

Лекція за темою «Елементи III A групи»

Загальна характеристика *p*-елементів

У *p*-елементів валентними електронами є *s*- та *p*-електрони зовнішнього енергетичного рівня.

Періодична система елементів містить 30 *p*-елементів, які складають III A-VIII A групи. Властивості *p*-елементів у періодичній системі закономірно змінюються. У періоді атомні радіуси із зростанням атомного номера зменшуються, а енергія іонізації, без урахування вторинної періодичності, збільшується.

При переході від III A до VII A групи спостерігається підсилення окиснювальної активності нейтральних атомів, зростають величини спорідненості до електрону та електронегативності.

У групах зверху вниз із зростанням атомної маси *p*-елементів збільшуються атомні радіуси, енергія іонізації зменшується, що приводить до зростання металічних властивостей простих речовин, а також підсилення основних властивостей оксидів та гідроксидів, які вони утворюють.

Загальна характеристика елементів III A групи

До *p*-елементів III групи належать типові елементи — Бор В, Алюміній Al і елементи підгрупи галію — Галій Ga, Індій In і Талій Tl.

Деякі властивості елементів IIIA групи наведені у таблиці 1

Таблиця 1

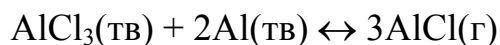
Властивості елементів IIIA групи

	B	Al	Ga	In	Tl
Атомна маса	10,81	26,98	69,72	114,82	204,37
Валентні електрони	$2s^2 2p^1$	$3s^2 3p^1$	$4s^2 4p^1$	$5s^2 5p^1$	$6s^2 6p^1$
Атомний радіус, нм:					
металічний	0,091	0,143	0,139	0,166	0,171
ковалентний	0,088	0,126	0,127	0,144	0,147
Радіус іона E^{3+} , нм	0,020	0,057	0,062	0,092	0,105
Енергія іонізації $E^0 \rightarrow E^+$, eВ	8,298	5,986	5,998	5,786	6,11
Відносна електронегативність	2,01	1,47	1,82	1,49	1,44

	B	Al	Ga	In	Tl
Густина, г/см ³	2,34	2,70	5,90	7,31	11,9
Температура плавлення, °C	2074	660,2	29,8	156,6	303,0
Температура кипіння, °C	2550	2327	2237	2075	1460
Стандартний електродний потенціал $E^0 \rightarrow E^+ + 3e^-$, В	—	-1,663	-0,65	-0,336	+0,71

Атоми елементів IIIA групи містять три $ns^2 np^1$ 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 елемента.

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

Бор

При вивченні хімії бору слід згадати про правило «діагональної схожості» у періодичній системі. Згідно з цим правилом перший елемент головної підгрупи за хімічними властивостями схожий з другим елементом наступної головної підгрупи. Хімічні та фізичні властивості бору (простої речовини) і його складних сполук схожі не з алюмінієм — його найближчим електронним аналогом, а з силіцієм, розташованим у періодичній системі по діагоналі від бору. Нижчі гідриди Бору і Силіцію малостійкі та газоподібні. Близькі за властивостями їх оксиди і гідроксиди. Однакова здатність Бору і Силіцію утворювати численні полімерні структури. Галогеніди бору і кремнію легко гідролізуються, утворюючи відповідні кисневмісні кислоти. Так, BF_3 і SiF_4 аналогічно поведуть себе в реакції гідролізу, відрізняючись від інших галогенідів елементів III A групи.

Електронна формула Бору $1s^2 2s^2 2p^1$. При збудженні один із спарених $2s^2$ -електронів бору легко переходить на $2p$ -орбіталь. Тому бор у збудженому стані має sp^2 -гібридизовану конфігурацію атомних орбіталей, яка відповідає тривалентності. Молекули BE_3 , неполярні та мають будову плоского трикутника з валентним кутом 120° . Рідше бор виявляє валентність чотири, надаючи вакантну $2p$ -орбіталь неподіленій електронній парі донора, при цьому утворюється четвертий ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом (BF_4^-). Наслідком цього стає тетраедричне розташування σ -зв'язків, що відповідає sp^3 -гібридизації його атомних орбіталей.

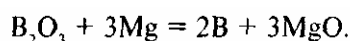
Внаслідок малого розміру атома бору енергія іонізації бору набагато більша,

ніж у його аналогів по групі. Так, перший потенціал іонізації бору в 1,4 раза більший, ніж у алюмінію. Тому бор не утворює простих катіонів B^{3+} . З бору починається та сама діагональ «від бору до астату», біля якої розташовані амфотерні елементи і яка є межею металів і неметалів.

