Зміст

ЗМІСТ **1**

ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ АНІОНІВ **2**

ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА **2**

РЕАКЦІЇ АНІОНІВ ПЕРШОЇ АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ **3**
Реакції сульфат-аніонів 3
Реакції сульфіт-аніонів 3
Реакції тіосульфат-аніонів. 4
Реакції карбонат-аніонів 5
Реакції фосфат-аніонів 5
Реакції оксалат-аніонів 6
Реакції арсенат-аніонів 6
Реакція арсеніт-аніонів 6
Реакції хромат-аніонів і дихромат-аніонів 7
Реакції силікат-аніонів 7
Реакції тетраборат-аніонів і метаборат-аніонів 7
Реакція фторид-аніонів 8

РЕАКЦІЇ АНІОНІВ ДРУГОЇ АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ **8**
Реакції йодид-аніонів 8
Реакції сульфід-аніонів 9

РЕАКЦІЇ АНІОНІВ ІІІ АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ **10**
Реакції нітрат-аніонів 10
Реакція нітрит-аніонів 11

РЕАКЦІЇ АНІОНІВ ОРГАНІЧНИХ КИСЛОТ **11**
Реакція ацетат-аніонів 11
Реакції тартрат-аніонів 12
Реакції цитрат-аніонів 12
Реакції бензоат-аніонів 12
Реакції саліцилат-аніонів 13

АНАЛІЗ СУМІШІ АНІОНІВ **13**

СИСТЕМАТИЧНИЙ АНАЛІЗ РЕЧОВИНИ **16**

Список цитованої літератури **18**

ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ АНІОНІВ

ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА

Аніони утворюють в основному ***p-елементи*** B, C, Si, N, P, As, Sb, S, Se, Te, F, Cl, Br, I, а також деякі ***d-елементи*** (V, Nb, Ta, Cr, Mo, W, Mn тощо). Високу здатність до утворення аніонів мають ***p-елементи***, розташовані у верхньому правом кутку таблиці Д. И. Менделєєва – фтор, хлор, бром, йод, сірка тощо. Через те, що ***p-елементи*** можуть мати змінний ступінь окислення, вони здатні до утворення різних кислот, причому сила кислот зростає зі збільшенням ступеня окислення елемента. Більшість ***p-елементів*** утворюють кисневі кислоти (H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4, H_3BO_3 тощо), тільки елементи VIA і VIIA підгруп утворюють безкисневі кислоти: HF, HCl, HBr, H_2S тощо.

За окисно-відновними властивостями аніони поділяють на:

- **аніони-окисники**, в яких елемент має вищий ступінь окислення (CrO_4^{2-} ClO_4^-, NO_3^- тощо);
- **аніони-відновники,** які містять хімічний елемент з мінімальним ступенем окислення ($C1^-$, Br^-, S^{2-});
- **нейтральні аніони** не виявляють ні окисних, ні відновних властивостей, наприклад CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, SO_4^{2-}. Але іони SO_4^{2-} у складі концентрованої сірчаної кислоти можуть проявляти властивості окисника.

Деякі аніони (SO_3^{2-}, NO_2^-) можуть проявляти і відновні, і окислювальні властивості у залежності від умов проведення реакцій.

В аналітичній класифікації аніонів використана здатність різних аніонів утворювати не розчинні у воді солі барію та срібла. За цією класифікацією всі аніони поділяють на три групи:

I група аніонів – солі барію у воді не розчиняються: SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, $S_2O_3^{2-}$, $C_2O_4^{2-}$, $B_4O_7^{2-}$, IO_4^-, IO_3^-, AsO_4^{3-}, AsO_3^{3-}, F^-, CrO_4^{2-} і $Cr_2O_7^{2-}$, а також деякі аніони органічних кислот: тартрат-аніони $C_4H_4O_6^{2-}$, цитрат-аніони $C_6H_5O_7^{3-}$. Аніони I аналітичної групи утворюють не розчинні у воді осади барієвих солей, які розчинні в кислотах, за винятком сульфату барію. Тому осадження аніонів I аналітичної групи проводять у нейтральному або слабколужному середовищі. Аніони I аналітичної групи (крім F^-) утворюють з іонами срібла осади солей, розчинні в азотній кислоті (відмінність від аніонів II групи). Не розчинні у воді також свинцеві солі аніонів I групи. Аніони I групи у розчинах безбарвні (крім деяких аніонів d-елементів, наприклад CrO_4^{2-} жовтого кольору, $Cr_2O_7^{2-}$ оранжевого кольору, MnO_4^- червоно-фіолетового кольору) .

II група аніонів – солі срібла не розчиняються у воді й азотній кислоті: Cl^-, Br^-, I^-, SCN^-, CN^-, $C_6H_5COO^-$ (бензоат-аніон). Аніони I групи також дають осади срібних солей, але ці осади розчинні в азотній кислоті, тому в присутності HNO_3 осадження I групи не відбувається. Аніони II групи у розчині безбарвні, але легко поляризуються, створюючи забарвленої сполуки з катіонами *p-елементів* і *d-елементів.* Їхні барієві солі розчинні у

воді (відмінність від аніонів I групи).

III група аніонів – солі барію і срібла розчинні у воді: NO_3^-, NO_2^-, CH_3COO^-, BrO_3^-, ClO_4^-, саліцилат-аніон. Загального групового реагенту ці аніони не мають. Аніони III групи у розчині безбарвні.

Більшість аніонів виявляють дробним методом, тому групові реагенти застосовують тільки при виявленні груп аніонів, що позбавляє від необхідності у випадку негативної реакції з груповими реагентами шукати в розчині аніони відповідної групи.

РЕАКЦІЇ АНІОНІВ ПЕРШОЇ АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

Реакції сульфат-аніонів

Реакція з розчинами солей барію. Іони барію з сульфат-аніонами утворюють не розчинний у кислотах і лугах осад $BaSO_4$ білого кольору:

$$SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow$$

Реакція з іонами свинцю. Сульфат-аніони з іонами свинцю утворюють білий осад $PbSO_4$:

$$SO_4^{2-} + Pb^{2+} = PbSO_4\downarrow$$

Осад $PbSO_4$ розчинний при нагріванні в лугах та ацетаті амонію:

$$PbSO_4 + 4NaOH = Na_2[Pb(OH)_4] + Na_2SO_4$$

$$PbSO_4 + 4OH^- = [Pb(OH)_4]^{2-} + SO_4^{2-}$$

$$PbSO_4 + 4CH_3COONH_4 = (NH_4)_2[Pb(CH_3COO)_4] + (NH_4)_2SO_4$$

$$PbSO_4 + 4CH_3COO^- = [Pb(CH_3COO)_4]^{2-} + SO_4^{2-}$$

Реакції сульфіт-аніонів

Дія мінеральних кислот. При дії мінеральних кислот на сульфіт-аніони утворюється сірчиста кислота, яка розкладається на діоксид сірки та воду:

$$SO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SO_3 \rightarrow SO_2\uparrow + H_2O$$

