

Лекція. 24.

Тема. Елементи ІВ групи Періодичної системи.

Мета. Розглянути електронну будову атомів хімічних елементів ІВ 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.

Друга група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Берилій, Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій, і В-підгрупи – Цинк, Кадмій, Меркурій. Елементи ІА групи називаються лужноземельними металами. Елементи В-підгрупи ІІ 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 елементів підгрупи Цинку.
2. Добування цинку і властивості його сполук.
3. Добування кадмію і властивості його сполук.
4. Добування ртуті і властивості сполук Меркурію.

Зміст лекції.

1. Загальна характеристика елементів підгрупи Цинку

До побічної підгрупи ІІ групи належать елементи цинк Zn, Кадмій Cd і Меркурій Hg. Кожен з них у своєму періоді є останнім *d*-елементом. В атомах цих елементів повністю стабілізований d^{10} -підрівень передостаннього енергетичного рівня. Порівняно з атомами розташованих у першій групі Купруму, Аргентуму і Ауруму, ядра атомів Zn, Cd і Hg мають на одиницю вищий заряд, а отже сильніше втримують валентні *s*-електрони. Тому елементи підгрупи Цинку виявляють у сполуках ступінь окиснення не вищий, ніж +2.

Активність елементів підгрупи Цинку зростає знизу вгору. Так, цинк витісняє кадмій і меркурій з розчинів їх солей, а кадмій витісняє меркурій. Амфотерність оксидів та гідроксидів цих елементів зменшується від цинку до меркурію: гідроксид цинку добре розчиняється у лугах, гідроксид кадмію – значно важче, а гідроксид меркурію у лугах не розчиняється взагалі.

Особлива стійкість псевдоінертногазової конфігурації $6s^2$ зумовлює дуже високий потенціал іонізації Меркурію. Потенціал іонізації Меркурію значно вищий, ніж у всіх решти *d*-елементів. Цією особливістю пояснюється й істотна відмінність Меркурію від його аналогів Цинку та Кадмію. Так, на відміну від Цинку і Кадмію існує ряд похідних іона Hg_2^{2+} , в яких атоми Меркурію зв'язані між собою ковалентними зв'язками Hg–Hg, тобто знову виникає псевдоінертногазова конфігурація $6s^2$. Іони Hg_2^{2+} стійкі у водних розчинах.

Для Цинку та його аналогів, подібно як і для елементів побічної підгрупи І групи, характерне комплексоутворення.

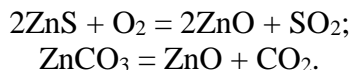
2. Добування цинку і властивості його сполук

Цинк у сплавах був відомий ще глибокої давнини. У чистому вигляді його отримали лише у кінці XVIII ст.

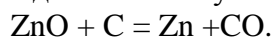
Вміст Цинку у земній корі становить $2 \cdot 10^{-2}\%$. У вільному стані Цинк, як активний метал, у природі не існує. Проте його сполуки досить поширені. Найчастіше трапляється мінерал *цинкова обманка* ZnS , рідше – *галмей* $ZnCO_3$, *силікатноцинкова руда* $Zn_2SiO_4 \cdot H_2O$, *цинкова шпінель* $ZnO \cdot Al_2O_3$, а також *червона цинкова руда* або *цинкіт* ZnO .

Цинк входить до складу деяких рослин (у подорожнику його $\sim 0,02\%$, у фіалці $\sim 0,05\%$). У людському організмі Цинк накопичується у зубах ($\sim 0,02\%$). Цинк виявлено у складі панцирів деяких тварин, наприклад черепах.

Добування цинку. Для добування цинку збагачений концентрат руди ZnS або $ZnCO_3$ випалюють:

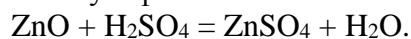


Оксид цинку, що утворився, відновлюють вуглецем:



Отриманий як побічний продукт оксид сульфуру (IV) використовують у виробництві сульфатної кислоти.

