

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
МИКОЛАЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АГРАРНИЙ  
УНІВЕРСИТЕТ**

Факультет агротехнологій

Кафедра ґрунтознавства та агрохімії

**ХІМІЯ  
(НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА)**

Методичні рекомендації для виконання  
лабораторних робіт здобувачами першого  
(бакалаврського) рівня вищої освіти ОПП  
«Агрономія» спеціальності 201 «Агрономія»  
денної форми здобуття вищої освіти

Миколаїв  
2023

УДК 543+546

X46

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій Миколаївського національного аграрного університету від 18.05. 2023 р., протокол № 9

Укладач:

С. Ю. Кельїна – канд. хім. наук, доцент, доцент кафедри ґрунтознавства та агрохімії, Миколаївський національний аграрний університет

Рецензенти:

О. Г. Невинський – канд. техн. наук, доцент, доцент кафедри фармації, фармакології, медичної, органічної та біологічної хімії, Чорноморський національний університет імені Петра Могили;

В. Г. Миколайчук – канд. біол. наук, доцент, доцент кафедри рослинництва та садово-паркового господарства, Миколаївський національний аграрний університет



## Зміст

Передмова	4
Лабораторна робота № 1. Техніка безпеки під час роботи в хімічній лабораторії. Техніка лабораторних робіт. Класи неорганічних сполук	5
Лабораторна робота № 2. Визначення молярної маси еквівалента Магнію	12
Лабораторна робота № 3. Приготування розчинів	19
Лабораторна робота № 4. Реакції йонного обміну. Гідроліз солей	26
Лабораторна робота № 5. Окисно-відновні реакції	33
Лабораторна робота №6. Комплексні сполуки	40
Лабораторна робота №7. Якісні реакції катіонів, що присутні в ґрунтах	46
Лабораторна робота № 8. Якісні реакції аніонів, що присутні в ґрунтах	58
Лабораторна робота № 9. Основи титриметричного аналізу. Визначення вмісту лугу методом ацидиметрії	67
Лабораторна робота № 10. Визначення твердості води методом комплексонометрії	76
Рекомендована література	82

## Передмова

Збірник лабораторних робіт з неорганічної та аналітичної хімії призначений для здобувачів вищої освіти зі спеціальності 201 «Агрономія».

В практикумі наскрізна нумерація лабораторних робіт.

Кожна лабораторна робота складається з трьох частин. Перша частина – теоретична. Вона призначена для розуміння і вивчення окремих розділів курсу. Друга частина – зміст практичної частини з дослідями. Третя частина – варіанти контрольного письмового опитування, яку здобувач повинен виконати у присутності викладача.

Лабораторні роботи оформлюються наступним чином.

Кожну лабораторну роботу починати з нової сторінки, номер і назва роботи відповідає номеру і назві, вказаному у змісті. Далі пишуться:

дата виконання роботи;

– прізвище студента;

практична частина роботи. В ній треба вказувати назву і номер дослідження, рівняння реакції (якщо потрібно), розрахунки і особливості проведення дослідження, спостереження і висновки.

Під час дистанційної роботи online для більшості дослідів додається посилання на відео, що дозволяє слідкувати за процесом, записувати спостереження і робити висновки.

Вся практична частина повинна займати не більше 1 1,5 сторінок.

Далі виконується варіант письмового опитування. Об'єм роботи 1 1,5 сторінки.

Виконана робота надається (або надсилається) для перевірки викладачу.

**Лабораторна робота №1**  
**ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ**  
**ЛАБОРАТОРІЇ. ТЕХНІКА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ.**  
**КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК**

*Мета роботи:* ознайомитися з технікою безпеки, з порядком та правилами виконання робіт та інструкцією з охорони праці при виконанні робіт у хімічній лабораторії; ознайомитися з номенклатурою, способами одержання, властивостями неорганічних сполук.

