

Лекція 6. Аналітична хімія і медицина

Частина I. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ

Якісний хімічний аналіз є основою аналітичної хімії. Метою якісного аналізу є ідентифікація речовин, виявлення в досліджуваних речовинах основних компонентів або домішок.

Класифікація іонів на аналітичні групи

При проведенні систематичного аналізу розрізняють найбільш поширені схеми класифікації катіонів та аніонів на групи:

- 1) сірководнева;
- 2) амонійно-фосфатна;
- 3) кислотна-основна.

Таблиця 1. Сульфідна (сірководнева) класифікація катіонів на групи

Номер групи	Катіони	Груповий реагент	Продукти реакції та їх властивості
I	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+, \text{Mg}^{2+}$	Відсутній	Відсутній
II	$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}, (\text{Pb}^{2+})$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (у присутності $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$)	Осади ($\text{CaCO}_3, \text{SrCO}_3, \text{BaCO}_3$) розчиняються в кислотах, але нерозчинні в лугах і водному розчині NH_3
III	$\text{Zn}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (у присутності $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$)	Осади ($\text{ZnS}, \text{MnS}, \text{NiS}, \text{CoS}, \text{FeS}, \text{Fe}_2\text{S}_3, \text{Al}(\text{OH})_3, \text{Cr}(\text{OH})_3$) розчиняються в кислотах
IV	$\text{Cu}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Sb}^{3+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}, \text{As}^{3+}$	H_2S (у присутності HCl)	Осади ($\text{CuS}, \text{CdS}, \text{HgS}, \text{Bi}_2\text{S}_3, \text{Sb}_2\text{S}_3, \text{SnS}, \text{SnS}_2, \text{As}_2\text{S}_3$) не розчиняються в кислотах. Сульфіди $\text{Sb}_2\text{S}_3, \text{SnS}_2, \text{As}_2\text{S}_3$ розчиняються в амоній полісульфіді $(\text{NH}_4)_2\text{S}_x$
V	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Hg}_2^{2+}$	HCl	Осади ($\text{AgCl}, \text{PbCl}_2, \text{Hg}_2\text{Cl}_2$) не розчиняються в розведених кислотах.

Таблиця 2. Аміачно – фосфатна класифікація катіонів на групи

Номер групи	Катіони	Груповий реагент	Продукти реакції, їх властивості
I	$\text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+$	Відсутній	Відсутні
II	$\text{Li}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Bi}^{3+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ (у присутності $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)	Осади розчиняються в ацетатній кислоті (крім $\text{AlPO}_4, \text{CrPO}_4, \text{FePO}_4, \text{BiPO}_4$)
III	$\text{Zn}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Hg}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ (у присутності $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)	В надлишку NH_3 осади фосфатів розчиняються з утворенням комплексних іонів $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}, [\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}, [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}, [\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

IV	$\text{Sb}^{3+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}, \text{As}^{3+}$	HNO_3 (при кип'ятінні)	Утворюються осаді $\text{H}_2\text{SnO}_3, \text{H}_3\text{SbO}_4, \text{H}_3\text{AsO}_4$
V	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Hg}_2^{2+}$	HCl	Осаді ($\text{AgCl}, \text{PbCl}_2, \text{Hg}_2\text{Cl}_2$) не розчиняються в розведених кислотах

При якісному визначенні аніонів користуються класифікацією, яка базується на різній розчинності відповідних солей барію або аргентуму.

Таблиця 3. Кислотно – основна класифікація катіонів на групи.

Номер групи	Катіони	Груповий реагент	Продукти реакції, їх властивості
I	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+$	Відсутній	Відсутні
II	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Hg}_2^{2+}$	HCl	Осаді ($\text{AgCl}, \text{PbCl}_2, \text{Hg}_2\text{Cl}_2$) не розчиняються в розведених кислотах
III	$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}, (\text{Pb}^{2+})$	H_2SO_4	Осаді ($\text{CaSO}_4, \text{SrSO}_4, \text{BaSO}_4$) не розчиняються в кислотах, лугах, розчині NH_3
IV	$\text{Zn}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Sn}^{4+}, \text{As}^{3+}$	NaOH	В надлишку луку осаді гідроксидів розчиняються з утворенням іонів $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}, [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}, [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}, \text{SnO}_2^{2-}, \text{SnO}_3^{2-}, \text{AsO}_3^{3-}, \text{AsO}_4^{3-}$
V	$\text{Mg}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Sb}^{3+}$	NaOH	Осаді $\text{Mg}(\text{OH})_2, \text{Mn}(\text{OH})_2, \text{Fe}(\text{OH})_2, \text{Fe}(\text{OH})_3, \text{Bi}(\text{OH})_3, \text{Sb}(\text{OH})_3$ не розчиняються в надлишку луку та NH_3
VI	$\text{Ni}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Hg}^{2+}$	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	В надлишку NH_3 осаді гідроксидів розчиняються з утворенням іонів $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}, [\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}, [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}, [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}, [\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

Таблиця 4. Класифікація аніонів на групи.

Номер групи	Аніони	Груповий реагент	Продукти реакції, їх властивості
I	$\text{SO}_4^{2-}, \text{SO}_3^{2-}, \text{S}_2\text{O}_3^{2-}, \text{CO}_3^{2-}, \text{C}_2\text{O}_4^{2-}, \text{PO}_4^{3-}, \text{B}_4\text{O}_7^{2-}, \text{AsO}_3^{3-}, \text{AsO}_4^{3-}, \text{SiO}_3^{2-}, \text{F}^-$	BaCl_2	Осаді солей барію мають різну розчинність у кислотах: BaSO_4 нерозчинний у сильних (мінеральних) кислотах; $\text{BaSO}_3, \text{BaC}_2\text{O}_4, \text{BaF}_2$ нерозчинні в ацетатній кислоті; інші солі у кислотах розчинні
II	$\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{CN}^-, \text{SCN}^-, \text{S}^{2-}$	AgNO_3 (у присутності HNO_3)	Солі аргентуму нерозчинні у воді та нітратній кислоті
III	$\text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{CH}_3\text{COO}^-$	Відсутній	Відсутні

Таблиця 5. Виявлення іонів методом розтирання порошку.

Іон	Реактив	Продукт реакції	Колір
Fe^{3+}	NH_4CNS	$\text{Fe}(\text{CNS})_3$	Червоний
Cd^{2+}	Na_2S	CdS	Жовтий
Hg^{2+}	KI	HgI_2	Оранжевий
Ba^{2+}	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	BaCrO_4	Жовтий
Br^-	AgNO_3	AgBr	Жовтий
I^-	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	HgI_2	Оранжевий

Таблиця 6. Виявлення речовин за здатністю забарвлювати полум'я.

Елемент	Забарвлення полум'я	Елемент	Забарвлення полум'я
Li	Карміново-червоне	Ba	Жовто-зелене
Na	Жовте	Cu	Зелене
K	Фіолетове	Bi	Зелене
Sr	Карміново-червоне	Pb	Блакитне
Sb	Блакитне	As	Блакитне
Ca	Цегляно-червоне	B	Зелене

У випадку, коли забарвлення полум'я не змінюється, то дротину змочують хлоридною кислотою і дослід повторюють. На основі таких випробувань не можна робити остаточних висновків, бо забарвлення полум'я може маскуватися різними речовинами; крім того, зразок навіть при обробці хлоридною кислотою не завжди утворює леткі хлориди, які забарвлюють полум'я.