Діоксид сірки можна виявити за характерним різким запахом горілої сірки або ж за реакціями знебарвлення розчину йоду або $KMnO_4$:

$$SO_2 + I_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HI$$

$$SO_2 + I_2 + 2H_2O = 4H^+ + SO_4^{2-} + 2I^-$$

$$5SO_2 + 2KMnO_4 + 2H_2O = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 2H_2SO_4$$

$$\begin{array}{r|l} & \overset{+7}{Mn} + 5e = \overset{+2}{Mn} \\ 2 & \\ & \overset{+4}{S} - 2e = \overset{+6}{S} \\ 5 & \\ \hline & 10 \end{array}$$

Дія солей барію. Хлорид барію з нейтральних розчинів, що містять сульфіт-аніони, осаджує білий осад сульфіту барію, який добре розчиняється в мінеральних кислотах:

$$SO_3^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_3\downarrow.$$

Осад розчиняється у розведеній HCl:

$$BaSO_3 + 2HCl = H_2SO_3 + BaCl_2$$

$$H_2SO_3 = SO_2\uparrow + H_2O$$

При розчиненні сульфіту барію в соляній кислоті може залишатись більша або менша кількість осаду, що не розчинився. Це означає, що сульфіт частково окислився до сульфату, а сульфат барію практично не розчиняється в кислотах. Слід мати на увазі, що хлорид барію не утворює осаду з сульфіт-аніонами у кислих розчинах.

Дія окисників. **Окисники (перманганат калію, бромна вода, розчин йоду) окислюють сульфіт-аніони до сульфат-аніонів, при цьому знебарвлюються розчини вказаних реагентів. Приклад:**

$5K_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 6K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O$

$$\begin{array}{r|l} 2 & \overset{+7}{Mn} + 5e = \overset{+2}{Mn} \\ 5 & \overset{+4}{S} - 2e = \overset{+6}{S} \\ \hline & 10 \end{array}$$

$Na_2SO_3 + I_2 + H_2O = Na_2SO_4 + 2HI.$

$SO_3^{2-} + I_2 + H_2O = SO_4^{2-} + 2I^- + 2H^+.$

Дія відновників. **При дії відновників, наприклад металічного цинку у кислому середовищі, сульфіти відновлюються до сірководню:**

$Na_2SO_3 + 3Zn + 8HCl = 2NaCl + H_2S + 3ZnCl_2 + 3H_2O$

$$\begin{array}{r|l} 1 & \overset{+4}{S} + 6e = \overset{-2}{S} \\ 3 & \overset{0}{Zn} - 2e = \overset{+2}{Zn} \\ \hline & 6 \end{array}$$

Сірководень, що виділяється, легко виявити по запаху або за почорнінням паперу, змоченого розчином солі свинцю:

$H_2S + Pb^{2+} = PbS\downarrow + 2H^+$

Дія сірководню. При пропусканні сірководню у підкислені розчини сульфітів випадає в осад вільна сірка:

$SO_3^{2-} + 2H_2S + 2H^+ = 3S + 3H_2O.$

Слід пам'ятати, що перебування в кислих розчинах одночасно сірчистої кислоти(H_2SO_3) і сірководню (H_2S) неможливе. Одночасно вони можуть перебувати лише в лужних розчинах.

Дія органічних барвників. Фуксин і малахітовий зелений (та деякі інші органічні барвники) знебарвлюються нейтральними розчинами сульфітів. Кислі розчини спочатку нейтралізують гідрокарбонатом натрію, а лужні – пропусканням вуглекислого газу до знебарвлення фенолфталеїну.

Реакції тіосульфат-аніонів.

Дія мінеральних кислот. Мінеральні кислоти при дії на тіосульфат-аніони утворюють тіосірчану кислоту, яка розкладається на воду, діоксид сірки та сірку:

$$S_2O_3^{2-} + 2H^+ = H_2S_2O_3 \rightarrow SO_2 + S\downarrow + H_2O$$

Дія розчину нітрату срібла. Тіосульфат-аніон утворює з іонами срібла білий осад $Ag_2S_2O_3$:

$$2Ag^+ + S_2O_3^{2-} = Ag_2S_2O_3,$$

Білий осад $Ag_2S_2O_3$ розкладається, утворюючи чорний осад Ag_2S:

$$Ag_2S_2O_3\downarrow + H_2O = Ag_2S\downarrow + H_2SO_4$$

Дія солей барію. Тіосульфат-аніони з іонами барію утворюють білий осад:

$$S_2O_3^{2-} + Ba^{2+} = BaS_2O_3\downarrow$$

Осад розчинний у мінеральних кислотах (HCl, HNO_3) з одночасним утворенням осаду сірки:

$$BaS_2O_3\downarrow + 2HCl = BaCl_2 + SO_2 + S\downarrow + H_2O$$

Дія окисників. Тіосульфат-аніони знебарвлюють розчин йоду:

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 = Na_2S_4O_6 + 2NaI$$

$$2S_2O_3^{2-} + I_2 = S_4O_6^{2-} + 2I^-$$

Реакції карбонат-аніонів

Дія мінеральних кислот. Карбонат-аніони під дією мінеральних кислот розкладаються з виділенням CO_2:

$$CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$

При пропусканні CO_2 через розчин $Ca(OH)_2$ (вапняну воду) відбувається помутніння розчину, тому що утворюється $CaCO_3$:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

Дія розчину сульфату магнію. Карбонат-аніони з солями магнію утворюють білий осад $MgCO_3$:

$$CO_3^{2-} + Mg^{2+} = MgCO_3$$

Гідрокарбонати дають таку ж реакцію, тільки при кип'ятінні:

$$2HCO_3^- + Mg^{2+} \xrightarrow{T} MgCO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Дія солей барію. Карбонат-аніони з солями барію утворюють білий осад $BaCO_3$:

$$CO_3^{2-} + Ba^{2+} = BaCO_3,$$

Осад розчинний у соляній кислоті або азотній кислоті та солях амонію:

$$BaCO_3 + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O + Ba^{2+}$$

$$BaCO_3 + 2NH_4Cl = BaCl_2 + 2NH_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$BaCO_3 + 2NH_4^+ = Ba^{2+} + 2NH_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Реакції фосфат-аніонів