**1.1. Техніка безпеки під час роботи в хімічній лабораторії**

1. Перед проведенням лабораторних занять студент зобов'язаний детально вивчити відповідну тему за підручником, конспектом лекцій і методичним посібником, знати властивості реактивів і продуктів реакцій, ретельно, якщо необхідно – за допомогою викладача, продумати хід досліджень, з'ясувати можливу небезпеку під час їх проведення і вжити відповідних заходів щодо її запобігання.

2. Студент може працювати в лабораторії тільки в присутності викладача чи лаборантів. Працювати самому в лабораторії забороняється.

3. У лабораторії забороняється їсти, пити й палити. Після виконання роботи слід обов'язково помити руки та привести до ладу робоче місце.

4. У лабораторії слід дотримуватися порядку розміщення обладнання, апаратури та реактивів. Забороняється виносити реактиви з приміщення, переносити їх з витяжної шафи, де, як правило, розміщують сильнодіючі речовини (концентровані кислоти та луги, шкідливі та отруйні речовини), в інше місце.

5. Під час роботи в лабораторії слід дотримуватися тиші, чистоти й порядку розміщення обладнання та реактивів на робочому місці. Крім того, необхідно дотримуватись правил протипожежної безпеки.

6. Усі дослід з отруйними речовинами або сполуками, які мають неприємний запах, слід проводити у витяжній шафі.

7. Під час нагрівання пробірок із рідинами їх отвори слід спрямовувати від себе та від людей, що знаходяться поруч. Такі роботи необхідно виконувати у витяжній шафі. Під час перемішування рідин пробірку не слід закривати пальцем. Для попередження нещасних випадків через можливий викид реакційної суміші не заглядати в пробірку чи колбу зверху.

8. Під час роботи з концентрованими кислотами їх слід вливати у воду малими порціями (бажано по стінці пробірки або колби). Не лийте воду в концентровані кислоти! Розбавляти водою концентровану сульфатну кислоту треба обережно, безперервно перемішувати, доливаючи її у воду, а не навпаки.

9. Категорично забороняється всмоктувати в піпетки розчини кислот, лугів і отруйних речовин. Для цього необхідно користуватися гумовими грушами. Не слід виливати надлишок реактивів із пробірок, колб, хімічних склянок та інших посудин знову в той самий посуд із реактивами, оскільки останні можна забруднити й зіпсувати.

10. Гази, що виділяються, потрібно вивчати здалеку, злегка спрямовуючи потік повітря від приладу до себе. Не вдихайте глибоко виділені газу або пару!

11. Реактиви необхідно зберігати в закритому посуді, на якому є етикетка, де зазначено назву, формулу і концентрацію речовини (для рідин), у деяких випадках – дату виготовлення.

12. Забороняється виливати в раковини умивальників залишки розчинів, що містять сильні кислоти, вогнебезпечні та отруйні речовини, сполуки, що важко змиваються з поверхні (наприклад, сульфатна кислота), їх слід зливати в спеціальні ємності, які щільно закриваються і не б'ються (зокрема, виготовлені з пластмас). Вони знаходяться у витяжній шафі або поряд із раковиною умивальника.

13. Під час роботи з отруйними речовинами та речовинами, що подразнюють органи дихання або мають сильний запах, слід, як

правило, користуватися витяжною шафою, а в деяких випадках – гумовими рукавичками й протигазом.

14. Сипкі реактиви треба набирати спеціальними ложечками або шпателями.

15. Не закривайте наглухо прилади під час проведення робіт, пов'язаних із нагріванням рідин. Можливий вибух!

16. Під час роботи в лабораторії категорично забороняється залишати без нагляду установки, що працюють, пальники, а також електричні нагрівальні прилади.

17. Не викидайте в раковини умивальників використані фільтри, папір, розбиті пробірки та уламки скла.

18. Закінчивши роботу, необхідно привести до ладу робоче місце, вимкнути прилади, апаратуру та витяжну шафу, закрити водопровідний кран.

