

Лекція. 23.

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.

Перша група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій, і В-підгрупи – Купрум, Аргентум, Аурум. Елементи ІА групи називаються лужними металами. Елементи В-підгрупи І 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 Купруму.
2. Добування міді і властивості сполук Купруму.
3. Добування срібла і властивості сполук Аргентуму.
4. Добування золота і властивості сполук Ауруму.

Зміст лекції.

1. Загальна характеристика елементів підгрупи Купруму

До побічної підгрупи І групи належать елементи Купрум Cu, Аргентум Ag і Аурум Au. Кожен з них у своєму періоді є останнім *d*-елементом. Тобто, на електронному рівні $(n-1)d$ у елементів підгрупи Купруму повинно знаходитися по дев'ять електронів. Але оскільки цей рівень близький до завершення, то енергетично вигіднішим є перехід одного з *s*-електронів зовнішнього шару на $(n-1)d$ -рівень. Тому атоми Cu, Ag і Au на зовнішньому електронному рівні містять по одному електрону, а на передостанньому – по 18 електронів ($s^2p^6d^{10}$).

При збудженні атомів Cu, Ag і Au в утворенні хімічного зв'язку можуть брати участь, крім *s*-електронів, один або два *d*-електрони передостаннього електронного шару, оскільки завершення *d*-підрівня атомів цих елементів відбувається внаслідок переходу зовнішнього *s*-електрона, і повна стабілізація 18-електронної структури ще не досягається. Відповідно до цього елементи підгрупи Купруму виявляють ступені окиснення не тільки +1, але й +2 і +3. Для Купруму найхарактернішим є ступінь окиснення +2, для Аргентуму +1, для Ауруму +3 і навіть +5. Особлива стійкість ступеня окиснення атома Аргентуму +1 пояснюється відносно більшою міцністю конфігурації $4d^{10}$, оскільки ця конфігурація утворюється ще у попередника Аргентуму – Паладію.

Хімічна активність елементів підгрупи Купруму невелика. З киснем реагує тільки мідь; благородні метали срібло і золото не взаємодіють з киснем навіть при нагріванні. Всі елементи підгрупи Купруму розміщені в ряду електрохімічних потенціалів після водню, тому вони не реагують з кислотами-неокисниками. Мідь і срібло розчиняються в нітратній кислоті і концентрованій сульфатній кислоті. Золото може розчинятися в гарячій концентрованій селенатній кислоті H_2SeO_4 , однак кращими розчинниками для нього є насичений хлором розчин HCl і царська горілка.

На відміну від лужних металів, активність елементів підгрупи Купруму із зростанням протонного числа зменшується. Так, мідь може витіснити із сполук срібло і золото, а срібло витісняє золото. Отже, мідь є найактивнішим металом у своїй підгрупі, а золото – найпасивнішим.

Для елементів підгрупи Купруму, як і для елементів інших побічних підгруп, простежується стабілізація їх вищих ступенів окиснення зі збільшенням протонного числа. Так, іони Au^+ у водному розчині існують лише у вигляді міцних комплексів, наприклад $[\text{Au}(\text{CN})_2]$.

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

2. Добування міді і властивості сполук Купруму

Мідь відома людині з глибокої давнини. Вміст Купруму у земній корі становить $4,7 \cdot 10^{-3} \%$. Купрум трапляється як у зв'язаному, так і у вільному стані. Маса найбільших самородків міді досягає кількох сотень кілограмів. З природних сполук Купруму найбільше значення мають мінерали:

мідний колчедан (халькопірит) – CuFeS_2 ;

мідний блиск – Cu_2S ;

куприт – Cu_2O ;

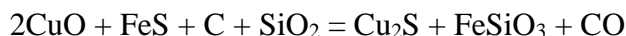
малахіт – $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (або $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$).

Купрум входить до складу живих організмів. До 0,001% Cu виявлено у кістках і зубах тварин. Добрива, що містять Купрум, сприяють росту рослин.

