

ЛЕКЦІЯ № 2

ТЕМА:

Загальна характеристика, якісні реакції катіонів

КАТІОНИ III-VI АНАЛІТИЧНИХ ГРУП

ПЛАН

1. Буферні розчини. Амфотерні властивості гідроксидів.
2. Катіони IV аналітичної групи: дія групового реагенту, реакції, систематичний хід аналізу катіонів.
3. Окисно-відновні реакції. Катіони V аналітичної групи: дія групового реагенту, реакції, систематичний хід аналізу катіонів.
4. Теорія будови та утворення комплексних сполук.
5. Катіони VI аналітичної групи: дія групового реагенту, реакції, систематичний хід аналізу катіонів.

Буферні розчини

Розчини, що містять одночасно яку-небудь слабку кислоту і її сіль, або яку-небудь слабку основу і її сіль, що надає буферну дію, назив. буферними розчинами.

Це розчини, що містять одночасно яку-небудь слабку кислоту і її сіль, або яку-небудь слабку основу і її сіль, що надає буферну дію

Властивість цих розчинів зберігати незмінною концентрацію H^+ при розведенні, додаванні до них невеликих кількостей розчинів сильних кислот або основ, називається буферною дією.

Буферні розчини (продовження)

Буферні розчини, утворені сумішшю слабкої кислоти та її солі мають кислу реакцію ($\text{pH} < 7$).

Наприклад, суміш CH_3COOH і CH_3COONa - ацетатний буферний розчин.

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \lg \left(\frac{c(\text{HA})}{c(\text{BA})} \right),$$

де K_a - константа іонізації слабкої кислоти,

$c(\text{HA})$ та $c(\text{BA})$ - конц. кислоти та солі (моль/дм³).

Буферні розчини, утворені сумішшю слабкої основи та її солі, мають лужне середовище ($\text{pH} > 7$).

Наприскл.: Суміш NH_4OH і NH_4Cl - амоніачний буферний розчин.

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_b + \lg \left(\frac{c(\text{BOH})}{c(\text{BA})} \right),$$

де

K_b - константа іонізації слабкої основи,

$c(\text{BOH})$ та $c(\text{BA})$ - конц. основи та солі (моль/дм³).

Рівноваги в розчинах амфотерних речовин

Гідроксиди, які дисоціюють у водному розчині одночасно за типом кислот та основ називаються амфотерними. Амфотерні властивості мають: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sb}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ та ін.



$$(1)K_b = 3,2 \cdot 10^{-34}, \quad (2)K_a = 4 \cdot 10^{-13}$$

Таким чином, $\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ іонізує за типом кислоти і за типом основи, але в неоднаковому ступені. Кислотний тип іонізації у $\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ переважає основний.

Для відділення катіонів IV аналітичної групи використовують амфотерні властивості їх гідроксидів, які розчиняються у надлишку групового реагенту NaOH і переходять в розчин у вигляді гідроксо- і оксо-іонів.

До IV аналітичної групи відносять катіони р-елементів: Al^{3+} , Sn^{2+} , $Sn(IV)$, $As(III, V)$ і d-елементів: Zn^{2+} , Cr^{3+} .

Гідроксиди катіонів IV групи мають амфотерні властивості, вони розчиняються в кислотах і лугах.

Груповим реагентом на цю групу є надл. 6M р-ту NaOH в присут-ності 3% р-ту H_2O_2 . При дії групового реагенту спочатку випадають осаді гідроксидів (окрім $As(III)$ і $As(V)$), які в надлишку NaOH розчиняються з утворенням гідроксоаніонів $[Al(OH)_6]^{3-}$, $[Cr(OH)_6]^{3-}$, $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[Sn(OH)_6]^{2-}$, $[Sn(OH)_6]^{4-}$ і оксоаніонів AsO_3^{3-} , AsO_4^{3-} .

H_2O_2 в лужному середовищі виявляє властивості окисника - переводить $[Cr(OH)_6]^{3-}$, $[Sn(OH)_6]^{4-}$ і AsO_3^{3-} у вищі ступені окиснення.

Реакції алюміній(III) - катіона

1. Реакція з лугами (NaOH або KOH)

Al^{3+} з лугами утворює драглистий осад:



який розчиняється в кислотах і надлишку лугів:



Гідроксоаніони $[Al(OH)_6]^{3-}$ піддаються гідролізу. Гідроліз посилюється при нагріванні, а також при додаванні кристалічного NH_4Cl :



2. Реакція з амоніаком

Al^{3+} реагують з розчином NH_3 з утворенням осаду:



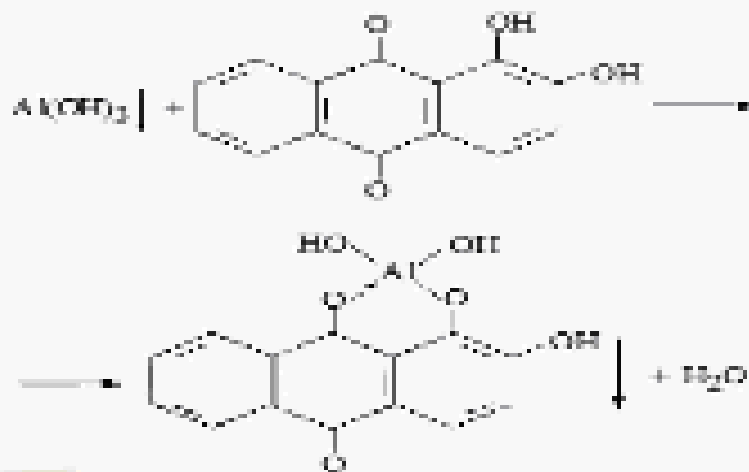
3. Реакції з карбонатами (Na_2CO_3 або K_2CO_3)

За рахунок взаємного посилення гідралізу Al^{3+} і CO_3^{2-} :



4. Реакції з алізарином

Al^{3+} - іони у лужному середовищі утворюють з алізарином малерозчинну внутрішньокомплексну яскраво-червону сполуку, що нерозчинна в ацетатній кислоті – «алюмінієвий лак»:



5. Реакція з розчином натрій ацетату

Al^{3+} з CH_3COONa при нагріванні утворюють білий осад:



6. Реакція з солями кобальту

Реакцію виконують сухим способом.

