**Елементи І та ІІ групи періодичної системи елементів**

План

[1.Загальна характеристика елементів 3](#_Toc406656989)

[1.1 Елементи головної підгрупи І групи 3](#_Toc406656990)

[1.2 Елементи побічної підгрупи І групи 4](#_Toc406656991)

[1.3 Елементи головної підгрупи ІІ групи 6](#_Toc406656992)

[1.4 Елементи побічної підгрупи ІІ групи 7](#_Toc406656993)

[2.Поширення в природі та одержання 8](#_Toc406656994)

[2.1 Елементи головної підгрупи І групи 8](#_Toc406656995)

[2.2 Елементи побічної підгрупи І групи 9](#_Toc406656996)

[2.3 Елементи головної підгрупи ІІ групи 10](#_Toc406656997)

[2.4 Елементи побічної підгрупи ІІ групи 11](#_Toc406656998)

[3.Фізичні та хімічні властивості 12](#_Toc406656999)

[3.1 Елементи головної підгрупи І групи 12](#_Toc406657000)

[3.2 Елементи побічної підгрупи І групи 13](#_Toc406657001)

[3.3 Елементи головної підгрупи ІІ групи 16](#_Toc406657002)

[3.4 Елементи побічної підгрупи ІІ групи 18](#_Toc406657003)

[4. Сполуки елементів з гідрогеном і оксисеном, гідроксиди елементів 22](#_Toc406657004)

[4.1 Елементи головної підгрупи І групи 22](#_Toc406657005)

[4.2 Елементи побічної підгрупи І групи 24](#_Toc406657006)

[4.3 Елементи головної підгрупи ІІ групи 25](#_Toc406657007)

[4.4 Елементи побічної підгрупи ІІ групи 26](#_Toc406657008)

[5. Біологічна роль 27](#_Toc406657009)

# 1.Загальна характеристика елементів

## 1.1 Елементи головної підгрупи І групи

До головної підгрупи І групи елементів періодичної системи належать лужні метали:Літій,Натрій, Калій,Рубідій,Цезій,Францій. 

У зовнішньому електронному шарі атомів лужних металів розміщується по одному електрону, у передостанньому електронному шарі атома Літію міститься два електрони, а у решти атомів лужних металів по вісім електронів. Тому атоми цих елементів легко віддають один електрон, тобто мають низьку енергію іонізації, яка зменшується в підгрупі зверху вниз. Лужні метали легко утворюють катіони Ме+, електронна оболонка яких відповідає оболонці інертних газів.

Всі лужні метали дуже сильні відновники,їхні стандартні електродні потенціали мають великі від’ємні значення.

У ряду Li-Cs властивості простих і складних речовин змінюються зі збільшенням протонного числа елемента спочатку швидко, а потім повільніше. Зі збільшенням протонних чисел елементів радіуси їх атомів зростають, енергії іонізації зменшуються, а металічні властивості посилюються. Отже, найактивнішим з лужних металів є Францій.

Зв’язок у більшості сполук лужних металів близький до йонного. В цьому разі відхилення ефективного заряду від одиниці зменшується від Літію до Цезію. У розплавленому стані сполуки лужних металів, як правило, іонізовані та здатні проводити електричний струм. Комплексоутворення для йонів лужних металів не характерне, оскільки їхні іони мають великі радіуси, малі заряди і не містять d- орбіта лей у зовнішньому електронному шарі.

## 1.2 Елементи побічної підгрупи І групи

До побічної підгрупи І групи належать елементи : Купрум, Арґентум,Аурум. 



Кожен з них у своєму періоді є передостаннім d- елементом. Отже, в зовнішньому електронному шарі атомів елементів підгрупи Купруму в d- стані повинно знаходитись по 9 електронів. Оскільки цей підрівень близький до завершення , енергетично вигіднішим є перехід одного з s- електронів із зовнішнього шару в d- стан. Тому атоми Купруму0Аргентуму та Ауруму в зовнішньому електронному шарі містять по одному електрону, а в передостанньому - по 18 електронів(s2p6d10).

Елементи підгрупи Купруму виявляють ступені окиснення +1,+2,+3.

Хімічна активність елементів підгрупи Купруму невелика. Зі збільшенням протонного числа елементів підгрупи Купруму їхня хімічна активність послаблюється. Отже,мідь є найактивнішим металом у своїй підгрупі, а золото-найпасивнішим.

Простежується стабілізація вищих ступенів окиснення зі збільшенням протонного числа. Так, іони Au-  у водному розчині існують тільки у вигляді міцних комплексів, наприклад [Au(CN)2].

Для Купруму та його аналогів характерне комплексоутворення. Зв’язки метал-ліганд у комплексних сполуках цих металів значною мірою ковалентні.

## 1.3 Елементи головної підгрупи ІІ групи

До головної підгрупи ІІ групи елементів періодичної системи належать Берилій,Магній,Кальцій,Стронцій,Барій, Радій.


У зовнішньому електронному шарі атомів елементів цієї підгрупи розміщується по два валентних s-електрони,отже,ці елементи є металами.

За енергіями іонізації атомів головної та побічної підгруп елементів ІІ групи можна зробити висновок, що метали головної підгрупи активніші. Це зумовлено відмінністю електронних конфігурацій атомів цих елементів.
Всі елементи головної підгрупи ІІ групи крім Берилію мають яскраво виражені металічні властивості. Метали головної підгрупи легко віддають свої зовнішні валентні електрони і перетворюються на катіони Е+. Перші два елементи підгрупи - Берилій і Магній-відрізняються від інших своїх аналогів.
Берилій за властивостями подібний до Алюмінію("діагональна подібність").
Магній дещо подібний до Літію,а Кальцій,Стронцій,Барій,Радій дуже подібні між собою(їх виділяють як окрему підгрупу лужноземельних металів.