Приклад. Забарвлення перлів бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ або фосфорної солі $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$.

Платинову чи ніхромову дротину розжарюють у полум'ї пальника і занурюють у полум'я бури або $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$ і знову вносять у полум'я, поки на кінці дротинки не утвориться прозора кулька. Нагріті перли вносять у порошок проби і прожарюють спочатку у верхній, а потім нижній частині полум'я. Після охолодження перла спостерігають його забарвлення. У верхній (окислювальній) частині в присутності кобальту і міді перли забарвлюються в синій колір, хрому – у зелений, нікелю – в червоно – бурий, заліза – в зеленувато – жовтий. У нижній (відновній) частині перли забарвлюються – міддю – у червоно – бурий, хромом – у зелений, залізом – у бурувато-зелений, нікелем – у сірий з червоним або фіолетовим відтінком.

Таблиця 7. Колір перлів деяких елементів.

Елемент	Гарячий перл	Холодний перл
Cu	Зелений	Блакитний
Co	Блакитний	Блакитний
Fe	Жовтий	Жовто-червоний
Cr	Зелений	Зелений
Ni	Жовтий	Коричневий
Mn	Фіолетовий	Фіолетовий
Bi, Sb	Жовтий	Безбарвний

ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ КАТІОНІВ.

Катіони першої аналітичної групи (NH_4^+ , Na^+ , K^+ , Li^+)

Основною властивістю даних катіонів є те, що їх солі добре розчинні у воді і їх розчини є безбарвними. Груповий реактив відсутній.

1. Реакції іонів NH_4^+

1.1. Натрій (калій) гідроксид – NaOH , (KOH).

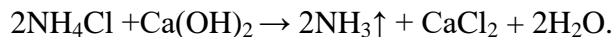
До розчину солі амонію NH_4Cl додають розчин лугу. Відчувається характерний різкий запах аміаку. Аміак можна ідентифікувати за допомогою вологого універсального лакмусового папірця або смужкою фільтрувального паперу, яка змочена розчином меркурій (I) нітратом - $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ і піднесена до отвору пробірки. Пробірку нагрівають. Спостерігають посиніння індикаторного папірця або почорніння фільтрувального паперу.





1.2. Кальцій гідроксид - гашене вапно – $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

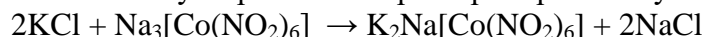
При змішуванні кристалічних $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і NH_4Cl відчувається характерний різкий запах аміаку, який можна виявити за допомогою вологого лакмусового папірця, який піднесений до поверхні утвореної суміші.



2. Реакції катіонів K^+

2.1. Натрій гексанітрокобальтат – $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

При взаємодії розчинів солей K^+ і $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ на стінках пробірки спостерігається утворення жовтого осаду – $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Досліджують розчинність утвореного осаду в кислотах, лугах. Реакцію можна провести мікрокристалоскопічним способом. На предметне скло наносять краплю досліджуваного розчину і повністю випарюють. Поряд наносять краплю розчину $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ і паличкою змішують реактив з сухим залишком. В присутності солей K^+ утворюються характерні кристали у вигляді чорних кубиків.



2.2. Забарвлення полум'я.

Леткі солі калію забарвлюють безбарвне полум'я в характерний фіолетовий колір(через синє скло).

3. Реакції катіонів Na^+ .

3.1 Забарвлення полум'я.

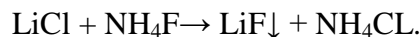
Леткі солі натрію забарвлюють безбарвне полум'я в характерний жовтий колір(через синє скло).

4. Реакції катіонів Li^+ .

4.1. Амоній фторид – NH_4F .

В пробірку вносять 2-3 краплі розчину солі Li^+ , краплю концентровано-ваного розчину аміаку і 3- 4 краплі розчину амоній фториду – NH_4F .

Утворюється білий осад LiF .



4.2. Забарвлення полум'я.

Леткі солі натрію забарвлюють безбарвне полум'я в характерний карміново - червоний колір (через синє скло).

Катіони другої аналітичної групи

1. Загальна характеристика

Катіони другої аналітичної групи (Pb^{2+} , Ag^+ , Hg_2^{2+}) утворюють хімічні елементи різних груп періодичної таблиці Д.І. Менделєєва, однак вони мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня, що зумовлює однакове відношення до всіх мінеральних кислот та розчинних солей і лугів.

Від усіх інших катіонів їх легко можна відділити дією хлоридної кислоти (груповий реагент). Хлориди катіонів другої групи характеризуються різною розчинністю у воді (11, 0,002; 0,0002г/л відповідно для PbCl_2 , AgCl , Hg_2Cl_2); при нагріванні до 100°C розчинність (PbCl_2) зростає в 3 рази, а розчинність інших солей залишається практично незмінною. Цю властивість можна використати для відділення катіонів Pb^{2+} .

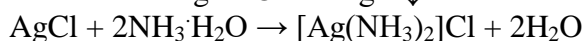
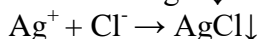
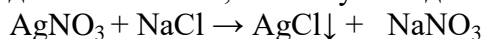
AgCl легко розчиняється навіть у розведеному розчині аміаку на відміну від Hg_2Cl_2 , який під дією $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ розкладається з утворенням малорозчинних меркурій амідхлориду (білого кольору) та металічної ртуті (чорного кольору). Це дозволяє відокремити та ідентифікувати їх.

Характерні реакції катіонів

5. Реакції іонів Ag^+

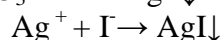
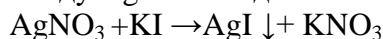
5.1. Хлоридна кислота чи розчинні хлориди - (NaCl , KCl), HCl .

У 4 пробірки поміщають по 3-4 краплі розчину солі Ag^+ стільки ж 3М розчину HCl . Визначають розчинність отриманого осаду AgCl у HCl , HNO_3 і концентрованому розчині $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Одну пробірку з осадом залишають, спостерігаючи розклад осаду під дією світла. AgCl у розведених кислотах не розчиняється, проте легко розчиняється в розчинах амоній карбонату, калій ціаніду, натрій тіосульфату з утворенням комплексних іонів. Якщо до утвореного аміачного розчину долити кислоти, то знову випадає осад AgCl .



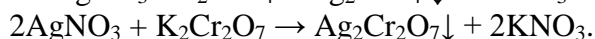
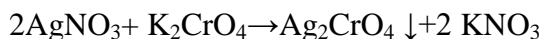
5. 2. Калій йодид або калій бромід - KI або KBr .

У пробірку поміщають 3-4 краплі розчину солі AgNO_3 і 2-3 краплі розчину KI або KBr . Спостерігають випадання жовтого осаду AgI або блідо-жовтого AgBr .