Якщо цинкові руди містять невелику кількість Zn , то його переважно добувають гідрометалургійним способом. Руду, що містить ZnO , спочатку випалюють, а потім розчиняють у розведеному розчині сульфатної кислоти:



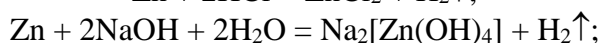
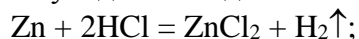
Домішки відділяють, а отриманий розчин $ZnSO_4$ піддають електролізу: на алюмінієвих катодах виділяється цинк, аноди виготовляють із свинцю і в процесі електролізу вони не руйнуються. Завдяки низькій температурі кипіння ($906^\circ C$) цинк можна очищати перегонкою.

Світовий видобуток цинку досягає кількох мільйонів тонн на рік.

Фізичні властивості і застосування. Цинк – голубувато-сріблястий метал, досить м'який, плавиться за температури $419^\circ C$, кипить при $906^\circ C$. На повітрі поверхня цинку вкривається оксидною плівкою і тьмяніє. На холоді цинк крихкий, але за температури $100\text{--}150^\circ C$ його можна легко прокатувати у листи і витягати у дріт. Легко утворює сплави з іншими металами.

Цинк знаходить широке застосування. Ним вкривають поверхні залізних та сталевих виробів для захисту від корозії (протекторний захист), його використовують для отримання сплавів (латуні – сплави з міддю, дюраль – сплави з алюмінієм), для виготовлення друкарських кліше, гальванічних елементів. Цинк застосовують як відновник при добуванні силіцію та бору.

Хімічні властивості. Цинк – хімічно активний метал, в ряду електрохімічних потенціалів розміщений до водню, він легко розчиняється у кислотах і лугах з виділенням водню, а розведену нітратну кислоту відновлює до солей амонію:

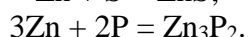
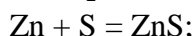
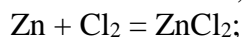
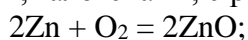


Вода майже не діє на цинк, що зумовлено нерозчинністю гідроксиду цинку, який утворюється на поверхні металу.

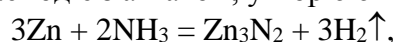
На відміну від алюмінію, цинк добре розчиняється у водному розчині аміаку, оскільки утворює добре розчинний комплексний аміакат:



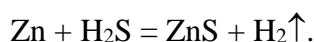
Цинк легко взаємодіє з киснем, галогенами, сіркою і фосфором:



При нагріванні цинк взаємодіє з аміаком, утворюючи нітрид цинку:



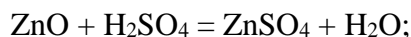
а також із сірководнем:



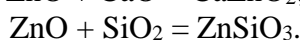
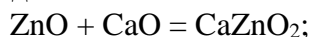
Утворений на поверхні цинку нерозчинний сульфід запобігає подальшій взаємодії із сірководнем.

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 до дії води і повітря, тому його використовують як білу фарбу (цинкове білило), а також вводять до складу пудри. Значна кількість ZnO використовується у фармацевтичній промисловості для виготовлення присипок, гігієнічних паст, мазей. Оксид цинку також застосовують як каталізатор синтезу органічних речовин.

Оксид цинку має амфотерні властивості, легко розчиняється і в кислотах і в лугах, утворюючи солі цинку і цинкати:



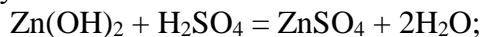
При сплавлянні ZnO взаємодіє з основними і кислотними оксидами:



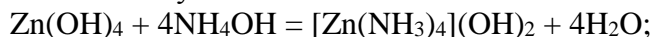
Гідроксид цинку, Zn(OH)₂, нерозчинний у воді, тому його можна отримати при дії лугу (але не аміаку) на розчин солі цинку або подіявши кислотою на цинкат:



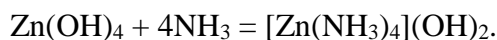
Як і оксид, гідроксид цинку також виявляє амфотерні властивості, легко розчиняється у кислотах і лугах:



Так само легко гідроксид цинку розчиняється у водному розчині аміаку з утворенням комплексного аміаку:



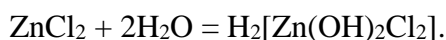
або



Отримана в цій реакції комплексна основа за ступенем дисоціації наближається до лугів.

