

Лекція 3

Кисотно-основна
рівновага.

Якісні реакції на катіони
IV та V аналітичних груп

План лекції

1. Теорія електролітичної дисоціації (сильні та слабкі електроліти).
2. Процес дисоціації (іонізації) слабких електролітів. Константа іонізації. Іонний добуток води.
3. Гідроліз солей.
4. Амфотерність гідроксидів.
5. Якісні реакції на катіони 4 та 5 аналітичних груп.

Список літератури

- * Аналітична хімія.: навч. посіб.[для здобувачів вищої освіти спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація»].О.Іващенко, Л.Копанцева та ін. – Полтава: ПДМУ, 2023. – 162 с.
- * Луцевич Д.Д., Мороз А.С., Грибальська О.В. Аналітична хімія: підручник. — 2-е вид. перероб. і доп. — К.: Медицина, 2009. — 416 с.
- * Аналітична хімія: методичні вказівки до лабораторного практикуму [Текст] / А. Х. Драбкіна, Л. Д. Тарасова. — Д. 2007.- 37с
- * Державна фармакопея України. — 1-е вид., допов. — Х.: РІРЕГ, 2004. 4. Коломієць І.В. Фізико-хімічні методи аналізу. — Х.: Вид-во НФаУ: Золоті сторінки, 2003.

Електролітами називаються речовини, водні розчини яких мають електричну провідність.

Процес розпаду електролітів на йони під впливом молекул води називається електролітичною дисоціацією

ЕЛЕКТРОЛІТИ Й НЕЕЛЕКТРОЛІТИ

Речовини



✗ Електроліти

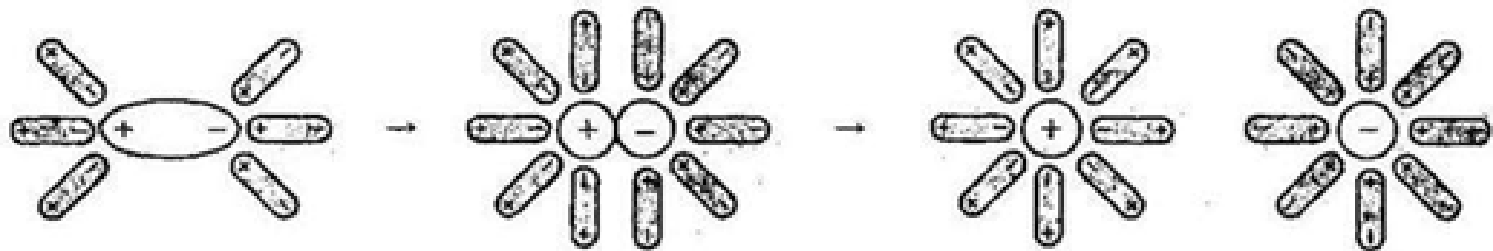
Водні розчини, або розплави,
Проводять електричний струм
(солі, луги, кислоти); мають йонний
чи сильно полярний ковалентний
зв'язок.



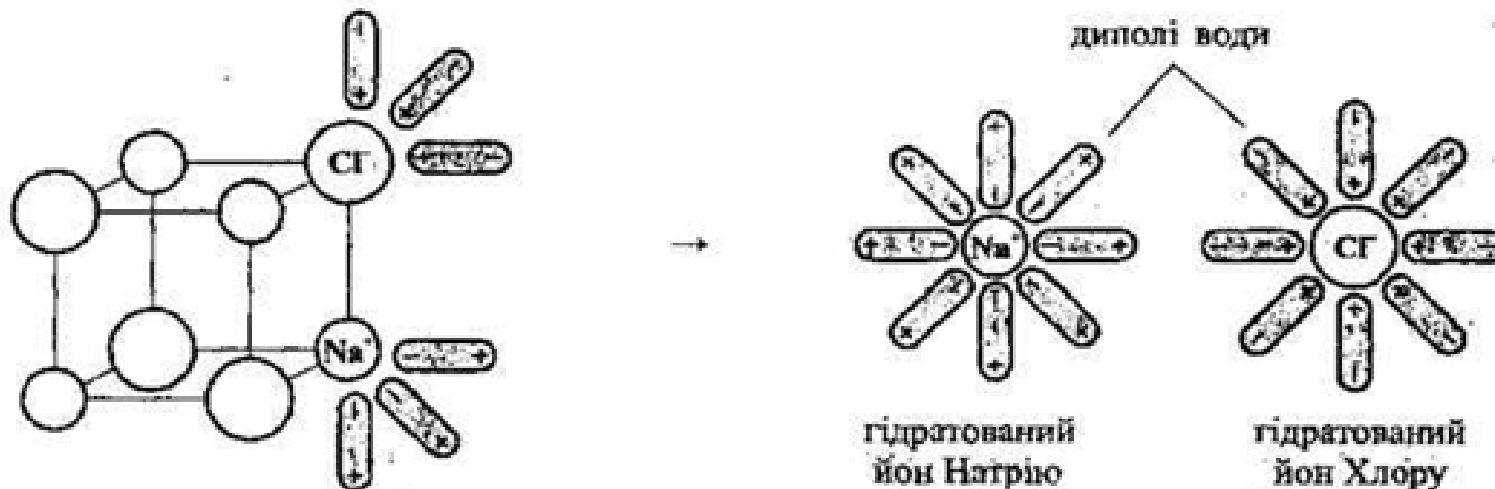
Неелектроліти

Водні розчини, або розплави, не
проводять електричний струм
(кисень, водень, цукор, спирт);
мають ковалентний неполярний
або малополярний зв'язок.

