

ТЕМА: ПРОЦЕСИ ГІДРОЛІЗУ ТА АМФОТЕРНОСТІ В ХІМІЧНОМУ АНАЛІЗІ. КАТІОНИ IV АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ.

ОСНОВНІ ТЕОРЕТИЧНІ ПИТАННЯ

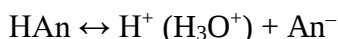
1. Протолітична теорія кислот і основ (Бренстеда-Лоурі).
2. Характеристика сили слабких кислот і основ. Константа кислотності pK_a , константа основності pK_b .
3. Поняття про буферні розчини. Значення реакцій гідролізу і амфотерних властивостей гідроксидів для аналітичного аналізу
4. Загальна характеристика катіонів IV аналітичної групи. Груповий реагент на катіони IV аналітичної групи. Алгоритм систематичного ходу аналізу суміші катіонів IV аналітичної групи.

Тези теми

1. Протолітична теорія кислот і основ Бренстеда (Бренстеда-Лоурі).

В йонній теорії С. Арреніуса поняття «кислота» і «основа» тісно пов'язані з процесом електролітичної дисоціації:

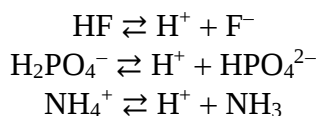
Кислоти – це електроліти, які дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та аніонів кислотного залишку:



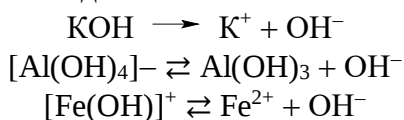
Основи – це електроліти, які в процесі дисоціації утворюють гідроксид-йони та катіони металу (амонію):



Відповідно до йонної теорії кислотами можуть бути як нейтральні молекули, так і йони, наприклад:

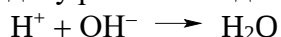


Подібні приклади можна привести і для основ:



До амфолітів відносять гідроксиди цинку, алюмінію, хрому і деякі інші, а також амінокислоти, білки, нуклеїнові кислоти.

У цілому, кислотно-основна взаємодія у розчині зводиться до реакції нейтралізації:



Тобто кислотно-основні властивості речовин за йонною теорією Арреніуса пояснюються наявністю в розчині гідроген- чи гідроксид-йонів.

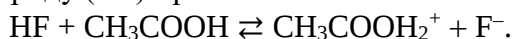
Але, ряд експериментальних даних показує обмеженість йонної теорії. Так, амоніак, органічні аміни, оксиди металів типу Na_2O , CaO , аніони слабких кислот і под. у відсутності води проявляють властивості типових основ, хоча не мають у своєму складі гідроксид-йонів.

З іншого боку, чимало оксидів (SO_2 , SO_3 , P_2O_5 і под.), нітратів, галогенангідридів кислот, які не мають у своєму складі йонів Гідрогену, навіть у відсутності води проявляють кислотні властивості, тобто нейтралізують основи.

Відмітимо, що поведінка електроліту у водному розчині та у неводному середовищі може бути протилежною. Так, CH_3COOH у воді є слабкою кислотою:



а в середовищі рідкого Гідроген флуориду (HF) проявляє властивості основи:

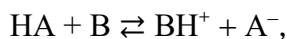


Протолітична теорія, авторами якої є І. Бренстед та Т. Лоурі трактує кислотно-основні властивості речовин за відношенням до протону.

За теорією І. Бренстеда і Т. Лоурі кислота і основа становлять спряжену пару і зв'язані рівновагою:



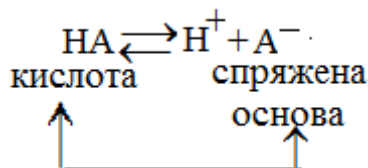
Оскільки реакція переносу протону (так звана, *протолітична реакція*) оборотна, причому у зворотному процесі теж передається протон, тобто продукти реакції є один по відношенню до іншого кислотою й основою. Це можна записати у вигляді рівноважного процесу:



де HA – кислота, B – основа, BH^+ – кислота, спряжена з основою B, A^- – основа, сопряжена з кислотою HA.