Галогеніди цинку добувають прямим синтезом з елементів, а також при взаємодії оксиду цинку з галогеноводневими кислотами. Галогеніди цинку, за винятком ZnF₂, добре розчинні у воді, але як солі слабкої основи у воді сильно гідролізують.

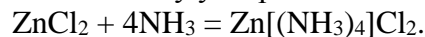
Хлорид цинку на повітрі розпливається, приєднуючи дві молекули води, і набуває властивостей кислоти:



Концентрований розчин хлориду цинку ("травлена" хлоридна кислота) використовується для очищення поверхні металів під час паяння.

Кислота H₂[Zn(OH)₂Cl₂] здатна розчиняти клітковину, тому концентровані розчини ZnCl₂ використовуються у виробництві пергаменту.

Під дією аміаку на галогеніди цинку утворюються амінокомплекси:



Завдяки акцепторній здатності іонів Zn²⁺ Цинк утворює ряд комплексних сполук. Для комплексних сполук Цинку характерне координаційне число 4 і тетраедричне розміщення лігандів. Можуть також утворюватися комплексні сполуки Цинку з КЧ 6. Найбільш поширені аміакати і галогеніди Цинку, досить міцними є аквакомплекси Цинку.

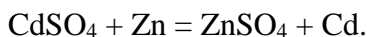
Так, з аміаком і водою іони Zn²⁺ утворюють комплексні катіони [Zn(H₂O)₄]²⁺, [Zn(NH₃)₄]²⁺, нейтральні комплекси [ZnCl₂ · 2H₂O], [ZnCl₂ · 2NH₃], комплексні аніони [ZnCl₄]²⁻, [Zn(CN)₄]²⁻.

Слід зазначити, що здатність Цинку до комплексоутворення нижча, ніж його аналогів – Кадмію і Меркурію.

3. Добування кадмію і властивості його сполук

Вміст Кадмію у земній корі становить $1,3 \cdot 10^{-5}\%$. У вільному стані Кадмій не трапляється. Основний мінерал Кадмію – сульфід CdS , частіше Кадмій як домішка входить до складу поліметалічних руд.

Добування. У промисловості Кадмій добувають з відходів цинкового виробництва. Для цього їх обробляють сульфатною кислотою, а потім витісняють металічний кадмій з його сульфату цинком:



Металічний кадмій очищують від цинку, переплавляючи його під шаром розплавленого лугу, який з цинком утворює цинкат. Кадмій високого ступеня чистоти добувають вакуумною дистиляцією.

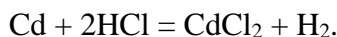
Щорічне світове виробництво кадмію досягає десятків тисяч тонн.

Фізичні властивості і застосування. Кадмій – сріблясто-білий метал, ковкий, в'язкий, плавиться за температури 321°C , кипить при 767°C . Кадмій стійкий до дії повітря завдяки наявності оксидної плівки, що утворюється на поверхні металу.

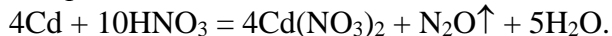
Кадмій застосовується для нанесення захисних покриттів на поверхні залізних і сталевих виробів. На відміну від цинку, кадмій стійкий до дії лугів. Близько 10% кадмію іде на виготовлення сплавів. Кадмій, завдяки великому поперечному перерізу захоплення нейтронів, використовується для виготовлення аварійних стержнів для ядерних реакторів.

Хімічні властивості. Кадмій досить активний метал, проте його активність нижча, ніж цинку. У сполуках Кадмій виявляє ступінь окиснення тільки +2.