Дисоціація полярних молекул (диполь-дипольний механізм).



Дисоціація електролітів з йонним типом зв'язку (іон-дипольний механізм).



Головні положення теорії електролітичної дисоціації:

- а) при розчиненні у воді електроліти дисоціюють (розпадаються на позитивно і негативно заряджені частинки (йони); при цьому сума позитивних і негативних зарядів однакова (розчин залишається електронейтральним);
- б) під впливом електричного струму катіони рухаються до катода (негативно заряджений електрод), а аніони до анода (позитивно заряджений електрод);

Головні положення теорії електролітичної дисоціації

- в) атоми і йони відрізняються за фізичними, хімічними і біологічними властивостями;
- г) не всі електроліти в однаковій мірі розпадаються на йони, що залежить від природи електроліту, концентрації, характеру розчинника і температури.

ступінь дисоціації

- Для кількісної характеристики співвідношення дисоційованих і недисоційованих молекул електроліту за даних умов використовують поняття **ступінь дисоціації** - відношення кількості молекул електроліту, які розпалися на йони (X) до загальної кількості молекул у розчині (n):
- $\alpha = X/n \cdot 100\%$.

- Ступінь електролітичної дисоціації (α) можна визначити за осмотичним тиском, підвищенням або зниженням температури кипіння чи замерзання розчину.
- Відношення експериментально встановлених значень цих величин до обчислених теоретично за рівняннями для розчинів неелектролітів показує, у скільки разів число частинок у розчині електроліту більше загального числа розчинених молекул.

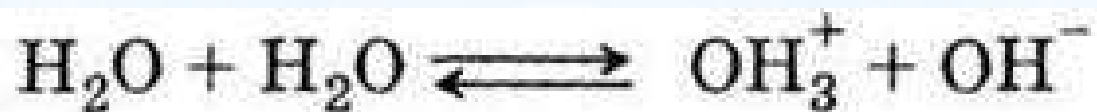
За ступенем дисоціації електроліти поділяються:

- сильні - $\alpha > 30\%$ (кислоти: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , луги NaOH , KOH , майже всі солі)
- середні - $3\% < \alpha < 30\%$ (H_2SO_3 , H_3PO_4)
- слабкі - $\alpha < 3\%$ (H_2S , H_2CO_3 , H_3BO_3 , NH_3 , H_2O).
- Ступінь дисоціації залежить:
- від природи розчиненої речовини, розчинника й концентрації розчиненої речовини. Крім того, ступінь дисоціації залежить від наявності у розчині інших іонів.

Константа електролітичної дисоціації (K_d)

- – кількісна характеристика слабких електролітів, вона виступає мірою сили електролітів.
- Чим вище її значення, тим більша концентрація йонів у порівнянні з концентрацією молекул електроліту, що не розпалися на іони.
- K_d не залежить від концентрації речовини у розчині, а залежить від природи електроліту та температури.

Вода є амфотерним слабким електролітом.
Її дисоціація протікає за рівнянням:



$$K_{298} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ моль/л};$$

$$K[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K[\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Константа рівноваги цього процесу, яка являє у цьому випадку константу дисоціації ($K_{\text{дис}}$), відповідно до закону діючих мас має вигляд

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

йонний добуток води

У чистій воді

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Така сталість означає, що в будь-якому водяному розчині - нейтральному, кислому або лужному - є й водневі йони, і гідроксид-йони

добуток концентрації цих іонів завжди дорівнює величині K_w .

Водневий показник рН

- для характеристики кислотності водних середовищ прийнято використовувати величину молярної концентрації іонів гідрогену $[H^+]$ у цих середовищах.
- Оскільки концентрації іонів $[H^+]$ і $[OH^-]$ малі, то для зручності оцінки концентрації іонів гідрогену у розчинах біологом Зеренсеном була уведена логарифмічна величина рН:
- $pH = - \lg[H^+]$
- відповідно $pOH = - \lg[OH^-]$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Нейтральний $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ $\text{pH} = 7$

Кислий $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ $\text{pH} < 7$

Лужний $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ $\text{pH} > 7$

□□□□□□□□□□□□□□□□ pH

0 кисла 7 лужна 14

- Збільшення (алкалоз) або зменшення (ацидоз) величини рН свідчить про патологічні процеси. Наприклад, ацидоз має місце при цукровому діабеті, ішемічній хворобі серця, інфаркті міокарду.

ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ ПРОТОЛІТИЧНОЇ ТЕОРІЇ

- кислотно-основні реакції супроводжуються переносом протонів
- Рівновага, яка встановлюється в розчинах між кислотами та основами - *протолітична.*

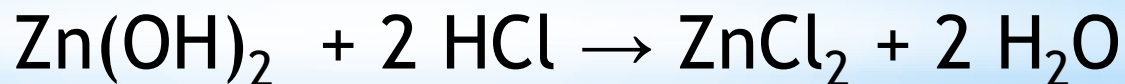
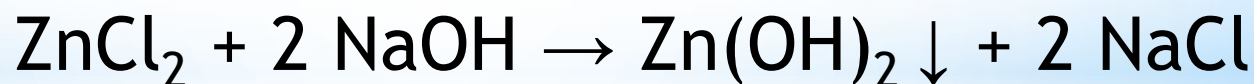
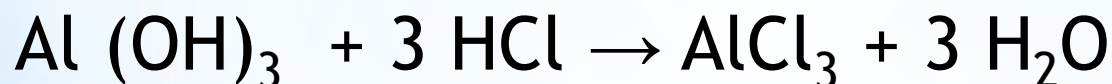
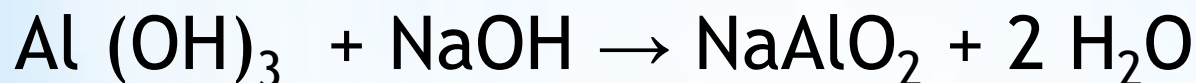
- протолітична теорію кислот і основ. Відповідно до цієї теорії,
- кислоти – це речовини, які у даній реакції виступають у ролі донора протона,
- а основи – речовини, які у даній реакції виступають у ролі акцептора протона, тобто здатні приєднувати протон водню

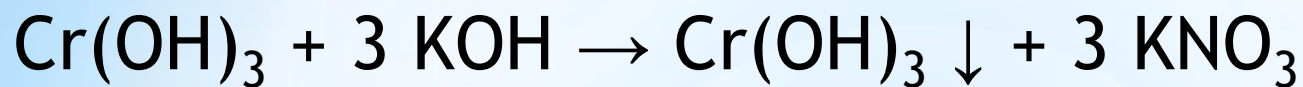
Типи протолітичних реакцій

- **Реакції гідролізу** — реакції взаємодії різних речовин (солей, гідридів, білків, жирів) з водою, які супроводжуються з утворенням слабких електролітів.
- Під час гідролізу, як правило, відбувається зміна середовища.
- *Реакції гідролізу, які відбуваються в організмі (гідроліз поліпептидів, білків, полісахаридів, триацилгліцеринів, полінуклеотидів та інших сполук), виконують важливе значення в метаболізмові.*

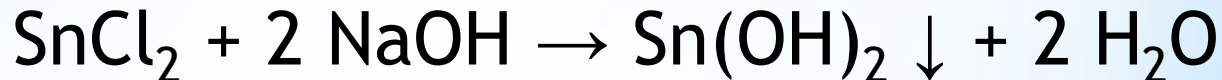
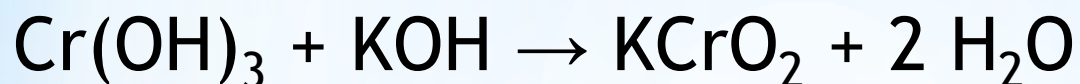
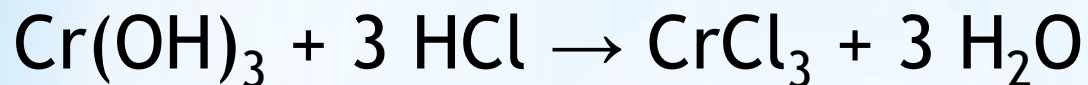
IV група катіонів Al^{3+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} , Sn^{2+}

Взаємодія з груповим реактивом NaOH

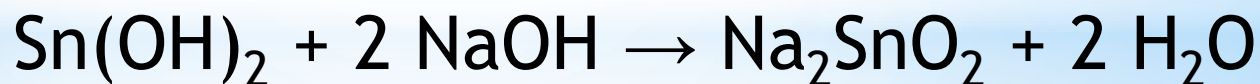
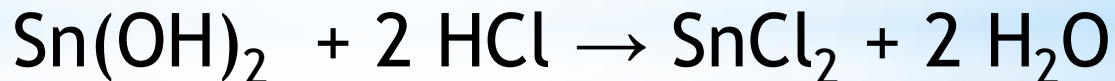




осад зеленого кольору

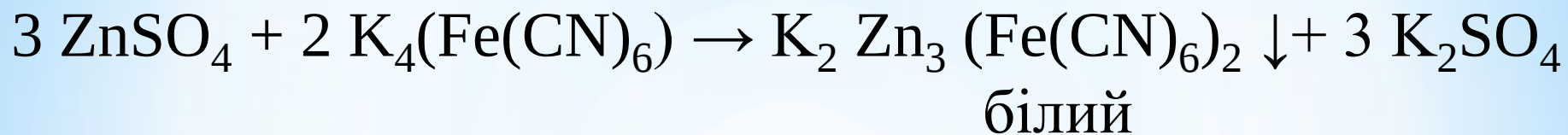


Sn(OH)_2 - амфотерна сполука,
розчиняється в кислотах і лугах:

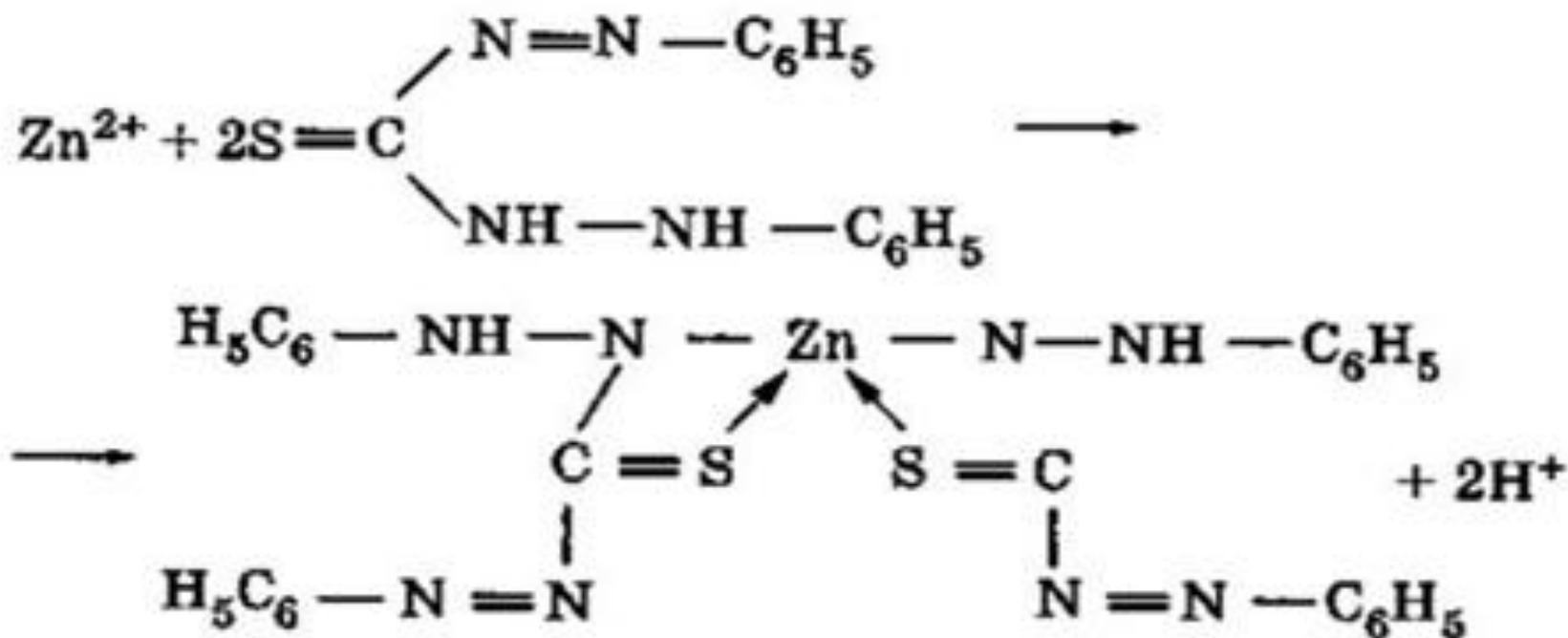


Реакції катіонів Zn^{2+}

Взаємодія з Калій гескаціаноферратом (II)

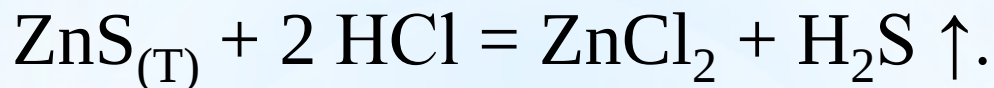


Взаємодія з дітізоном



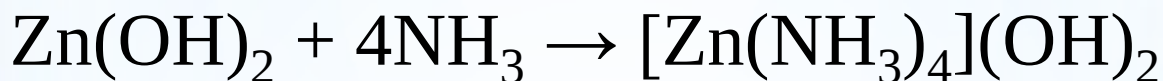
червоного кольору

Реакція з сульфідом натрію або амонію

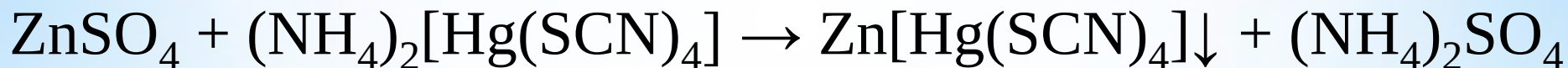


білий осад

Реакція з розчином амоніаку

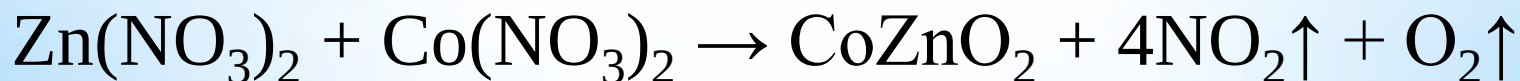


Реакція з амоній тетратіоціанатомеркурат (II).



