ТЕМА: ПРЕДСТАВНИКИ d-ЕЛЕМЕНТІВ (ПЕРЕХІДНИХ ЕЛЕМЕНТІВ) ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ЕЛЕМЕНТІВ

1. Загальна характеристика d-елементів (перехідних елементів)

2. Елементи побічної підгрупи I групи ПСЕ (підгрупа Купруму)

3. Елементи побічної підгрупи II групи ПСЕ (підгрупа Цинку)

ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНОЇ ПІДГРУПИ І ГРУПИ ПСЕ (ПІДГРУПА КУПРУМУ)

Загальна характеристика елементів

Назва елемента	Купрум Cuprum	Аргентум Argentum	Аурум Aurum
Символ елемента	Cu	Ag	Au
Атомний номер	29	47	79
Відносна атомна маса	63,546	107,8682	196,9665
Стабільні ізотопи	^{63}Cu (69%) ^{65}Cu (31%)	^{107}Ag(51,4%) ^{109}Ag (48,6%)	^{197}Au(100%)
Проста речовина	мідь	срібло	золото

Електронна будова елементів

Елемент	*Cu*	*Ag*	*An*
Електронна	*$[Ar]3d^{10}4s^{1}$*	*tKr]$4d^{10}5s^{1}$*	*$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^{1}$*
Ступінь окиснення	*+l, +2*	*+ 1*	*+3*
Радіус атома, нм	*12,3*	*14,4*	*14,4*
Електронегатив-ність	*1,9*	*1,9*	*1,9*
Потенціал іонізації, еВ	*7,72*	*7,57*	*9,22*

МЕТАЛИ ПІДГРУПИ КУПРУМУ

Металічна мідь

Золото

Срібло

Фізичні властивості

Елемент	Cu	Ag	Au
Атомний номер	29	47	79
Агрегатний стан	тверді речовини	тверді речовини	тверді речовини
Колір	червоний	білий	жовтий
Температура кипіння, $t_{кип.}$, °C	2600	2210	2970
Температура плавлення, $t_{кип.}$, °C	1083	961	1063

Знаходження в природі

Вміст елементів підгрупи Купруму в земній корі досить невеликий: Купрум — $3 \cdot 10^{-3}$%, Аргентум — $2 \cdot 10^{-6}$%, Аурум — $5 \cdot 10^{-8}$%. Для Купруму найхарактернішими природними сполуками є сірчисті сполуки. Мінерали, що містять ці сполуки, це мідний колчедан, або халькопірит ($CuFeS_2$), мідний блиск (Cu_2S) і борніт (Cu_3FeS_3). Оксигеновмісні мінерали міді (малахіт ($CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$), азурит ($2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$), куприт (Cu_2O) застосовуються набагато рідше, оскільки зустрічаються у природі в менших кількостях. Крім зазначених, на мідь багаті поліметалеві сульфідні руди.

Золото найчастіше перебуває у природі в самородному стані. Це можуть бути вкраплення золота в гірські породи, розсипи золотого піску або окремі самородки. Завдяки тому, що всі три елементи можна зустріти у природі в чистому вигляді, людям вони були відомі вже в давні часи, коли ще не було можливості виплавляти їх із руд.

ЗАСТОСУВАННЯ

Майже половина всієї міді, що видобувається, витрачається на виготовлення сплавів, серед яких найвідоміші латунь, бронза, константан і мельхіор.
Найширше мідь застосовується для виготовлення провідників (завдяки високій електропровідності й пластичності).

Латунь - сплав міді (50-90 %) і цинку (10-50 %). Застосовується переважно у моторобудуванні.
Бронза - сплав міді (від 80 %) й олова (до 20 %). Головною відмінністю бронзи є її здатність добре відливатися, завдяки чому вона використовується для художнього лиття. Більша частина бронзи використовується в машинобудуванні.
Мельхіор містить близько 80 % міді й 20 % нікелю. Активно використовується для виготовлення ювелірних виробів, посуду, столових приборів.
Константан - сплав на основі міді, що містить до 4 % нікелю й близько 2 % марганцю.

Малахіт - оздоблювальний матеріал, часто використовуваний для виготовлення побутових предметів і ювелірних виробів. Малахіт, отриманий штучно, нічим не поступається природному. Одержання малахіту здійснюється відповідно до наступного рівняння реакції:

$$2CuSO_4 + 2Na_2CO_3 + H_2O = [Cu(OH)]_2CO_3\downarrow + 2Na_2SO_4 + CO_2\uparrow$$

Мідь - незамінний елемент для нормальної життєдіяльності живих організмів, оскільки є каталізатором внутрішньоклітинних окисних процесів. Добова потреба людини складає 5 мг міді. При нестачі міді розвивається анемія (зниження кількості утвореного гемоглобіну), при надлишку - отруєння.