Добування міді. Мідь добувають із сульфідних руд пірометалургійним способом. Цей процес включає такі операції: випалювання, плавлення, конвертування, вогняне і електролітичне рафінування. Спочатку концентрат мідної сульфідної руди випалюють у механічних багатоподових печах, при цьому частина сульфїду феруму окиснюється:



Оксиди металів (феруму, цинку тощо), що при цьому утворюються, відокремлюють у вигляді шлаку в процесі плавлення. Потім проводять плавлення на штейн і отримують сульфід купруму (I). При цьому до отриманої при випалюванні суміші оксидів купруму (II) і феруму (III) та сульфїду феруму (II) додають кокс і пісок для утворення шлаку:

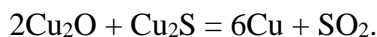
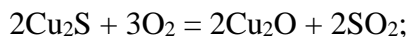


або



Основний продукт плавлення – рідкий купферштейн, в якому міститься весь Купрум, подають у конвертер. Туди ж додають кварцовий пісок і крізь усю масу під тиском продувають повітря, при цьому у шлак переходять рештки заліза.

При конвертерному плавленні відбуваються такі реакції:



Отримана таким способом мідь називається чорною. Її ступінь чистоти становить 95–97%.

Для отримання міді дуже високого ступеня чистоти її очищають *електролітичним рафінуванням (афінажем)*. Електролітом є розчин CuSO_4 , анодом – неочищена мідь, катодом – пластинки чистої міді. При проходженні електричного струму через розчин електроліту мідь аноду розчиняється, а на катоді виділяється чиста мідь.

Гідрометалургійні способи добування міді ґрунтуються на селективному розчиненні мідних мінералів у розведених розчинах сульфатної кислоти або аміаку. Із отриманих розчинів мідь витісняють залізом або виділяють електролізом.

Щорічне світове виробництво міді досягає кількох мільйонів тонн.

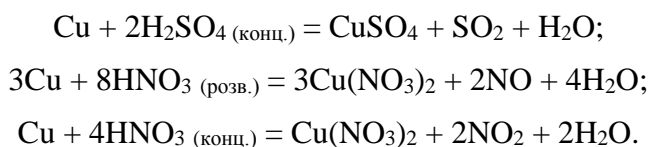
Фізичні властивості та застосування. Мідь – метал червоного кольору, плавиться за температури 1083°C , кипить – при 2877°C . Чиста мідь досить м'яка, легко піддається

прокатуванню у тонкі листи або витягується у дріт. Домішки підвищують її твердість. Мідь має дуже високу тепло- і електропровідність, тому її широко застосовують в електротехніці для виготовлення проводів і кабелів.

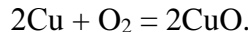
Завдяки високій тепло- і електропровідності, великому опору на розрив, хімічній стійкості, ковкості, хорошим ливарним якостям мідь широко використовується у промисловості. Близько 50% добутої міді іде на виготовлення проводів. З міді також виготовляють різну промислову апаратуру: котли, перегонні куби тощо. Широке застосування мають сплави на основі міді, з них найважливішими є латуні (сплави міді з 20-30% цинку та іншими металами) і бронзи (сплави міді з оловом, берилієм, алюмінієм та іншими металами) та мідно-нікелеві сплави. Всі сплави міді мають високу стійкість проти атмосферної корозії.

Хімічні властивості. У сполуках Купрум проявляє ступені окиснення +1 і +2, але характернішим є ступінь окиснення +2. Сполуки Купруму з СО +3 дуже нестійкі.