білий осад

Реакція з нітратом кобальту (утворення «зелені Рінмана»).



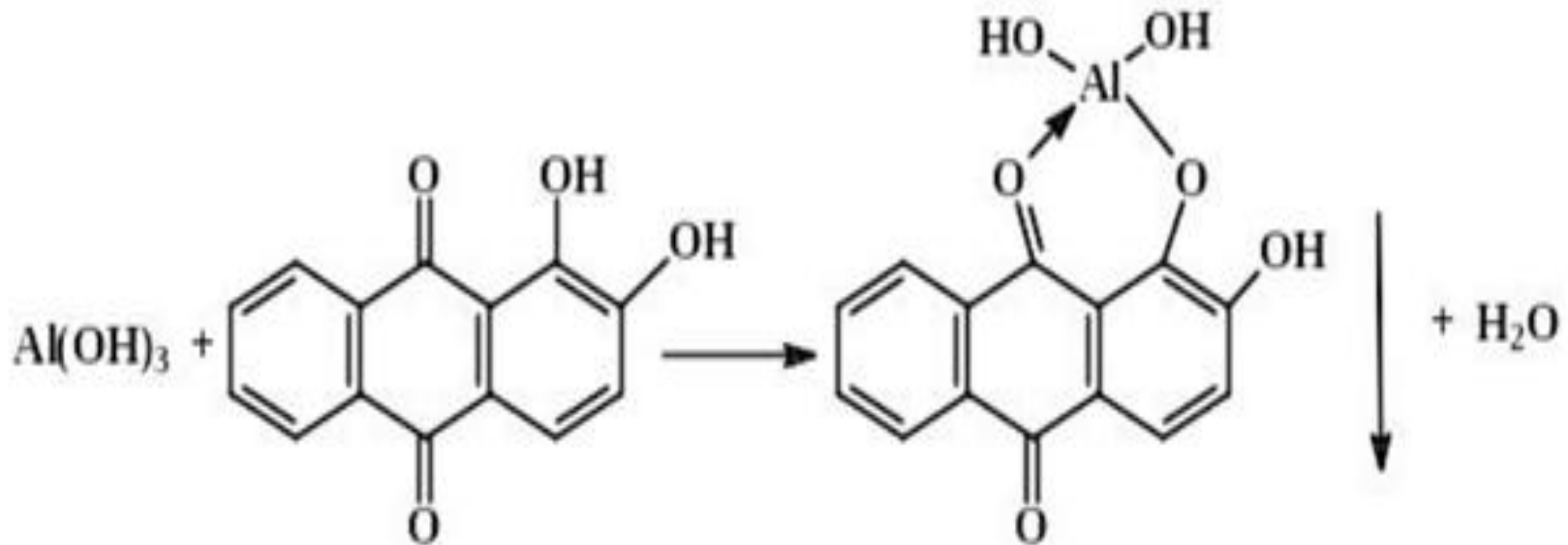
зелений колір «зелені Рінмана»

Реакції катіонів Al^{3+}

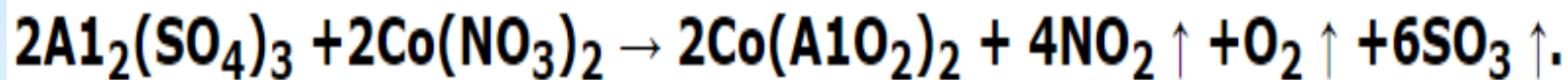
Реакція з алізарином

(1,2 діоксіантрахінон ($\text{C}_{12}\text{H}_6(\text{CO})_2(\text{OH})_2$))

утворюється **червоний "алюмінієвий лак"**

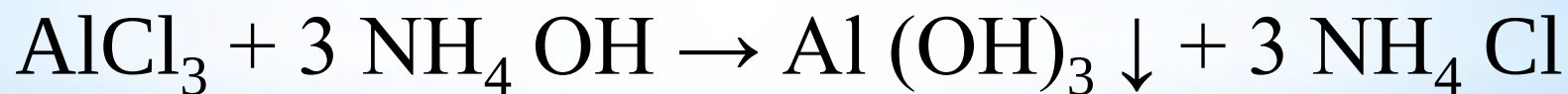


Реакція з кобальт (II) нітратом



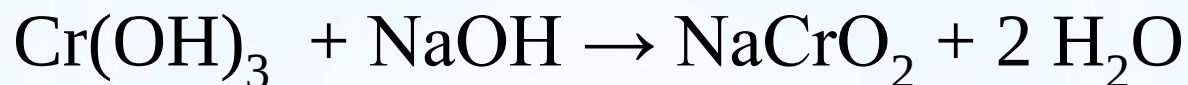
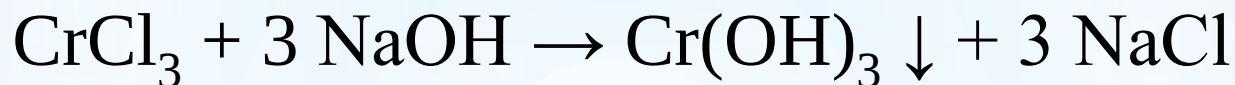
синього кольору