Сполуку алюмінію обробляють розведеним розчином $Co(NO_3)_2$ і прожарюють. Утворюється кобальту(II) діоксоалюмінат(III) пскраво-синього кольору («тенарова синь»):

Δ



Реакції хром (III) - катіона

1. Реакція з лугами (NaOH або KOH)

Cr^{3+} з розчинами лугів утворюють осад сіро - фіолетового або сіро - зеленого кольору:



Розчиняється у сильних кислотах і надлишку лугу:



3% р-п H_2O_2 , легко окислює гідроксо - аніони $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ до CrO_4^{2-} жовтого кольору:



При додаванні кристалічного NH_4Cl та нагріванні в результаті взаємного посилення гідролізу іонів $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ і NH_4^+ , утворюється осад:



2. Реакція з амоніаком



$\downarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$ розчиняється в надлишку амоніаку:



Ці комплексні катіони при кип'ятінні утворюють осад:

Δ



3. Реакція з карбонатами (Na_2CO_3 або K_2CO_3)

CO_3^{2-} з Cr^{3+} утворюють осад:



4. Реакція з H_2O_2 в кислому середовищі

В кислому середовищі Cr^{3+} реагує з H_2O_2 :

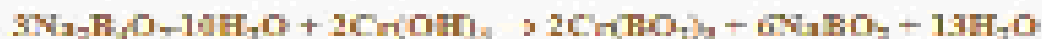


Утвориться сіня тетраоксопероксихроматна (ХТ) кислота:



5. Утворення перлів бурі

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ при спаленні з Cr^{3+} утворює метаборат - смарагдова - жовтого кольору:



1. Реакція з лугами (NaOH або KOH)

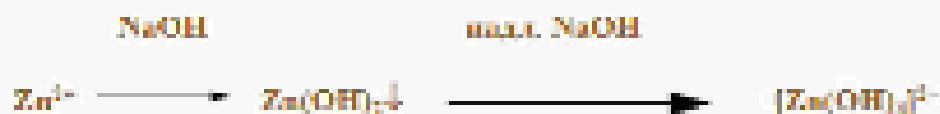
Zn^{2+} з розчином гідроксидів утворює білий кристалічний осад.



$Zn(OH)_2 \downarrow$ розчиняється в сильних кислотах і надлишку лугу:



Щоб дізнатися про групового реагенту:



$Zn(OH)_2 \downarrow$ розчиняється в розчині слабкої амоніаку:



2. Реакція з амоніаком

При дії на Zn^{2+} розчину NH_3 з'являється білий осад:



$Zn(OH)_2 \downarrow$ розчиняється в надлишку розчину NH_3 :



3. Реакція з карбонатами (Na_2CO_3 або K_2CO_3)

Zn^{2+} з CO_3^{2-} утворюють білий кристалічний осад:



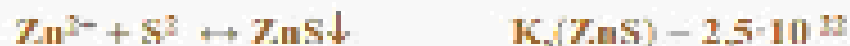
4. Реакція з $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Zn^{2+} утворюють з розчином $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ білий осад:



5. Реакція з сульфідами (Na_2S)

Zn^{2+} з S^{2-} утворюють білий осад:



6. Реакція з дитизином. Дитизон (дифенілтіокарбазон) в CHCl_3 або в CCl_4 з Zn^{2+} утворює внутрішньокомплексну сполуку яскраво - червоного кольору:

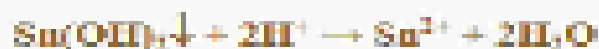


1. Реакція з лугами (NaOH або KOH)

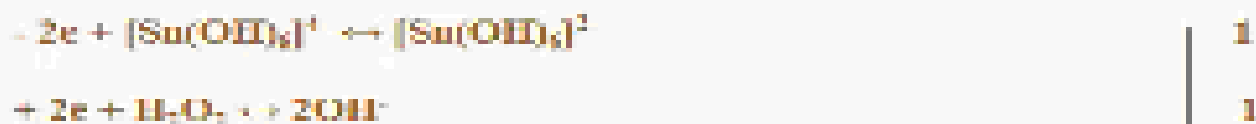
Sn^{2+} з лугами реагує з утворенням аморфного осаду:



$\text{Sn}(\text{OH})_2 \downarrow$ розчиняється в кислотах і надлишку лугів:



3% розчин H_2O_2 окиснює текучагідроксидстануму (II)-іони:



При дії групового реагенту на Sn^{2+} :



При дії кристалічного NH_4Cl за нагрівання проходить гідроліз:



2. Реакція з амоніаком

Sn^{2+} при дії розчину NH_3 утворюють білий осад:



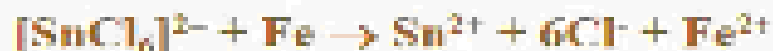
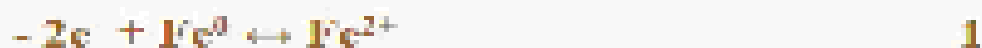
3. Реакція з карбонатами (Na_2CO_3 або K_2CO_3)

CO_3^{2-} осаджують катіони Sn^{2+} :



4. Реакція з металевим залізом

Сполуки $\text{Sn}(\text{IV})$ відновлюються металевим залізом:



5. Реакція з гідроген сульфідом H_2S

Сполуки $\text{Sn}(\text{IV})$ з H_2S утворюють жовтий осад:



Реакції арсену (III) і (V)

1. Реакції з гідроген сульфідом H_2S

В кислому середовищі As(III) у вигляді HAsO_2 , а в сильнокисл. – лому – As^{3+} :



H_2S в сильнокислих розчинах з As^{3+} утворює жовтий осад:



Сумарно:

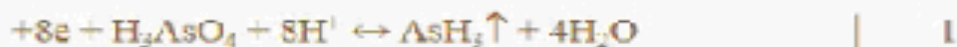
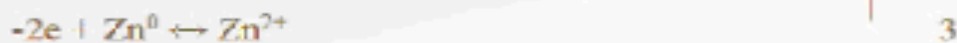
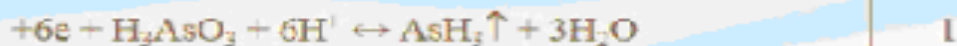


H_2S в кислому середовищі відновлює As(V) до As(III) :