Мідь – малоактивний метал, у ряду електрохімічних потенціалів він стоїть після водню, тому мідь не витісняє водень із розведених розчинів кислот. Мідь розчиняється лише в кислотах–окисниках: у концентрованій сульфатній – лише при нагріванні, а у нітратній – навіть на холоді:

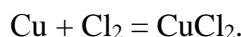


З воднем мідь безпосередньо не взаємодіє. На повітрі мідь дуже слабо взаємодіє з киснем повітря, покриваючись плівкою оксиду, яка захищає метал від подальшого окиснення. При нагріванні до 400-500 °С мідь окиснюється повністю до оксиду купруму (II) чорного кольору:

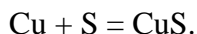


CuO при нагріванні до температури понад 1100 °С розкладається на оксид купруму (I) червоного кольору Cu₂O і вільний кисень.

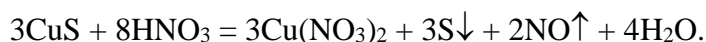
З сухим хлором на холоді мідь не реагує, проте за наявності вологи реакція відбувається досить енергійно:



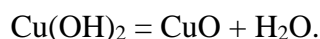
При нагріванні мідь досить енергійно реагує з сіркою:



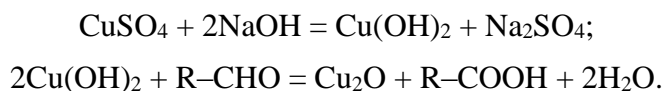
Сульфід купруму (II) не розчиняється у розведених розчинах кислот, але розчиняється при нагріванні у 2 н. розчині HNO₃:



Оксид купруму (II) можна добути термічним розкладанням малахіту (основного карбонату купруму) або гідроксиду купруму (II):

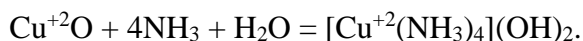
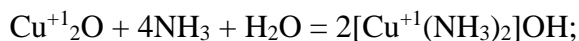


Оксид купруму (I) червоного кольору можна добути, добавляючи до розчину CuSO₄ луг і відновник (альдегіди, глюкозу, гідразин, гідроксиламін) при нагріванні:

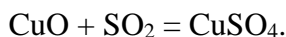
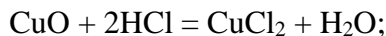


Оксиди купруму (I) і купруму (II) у воді не розчиняються, але розчиняються у кислотах з утворенням солей купруму (I) і купруму (II).

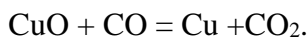
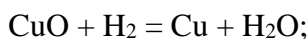
Оскільки для Купруму дуже стійкими є амінокомплекси, то Cu_2O і CuO легко розчиняються у водних розчинах аміаку:



Оксид купруму (II) має основні властивості, реагує з кислотами і кислотними оксидами:

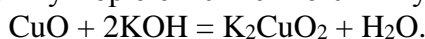


При нагріванні CuO за наявності відновників досить легко виділяється мідь:

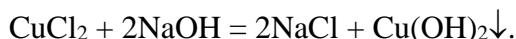


CuO трапляється у природі у продуктах вивітрювання деяких мідних руд. Його використовують у виробництві скла (мідно-рубінове скло) та емалей як зелений і синій барвник, а також як окисник в органічному синтезі і в медицині.

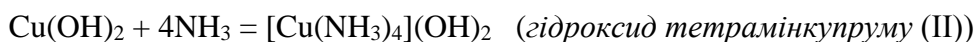
При сплавленні CuO з лугами утворюються темно-сині купрати складу $\text{Me}^+{}_2\text{CuO}_2$:



При дії лугів на розчини солей купруму (II) осаджується синій гідроксид купруму (II):

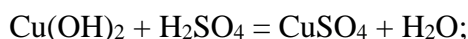


При дії аміаку на солі купруму (II) спочатку в осад випадає $\text{Cu}(\text{OH})_2$, який потім розчиняється з утворенням аміакату купруму (II) волошкового кольору:



Амікат купруму (II) має інтенсивний синій колір, тому ця реакція застосовується в аналітичній хімії для виявлення невеликих кількостей іонів Cu^{2+} в розчині.