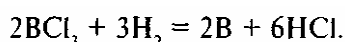
Поширення в природі та одержання

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 $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ (бури) і ряду більш складних мінералів.

При одержанні бору з борної кислоти останню нагрівають з утворенням оксиду B_2O_3 , з якого бор відновлюється металотермічно:



При цьому утворюється аморфний бор, забруднений домішками. Після обробки продуктів реакції соляною кислотою (для вилучення MgO) залишається бор у вигляді темно-бурого порошку. Більш чистий кристалічний бор одержують відновленням його хлориду воднем:



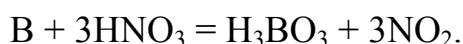
Фізичні та хімічні властивості

Чистий бор сірувато-чорного кольору, тугоплавкий ($t_{пл} = 2074$ °C). Він має густину $2,34$ г/см³. За твердістю бор поступається лише алмазу і бор нітриду (BN).

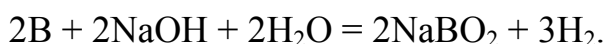
У звичайних умовах кристалічний бор дуже інертний і реагує тільки з концентрованими окиснюючими агентами. Аморфний бор більш активний. При високих температурах в інтервалі 400-700 °C він взаємодіє з киснем, хлором, сіркою:



Вище 900 °C з азотом утворює нітрид BN — високоякісний матеріал для виготовлення вогнетривів, який за властивостями нагадує графіт. Концентрована азотна кислота поступово окиснює бор до борної кислоти:

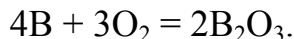


Кристалічний бор не реагує навіть з киплячими лугами. Аморфний бор поступово розчиняється у розчинах лугів з утворенням відповідних метаборатів:



Сполуки Бору

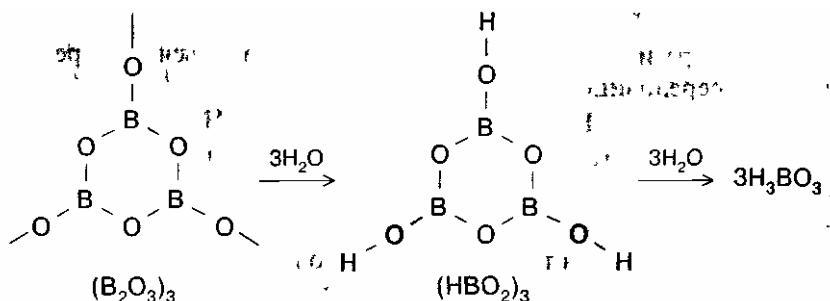
Бор оксид B_2O_3 . На повітрі при температурі близько $700\text{ }^\circ\text{C}$ бор згоряє з утворенням B_2O_3 :



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:

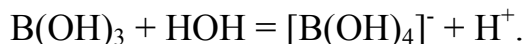


У надлишку води завжди утворюється ортоборна кислота.

Ортоборна кислота

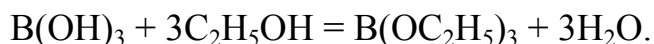
Ортоборна (борна) кислота — біла кристалічна речовина з $t_{пл} = 171\text{ }^\circ\text{C}$. Борна кислота добре розчинна у воді та етиловому спирті.

H_3BO_3 — дуже слабка кислота. 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:

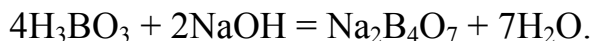


Додаткова гідроксильна група приєднується за донорно-акцепторним механізмом і надає більш стійкого стану атому бору.

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:

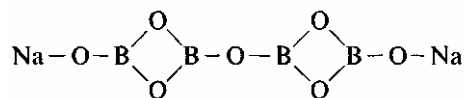


При нейтралізації H_3BO_3 утворюються не ортоборати, які містять ортоборат-іон (BO_3^{3-}), а тетраборати, метаборати чи солі інших поліборних кислот:



Неможливість утворення ортоборатів пояснюється дуже малою дисоціацією H_3BO_3 .

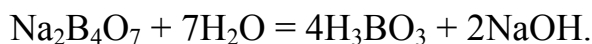
Тетраборна кислота $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ у вільному стані невідома, її солі — тетраборати — добре відомі, оскільки зустрічаються в природі. Найбільш поширена натрієва сіль $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — *тетраборат натрію (бура)*.