Елементи підгрупи Купруму проявляють амфотерні властивості, мають змінну валентність і виявляють тенденцію до утворення комплексних сполук, причому виступають акцепторами електронних пар.

Як правило, більша частина сполук елементів підгрупи Купруму забарвлені.

Хімічна активність різко знижується в ряді Cu — Ag — Au.

Аргентум і Аурум називають благородними металами завдяки їх низькій реакційній здатності.

Елементи підгрупи Купруму утворюють із близько розташованими d-елементами змішані кристали (сплави).

КУПРУМ

Фізичні властивості

Мідь (Cu) — м'який жовтувато-червоний метал, що характеризується ковкістю й тягучістю. Добре проводить електричний струм. Наявність домішок істотно змінює властивості міді. Наприклад, навіть незначні кількості арсену та стибію зменшують її електропровідність у кілька разів.

Хімічні властивості

Купрум є малоактивним елементом, однак вступає у взаємодію з рядом простих і складних речовин. У вологому повітрі мідь пасивується, покриваючись оксидною плівкою, що перешкоджає подальшому окисненню.

При нагріванні у взаємодію вступає вся мідь:

$$2Cu + O_2 = 2CuO$$

Взаємодія із сульфуром також протікає тільки при нагріванні:

$$Cu + S = CuS$$

Реакція з галогенами протікає при нагріванні або у вологому середовищі:

$$Cu + Hal_2 = CuHal_2$$

Наприклад: Реакція з йодом іде з утворенням сполуки CuJ_2.

Мідь не реагує з воднем, проте водень розчиняється в міді з утворенням твердих розчинів.

Перебуваючи в ряді напруг праворуч від Гідрогену, Купрум не здатний витісняти Гідроген з кислот, але розчиняється тільки в кислотах-окисниках:
Реакція з нітратною кислотою протікає на холоді, із сульфатною — при нагріванні.

$$Cu^0 + 4HNO_{3(конц.)} = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$
$$3Cu + 8HNO_{3(розб.)} = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$
$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

Купрум (а точніше іон Cu^{2+}) здатний утворювати комплексні сполуки з координаційним числом 4. Водні розчини таких сполук містять комплекси, зв'язані із двома молекулами води, тому в розчинах координаційне число Купруму дорівнює 6.

СПОЛУКИ КУПРУМУ (I)

Бінарні сполуки Купруму — тверді кристалічні речовини, які малорозчинні у воді й мають індивідуальне забарвлення. Сполуки Купруму (I) переважно нестійкі. Для них нехарактерні кристалогідрати й аквакомплекси. При цьому досить стійкими є амінокомплекси Купруму (I), тому розчинення сполук Купруму у воді протікає набагато легше при додаванні у воду аміаку:

$$CuCl + 2NH_3 = [Cu(NH_3)_2]Cl$$

$$Cu_2O + 4NH_3 + H_2O = 2[Cu(NH_3)_2]OH$$

Сполуки Купруму (I) мають амфотерну природу. Кислотні властивості проявляються при взаємодії з основними сполуками, у результаті чого утворюються купрати:

$$Cu_2O + 2NaOH + H_2O = 2Na[Cu(OH)_2]$$

Нестійкі сполуки Купруму (I) легко окиснюються навіть на повітрі, переходячи в стійкі сполуки Купруму (II):

$$4CuCl + O_2 + 4HCl = 4CuCl_2 + 2H_2O$$

Стійкі сполуки Купруму (II) можуть також утворюватися в результаті реакцій диспропорціонування:

$$2CuCl \rightleftarrows Cu + CuCl_2$$

Купрум (I) оксид Cu_2O – кристалічна речовина червоного кольору. Погано розчиняється у воді, але при незначних додаваннях аміаку її розчинність істотно підвищується. Cu_2O легко відновлюється при нагріванні до чистої міді в присутності відновників (Co, H_2 та ін.):

$$Cu_2O + CO \xrightarrow{t^\circ} 2Cu + CO_2\uparrow$$
$$Cu_2O + H_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Cu + H_2O$$