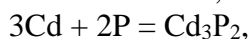
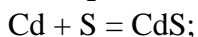
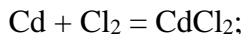
Кадмій у лугах практично не розчиняється, а в кислотах розчиняється менш енергійно, ніж цинк. У розведених розчинах HCl і H_2SO_4 кадмій розчиняється досить повільно з виділенням водню:



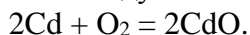
а у розведеному розчині нітратної кислоти – значно швидше:



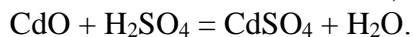
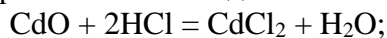
Під час нагрівання кадмій інтенсивно взаємодіє з активними неметалами (галогенами, сіркою, фосфором):



в атмосфері кисню горить з утворенням оксиду CdO коричневого кольору:



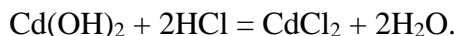
Оксид кадмію виявляє основні властивості, у воді не розчиняється, але добре розчиняється у кислотах з утворенням солей Кадмію:



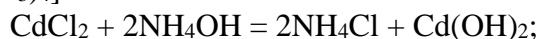
Нерозчинний у воді гідроксид кадмію, $\text{Cd}(\text{OH})_2$, можна добути при дії лугів на розчинні солі Кадмію:



$\text{Cd}(\text{OH})_2$ виявляє основні властивості – добре розчиняється у кислотах, у лугах практично нерозчинний (лише частково розчиняється у дуже концентрованих розчинах лугів):



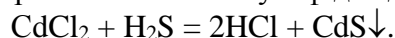
При дії на солі Кадмію водного розчину аміаку спочатку утворюється осад гідроксиду кадмію, який здатний розчинитися у надлишку аміаку з утворенням стійкого комплексного іона $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$:



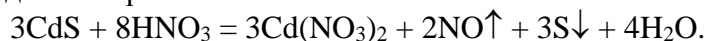
Здатність Кадмію до комплексоутворення вища, ніж Цинку. Для комплексних сполук Кадмію найхарактернішим є координаційне число 4 і тетраедричне розміщення

лігандів. Проте Кадмій може також утворювати комплекси з КЧ 6. Іони Cd^{2+} здатні утворювати аквакомплекси складу $[\text{Cd}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ і $[\text{Cd}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, однак стійкішими є аміакати, галогеніди і псевдогалогеніди, наприклад $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{CdCl}_4]^{2-}$, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ тощо.

При взаємодії простих речовин кадмію і сірки або при дії на розчини солей Кадмію сірководневої кислоти H_2S утворюється жовтий сульфід кадмію:



Варто зазначити, що Кадмій має більшу спорідненість до Сульфуру, ніж до Оксигену. Сульфід кадмію нерозчинний у воді та у розведених розчинах кислот. CdS розчиняється у гарячих хлоридній та сульфатній кислотах, найлегше розчиняється у нітратній кислоті під час нагрівання:



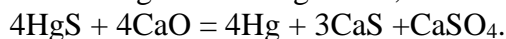
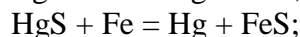
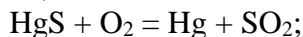
Сульфід кадмію вважається найкращою жовтою фарбою.

Розчинні сполуки Кадмію отруйні.

4. Добування ртуті і властивості сполук Меркурію

Ртуть (Меркурій) була відома ще древнім грекам. Вміст цього елемента у земній корі складає $8,3 \cdot 10^{-6}\%$. Самородна ртуть зрідка трапляється у вигляді крапель у породу. Мінерал Меркурію – це сульфід Меркурію червоного кольору HgS , який має назву *кіноварі*.

Добування. Ртуть добувають випалюванням кіноварі на повітрі або нагріванням кіноварі із залізом або оксидом кальцію:



Металічна ртуть утворюється відразу ж, оскільки оксид HgO – сполука нестійка. Ртуть очищають від домішок промиванням 20 %-вим розчином HNO_3 ; домішки (крім Au і Ag) переходять у розчин. Ртуть високого ступеня чистоти отримують вакуумною дистиляцією або електролізом.