5. 3. Калій хромат - K_2CrO_4 або калій дихромат - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

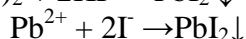
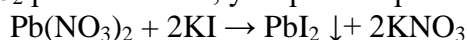
У пробірку поміщають 3-4 краплі розчину солі AgNO_3 і 2-3 краплі розчину K_2CrO_4 або $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Спостерігають утворення відповідно цегляно-червоного осаду Ag_2CrO_4 або темно-червоного $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.



6. Реакції іонів Pb^{2+}

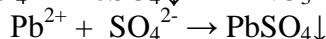
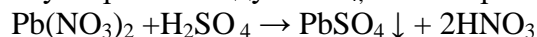
6.1. Калій йодид - KI .

У пробірку поміщають 3-4 краплі розчину солі Pb^{2+} додають стільки ж крапель 2М розчину KI . Спостерігають утворення жовтого осаду PbI_2 . Одержаний осад ділять на дві частини. До однієї частини доливають невелику кількість води, 2М розчину оцтової кислоти і нагрівають до повного розчинення осаду. Безбарвний гарячий розчин PbI_2 різко охолоджують в струмені води. При цьому виділяється осад PbI_2 у вигляді блискучих золотисто-жовтих кристалів. Ця реакція відома під назвою "золотої дощу". До другої частини осаду PbI_2 додають надлишок KI . Осад PbI_2 розчиняється, утворюючи розчинну комплексну сполуку.



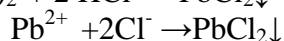
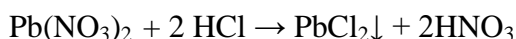
6. 2. Сульфатна кислота - H_2SO_4 та розчинні сульфати лужних металів.

У пробірку поміщають 3-4 краплі розчину Pb^{2+} і додають стільки ж крапель 2М розчину H_2SO_4 . Спостерігають утворення осаду PbSO_4 , який не розчиняється в розведеній HCl і H_2SO_4 .



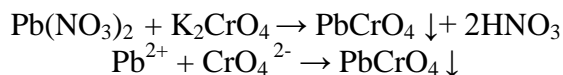
6. 3. Хлоридна кислота – HCl та розчинні хлориди (NaCl , KCl).

У пробірку поміщають 3-4 краплі розчину солі Pb^{2+} , додають стільки ж крапель 2М розчину NaCl . Спостерігають утворення білого осаду PbCl_2 , який погано розчиняється в холодній воді і добре – в гарячій.



6.4. Калій хромат – K_2CrO_4 .

У пробірку поміщають 3-4 краплі розчину Pb^{2+} і додають стільки ж крапель розчину K_2CrO_4 . Спостерігають утворення жовтого осаду PbCrO_4 , який добре розчиняється в лугах (з утворенням плюмбїтів), погано – в розведеній нітратній кислоті. Виявленню іонів Pb^{2+} заважають іони Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ag^+ , Hg^{2+} .



Катіони третьої аналітичної групи.

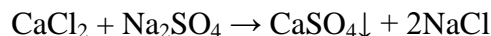
Груповим реактивом на катіони третьої аналітичної групи є розведена сульфатна кислота, яка утворює з ними осаді білого кольору. Найбільш розчинним є CaSO_4 , найменш – BaSO_4 . Груповим реактивом можна вважати також і амоній карбонат або натрій карбонати, які осаджують дані катіони з нейтральних розчинів у вигляді білих осадів. Усі солі катіонів даної аналітичної групи білого кольору (розчини безбарвні), за винятком солей, які утворені кольоровими аніонами (хромати).

Найважливіші реакції виявлення

7. Реакції іонів Ca^{2+}

7.1. Сульфатна кислота або розчинні сульфати.

При взаємодії солей Ca^{2+} з натрій сульфатом утворюється білий осад CaSO_4 , який розчиняється в надлишку $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Дану реакцію можна провести мікрокристалоскопічним способом, спостерігаючи під мікроскопом утворення кристалів гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, які мають форм у голок.



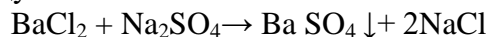
7.2. Забарвлення полум'я.

Кілька кристалів солі Ca^{2+} вносять за допомогою дротини в аналітичну частину полум'я спиртівки. Полум'я забарвлюється у червоно-цегляний колір.

8. Реакції іонів Ba^{2+} .

8.1. Сульфатна кислота або розчинні сульфати.

До 4-5 крапель розчину солі Ba^{2+} , додають 1 краплю розчину KMnO_4 , 4-5 крапель розчину Na_2SO_4 і прибавляють H_2O_2 і HCl до знебарвлення розчину над осадом. Фіксують зміну кольору та характер осаду.



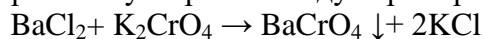
8.2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ - калій дихромат.

До розчину солі Ba^{2+} додають кілька крапель розчину CH_3COONa і 3-4 краплі $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Спостерігають утворення жовтого осаду барій хромату, який не розчиняється в ацетатній кислоті.



8.3. K_2CrO_4 - калій хромат.

До 4-5 крапель розчину солі барію Ba^{2+} додають 3-4 краплі розчину CH_3COONa і 3-4 краплі розчину K_2CrO_4 . Спостерігають утворення осаду барій хромату BaCrO_4 жовтого кольору.



8.4. Забарвлення полум'я.

Кілька кристалів солі Ba^{2+} вносять за допомогою дротини в аналітичну частину полум'я спиртівки. Леткі солі барію забарвлюють безбарвне полум'я у жовто-зелений колір.

Катіони четвертої аналітичної групи

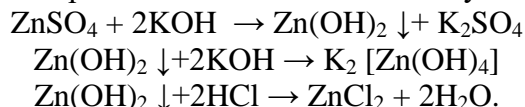
До катіонів четвертої аналітичної групи, відносять катіони амфотерних металів. Для виявлення, розділення катіонів цієї групи використовують реакції утворення та розчинення осадів, одержання комплексних сполук, окиснення та відновлення. Груповим реактивом на катіони четвертої аналітичної групи є розчини лугів. Продуктами таких реакцій є комплексні аніони складу : $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$.

Найважливіші реакції виявлення.

9. Реакції катіонів Zn^{2+} .

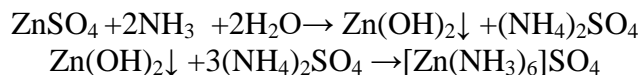
9.1. Розчини лугів (NaOH або KOH).

При взаємодії солей Zn^{2+} з розчинами NaOH або KOH, спостерігається утворення білого аморфного осаду - $Zn(OH)_2$, який розчиняється в кислотах та лугах.



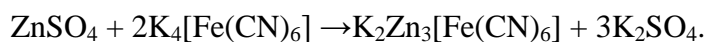
9.2. Водний розчин аміаку $NH_3 \cdot H_2O$.

При взаємодії солей Zn^{2+} з розчином NH_4OH спостерігається утворення білого аморфного осаду - $Zn(OH)_2$, який розчиняється в надлишку аміаку з утворення комплексної сполуки $[Zn(NH_3)_6]^{2+}$.