Будову зовнішніх електронних шарів атомів елементів головної підгрупи можна подати формулою ns2. оскільки заряд ядра атомів цих елементів на одиницю більший, ніж у лужних металів тих самих періодів, зовнішні електрони сильніше притягуються до ядра , що зумовлює більші значення порівняно з лужними металами. Друга причина їх меншої хімічної активності-вища міцність їх кристалічних ґраток.

S-елементи ІІ групи виявляють ступінь окиснення +2.

Істотна відмінність властивостей Берилію від властивостей інших елементів головної підгрупи ІІ групи пояснюється малим радіусом його атома, великим значенням потенціалу іонізації, а також наявністю в іоні Ве2+ лише однієї електронної оболонки. Значна поляризаційна дія Ве2+ на аніон призводить до того, що в сполуках Берилію виникає значна частка ковалентного зв’язку.

## 1.4 Елементи побічної підгрупи ІІ групи

До побічної підгрупи ІІ групи належать елементи Цинк,Кадмій,Меркурій. 

В атомах цих елементів повністю стабілізований d10-підрівень передостаннього енергетичного рівня. Завдяки більш високому заряду ядер атомів елементів підгрупи Цинку, порівняно з передуючими в періодах в періодах атомами Cu, Ag, Au, зв'язок d- електронів у атомах Zn, Cd, Hg з ядром міцніший. Тому елементи підгрупи Цинку виявляють у сполуках ступінь окиснення не вищий, ніж +2.

Активність елементів підгрупи Цинку збільшується знизу вгору.

# 2.Поширення в природі та одержання

## 2.1 Елементи головної підгрупи І групи

Лужні метали зустрічаються в природі у формі сполук, що містять однозарядні катіони. Багато мінерали містять у своєму складі метали головної підгрупи I групи. Наприклад, ортоклаз, або польовий шпат, складається з алюмосилікат калію K2 [Al2Si6O16], аналогічний мінерал, що містить натрій - альбіт - має склад Na2 [Al2Si6O16]. У морській воді міститься хлорид натрію NaCl, а в ґрунті - солі калію - сильвин KCl, сильвініт NaCl • KCl, карналіт KCl • MgCl2 • 6H2O, полігаліт K2SO4 • MgSO4 • CaSO4 • 2H2O.

Отримання лужних металів:

1. Для отримання лужних металів використовують в основному електроліз розплавів їх галогенідів, найчастіше - хлоридів, що утворюють природні мінерали:

* 

2. Іноді для отримання лужних металів проводять електроліз розплавів їх гідроксидів:

* 

3. Лужний метал може бути відновлений з відповідного хлориду або броміду кальцієм, магнієм, кремнієм та ін. Відновниками при нагріванні під вакуумом до 600-900 ° C:

* 

Щоб реакція пішла в потрібну сторону, вільний лужний метал що утворюється (M) повинен віддалятися шляхом відгону. Аналогічно можливе відновлення цирконієм з хромату. Відомий спосіб отримання натрію відновленням з карбонату вугіллям при 1000 ° C у присутності вапняку.

Оскільки лужні метали в електрохімічному ряді напруг знаходяться лівіше водню, то електролітичне отримання їх з розчинів солей неможливо; в цьому випадку утворюються відповідні луги і водень.

## 2.2 Елементи побічної підгрупи І групи

З природних сполук міді найбільше значення мають мінерали: мідний колчедан (халькопірит)СuFeS2 мідний блиск Cu2S, а
також куприт Cu2O, малахіт CuCO2\*Cu(ОН)2 та ін Срібло входить в
склад сульфідних мінералів інших металів (Pd, Zn, Cd і ін).. Мідь, срібло і особливо золото зустрічаються в природі в самородному стані.

Для отримання міді застосовують піро-і гідрометалургійній процеси. Пірометалургійний процес вилучення міді з сірчистих руд можна виразити сумарним рівнянням:

* 2CuFes2 + 5O2 + 2SiO2 = 2Cu + 2FeSiO3 + 4SO2.

Для відділення міді від заліза і порожньої породи мідну руду обпалюють на повітрі. При цьому сульфіди заліза переходять в FeО і виділяється SO2.

Утворений при пірометалургійній переробці руди SO2 йде на виробництво сірчаної кислоти, а шлак використовується для виробництва шлакобетону,кам'яного лиття, шлаковати та ін. Отримана мідь зазвичай містить 95-98% Cu. Для отримання міді високого ступеня чистоти проводиться електролітичне рафінування електроліз розчину CuSO4 з мідним анодом.

При цьому супутні міді благородні метали, селен, телур та інші цінні домішки концентруються в анодному шпани, звідки їх витягають спеціальної переробкою.

Гідрометалургійні методи отримання міді засновані на селективному розчиненні мідних мінералів зазвичай в розведених розчинах Н2SO4 або аміаку. З отриманих розчинів мідь витісняють залізом або виділяють електролізом.

Для відділення самородного золота від порожньої породи застосовують промивку водою, розчинення Аu в рідкої ртуті з подальшою розгонкою амальгами. Кращим методом відділення золота від порожньої

породи є ціанідний метод. Цей метод заснований на розчиненні Аu в розчині NaCN за рахунок окислення киснем повітря і переходу в аніонний комплекс Na [Аu (CN) 2] з подальшим витісненням з ціаноаурата (1) цинком.