Нестійкий купрум (I) оксид легко дисоціює в кислому середовищі з утворенням стійкої сполуки Купруму (II) і вільної міді:

$$Cu_2O + H_2SO_4 = CuSO_4 + Cu + H_2O$$

Іон Cu^+ утворює комплексні сполуки з координаційним числом 2. Вони досить легко розкладаються й часто є проміжним продуктом при одержанні сполук Купруму (I). Наприклад, одержання купрум (I) хлориду здійснюється через утворення комплексної сполуки:

$$Cu + CuCl_2 + 2HCl_{(конц.)} \xrightarrow{t^\circ} 2H[CuCl_2]$$
$$H[CuCl_2] \rightarrow HCl + CuCl$$

Крім того, купрум (I) оксид утворюється при відщепленні води від купрум (I) гідроксиду:

$$2CuOH = Cu_2O + H_2O$$

Одержати Cu_2O можна шляхом відновлення сполук Купруму (II) у лужному середовищі в присутності слабкого відновника:

$$2CuSO_4 + C_6H_{12}O_6 + 5NaOH = Cu_2O\downarrow + 2Na_2SO_4 +$$
$$+ C_6H_{11}O_7Na + 3H_2O$$

Переважна більшість сполук Купруму (I) легко розкладаються при нагріванні або дії світла, тому зберігати їх треба в посудинах із темного скла.

СПОЛУКИ КУПРУМУ (II)

Двовалентна мідь виявляє тенденцію до утворення як катіонних, так і аніонних комплексних сполук.

Ще одним із характерних катіонних комплексів для Купруму (II) є амінокислоти, які одержують розчиненням купрум (II) гідроксиду в розчині аміаку:

$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4](OH)_2$$

Аніонні комплекси Купруму (II) називаються купратами. Деякі з них (наприклад, ціанокупрати $Met_2[Cu(CN)_4]$, темно-сині гідроксокупрати $Met_2[Cu(OH)_4]$ та ін.) досить стійкі й можуть бути виділені у вільному стані.

Купрум (II) оксид CuO – кристалічна речовина темно-синього або темно-зеленого кольору. Не розчиняється у воді, але прекрасно розчиняється в кислотах, утворюючи відповідні солі. У природі зустрічається в продуктах вивітрювання деяких мідних руд, але більшу частину CuO одержують штучно — окисненням міді або розкладанням солей Купруму (II):

$$2Cu + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CuO$$
$$Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3 \xrightarrow{t^\circ} 2CuO + H_2O + CO_2\uparrow$$

Купрум (II) оксид легко відновлюється до вільної міді в присутності водню або

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O$$
$$CuO + CO = Cu + CO_2$$

CuO – основний оксид. Він акивно вступає в реакцію з кислотними оксидами:

$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$$
$$CuO + CO_2 = CuCO_3$$

Купрум (II) оксид застосовується переважно у виробництві скла й емалей як барвник, а також як окисник в органічному аналізі.

Купрум (II) оксиду відповідає гідроксид $Cu(OH)_2$. На відміну від гідроксидів лужних металів, його не можна одержати дією води на метал або оксид. $Cu(OH)_2$ одержують обмінною реакцією солей Купруму (II) і лугів:

$$CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Купрум (II) гідроксид $Cu(OH)_2$ – кристалічна речовина блакитного кольору. $Cu(OH)_2$ малорозчинний у воді, має амфотерні властивості, хоча й слабко виражені. У реакціях із кислотами $Cu(OH)_2$ поводиться як основа, утворюючи солі:

$$3Cu(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Cu_3(PO_4)_2 + 3H_2O$$

Купрум (II) гідроксид, нерозчинний у воді, добре розчиняється у водяному розчині аміаку, забарвлюючи його у темно-синій колір.

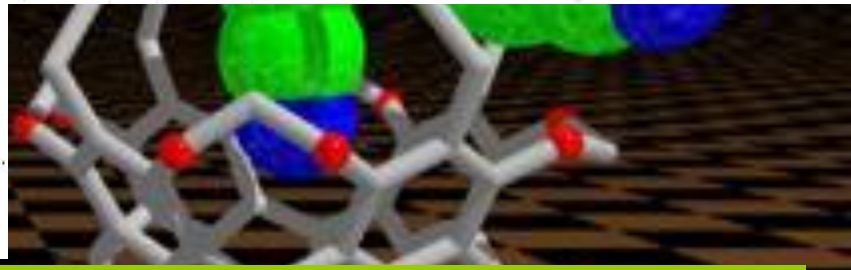
$$Cu^{2+} + 2NH_3 + 2H_2O = \underset{\text{блакитний}}{Cu(OH)_2\downarrow} + 2NH_4^+$$