Гідроксид купруму (II) – це слабка основа, що виявляє також слабкі амфотерні властивості: вона легко розчиняється в кислотах, в концентрованих розчинах лугів – дуже погано. У першому випадку утворюються розчини солей купруму (II), а в другому – гідроксокупрати:

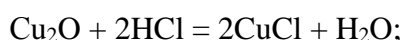


Всі розчинні солі купруму (II), як солі слабкої основи, сильно гідролізують. Розчини солей купруму (II) мають кислу реакцію середовища. Із слабкими кислотами Купрум утворює основні солі.

При дії відновників солі купруму (II) у кислому розчині здатні відновлюватися до солей купруму (I):



Оксид купруму (I) володіє лише основними властивостями. При розчиненні його у галогеноводневих кислотах утворюються солі купруму (I):



а при розчиненні у оксигеновмісних кислотах – солі купруму (II) і вільна мідь:



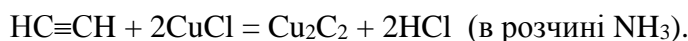
Стійкими сполуками купруму (I) є, як правило, або нерозчинні (Cu_2O , Cu_2S , Cu_2I_2 тощо) або комплексні ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$ та ін.). Розчинні солі купруму (I) у водних розчинах легко окиснюються киснем повітря:



Для похідних купруму (I) характерні реакції диспропорціонування:



Аміачні розчини солей купруму (I) здатні реагувати з ацетиленом, утворюючи ацетиленід купруму:



Із солей купруму (II) практично важливою є сіль $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – мідний купорос, що має синє забарвлення. При нагріванні мідний купорос зневоднюється і втрачає синє забарвлення. Мідний купорос застосовують у сільському господарстві для боротьби із шкідниками і хворобами рослин, у виробництві мінеральних фарб і органічних барвників, для електролітичного добування міді.

3. Добування срібла і властивості сполук Аргентуму

Срібло, як і мідь, відоме людству з давніх часів. Вміст Аргентуму у земній корі становить $7 \cdot 10^{-6}\%$. У самородному стані срібло зустрічається дуже рідко. Основна кількість Аргентуму знаходиться у вигляді сульфідних мінералів:

аргентит – Ag_2S ;

піраргірит (тіоантимонат аргентуму (III)) – Ag_3SbS_3 ,

прустит (тіоарсенат аргентуму (III)) – Ag_3AsS_3 .

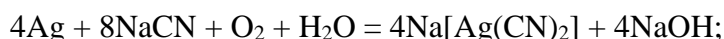
Ці сполуки трапляються як домішки до різних сульфідних руд.

Більшу частину срібла добувають пірометалургійним способом під час переробки руд, що містять невелику кількість Аргентуму. Срібло, що міститься в сульфідах або цинкових рудах, виділяють у вигляді інтерметалічних сполук з цинком, які спливають на поверхню розплавленого цинку або свинцю. Сполуку цинку із аргентумом нагрівають і цинк відганяється. Залишок срібла сплавляють із свинцем. Отриманий свинцевий сплав нагрівають в магnezитових тиглях. При цьому свинець окиснюється і поглинається пористою поверхнею тигля, а срібло (*корольок*) залишається в тиглі. Такий процес називається *купелюванням*.

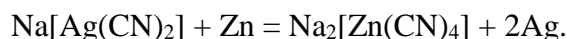
Технічний метал очищають електролізом. Електролітом є нітрат аргентуму, катодом служать пластини чистого срібла, анодом – технічний метал.

Срібло, що містить в мідних рудах, переходить в чорнову мідь, а при афінажі міді виділяється разом з благородними металами у вигляді електролітичного анодного шламу.