Дія розчину нітрату срібла. Іони срібла з фосфат-аніонами утворюють осад жовтого кольору Ag_3PO_4:

$$3Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4\downarrow$$

Осад розчинний в азотній кислоті і розчині аміаку:

$$Ag_3PO_4 + 3H^+ = 3Ag^+ + H_3PO_4$$

$$Ag_3PO_4 + 6NH_3 = 3[Ag(NH_3)_2]^+ + PO_4^{3-}$$

Дія магнезіальної суміші. Фосфат-аніони з магнезіальною сумішшю ($MgCl_2$ + $NH_3 \cdot H_2O$ + NH_4Cl) утворюють кристалічний осад $MgNH_4PO_4$ білого кольору:

$$HPO_4^{2-} + NH_3 + Mg^{2+} = MgNH_4PO_4\downarrow$$

Реакції оксалат-аніонів

Дія розчину хлориду кальцію. Оксалат-аніони з солями кальцію утворюють білий кристалічний осад CaC_2O_4:

$$C_2O_4^{2-} + Ca^{2+} = CaC_2O_4$$

Осад розчинний у мінеральних кислотах, не розчиняється в оцтовій кислоті:

$$CaC_2O_4 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2C_2O_4$$

Дія солей барію. Оксалат-аніони з солями барію утворюють білий осад CaC_2O_4:

$$C_2O_4^{2-} + Ba^{2+} = BaC_2O_4$$

Осад розчинний у мінеральних кислотах (при кип'ятінні):

$$BaC_2O_4 + 2H^+ = H_2C_2O_4 + Ba^{2+}$$

Дія розчину $KMnO_4$. Оксалат-аніони в кислому середовищі при нагріванні знебарвлюють розчин $KMnO_4$:

$$2MnO_4^- + 5C_2O_4^{2-} + 16H^+ = 10CO_2 + 2\ Mn^{2+} + 8H_2O$$

Реакції арсенат-аніонів

Дія нітрату срібла. Арсенат-аніони з солями срібла утворюють осад Ag_3AsO_4 шоколадного кольору:

$$AsO_4^3 + 3Ag^+ = Ag_3AsO_4\downarrow$$

Осад розчинний в HNO_3, у розчині NH_3:

Дія солей барію. Арсенат-аніони з солями барію утворюють білий осад $Ba_3(AsO_4)_2$:

$$2AsO_4^{3-} + 3Ba^{2+} = Ba_3(AsO_4)_2\downarrow$$

Осад розчинний у мінеральних кислотах:

$$Ba_3(AsO_4)_2+6H^+ = 2H_3AsO_4 + 3Ba^{2+}$$

Дія магнезіальної суміші. Магнезіальна суміш ($MgCl_2 + NH_3 + NH_4Cl$) утворює кристалічний осад $MgNH_4AsO_4$ білого кольору:

$$AsO_4^3 + Mg^{2+} + NH_4^+ = MgNH_4AsO_4\downarrow$$

Проведенню реакції заважають фосфат-аніони. Арсеніт-аніони аналогічної реакції не дають.

$$Ag_3AsO_4 + H^+ = 3Ag^+ + H_3AsO_4$$

$$Ag_3AsO_4 + 6NH_3 = 3[Ag(NH_3)_2]^+ + AsO_4^{3-}$$

Дія розчину йодиду калію. Арсенат-аніон в середовищі концентрованої HCl окислюють розчин йодиду калію. Йод, що виділяється, забарвлює шар хлороформу в фіолетовий колір:

$$AsO_4^{3-} + 2H^+ +2I^- = AsO_3^{3-} + H_2O + I_2$$

Реакція арсеніт-аніонів

Дія розчинів сульфідів. Арсеніт-аніони в кислому середовищі з сірководнем утворюють жовтий осад As_2S_3:

$$AsO_3^{3-} + 3H_2S = As_2S_3\downarrow + 6H_2O$$

Осад не розчиняється в HCl, розчинний в NH_3:

$$As_2S_3 + 3H_2O + 6NH_3 = (NH_4)_3AsO_3 + (NH_4)_3AsS_3$$

$$As_2S_3 + 3H_2O + 6NH_3 = AsO_3^{3-} + AsS_3^{3-} +6NH_4^+$$

Дія розчинів нітрату срібла. Іони срібла з арсеніт-аніонами утворюють осад жовтого кольору Ag_3AsO_3:

$$3Ag^+ + AsO_3^{3-} = Ag_3AsO_3\downarrow$$

Осад розчиняється в азотній кислоті і розчині аміаку:

$$Ag_3AsO_3 + 3HNO_3 = 3AgNO_3 + H_3AsO_3$$

$$Ag_3AsO_3 + 3H^+ = 3Ag^+ + H_3AsO_3$$

$$Ag_3AsO_3 + 6NH_3 = [Ag(NH_3)_2]_3AsO_3$$

$$Ag_3AsO_3 + 6NH_3 = 3[Ag(NH_3)_2]^+ + AsO_3^{3-}$$

Дія розчину йоду. Арсеніт-аніони в слабколужному середовищі (насичений розчин $NaHCO_3$) знебарвлюють розчин йоду:

$$AsO_3^{3-} + 2OH^- + I_2 = AsO_4^{3-} + H_2O + 2I^-$$

Реакції хромат-аніонів і дихромат-аніонів

Дія солей барію. Хромат і дихромат-аніони із солями барію утворюють жовтий осад $BaCrO_4$:

$$CrO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaCrO_4\downarrow$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 2Ba^{2+} + H_2O = 2BaCrO_4\downarrow + 2H^+$$

Дія розчину йодиду калію. Дихромат-аніони у кислому середовищі окислюють розчин KI до вільного йоду, який забарвлює хлороформний шар у червоно-фіолетовий колір:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6I^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3I_2$$

Реакції силікат-аніонів

Дія солей барію. Силікат-аніони з солями барію утворюють білий осад $BaSiO_3$:

$$SiO_3^{2-} + Ba^{2+} = BaSiO_3$$

Осад розкладається під дією кислот і утворює осад змінного складу $nSiO_2 .mH_2O$ (для спрощення пишуть H_2SiO_3):

Дія солей амонію. Солі амонію виділяють з розчину кремнієву кислоту:

$$Na_2SiO_3 + 2NH_4Cl = H_2SiO_3\downarrow + 2NH_3 + 2NaCl$$

$$SiO_3^{2-} + 2NH_4^+ = H_2SiO_3 + 2NH_3$$

Реакції тетраборат-аніонів і метаборат-аніонів

Забарвлення полум'я. Реакція виконується "сухим" шляхом. Тетраборат-аніони чи борат-аніони при дії концентрованої сірчаної кислоти з етиловим спиртом утворюють етиловий ефір борної кислоти, який забарвлює полум'я в зелений колір:

$$Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 + 5H_2O = 4H_3BO_3 + Na_2SO_4$$

$$H_3BO_3 + 3C_2H_5OH = (C_2H_5O)_3B + 3H_2O$$

Дія солей барію. Тетраборат-аніони з солями барію утворюють білий осад метаборату барію $Ba(BO_2)_2$:

$$Na_2B_4O_7^{2-} + BaCl_2 + 3H_2O = Ba(BO_2)_2\downarrow + 2H_3BO_3 + 2NaCl$$

$$B_4O_7^{2-} + Ba^{2+} + 3H_2O = Ba(BO_2)_2\downarrow + 2H_3BO_3$$

Для більш повного осадження реакцію проводять в лужному середовищі:

$$2H_3BO_3 + 2OH^- + Ba^{2+} = Ba(BO_2)_2 + 4H_2O$$

Осад розчинний у мінеральних кислотах:

$$Ba(BO_2)_2 + 2H^+ + 2H_2O = Ba^{2+} + 2H_3BO_3$$

Реакція фторид-аніонів

Дія солей барію. Фторид-аніони з солями барію утворюють білий осад BaF_2:

$$Ba^{2+} + 2F^{-} = BaF_2\downarrow$$

Осад розчиняється в мінеральних кислотах:

$$BaF_2 + 2HCl = BaCl_2 + 2HF$$
$$BaF_2 + 2H^{+} = Ba^{2+} + 2HF$$

Дія сірчаної кислоти. Утворення фториду кремнію. При дії сірчаної кислоти на фторид-аніони утворюється фтористий водень, який взаємодіє зі склом пробірки і утворює газоподібний фторид кремнію. Він реагує з водою і утворює гель кремнієвої кислоти:

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HF\uparrow$$
$$SiO_2 + 4HF = SiF_4\uparrow + 2H_2O$$
$$SiF_4 + 3H_2O = H_2SiO_3 + 4HF$$

РЕАКЦІЇ АНІОНІВ ДРУГОЇ АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

Реакції хлорид-аніонів

Дія розчинів нітрату срібла. Хлорид-аніони з іонами срібла утворюють білий осад AgCl:

$$Cl^{-} + Ag^{+} = AgCl\downarrow$$

Осад розчиняється в розчині аміаку:

$$AgCl + 2NH_3 = [Ag(NH_3)_2]Cl^{-}$$
$$AgCl + 2NH_3 = [Ag(NH_3)_2]^{+} + Cl^{-}$$

Реакції бромід-аніонів

Дія розчину нітрату срібла. Бромід-аніони з іонами срібла утворюють жовтий осад AgBr:

$$Br^{-} + Ag^{+} = AgBr\downarrow$$

Осад погано розчиняється в розчині аміаку, добре розчиняється в розчині тіосульфату натрію, утворюючи комплексну сіль $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$:

$$AgBr + 2Na_2S_2O_3 = Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + NaBr$$
$$AgBr + 2S_2O_3^{2-} = [Ag(S_2O_3)_2]^{3-} + Br^{-}$$

Дія окисників. При дії окисників (хлорамін, або хлорна вода, або перманганат калію) у кислому середовищі бромід-аніони окислюються до вільного брому. Вільний бром забарвлює шар органічного розчинника (наприклад хлороформу) у бурий колір:

$$2KBr + Cl_2 = Br_2 + 2KCl$$
$$2Br^{-} + Cl_2 = Br_2 + 2Cl^{-}$$

Реакції йодид-аніонів

Дія розчину нітрату срібла.

Йодид-аніони з іонами срібла утворюють жовтий осад AgI:

$$I^{-} + Ag^{+} = AgI\downarrow$$

Осад не розчиняється у розчині аміаку(відмінність від хлориду та броміду срібла). Йодид срібла розчиняється в розчині тіосульфату натрію або ціанідах, утворюючи розчинні у воді комплексні сполуки:

$$AgI + 2Na_2S_2O_3 = Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + NaI$$
$$AgI + 2S_2O_3^{2-} = [Ag(S_2O_3)_2]^{3-} + I^{-}$$

$$AgI + 2NaCN = Na[Ag(CN)_2] + NaI$$
$$AgI + 2CN^- = [Ag(CN)_2]^- + I^-$$

Дія окисників. До розчину, який містить йодид-аніони додають розбавлену сірчану кислоту (для створення кислого середовища), розчин $NaNO_2$ або $FeCl_3$ і хлороформ або інший органічний розчинник, який не змішується з водою. При збовтуванні такої суміші шар органічного розчинника забарвлюється у фіолетовий колір йодом, що утворився в результаті реакції:

$$2NaI + 2NaNO_2 + 2H_2SO_4 = I_2 + 2NO + 2Na_2SO_4 + 2H_2O$$

$$\begin{array}{r|l} & \overset{-1}{2I} - 2e = \overset{0}{I_2} \\ 1 & \\ & \overset{+3}{N} + 1e = \overset{+2}{N} \\ 2 & \\ \hline & 2 \end{array}$$

$$2NaI + 2FeCl_3 = 2FeCl_2 + 2NaCl + I_2$$

$$\begin{array}{r|l} & \overset{-1}{2I} - 2e = \overset{0}{I_2} \\ 1 & \\ & \overset{+3}{Fe} + 1e = \overset{+2}{Fe} \\ 2 & \\ \hline & 2 \end{array}$$

Дія солей свинцю. Йодид-аніони з іонами свинцю утворюють жовтий осад PbI_2 . Він розчинний при нагріванні у підкисленій оцтовою кислотою воді, а при охолодженні знову випадає у вигляді золотистих лусочок (реакція "золотого дощу"):

$$I^- + Pb^{2+} = PbI_2\downarrow$$

Реакції сульфід-аніонів

Дія розчину нітрату срібла. Сульфід-аніони з іонами срібла утворюють осад чорного кольору Ag_2S:

$$S^{2-} + 2Ag^+ = Ag_2S\downarrow$$

Дія солей кадмію. Сульфід-аніони з іонами кадмію утворюють осад жовтого кольору CdS:

$$S^{2-} + Cd^{2+} = CdS\downarrow$$

Дія кислот. При дії кислот утворюється сірководень, який можна виявити по характерному запаху або почорнінню паперу, змоченого ацетатом свинцю:

$$Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S\uparrow$$
$$S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$$
$$H_2S + Pb(CH_3COO)_2 = PbS\downarrow + 2CH_3COOH$$

Дія розчину нітропрусиду натрію. Нітропрусид натрію $Na_2[Fe(CN)_5NO]$ взаємодіє із сульфід-аніонами, утворюючи комплексну сполуку $Na_4[Fe(CN)_5NOS]$, що має червоно-фіолетове забарвлення:

$$Na_2S + Na_2[Fe(CN)_5NO] = Na_4[Fe(CN)_5NOS]$$

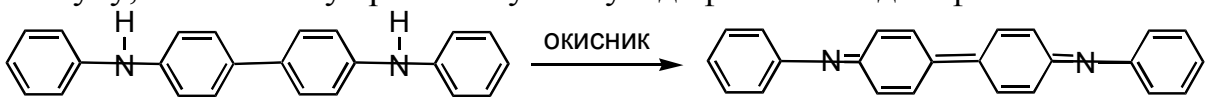
РЕАКЦІЇ АНІОНІВ III АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

Реакції нітрат-аніонів

Дія розчину дифеніламіну. Нітрат-аніони з дифеніламіном дають синє забарвлення розчину. Цей ефект пояснюється так: при дії окисників на дифеніламін спочатку утворюється безбарвна сполука дифенілбензидин.