Основні положення протолітичної теорії кислот і основ Бренстеда-Лоури

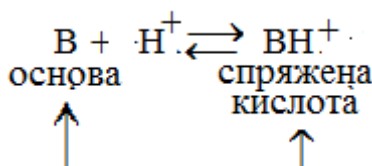
Кислоти (HA) – це речовини, молекули або йони яких можуть відщеплювати протони (донори протонів).



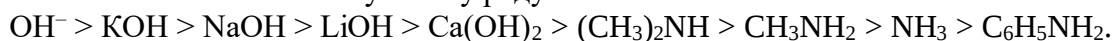
Чим легше молекула або йон віддають протон, тим сильнішими кислотними властивостями вони мають. Сила кислот зменшується в ряду:



Основа (B) – це речовини, молекули або йони яких здатні приєднувати протони (акцептори протонів). Процес приєднання протону можна описати схемою:



Чим легше молекула або йон приєднують протон, тим сильніші основні властивості вони мають. Сила основ зменшується у ряду:



Амфоліти – молекули або йони, здатні віддавати протон тим сполукам, у яких спорідненість до протону вище, і приєднувати протон, віднімаючи його у сполук з меншою до протону спорідненістю.

Типи протолітичних реакцій.

Протолітичні реакції супроводжуються переносом протону.

1. Реакція йонізації:

HCl	+	HOH	$\rightleftharpoons$	H ₃ O ⁺	+	Cl ⁻
H ₂ SO ₄	+	HOH	$\rightleftharpoons$	H ₃ O ⁺	+	HSO ₄ ⁻
кислота 1		основа 2		кислота 2		основа 1

2. Реакція нейтралізації:

H ⁺ + OH ⁻ → H ₂ O						
HCO ₃ ⁻	+	OH ⁻	$\rightleftharpoons$	CO ₃ ²⁻	+	H ₂ O
кислота 1		основа 2		кислота 2		основа 1

3. Реакція гідролізу:

CH ₃ COO ⁻	+	HOH	$\rightleftharpoons$	CH ₃ COOH	+	OH ⁻
основа 1		кислота 2		кислота 1		основа 2

2. Характеристика сили слабких кислот і основ. Константа кислотності *pKa*, константа основності *pK_b*.

У розчинах сильних кислот і основ, зважаючи на їх повну дисоціацію



концентрація іонів H^+ чи OH^- рівна концентрації кислоти (або лугу).

У розчині кислоти HCl

$$[\text{H}^+] = c_{\text{кисл.}}; \text{pH} = -\lg c_{\text{кисл.}}$$

У розчині лугу NaOH

$$[\text{OH}^-] = c_{\text{осн.}}; \text{pOH} = -\lg c_{\text{осн.}}; \text{pH} = 14 + \lg c_{\text{осн.}}$$

Більш правильно було б концентрацію H^+ -іонів в розчині сильної кислоти знаходити з рахуванням дисоціації молекул води, але в присутності сильної кислоти дисоціація води сильно

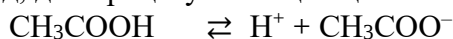
пригнічується. Тому у розчинах сильних кислот (10^{-1} – 10^{-4} моль/дм³) дисоціацією води можна нехтувати і вважати

$$c(\text{H}^+) = c_{\text{кисл.}}, \text{pH} = -\lg c_{\text{кисл.}}$$

Аналогічно для водних розчинів сильних основ.

Слід врахувати, що активності в розчинах сильних електролітів не будуть рівними концентраціям.

Для розчинів слабких кислот і основ при розрахунку pH і pOH необхідно враховувати їх **неповну** дисоціацію. Для розрахунку концентрації гідроген-іонів, а відповідно і pH, концентрації OH^- -іонів (і pOH) використовують константу рівноваги дисоціації (іонізації) слабких електролітів. Наприклад, для процесу іонізації ацетатної кислоти



константа іонізації запишеться наступним чином:

$$K(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Враховуючи, що:

1) із рівняння дисоціації бінарного електроліту

$$[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-];$$

2) концентрація недисоційованих молекул значно перевищує концентрацію дисоційованих молекул, тобто $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{недис.}} \approx c_{\text{заг.}}$;

3) концентрацією H^+ , що утворюються при дисоціації води, можна знехтувати, отримуємо:

$$K(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{H}^+]^2}{c_{\text{кисл.}}}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{кисл.}} \cdot c_{\text{кисл.}}}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{кисл.}} - \frac{1}{2} \lg c_{\text{кисл.}}$$

Аналогічно виводяться рівняння для розрахунку концентрації гідроксид-іонів у розчинах слабких основ.