Світове виробництво ртуті становить близько 10 тис. т на рік.

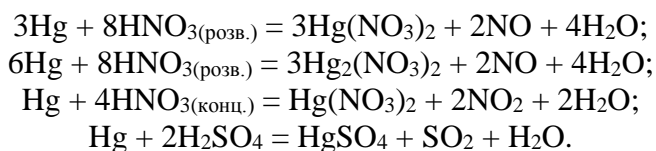
Фізичні властивості і застосування. Ртуть – сріблясто-білий рідкий метал, що твердне при $-38,8^\circ\text{C}$, а кипить при $356,7^\circ\text{C}$, досить важкий (густина ртуті становить $13,55 \text{ г/см}^3$). Ртуть дуже легка. *Пара ртуті надзвичайно отруйна, тому при роботі з ртуттю потрібно бути дуже обережним!* Ртуть не виводиться з організму людини. У твердому стані ртуть ковка. У ртуті розчиняється багато металів з утворенням рідких або твердих сплавів – *амальгам*. В амальгамах метали поведуть себе, як і у вільному стані, але стають менш активними (утворення амальгами знижує активність аналогічно до розведення). Часто при взаємодії металів з ртуттю утворюються хімічні сполуки – інтерметаліди. Наприклад, натрій утворює з ртуттю сім сполук різного складу.

Унікальні властивості ртуті роблять її надзвичайно важливою в ряді галузей техніки і в наукових дослідженнях (зокрема, в полярографії). Багато ртуті витрачається для добування лугів і хлору (електроліз NaCl з ртутним катодом). Металічна ртуть застосовується в низці приладів, таких як регулятори тиску, кварцові лампи, термометри, дифузійні вакуумні насоси тощо. Її також використовують для отримання фарб, гримучої ртуті, ртутних мазей проти захворювань шкіри. Амальгами натрію широко застосовуються як відновник, амальгами срібла й олова – для пломбування зубів. Оскільки залізо не утворює амальгам із ртуттю, її можна зберігати у сталевому посуді.

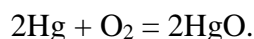
Хімічні властивості. За властивостями ртуть сильно відрізняється від цинку і кадмію. З металів підгрупи цинку ртуть найменш хімічно активна. Внаслідок особливої стійкості $6s^2$ -електронної конфігурації зовнішнього електронного шару атомів Меркурію потенціал іонізації його атомів дуже високий (10,44 eV). Тому, на відміну від сполук Цинку і Кадмію, сполуки Меркурію здебільшого малостійкі.

Меркурій – єдиний елемент, що утворює кластерний (багатоядерний) катіон Hg_2^{2+} , стійкий у водних розчинах. Меркурій у сполуках, на відміну від Цинку і Кадмію, виявляє ступені окиснення +1 і +2. Сполуки із ступенем окиснення +1 містять катіон Hg_2^{2+} . *Всі сполуки Меркурію надзвичайно отруйні!*

Ртуть у ряду електрохімічних потенціалів розміщена після водню, отже здатна розчинятися лише у кислотах-окисниках – нітратній (на холоді) і у гарячій сульфатній кислоті:

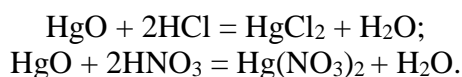


У воді та лугах ртуть не розчиняється. Оскільки ртуть є малоактивним металом, то з киснем вона взаємодіє лише при нагріванні, утворюючи оксид меркурію (II), що має червоне забарвлення:

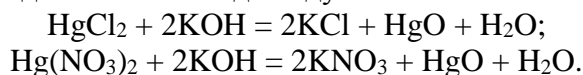


При нагріванні до температури вищої за 300 °C HgO розкладається на вільну ртуть і кисень. HgO – основний оксид, однак його основні властивості виражені слабо. Тому більшість солей меркурію (II) гідролізують у водних розчинах.