9.3. Червона кров'яна сіль – гексаціаноферрат (II) калію - $K_4[Fe(CN)_6]$.

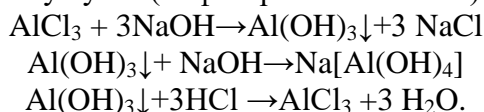
При взаємодії солей Zn^{2+} з розчином червоної кров'яної солі - $K_4[Fe(CN)_6]$ утворюється білий осад $K_2Zn_3[Fe(CN)_6]$, який не розчиняється в кислотах, а розчиняється в лугах з утворенням цинкату.



10. Реакції катіонів Al^{3+} .

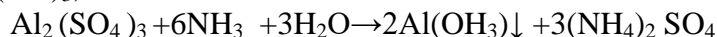
10.1. Натрій (калій) гідроксид –NaOH (KOH).

При взаємодії солей алюмінію з розчинами лугів випадає білий осад $Al(OH)_3$, який розчиняється як у кислотах, так і у лугах (амфотерні властивості).



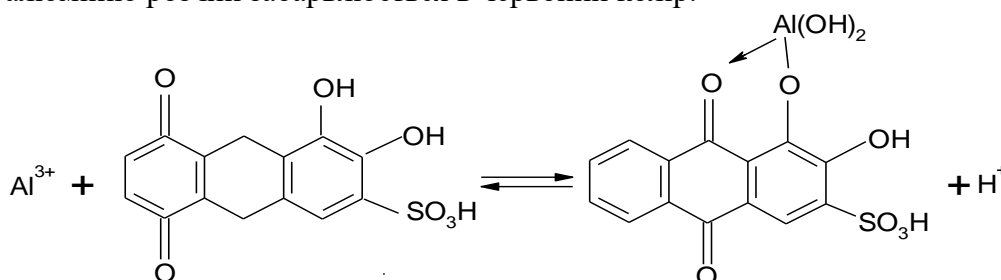
10.2. Водний розчин аміаку $NH_3 \cdot H_2O$.

При взаємодії солей Al^{3+} з розчином NH_4OH спостерігається утворення білого аморфного осаду - $Al(OH)_3$,



10.3. Алізариновий червоний S.

До розчину солі алюмінію додають розчин лугу до $pH > 10$. Якщо випадає осад, його відокремлюють і до прозорого розчину додають 1-2 краплі розчину алізарину. Спочатку з'являється фіолетове забарвлення, яке усувають ацетатною кислотою. При присутності солі алюмінію розчин забарвлюється в червоний колір.



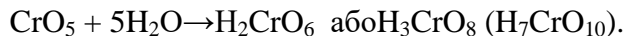
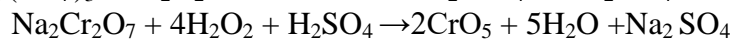
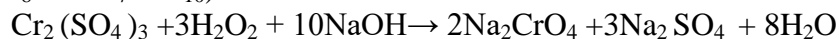
10.4. Алюмініон.

У пробірку наливають розчини солі Al^{3+} , додають ацетатну кислоту і алюмініон. Суміш нагрівають на водяній бані, додають розчин $NH_3 \cdot H_2O$ до $pH > 7$ і 2-3 краплі амоній карбонату. Залежно від концентрації солі алюмінію розчин набуває червоного забарвлення або випадає червоний осад.

11. Реакції катіонів Cr^{3+} .

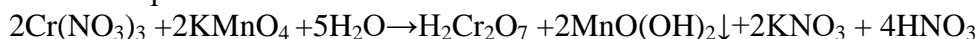
11.1. Окиснення пероксидом водню - H_2O_2 .

У пробірку наливають розчин солі хрому, додають розчин NaOH до повного розчинення осаду $\text{Cr}(\text{OH})_3$ і кілька крапель 3% розчину H_2O_2 . Отриману суміш нагрівають, утворюється сполука Na_2CrO_4 жовтого кольору. Вміст пробірки охолоджують, додають розведену сульфатну кислоту до зміни забарвлення на оранжеве. У другій пробірці готують суміш з приблизно однакових розчинів H_2SO_4 , органічного розчинника (амілового спирту) і кілька крапель 3% розчину H_2O_2 . До добутої суміші додають вміст першої пробірки, енергійно струшують і спостерігають синє забарвлення органічного шару, яке притаманне надхромовим кислотам (H_2CrO_6 або H_3CrO_8 або $\text{H}_7\text{CrO}_{10}$).



11. 2. Калій перманганат – KMnO_4 .

При взаємодії при нагріванні солей Cr^{3+} з KMnO_4 в присутності сульфатної кислоти відбувається зміна забарвлення.



Катіони п'ятої аналітичної групи

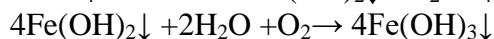
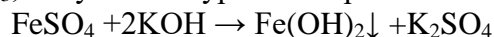
До катіонів п'ятої аналітичної групи належать типові метали (Mg, Mn, Fe), амфотерні метали (Sb) та елементи з переважаючими металічними властивостями (Bi). Для них властиві: змінна валентність, ступінь окиснення, заряд іонів крім Mg^{2+} ; реакції окиснення – відновлення; забарвлення сполук; здатність утворювати координаційні сполуки.

Катіони п'ятої аналітичної групи взаємодіють з лугами з утворенням гідроксидів, які є нерозчинні у воді і малорозчинні в надлишку розчинів лугів, а розчинні в мінеральних кислотах (крім свіжоосажденного $\text{Sb}(\text{OH})_2$, який розчинний в надлишку лугу).

12. Реакції катіону Fe^{2+}

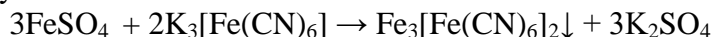
12.1. Взаємодія з розчинами лугів.

При взаємодії солі FeSO_4 з розчином лугу випадає світло-зелений осад $\text{Fe}(\text{OH})_2$, який на повітрі окиснюється у $\text{Fe}(\text{OH})_3$, набуваючи бурого забарвлення.



12.2. Жовта кров'яна сіль – гексаціаноферрат (III) калію – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

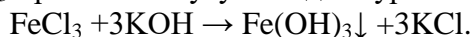
При взаємодії солі Fe^{2+} з розчином $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ випадає темно – синій осад - $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$ „турнбулева синь”.



13. Реакції катіонів Fe^{3+}

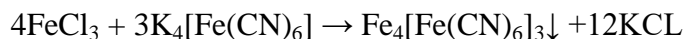
13.1. Взаємодія з розчинами лугів.

При взаємодії солі FeCl_3 з розчином лугу випадає бурий осад $\text{Fe}(\text{OH})_3$.



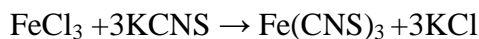
13.2. Червона кров'яна сіль – гексаціаноферрат (II) калію – $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

При взаємодії солі Fe^{3+} з розчином $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ випадає темно-синій осад $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow$ „берлінська блакить”.