$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 = \underset{\text{темно-синій}}{[Cu(NH_3)_4](OH)_2}$$

$$[Cu(NH_3)_4](OH)_2 + H_2S = CuS\downarrow + 4NH_3\uparrow + 2H_2O$$

У реакціях із концентрованими розчинами лугів $Cu(OH)_2$ проявляє свої кислотні властивості, утворюючи гідроксокупрати (II):

$$Cu(OH)_2 + 2KOH = K_2[Cu(OH)_4]$$



Купрум (II) гідроксид здатний відновлюватися до купрум (II) оксиду під дією дуже слабких відновників (цукрів, альдегідів, гідразину й ін.):

$$2Cu(OH)_2 + R{-}CHO = Cu_2O + RCOOH + 2H_2O$$

При нагріванні $Cu(OH)_2$ розкладається: $Cu(OH)_2 \xrightarrow{70-90\,^\circ C} CuO + H_2O$

АРГЕНТУМ

Фізичні властивості

Срібло Ag — блискучий білий метал, що має найбільшу серед всіх металів тепло- і електропровідність. Срібло тугоплавке ($t_{пл}$ = 960,8 °C, $t_{кип.}$ = 216,3 °C), схильне до утворення сплавів з іншими металами. Прекрасно відбиває світло.

1. Срібло інертний метал, але при зберіганні на повітрі чорніє із-за утворення сульфіду арґентуму:

$$2Ag + H_2S = Ag_2S + H_2\uparrow$$

2. Срібло розчиняється в кислотах-окисниках:

$$2Ag + 2H_2SO_4\ (конц) = Ag_2SO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$Ag + 2HNO_3\ (конц) = AgNO_3 + NO_2\uparrow + H_2O$$

$$3Ag + 4HNO_3\ (розб) = 3AgNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

2. $3AgNO_3 + 2NaOH = Ag_2O\downarrow + 2NaNO_3 + H_2O$

Темнокоричневий осад

4. Малорозчинні сполуки арґентуму розчиняються в речовинах-комплексоутворювачах:

$$AgCl + 2NH_3 = [Ag(NH_3)_2]\ Cl$$

$$AgBr + 2Na_2S_2O_3 = Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + NaBr$$

© Инна Трепоухова / Фотобанк Лори
lori.ru/276674

Золото – один із найінертніших металів. Воно не взаємодіє з киснем, сіркою й галогенами при звичайній температурі.
Золото добре розчиняється в насиченій хлором хлорид ній кислоті:

$$2Au + 3Cl_2 + 2HCl = 2H[AuCl_4]$$

Розчинником для золота служить:
«царська горілка» - суміш концентрованих хлоридної й нітратної кислот:

$$1.\ Au + HNO_3 + 4HCl = H[AuCl_4] + NO + 2H_2O,$$

2. в хлоридній кислоті у присутності газуватого хлору:

$$2Au + 3Cl_2 + 2HCl = 2H[AuCl_4]$$

3. Цианід Натрію у присутності кисню повітря:

$$4Au + 8NaCN + 2H_2O + O_2 = 4Na[AuCl_4] + 4NaOH$$

Із ціанідних розчинів золото виділяють дією цинку:

$$2Na[Au(Cl)_2] + Zn = Na_2[Zn(Cl)_4] + 2Au$$

ПІДГРУПИ ЦИНКУ

Підгрупу Цинку складають три d-елементи: Цинк Zn, Кадмій Cd і Гідраргірум Hg.

Загальна характеристика елементів

Назва елемента	*Цинк Zincum*	*Кадмій Cadmium*	*Гідраргірум Hydrargyrum*
Символ елемента	*Zn*	*Cd*	*Hg*
Атомний номер	*30*	*48*	*80*
Відносна атомна маса	*65,39*	*112,411*	*200,59*
Стабільні ізотопи	*5 стабільних і ізотопів з масовими числами 64, 66, 67, 68 і 70. Найбільше поширений ^{64}Zn (48,89%)*	*8 стабільних ізотопів*	*7 стабільних ізотопів ^{196}Hg, ^{198}Hg, 19SHg, ^{200}Hg, ^{201}Hg, ^{202}Hg. Найбільш розповсюджений ^{202}Hg(29,8%)*
Проста речовина	*Zn цинк*	*Cd кадмій*	*Hg ртуть*

Цинк – сріблясто-білий метал

З'єднання кадмію

Металева ртуть

ЕЛЕКТРОННА БУДОВА

Елемент	Zn	Ca	Hg
Електронна конфігурація	$[Ar]3d^{10}4s^2$	$[Kr]4d^{10}5s^2$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2$
Ступінь окиснення	+2	+2	+1,+2
Радіус атома, нм	0,139	0,156	0Д60
Електронегативність	1,6	1,7	1,9
Потенціал іонізації, еВ	9,39	8,99	10,43

Елементи підгрупи Цинку мають завершений передзовнішній d-едектронний шар, електрони якого не беруть участь в утворенні зв'язків. Тому ці елементи поводяться скоріше як p-елементи великих періодів.