Взаємодія з амоній (I) гідроксидом



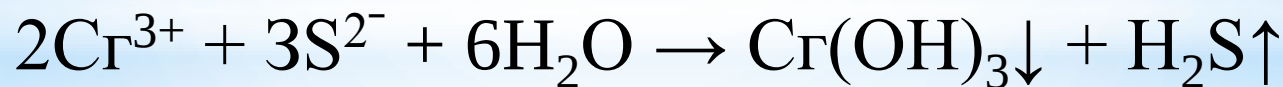
білий аморфний осад

Реакції катіону хрому (Cr^{3+})



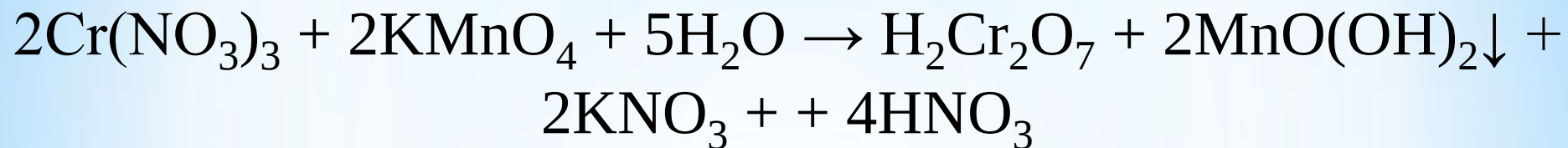
ЖОВТОГО КОЛЬОРУ

Реакція з амоній сульфідом



сіро-зеленого кольору

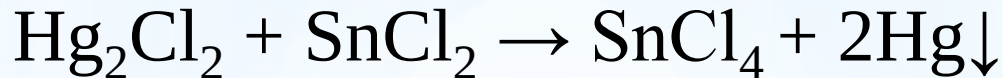
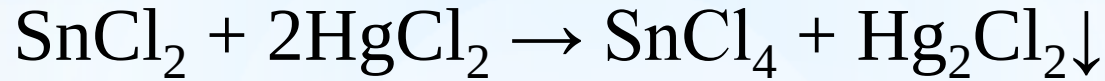
Реакція з Калій перманганатом



перехід з **малинового** забарвлення в **оранжеве**

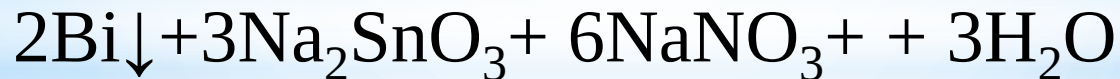
Реакції йонів Sn^{2+}

Реакція з Меркурій (II) хлоридом



чорний осад

Реакція з Бісмут (III) нітратом



чорний осад

Реакції катіонів Арсену (As^{3+} і As^{5+})

Реакція з сульфідами



жовті осади

Реакція з Аргентум нітратом



шоколадно-коричневий осад

*Реакція з магнезіальною сумішшю
($MgSO_4 + NH_3 + NH_4Cl$).*



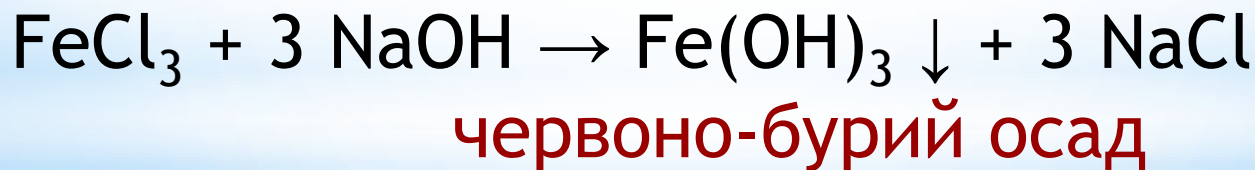
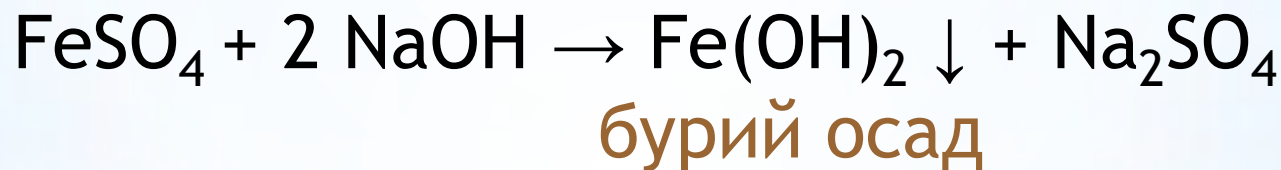
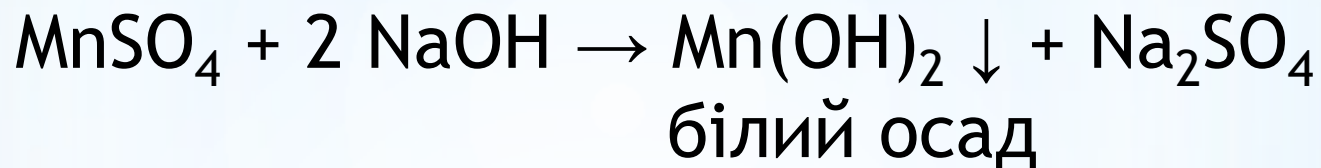
білий кристалічний осад