Дифеніламін **Дифенілбензидин**

Потім дифенілбензидин окислюється, утворюючи забарвлену в синій колір сполуку, яка має таку тривіальну назву: "дифенілбензидин фіолетовий":



Дифенілбензидин фіолетовий **Дифенілбензидин**

Дія солей заліза (II). Нітрат-аніони у кислому середовищі відновлюються солями заліза (II) до оксиду азоту (II):

$$2NaNO_3 + 6FeSO_4 + 4H_2SO_4 = 3Fe_2(SO_4)_3 + 2NO + Na_2SO_4 + 4H_2O$$

$$\begin{array}{r|r|l} 6 & 3 & \overset{+2}{Fe} - 1e = \overset{+3}{Fe} \\ 2 & 1 & \overset{+5}{N} + 3e = \overset{+2}{N} \\ \hline & & 3 \end{array}$$

Потім оксид азоту(II) утворює з іонами Fe^{2+} нестійку комплексну сполуку, яка має темно-коричневе забарвлення:

$$NO + FeSO_4 = [Fe(NO)]SO_4$$

У пробірку з розчином, що аналізується, кладуть кристалик сульфату заліза(II). По стінці пробірки обережно наливають концентровану H_2SO_4. На межі сірчана кислота – розчин утворюється буре кільце $[Fe(NO)]SO_4$. Такий ефект дають також аніони NO_2^-. Тому аніони NO_2^- треба видалити (додаютьNH$_4$Cl і нагрівають розчин) перш, ніж визначати аніони NO_3^-

Дія відновників. Нітрат-аніони при дії алюмінію чи цинку в лужному середовищі відновлюються до аміаку, який легко виявити по запаху або відомими хімічними реакціями:

$$NaNO_3 + 4Zn + 7NaOH + 6H_2O = 4Na_2[Zn(OH)_4] + NH_3$$

$$\begin{array}{r|l} 4 & \overset{0}{Zn} - 2e = \overset{+2}{Zn} \\ 1 & \overset{+5}{N} + 8e = \overset{-3}{N} \\ \hline & 8 \end{array}$$

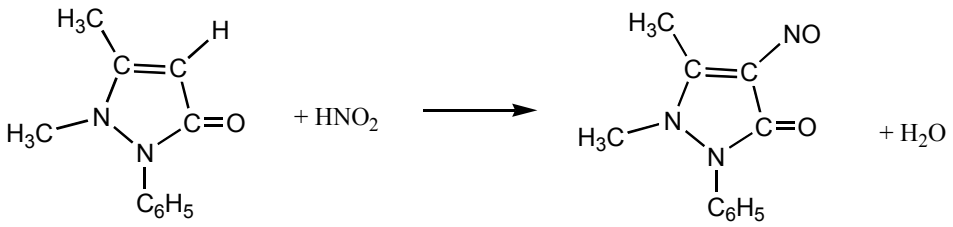
Реакція нітрит-аніонів

Дія кислот. Нітрит-аніони при дії кислот утворюють азотисту кислоту, яка розкладаються на оксиди азоту і воду:

$$2NO_2^- + 2H^+ = 2HNO_2$$

$$2HNO_2 = NO_2 + NO + H_2O$$

Дія розчину антипірину. Нітрит-аніони з антипірином утворюють у кислому середовищі нітрозоантипірин зеленого кольору:



Антипірин **Нітрозоантипірин**

Дія розчину перманганату калію. Нітрит-аніони в кислому середовищі (на відміну від нітрат-аніонів) знебарвлюють розчин перманганату калію:

$$2MnO_4^- + 6H^+ + 5NO_2^- = 2Mn^{2+} + 3H_2O + 5NO_3^-$$

Дія хлориду амонію. Нітрит-аніони взаємодіють з хлоридом амонію при нагріванні з утворенням вільного азоту і води:

$$NH_4^+ + NO_2^- = N_2 + 2H_2O$$

Ця реакція використовується для видалення нітрит-аніонів із суміші, яка містить нітрат-аніони.

Дія алюмінію в лужному середовищі. У лужному середовищі алюміній відновлює нітрит-аніони до аміаку (аналогічно взаємодіють і нітрати):

$$NO_2^- + 2A1 + OH^- + 5H_2O = 2[A1(OH)_4]^- + NH_3\uparrow.$$

Дія розчину йодиду калію. До розчину, який містить $NaNO_2$ додають KI і розбавлену сірчану кислоту (для створення кислого середовища), і хлороформ або інший органічний розчинник, який не змішується з водою. При збовтуванні такої суміші шар органічного розчинника забарвлюється у фіолетовий колір йодом, що утворився в результаті реакції:

$$2NaNO_2 + 2KI + 2H_2SO_4 = I_2 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 2NO + 2H_2O$$

РЕАКЦІЇ АНІОНІВ ОРГАНІЧНИХ КИСЛОТ

Реакція ацетат-аніонів

Реакція етерифікації. При дії на оцтову кислоту етанолу в присутності концентрованої сірчаної кислоти утворюється етилацетат з характерним запахом:

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \xrightarrow{\text{лонц.}H_2SO_4} CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

Дія розчину хлориду заліза (III). Ацетат-аніони у нейтральних розчинах з іонами заліза (III) утворюють комплексну сполуку бурого кольору $[(CH_3COO)_6Fe_3(OH)_2]Cl$:

$$3FeCl_3 + 8CH_3COONa + 2H_2O = [(CH_3COO)_6Fe_3(OH)_2]Cl + 8NaCl + 2CH_3COOH$$

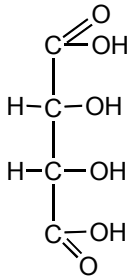
$$3Fe^{3+} + 8CH_3COO^- + 2H_2O = [(CH_3COO)_6Fe_3(OH)_2]^+ + 2CH_3COOH$$

Дія кислот. Ацетат-аніони при дії мінеральних кислот утворюють оцтову кислоту, яку легко виявити по запаху:

$$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$$

Реакції тартрат-аніонів

Дія розчину хлориду калію. Тартрат-аніони – це кислотні залишки винної кислоти $H_2C_4H_4O_6$:



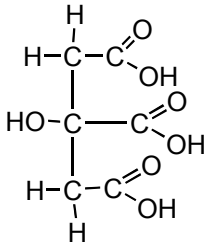
З хлоридом калію тартрат-аніони утворюють характерний білий кристалічний осад $KHC_4H_4O_6$:

$$KCl + NaHC_4H_4O_6 = KHC_4H_4O_6\downarrow + NaCl$$

Дія резорцину. Тартрат-аніони утворюють з резорцином у присутності концентрованої сірчаної кислоти червоне забарвлення.