Знаходження в природі

Елементи підгрупи Цинку належать до малопоширених у земній корі: Цинк — 10^{-3} ваг. %, Кадмій — $5 \cdot 10^{-5}$ ваг. %, Гідраргірум — $6 \cdot 10^{-7}$ ваг. %. Найбільш характерною природною сполукою для цих елементів є сульфід. Найважливіші мінерали цинку — цинкова обманка (сфалерит) ZnS і смітсоніт (галмеїт) $ZnCO_3$. Рідше зустрічаються, а тому менше використовуються такі мінерали, як цинкова шпінель $ZnO \cdot Al_2O_3$, червона цинкова руда (цинкіт) ZnO, кремнецинкова руда $Li_2SiO_4 \cdot H_2O$ та ін. Мінерали цинку рідко зустрічаються самостійно. Найчастіше їх супроводжують свинцеві та срібні руди.

Природний кадмій сульфід CdS — мінерал гринокіт — украй рідко зустрічається самостійно. Найчастіше він супроводжує цинкову обманку (у значних кількостях), а також входить до складу поліметалевих руд.

<u>Гідраргірум</u> — єдиний з елементів підгрупи, що зустрічається в природі у вигляді самородного металу. Вкраплення самородної ртуті можна зустріти в різних породах. Набагато частіше ртуть перебуває у вигляді амальгам (сплавів) з металами (Au, Ag, Pd).
Основний мінерал ртуті — кіновар HgS.

Одержання

У промисловості цинк одержують двома методами: пірометалургійним і гідрометалургійним. Обом процесам передує збагачення цинковмісних руд. У вихідних поліметалевих рудах міститься зазвичай до 3 % цинку, а після збагачення цинковий концентрат включає близько 50-60 % цинку.

В обох процесах першою стадією є випалювання цинкової руди з метою одержання оксиду цинку:

$$2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2ZnO + 2SO_2\uparrow$$

$$ZnCO_3 \xrightarrow{t^\circ} ZnO + CO_2\uparrow$$

Виділений під ,час процесу SO_2 використовується у виробництві сірчаної кислоти.

Якщо цинк одержують пірометалургійним методом, то отриманий після випалювання оксид ZnO відновлюють коксом при температурі 1300 °С:

$$ZnO + C \xrightarrow{t^\circ} Zn + CO\uparrow$$

Хімічні властивості

Цинк — найактивніший метал підгрупи.
Він проявляє яскраві відновні властивості, порівняно легко віддаючи свої два валентних електрони.

З багатьма неметалами цинк легко взаємодіє у звичайних умовах:

$$2Zn + O_2 = 2ZnO$$
$$Zn + S = ZnS$$
$$3Zn + 2P = Zn_3P_2$$
$$Zn + Cl_2 = ZnCl_2$$

Легкість, з якою цинк реагує з киснем, приводить до того, що на повітрі (особливо в присутності вологи) метал незабаром покривається захисною плівкою оксиду ZnO. Подальші хімічні перетворення можливі тільки після видалення цієї плівки. Якщо ж окиснювання проводити при нагріванні, то цинк загоряється блакитним полум'ям.
З воднем цинк не реагує.

Реакція з водою у звичайних умовах практично не йде (перешкоджає оксидна плівка), але при сильному нагріванні цинк взаємодіє з парами води відповідно до наступного рівняння реакції:

$$Zn + H_2O_{пара} \xrightarrow{t^\circ} ZnO + H_2\uparrow$$

Цинк — амфотерний метал, але його кислотні властивості виражені набагато слабше, ніж основні. Саме тому реакції з кислотами протікають легше, ніж з лугами.
Знаходячись в ряді напруг до Гідрогену, Цинк може витісняти водень із кислот (лабораторний спосіб одержання водню):

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

З кислотами, що проявляють окисні властивості, цинк виступає в ролі відновника:

$$Zn + 4HNO_{3(конц.)} = Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$
$$4Zn + 10HNO_{3(розб)} = 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$
$$Zn + 2H_2SO_{4(конц)} = ZnSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

При нагріванні цинк взаємодіє з розчинами лугів, утворюючи безбарвні комплекси:

$$Zn + 2KOH + 2H_2O = K_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$$
$$Zn + 4NH_3 \cdot H_2O = [Zn(NH_3)_4](OH)_2 + H_2\uparrow + H_2O$$

СПОЛУКИ ЦИНКУ

У сполуках Цинк завжди двовалентний. Більша частина його сполук безбарвна. Їхня розчинність у різних розчинниках обумовлена утворенням комплексних сполук.