13.3. Роданистий калій (амоній) – KCNS , (NH_4CNS) .

Реакція відбувається на папері. На смужку фільтрувального паперу поміщають краплю досліджуваного розчину і краплю розчину в присутності розчину хлоридної кислоти. Утворюється криваво - червона пляма.



14. Реакції іонів Mn^{2+} .

14.1. Окиснення H_2O_2 .

В пробірці нагрівають розчин солі Mn^{2+} з HNO_3 і досипають $NaBiO_3$. Спостерігають появу рожевого відтінку характерного для іонів MnO_4^{2-} .



Катіони шостої аналітичної групи.

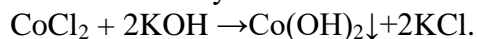
До шостої аналітичної групи належать катіони Co^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} . Груповим реактивом на катіони шостої аналітичної групи є розчині лугів і надлишок водного розчину аміаку, який переводить катіони в розчинні амінокомплекси. Катіони Hg^{2+} розчинні в присутності натрій хлориду.

Найважливіші реакції виявлення

15. Реакції катіонів Co^{2+} .

15.1. Взаємодія з розчинами лугів.

При взаємодії сполук Co^{2+} з розчинами лугів спостерігається випадання синього осаду основної солі кобальту, яка при нагріванні переходить в рожевий - $Co(OH)_2$. Властивості сполук Co^{2+} нагадують властивості аналогічних сполук нікелю.



15.2. Роданисний калій або амоній – $KCNS$ або NH_4CNS .

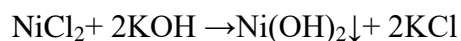
В пробірку вносять розчин солі Co^{2+} , стільки ж насиченого розчину $KCNS$ або NH_4CNS , 1-2 кристали натрій фториду, суміш амілового спирту і dietyлового етеру і перемішують. Відбувається розшарування розчину: неводний шар після відстоювання набуває синього забарвлення.



16. Реакції катіонів Ni^{2+}

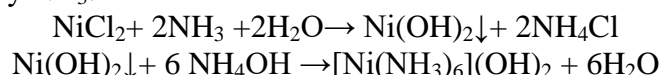
16.1. Взаємодія з розчинами лугів.

При взаємодії сполук Ni^{2+} з розчинами лугів спостерігається випадання зеленого осаду $Ni(OH)_2 \downarrow$.



16.2. Водний розчин аміаку - $NH_3 \cdot H_2O$

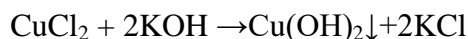
При взаємодії солей Ni^{2+} з $NH_3 \cdot H_2O$ випадає зелений осад $Ni(OH)_2 \downarrow$, який далі розчиняється в надлишку NH_3 .



17. Реакції катіонів Cu^{2+}

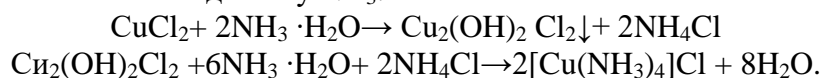
17.1. Взаємодія з розчинами лугів.

При взаємодії сполук Cu^{2+} з розчинами лугів спостерігається випадання синього осаду - $Cu(OH)_2$.



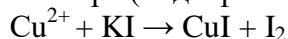
17.2. Водний розчин аміаку - $NH_3 \cdot H_2O$.

При взаємодії солей Cu^{2+} з $NH_3 \cdot H_2O$ випадає синьо-зелений осад основної солі $Cu_2(OH)_2Cl_2 \downarrow$, який далі розчиняється в надлишку NH_3 .



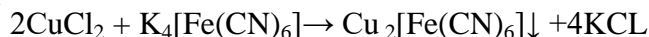
17.3. Калій йодид – KI .

При взаємодії солей Cu^{2+} з розчином KI випадає осад CuI та виділяється вільний йод. Йод визначають дією крохмального клейстера (йодокрохмального папірця.)

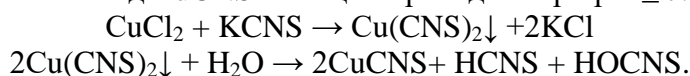


14.4. Червона кров'яна сіль – гексаціаноферрат (II) калію – $K_4[Fe(CN)_6]$.

При взаємодії солі Cu^{2+} з розчином $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ випадає червоний осад - $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow$
Реакцію проводять при $\text{pH} \leq 7$.



17.5. Роданистий калій (амоній) –KCNS (NH_4CNS). В пробірку поміщають краплю досліджуваного розчину і краплю розчину KCNS. Утворюється чорний осад $\text{Cu}(\text{CNS})_2\downarrow$, який далі перетворюється в білий осад CuCNS . Реакцію проводять при $\text{pH} \leq 7$.



18. Реакцій катіонів Cd^{2+} .

18.1. Натрій сульфід – Na_2S .

При взаємодії розчину солей Cd^{2+} з Na_2S випадає „канарково-жовтий” осад кадмій сульфід CdS . Реакції заважають катіони Hg^{2+} , Bi^{3+} , Cu^{2+} .

ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ АНІОНІВ.

Загальноприйнята класифікація аніонів відсутня, тому аніони здебільшого поділяють на три групи. Такий поділ можна пояснити різною розчинністю у воді солей барію і срібла.

Аніони першої аналітичної групи.

До першої аналітичної групи аніонів відносять аніони: SO_4^{2-} ; SO_3^{2-} ; $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$; CO_3^{2-} ; $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$; PO_4^{3-} ; $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$; AsO_3^{2-} ; AsO_4^{2-} ; SiO_3^{2-} ; F^- . Дані аніони з солями Ba^{2+} утворюють малорозчинні у воді та у кислотах солі. Цю властивість можна використати для виявлення цих аніонів (барій сульфат нерозчинний у воді та мінеральних кислотах. Оксалат, сульфід, фторид розчинні в хлоридній, але нерозчинні у ацетатній кислотах. Всі інші солі Ba^{2+} розчинні у мінеральних та ацетатній кислотах).

Важливими аналітичними властивостями аніонів даної групи є:

- 1) відношення їх до дії окисників або відновників;
- 2) в кислому середовищі розкладаються з виділенням газу.

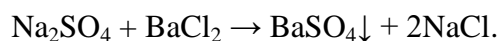
Сульфід, оксалат, тіосульфат-аніони є відновниками і здатні знебарвлювати розчин калій перманганату в присутності сульфатної кислоти (оксалат при нагріванні). Леткими аніонами є сульфіти, тіосульфати (в кислому середовищі розкладаються з виділенням SO_2), карбонати і оксалати розкладаються з виділенням CO_2 .

Найважливіші реакції виявлення:

1. Реакції аніонів SO_4^{2-} .

1.1. Барій хлорид (в присутності калій перманганату - KMnO_4).

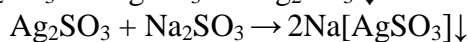
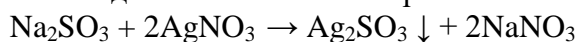
При взаємодії досліджуваного розчину з Ba^{2+} в присутності калій перманганату утворюється білий осад - BaSO_4 . Після повного осадження додають пероксид водню і хлоридну кислоту до знебарвлення розчину над осадом. Фіолетовий колір осаду повинен залишитись без змін.