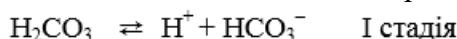
$$K(\text{NH}_4\text{OH}) = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_{\text{осн.}}}$$

Звідси

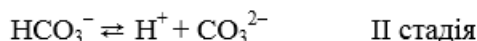
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{осн.}} \cdot c_{\text{осн.}}}; \quad \text{pOH} = \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{осн.}} - \frac{1}{2} \lg c_{\text{осн.}}$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{осн.}} + \frac{1}{2} \lg c_{\text{осн.}}$$

Багатоосновні кислоти іонізують в декілька стадій, наприклад, іонізація карбонатної кислоти:



$$K_1 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7};$$



$$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,8 \cdot 10^{-11}$$

Оскільки перша константа іонізації набагато більше за другу, концентрація іонів Гідрогену буде визначатися в основному іонізацією карбонатної кислоти за першою стадією і може бути обчислена за формулою:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_1 \cdot c_{\text{кисл.}}}$$

Знехтувати концентрацією іонів Гідрогену від дисоціації за другою стадією можливо в тих випадках, коли $K_2 < K_1$ у 1000 разів.

3. Поняття про буферні розчини. Значення реакцій гідролізу і амфотерних властивостей

гідроксидів для аналітичного аналізу

Буферними розчинами називають розчини суміші слабкої кислоти або слабкої основи і її солі: ацетатний буферний розчин ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$), амонійний буферний розчин ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$). Рівноваги в буферних системах. Розчини, здатні зберігати практично постійне значення рН при розведенні, при додаванні невеликої кількості сильних кислот або лугів, називають буферними розчинами, або буферними сумішами. До таких розчинів відносять суміші супряжених кислот і основ.

Наприклад:

CH_3COOH кислота	+	CH_3COONa супряжена основа
NH_4OH основа	+	NH_4Cl супряжена кислота

Буферні властивості проявляють суміші, які складаються:

- а) із слабкої кислоти і її солі (ацетатний, форміатний, бензоатний буферні розчини);
- б) із слабкої основи і її солі (амонійний буферний розчин);
- в) із кислих солей з різним заміщенням гідрогену металом (фосфатний буфер).

У фосфатному буферному розчині NaH_2PO_4 відіграє роль слабкої кислоти, Na_2HPO_4 – супряженої основи (сіль слабкої кислоти);

г) із кислотної солі (кислоти) і середньої солі (супряженої основи), наприклад: $\text{NaHCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$ і т. д.

Розчини, що зберігають постійне значення рН при додаванні невеликих кількостей сильних кислот і лугів, а також при розбавленні, називаються буферними системами. Буферні розчини – це суміші слабкої основи та її солі, утвореної сильною кислотою, або слабкої кислоти та її солі, утвореної сильною основою. У буферних розчинах, відповідно до теорії Бренстеда-Лоурі, головними дійовими компонентами є донор і акцептор протонів (йонів Гідрогену, H^+).

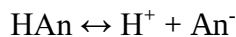
Змінюючи концентрацію кислоти і супряженої з нею основи, вдається отримати буферні розчини з заданим значенням рН. При проведенні аналітичних операцій іноді виникає необхідність підтримувати в дослідному розчині певне значення рН середовища. З цією метою використовують різні буферні системи, здатні підтримувати стаке значення рН.

Сутність буферної дії є в тому, що одна із сполук, яка входить до складу буферної системи, може пов'язувати іони гідрогену, а інша – гідроксид-іони у малодисоційовану сполуку. Якщо до ацетатного буферного розчину ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$) додати невелику кількість NaOH , то останній нейтралізується надлишком CH_3COOH , утворюючи H_2O . Замість використаних H^+ оцтова кислота, дисоціюючи, дає нові. У результаті рН розчину змінюється незначно.