### ***Перша допомога в разі нещасних випадків***

У хімічній лабораторії найчастіше доводиться надавати першу медичну допомогу потерпілим при хімічних і термічних опіках, порізах.

При кислотних опіках обпечене місце промивають кілька разів водою, потім 5-відсотковим розчином натрій гідрогенкарбонату і знову водою. Уражене й промите місце змазують маззю від опіків або вазеліном, після чого перев'язують.

При ураженні лугами обпечене місце промивають значною кількістю води, потім 0,5-відсотковим розчином ацетатної кислоти, після чого ще раз водою, змазують маззю від опіків або вазеліном і перев'язують.

При потраплянні міцних кислот або лугів на одяг тканину негайно промивають кілька разів водою, потім 3%-ним розчином соди (при потраплянні кислоти) або 1%-ним розчином ацетатної кислоти (у разі потрапляння лугу).

При потраплянні кислоти в очі їх слід негайно промити водою впродовж 3-5 хв., потім 3%-ним розчином соди.

Після надання першої допомоги потерпілий повинен негайно звернутися до пункту швидкої допомоги.



При потраплянні їдких лугів в очі їх слід негайно промити водою упродовж 3-5 хв., потім насиченим розчином борної кислоти, бажано капнути в кон'юнктиву краплю рицинової олії. Після надання першої допомоги потерпілий негайно повинен звернутися до пункту швидкої допомоги.

При заподіянні травм склом слід вийняти уламки скла з рани, потім прикласти до рани шматочок марлі, змоченої спиртовим розчином йоду або ферум хлориду, накласти пов'язку. При глибоких порізах накласти джгут, зробити тугу пов'язку і відправити потерпілого до пункту швидкої допомоги.

Кожна кімната лабораторії повинна мати аптечку першої допомоги і засоби для гасіння пожежі. У кожній такій кімнаті на видному місці розташовують інструкцію про запобіжні заходи щодо виникнення нещасних випадків і надання першої допомоги потерпілому.

Якщо в лабораторії з будь-яких причин пролито значну кількість легкозаймистої рідини, то необхідно вимкнути всі електронагрівні прилади, відчинити вікна та зібрати пролиту рідину ганчіркою або рушником, місце проливу засипати піском, потім зібрати його дерев'яною лопаткою й винести в спеціально відведене місце.

## **1.2. Техніка лабораторних робіт**

### *1. Загальні правила виконання робіт у хімічній лабораторії*

До виконання лабораторних робіт допускаються студенти, які пройшли інструктаж з охорони праці згідно з «Інструкцією з охорони праці при виконанні лабораторних робіт в хімічній лабораторії».

Досліди слід виконувати згідно з інструкцією, не допускати змін і відхилень від умов, запропонованих у методичних рекомендаціях.

Під час лабораторної роботи виконуються досліди і в зошиті записуються: а) назви дослідів; реакції всіх процесів, якими вони супроводжуються; б) візуальні ефекти, які спостерігаються, та їхнє

пояснення; в) малюнки пристроїв і схем, якщо вони є, та пояснення до них; г) необхідні розрахунки; д) висновки з дослідів і роботи в цілому.

Закінчивши роботу, треба прибрати робоче місце, вимити посуд. Прилади і посібники здати черговому.

Виконана робота підписується та захищається.

Для захисту роботи необхідно підготувати теоретичні питання і вміти розв'язувати задачі з відповідних тем. Необхідна теорія і методи розв'язування задач надаються в лекціях.

*2. Ознайомлення з інструкцією з охорони праці при виконанні робіт у навчальній хімічній лабораторії*

Ознайомтеся з правилами роботи в лабораторії і технікою безпеки. Основні положення записати в лабораторному зошиті та зробити відмітку в кафедральному журналі з техніки безпеки.

### **1.3. Класи неорганічних сполук**

#### ***1. Теоретична частина***

Відновити знання з теми «Класи неорганічних сполук». Користуватися з навчальним посібником «Неорганічна та аналітична хімія», Частина I. (автори Кельїна С. Ю., Гирля Л.М., 2021. 111 стор.)