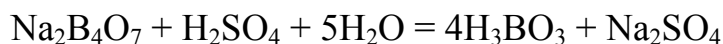
Буру одержують нейтралізацією ортоборної кислоти натрій гідроксидом. Вона виділяється з розчину у вигляді кристалогідратів:



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



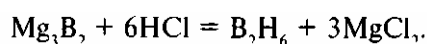
При підкисленні водних розчинів тетраборату натрію утворюються білі лусочки ортоборної кислоти:



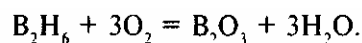
Гідриди Бору

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.

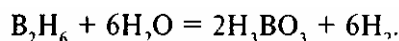
Бор безпосередньо не взаємодіє з воднем, тому його гідриди одержують непрямыми методами. Наприклад, при дії соляної кислоти на борид магнію утворюється найпростіший бороводень B_2H_6 :



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



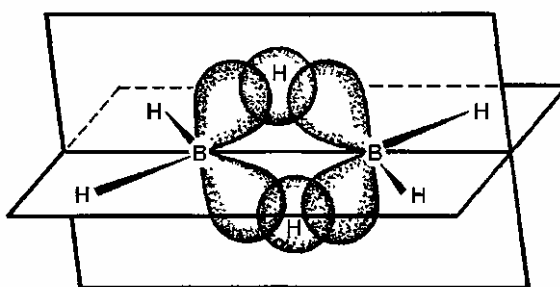
Він легко гідролізується водою з утворенням борної кислоти і молекулярного водню:



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.

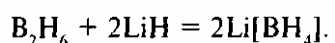
Для пояснення механізму утворення зв'язків $B-H-B$ у диборані використовують уявлення про двохелектронні трицентрові зв'язки.

Геометрична структура B_2H_6 така: дві групи BH_3 розташовані в одній площині.



Два атоми Гідрогену розміщені над та під цією площиною s утворюють так звані “місткові” зв'язки.

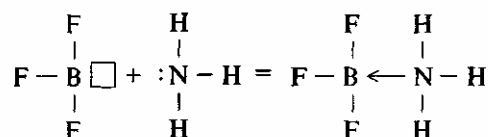
Борани є вихідними речовинами для одержання інших бороводневих сполук. У середовищі ефіру B_2H_6 реагує з літій гідридом, утворюючи борогідрид:



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

Галогеніди Бору

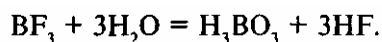
При кімнатній температурі з фтором і при нагріванні з іншими галогенами бор утворює галогеніди загальної формули BG_3 . У галогенідах Бору атомні орбіталі Бору знаходяться у стані sp^2 -гібридизації. Завдяки наявності вакантної $2p$ -орбіталі у атома Бору його галогеніди здатні виступати в ролі акцептора електронної пари:



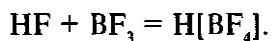
Донорами неподіленої електронної пари можуть бути не лише амоніак, а й молекули води, спиртів, ефірів. У продуктах приєднання координаційне число Бору

дорівнює 4, а атомні орбіталі Бору знаходяться у стані sp^3 -гібридизації.

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



Гідроген флуорид, 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).

Алюміній

У порівнянні з Бором атомний радіус Алюмінію більший, а енергія іонізації менша, тому металічні властивості з переходом до Алюмінію зростають. На відміну від неметалічного елемента Бору Алюміній є амфотерним елементом. Так, металічний алюміній, його оксид та гідроксид розчиняються як у кислотах, так і в лугах.

Природні сполуки та одержання алюмінію

Алюміній — один з найпоширеніших елементів. Він займає перше місце серед металів і третє місце після Оксигену і Силіцію. У зв'язку з високою хімічною активністю Алюміній у вільному стані в природі не зустрічається. Найбільш доступні поклади гідратів алюміній оксиду типу *бокситів* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, а також поклади *кріоліту* Na_3AlF_6 . Проте більша частина Алюмінію міститься в алюмосилікатах, з яких в основному сформована земна кора, їм відповідають такі мінерали як *каолін* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і *нефелін* $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$.

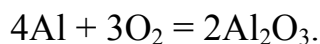
Алюміній одержують електролітично у значних кількостях з бокситу $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (де $n = 1-3$). Він є найбільш цінною алюмінієвою рудою, яка містить більш 50 % Al_2O_3 . Боксит, в якому присутні домішки Феруму, Купруму та Силіцію, очищають розчиненням у водному розчині NaOH з наступним переосадженням у вигляді $\text{Al}(\text{OH})_3$ за допомогою CO_2 . Алюміній гідроксид нагрівають до утворення Al_2O_3 , який розчиняють у розплаві кріоліту Na_3AlF_6 для зниження температури плавлення електроліту і поліпшення перебігу процесу. Проводять електроліз при 800-1000 °С. Одержаний за таким методом алюміній містить 98,5-99,8 % основної речовини. Шляхом електролітичного рафінування можна одержати алюміній з

чистотою 99,9 %.