Коли до ацетатного буферного розчину додається невелика кількість сильної кислоти, CH_3COO^- , з'єднуючись з іонами H^+ сильної кислоти, утворюючи молекули слабо дисоціюючої CH_3COOH . Таким чином, сильна кислота замінюється слабою оцтовою, і концентрація H^+ змінюється мало.

Розглянемо виведення формули для розрахунку рН буферної суміші на прикладі суміші, яка складається із слабкої кислоти і супряженої основи (солі слабкої кислоти), використовуючи закон діючих мас і, враховуючи вплив супряженої основи

Дисоціація слабкої кислоти у присутності солі слабкої кислоти:



Загальна рівноважна концентрація An^- буде складатися з концентрації An^- за рахунок дисоціації кислоти, яку позначимо $C_{\text{кисл}}$, і концентрації An^- за рахунок дисоціації солі $C_{\text{солі}}$.

Прийmemo $x \ll C_{\text{солі}}$ і $x \ll C_{\text{кисл}}$, тоді вираз для константи дисоціації слабкої кислоти прийме наступний вигляд:

$$K_{\text{кисл}} = \frac{x \cdot C_{\text{солі}}}{C_{\text{кисл}}}; \quad x = [\text{H}^+]$$
$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{кисл}} \cdot C_{\text{кисл}}}{C_{\text{солі}}}; \quad \text{pH} = \text{p}K_{\text{кисл}} - \lg \frac{C_{\text{кисл}}}{C_{\text{солі}}}$$

Для буферної системи, що складається із слабкої основи і супряженої кислоти (солі слабкої основи), використовуючи ті ж міркування, можна отримати наступний вираз для розрахунку рН:

$$\text{pH} = 14 - \text{p}K_{\text{осн}} + \lg \frac{C_{\text{осн}}}{C_{\text{солі}}}$$

Кількісна величина, яка характеризує здатність буферних розчинів підтримувати стаке

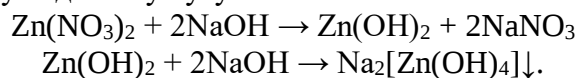
значення рН при додаванні до них сильних кислот і основ та при незначному розведенні розчину, є буферна ємність (β). Кількість молів сильної кислоти або основи, додавання яких до одного літру буферного розчину змінює його рН на одиницю, називається буферною ємністю (β):

$$V_{\text{кисл.}} = \frac{C_{\text{H}}(\text{HA}) \cdot V(\text{HA})}{|\text{pH} - \text{pH}_0| \cdot V(\text{б.р.})}, \quad V_{\text{осн.}} = \frac{C_{\text{H}}(\text{B}) \cdot V(\text{B})}{|\text{pH} - \text{pH}_0| \cdot V(\text{б.р.})},$$

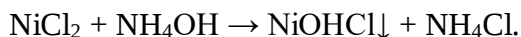
Максимальна буферна ємність звичайно спостерігається у тих розчинів, які містять рівні концентрації слабкої кислоти і її солі, слабкої основи і її солі. Буферна ємність тим більша, чим вища концентрація компонентів буферної суміші.

Буферні системи відіграють велику роль не тільки в хімії. У тваринних і рослинних організмах також діють складні буферні суміші, підтримуючі сталим рН крові, лімфи та ін. рідин. Буферними властивостями володіє і ґрунт, якому властиво протидіяти зовнішнім факторам, які змінюють рН ґрунтового розчину.

Буферні розчини використовують при виявленні катіонів: Al^{3+} , Cr^{3+} , Mg^{2+} та перехідних металів. На відміну від катіонів V і VI груп гідроксиди катіонів IV групи проявляють амфотерний характер, тобто розчиняються у надлишку лугу:



Амфотерність гідроксидів IV групи катіонів застосовують для їх відокремлення від катіонів V і VI груп. Солі катіонів IV і V груп гідролізуються. Нагадуємо що, гідролізом називається взаємодія солі з водою, у результаті якої утворюється кислота та основа, або основна чи кисла сіль:



Знання сутності гідролізу та значення факторів запобігання та підсилення гідролізу слід використовувати при проведенні аналізу.