Цинк оксид ZnO — біла, практично нерозчинна у воді речовина.
Це амфотерний оксид, що однаково енергійно реагує й з кислотами, із основами:

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$$

Взаємодія з основними й кислотними оксидами відбувається при сплавлянні:

$$CaO + ZnO = CaZnO_2$$

кальцій цинкат

$$ZnO + SiO_2 = ZnSiO_3$$

ZnO використовується для приготування цинкових білил, а також як каталізатор в органічному синтезі.

Цинк гідроксид $Zn(OH)_2$ — нерозчинна у воді сполука, яка однак добре розчиняється в кислотах. Одержують $Zn(OH)_2$ дією їдких лугів (NaOH, KOH) на розчини солей цинку. $Zn(OH)_2$ при цьому випадає у вигляді білуватого драглистого осаду:

$$Zn^{2+} + 2NaOH = Zn(OH)_2\downarrow + 2Na^+$$

Будучи амфотерним, дисоціює у двох напрямках:

$$Zn^{2+} + 2OH^- \rightleftarrows Zn(OH)_2 = H_2ZnO_2 \rightleftarrows 2H^+ + ZnO_2^{2-}$$

Основні властивості $Zn(OH)_2$ переважають над кислотними, однак у надлишку сильного лугу $Zn(OH)_2$ розчиняється з утворенням цинкатів:

$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$$
$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$$

Легко розчиняється в аміаку з утворенням цинк аміакату:

$$Zn(OH)_2 + 2NH_3 \cdot H_2O = [Zn(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$$

Більша частина солей цинку добре розчинна у воді. Виняток становлять фторид, сульфід і карбонат цинку. Солі цинку — незабарвлені сполуки. Чимало з них знаходять широке практичне застосування. Розглянемо найважливіші з них.

Цинк хлорид $ZnCl_2$ відомий за назвою «травлена кислота» . Добре розчинний у воді, на повітрі розпливається. Одержують $ZnCl_2$ розчиненням цинку або оксиду цинку в хлоридній кислоті. Водний розчин $ZnCl_2$ використовується для просочення дерева з метою запобігання його гниття.

Цинк сульфід ZnS одержують реакцією обміну між цинк сульфатом і барій сульфідом. Оскільки обидва продукти нерозчинні, то отриманий осад розділяють:

$$ZnSO_4 + BaS = ZnS\downarrow + BaSO_4\downarrow$$

ZnS — компонент мінеральної фарби метопону. Вона менш стійка до світла, однак набагато дешевша від свинцевих білил.

Цинк сульфід здатний світитися під дією ультрафіолетових променів, тому його використовують як люмінофор в електронно-променевих трубках, для покриття екранів телевізорів тощо.

Високодисперсний ZnS називають цинкосульфідною фарбою. Він має сірий колір і застосовується для покриття мостів і деталей машин.

Цинк сульфат $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ (цинковий купорос) застосовується в медицині як сильний антисептик, а також як протрава при фарбуванні тканин.

КАДМІЙ

Фізичні властивості

Кадмій Cd — тягучий сріблясто-білий метал. У вологому повітрі втрачає свій блиск, покриваючись плівкою оксиду CdO. Досить легкоплавкий ($t_{пл}$ = 321 °C) і леткий ($t_{кип}$ = 761 °C), Кадмій — єдиний метал підгрупи, здатний до кування.

Хімічні властивості

Металічні властивості кадмію в порівнянні з цинком виражені менш яскраво, однак він мало чим поступається цинку в хімічній активності.

З багатьма неметалами кадмій реагує при нагріванні. У кисні істотно нагрітий кадмій згоряє до оксиду:

$$2Cd + O_2 = 2CdO$$

Із сіркою й галогенами реакції протікають відповідно до схем:

$$Cd + S \xrightarrow{t^\circ} CdS$$

$$Cd + Hal_2 \xrightarrow{t^\circ} CdHal_2$$

На відміну від цинку, кадмій не проявляє амфотерних властивостей. Він практично не розчиняється в лугах, а з кислотами реагує менш активно, ніж цинк. Незважаючи на те, що Кадмій у ряді напруг стоїть до Гідрогену, він не здатний витіснити останній з води. Сполуки Кадмію здебільшого розчинні у воді й не мають забарвлення. Подібно до цинку, розчинність сполук Кадмію підвищується в присутності навіть незначних кількостей аміаку. Це обумовлено утворенням аміачного комплексу відповідно до наступної схеми:

$$Cd^{2+} + 4NH_3 = [Cd(NH_3)_4]^{2+}$$

Застосування

Кадмій насамперед використовують для одержання легкоплавких сплавів, а також мідно-кадмієвих сплавів, що вирізняються особливою механічною міцністю.