Гідрометалургійний спосіб застосовують рідше. Для вилучення срібла з руд та відходів інших виробництв сировину спочатку піддають хлоруючому випалюванню з NaCl , а потім діють на подрібнену масу розчином NaCN (за доступу повітря):



Після фільтрування срібло витісняють з ціанідного розчину за допомогою цинкового порошку:



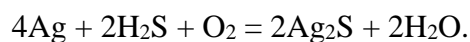
Фізичні властивості та застосування. Срібло – білий метал з характерним блиском. Воно плавиться за температури $960,8^\circ\text{C}$, кипить – при 2163°C . Густина його становить $10,5 \text{ г/см}^3$. Срібло має найвищу серед усіх металів тепло- і електропровідність.

Чисте срібло досить м'яке, тому у чистому вигляді майже не застосовується. Найчастіше застосовують його сплави з міддю. Срібні сплави використовують для виготовлення монет, ювелірних виробів, речей домашнього вжитку, хімічного посуду, медичних інструментів, електричних контактів електроприладів. Сполуки аргентуму застосовуються у фотографічній справі, для виготовлення дзеркал. Срібло застосовують для отримання сплавів, а також у гальванопластиці.

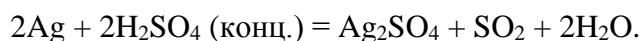
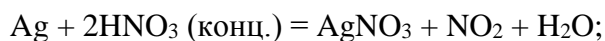
Вміст срібла (золота) у сплаві зазначається пробою, яка ставиться на виробі. Метрична проба, яку застосовують у нашій країні вказує скільки одиниць маси дорогоцінного металу міститься в 1000 одиниць маси сплаву. Найпоширеніші вироби із срібла мають проби 800 і 875.

Хімічні властивості. Найстійкішим ступенем окиснення для Аргентуму є +1, сполуки Аргентуму у ступенях окиснення +2 і +3 нестійкі.

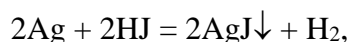
Срібло – малоактивний метал, в атмосфері кисню не окиснюється навіть при нагріванні. Воно має велику спорідненість до сірки, тому під впливом сірководню, який завжди є у повітрі, на поверхні срібла утворюється чорний наліт сульфід аргентуму Ag_2S , внаслідок чого срібні вироби чорніють:



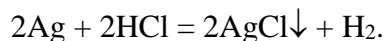
Оскільки срібло в електрохімічному ряду напруг стоїть після водню, то воно не витісняє водню з розчинів кислот-неокисників. Срібло розчиняється в нітратній та концентрованій сульфатній кислотах:



Проте срібло витісняє водень з йодоводневої кислоти, утворюючи малорозчинний йодид аргентуму:



а за високої температури може взаємодіяти з хлороводнем:

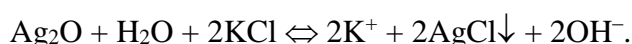
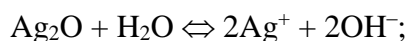


При контакті срібла з водою, що містить розчинений кисень, воно в дуже незначних кількостях переходить в розчин. Іони аргентуму вбивають мікроорганізми, тому вода, що певний час зберігається в срібному посуді, стає стерильною.

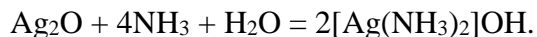
Найпоширенішою сіллю аргентуму є розчинний нітрат AgNO_3 . Більшість солей аргентуму малорозчинні у воді. При дії на розчин нітрату аргентуму лугів випадає бурий осад оксиду аргентуму Ag_2O :



Випадання осаду Ag_2O зумовлено тим, що гідроксид аргентуму AgOH може існувати лише у дуже розведених розчинах, під час виділення він розкладається на Ag_2O і H_2O . Оксид аргентуму 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 (I) не гідролізують. Якщо до розчину додати сіль галогену, з якою аргентум утворює нерозчинну сполуку, то кількість луку у воді зросте:

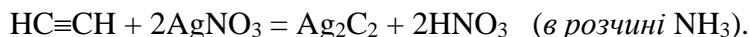


Для Аргентуму характерне комплексоутворення, особливо міцними є аміачні комплекси, тому Ag_2O добре розчиняється у розчинах аміаку з утворенням сильної комплексної основи:



Сполука $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ значно стійкіша, ніж AgOH , і за силою наближається до лугів. Це пояснюється зменшенням поляризаційної дії іона Ag^+ на іони OH^- за рахунок екранування їх молекулами аміаку.