4. Загальна характеристика катіонів IV аналітичної групи. Груповий реагент на катіони IV аналітичної групи. Алгоритм систематичного ходу аналізу суміші катіонів IV аналітичної групи.

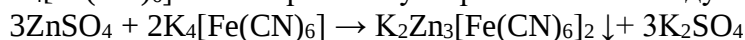
Катіони четвертої аналітичної групи (Zn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Sn^{4+} , As^{3+})

Важливі реакції виявлення

Реакції йонів Zn^{2+}

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферат(II) калію (фармакопейна).

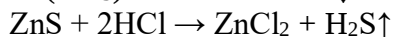
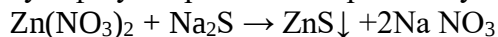
У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі цинку, додають стільки ж краплин розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Спостерігають утворення білого осаду $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$:



Дана реакція дозволяє відрізнити Zn^{2+} від Al^{3+} .

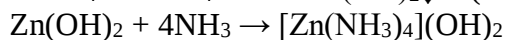
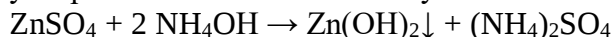
Сульфід натрію (фармакопейна).

У пробірку поміщають 3-4 краплини розчину солі цинку, додають стільки ж краплин розчину сульфиду натрію. Спостерігають утворення білого кристалічного осаду ZnS :



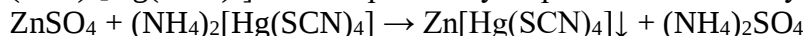
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – розчин амоніаку.

У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі цинку, додають 5-6 краплин розчину NH_4OH . Спостерігають утворення білого осаду цинк гідроксиду, який розчиняється в надлишку амоніаку з утворенням комплексної сполуки:

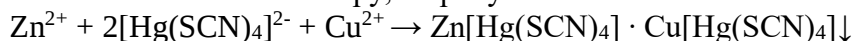


$(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ – амонію тетратіоціанатомеркурят (II).

У пробірку поміщають 4-5 крапель розчину солі цинку, додають 2-3 краплі розчину солі $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ і спостерігають утворення білого осаду:

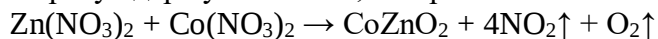


Реакції заважають йони Co^{2+} та Cu^{2+} . В присутності Cu^{2+} в кислому середовищі утворюється осад оливково-зеленого кольору, а присутності Co^{2+} – темно-синього.



Нітрат кобальту (утворення «зелені Рінмана»).

Після спалювання клаптика фільтрувального паперу змоченого розчином солі цинку та кобальту нітрату одержується зола, забарвлена в зелений колір цинкатом кобальта («зелені Рінмана»):

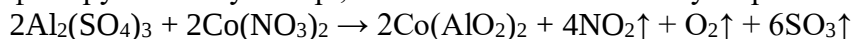


Реакції йонів Al^{3+}

Кобальту нітрат (фармакопейна).

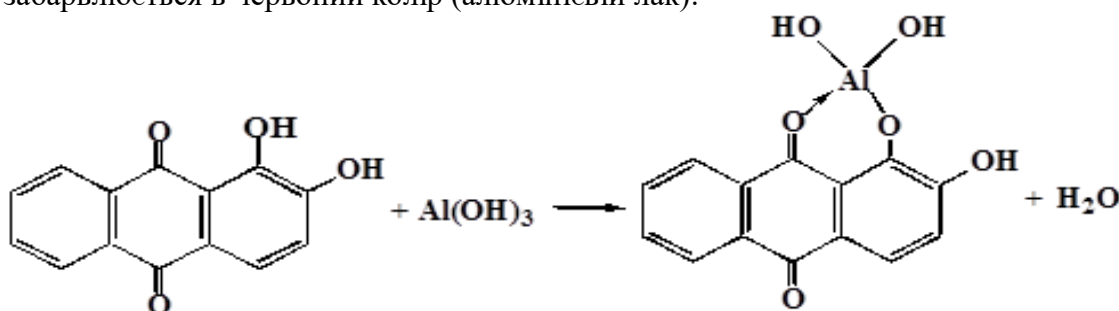
Нітрат кобальту при прокалюванні з солями алюмінію утворює алюмінат кобальту синього кольору («тенарова синь»).