## 2.3 Елементи головної підгрупи ІІ групи

Всі лужноземельні метали є (в різних кількостях) в природі. Зважаючи на свою високу хімічну активність всі вони у вільному стані не зустрічаються. Найпоширенішим лужноземельним металом є кальцій, кількість якого одно 3,38% (від маси земної кори). Небагатьом йому поступається магній, кількість якого одно 2,35% (від маси земної кори). Поширені в природі також барій і стронцій, яких відповідно 0,05 і 0,034% від маси земної кори. Берилій є рідкісним елементом, кількість якого складає 6 · 10-4% від маси земної кори. Що стосується радію, який радіоактивний, то це найрідкісніший з усіх лужноземельних металів, але він в невеликій кількості завжди міститься в уранових рудах. Зокрема, він може бути виділений звідти хімічним шляхом. Його зміст дорівнює 1 · 10-10% (від маси земної кори).

Всі лужноземельні метали добувають переважно електролізом їхніхрозплавлених солей.Електролізом розплавленого хлориду кальцію у суміші з хлоридом калію або фторидом кальцію добувають металічний кальцій. Іншим методом добування кальцію є алюмінотермічний:

* 2Аl + 6CaO = 3CaO•Al2O3 + 3Ca

Електролітичний метод добування барію складніший, ніж інших лужноземельних металів. Металічний барій добувають відновленням його оксиду алюмінієм або силіцієм за температури 1200 ○С.

* 3ВаО + Si = BaSiO3 + 2Ba

Алюмінотермічний метод застосовують також для добування стронцію і барію:

* 2Аl + 4SrO = SrO•Al2O3 + 3Sr

## 2.4 Елементи побічної підгрупи ІІ групи

У земній корі цинк знаходиться у вигляді суміші шести, кадмій - восьми і ртуть - семи стабільних ізотопів. Штучно отримані так численні радіоактивні ізотопи.
Найважливіші мінерали Zn, Cd, Hg: ZnS-цинкова обманка, ZnCO3- смітсоніт, CdS- фінотат. Цинк і його аналоги входять до складу поліметалевих руд. Самородна ртуть зустрічається в природі. У вигляді простих речовин цинк, кадмій і ртуть -сріблясто-білі метали. Але у вологому повітрі вони
поступово вкриваються плівками оксидів і втрачають блиск. Всі три
металу (особливо ртуть) досить легкоплавкі.

В протилежність лужноземельних металів Цинк і Кадмію вільному стані можна отримати хімічним відновленням або електролізом розчинів їх сполук. Пірометалургійне отримання Zn і Cd із їх сірчистих руд проводиться в дві стадії. Спочатку руди піддаються окислювальному випалу, потім отримані відновлюють оксиди вугіллям:

* 2ZnS + 3O2 = 2ZnO + 2SO2
* ZnO + C = Zn + CO

Внаслідок малої стійкості HgО отримання Hg з HgS зводиться до однієї реакції:

* HgS + O2=Hg + SO3

У гідрометалургійному методі отримання цинку обпалені руди витравлюють розбавленою сірчаною кислотою,одержаний розчин, ZnSO4 піддають електролізу. Кадмій з сульфатних розчинів зазвичай витісняють металевим цинком.

# 3.Фізичні та хімічні властивості

## 3.1 Елементи головної підгрупи І групи

Лужні метали дуже м’які, легкоплавкі. Для літію, натрію, калію і рубідію характерний сріблясто-білий блиск, для цезію – у золотистий. На повітрі лужні метали легко тьмяніють(Rb i Cs здатні самозайматися), реакція прискорюється під дією вологи. Лужні метали мають високі електро- і теплопровідність..

Літій та його аналоги дуже легкі: найлегший – літій(густина 0,534г/см3 ),найважчі – францій та цезій(густина їх наближається до 2 г/см3 ).

Температури плавлення і кипіння рівномірно знижуються від літію до цезію. Літій, натрій, калій, рубідій і цезій кристалізуються в кубічних об’ємно-центрованих гратках.

Лужні метали дуже сильні відновники. Вони легко віддають електрон із зовнішнього електронного шару й утворюють катіони Ме+ .

1. Взаємодія з киснем. Продукти горіння лужних металів на повітрі мають різний склад залежно від активності металу.

Тільки літій згоряє на повітрі з утворенням оксиду стехіометричного складу:

* 

При горінні натрію в основному утворюється пероксид Na2O2 з невеликою домішкою надпероксида NaO2:

* 

У продуктах горіння калію, рубідію і цезію містяться в основному надпероксід:

* 

2. Взаємодія з водою. Важлива властивість лужних металів - їх висока активність по відношенню до води. Найбільш спокійно (без вибуху) реагує з водою літій:

* 

3. Взаємодія з іншими речовинами. Лужні метали реагують з багатьма неметалами. При нагріванні вони з'єднуються з воднем з утворенням гідридів, з галогенами, сіркою, азотом, фосфором, вуглецем і кремнієм з утворенням, відповідно, галогенідів, сульфідів, нітридів, фосфідів, карбідів і силіцидів:



Лужні метали здатні витісняти водень не тільки з води, а й з розбавлених розчинів кислот і аміаку. З розчином аміаку під час нагрівання вони утворюють аміди МеNH2 і водень.

* 

Лужні метали розчиняються у рідкому аміаку з утворенням розчинів синього кольору, що містять сольватовані електрони. Ці розчини характеризуються металічним блиском і високою електропровідністю. Стійкість їх зменшується зі збільшенням протонного числа елемента.