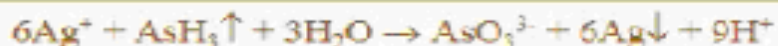
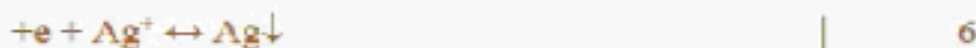


2. Відновлення As (III) і As (V) до арсину (AsH₃)

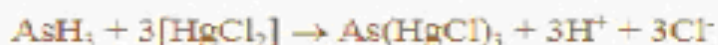
Zn⁰ в кислому середовищі відновлює As (III) і As (V) до AsH₃:



AsH₃ ↑ виявляють за почорнінням паперу, що змочений р-ном AgNO₃:



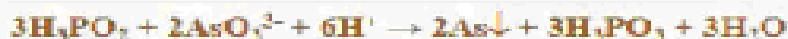
AsH₃ ↑ також виявляють з папером, змоченим розчином HgCl₂, (оранжеві і жовті продукти):



3. Відновлення As (III), As (V) до As:

Сполуки As (III) і (V) в HCl при нагріванні:

відновлюються SnCl₂, P₃PO₂, NaH₂PO₂ до As :



Бурий осад або буре забарвлення розчину.

4. Реакція з груповим реагентом

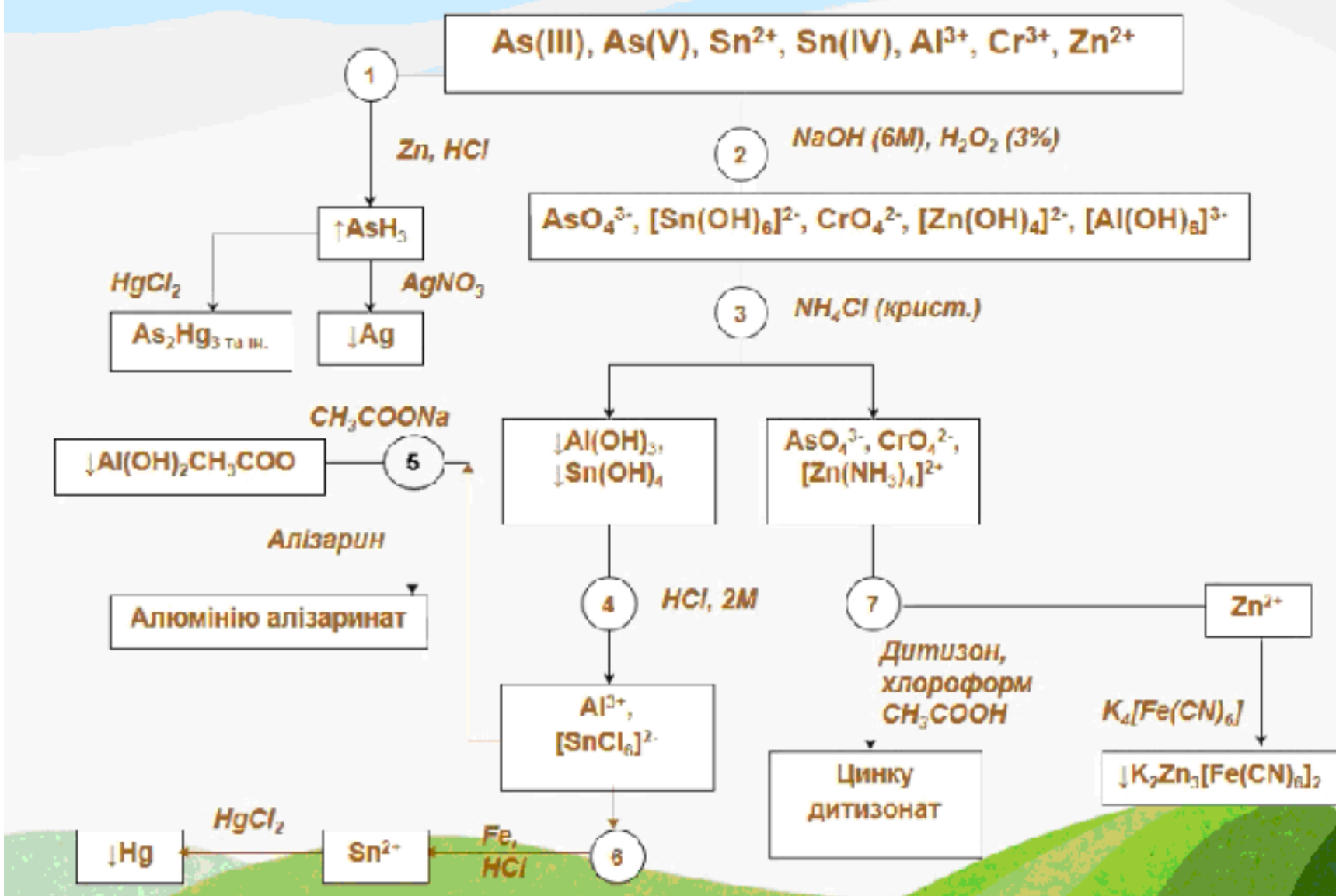
Сполуки As (V) не реагують з надлишком

розчину луку і з розчином H₂O₂.

AsO₃³⁻ в лужному розчині окиснюється H₂O₂



СХЕМА СИСТЕМАТИЧНОГО ХОДУ АНАЛІЗУ КАТІОНІВ IV АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ



Окисно-відновні реакції

Основні положення теорії окисно-відновних реакцій

Окисно-відновні реакції - це реакції, які супроводжуються переходом електронів від одних часток (атомів, молекул і іонів) до інших, що приводить до зміни ступенів окиснення елементів.

В реакціях окиснення-відновлення завжди беруть участь дві речовини, одна з яких є відновником, а інша окисником.

В загальному вигляді окисно-відновний процес виражається таким чином:



де

Red - відновник - частинка, що віддає електрони;

Ox – окисник - частинка, яка здатна приймати електрони.