Аміачні розчини солей аргентуму взаємодіють з ацетиленом (етином), утворюючи нерозчинний ацетиленід:

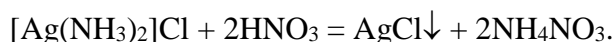


Крім оксиду аргентуму (I) Ag_2O , відомі також оксиди AgO і Ag_2O_3 . Оксид Ag_2O – бурого кольору, AgO і Ag_2O_3 – чорного; добути їх можна лише непрямим методом. Всі оксиди аргентуму солетворні. Кислотно-основна природа їх визначається загальним правилом: від Ag_2O до Ag_2O_3 посилюється кислотна функція, в той час як Ag_2O основний, AgO і Ag_2O_3 – амфотерні.

Під час нагрівання срібла з галогенами утворюються галогеніди. Галогеніди аргентуму, за винятком AgF , у воді не розчинні. Хлорид аргентуму має білий колір, бромід – блідо-жовтий, фторид і йодид – жовтий. Хлорид аргентуму утворюється у вигляді білого сирнистого осаду при дії солей хлороводню на розчинні солі Ag^+ . AgCl не розчиняється у воді і кислотах, але добре розчиняється у аміаку з утворенням розчинного, досить стійкого комплексного іона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$:



Під дією кислот аміакат аргентуму руйнується з утворенням стійкішого, порівняно з $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, комплексного іона NH_4^+ :



AgCl при нагріванні також добре розчиняється у концентрованому розчині хлоридної кислоти та в концентрованих розчинах хлоридів лужних металів, ціаніду калію і тіосульфату натрію. Розчинність AgCl зумовлена утворенням таких комплексних іонів: $[\text{AgCl}_3]^{2-}$, $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$.

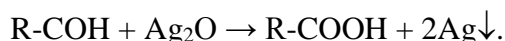
Бромід аргентуму AgBr не розчиняється у воді, погано розчиняється у аміаку, але добре у ціаніді калію і тіосульфаті натрію з утворенням аналогічних комплексів. Йодид аргентуму AgI не розчиняється в аміаку, але розчиняється в ціаніді калію і тіосульфаті натрію.

Галогеніди аргентуму на світлі розкладаються з виділенням вільного срібла. Світлочутливість галогенідів аргентуму використовується для приготування світлочутливих емульсій. На підкладку (фотопластинку, фотоплівку, фотопапір) наносять тонкий шар емульсії, що містить галогенід аргентуму, найчастіше AgBr . При короткочасній дії світла (експозиція) відбувається часткове розкладання броміду аргентуму на вільне срібло і бром. Якщо експонований фотоматеріал обробити проявником (розчином, що містить відновник), то найшвидше срібло відновлюється на засвічених місцях, тобто там, де вже відбулося часткове розкладання. З'являється зображення. Щоб запобігти повному розкладанню броміду аргентуму, фотопластинку обробляють фіксажем (закріплювачем), що містить розчин тіосульфату, який розчиняє надлишок броміду аргентуму.

Як уже зазначалося, найлегше срібло сполучається з сіркою. Найстійкішою сполукою Аргентуму є сульфід аргентуму (I) Ag_2S . Сульфід аргентуму ($\text{DP} = 5,9 \cdot 10^{-52}$) не розчиняється в комплексоутворювачах (аміаку, ціанідах, тіосульфатах лужних металів), але розчиняється в нітратній кислоті при нагріванні:



Сполуки Аргентуму легко відновлюються до вільного металу. За певних умов срібло виділяється у вигляді блискучого металу, що міцно закріплюється на поверхні реакційного посуду. В цьому полягає процес сріблення скла. Як відновники беруть різні органічні сполуки, зокрема формальдегід:

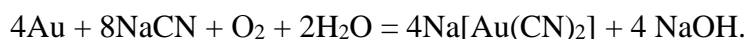


4. Добування золота і властивості сполук Ауруму

Вміст Ауруму у земній корі становить $5 \cdot 10^{-7}\%$. Золото трапляється у природі майже виключно у самородному стані у вигляді дрібних зерен, вкраплених у кварц. Золото, так само як і срібло, зустрічається у поліметалічних рудах. З природних сполук Ауруму найбільш відомий *калаверит* AuTe_2 .