ГІДРАРГІРУМ

Фізичні властивості

Ртуть Hg — сріблясто-білий рідкий метал ($t_{пл.}$ = -39 °C). У твердому стані пластична, піддається витягуванню й куванню. Легко випаровується, пари ртуті отруйні. З організму людини ртуть не виводиться й, накопичуючись роками, може завдати великої шкоди.

Одержання

Украпленння самородної ртуті в природі зустрічаються досить рідко, тому більшу частину ртуті одержують відновленням, її з кіноварі:

$$HgS + O_2 \xrightarrow{t^\circ} Hg\uparrow + SO_2\uparrow$$

Існують методи, при яких ртуть відновлюють не киснем повітря, а залізом або оксидом кальцію:

$$HgS + Fe = Hg + FeS$$

$$4HgS + 4CaO = 4Hg + 3CaS + CaSO_4$$

Хімічні властивості

Хімічна активність Гідраргіруму найчастіше обумовлена агрегатним станом речовини. Наприклад, ртуть звичайно вступає в реакції набагато активніше за цинк або кадмій, хоча вона є менш активним металом.

Реакції ртуті з неметалами істотно відрізняються від реакцій цинку й кадмію. З киснем без нагрівання ртуть не взаємодіє зовсім, а при нагріванні дуже повільно окиснюється до гідраргірум (II) оксиду:

$$2Hg + O_2 = 2HgO$$

Подальше нагрівання призводить до розкладання цього оксиду.

З порошкоподібною або подрібненою сіркою ртуть реагує навіть на холоді:

$$Hg + S = HgS$$

На цій реакції ґрунтується основний метод захисту від отруєння парами ртуті: місце, де розлили ртуть, слід обробити порошком сірки. Утворений чорний сульфід ртуті — дуже стійка сполука, що не розкладається у звичайних умовах, тому зв'язана таким чином ртуть стає нешкідливою.

На холоді ртуть активно взаємодіє із хлором, утворюючи гідраргірум (II) хлорид, або сулему: $Hg + Cl_2 = HgCl_2$

Відновлюючи двовалентну ртуть металевою ртуттю можна одержати гідраргірум (I) хлорид, або каломель: $HgCl_2 + Hg = Hg_2Cl_2$

Гідраргірум знаходиться в ряді напруг після Гідрогену, тому не витісняє його з води й кислот, однак у кислотах-окисниках розчиняється. Взаємодія з різними кислотами відбувається в різних умовах. Наприклад, у концентрованій сульфатній кислоті ртуть розчиняється тільки при нагріванні, а в нітратній — на холоді:

$$Hg + 2H_2SO_{4(конц.)} \xrightarrow{t^\circ} HgSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$3Hg + 8HNO_3 = 3Hg(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

При нестачі кислоти можуть утворюватися солі ртуті (I)

$$2Hg + 2H_2SO_{4(конц.)} = Hg_2SO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$6Hg + 8HNO_{3(розб.)} = 3Hg_2(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

Ртуть проявляє тільки основні властивості, тому з лугами не реагує ні при яких умовах.

Відмінною рисою ртуті є її здатність розчиняти в собі метали. Отримані системи-амальгами — рідкі або тістоподібні.

© Worldprints.com

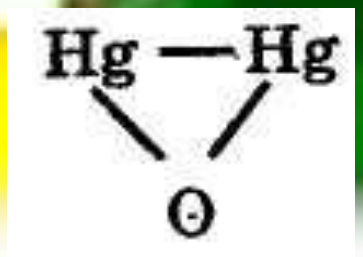
СПОЛУКИ ГІДРАРГІРУМУ (I)

Більша частина сполук Гідраргіруму (I) безбарвні й практично не розчиняються у воді. Виняток становить лише гідраргірум (I) нітрат, який використовується як вихідна речовина для одержання багатьох сполук Гідраргіруму (I).