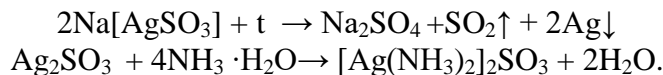


2. Реакція аніонів SO_3^{2-} .

2.1. Аргентум нітрат – AgNO_3 .

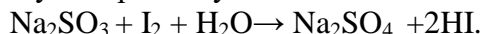
При взаємодії солей SO_3^{2-} з розчином AgNO_3 випадає білий осад - AgCl , який перевіряють на розчинність в мінеральних кислотах, надлишку натрій сульфіту, аміаку. При кип'ятінні досліджуваних солей виділяється металічне срібло.





2. 2. Йодна або бромна вода – I₂ або Br₂.

В пробірку наливають розчини Na₂SO₃, сульфатної кислоти йодної або бромної води. Спостерігають знебарвлення добутого розчину. Реакції заважають аніони (S²⁻; NO₂⁻).



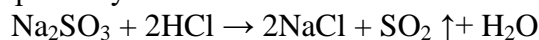
2.3. Калій перманганат - KMnO₄.

В пробірку наливають розчини Na₂SO₃, сульфатної кислоти і розчин KMnO₄. Утворений розчин знебарвлюється. Протіканню реакції заважають інші відновники.



2.4. Реакція з мінеральними кислотами.

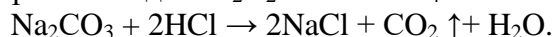
Збирають прилад для добування газів. В пробірку наливають розчини Na₂SO₃ і сульфатної кислоти. Пробірку закривають корком з газовідвідною трубкою, кінець якої занурюють в розчин вапняної води - Ca(OH)₂. Спостерігають виділення газу і помутніння вапняної води. Дослід повторюють але вапняну воду замінюють розведеним розчином KMnO₄. Спостерігають знебарвлення розчину.



3. Реакції аніонів CO₃²⁻.

3.1. Реакція з мінеральними кислотами.

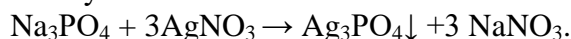
Збирають прилад для добування газів. В пробірку поміщають розчини Na₂CO₃, і сульфатної або хлоридної кислот. Пробірку закривають корком з газовідвідною трубкою, кінець якої занурюють в розчин вапняної води Ca(OH)₂. Спостерігають виділення газу і помутніння вапняної води. Реакції заважають аніони (SO₃²⁻; S₂O₃²⁻), які попередньо окиснюються до сульфатів при взаємодії з H₂O₂ або KMnO₄.



4. Реакції аніонів PO₄³⁻

4.1. Аргентум нітрат - AgNO₃.

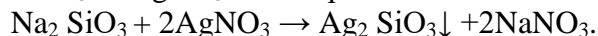
При взаємодії фосфатів (кристалічних) з розчином AgNO₃ спостерігається випадання жовтого осаду - Ag₃PO₄. Перевіряють розчинність даного осаду в мінеральних кислотах, надлишку водного розчину аміаку.



5. Реакції аніонів SiO₃²⁻.

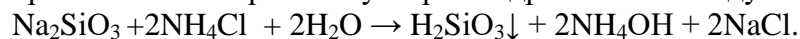
5.1. Аргентум нітрат - AgNO₃.

При взаємодії солей SiO₃²⁻ і AgNO₃ спостерігається випадання білого осаду –Ag₂SiO₃



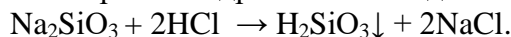
5.2. Амоній хлорид - NH₄Cl.

Натрій силікат -Na₂SiO₃ розводять дистильованою водою і додають кілька кристаликів амоній хлориду і нагрівають. Спостерігають утворення драглистого осаду - H₂SiO₃↓



5.3. Реакція з мінеральними кислотами.

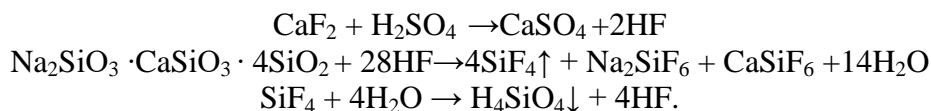
До розведеного розчину натрій силікату додають еквівалентну кількість розведених хлоридної і сульфатної кислот. Утворюється драглистий осад силікатної кислоти - H₂SiO₃↓



6. Реакції аніонів F⁻.

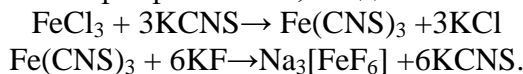
6.1. Сульфатна кислота - H₂SO₄.

Розчин фториду обережно випаровують, охолоджують і додають кілька крапель концентрованої сульфатної кислоти. Пробірку закривають корком зі вставленою скляною паличкою, кінець якої змочують водою. Утворений гідрогенфторид взаємодіє зі склом, при цьому кінець скляної палички мутніє.



6.2. Знебарвлення комплексного іона –ферум(III)тіоціанату- $\text{Fe}(\text{CNS})_3$.

При взаємодії солей з калій (амоній) роданідом KCNS , (NH_4CNS) утворюється кроваво-червоний розчин - $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Коли до такого розчину додати кілька крапель солі F^- , то розчин знебарвлюється. Реакції заважають фосфат-аніони, які дають аналогічну реакцію.



Аніони другої аналітичної групи.

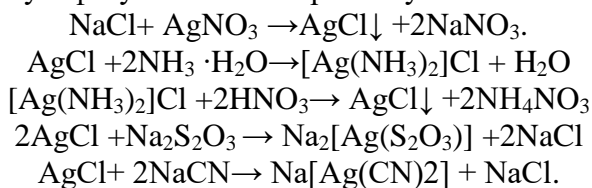
До другої аналітичної групи відносять аніони, які з Ag^+ утворюють солі, малорозчинні у воді і нітратній кислоті. Необхідно розділяти аніони першої і другої груп з азотнокислого середовища, тому що малорозчинні солі з іонами Ag^+ можуть утворювати і деякі аніони першої групи (фосфат, арсенат, тіосульфат-іони).

Найважливіші реакції виявлення

7. Реакції аніонів Cl^-

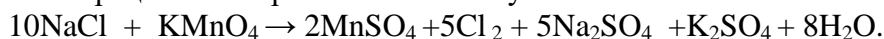
7.1. Аргентум нітрат - AgNO_3 .

При взаємодії солей Cl^- з розчином AgNO_3 спостерігається випадання білого осаду – AgCl . Перевіряють розчинність осаду AgCl в мінеральних кислотах, надлишку водного розчину аміаку, розчинах натрій тіосульфату та амоній карбонату.



7.2. Калій перманганат - KMnO_4 .