Типи окисно-відновних реакцій. Реакції диспропорціювання

До основних типів окисно-відновних реакцій відносяться:

- 1 - міжмолекулярні окисно-відновні реакції (елементи, що змінюють ступінь окиснення входять до складу різних молекул);
- 2 - внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції (елементи, що змінюють ступінь окиснення входять до складу 1 молекули);
- 3 - реакції диспропорціювання – самоокиснення-самовідновлення, дисмутації (атоми одного і того ж елемента по-різному змінюють ступінь окиснення).

Окисно-відновний потенціал. Рівняння Нернста

Залежність між реальним рівноважним редокс-потенціалом електрода (E), і стандартним електродним потенціалом (E⁰) описують рівнянням Нернста:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[red]}$$

де E - рівноважний редокс-потенціал системи, В;

E⁰ - стандартний редокс-потенціал системи, В;

[ox], [red] - активності окисненої та відновленої форм редокс-пари в ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів відповідно, моль/дм³

Стандартний редокс-потенціал – системи

використовують як об'єктивну характеристику окисно-відновних властивостей сполук.

Чим більше позитивне значення стандартного потенціалу, тим сильніше окисник. Відновлені форми сильних окисників мають слабо виражені відновні властивості і навпаки окиснені форми сильних відновників мають слабкі окисні властивості.

Окред реакції перебігають у бік утворення більш слабких окисників і відновників з більш сильних.

Порівняння величин стандартних потенціалів може бути використано для прогнозу напрямку окисно-відновної реакції.

Чим більше різниця потенціалів ($E^0_{ox} - E^0_{red}$), тим більше константа рівноваги і тим повніше буде протікати реакція зліва направо.

Застосування окисно - відновних реакцій в аналітичній хімії

Окисно-відновні реакції широко використовують в якісному і кількісному аналізі.

В якісному аналізі окисно-відновні реакції використовують для:

- переведення сполук з низьких ступенів окиснення у вищі і навпаки;**
- переведення малорозчинних сполук в розчин;**
- виявлення іонів;**
- видалення іонів.**

До V аналітичної групи відносяться катіони s-елементів - Mg^{2+} , p-елементів - $Sb(III)$, $Sb(V)$, Bi^{3+} і d-елементів Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} . Внаслідок сильної поляризуючої дії катіонів V аналітичної групи багато їх сполук (гідроксиди, сульфіді, фосфати) не розчин. у воді. У воді розчиняються хлориди, броміді, нітрити, нітрати, ацетати, сульфати катіонів V аналітичної групи.

Груповим реагентом на катіони V аналітичної групи є концентрований розчин амоніаку, що осаджує їх у вигляді гідроксидів, нерозчинних у надл. реагенту.

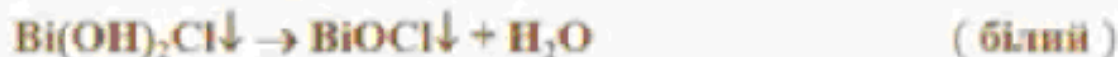
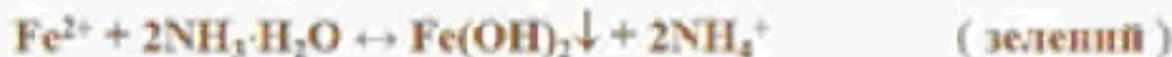
Подальший хід аналізу катіонів V аналітичної групи базується на різній розчинності гідроксидів цих катіонів у концентрованих солях амонію, кислотах, а також на використанні різних окисно-відновних реакцій і реакцій осадження цих катіонів.

Реакції катіонів V аналітичної групи

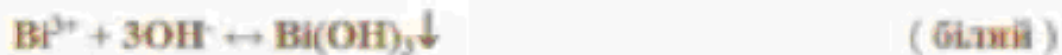
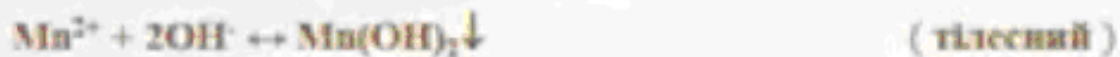


1. Реакції з розчином амоніаку (груповим реагентом)

При дії розчину NH_3 випадають осадки:



З розчинами NaOH або KOH утворюються осаді:



Гідроксиди катіонів V групи розчиняються у кислотах:



$\text{Sb}(\text{OH})_3 \downarrow$ і $\text{Sb}(\text{OH})_5 \downarrow$ розчиняються в надлишку лугів:



3. Гідроліз солей Sb(III), Sb(V) та Bi(III)

Соли Bi^{3+} , Sb(III), Sb(V), гідролізуються:



Усі осадки розчинні в кислотах.

Реакція з Na_2HPO_4 (ДФУ) Mg^{2+} утворює з розчином Na_2HPO_4 білий кристалічний осад:



Реакція ферум(II) - катіона

Реакція з $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (ДФУ) Fe^{2+} утворює з розчином $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ синій осад:



Реакції ферум(III) - катіона

1. Реакція з $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (ДФУ)

Fe^{3+} утворює з розчином $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ темно - синій осад:



2. Реакція з тіоціанат-іонами (ДФУ)

Fe^{3+} утворює з NCS^- червоні комплексні сполуки:



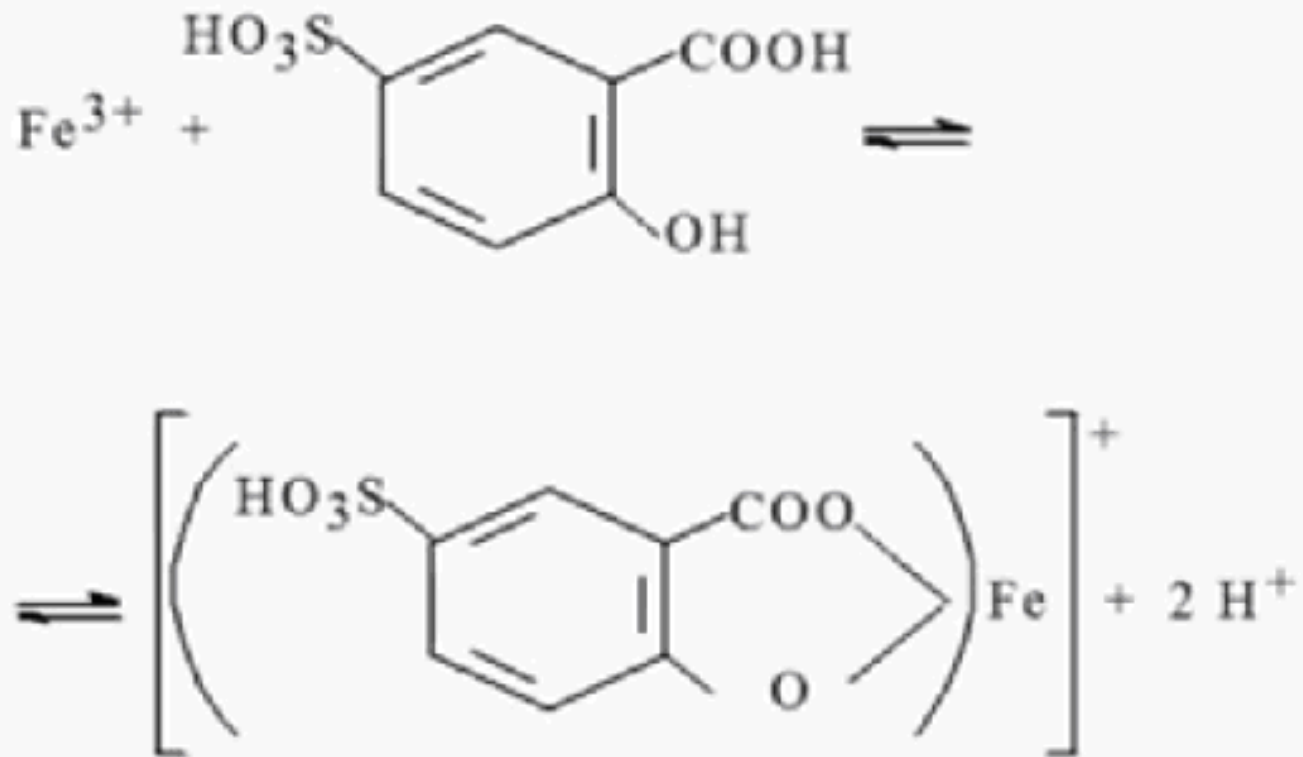
Виявленню Fe^{3+} заважають (F^- , PO_4^{3-}):



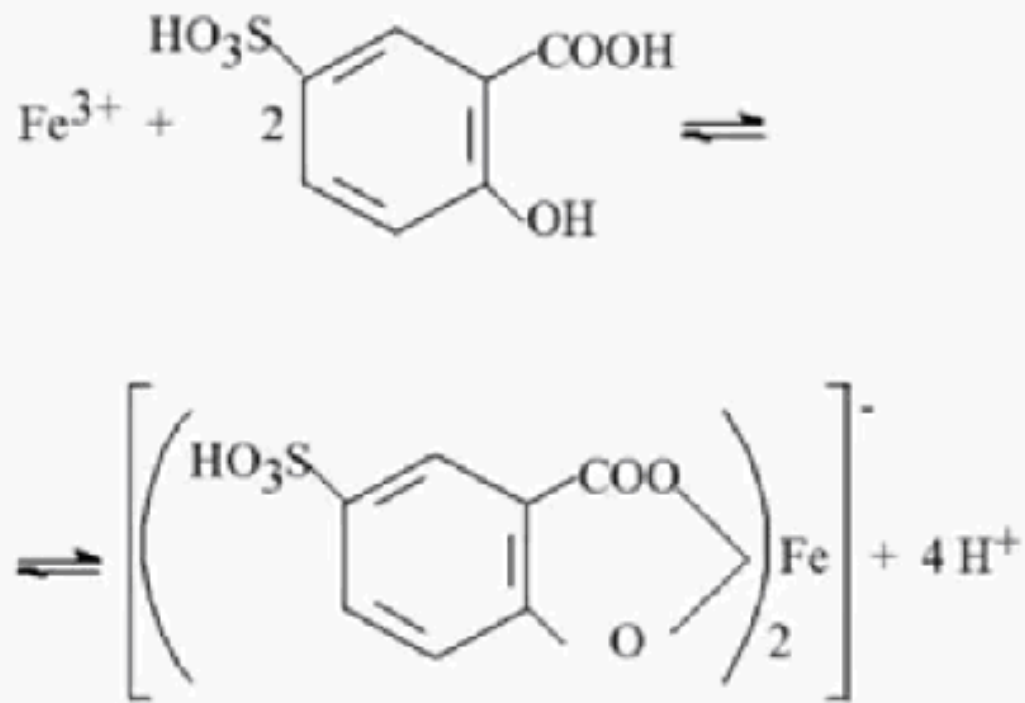
1. Реакції з сульфосаліциловою кислотою

Fe^{3+} і Fe^{2+} утворюють комплекси різного кольору.

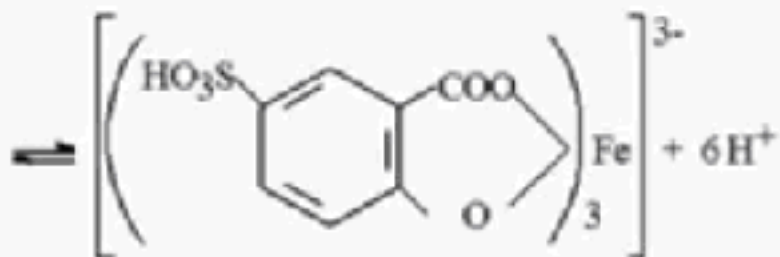
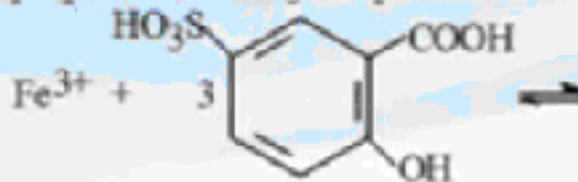
При $\text{pH} = 1,8 - 2,5$ - фіолетовий:



При рН = 4 - 8 утворюється комплекс червоного кольору.



При $pH = 8 - 11$ утворюється комплекс *жовтого* кольору.