Для проведення реакції використовують розбавлені розчини солей кобальту. Реакцію проводять в тиглі чи на платиновій петлі, прокалюючи сіль алюмінію змочену розчином кобальта, чи на фільтрувальному папері, після спалювання якого утворюється попел синього кольору:



Алізариновий червоний S (1,2-диоксіантрахінон).

У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі алюмінію, додають розчин натрій гідроксид до сильно лужної реакції. Якщо випадає осад, його відокремлюють і до прозорого розчину додають 1-2 краплі розчину алізарину. Спочатку з'являється фіолетове забарвлення, потім додають краплями розчин ацетатної кислоти до зникнення фіолетового забарвлення. У присутності йонів алюмінію розчин забарвлюється в червоний колір (алюмінієвий лак):



Осад дає яскраву люмінесценцію жовтого кольору. Реакцію з алізарином дають багато інших катіонів, тому її доцільно проводити крапельним методом в присутності $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Заважаючи катіони при цьому зв'язуються в малорозчинні гексаціаноферати та при промиванні плями водою залишаються по-центру, на відміну від Al^{3+} -йонів, які переміщуються по периферії плями.

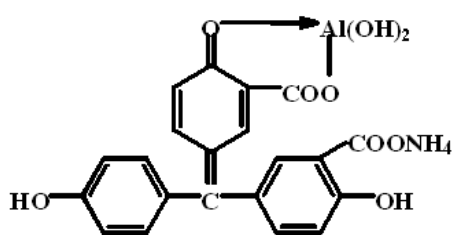
При подальшій обробці плями парами амоніаку та розчину алізарину на периферії плями утворюється рожеве забарвлення алізаріната алюмінію на фоні фіалкового забарвлення алізарину. Фіалкове забарвлення зникає при висушуванні паперу, забарвлення алюмінієвого лаку залишається. Чутливість реакції складає 0,5 мкг.

Утворення алюмінієвих лаків.

Алюмінієві лаки утворюють багато реагентів, що містять карбонільну та гідроксильну групи в зручному для комплексоутворення положенні. Al^{3+} можна визначити за допомогою реакції з алюміном чи морином (в ацетатному середовищі).

У пробірку поміщають 3-4 краплини розчину солі алюмінію, додають 2-3 краплі розчину ацетатної кислоти і 3-5 крапель розчину алюміну. Нагрівають суміш на водяній бані, перемішують, додають розчин амоніаку до лужної реакції (проба на лакмус) і 2-3 краплі амоній карбонату.

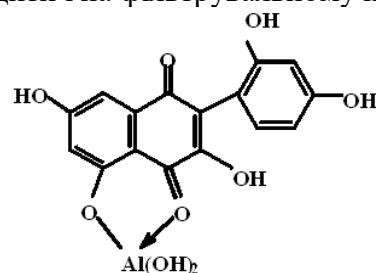
У присутності йонів алюмінію, залежно від концентрації, розчин забарвлюється в червоний колір або випадає червоний осад. Дану реакцію можна проводити і на фільтрувальному папері:



Алюміновий лак,
червоний осад

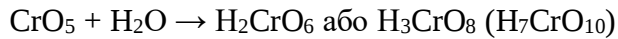
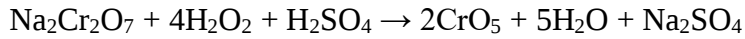
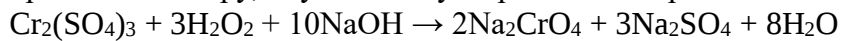
Реакції йонів Cr^{3+}

H_2O_2 – окиснення гідроген пероксидом.