Сполуки Гідраргіруму (I) в окисно-відновних реакціях можуть виступати в ролі як окисників, так і відновників:

$$Hg_2^{+}Cl_2 + Cl_2^{0} = 2Hg^{2+}Cl_2^{-}$$

Гідраргірум (I) оксид Hg_2O — нестійка сполука, атоми ртуті в якому з'єднані ковалентними зв'язками:



Гідраргірум (I) гідроксид HgOH *також нестійкий, одержати його у вільному стані не вдається, оскільки він відразу розкладається на ртуть, гідраргірум (II) оксид і воду.*

Використовувану для синтезу похідних Hg_2^{2+} сполуку $Hg_2(NO_3)_2$ одержують взаємодією нітратної кислоти з надлишком ртуті:

$$6Hg + 8HNO_3 = 3Hg_2(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

Гідраргірум (I) хлорид $HgCl_2$ (каломель) *— досить стійка сполука, одержують відновленням гідраргірум (II) хлориду металевою ртуттю. Каломель проявляє як окисні, так і відновні властивості залежно від природи речовини, що реагує з нею. Окисники перетворюють одновалентну ртуть на двовалентну:*

$$Hg_2Cl_2 + Cl_2 = 2HgC1_2$$

Під дією відновників виділяється вільна ртуть:

$$Hg_2Cl_2 + SO_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + Hg + 2HC1$$

На відміну від більшості сполук ртуті, каломель не отруйна. Використовується вона переважно для виготовлення стандартних електродів в електрометричних приладах.

Сплуки Гідраргірум (II)

***Гідраргірум (II) оксид HgO* — кристалічна речовина основної природи. Залежно від ступеня дисперсності й способу одержання може мати різний колір. Червоний HgO має кристали діаметром більше 4 мкм. Його одержують термічним розкладанням солей гідраргіруму (II):**

$$2Hg(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2HgO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

червоний

Жовтий HgO одержують дією лугів на розчини солей двовалентної ртуті:

$$Hg(NO_3)_2 + 2NaOH = HgO\downarrow + 2NaNO_3 + H_2O$$

жовтий

Основність гідраргірум (II) оксиду підтверджується легкістю, з якою він розчиняється в кислотах (за умови, що в результаті утворюється розчинна сіль):

$$HgO + 2HCl = HgCl_2 + H_2O$$

$$HgO + 2HNO_3 = Hg(NO_3)_2 + H_2O$$

Лабораторний спосіб одержання HgO — вплив лугом на сіль одновалентної ртуті:

$$Hg_2(NO_3)_2 = 2NaOH = 2NaNO_3 + HgO\downarrow + H_2O$$

Червоний і жовтий HgO використовують по-різному. Червоний HgO знищує морські організми, тому ним обробляють підводні частини морських суден. Жовтий HgO — компонент ряду медичних препаратів.

Гідраргірум (II) гідроксид, що відповідає оксиду HgO, не може бути виділений у вільному стані, оскільки негайно ж після одержання розкладається на оксид і воду.
Із солей гідраргіруму (II) найширше застосовуються сулема $HgCl_2$, гідраргірум сульфат $HgSO_4$ і гідраргірім сульфід HgS (кіновар).
Сулема $HgCl_2$ утворюється при нагріванні суміші гідраргірум (II) сульфату з натрій хлоридом:

$$HgSO_4 + 2NaCl \xrightarrow{t^\circ} HgCl_2 + Na_2SO_4$$

Сулема дуже отруйна й має відмінні антисептичні властивості, її використовують для протравлення насіння, дезінфекції білизни й одягу. Крім того, вона використовується як каталізатор в органічному синтезі.

Гідраргірум (II) сульфат $HgSO_4$ використовується переважно як каталізатор в органічних реакціях, наприклад, у реакції Кучерова:

$$HC \equiv CH + H_2O \xrightarrow{HgSO_4} CH_3CHO$$

Гідраргірум (II) сульфід HgS (кіновар) — дуже стійка сполука, яку можна розчинити тільки дуже сильними окисниками, наприклад, царською горілкою:

$$3HgS + 8HNO_3 + 6HCl = 3HgCl_2 + 3H_2SO_4 + 8NO\uparrow + 4H_2O$$

Кіновар — основна вихідна сполука для одержання ртуті. Крім того, вона використовується як пігмент при виготовленні фарби (червоної), а також як матеріал для фоторезисторів.

Література

1. Загальна та біонеорганічна хімія / О.І. Карнаухов, Д.О. Мельничук, К.О. Чеботько, В.А. Копілевич. К.: Фенікс, 2001; 2002. – 578 с.

2. Романова Р.О. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища школа, 1988. – 430 с.

3. Шаповалов С.А. Хімія. – Харків:Торсінг, 2005. – 378 с.