СХЕМУ АНАЛІЗУ КАТІОНІВ IV ГРУПИ



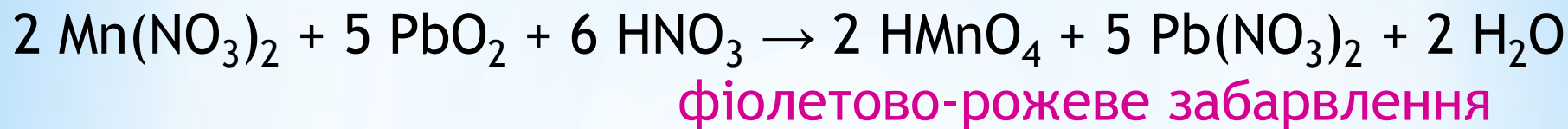
**V група катіонів Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} ,
 Bi^{3+} , Sb(III) , Sb (V)**

Взаємодія з груповим реактивом NaOH

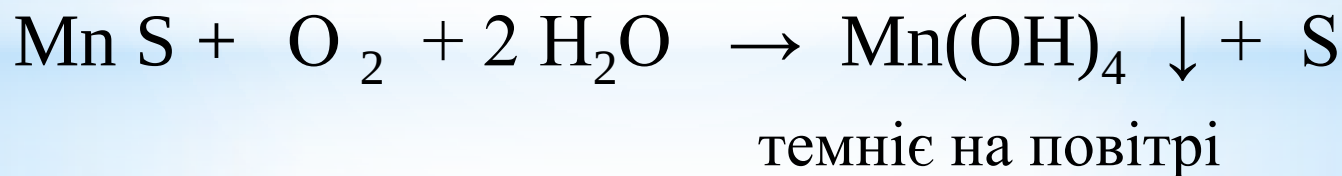
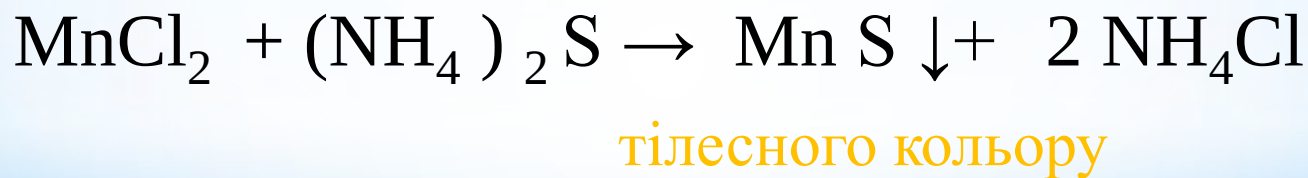


Реакції катіонів Mn^{2+}

Реакції з сильними окисниками



Реакція з амоній сульфідом

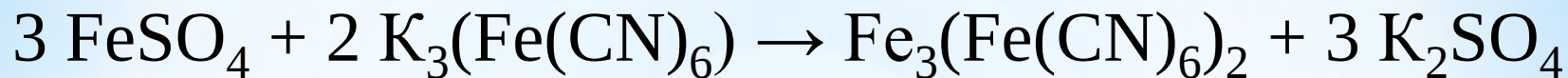


Реакції катіонів Fe^{2+}

Реакція з диметилгліоксимом (реактивом Чугаєва)

утворюється комплексна сіль **кармінночервоного**
кольору складу $[\text{e}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2]$

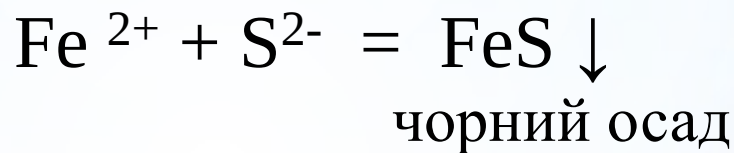
Гексаціаноферат калію (III) $K_3(Fe(CN)_6)$



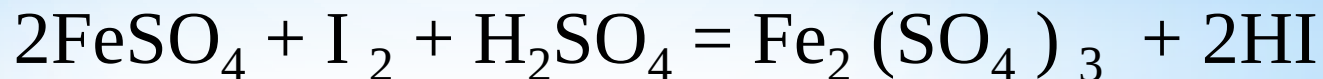
осад темно-синього кольору

“турнбулева синь”

Реакція з амоній сульфідом



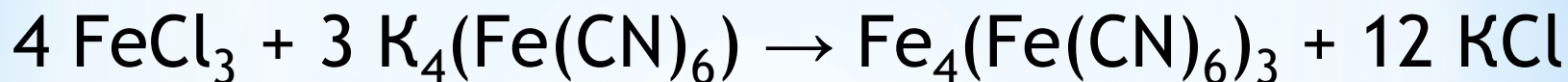
Реакція з окисниками



знебарвлення розчинів

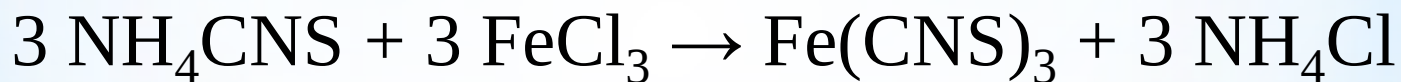
Реакції катіонів Fe^{3+}

Гексаціаноферат калію (II) $\text{K}_4(\text{Fe}(\text{CN})_6)$



темно-синій осад
"берлінської лазурі"