Добування. Із золотих розсипів цей метал добувають відмиванням від пустої породи. Метод добування золота відмиванням ґрунтується на великій відмінності в густині Au і SiO_2 . Досить часто відмивання здійснюють одночасно з амальгамуванням. Золото переводять в амальгаму (розчин Au в Hg), що дає змогу легко відділити його спочатку від пустої породи, а потім і від ртуті (відгонкою останньої).

Широке застосування також має хімічний ціанідний метод вилучення золота із золотоносного піску, в якому вміст Au в середньому становить 2–4 г/т. Цей метод (розроблений у 1843 р. російським інженером П.Р. Багратіоном) ґрунтується на розчиненні золота в розчині ціаніду калію або натрію, внаслідок чого утворюється розчинний ціанідний комплекс:



Із добутого розчину золото витісняють цинком:



Щорічне світове виробництво золота становить тисячі тонн.

Фізичні властивості і застосування. Золото – яскраво-жовтий, блискучий метал, досить важке (густина $19,3 \text{ г/см}^3$), м'яке, пластичне, плавиться за температури $1063 \text{ }^\circ\text{C}$. Із золота прокатують пластини завтовшки до $0,0002 \text{ мм}$, з 1 г золота можна витягнути дріт завдовжки $3,5 \text{ км}$. Золото має високу тепло- і електропровідність (поступається тільки сріблу і міді).

Через велику м'якість золото, як правило, сплавляють з міддю і сріблом. Ці сплави використовують у ювелірній промисловості (583 і 750 проби), для зубопротезування, у радіоелектроніці і виробництві ЕОМ (деталі радіоламп, струмопідводи в елементах ЕОМ).

Хімічні властивості. З хімічної точки зору золото – малоактивний метал, через пасивність його називають благородним (як і срібло). Золото не окиснюється на повітрі навіть за сильного нагрівання. В підгрупі Купруму золото є найпасивнішим металом.

У сполуках Аурум може виявляти ступені окиснення +1, +2 +3; найменш характерний для нього $\text{CO} +2$, найбільш характерний $\text{CO} +3$. Добуто також сполуки Ауруму, в яких його ступінь окиснення +5, наприклад $\text{Cs}[\text{Au}^{+5}\text{F}_6]$.

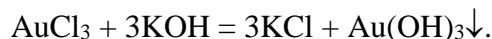
Кислоти не діють на золото, навіть концентрована нітратна кислота не розчиняє золото. Його можна розчинити лише у гарячому концентрованому розчині селенатної кислоти H_2SeO_4 або в царській горілці (суміш HNO_3 і HCl). Розчинення відбувається за рахунок окиснення золота і утворення аніонного комплексу $[\text{AuCl}_4]^-$:



При розчиненні золота в гарячому концентрованому розчині H_2SeO_4 утворюється комплексна диселенатоауратна кислота $\text{H}[\text{Au}(\text{SeO}_4)_2]$.

Відомі оксиди Ауруму: сіро-фіолетовий Au_2O , темно-зелений AuO і темно-коричневий Au_2O_3 . Добути їх можна тільки непрямыми способами.

При дії лугів на розчини AuCl_3 або HAuCl_4 осаджується бурий гідроксид ауруму (III) $\text{Au}(\text{OH})_3$:



При його висушуванні утворюється сполука $\text{AuO}(\text{OH})$, а в разі обережного нагрівання до 140-150 °С – оксид Au_2O_3 . При нагріванні до температури понад 160 °С оксид ауруму (III) розкладається на Au і O_2 .