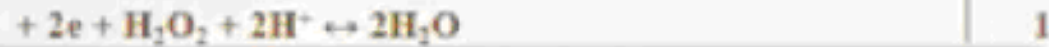
2. Реакції з тіогліколевою кислотою

Fe^{3+} утворює комплекси аніони *червоного* кольору:

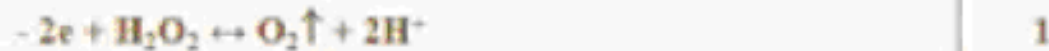


Реакції, що перебігають в систематичному ході аналізу при виявленні Mn^{2+}

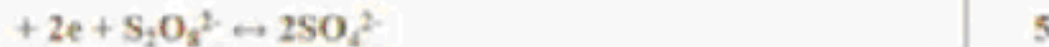
$Mn(OH)_2 \downarrow$ окиснюється H_2O_2 з утворенням бурого осаду:



$Mn(IV)$ відновлюється до Mn^{2+} при дії H_2O_2 :



$(NH_4)_2S_2O_8$, PbO_2 окиснюють Mn^{2+} до червоно – фіолет. MnO_4^- :



Реакції бісмут(III) - катіона

1. Реакція з свіжоприготованим р-ном $\text{Na}_4[\text{Sn}(\text{OH})_6]$

$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{4-}$ відновлює Bi^{3+} до чорного металічного Bi :



2



3



2. Реакція з тіосечовиною $(\text{NH}_2)_2\text{CS}$

Bi^{3+} утворює лимонно - жовті комплекси:



3. Реакція з натрій сульфідом Na_2S

Bi^{3+} утворює з Na_2S коричневий осад:



$$K_s(\text{Bi}_2\text{S}_3) = 1 \cdot 10^{-97}$$

Реакції стибій(III) і стибій(V) - катіонів

1. Реакція з металічним цинком

Sb(III) і Sb(V) відновлюються Zn до металічного Sb:



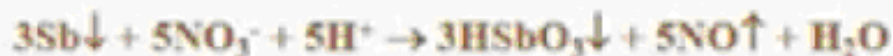
Sb↓ розчиняється в нітратній кислоті:



3



5

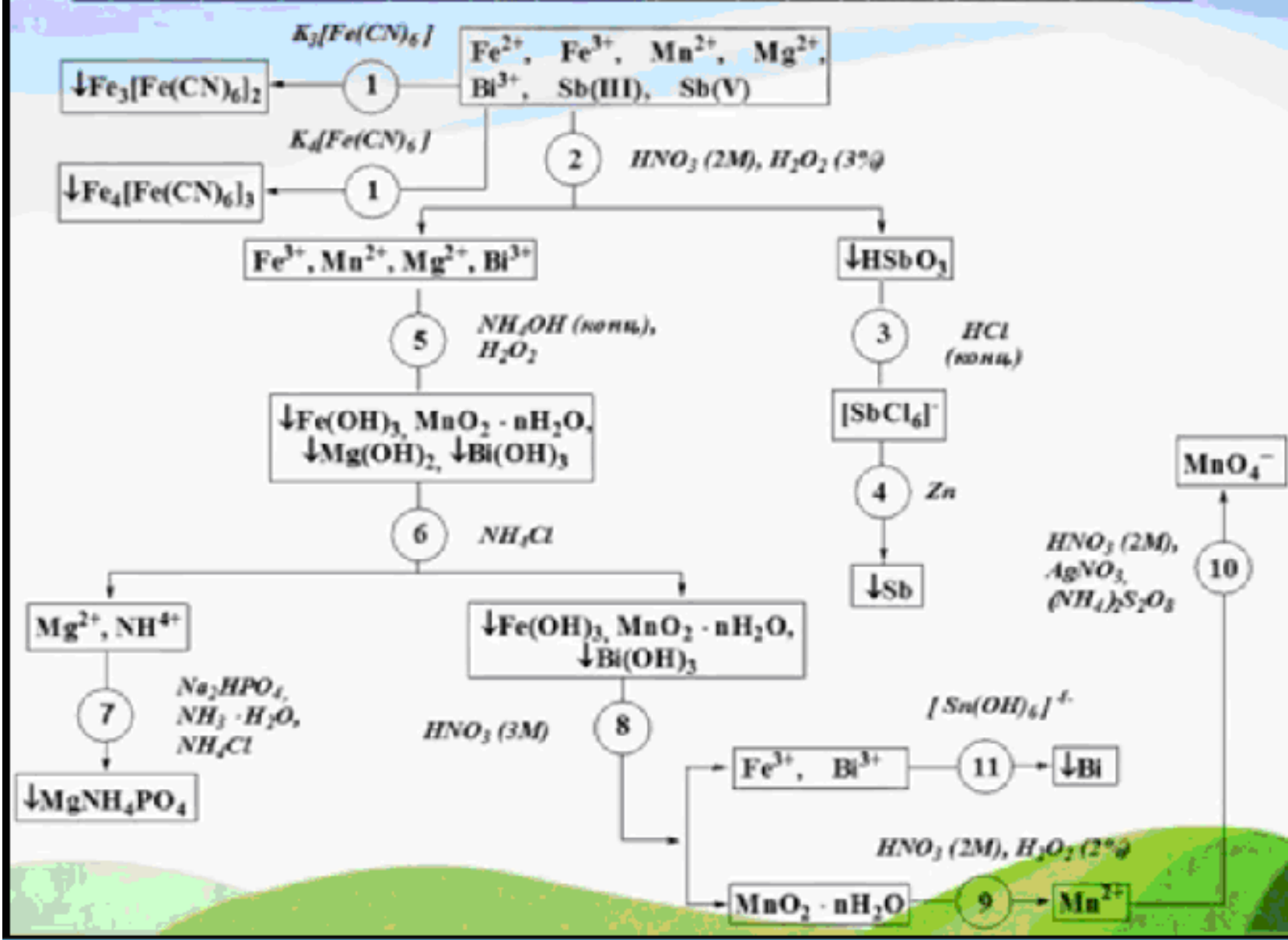


2. Реакції з натрій сульфідом Na₂S:

Sb(III) і Sb(V) утворюють з S²⁻ оранжево - червоні осадки:



СХЕМА СИСТЕМАТИЧНОГО ХОДУ АНАЛІЗА КАТІОНІВ V АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ



Комплексні сполуки

Комплексні сполуки - стійкі у водних розчинах молекулярні сполуки, які не розпадаються (мало розпадаються) на свої первинні компоненти.