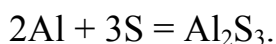
Фізичні та хімічні властивості алюмінію

Алюміній — сріблясто-білий метал, відносно легкий ($d = 2,7$ г/см³). Завдяки високій пластичності, легко піддається прокату, штампуванню і волочінню. При виробництві готових лікарських засобів широко використовують алюмінієву фольгу як пакувальний матеріал.

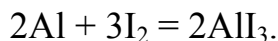
На повітрі алюміній вкривається дуже міцною тонкою плівкою Al_2O_3 (приблизно 10^{-6} см). Це пояснює його стійкість за звичайних умов до дії кисню, води і багатьох інших реагентів. При прожарюванні дрібнодисперсного порошкоподібного алюмінію він енергійно згоряє на повітрі:



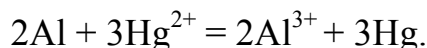
Аналогічно відбувається його взаємодія з сіркою:



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



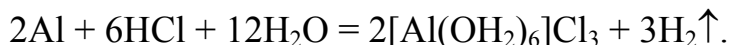
За звичайних умов алюміній не взаємодіє з водою. Оксидну плівку з поверхні алюмінію можна зняти двома шляхами: механічним і амальгуванням. Оскільки ртуть має здатність розчиняти в собі алюміній з утворенням речовини темно-сірого кольору — амальгами, то цілісність оксидної плівки можна порушити дією металічної 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:



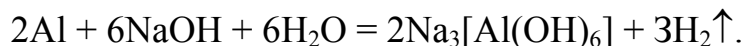
У зв'язку з тим, що алюміній має амфотерні властивості, він легко розчиняється у розчинах кислот:



У водному розчині алюміній завжди утворює гідратований іон $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$, в

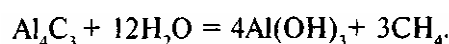
якому він має координаційне число 6.

У розчинах лугів алюміній розчиняється з утворенням гексагідроксокомплексів:



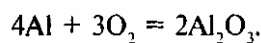
Оскільки на поверхні металічного алюмінію існує міцна захисна плівка Al_2O_3 , алюміній не взаємодіє з концентрованими азотною і сірчаною кислотами.

Нагріванням алюмінію з вуглецем в електричній печі (-2000°) одержують карбід Al_4C_3 , який взаємодіє з водою з утворенням алюміній гідроксиду і метану:



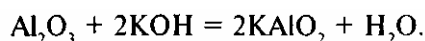
Найважливіші сполуки Алюмінію

Алюміній оксид Al_2O_3 . При нагріванні алюміній енергійно взаємодіє з киснем:

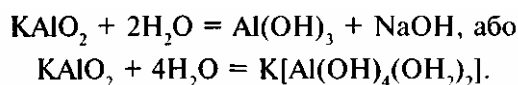


Алюміній оксид існує у вигляді двох модифікацій: $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$ і $\beta\text{-Al}_2\text{O}_3$. Частіше зустрічається α -форма Al_2O_3 — **корунд**. Інколи у природі трапляється корунд, у структурі якого присутні інші елементи, що надають йому певного забарвлення. Червоний рубін забарвлений домішками сполук Cr (III), синій сапфір — домішками Ti (IV) і Fe (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. β -Форму Al_2O_3 одержують дегідратацією водного оксиду $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ при температурі -450°C . γ -Форма легко поглинає воду і розчиняється в кислотах. У розчинний стан її можна перевести сплавленням з лугами:

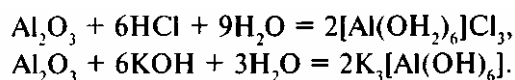


Утворений натрій метаалюмінат добре розчиняється у воді, при цьому він практично повністю гідролізується:

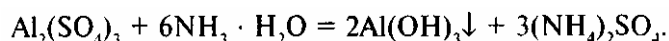


При дегідратації свіжоприготованого алюміній гідроксиду утворюється $\gamma\text{-Al}_2\text{O}_3$ — алюмогель. Це пориста речовина, яка не розчиняється у воді і не набрякає, використовується у техніці як адсорбент.

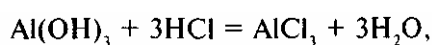
Внаслідок амфотерності алюміній оксид розчиняється у кислотах і розчинах лугів:



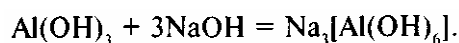
Алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$. Оскільки алюміній оксид не розчиняється у воді, $\text{Al}(\text{OH})_3$ одержують не прямим методом, а взаємодією розчинних солей Al з амоніаком (луги для цього не використовують у зв'язку з можливістю розчинення $\text{Al}(\text{OH})_3$ з утворенням гідроксокомплексів):



Білий драглистий осад алюміній гідроксиду розчиняється як у кислотах

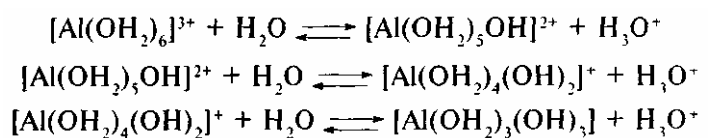


так і у розчинах лугів, що дозволяє говорити про його амфотерність



У алюміній гідроксиді основні та кислотні властивості виражені приблизно однаково.

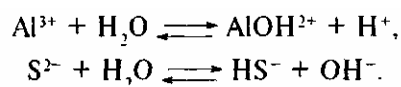
Слід зазначити, що склад продуктів розчинення алюміній гідроксиду у розчинах лугів не треба спрощувати з урахуванням складного процесу гідратації. Координаційне число Al (III) у водному розчині завжди дорівнює 6. При розчиненні полімерної структури $[\text{Al}(\text{OH})_3]$ у розчинах лугів відбувається заміщення H_2O у координаційній сфері Al (III) на іони OH^- з утворенням гідроксокомплексів складу: $[\text{Al}(\text{OH})_5 \cdot \text{H}_2\text{O}]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ 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 Al (III), які утворені сильними кислотами, та їх кристалогідрати.

Солі Al (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

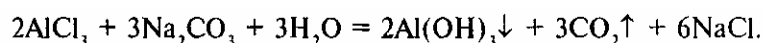
водних розчинах кожного з цих реагентів, взятих окремо, відбувається гідроліз за I ступенем, внаслідок якого у випадку AlCl_3 виникає кисле середовище, а у випадку Na_2S — лужне:



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 Al з розчинами карбонатів лужних металічних елементів:

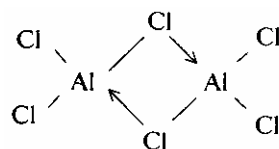


Галогеніди алюмінію AlX_3 за звичайних умов — безбарвні кристалічні речовини. На відміну від інших галогенідів алюмінію, його фторид у воді практично нерозчинний. Хлорид, бромід та йодид алюмінію добре розчиняються у воді, а внаслідок гідролізу димлять на повітрі.

У пароподібному стані та в деяких органічних розчинниках AlCl_3 знаходиться у вигляді димеру Al_2Cl_6 .

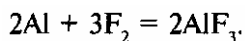
Прості молекули існують лише при високій температурі та утворюються після термічної дисоціації Al_2Cl_6 при 700°C .

Будова димерної молекули Al_2Cl_6 пояснюється наявністю місткових зв'язків:

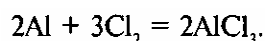


Три зв'язки атом Алюмінію утворює за обмінним механізмом за рахунок своїх трьох електронів, які знаходяться на sp^3 -гібридизованих атомних орбіталях і p -електронів трьох атомів хлору. Четвертий зв'язок утворюється за донорно-акцепторним механізмом. Акцептором електронної пари є p -орбіталь алюмінію,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

Флуорид Алюмінію одержують синтезом з елементів:



Безводний Al_2Cl_6 можна одержати нагріванням алюмінію в струмі хлору чи газоподібного HCl :



Бромід і йодид Алюмінію синтезують із елементів при нагріванні.

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

Металічний алюміній широко використовують у сучасній техніці. Він входить до складу легких сплавів: дюралюмінію (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.

Біологічна роль і використання в медицині сполук Бору та Алюмінію

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.

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

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.

Алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ застосовують зовнішньо у вигляді присипок,

паст, мазей як адсорбуючий і обволікаючий засіб у дерматології. У вигляді суспензії в суміші з магній гідроксидом він входить до складу лікарського препарату «Альмагель», який використовують при лікуванні гастриту і виразки шлунку як антиацид-ний, адсорбуючий і обволікаючий засіб.

Калій-алюміній сульфат $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ (алюмокалієві галуни} використовують у медичній і косметологічній практиці у вигляді водних розчинів як в'язучий і кровоспинний засіб.