Гідроксид ауруму (III) – амфотерна сполука, яка при взаємодії з лугами утворює гідроксоаурати:



Добуто сполуки, які погано розчиняються у воді $\text{K}[\text{Au}(\text{OH})_4] \cdot \text{H}_2\text{O}$ (жовтого кольору) і $\text{Ba}[\text{Au}(\text{OH})_4]_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (зеленого кольору).

Для Ауруму більш характерним є утворення тригалогенідів: AuCl_3 , AuBr_3 і AuI_3 , з них найстійкішим є трихлорид ауруму. Крім AuCl_3 добуто AuCl_2 при дії сухого хлору на порошок металу. Однак за надлишку хлору завжди утворюється AuCl_3 .

Галогеніди, оксид і гідроксид ауруму (III) – типові амфотерні сполуки, в яких переважають кислотні властивості.

Значно стійкішими, ніж прості галогеніди, є комплексні солі Ауруму. Так, AuI_3 легко розкладається, а за цих самих умов комплексна сіль $\text{K}[\text{AuI}_4]$ стійка.

При дії галогеноводнів на тригалогеніди ауруму утворюються досить сильні тетрагалогеноауратні кислоти типу $\text{H}[\text{AuCl}_4]$. Ця кислот відома у вигляді кристалогідрату $\text{H}[\text{AuCl}_4] \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; під назвою “золота кислота” її добувають випарюванням розчину золота у царській горілці. Відомі також солі цієї кислоти, серед них найпоширеніша “золота” сіль $\text{Na}[\text{AuCl}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Відомо ряд сполук ауруму (I). Крім Au_2O , добуто AuCl і AuI . У водному розчині іони Au^+ диспропорціонують на $\text{Au}(\text{III})$ і $\text{Au}(0)$, проте ці іони стійкі у складі деяких комплексних сполук, зокрема у сполуці $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$.

Сполуки Ауруму є окисниками і відновлюються значно легше, ніж сполуки Аргентуму. Усі сполуки Ауруму легко розкладаються при нагріванні з виділенням металічного золота. Розчинні сполуки Ауруму отруйні.

Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. 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. – 639 с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.

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.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
9. 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.
10. 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.
11. 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.
12. 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.
13. 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.
14. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
15. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедєв.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
16. 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.
17. 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. Зміна атомних радіусів і енергії йонізації по групі. Валентність і ступені окисації атомів.
2. Розповсюдженість та знаходження елементів у природі.
3. Суть процесів витягання Купруму з руд і отримання міді. Основи отримання металевого срібла.
4. Фізичні властивості металів.
5. Хімічні властивості металів. Відношення до кисню, галогенів та інших неметалів, води, кислот, лугів.
6. Оксиди. Оксиди M_2O . Фізичні та хімічні властивості. Диспропорціювання Cu_2O . Монооксиди. Методи отримання та фізичні властивості. Зміна кислотно-основних та окисаційно-відновних властивостей. Оксиди M_2O_3 .

7. Гідроксиди. Їх стійкість. Кислотно-основні властивості. Відношення до води, кислот, лугів. Принципи отримання.
8. Солі. Солі Купруму, Аргентуму. Диспропорціювання. Оксидаційно-відновні властивості. Галогеніди. Галогенідні, аміачні і тіосульфатні комплексні сполуки Аргентуму (I), отримання, будова, стійкість, властивості.
9. Солі Купруму (II). Безводні солі і кристалогідрати. Будова кристалогідратів з непарною кількістю молекул води. Мідний купорос. Комплексні сполуки. Галогено-, ціано- і амінокомплекси. Сполуки Купруму (III) – купрати.
10. Практичне використання Купруму, Аргентуму та їх сполук. Стопи Купруму. Стопи Ауруму.