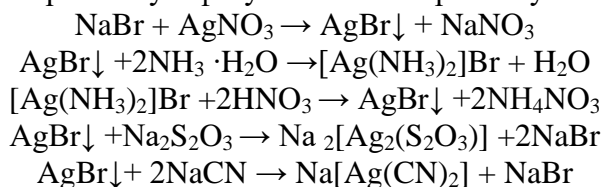
Реакція відбувається при взаємодії кристалічних NaCl і KMnO_4 з концентрованою сульфатною кислотою при нагріванні. Краплю утвореної суміші переносять на йодокрохмальний папірець і спостерігають його помутніння.



8. Реакція аніонів Br^- .

8.1. Аргентум нітрат - AgNO_3 .

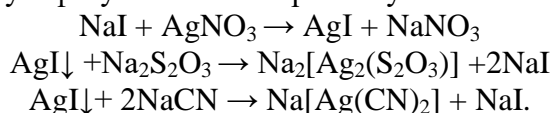
При взаємодії солей Br^- з розчином AgNO_3 спостерігається випадання жовтого осаду – AgBr . Перевіряють розчинність осаду AgBr в мінеральних кислотах, надлишку водного розчину аміаку, розчинах натрій тіосульфату та амоній карбонату.



9. Реакції аніонів I^- .

9.1. Аргентум нітрат - AgNO_3 .

При взаємодії солей I^- з розчином AgNO_3 спостерігається випадання жовтого осаду – AgI . Перевіряють розчинність осаду AgI в мінеральних кислотах, надлишку водного розчину аміаку, розчинах натрій тіосульфату та амоній карбонату.



9.3. Калій перманганат - KMnO_4 .

При взаємодії NaI з KMnO_4 і концентрованою сульфатною кислотою в присутності хлороформу спостерігається забарвлення нижнього (хлоро-формного) шару у червоно – фіолетовий колір внаслідок виділення йоду.

Аніони третьої аналітичної групи.

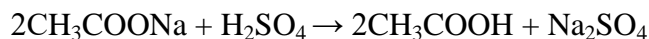
У аніонів третьої аналітичної групи відсутній груповий реагент. Для їх виявлення використовують розчин дифеніламіну в сильноокислому середовищі. Подібну реакцію дають лише хромат-(дихромат-) аніони.

Найважливіші реакції виявлення

10. Реакції аніонів CH_3COO^- .

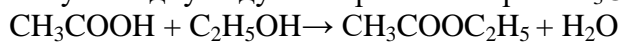
10.1. Розведена сульфатна кислота – H_2SO_4

До розчину натрій ацетату CH_3COONa додають розчин розведеної сульфатної кислоти і обережно нагрівають. Виділяється ацетатна кислота CH_3COOH , яку виявляють за специфічним запахом.



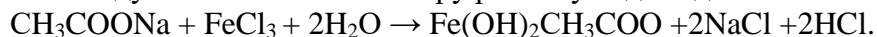
10.2. Реакція утворення естерів.

До розчину натрій ацетату CH_3COONa додають кілька крапель концентрованої сульфатної кислоти і стільки ж крапель етилового спирту $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Суміш обережно нагрівають на водяній бані, а потім виливають у холодну воду. Утворений естер - $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ виявляють за характерним запахом:



10.3. Ферум (III) хлорид – FeCl_3 .

До розчину ферум (III) хлориду додають еквівалентну кількість розчину натрій ацетату і утворену суміш розводять 1-2мл дистильованою водою і кип'ятять. Спостерігають утворення оранжево-червоного осаду і аналогічного кольору розчину над осадом.



ОСНОВИ ТИТРИМЕТРИЧНОГО АНАЛІЗУ

Титриметричний або об'ємний аналіз це частина кількісного аналізу речовин. Титрування – це додавання (приливання) одного розчину до другого.

Вимірювальний посуд та його застосування.

В титриметричному аналізі використовують різний вимірювальний хімічний посуд.

- 1) Колби конічні – використовують для титрування.
- 2) Колби мірні – використовують для виготовлення розчинів точної концентрації.
- 4) Бюретка – для титрування.
- 3) Піпетки – для переносу певного об'єму розчину. Із кінцевої піпетки розчин виливають до кінця; із некінцевої – до нижньої поділки.
- 4) Воронки – для переносу наважки та для фільтрування осаду.
- 5) Стакан мірний – для вимірювання приблизного об'єму рідини.

Титриметричний аналіз ґрунтується на точному вимірюванні об'єму титрованого розчину, витраченого на взаємодію з певним об'ємом досліджуваного розчину.

Титрованим називають розчин із точно відомою концентрацією.

Методи приготування титрованого розчину:

- 1) із фіксаналу: ампула з точною наважкою речовини, яку розчиняють в певному об'ємі розчинника;
- 2) за точною наважкою (точно зважена маса), яку розчиняють в певному об'ємі розчинника;
- 3) за приблизною наважкою, з наступним визначенням точної концентрації (титру) з а вихідною речовиною.

Не завжди можна приготувати титрований розчин за точною наважкою. Наприклад, NaOH поглинає з повітря вологу та карбон (IV) оксид (вуглекислий газ), тому склад його не постійний; H₂SO₄ – гігроскопічна (поглинає воду). Тому беруть приблизну наважку, розчиняють у воді, а потім встановлюють титр за вихідними речовинами.

Вихідними називаються речовини, з яких готують титрований розчин за точною наважкою.

Такі речовини повинні відповідати певним вимогам:

- а) повинні бути хімічно чистими, тобто не містити домішок;
- б) склад повинен відповідати формулі. Наприклад, H₂C₂O₄•2H₂O;
- в) не повинні змінюватися під час зберігання;
- г) повинні добре розчинятися у воді.

Кінець реакції між титрованим та досліджуваним розчинами встановлюють з а зміною забарвлення індикатора.

Індикатори – це слабкі органічні кислоти або основи, які змінюють своє забарвлення в залежності від рН розчину. Інтервал значення рН, в якому індикатор змінює своє забарвлення, називається інтервалом переходу забарвлення індикатора. В об'ємному аналізі частіше використовують такі індикатори:

Таблиця – Інтервали рН і зміни кольору індикаторів

Назва індикатора	Інтервал рН переходу кольору	Зміна кольору
Метилловий фіолетовий	0.1-1.5	Жовтий → зелений
Малахітовий зелений	0.1-2.0	Жовтий → зеленувато-блакитний
Крезоловий червоний	0.2-1.8	Червоний → жовтий
Крезоловий пурпуровий	1.8-2.8	Рожево-червоний → жовтий
Тимоловий синій	1.2-2.8	Червоний → жовтий
Метилловий фіолетовий	1.5-3.2	Зелений → фіолетовий
Диметилловий рожевий	3.0-4.0	Червоний → жовтий
Метилловий оранжевий	3.0-4.4	Червоний → жовтий
Бронфеноловий синій	3.0-4.6	Жовтий → синій