## 3.2 Елементи побічної підгрупи І групи

Чиста мідь — м'який, блискучий метал червонуватого кольору, легко піддається прокатуванню в тонкі листи. Мідь має дуже високі електро- і теплопровідність.

Усі сплави міді мають високу стійкість проти атмосферної корозії.

Взаємодія з Оксигеном:

* 
* 

Взаємодія з конц.кислотами:

* ![~\mathsf{ 6Cu + 12HCl + KClO_3\longrightarrow \ 6H[CuCl_2] + 2KCl + 3H_2O}]()

**Мідь** — малоактивний метал, у ряду електрохімічних потенціалів вона стоїть після водню, отже, не здатна витісняти водень з розбавлених розчинів кислот.

Мідь легко розчиняється в нітратній кислоті:

* ЗСu + 8HNO3 (розб.) = 3Cu(NO3)2 + 2NO↑ + 4Н2 О

У сполуках Купрум виявляє ступені окиснення +1 і +2, але характернішим для нього є ступінь окиснення +2. Сполуки Купруму зі ступенем окиснення +3 дуже нестійкі.

Найлегше мідь сполучається з галогенами, особливо з фтором. CuI2 розкладається в момент утворення:

* 2Сu + 4I = 2(СuІ2) = 2СuІ↓ + І2 ↓
* 
* 

Бінарні сполуки Купруму(ІІ) можуть утворювати як катіонні, так і аніонні комплекси. Якщо на розчини галогенідів Купруму(ІІ) подіяти надлишком відповідних галогенід-іонів, то можна простежити за зміною забарвлення.Так, зелене забарвлення розчину хлориду купруму(П) зі збільшенням концентрації хлорид-іонів переходить у жовте внаслідок утворення

нейтральних [СuС12(Н2 О)2] та аніонних [СuС14]2- комплексів. З таких розчинів можна виділити комплексні сполуки типу К2[СuС14].

**Срібло** — малоактивний метал, в атмосфері кисню не окислюється навіть під час нагрівання. Під впливом сірководню, який завжди є у повітрі, на поверхні срібла утворюється чорний наліт сульфіду аргентуму Ag2 S, внаслідок чого срібні вироби чорніють. Срібло не здатне витісняти водень із розчинів кислот. Розчиняється срібло в нітратній кислоті:

* Ag + 2HNO3 (конц.) = AgNO3 + NO2 ↑ + Н2 О

Сполуки Аргентуму(ІІ) дуже нестійкі. Під дією лугів на розчини солей Аргентуму випадає бурий осад оксиду аргентуму Ag2 O:

* 2AgNO3 + 2NaOH = Ag2O↓ + 2NaNO3 + H2 O

Для Аргентуму(І) характерне комплексоутворення, особливо міцними є амінокомплекси, тому Ag2 O добре розчиняється в розчинах аміаку з утворенням сильної комплексної основи:

* Ag2 O + 4NH3 + H2 O = 2[Ag(NH3)2]OH

Під час нагрівання срібла з галогенами утворюються галогеніди. Галогеніди аргентуму, за винятком AgF, у воді не розчиняються.

Найлегше срібло сполучається з сіркою. Найстійкішою сполукою Арґентуму є сульфід арґентуму(І) Ag2 S:

* 4Ag + 2H2 S + О2 = 2Ag2 S + 2Н2 О

**Золото** — яскраво-жовтий, блискучий метал, має гранецентровані кубічні ґратки, досить важке (густина 19,3 г/см3), м'яке, пластичне, плавиться за температури 1063 °С. Із золота прокатують пластинки завтовшки до 0,0002 мм, з 1 г золота можна витягнути дріт завдовжки 3,5 км. Золото має високі тепло- й електропровідність (поступається тільки сріблу і міді). З хімічної точки зору золото — малоактивний метал, через пасивність він називається благородним (як і срібло). Золото не окиснюється на повітрі навіть під час сильного нагрівання. В підгрупі Купруму золото є найпасивнішим металом. Кислоти не діють на золото, і навіть такий сильний окисник, як HNO3, не розчиняє золото. Його можна розчинити в гарячому концентрованому розчині H2 SeО4 і в царській воді (суміш HC1 і НNO3), в насиченому хлором розчині хлоридної кислоти. Розчинення відбувається за рахунок окиснення золота й утворення аніонного комплексу [АuС14]-:

* Au + HNO3 + 4НС1 = H[AuCl4] + NO↑ + 2Н2 О

У сполуках Аурум може виявляти ступені окиснення +1, +2, +3; найменш характерний для нього ступінь окиснення +2, найбільш характерний+3.

Добуто також сполуки Ауруму(V), зокрема Cs[Au+5 F6].

Добуто сполуки, які погано розчиняються у воді К[Аu(ОН)4] • Н2 О (жовтого кольору) та Ва[Аu(ОН)4]2 • 5Н2 О (зеленого кольору).

Для Ауруму більш характерним є утворення тригалогенідів. Крім АuС13 добуто АuС12 під дією сухого хлору на порошок металу.

Можна добути бромід та йодид ауруму(ІІІ), однак вони менш стійкі, ніж АuС13. Галогеніди, оксид і гідроксид ауруму(ІІІ) — типові амфотерні сполуки, в яких переважають кислотні властивості.

Значно стійкішими, ніж прості галогеніди, є комплексні солі Ауруму.

Так, AuI3 легко розкладається, а за цих самих умов комплексна сіль К[АuІ4]

стійка.