Реакції цитрат-аніонів

Дія хлориду кальцію. Цитрат-аніони – це кислотні залишки трьохосновної лимонної кислоти $H_3C_6H_5O_7$:



При додаванні до нейтрального розчину цитрат-аніонів хлориду кальцію розчин залишається прозорим, при кип'ятінні утворюється білий осад:

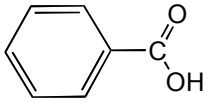
$$2Na_3C_6H_5O_7 + 3CaCl_2 = Ca_3(C_6H_5O_7)_2\downarrow + 6NaCl$$

Осад $Ca_3(C_6H_5O_7)_2$ розчиняється в соляній кислоті:

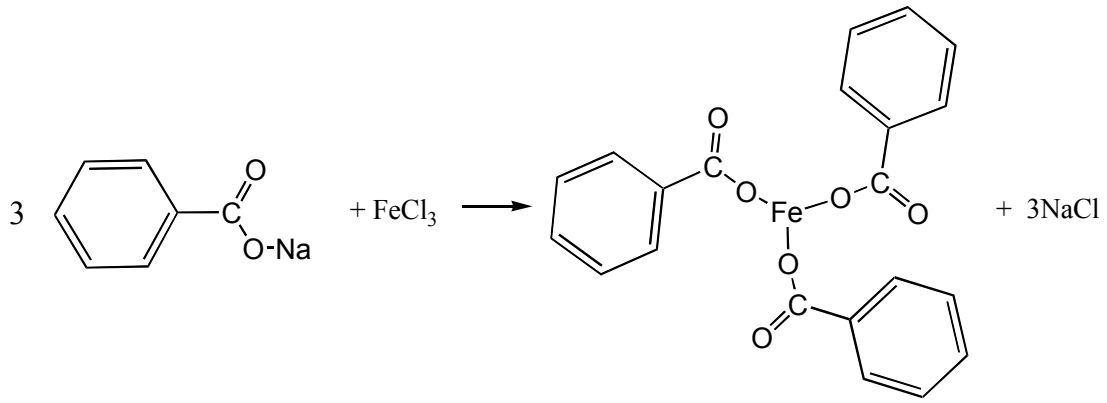
$$Ca_3(C_6H_5O_7)_2\downarrow + 6HCl = 3CaCl_2 + 2H_3C_6H_5O_7$$

Реакції бензоат-аніонів

Дія розчину хлориду заліза (III). Бензоат-аніони – це кислотні залишки бензойної кислоти:



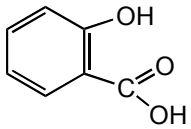
Бензоат-аніони у нейтральному середовищі з іонами заліза (III) утворюють осад рожево-жовтого кольору:



або $3C_6H_5COONa + FeCl_3 = Fe(C_6H_5COO)_3 + 3NaCl$

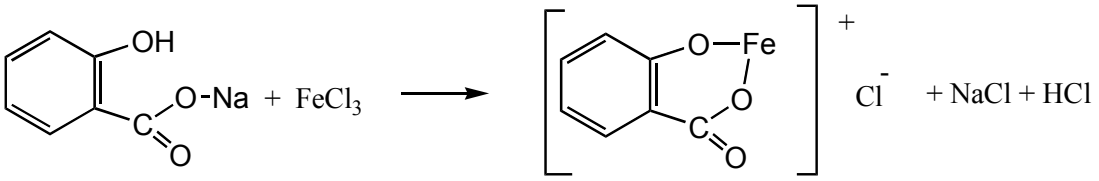
Реакції саліцилат-аніонів

Дія розчину хлориду заліза (III). Саліцилат-аніони – це кислотні залишки саліцилової кислоти:



Для зручності формулу саліцилової кислоти позначають HSal, а кислотний залишок – Sal^-.

Саліцилат-аніони утворюють з іонами заліза (III) сполуки, забарвлені в залежності від концентрації саліцилат-аніонів від синьо-фіолетового кольору:



до червоно-фіолетового кольору:

$$3NaSal + FeCl_3 = Na_3[Fe(Sal)_3] + 3HCl$$

АНАЛІЗ СУМІШІ АНІОНІВ

Аналіз суміші аніонів починають після того, як провели аналіз катіонів.. Наприклад, якщо знайдені в розчині катіони барію, стронцію або свинцю, то в ньому не може бути аніонів SO_4^{2-}. Наявність у розчині, що аналізується, катіонів Ag^+ або Hg_2^{2+} є ознакою того , що у цьому розчині не може бути тих аніонів, які з катіонами Ag^+ чи Hg_2^{2+} утворюють нерозчинні солі(хлор, бром, йод тощо).

Аналізу аніонів заважають майже всі катіони крім калію, натрію та амонію. Причиною цього є те, що деякі катіони здатні утворювати осади з аніонами, мають забарвлення, проявляють окисно-відновні властивості, Для видалення катіонів лужноземельних, важких металів проводять "содову витяжку". Для цього розчин досліджуваної речовини кип’ятять з розчином Na_2CO_3. При цьому аніони залишаються в розчин, а катіони утворюють відповідні сполуки, які не розчиняються (карбонати , гідроксиди або основні солі) Приклади:

$$Ba^{2+} + CO_3^{2-} = BaCO_3\downarrow$$

$$Fe^{2+} + CO_3^{2-} = FeCO_3\downarrow$$
$$4FeCO_3 + 6H_2O + O_2 = 4Fe(OH)_3\downarrow + 4CO_2$$
$$[SnCl_6]^{2-} + 2CO_3^{2-} + 2H_2O = Sn(OH)_4\downarrow + 2CO_2 + 6Cl^-$$

Винятком є катіони IV аналітичної групи. Після відділення осаду в фільтраті залишаться аніони. В цьому лужному розчині відкривають NO_3^- і NO_2^- . Потім розчин нейтралізують розведеною азотною кислотою. При проведенні "содової витяжки" в розчин вводяться карбонат-аніони, тому до цієї операції в окремій порції розчину визначають наявність карбонат-аніонів.

Більшість аніонів знаходять дробним методом, але в певній послідовності, тому що присутність одних аніонів заважає відкриванню інших. Наведений нижче хід аналізу аніонів передбачає аналіз на аніони розчину, який містить солі натрію, калію або амонію, при відсутності у розчині катіонів металів, які заважають аналізу аніонів.

Попередні досліди. Вище зазначалось, що аналіз аніонів відрізняється від аналізу катіонів. Для аніонів, як правило, не використовують систематичний хід аналізу. Розділення на групи використовують лише для того, щоб можна було після проведення групових реакцій переконатись у наявності чи відсутності певної група аніонів. Після цього за допомогою окремих характерних реакцій виявляють можливі аніони цієї аналітичної групи.

Крім групових реакцій, є ряд проб, які треба провести на початку виконання аналізу суміші аніонів. За допомогою цих проб можна зробити висновок про відсутність або наявність тих чи інших аніонів.

Визначення реакції середовища у досліджуваному розчині. Цю пробу треба робити першою, бо залежно від реакції середовища розчину можна зробити висновки про відсутність або наявність багатьох аніонів.

Якщо реакція досліджуваного розчину кисла, то в ньому не можуть бути аніони слабких кислот, а також у розчині немає аніонів, солі яких розкладаються кислотами: CO_3^{2-}, NO_2^-, S^{2-}, SO_3^{2-}, $S_2O_3^{2-}$.

Якщо ж реакція досліджуваного розчину лужна, то в розчині можуть бути всі аніони. Тоді проводять наступні попередні досліди. У пробірку вносять кілька краплин досліджуваного розчину, додають0,5мл 2 н. розчину сірчаної кислоти($c(\frac{1}{2}H_2SO_4) \approx$ 2моль/л) і старанно перемішують. Якщо при цьому не спостерігається ніяких змін, то підігрівають розчин і спостерігають за змінами, які можуть відбуваються у пробірці (утворення бульбашок газу, зміна забарвлення). При цьому можливі такі випадки:

1. Виділення газу свідчить про наявність одного або кількох аніонів: CO_3^{2-}, S^{2-}, SO_3^{2-}, $S_2O_3^{2-}$, NO_2^- тощо. За запахом і кольором газів, які виділяються. виявляють наявність окремих аніонів:

а) запах тухлих яєць (H_2S) свідчить про наявність сульфід-аніонів;

б) запах сірчистого газу (SO_2) (як при запалюванні сірників) свідчить про наявність сульфіт-аніонів і тіосульфат-аніонів або одного з них;

в) бурий колір газу (NO_2) вказує на присутність нітрит-аніонів;

г) коли немає ніяких летких кислот з різким запахом, то від дії сірчаної кислоти може з'явитися запах оцту, що свідчить про наявність

ацетат-аніонів.

2. Якщо при додаванні сірчаної кислоти гази не виділяються, то це свідчить про відсутність усіх зазначених вище аніонів.

Виявлення аніонів окисників. Якщо розчин, що аналізується, не має забарвлення, то роблять висновок про відсутність у такому розчині аніонів CrO_4^{2-} (жовтого кольору), $Cr_2O_7^{2-}$ (оранжевого кольору), MnO_4^- (червоно-фіолетового кольору). Для визначення аніонів окисників використовують 1 %-ний розчин крохмалю і розчин йодиду калію. Придатність цих розчинів для визначення аніонів окисників перевіряють таким чином. Кілька краплин розчину йодиду калію вносять в окрему пробірку, підкислюють його соляною кислотою і додають 1—2 краплини розчину крохмалю. При цьому крохмаль не повинен синіти, тобто не повинно бути вільного йоду. Після такої перевірки реагентів проводять визначення аніонів окисників. Для цього до 1 - 2 крапель досліджуваного розчину додають розчин соляної кислоти (c(HCl) ≈ 2моль/л) до кислої реакції, потім додають 2 – 3 краплі 1%-го розчину крохмалю і 3 – 5 крапель розчину йодиду калію. Посиніння розчину свідчить про наявність у розчині одного або кількох аніонів окисників: CrO_4^{2-}, MnO_4^-, NO_2^- і AsO_4^{3-} тощо.

Виявлення аніонів-відновників. До 2 – 5 крапель досліджуваного розчину додають розчин сірчаної кислоти ($c(\frac{1}{2}H_2SO_4)$≈ 2моль/л) до нейтральної реакції і ≈ 0,5мл надлишку. Потім додають краплинами розчин перманганату калію. Знебарвлення розчину перманганату калію свідчить про наявність одного або кількох аніонів-відновників: S^{2-}, SO_3^{2-}, $S_2O_3^{2-}$, NO_2^- , AsO_2^- тощо. Якщо розчин знебарвлюється лише при нагріванні, то це означає, що в ньому є оксалат-аніони.

Якщо добавлена краплина перманганату калію не знебарвлюється навіть при підігріванні розчину, то роблять висновок про відсутність аніонів-відновників.

Виявлення аніонів I групи. До окремої проби нейтрального або слабко-лужного досліджуваного розчину додають розчин хлориду барію. Якщо досліджуваний розчин має кислу реакцію, то його спочатку нейтралізують. Нейтралізувати найкраще розчином гідроксиду барію.
Утворення осаду після додавання хлориду барію свідчить про присутність аніонів I групи. Якщо осад не утворюється, це означає, що аніони I групи відсутні. Слід пам'ятати, що борат-аніони і тіосульфат-аніони осаджуються у вигляді барієвих солей лише з досить концентрованих розчинів. Отже, коли навіть після додавання хлориду барію осад не з'явиться, треба проробити окремі реакції на борат-аніони і тіосульфат-аніони.

Осад, що утворився при дії хлориду барію, перемішують з розчином і частину суміші переносять у чисту пробірку. До цієї проби додають 2 н. соляної кислоти до кислої реакції і 1 мл надлишку кислоти. Якщо осад повністю розчиниться, це свідчить про відсутність сульфату, а коли осад не розчиниться в соляній кислоті, це означає, що в досліджуваному розчині є сульфат-іони.

До другої проби з осадом барієвих солей додають оцтової кислоти. Якщо осад розчиниться повністю, це означає, що в досліджуваному

розчині відсутні сульфат-аніони, також аніони: CrO_4^{2-}, $C_2O_4^{2-}$, SO_3^{2-} і F^- (ці аніони утворюють солі барію, які не розчиняються в оцтовій кислоті). Коли ж осад не розчиняється в оцтовій кислоті, це свідчить про наявність одного або кількох із цих аніонів.

Після такого попереднього дослідження проробляють окремі реакції на кожний аніон, відсутність якого не доведено.

Виявлення аніонів II групи. До 3 – 5 крапель досліджуваного розчину додають розчин нітрату срібла і спостерігають за утворенням осаду. Якщо утворився чорний осад, це свідчить про наявність сульфід-іонів. Коли ж спочатку утворився білий осад, який поступово жовтіє І чорніє, це є ознакою наявності аніонів тіосульфату. В цю саму пробірку додають азотної кислоти; якщо осад не розчиняється, це означає, що в досліджуваному розчині є аніони II групи; коли осад повністю розчиняється в азотній кислоті, аніонів II групи немає.

Якщо в розчині є сульфід-іони, проводять другу спробу: 3 – 5 крапель досліджуваного розчину підкислюють азотною кислотою і підігрівають, щоб виділився сірководень. Потім додають розчин нітрату срібла до повного осадження аніонів II групи (невеликий надлишок іонів срібла). Утворений осад відфільтровують і обробляють розчином карбонату амонію. Фільтрують частину розчину, додають броміду калію і підкислюють азотною кислотою. Якщо при цьому утворюється осад, то це означає, що в досліджуваному розчині є хлорид-іони.

Після цього проробляють реакції на окремі іони, як описано при розгляді реакцій на відповідні аніони. Усі інші аніони, .відсутність яких не доведено попередніми дослідами, виявляють за допомогою окремих реакцій, як описано при розгляді реакцій на окремі аніони.