В більшості комплексних сполук розрізняють внутрішню і зовнішню сфери. Напр., у комплексної сполуки $K_2[HgI_4]$ внутрішню сферу складає угруповання атомів (комплекс) $[HgI_4]^{2-}$, а зовнішню сферу K^+ .

Центральний атом або іон внутрішньої сфери називається комплексоутворювачем, координовані навкруги нього молекули або іони протилежного знака лігандами (або адендами).

У формулах комплексних сполук внутрішню сферу (комплекс) часто беруть в квадратні дужки.

Число адендів (іонів, молекул), безпосередньо зв'язаних у внутрішній сфері з комплексоутворювачем, називають координаційним числом.

Ліганди можуть займати в координаційній сфері одне або декілька місць (з'єднуватися з центральним атомом за допомогою одного або декількох атомів). За цією ознакою розрізняють монодентатні, бідентатні, полідентатні ліганди.

Класифікація комплексів

Комплексні сполуки поділяються на комплексні **кислоти, основи та солі.**

За характером електричного заряду розділяють **катионні, аніонні і нейтральні комплекси.**

За **типом утворення** комплексні сполуки ділять на **три основні групи:** утворені за **типом приєднання**, за **типом включення** та **внутрішньокомплексні сполуки.**

Рівноваги в розчинах комплексних сполук

Розчинам комплексних сполук, що відносяться до електролітів, властиві динамічні іонні рівноваги, характерні для електролітів. Комплексні сполуки в розчинах схильні до первинної електролітичної дисоціації (відщеплюються іони зовнішньої сфери), а потім до електролітичної дисоціації.

Сполука $K[Ag(CN)_2]$ у розчині розкладається за рівнянням:



(первинна дисоціація протікає за типом сильного електроліту).



(вторинна дисоціація протікає за типом слабого електроліту).

Застосувавши закон діючих мас до рівноважної системи:



одержуємо:

$$K_n([Ag(CN)_2]^-) = \frac{[Ag^+][CN^-]^2}{[Ag(CN)_2]^-}$$

$K_n[Ag(CN)_2]^-$ – концентраційна константа нестійкості.

Константу стійкості (утворення) комплексу позначають грецькою буквою β . ($\beta = 1 / K_n$)

Для комплексних іонів, у яких кількість лігандів більше одного, процес вторинної дисоціації протікає ступінчасто і для кожного ступеня існує своя константа стійкості (або нестійкості).

Застосування комплексоутворення в хімічному аналізі

Комплексоутворення застосовують:

- для осадження малорозчинних осадів,
- для маскування іонів,
- для розчинення нерозчинних речовин.

Методи руйнування і утворення комплексів, використуваних в аналітичній хімії

Цього досягають різними прийомами залежно від характеру іонів і їх властивостей:

- розбавленням розчину комплексної сполуки;
- нагріванням (руйнування амоніакатів);
- підкисленням (руйнування тіосульфатів);
- підлугуванням (розкл. кислих комплексів);
- окисненням;
- відновленням.

До VI аналітичної групи належать катіони d-елементів Cu^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , електронна структура яких характеризується наявністю вільних d-орбіталей.

Для катіонів VI аналітичної групи характерні реакції комплексоутворення.

Груповим реагентом на VI аналітичну групу є концентрований розчин амоніаку, який утворює з катіонами VI групи розчинні амоніачні комплекси.

Хід аналізу заснований на руйнуванні цих комплексів дією 6M сульфатної кислоти, осадженні сульфідів Cu(I) -, Hg^{2+} -іонів дією кристалічного $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і різній розчинності цих сульфідів в нітратній кислоті і бромній воді.

Визначення катіонів VI аналітичної групи ґрунтується на використанні реакцій комплексоутворення і окиснення-відновлення.

Реакції катіонів VI аналітичної групи Cu^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}

1. Реакції з амоніаком

Розчин NH_3 утворює з катіонами VI групи основні солі:

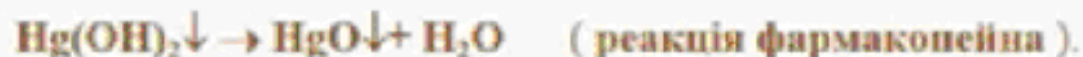
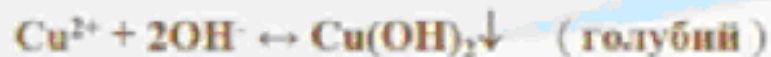


При додаванні надлишку р-ну NH_3 осаді розчиняються:

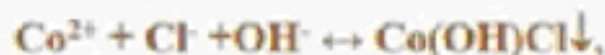


2. Реакції з лугами (NaOH або KOH)

Розчини NaOH або KOH з катіонами VI групи утворюють:



Co^{2+} утворює з лугами **синій** осад основної солі:



який в надлишку лугу перетворюється в **рожевий** осад:



Гідроксиди катіонів VI групи **розчиняються в кислотах:**



$\text{Cu}(\text{OH})_2$ частково розчиняється в надлишку концентрованого лугу:



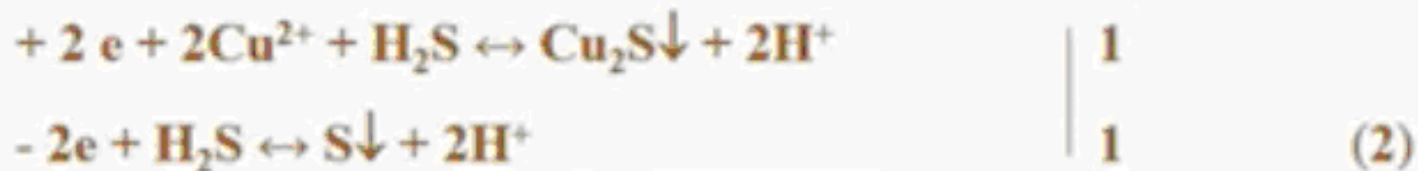
3. Реакції з динатрій триоксотіосульфатом

Cu^{2+} і Hg^{2+} утворюють з $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ за нагрівання $\text{Cu}_2\text{S}\downarrow$ і $\text{HgS}\downarrow$:



$$K_s(\text{Cu}_2\text{S}) = 2,5 \cdot 10^{-48} \quad K_s(\text{HgS}) = 1,5 \cdot 10^{-52}$$

$$K_s(\text{NiS}) = 3,2 \cdot 10^{-19} \quad K_s(\text{CoS}) = 4,0 \cdot 10^{-21}$$



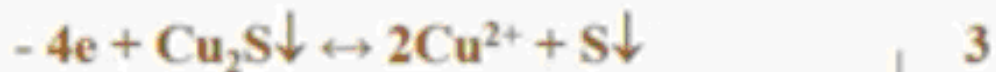
Сумарно (1) і (2):



З Hg^{2+} реакція перебігає за рівнянням:

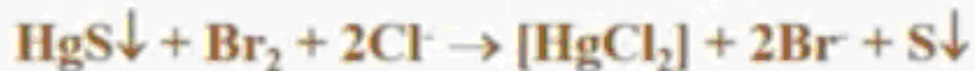
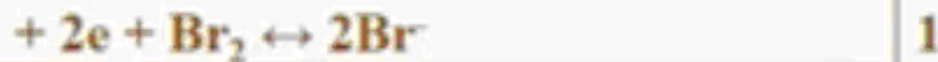


$\text{Cu}_2\text{S}\downarrow$ розчиняється за нагрівання в розведеній HNO_3 :



За допомогою цієї реакції відділяють Cu_2S від HgS .

$\text{HgS}\downarrow$ розчиняється в Br_2 в присутності HCl :



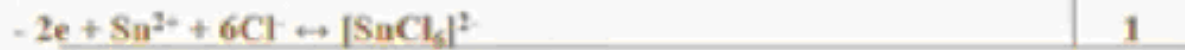
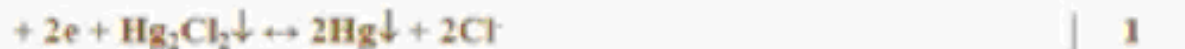
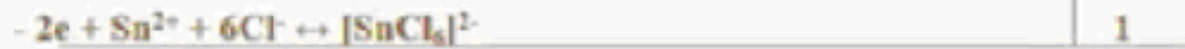
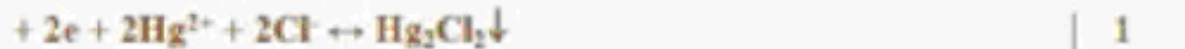
Реакції меркурій(II) - катіона

1. Реакція з калій йодидом (ДФУ) KI з Hg^{2+} утворює яскраво - оранжевий осад:

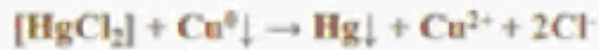
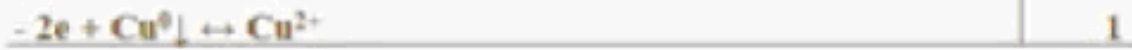
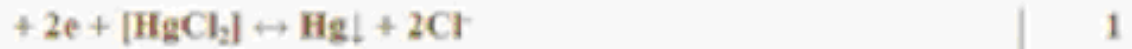
$Hg^{2+} + 2I^- \leftrightarrow HgI_2 \downarrow$ Осад розчиняється в надлишку реагенту:



2. Реакції зі станум(II) хлоридом Розчин $SnCl_2$ відновлює Hg^{2+} до $Hg(I)$ та Hg :



3. Реакція з міддю (ДФУ) З металевою міддю перебігає реакція:



На мідній пластині є білі (срібляста при натиранні) плями.

Реакція кобальт(II) - катіона

Реакція з амоній тіоціанатом

NCS^- утворює з Co^{2+} комплексну сполуку:



Шар амілового спирту має **інтенсивно - синій** колір.

Реакція купрум(II) - катіона

Реакція з калій гексаціанофератом(II)

Cu^{2+} з $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ утворюють **червоний** осад:



Відомі інші реакції на Cu^{2+} .

Реакція нікол(II) - катіона

Дія реактиву Чугасва (диметилгліоксиму)

Реактив Чугасва з Ni^{2+} в середовищі NH_3 утворює червоний осад:

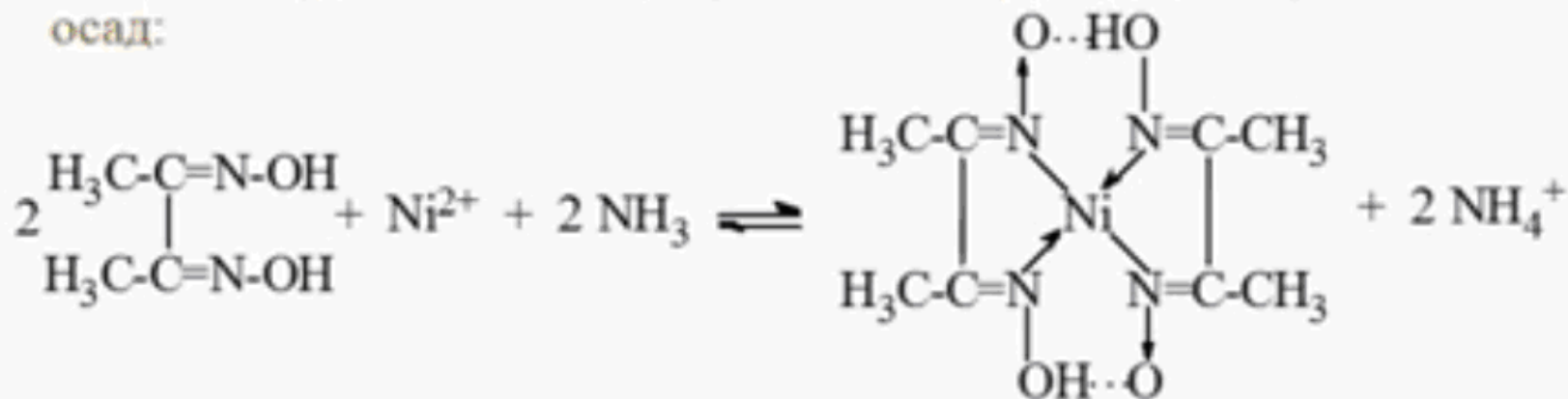


СХЕМА СИСТЕМАТИЧНОГО ХОДУ АНАЛІЗУ КАТІОНІВ VI АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ В ПРИСУТНОСТІ КАТІОНІВ ІНШИХ ГРУП