## 3.3 Елементи головної підгрупи ІІ групи

Всі лужноземельні метали мають сріблястий блиск, проте на повітрі швидко вкриваються плівкою оксидів та нітридів. Температура плавлення і твердість металів лужноземельних металів значно вищі, ніж лужних. Барій за твердістю близький до свинцю, його можна різати ножем. Всі інші метали з лужноземельних досить м’які.

Лужноземельні метали мають досить подібні фізичні властивості. Вони здатні розчинятися в рідкому аміаку з утворенням електропровідних розчинів. Після випаровування цих розчинів виділяються кристалічні речовини Ме(NH3)6 .

Згідно з електронною будовою, лужноземельні метали у сполуках виявляють ступінь окиснення +2.

За величинами енергій йонізації можна зробити висновок,що активність металів зростає зі збільшенням протонного числа елементів, тобто від Кальцію до Радію.

Кальцій, стронцій, барій та радій окислюються киснем повітря, перетворюючись на білі землисті порошки оксидів, які під час розчинення у воді дають луги (звідси назва – лужноземельні). Тому лужноземельні метали доцільно зберігати під шаром органічних інертних рідин.

Лужноземельні метали, як дуже активні, безпосередньо сполучаються з різними неметалами (киснем, сіркою, галогенами, вуглецем, силіцієм, а деякі і з воднем).

Взаємодія з водою термодинамічно можлива для всіх лужноземельних металів:

* Ме + 2Н2О = Ме(ОН)2 + Н2 ↑

Лужноземельні метали легко розчиняються у розбавлених розчинах кислот-неокисників з виділенням водню:

* Са + 2НСl = СаСl2 + Н2 ↑

Під час взаємодії з розбавленим розчином НNO3 серед продуктів відновлення нітратної кислоти переважає нітрат амонію, тобто всі ці метали активні відновники:

* 4Ме + 10НNO3 = 4Me(NO3)2 + NH4NO3 + 3H2O

Під час нагрівання лужноземельних металів з галогенами утворюються галогеніди МеГ2 - кристалічні речовини, більшість із них добре розчиняється у воді з утворенням кристалогідратів.

Лужноземельні метали здатні утворювати карбіди такого складу: СаС2, SrC2, ВаС2 .

Більшість нітратів, хлоридів, бромідів, йодидів, ацетатів, перхлоратів лужноземельних металів розчинні у воді. До малорозчинних належать сульфати, карбонати, оксалати, фосфати, арсенати, фториди.
Із зростанням протонного числа елементів розчинність їхніх солей і здатність до утворення кристалогідратів знижується, як і взагалі здатність до утворення комплексів із збільшенням радіусів йонів зменшується.

Розчинність сульфатів від кальцію до радію помітно знижується саме через послаблення гідратації катіонів.

Карбонати лужноземельних металів погано розчиняються у воді, розчинність їх, як і сульфатів, зменшується зі збільшенням протонних чисел їхніх атомів. Карбонати елементів лужноземельних металів менш стійкі, ніж карбонати лужних металів, через відмінність зарядів і радіусів катіонів. Під час нагрівання карбонати розкладаються:

* МеСО3 →МеО + СО2

## 3.4 Елементи побічної підгрупи ІІ групи

**Цинк** голубувато-сріблястий метал, досить м'який, крихкий,кристалізується в гексагональних ґратках, плавиться за температури 419 °С.

Цинк на повітрі вкривається захисною плівкою (плівка містить і карбонат).

Цинк, згідно з його розміщенням у ряду електрохімічних потенціалів,належить до хімічно активних металів, він легко розчиняється у кислотах і лугах:

* Zn + 2НС1 + 4Н2 О = [Zn(H2 O)4]Cl2 + Н2↑
* Zn + 2NaOH + 2H2 O = Na2[Zn(OH)4] + H2↑

Вода майже не діє на цинк, хоча він стоїть у ряду електрохімічних потенціалів до водню. Пояснюється це тим, що гідроксид цинку, який утворюється на поверхні цинку під час взаємодії його з водою, практично не розчиняється у воді.

Під час нагрівання цинкового пилу в кисні цинк займається і горить зеленкувато-білим полум'ям з утворенням оксиду ZnO білого кольору.

Цинк здатний до комплексоутворення. Особливо стійкими є комплексні аміакати цинку. Гідроксид цинку розчиняється в аміаку з утворенням комплексного йона [Zn(NH3)4]2+:

* Zn(OH)2 + 4NH3 = [Zn(NH3)4](OH)2

Внаслідок цієї реакції утворюється комплексна основа, яку за ступенем дисоціації можна віднести до лугів.

Цинк виявляє підвищену реакційну здатність до галогенів і сірки. Галогеніди цинку добувають прямим синтезом, а також під час взаємодії оксиду цинку з галогено-водневими кислотами. Сполуки типу ZnГ2 добре розчиняються у воді за винятком ZnF2. Галогеніди цинку мають сольову природу і як солі слабкої кислоти у водних розчинах сильно гідролізують.

Хлорид цинку на повітрі розпливається, приєднуючи дві молекули води,і набуває властивостей кислоти:

* ZnCl2 + 2Н2 О = H2[Zn(OH)2Cl2]

Завдяки акцепторній здатності йонів Zn2+ Цинк утворює ряд комплексних сполук. Для комплексних сполук Цинку характерне координаційне число 4 і тетраедричне розміщення лігандів. Можуть утворюватись також комплексні сполуки Цинку з координаційним числом 6.

Найбільш поширені аміакати та галогеніди цинку.