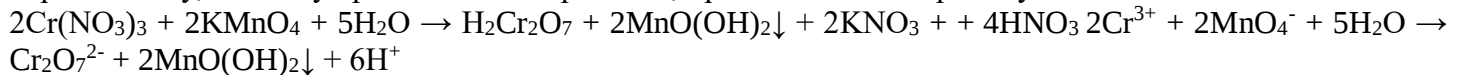
Мориновий лак,
зелена флуорисценція

У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі хрому, додають розчин лугу (до розчинення осаду $\text{Cr}(\text{OH})_3$), 5-7 краплин 3% розчину H_2O_2 . Отриману суміш нагрівають і спостерігають утворення CrO_4^{2-} жовтого кольору. Вміст пробірки охолоджують і додають розведену H_2SO_4 до переходу жовтого забарвлення в оранжеве. У другій пробірці готують суміш із рівних невеликих об'ємів розведеного розчину H_2SO_4 , органічного розчинника (амілового спирту) і 3% розчину H_2O_2 . До отриманої суміші приливають розчин оранжевого кольору з першої пробірки і спостерігають синє забарвлення органічного шару, обумовлене утворенням надхромової кислоти.



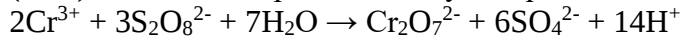
KMnO_4 – калію перманганат.

У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі хрому, додають 3-4 краплі 2М розчину H_2SO_4 , 3-4 краплі розчину калію тетраоксоманганату, суміш нагрівають. Спостерігають обезбарвлення перманганату, та появу оранжевого забарвлення, притаманного дихромату:



Диамонію персульфат $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$.

У пробірку поміщають 3-4 краплини розчину солі Cr^{3+} , додають стільки ж краплин розчину $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$. Спостерігають зміну забарвлення з зеленого в оранжевий, притаманний дихромату.

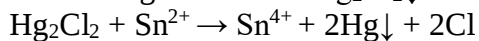
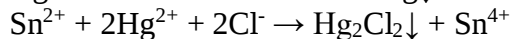
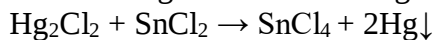
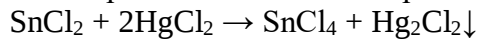


Реакція проходить в присутності каталізатора AgNO_3

Реакції йонів Sn^{2+}

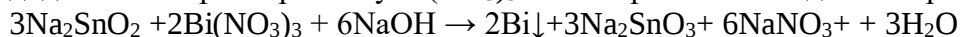
HgCl_2 – ртутію (II) хлорид.

У пробірку поміщають 4-5 краплини розчину солі стануму(II), додають 1-2 краплі розчину HgCl_2 . Спостерігають випадання чорного осаду Hg :



$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ – бісмуту(III) нітрат.

У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі стануму(II), приливають надлишок NaOH і додають 1-2 краплі розчину $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$. Спостерігають випадання чорного осаду Bi :

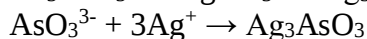
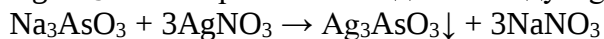


Реакції йонів As^{3+} та As^{5+} (Солі арсену отруйні!!!)

У залежності від рН середовища арсен (III) та арсен (V) може знаходитись в розчинах в різних формах, передусім внаслідок виражених амфотерних властивостей. У розчинах, що мають сильно кислі властивості, арсен (III) та арсен (V) існують в основному у вигляді As^{3+} чи As^{5+} , в слабо кислому середовищі – у вигляді аніонів AsO_2^- чи AsO_3^- , в лужному середовищі утворюються солі арсенітної H_3AsO_4 (арсеніти) чи арсенатної H_3AsO_4 (арсенати) кислот. Тому визначення арсену в вигляді катіонів проводять в сильнокислому середовищі, в формі аніонів – в слабо кислому, нейтральному чи лужному середовищах.

AgNO_3 – аргентуму нітрат (фармакопейна).

У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі Na_3AsO_3 (Na_3AsO_4), додають 2-3 краплі розчину AgNO_3 . Спостерігають випадання осаду Ag_3AsO_3 жовтого кольору чи Ag_3AsO_4 шоколадного кольору:



Реакція з сульфідами (фармакопейна).

Сульфіди в сильно кислому середовищі утворюють з солями арсену осади As_2S_3 чи As_2S_5 жовтого кольору:

Осад As_2S_5 розчинний в надлишку сульфідів чи полісульфідів.

Магnezіальна суміш ($\text{MgSO}_4 + \text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$) (фармакопейна).

Магnezіальна суміш утворює в розчинах з арсеніт-іонами білий кристалічний осад магнію-амонію арсенату:

