNO_3).

Галогеніди бору димлять на вологому повітрі через гідроліз:



Гідроліз BF_3 супроводжується утворенням стійкої одноосновної кислоти $\text{H}[\text{BF}_4]$:



2.10. Области застосування бору.

При взаємодії з іншими неметалами бор утворює сполуки дивовижні по своїх властивостях. Карбід вуглецю B_4C_3 — тугоплавка кристалічна речовина з дуже високою твердістю, яка не поступається алмазу. Крім того, карбід вуглецю стійкий по відношенню до кислот і хлору, тому його використовують для виготовлення деталей та інструментів, що працюють при високих температурах в агресивних середовищах. В атомній енергетиці його застосовують для поглинання нейтронів. Нітрид бору BN — володіє такою твердістю, як і твердість алмазу, і температурою плавлення 3273К. Алмаз згорає при 363 К, а боразон (різновид BN) при 2273 К лише злегка окислюється на поверхні. Крім того, карбід і нітрид бору застосовуються як вогнетриви або як добавки до вогнетривким стопів. Сам бор застосовується, як присадка до сталі і деяких кольорових стопів. Твердість сталей і їх стійкість проти корозії підвищується за рахунок впровадження бору в поверхневий шар сталі. З багатьма d -металами бор утворює тверді, жаростійкі, хімічно інертні речовини. На TaB_2 не діє навіть кипляча «царська горілка». Диборид гафнію HfB_2 самий термостійкий з усіх боридів, плавиться при 3523 К, стійкий по відношенню до тривалого нагрівання. Стійкість бору до високих температур передається і напівпровідникам, що містить бор (PB , AsB), які можуть працювати при високих температурах тривалий час. Буру використовують при виготовленні глазурі на фарфорових та фаянсових виробах, у виробництві високоякісного скла, вогнетривких емалевих фарб, мила і синтетичних мийних засобів, при дубленні шкір і просочуванні деревини.

Відомо, що сполуки бору приймають участь у вуглеводно-фосфорному обміні речовин. Але у зв'язку із загальною токсичністю, їх використовують лише зовнішньо як антисептичні та протизапальні засоби.

Найбільше значення має борна кислота H_3BO_3 , яка виявляє слабкі дезинфікуючі властивості, тому у вигляді спиртових розчинів, очних і вушних крапель, мазей її використовують в офтальмології, дерматології та косметології.

Тетраборат натрію $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ (буру) — використовують зовнішньо як антимікробний і протизапальний засіб.

2.11. Біологічна роль і фізіологічна дія сполук бору.

Бор відноситься до життєво важливих мікроелементів. Середній вміст бору в організмі тварин і людини — 10–5%. Бор концентрується в легенях, щитовидній залозі, селезінці, печінці, мозку, серцевому м'язі. Надлишок бору шкідливий для організму людини, він зменшує активність адреналіну, пригнічує амілази. Вживання харчових продуктів з великим вмістом бору порушує в організмі обмін вуглеводів і білків. Бор разом з марганцем, міддю, молібденом і цинком входить до числа п'яти найважливіших для рослин мікроелементів. Бор може впливати на багато процесів біохімії тварин і рослин. Бор зустрічається в насінні рослин, у молоці ссавців, жовтку курячих яєць. При недостатці бору в рослин різко зменшується урожай і кількість насіння. Сполуки бору можуть надавати і токсичну дію на організм людини, в який вони можуть проникати навіть через неушкоджену шкіру. Смертельна доза становить 0,015–0,02 кг для дорослих і 0,004–0,005 кг для дітей. Гранично допустима концентрація їх пилу в повітрі не повинна перевищувати: оксиду бору — 5 мг/м^3 , ортоборної кислоти — 10 мг/м^3 .

3. Алюміній.

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

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

3.1. Особливості хімії алюмінію.

Другий типовий елемент III групи Періодичної системи — алюміній — є першим і найлегшим *sp*-металом з електронною формулою $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. У алюмінію, порівняно з бором, атомний радіус більше, а потенціал іонізації менше; тобто, зростають металічні властивості. На відміну від неметалу бору, алюміній являється амфотерним елементом в широкому змісті слова. Так, металічний алюміній і його гідроксид розчиняються в кислотах, і лугах, а $\text{Al}(+3)$ утворює і комплексні катіони, і ацидокомплекси. Алюміній з повним правом можна рахувати родоначальником як елементів підгрупи галію, так і елементів підгрупи скандію.

І ентальпія, і енергія Гіббса утворення алюмінію різко відрізняються від таких же для галію і його аналогів. Тільки метали підгрупи скандію і лантанноїди мають ще більше значення вказаних характеристик, ніж алюміній.

На кінець, для алюмінію спостерігається горизонтальна аналогія із другим типовим елементом IV групи — кремнієм. Чітко проявляється вона в алюмосилікатах, які являються найбільше поширеними в земній корі хімічними з'єднаннями. До них відносяться польові шпати, які складають більше половини маси земної кори, глинисті мінерали, слюди і ін. В алюмосилікатах частина кремнієвокисневих тетраедрів $[\text{SiO}_4]^{4-}$ заміщена алюмокисневими тетраедрами $[\text{AlO}_4]^{5-}$. Виникає при такому зміщенні надлишкові негативні заряди компенсуються іонами K^+ та Na^+ , так що електронейтральність алюмосилікатів зберігається.

3.2. Розповсюдженість у природі.

Алюміній — один із найпоширеніших на Землі елементів (8,8%), займає третє місце по поширенню після кисню і кремнію. Таким чином, алюміній являється найпоширенішим з металів. Попри алюмосилікати він зустрічається в природі у вигляді $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{Al}(\text{OH})_3$ (Алуніт), $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ (кріоліт), $\text{Mg}[\text{Al}_2\text{O}_4]$ (шпінель), а також у вигляді

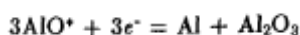
кисню і його гідратних форм. Це передусім корунд $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$. В залежності від вмісту домішок корунд має різноманітне забарвлення і відповідності до неї назву: безколірний — лейкосапфір, голубий — сапфір, рубіново-червоний — рубін. Із гідратних форм оксиду алюмінію відмітимо боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ з домішками оксидів кремнію, заліза, титану і ін. В залежності від мінералогічної форми бокситу і вмісту зв'язаної води, розрізняють гідраргіліт $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ та діаспор $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Боксит являється найбільш цінною алюмінієвою рудою, що містить більше 50% Al_2O_3 .

3.3. Отримання алюмінію

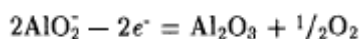
Перший етап виготовлення алюмінію полягає в добуванні Al_2O_3 (глинозему) із алюмінієвих руд лужним, кислотним, електрохімічним чи комбінованими способами. На другий етап стадії проводять електроліз глинозему в розплаві кріоліту при температурі біля 1223 К. Хоча кріоліт зустрічається в природі, частіше його отримують штучно. Не приймаючи до уваги взаємодію глинозему з розчинником, його іонізацію в розплаві можна представити рівнянням



Катодом служить піддон залізної ванни, анодом — вуглецеві електроди. На катоді виділяється алюміній:



На аноді розряджаються алюмінат-іони:



Оскільки на аноді виділяється кисень, вугіль поступово згорає і анод безперервно приходиться дорощувати. Не дивлячись на велику енергоємність електролізного процесу, в наш час він являється єдиним промисловим способом отримання алюмінію.

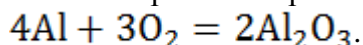
Отриманий електролітичний алюміній містить 98,5–99,8% основної речовини. Домішками являються залізо, титан, кремній, механічно захоплені при кристалізації кріоліт, глинозем, вугіль. Сирий метал спочатку переплавляють, а потім піддають електрохімічному рафінуванню в розчині із торитів алюмінію і натрію і хлориду барію. При рафінуванні чистота алюмінію досягає 99,9%. Особливо чистий алюміній, необхідний, наприклад, в електронній техніці, отримують спеціальним методом: вакуумною дистиляцією і зонною плавкою.

3.4. Фізичні властивості.

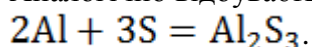
Алюміній — сріблясто-білий метал, відносно легкий ($\rho = 2,7 \cdot 10^{-3}$ кг/м³). Завдяки високій пластичності, легко піддається прокату, штампуванню і волочінню. При виробництві готових лікарських засобів широко використовують алюмінієву фольгу як пакувальний матеріал.

3.5. Хімічні властивості.

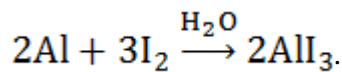
На повітрі алюміній вкривається дуже міцною тонкою плівкою Al_2O_3 (приблизно 10–6 см). Це пояснює його стійкість за звичайних умов до дії кисню, води і багатьох інших реагентів. При прожарюванні дрібнодисперсного порошкоподібного алюмінію він енергійно згоряє на повітрі:



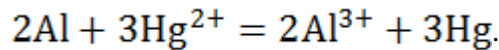
Аналогічно відбувається його взаємодія з сіркою:



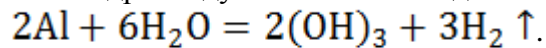
З галогенами, за винятком йоду, алюміній взаємодіє при кімнатній температурі. При змочуванні водою (каталізатор) суміші подрібнених алюмінію та йоду відбувається бурхлива реакція:



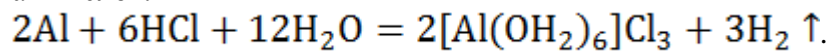
За звичайних умов алюміній не взаємодіє з водою. Оксидну плівку з поверхні алюмінію можна зняти двома шляхами: механічним і амальгуванням. Оскільки ртуть має здатність розчиняти в собі алюміній з утворенням речовини темно-сірого кольору — амальгами, то цілісність оксидної плівки можна порушити дією металічної ртуті чи нанесенням на алюмінієву поверхню розчину $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. При цьому відбувається «витиснення» металічної ртуті з розчину $\text{Hg}(\text{II})$:



Внаслідок втрати захисної плівки алюміній активно взаємодіє з водою з утворенням гідроксиду алюмінію та виділенням бульбашок водню:

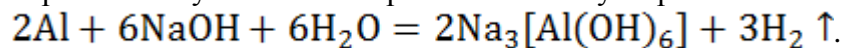


У зв'язку з тим, що алюміній має амфотерні властивості, він легко розчиняється у розчинах кислот:



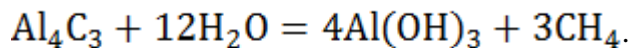
У водному розчині алюміній завжди утворює гідратований іон $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$, в якому він має координаційне число 6.

У розчинах лугів алюміній розчиняється з утворенням гексагідросокомплексів:



Оскільки на поверхні металічного алюмінію існує міцна захисна плівка Al_2O_3 , алюміній не взаємодіє з концентрованими азотною і сірчаною кислотами.

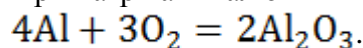
Нагріванням алюмінію з вуглецем в електричній печі (~2273 К) одержують карбід Al_4C_3 , який взаємодіє з водою з утворенням гідроксиду алюмінію і метану:



Найважливіші сполуки алюмінію

3.6. Оксид алюмінію Al_2O_3 .

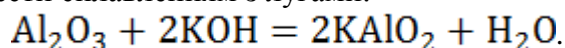
При нагріванні алюміній енергійно взаємодіє з киснем:



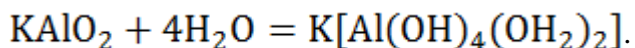
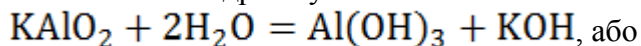
Оксид алюмінію існує у вигляді двох модифікацій: $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$ і $\gamma\text{-Al}_2\text{O}_3$.

Частіше зустрічається α -форма Al_2O_3 — корунд. Інколи у природі трапляється корунд, у структурі якого присутні інші елементи, що надають йому певного забарвлення. Червоний рубін забарвлений домішками сполук $\text{Cr}(\text{III})$, синій сапфір — домішками $\text{Ti}(\text{IV})$ і $\text{Fe}(\text{III})$ — коштовне каміння.

Корунд за твердістю поступається лише алмазу, карборунду (SiC), ельбору (BN), його використовують як абразивний матеріал у вигляді корундових кругів та наждаку. α -форма Al_2O_3 хімічно досить стійка сполука, не взаємодіє з водою і кислотами. γ -форму Al_2O_3 одержують дегідратацією водного оксиду $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ за температури ~723 К. γ -форма легко поглинає воду і розчиняється в кислотах. У розчинний стан її можна перевести сплавленням з лугами:

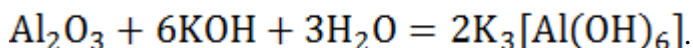
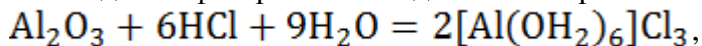


Утворений метаалюмінат натрію добре розчиняється у воді, при цьому він практично повністю гідролізується:



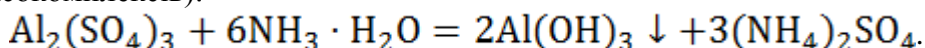
При дегідратації свіжоприготованого гідроксиду алюмінію утворюється $\gamma\text{-Al}_2\text{O}_3$ — алюмогель. Це пориста речовина, яка не розчиняється у воді і не набрякає, використовується у техніці як адсорбент.

Внаслідок амфотерності оксид алюмінію розчиняється у кислотах і розчинах лугів:

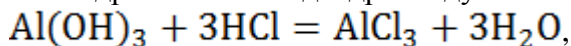


3.7. Гідроксид алюмінію $\text{Al}(\text{OH})_3$.

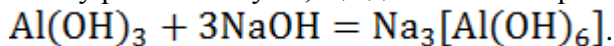
Оскільки оксид алюмінію не розчиняється у воді, $\text{Al}(\text{OH})_3$ одержують не прямим методом, а взаємодією розчинних солей $\text{Al}(\text{III})$ з аміаком (луги для цього не використовують у зв'язку з можливістю розчинення $\text{Al}(\text{OH})_3$ з утворенням гідроксокомплексів):



Білий драглистий осад гідроксиду алюмінію розчиняється як у кислотах

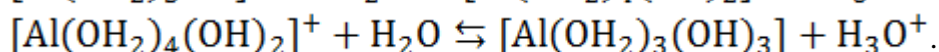
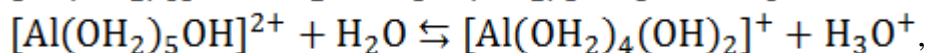
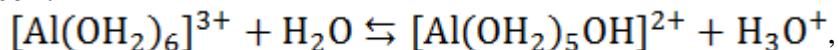


так і у розчинах лугів, що дозволяє говорити про його амфотерність



У гідроксиді алюмінію основні та кислотні властивості виражені приблизно однаково.

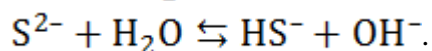
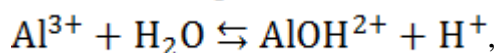
Слід зазначити, що склад продуктів розчинення гідроксиду алюмінію у розчинах лугів не треба спрощувати з урахуванням складного процесу гідратації. Координаційне число $\text{Al}(\text{III})$ у водному розчині завжди дорівнює 6. При розчиненні полімерної структури $\text{Al}(\text{OH})_3$ у розчинах лугів відбувається заміщення H_2O у координаційній сфері $\text{Al}(\text{III})$ на іони OH^- з утворенням гідроксокомплексів складу: $[\text{Al}(\text{OH})_5]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ тощо. Солі алюмінію $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$ добре розчинні у воді та внаслідок гідролізу мають кисле середовище. Гідроліз солей алюмінію є складним і багатостадійним процесом:



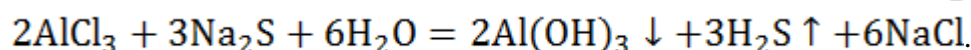
За таким механізмом гідролізуються усі солі $\text{Al}(\text{III})$, які утворені сильними кислотами, та їх кристалогідрати: AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Солі $\text{Al}(\text{III})$, які утворені слабкими кислотами, підлягають такому сильному гідролізу, що у гідратованому стані існувати не можуть (наприклад, Al_2S_3 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$). Внаслідок гідролізу за катіоном і аніоном процес перебігає до кінця, тому одержати сульфід алюмінію змішуванням розчинів AlCl_3 і Na_2S неможливо. У водних розчинах

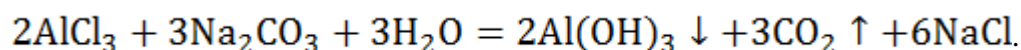
кожного з цих реагентів, взятих окремо, відбувається гідроліз за I ступенем, внаслідок якого у випадку AlCl_3 виникає кисле середовище, а у випадку Na_2S — лужне:



При змішуванні цих розчинів, внаслідок реакції нейтралізації, зменшується концентрація іонів водню та гідроксид-іонів і, згідно з принципом Ле-Шательє, рівновага гідролізу зміщується праворуч. Таким чином, AlCl_3 і Na_2S у водному розчині взаємно підсилюють гідроліз один одного, він перебігає до кінця, не утворюючи Al_2S_3 :



Аналогічно відбувається взаємне підсилення гідролізу при змішуванні розчинів солей $\text{Al}(\text{III})$ з розчинами карбонатів лужних металів:

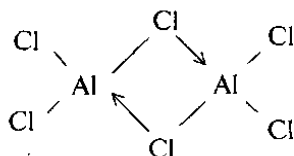


3.8. Галогеніди алюмінію.

Галогеніди алюмінію AlHal_3 за звичайних умов — безбарвні кристалічні речовини. На відміну від інших галогенідів алюмінію, його фторид у воді практично нерозчинний. Хлорид, бромід та йодид алюмінію добре розчиняються у воді, а внаслідок гідролізу димлять на повітрі.

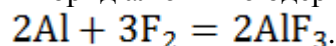
У пароподібному стані та в деяких органічних розчинниках AlCl_3 знаходиться у вигляді димеру Al_2Cl_6 . Прості молекули AlCl_3 , існують лише за високої температури та утворюються після термічної дисоціації Al_2Cl_6 за температури 973 К.

Будова димерної молекули Al_2Cl_6 пояснюється наявністю місткових зв'язків:

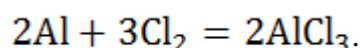


Три зв'язки атом алюмінію утворює за обмінним механізмом за рахунок своїх трьох електронів, які знаходяться на sp^3 -гібридизованих атомних орбіталях і p -електронів трьох атомів хлору. Четвертий зв'язок утворюється за донорно-акцептерним механізмом. Акцептором електронної пари є p -орбіталь алюмінію, а донором — атом хлору.

Фторид алюмінію одержують синтезом з елементів:



Безводний AlCl_3 можна одержати нагріванням алюмінію в струмі хлору чи газоподібного HCl :



Бромід і йодид алюмінію синтезують із елементів при нагріванні.

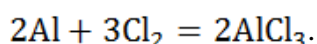
3.9. Солі оксигенвмісних кислот і комплексні кислоти.

Наростаючий у воді AlPO_4 інтересний тим, що він має структуру кварцу. Обумовлено це горизонтальною аналогією, близькістю атомних радіусів Al, Si, P, ізоелектронністю. Якщо представити фосфат алюмінію у вигляді $\text{AlO}_2 \cdot \text{PO}_2$, а діоксин кремнію як $\text{SiO}_2 \cdot \text{SiO}_2$, то сума валентних електронів у атому алюмінію і фосфору рівна 8 і

число валентних електронів двох атомів кремнію також рівно 8, тобто відповідає сумі валентних електронів алюмінію і фосфору.

Добре розчинний у воді нітрат $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ кристалізується із розчину з 9 молекулами води. Безводний нітрат алюмінію в концентрованій HNO_3 утворює ацидокомплекс $[\text{Al}(\text{NO}_3)_4]^-$. Однак, від повністю руйнується у воді. Сульфат $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ кристалізується із водного розчину у формі $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$. З сульфатами металів в степені окислення +1 сульфат алюмінію утворює подвійні солі типу $\text{Me}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$. Ці з'єднання отримали назву алюмінієвих галунів. Галуни в твердому стані повністю стійкі, а в розчинах сильно дисоційовані на складові іони. Галуни розчиняються у воді набагато гірше, ніж складові сульфати, а тому менше піддаються гідролізу, хоча розчини мають кислу реакцію. Галуни утворюють не тільки $\text{Al}(+3)$, але й інші елементи в степені окислення +3, в тому числі і галій та індій.

Безводний AlCl_3 можна одержати нагріванням алюмінію в струмі хлору чи газоподібного HCl :



Бромід і йодид алюмінію синтезують із елементів при нагріванні.

Безводний хлорид алюмінію використовують як каталізатор в органічній хімії. Сульфат алюмінію $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ застосовують для очистки природних вод від колоїдних частинок, які співосаджуються з об'ємним осадом гідроксиду алюмінію, що утворюється внаслідок гідролізу цієї солі.

Металічний алюміній широко використовують у сучасній техніці. Він входить до складу легких сплавів: дюралюміну (сплав алюмінію, міді, магнію і марганцю), силуміну (сплаву алюмінію і кремнію) та деяких інших. Легкість, пластичність і стійкість до корозії забезпечили алюмінію та його сплавам використання в авіаційній, автомобільній і космічній промисловості. В електротехніці алюміній замінив мідь як матеріал для виготовлення дроту.

3.10. Біологічна роль і використання в медицині сполук алюмінію

Алюміній відноситься до незамінних для живого організму мікроелементів. Добова потреба організму людини в алюмінії складає 49 мг. Біологічна роль алюмінію вивчена недостатньо. Відомо, що він приймає участь в побудові епітеліальної та сполучної тканин організму та в процесах регенерації кісткової тканини.

Солі алюмінію мають в'язучу, протизапальну, кровоспинну та антимікробну дію.

Гідроксид алюмінію $\text{Al}(\text{OH})_3$ застосовують зовнішньо у вигляді присипок, паст, мазей як адсорбуючий і обволікаючий засіб у дерматології. У вигляді суспензії в суміші з гідроксидом магнію він входить до складу лікарського препарату «Альмагель», який використовують при лікуванні гастриту і виразки шлунку як антиацидний, адсорбуючий і обволікаючий засіб.

Сульфат алюмінію — калію $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (алюмокалієві галуни) використовують у медичній і косметологічній практиці у вигляді водних розчинів як в'язучий і кровоспинний засіб.

4. Підгрупа Галію: Галій, Індій, Талій.

Подібно типовим елементам, метали підгрупи галію являються *sp*-елементами. Не дивлячись на те, що елементи підгрупи галію — типові аналоги, спостерігаються особливості у властивостях окремих її представників. Елемент Галій безпосередньо слідує за першою десяткою кайносиметричних перехідних *3d*-металів, для яких особливо сильна *d*-контракція. Тому атомний радіус галію менше таких не тільки його більш важких

аналогів, але й алюмінію. В результаті цього іонізаційні потенціали галію більш високі і зв'язані з ними енергетичні характеристики відрізняються від аналогів. Вже в елементів ІІВ-групи помітна тенденція до зменшення окислення зверху вниз, зокрема для ртуті. Таке пониження позитивної степені окислення ще більш помітне підгрупі галію. В цьому у визначеній мірі проявляється горизонтальна аналогія. Уже для талію степінь окислення +1 більш стабільна, ніж характеристична степінь окислення +3. В результаті *d*- і особливо *f*-контракції перехід від індію до талію супроводжується тільки незначним збільшення атомного радіусу. В цей же час іонізаційні потенціали талію помітно більші, ніж у індію. Справа в тому, що обидва $6s^2$ -електрони атому талію схильні сильному ефекту проникнення через подвійний екран *d*- і *f*-електронних хмар. В результаті *s*-електрони з трудом беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Цей факт отримав назву концепції інертної електронної пари. Тому у талію часто валентними являються *6p*-електрон, який переходячи до окислювача, перетворює талій в стабільний іон Тl(+1). По цій причині похідні Тl(+1) майже не проявляють відновних властивостей і, навпаки, похідні Тl(+3) є сильними окиснювачами.

4.1. Поширення в природі та способи добування.

Елементи підгрупи Галію мало поширені у природі і належать до рідкісних. Вміст їх у земній корі становить: Ga – $1,5 \cdot 10^{-3}$ %, In – $1 \cdot 10^{-5}$ %, Tl – $3 \cdot 10^{-4}$ %. Як правило, ці елементи трапляються як домішки до різних руд (наприклад, цинкової, сульфідної).

Галій добувають на алюмінієвих заводах з бокситів, а сировиною для отримання індію і талію є продукти переробки поліметалічних руд. При добуванні цих металів спочатку отримують їх солі або оксиди, які потім відновлюють до вільних металів вуглецем, воднем, або одержують метали електролізом водних розчинів їхніх солей.

4.2. Фізичні властивості.

Галій, індій і талій мають сріблястий блиск, це дуже м'які метали, індій і талій можна різати ножом, а галій за твердістю близький до олова.

Галій та індій на повітрі досить стійкі, а талій швидко окиснюється і втрачає блиск.

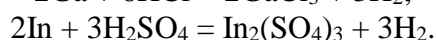
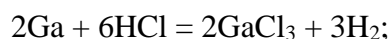
Індій здатний відбивати всі промені спектра, тому він використовується при виготовленні високоякісних дзеркал.

Галій має надзвичайно низьку температуру плавлення (29,8 °C), що зумовлено особливостями його кристалічної будови. У твердому стану галій утворює молекулярну ґратку, у вузлах якої розміщені молекули Ga₂. Завдяки низькій температурі плавлення та високій температурі кипіння (великий температурний інтервал існування рідкої фази) галій використовується для виготовлення високотемпературних термометрів.

4.3. Хімічні властивості.

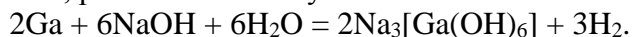
Всі метали підгрупи Галію досить активні. Властивості Галію, Індію і Талію в значній мірі зумовлені *d*- та *f*-стисненням. зі збільшенням протонного числа атомів елементів участь *s*-орбіталей в гібридизації з *p*-орбіталами зменшується. Тому для Галію найхарактернішим є ступінь окиснення +3, а для Талію +1; Індій частіше виявляє ступінь окиснення +3.

Ga, In і Tl в ряду напруг знаходяться до водню. Галій та індій розчиняються у розведених кислотах:



Талій пасивується у HCl за рахунок утворення нерозчинного у воді хлориду талію (I) TlCl.

Галій, як і алюміній, розчиняється в лугах:



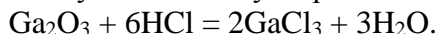
Індій і талій розчиняються у лугах лише за наявності окисника.

При нагріванні Ga, In і Tl взаємодіють з киснем з утворенням оксидів. Їхні вищі оксиди мають амфотерну природу: у Ga₂O₃ – кислотна і основна функції рівноцінні, у In₂O₃ і Tl₂O₃ переважають основні властивості. Слід зазначити, що при нагріванні талію на повітрі утворюється оксид талію (I) Tl₂O. Оксид талію (III) можна отримати при окисненні Tl₂O озonom або непрямим шляхом із сполук Tl(III).

У воді оксиди Ga₂O₃, In₂O₃ і Tl₂O₃ практично нерозчинні. Проте оксид талію (I) добре розчиняється у воді з утворенням гідроксиду талію (I):



Вищі оксиди розчиняються у кислотах з утворенням солей:

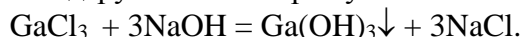


Здатність до взаємодії з лугами у ряду Ga₂O₃ – In₂O₃ – Tl₂O₃ послаблюється.

З фтором, хлором і бромом Ga, In і Tl реагують за кімнатної температури, а з йодом – при нагріванні з утворенням галогенідів MeГ₃. Для талію стійкішими є нижчі галогеніди складу TlГ.

При нагріванні галій, індій і талій реагують з сіркою, азотом, фосфором, арсеном, стибієм.

Гідроксиди елементів підгрупи Галію отримують аналогічно Al(OH)₃:



Всі гідроксиди тривалентних металів погано розчиняються у воді. Ga(OH)₃ та In(OH)₃ – амфотерні, у Tl(OH)₃ переважають основні властивості.

При розчиненні гідроксидів галію та індію у надлишку лугу утворюються галати та індати (або гідроксогалати і гідроксоіндати):



Безводні галати та індати мають склад Me⁺¹GaO₂ та Me⁺¹InO₂.

Галати та індати за стійкістю, розчинності та характеру гідролізу подібні до відповідних алюмінатів.

На відміну від гідроксидів тривалентних елементів підгрупи Галію гідроксид талію (I) TlOH – розчинна у воді сильна основа (луг). Сполуки Tl(I) з одного боку подібні до сполук лужних металів, а з другого – до сполук аргентуму. Так, більшість солей Tl(I) добре розчиняються у воді за винятком солей галогеноводневих кислот, які є нерозчинними у воді і світлочутливими. Тільки TlF, як і AgF, добре розчиняється у воді.

Сполуки Галію, Індію, і, особливо, всі сполуки Талію токсичні. Сполуки Талію викликають випадіння волосся.

4.4. Застосування і біологічна роль

Металічні галій та індій використовуються у вакуумній техніці, галій – для добування легкоплавких сплавів. Широке застосування мають напівпровідникові матеріали, що містять галій, індій, талій (GaAs, GaSb, InAs, InSb, Tl₂S₃ тощо).