З аміаком і водою йони Цинку утворюють катіони [Zn(H2 O)4]2+, [Zn(NH3)4]2+ та нейтральні [ZnCl2 • 2Н2 О], [ZnCl2 • 2NH3] комплекси. Досить міцними є аквакомплекси Цинку. Саме тому з водних розчинів виділяються кристалогідрати розчинних солей Цинку: Zn(NO3)2 • 6Н2 О, ZnSO4 • 7Н2 О, ZnSO3 • 7Н2 О тощо.

Із водних розчинів галогенідів та псевдогалогенідів цинку можна виділити комплексні солі K2[Zn(CN)4], Cs2[ZnCl4].

**Кадмій** — сріблясто-білий метал, м'який, ковкий, в'язкий, кристалізується в гексагональних ґратках, плавиться за температури 321 °С.

Кадмій стійкий проти дії повітря завдяки наявності оксидної плівки, що утворюється на поверхні металу.

Кадмій досить активний метал, однак його активність нижча, ніж цинку.

У сполуках Кадмій виявляє ступінь окиснення тільки +2.

Кадмій у лугах практично не розчиняється, а в кислотах розчиняється менш енергійно, ніж цинк. У розбавлених розчинах НС1 і H2 SO4 кадмій розчиняється з виділенням водню досить повільно:

* Cd + 2НС1 = CdCl2 + Н2↑

у розбавленому розчині нітратної кислоти — значно краще:

* 4Cd + 10HNO3 = 4Cd(NO3)2 + N2 O↑ + 5Н2 О

Під час нагрівання кадмій інтенсивно взаємодіє з активними неметалами, в атмосфері кисню горить з утворенням оксиду CdO, що має кристалічні ґратки типу NaCl, забарвлений у коричневий колір. Оксид кадмію у воді не розчиняється, добре розчиняється у кислотах з утворенням солей, виявляє основні властивості.

Солі Кадмію здебільшого безбарвні; більшість із них у воді не розчиняється, за винятком Cd(NO3)2, CdCl2, CdSO4, CdI2.

Під дією лугів на розчинні солі Кадмію утворюється гідроксид кадмію Cd(OH)2, який виявляє основні властивості і, на відміну від Zn(OH)2, в лугах практично не розчиняється,але здатний розчинятися в надлишку аміаку з утворенням досить стійкого безбарвного комплексного йона [Cd(NH3)4]2+ :

 Cd(OH)2 + 4NH3 = [Cd(NH3)4]2+ + 2ОН-

Здатність Кадмію до комплексоутворення вища, ніж Цинку. Для комплексних сполук Кадмію найхарактернішим є координаційне число 4. Проте Кадмій може також утворювати сполуки з координаційним числом 6.

**Ртуть** — єдиний метал, що за кімнатної температури перебуває у рідкому стані (температура плавлення -38,8 °С), вона має сріблястий блиск, летка. Пара ртуті дуже отруйна.

Ртуть здатна розчиняти багато металів з утворенням рідких або твердих сплавів — амальгам. Часто під час взаємодії металів з ртуттю утворюютьсяхімічні сполуки — інтерметаліди. Натрій з ртуттю утворює сім сполук різного складу.

З металів підгрупи Цинку ртуть найменш активна. Меркурій — єдиний елемент, що утворює кластерний (багатоядерний) катіон Hg2+2 , стійкий у водному розчині. Меркурій у сполуках, на відміну від Цинкуі Кадмію, виявляє ступені окиснення +1 і +2. Сполуки зі ступенем окиснення+1 містять катіон Hg2+

Ртуть у ряду електрохімічних потенціалів розміщена після водню, отже, вона здатна розчинятися тільки в кислотах-окисниках. У цьому разі можуть утворюватись похідні як Hg(II), так і Hg(I):

3Hg + 8HNO3 (розб.) = 3Hg(NO3)2 + 2NO↑ + 4Н2 О

6Hg + 8HNO3 (розб.) = 3Hg2(NO3)2 + 2NO↑ + 4H2 O

Сполуки Меркурію легко відновлюються. Під час відновлення Hg2+ спочатку утворюється Hg2+2 , а потім Hg°:

2HgCl2 + SnCl2 = Hg2 Cl2↓ + SnCl4

Hg2 Cl2 + SnCl2 = 2Hg↓ + SnCl4

Деякі сполуки Меркурію, що містять катіон Hg2+2, нестійкі і в момент утворення відразу ж переходять у суміш сполук Меркурію(ІІ) і

# 4. Сполуки елементів з гідрогеном і оксисеном,гідроксиди елементів

## 4.**1 Елементи головної підгрупи І** групи

Завдяки дуже високій активності лужні метали здатні реагувати з сухим воднем під час нагрівання з утворенням гідридів МеН. *Гідриди лужних металів* – це тверді речовини, що мають йонні кристалічні гратки; аніоном є Н- , оскільки під час електролізу розплаву LiH водень виділяється на аноді. Термічна стійкість гідридів лужних металів зменшується від LiH до CsH. Гідриди лужних металів – сильні відновники. З водою вони взаємодіють з виділенням водню:

КН + НОН = КОН + Н2 ↑

Реакційна здатність сполук від LiH до CsH значно зростає.

Лужні метали взаємодіють з азотом під час нагрівання з утворенням нітридів Ме3N. Літій реагує з азотом навіть за кімнатної температури. Нітрид літію легко розкладається водою:

Li3N + 3H2O = 3LiOH + NH3 ↑

Рубідій і цезій у кисні здатні самозайматися, натрій і літій займаються лише під час нагрівання. Тільки літій утворює оксид Li2O, а всі інші лужні метали – пероксиди або супероксиди. Так, натрій внаслідок взаємодії з киснем утворює пероксид Na2O2 , а К, Rb, Cs – супероксиди ЕО2 .

Оксиди натрію, калію, рубідію і цезію можна добути окисненням у разі нестачі кисню або під час взаємодії стехіометричних кількостей металу і пероксиду. Оксиди Li2O i Na2O – безбарвні, К2О і Rb2O – мають жовте забарвлення, Cs2O – оранжеве.

*Пероксиди і супероксиди* лужних металів – сильні окисники.

Пероксиди можна розглядати як солі пероксиду гідрогену Н2О2 . Під час розчинення у воді пероксиди повністю гідролізують, оскільки кислотні властивості Н2О2 виражені дуже слабко:

Na2O2 + 2H2O = 3NaOH + H2O2

Пероксид гідрогену, що утворився, у лужному середовищі швидко розкладається на кисень і воду.

Із пероксидів лужних металів найважливішим є пероксид натрію Na2O2 , стійкий у разі нагрівання до 500 ○С. Na2O2 застосовується для виготовлення мийних засобів, запалів, для окислювального сплавляння, вибілювання тканин, регенерації повітря в закритих приміщеннях.

Під дією води на супероксиди утворюються О2 і Н2О2 :

4КО2 + 4Н2О = 4КОН + 2Н2О2 + 2О2 ↑

Окислювальна здатність МеО2 дуже висока. Оксиди лужних металів дуже енергійно взаємодіють з водою з утворенням лугів:

К2О + Н2О = 2КОН

Ще енергійніше з водою реагують самі лужні метали, причому зі збільшенням протонного числа елемента інтенсивність взаємодії його з водою зростає(Rb i Cs реагують з водою з вибухом):

2К + 2Н2О = 2КОН + Н2 ↑

Оксиди лужних металів активно взаємодіють з водою з утворенням гідроксидів – безбарвних кристалічних речовин, які мають порівняно невисокі температури плавлення(температура плавлення LiOH 473, CsOH 346 ○C) і дуже добре розчиняються у воді. Розчинні у воді гідроксиди LiOH, NaOH, KOH тощо називають лугами, тому метали Li, Na, K, Cs, під час взаємодії яких з водою утворюють водень і луги, називаються лужними металами.

*Гідроксиди* лужних металів, особливо літію, натрію і калію, дуже важливі сполуки; технічні назви NaOH i KOH – відповідно їдкий натр та їдке калі. NaOH i KOH добувають у великих кількостях електролізом водних розчинів хлоридів калію і натрію. Найбільше практичне значення має їдкий натр, його світове виробництво досягає мільйонів тонн на рік. Гідроксид натрію можна добути, діючи на карбонат натрію(соду) вапняною водою: Na2CO3 + Ca(OH)2 = 2NaOH + CaCO3 ↓ (1.13)

*Гідроксиди* лужних металів розчиняються у воді з виділенням великої кількості теплоти, що свідчить про утворення гідратів. Розчини МеОН у воді дуже агресивні відносно різних речовин, тому їх називають їдкими лугами.

*Гідроксиди* лужних металів дуже гігроскопічні. Під час нагрівання цих сполук лише LiOH відщеплює воду і перетворюється на оксид.

## 4.2 Елементи побічної підгрупи І групи

 З воднем мідь безпосередньо не взаємодіє, з киснем утворює два оксиди — чорний CuO і червоний Сu2 О. Оксид купруму(ІІ) CuO утворюється під час нагрівання міді до 400—500 °С за наявності кисню. CuO внаслідок нагрівання до температури понад 1100 °С розкладається на Сu2 О і О2.

*Оксид купруму*(ІІ) зручно добувати термічним розкладанням основного карбонату купруму (малахіту):

* (CuOH)2 CO3 = 2CuO + Н2 О↑ + СО2 ↑

Оскільки для Купруму дуже стійкими є амінокомплекси, то Сu2 О і CuO легко розчиняються у водному розчині аміаку:

* Cu2 O + 4NH3 + H2 O = 2[Cu(NH3)2]OH
* CuO + 4NH3 + H2 O = [Cu(NH3)4](OH)2

Під час сплавляння CuO з лугами утворюються темно-сині купрати Ме+12СuО2.

Під дією лугів на розчини солей Купруму(ІІ) осаджується синій *гідроксид* Си(ОН)2. Це слабка основа, що виявляє також слабкі амфотерні властивості, вона розчиняється в концентрованих розчинах лугів з утворенням яскраво-синіх розчинів тетрагідроксокупратів Me+12[Cu(OH)4] та аміаку з утворенням сильної комплексної основи [Cu(NH3)4](OH)2 — гідроксиду тетрамінкупруму(ІІ):

* Cu(OH)2 + 2NaOH = Na2[Cu(OH)4]
* Cu(OH)2 + 4NH3 = [Cu(NH3)4](OH)2

Си(ОН)2 під час нагрівання легко розкладається:

* Cu(OH)2 = CuO + Н2 О

Відомі *оксиди ауруму*: сіро-фіолетовий Аu2 О, темно-зелений АuО і темно-коричневий Аu2 О3. Добути їх можна тільки непрямими способами.

Під дією лугів на розчини АuС13 або НАuСl4 осаджується бурий *гідроксид ауруму*(Ш) Аu(ОН)3. У разі його висушування утворюється сполука АuО(ОН), а в разі обережного нагрівання до 140—150 °С — оксид Аu2 О3. Під час нагрівання до температури понад 160 °С оксид ауруму(ІІІ) розкладається на Аu і О2. Гідроксид ауруму(Ш) — амфотерна сполука, яка під час взаємодії з лугами утворює гідроксоаурати: Аu(ОН)3 + КОН = К[Аu(ОН)4] .