СИСТЕМАТИЧНИЙ АНАЛІЗ РЕЧОВИНИ

ПОПЕРЕДНІ ДОСЛІДИ

Першим етапом якісного аналізу речовини, що аналізується, є попередні досліди, результати яких часто дають можливість правильно визначити послідовність аналізу. Досліджуваний зразок може бути розчином або твердою речовиною. Далі докладно розглянуто аналіз твердої речовини,

Слід спочатку старанно оглянути зразок і визначити деякі його фізичні властивості. Таким оглядом легко встановити, металічний чи неметалічний характер має проба. Зовнішній вигляд зразка теж може дати певну інформацію про його хімічний склад. Насамперед звертають увагу на колір та кристалічну структуру. Зелене забарвлення може вказувати на присутність солей нікелю, рожеве — солей кобальту, синє – солей міді тощо. Розглядаючи зразок під мікроскопом, можна встановити його однорідність або неоднорідність і зробити попередні висновки про те, чи є досліджуваний матеріал індивідуальною хімічною сполукою, чи сумішшю кількох речовин.

Потім досліджуваний матеріал треба старанно подрібнити, щоб відібрана для аналізу проба була однорідною і відображала справжній хімічний склад усього матеріалу. Зразок розтирають у фарфоровій ступці на дрібний порошок.

Підготовлений зразок ділять на три частини: одну частину використовують для попередніх досліджень, другу – для проведення

аналізу, третю – для повторних досліджень, якщо потрібно.

Із сухим зразком проби, треба провести такі дослідження:

1. Визначення кольору полум'я. Платинову дротинку очищають, занурюючи в концентровану соляну кислоту і прожарюють у полум'ї газового пальника. Нагрітою дротинкою торкаються порошку проби. При цьому невелика частина порошку пристає до дротинки. Дротинку вносять у верхню частину полум'я газового пальника. Жовте забарвлення полум'я свідчить про наявність у пробі натрію, фіолетове – про наявність калію, цеглисто-червоне – кальцію, карміново-червоне – стронцію, жовто-зелене – барію, зелене вказує на присутність міді. Якщо полум'я не забарвлюється, пробу на дротинці змочують соляною кислотою і повторюють дослід, пам'ятаючи, що полум'я забарвлюється тільки при нагріванні летких сполук металів, наприклад хлоридів.

З попереднього дослідження не можна робити остаточних висновків; бувають випадки, коли забарвлення одного елемента маскується іншим або коли зразок навіть при обробці соляною кислотою не утворює летких хлоридів і не забарвлює полум’я газового пальника.

2. Реакції забарвлення перлів бури $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$. Платинову дротинку розжарюють у полум'ї пальника, вміщують у порошок бури і знову тримають у полум'ї, щоб на кінці дротинки утворилась прозора кулька, яка нагадує перлину. Нагрітою "перлиною" торкаються порошку проби, що аналізується. До поверхні "перлини" прилипають частинки порошку. "Перлину" прожарюють спочатку в окислювальній частині полум'я (верхня частина), а потім у відновній частині полум'я (нижня частина). Після охолодження спостерігають забарвлення перлів. В окислювальній частині полум'я перли забарвлюються сполуками кобальту і міді в синій колір, сполуки хрому дають зелене забарвлення, заліза – зеленувато-жовте, нікелю – червоно-буре. У відновному полум'ї сполуки елементів забарвлюють перли бури в такі кольори: сполуки міді – у червоно-бурий, хрому – у зелений, заліза – в бурувато-зелений, нікелю – у сірий з червоним або фіолетовим відтінком, олова (в присутності слідів міді) – у карміново-червоний.

3. Знаходження відповідного розчинника для твердого зразка. У попередніх пробах для розчинення беруть невелику кількість зразка, яка вміщується на кінчику скальпеля. Спочатку пробують розчинити зразок у холодній воді, а потім – у гарячій воді. Після повного розчинення визначають універсальним індикатором реакцію середовища у розчині. Кисла реакція свідчить про наявність вільних кислот, кислих солей (наприклад, NaH_2PO_4) або солей слабких основ і сильних кислот, які легко гідролізуються (наприклад, $AlCl_3$). Лужна реакція розчину буде тоді, коли зразок містить вільний луг ($NaOH$, $Ba(OH)_2$ тощо), солі слабких кислот і сильних основ, наприклад Na_2CO_3, Na_3PO_4. Слід звернути увагу також на колір утвореного розчину. Жовтий колір вказує на присутність катіонів заліза (III) рожевий – на присутність катіонів кобальту(II), зелений – катіонів нікелю(II), блакитний – катіонів міді(II), зелений і фіолетовий свідчать про наявність хрому(III) тощо. Утворений розчин аналізують на всі катіони за стандартною схемою.

Іноді на перший погляд здається, що речовина не розчиняється у воді, але може бути і так, що частина речовини розчинилася, а частина залишилася у твердому стані. Тоді слід твердий залишок відфільтрувати і кілька краплин фільтрату обережно випарити досуха на предметному склі або на годинниковому склі. Речовину можна вважати такою, що не розчиняється у воді, якщо після випаровування не залишається ніякого сухого залишку. Якщо залишився сухий залишок, то роблять висновок про часткову розчинність проби і фільтрат досліджують окремо за загальною схемою. Тверду речовину, яка не розчинилася у воді, пробують розчинити в кислотах.

Розчинення в кислотах. Пробують розчинити речовину в розчині HCl (c(HCl) ≈ 2моль/л), а потім, якщо потрібно, – у концентрованій HCl при кімнатній температурі і при нагріванні. Уважно стежать за явищами, що відбуваються при розчиненні. Іноді виділяються гази, що дає змогу зробити висновки про хімічний склад зразка. Так, карбонати, які не розчиняються у воді, при розчиненні в кислотах бурхливо виділяють вуглекислий газ. Запах сірководню або сірчистого газу вказує на присутність сульфідів, сульфітів або тіосульфатів металів. Бурі оксиди азоту можуть виділятися при наявності в пробі нітритів або одночасно нітратів і аніонів-відновників. У соляній кислоті не розчиняються такі сполуки, як сульфіди міді, ртуті, вісмуту тощо. Тому, незалежно від проб із соляною кислотою, другу частину речовини пробують розчинити в азотній кислоті.

Після того, як було вибрано розчинник для проби, що аналізується, розчиняють 0,5 – 1г проби у 20 – 25мл розчинника. Одержаний розчин досліджують за загальною схемою аналізу суміші катіонів шести аналітичних груп. У залежності від того, які саме катіони були знайдені у розчині, проводять у певній послідовності аналіз аніонів (див. розділ "Аналіз суміші аніонів").

Список цитованої літератури

1. Пономарев В.Д. Аналитическая химия. Часть 1. –М. Высшая школа. 1982.
–301с
2. Жаровський Ф. Г., Пилипенко А.Т., П'ятницький І.В. Аналітична хімія. - К. Вища школа. 1982. –544с.
3.Практическое руководство по аналитической химии. Часть 1. Качественный анализ. (Под р. д.ф.н., проф. А.Н. Гайдукевича) Харьков 1994 –263с.
4 Логинов Н.Я., Воскресенский А.Г., Солодкий Й.С. Аналитическая химия
–М. Просвещение. 1975 –478с.
5. Державна Фармакопея України. –Харків. 2001. –532с.
6. Харитонов Ю.А., Аналитическая химия (аналитика). Часть 1. –М. Высшая школа. 2001. –616с.