Такі сполуки Галію, як GaP, GaAs, використовуються в якості високотемпературних напівпровідникових матеріалів. Широке застосування знаходять легкоплавкі стопи на основі галію в терморегуляторах і високотемпературних термометрах.

Індій використовується як добавка до підшипникових стопів. Стопи, які містять індій, використовуються в якості спаїв для з'єднання металів, скла і кераміки, InP, InAs — в напівпровідниковій електроніці.

Найбільша частина видобутого талію використовується в електроніці, електротехніці і техніці, яка випромінює інфрачервоні промені, монокристали TlVg і TlII — для виготовлення лінз і призм в приладах, які визначають теплове випромінювання, і приладів нічного бачення, Tl₂S — для виготовлення фотоелементів, які чутливі до інфрачервоного випромінювання.

Сполуки талію дуже отруйні.

Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Лидин Р.А. и др. Химические свойства неорганических веществ: Учеб. пособие для вузов. 3-е изд., испр. / Р.А.Лидин, В.А.Молочко, Л.Л.Андреева; Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Химия, 2000. – 480 с.: ил. ISBN -724-1163-0
3. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.–техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639 с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
4. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
5. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
6. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
9. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
10. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480 с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
11. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
12. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
13. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.

14. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

Запитання для самоперевірки.

1. До якого типу простих речовин відносяться бор, алюміній, галій, індій?
2. Використовуючи результати дослідів і довідкові дані, порівняйте відновні властивості простих речовин 3А групи в кислотному, лужному і нейтральному середовищі.
3. Чому для безпосередньої взаємодії алюмінію з водою вимається попередня обробка його поверхні?
4. Як змінюється металічність простих речовин в ряду бор - алюміній - галій - індій - талій? Охарактеризуйте стійкість ступенів окислення цих елементів у сполуках.
5. На які особливості будови гідроксиду бору вказує його здатність утворювати складний ефір?
6. До якого типу гідроксидів відносяться гідроксиди алюмінію (III), галію (III), індію (III), талію (III) і талію (I)?
7. Як змінюються кислотно-основні властивості гідроксидів в ряду елементів 3А групи від бору до талію?
8. Які протолітичні властивості аквакатиону алюмінію, галію, індію?
9. Які протолітичні властивості тетраборат-іона?
10. В якому середовищі стійкий гідроксокомплекс алюмінію?
11. Охарактеризуйте окисно-відновні властивості талію в ступенях окислення + 1 і + 3.
12. Поясніть відмінність властивостей Бору від властивостей інших елементів 3А групи.
13. Напишіть способи переведення оксиду алюмінію в розчинний стан.
14. Які продукти реакції утворюються під час гідролізу хлориду алюмінію?
15. Запропонуйте способи ідентифікації похідних бору й алюмінію.
16. Чому сульфід алюмінію не можна виділити по обмінній реакції з водного розчину?
17. Як протікає гідроліз бінарних сполук алюмінію, наприклад, нітриду алюмінію, трикарбиду тетраалюмінію і фосфіду алюмінію?
18. Які продукти реакції трихлориду бору з водою?
19. Як взаємодіє з водою трифторид бору?
20. Які продукти взаємодії гідроксиду бору у водному середовищі: а) з надлишком гідроксиду натрію; б) з карбонатом натрію? Напишіть рівняння реакцій.
21. Які продукти взаємодії тетраборату натрію у водному розчині: а) з надлишком гідроксиду натрію; б) з розбавленою сірчаною кислотою?
22. Проілюструйте рівняннями відповідних реакцій амфотерні властивості алюмінію.
23. Порівняйте значення рН 0,02 М розчину сульфату алюмінію і 0,03 М розчину хлориду алюмінію.
24. Запишіть рівняння реакції взаємодії алюмінію з водою в присутності: а) хлориду амонію; б) ортофосфату натрію.
25. Чим обумовлена можливість димеризації трихлориду алюмінію?
26. Використовуючи метод молекулярних орбіталей, поясніть будова молекули диборану.
27. Охарактеризуйте окислювальні властивості сполук талію (III).
28. Чим обумовлена стійкість сполук талію (I)?
29. Запишіть рівняння реакції взаємодії алюмінію з концентрованим водним розчином карбонату калію.
30. Опишіть схему промислового отримання алюмінію. Наведіть рівняння реакцій.
31. Які способи використовуються для одержання бору в промисловості і в лабораторії?