Конго червоний	3.0-5.2	Синьо-фіолетовий → червоний
Бромкрезоловий зелений (синій)	3.8-5.4	Жовтий → синій
Алізариновий червоний С	4.6-6.0	Жовтий → пурпурово-червоний
Метиловий червоний	4.2-6.2	Червоний → жовтий
Лакмоїд	4.4-6.2	Червоний → жовтий
Бромкрезоловий пурпуровий	5.2-6.8	Жовтий → пурпуровий
Бромтимоловий синій	6.0-7.6	Жовтий → синій
Нейтральний червоний	6.8-8.0	Червоний → жовтий
Феноловий червоний	6.8-8.4	Жовтий → червоний
Крезоловий червоний	7.2-8.8	Жовтий-пурпурово-червоний
α-Нафтолфталеїновий	7.4-8.6	Жовтувато-рожевий → зеленувато-синій
Крезоловий пурпуровий	7.4-9.0	Жовтий → фіолетовий
Тимоловий синій	8.0-9.6	Жовтий → синій
Фенолфталеїн	8.2-10.0	Безбарвний → червоний
Тимолфталеїн	9.4-10.6	Безбарвний → синій
Алізариновий жовтий Р	10.0-12.0	Світло-жовтий → червоно-оранжевий
Мелахітовий зелений	11.4-13.0	Зеленувато-блакитний → безбарвний
Індигокармін	11.6-14.0	Синій → жовтий

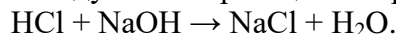
Таблиця – Залежність між реакцією розчину, приблизним значенням рН і кольоровим індикатором

Реакція розчину	рН	Індикатор	Колір
Лужна	> 8	Лакмусовий папір Тимоловий синій	Синій Сірий або фіолетово-синій
Слабколужна	8.0 – 10.0	Фенолфталеїн Тимоловий синій	Від безбарвного до рожевого Сірий
Сильнолужна	> 10	Фенолфталеїновий папір Тимоловий синій	Червоний Фіолетово-синій
Нейтральна	6.0 – 8.0	Метиловий червоний Феноловий червоний	Жовтий Жовтий або рожевий
Нейтральна за тропеоліном ОО	> 3.0	Тропеолін ОО	Жовтий
Нейтральна за диметиловим жовтим	> 4.0	Диметиловий жовтий	Жовтий, червоний після додавання 0,1мл 0,1 М розчину кислоти
Нейтральна за метиловим червоним	4.5 – 6.0	Метиловий червоний	Оранжево-червоний
Нейтральна за фенолфталеїном	< 8.0	Фенолфталеїн	Безбарвний; рожевий або червоний після додавання 0,05 мл 0,1 розчину основи
Кисла	< 6	Метиловий червоний Бромтимоловий синій	Оранжевий або червоний Жовтий
Слабкокисла	4.0 – 6.0	Метиловий червоний Бромкрезоловий зелений	Оранжевий Зелений або синій
Сильнокисла	< 4	Конго червоного папір Диметиловий жовтий	Зелений або синій Оранжевий або червоний

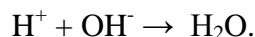
Індикатори змінюють своє забарвлення, тому що молекули та іони індикатора мають різне забарвлення, а наявність молекул або іонів залежить від реакції середовища розчину. Залежно від типу хімічної реакції титрометричний аналіз поділяється на різні методи: нейтралізації, осадження, комплексонометрії, оксидиметрії.

Ми розглянемо метод нейтралізації або метод кислотно-основного титрування.

Метод нейтралізації – це метод об'ємного аналізу, в якому використовуються титровані розчини кислот та лугів. В основі методу лежить реакція нейтралізації. Наприклад:



Скорочене іонне рівняння:



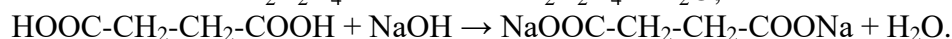
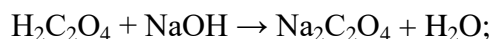
Це основне рівняння методу нейтралізації. Залежно від титрованого розчину метод нейтралізації ділиться на метод алкаліметрії та ацидиметрії.

Алкаліметрія.

Алкаліметрія – це метод визначення кислот та солей, які дають під час гідролізу кислу реакцію, за допомогою титрованого розчину луку.

Титровані робочі розчини методу – це розчини NaOH або KOH. Так як склад їх несталий (поглинають із повітря воду і вуглекислий газ), спочатку готують розчин з а приблизною наважкою, а потім встановлюють титр з а вихідними речовинами.

Вихідними речовинами в алкаліметрії є щавлева кислота (оксалатна) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (HOOC–COOH) або янтарна кислота HOOC–CH₂–CH₂–COOH (сукцинат), які взаємодіють із робочим розчином луку так:



Хід титрування характеризується кривою титрування. Крива титрування показує зміну рН розчину, що титрується, залежно від об'єму титрованого.

Застосування алкаліметрії в медицині

Існує багато методів визначення концентрації речовин, але алкаліметрію використовують для попереднього аналізу або в тих випадках, коли немає можливості застосувати інші методи.

Методом алкаліметрії можна визначити:

а) HCl – 8,2-8,3%-ний розчин застосовується як фармакопейний препарат для підвищення кислотності шлункового соку;

H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_3BO_3 , CH_3COOH , лимонна та ін. – використовуються в фармації для аналізу;

б) можна визначати кислотність шлункового соку, сечі.

Ацидиметрія.

Ацидиметрія – це метод визначення основ та солей, що дають під час гідролізу лужну реакцію, титрованим розчином кислоти.

Титровані робочі розчини методу – це розчини HCl або H_2SO_4 . Склад їх несталий (HCl випаровується, «димить», а H_2SO_4 поглинає з повітря воду), спочатку готують розчин з а приблизною наважкою, а потім встановлюють титр з а вихідними речовинами.

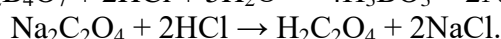
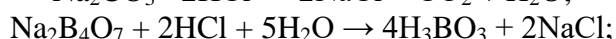
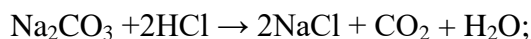
Вихідними речовинами в ацидиметрії є:

натрій карбонат – Na_2CO_3 ;

натрій тетраборат (бура) – $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;

натрій оксалат – $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

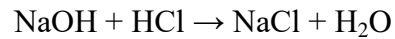
Вони реагують із робочим розчином кислоти так:



Ці солі використовують як вихідні речовини, тому що вони в результаті гідролізу у дають лужну реакцію і можуть титруватися кислотою.

Хід титрування графічно виражають кривою титрування.

А) Сильна основа титрується сильною кислотою:



В) Слабка основа титрується сильною кислотою. Наприклад: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Під час титрування сильною кислотою краще взяти індикатор метилоранж.

Застосування ацидіметрії в медицині

Ацидіметрію також використовують для попереднього аналізу або в тих випадках, коли немає можливості застосувати інші методи.

Методом ацидіметрії можна визначати:

- NaOH, KOH – використовують в фармації для аналізу;
- NH_4OH – визначають в питній воді, його надлишок негативно впливає на ЦНС; визначають концентрацію лікарського препарату (3%-ий розчин);
- NaHCO_3 – антацидний засіб, необхідно знати його чистоту;
- визначають тимчасову твердість води;
- визначають рН кишкового соку.