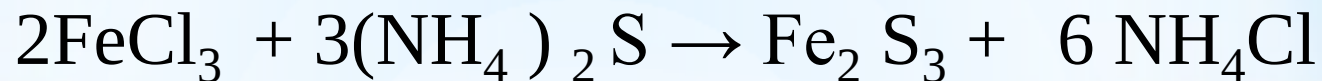
Взаємодія з Калій (I) тіоціонатом



кроваво-червоний колір



Реакція з амоній сульфідом



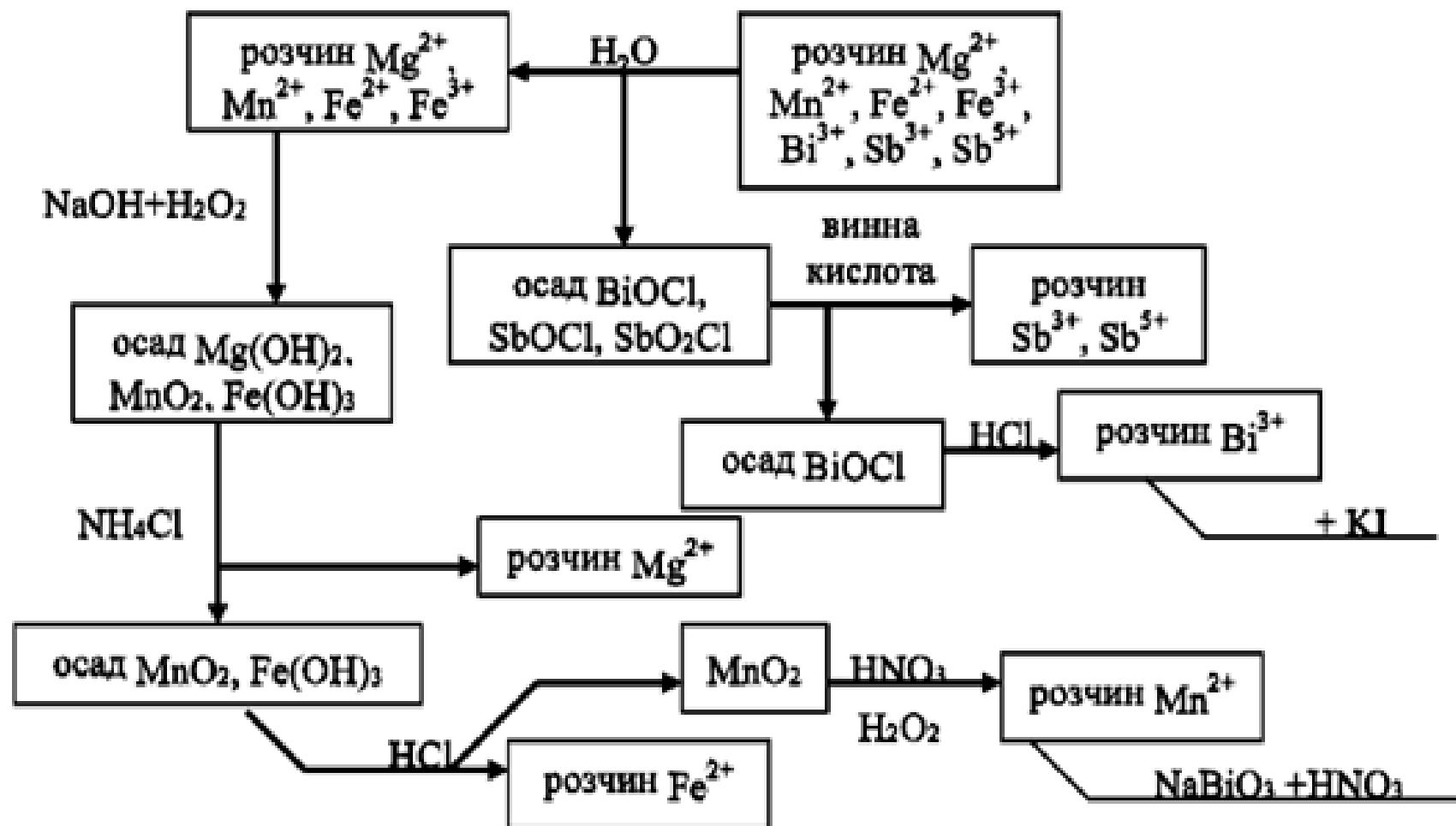
чорний осад

Реакція з Калій йодидом



бурого забарвлення

СХЕМА АНАЛІЗУ СУМІШІ КАТІОНІВ У АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ



Дякую за увагу!