*Гідроксид аргентуму* AgOH може існувати тільки в дуже розбавлених розчинах, під час виділення він розкладається на Ag2 O і Н2 О. *Оксид аргентуму* Ag2 O дещо розчинний у воді (0,01 г/л за температури 20 °С), розчин має лужну реакцію. Очевидно, в розчині є молекули гідроксиду аргентуму AgOH, що є сильною основою. Це підтверджується тим, що солі Аргентуму(І) не гідролізують.

## 4.3 Елементи головної підгрупи ІІ групи

Кальцій, стронцій та барій під час нагрівання легко реагують з воднем з утворенням *гідридів* МеН2 . Це кристалічні речовини, які здатні реагувати з водою й окислюватися киснем:

* СаН2 + О2 = Са(ОН)2
* СаН2 + 2Н2О = Са(ОН)2 + 2Н2 ↑

Оксиди МеО – тверді, тугоплавкі сполуки. Всі вони мають йонні кристалічні гратки типу NCl. Їхня хімічна активність зростає від СаО до ВаО.

*Оксиди кальцію, стронцію, барію та радію* здатні легко сполучатися з водою з утворенням основ Ме(ОН)2.

*Гідроксиди кальцію, стронцію, барію* – сильні основи, які за силою поступаються лише гідроксидам s-елементів І групи. В ряду Са(ОН)2 -Sr(ОН)2 - Ва(ОН)2 зростає основний характер гідроксидів. У цьому самому напрямку посилюються їх розчинність і термічна стійкість.

## 4.4 Елементи побічної підгрупи ІІ групи

Під час нагрівання цинкового пилу в кисні цинк займається і горить зеленкувато-білим полум'ям з утворенням оксиду ZnO білого кольору. Оксид цинку досить стійкий проти дії води і повітря.

Оксид цинку у воді не розчиняється, відповідний йому гідроксид Zn(OH)2 можна добути непрямим способом під дією на розчинні солі Цинку

лугів. Zn(OH)2, як і ZnO,— амфотерна сполука. Взаємодіючи з розчинами лугів, утворює гідроксоцинкати (наприклад, Na2[Zn(OH)4]), під час сплавляння з лугами або основними оксидами — цинкати (Ме2 ZnО2).

Завдяки утворенню гідроксоцинкатів, а також згідно з положенням у ряду електрохімічних потенціалів, цинк взаємодіє з розчинами лугів із виділенням водню.

Під дією лугів на розчинні солі Кадмію утворюється гідроксид кадмію Cd(OH)2, який виявляє основні властивості і, на відміну від Zn(OH)2, в лугах практично не розчиняється. Cd(OH)2 дещо розчиняється в дуже концентрованих розчинах лугів, добре розчиняється в кислотах. NH4 OH з йонами Cd2+ утворює осад Cd(OH)2, здатний розчинятися в надлишку аміакуз утворенням досить стійкого безбарвного комплексного йона [Cd(NH3)4]2+:

Cd(OH)2 + 4NH3 = [Cd(NH3)4]2+ + 2ОН-

Гідроксид Меркурію(ІІ) — сполука нестійка і розкладається на оксид меркурію(ІІ) і воду. HgO — основний оксид, однак його основні властивості виражені слабко. Тому більшість солей Меркурію(ІІ) здатні гідролізувати.

# 5. Біологічна роль

* В клітинах організмів людини і тварин хлорид натрію регулює і забезпечує певну величину осмотичного тиску. Йони Калію відіграють важливу роль у деяких фізіологічних та біологічних процесах, зокрема у передачі нервових імпульсів. Для нормальної роботи серця необхідна певна концентрація Калію в крові. Добова потреба людини в Калії, який надходить в організм з рослинною їжею, становить 2-3 г. Солі Калію необхідні рослинам, особливо технічним культурам.
* Кальцій – важливий елемент живої природи. Він необхідний для підтримування процесів життєдіяльності людини і тварин. Йони Кальцію беруть участь в обміні речовин. Кальцій входить до складу сполук, з яких побудована тверда основа всіх живих організмів. Добова потреба людини в Кальції становить 0,7г.
* Стронцій за властивостями дуже подібний до Кальцію і, потрапляючи в організм, починає виконувати функції йонів Кальцію. Особливо небезпечний радіоактивний Стронцій-90, який зумовлює розкладання кровотворних органів або появу злоякісних пухлин у кістках.
* Купрум входить до складу тканин живих організмів. До 0,001 % Купруму виявлено у кістках і зубах тварин. Добрива, що містять Купрум, сприяють росту рослин. Із солей Купруму (ІІ) практично важливою є сіль CuSO4 • 5Н2 О — мідний купорос. Під час нагрівання мідний купорос зневоднюється. Зневоднений CuSO4 — безбарвний. Мідний купорос застосовують у сільському господарстві для боротьби з шкідниками і хворобами рослин, у виробництві мінеральних фарб та органічних барвників, для електролітичного добування міді. Сполуки Купруму отруйні.
* Розчинні сполуки Ауруму отруйні.
* Цинк входить до складу деяких рослин (у подорожнику його -0,02 %, у фіалці -0,05 %). У людському організмі Цинк накопичується у зубах (-0,02 %). Цинк виявлено в складі панцирів деяких тварин, наприклад черепах.
* Розчинні сполуки Кадмію отруйні.
* Пара ртуті дуже отруйна.