Оксид меркурію (II) розчиняється у кислотах, з якими меркурій утворює розчинні солі:



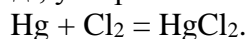
Однією з особливостей Меркурію є те, що для нього невідомі гідроксиди: при дії лугів на солі меркурію (II) утворюється осад HgO . Тобто гідроксид меркурію (II) уже в момент утворення розкладається на оксид і воду:



При дії лугів на розчини солей меркурію (I) випадають в осад металічна ртуть і оксид меркурію (II), оскільки оксид Hg_2O нестійкий:

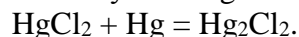


З хлором ртуть реагує на холоді, утворюючи хлорид меркурію (II):

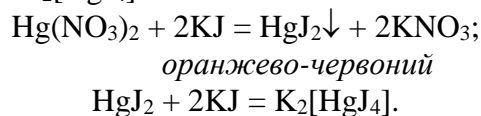


Так само легко ртуть взаємодіє з іншими галогенами з утворенням галогенідів HgI_2 або Hg_2I_2 . Хлорид меркурію (II) або *сулема* – це безбарвна речовина, яка порівняно мало розчинна у холодній воді (6,6 г на 100 г води при 20 °C) і добре розчинна у гарячій воді (58 г на 100 г киплячої води). У молекулі хлориду меркурію (II), як і в молекулах інших сполук меркурію(II), значна частка ковалентного зв'язку. Сулема HgCl_2 легко сублімується. Хлорид меркурію (II) має молекулярну кристалічну ґратку. HgCl_2 є слабким електролітом, водні розчини сулеми погано проводять електричний струм. Слабкими електролітами також є інші розчинні сполуки меркурію (II).

Хлорид меркурію (I) або каломель, Hg_2Cl_2 , у воді не розчиняється. Його добувають у вигляді білого порошку при нагріванні суміші HgCl_2 з ртуттю:

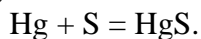


При дії йодиду калію на солі меркурію (II) утворюється оранжево-червоний осад йодиду меркурію (II), який розчиняється у надлишку йодиду калію з утворенням безбарвної комплексної солі $\text{K}_2[\text{HgJ}_4]$:



Аналогічні комплексні сполуки утворює меркурій (II) з іонами CN^- і SCN^- . Галогенідні та псевдогалогенідні комплексні сполуки меркурію (II) надзвичайно міцні. Порівняно з Цинком та Кадмієм, Меркурій виявляє найвищу здатність до комплексоутворення з галогенід- та псевдогалогенід-іонами.

Особливо активно взаємодіє ртуть з порошкоподібною сіркою, утворюючи дуже міцну сполуку – сульфід меркурію (II):

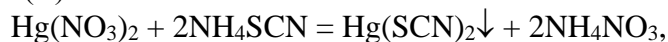


Цю реакцію використовують для зв'язування розлитої ртуті: місце, де передбачають наявність розлитої ртуті, засипають порошком сірки (*сірчаним цвітом*).

Сульфід меркурію (II) – досить стійка сполука. Вона не розчиняється у хлоридній кислоті, розчиняється тільки у царській горілці або у хлоридній кислоті за наявності окисника. Розчинення сульфиду меркурію (II) відбувається внаслідок утворення стійкого комплексу $[\text{HgCl}_4]^{2-}$:



Роданід (тіоціанат) амонію утворює із солями меркурію (II) білий осад роданіду (тіоціанату) меркурію (II):



який розчиняється у надлишку роданіду амонію з утворенням комплексної сполуки $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$:

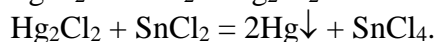
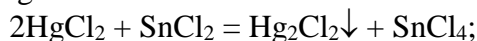


Під час нагрівання роданіду меркурію (II) можна спостерігати перебіг цікавої реакції під назвою “фараонові змії”:

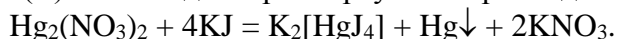


Якщо запалити сіль $\text{Hg}(\text{SCN})_2$, починає утворюватися і горіти сірковуглець, а теплота, що виділяється при цьому, викликає розкладання решти солі. HgS , що має чорний колір, і C_3N_4 , забарвлений у жовтий колір, виділяються у вигляді дуже об'ємної пухкої маси незвичайної форми (“фараонові змії”).

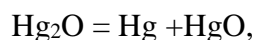
Сполуки меркурію (II) легко відновлюються. Під час відновлення Hg^{2+} спочатку утворюється Hg_2^{2+} , а потім Hg^0 :



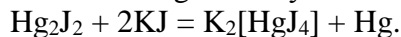
Деякі сполуки меркурію (I) нестійкі і в момент утворення відразу ж переходять у суміш сполук меркурію (II) і високодисперсної ртуті. Наприклад:



Здатність до комплексоутворення у сполук меркурію (II) значно вища, ніж у сполук меркурію (I). Тому сполуки, що містять катіони Hg_2^{2+} , менш стійкі ніж сполуки Hg^{2+} . При дії окисників сполуки меркурію (I) легко переходять в сполуки меркурію (II), а при нагріванні або під дією надлишку активних лігандів вступають у реакцію диспропорціонування. Так, оксид меркурію (I) частково розкладається вже за кімнатної температури:



а при дії надлишку йодиду калію на осад Hg_2J_2 відбувається реакція:



Солі меркурію (I) найкраще зберігаються у сухому вигляді. У розчині їх можна зберегти лише разом з металічною ртуттю.

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. Березан О.В. Збірник задач з хімії. – Тернопіль: Підручники і посібники, 2009. – 320 с.
3. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія: задачі та вправи. Навч. посібник. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
4. 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

5. 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
6. 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. –639с.: 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.
7. 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.
8. 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.
9. 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.
10. 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.
11. 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. – 784с.: 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.
12. 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. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
13. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
14. 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.
15. 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.
16. 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. Будова атомів. Особливості конфігурації $(n-1)d^{10}ns^2$. Зміна атомних радіусів і енергії йонізації по групі. Валентність і ступені оксидації атомів. Група –Hg–Hg. Сполуки Меркурію (I, II). Схильність атомів Меркурію (I) до диспропорціювання.
2. Розповсюдженість та знаходження Цинку в природі. Природні сполуки Кадмію. Знаходження Меркурію в природі. Ізотопи. Біологічна роль Цинку, Кадмію, Меркурію.

3. Методи отримання металів.
4. Фізичні властивості металів. Особливості агрегатного стану ртуті.
5. Хімічні властивості металів. Відношення до кисню, води, кислот, лугів. Амальгами – стопи металів з Меркурієм. Причина низької хімічної активності Меркурію.
6. Халькогеніди. Методи отримання і фізичні властивості. Кристалічна структура ZnS (сфалерит, вюрцит). Сульфіди Меркурію (кіновар).
7. Галогеніди Цинку, Кадмію і Меркурію. Галогеніди Меркурію (I). Йон Hg^{2+} . Отримання, фізичні властивості. Диспропорціювання. Каломель Hg_2Cl_2 . Галогеніди Hg (II). Сулема. Галогеніди Цинку і Кадмію. Галогенідні комплекси. Тетрайодомеркурати. Реактив Несслера.
8. Оксиди. Оксиди Цинку і Кадмію. Оксиди Меркурію (I, II). Стійкість оксидів. Відношення до води, кислот, лугів.
9. Гідроксиди Цинку і Кадмію. Кислотно-основні властивості. Відношення до води, кислот, лугів. Принципи отримання.
10. Застосування Цинку і його сполук. Стопи Цинку. Цинкові білила. Застосування металевого Кадмію і його сполук. Стопи Кадмію. Застосування Меркурію і її сполук. Каломельний електрод. Токсичність Кадмію, Меркурію та їх сполук.