#### ***2. Практична частина***

***Дослід 1. Визначення кислотності середовища за допомогою індикаторів***

1.1. У дві пробірки помістити по 2 мл дистильованої води й додати розчини індикаторів фенолфталеїну (ф-ф) і метилоранжу (м-о). Записати спостереження і висновки.

1.2. У дві пробірки помістити 2 мл розчину лугу (NaOH) і додати розчини індикаторів фенолфталеїну і метилоранжу. Записати спостереження і висновки.

1.3. У 2 пробірки помістити по 2 мл розчину кислоти (HCl) і додати розчини індикаторів фенолфталеїну і метилоранжу. Записати спостереження і висновки.

## ***Дослід 2. Властивості солей***

2.1. У пробірку додати по 2 мл розчинів соди ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) та хлоридної кислоти. Записати рівняння реакцій, спостереження і висновки.

2.2. У пробірку додати по 2 мл розчинів мідного купоросу ( $\text{CuSO}_4$ ) та лугу ( $\text{NaOH}$ ). Записати рівняння реакцій, спостереження і висновки.

2.3. У пробірку додати по 2 мл розчинів барій хлориду ( $\text{BaCl}_2$ ) та сульфатної кислоти. Записати рівняння реакцій, спостереження і висновки.

2.4. У пробірку додати по 2 мл розчинів натрій сульфату та кальцій хлориду. Записати рівняння реакцій, спостереження і висновки.

2.5. У пробірку додати 2 мл розчину мідного купоросу ( $\text{CuSO}_4$ ) та залізний цвях. Записати рівняння реакцій, спостереження і висновки.

## ***Дослід 3. Властивості простих кислот і кислот-окисників***

У пробірку додати по 2 мл розчинів хлоридної і нітратної кислот. Занурити в пробірки мідний дротик. Записати рівняння реакцій, спостереження і висновки.

Зробити загальні висновки по роботі.

## **Контрольні запитання та завдання**

### **Варіант 1**

1. Записати формули сполук: натрій нітрат, нітритна кислота, натрій гідроксид.

2. Записати рівняння реакцій:

а)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ; б)  $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CaO} \rightarrow$ ; в)  $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}} \rightarrow$ ;

г)  $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ .

3. З якими з названих нижче речовин реагує хлоридна кислота: а) алюміній; б) купрум (II) оксид; в) сульфур (IV) оксид; д) ферум (III) гідроксид; е) сульфатна кислота? Написати рівняння реакцій.

4. Записати рівняння реакції утворення кислої солі кальцій гідроген-фосфату і перетворення її в середню сіль.

### Варіант 2

1. Написати формули сполук: натрій гідрогенсульфат, ферум (III) гідроксид нітрат, сульфідна кислота.

2. Записати рівняння реакцій: а)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ ; б)  $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow$ ; в)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ ; д)  $\text{HNO}_3(\text{конц}) + \text{Cu} \rightarrow$ .

3. Навести рівняння можливих реакцій між купрум (II) сульфатом та речовинами: а) калій гідроксидом; б) сульфатною кислотою; в) залізом; г) амоній гідроксидом.

4. Записати рівняння реакції утворення кислої солі натрій гідрогенсульфату і перетворення її в середню сіль.

### Варіант 3

1. Записати формули сполук: калій сульфід, нітратна кислота, купрум (II) гідроксид.

2. Записати можливі реакції взаємодії з водою оксидів:  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

3. З речовин  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Ca}$  одержати два оксиди, дві солі, дві кислоти. Написати рівняння реакцій.

4. Записати рівняння реакції утворення основної солі алюміній гідроксид хлориду та перетворення її в середню сіль.

### Варіант № 4

1. Навести формули сполук: натрій сульфід, карбонатна кислота, кальцій гідроксид.

2. Написати можливі реакції взаємодії з водою оксидів:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SrO}$

3. Які оксиди можуть бути одержані при нагріванні зазначених речовин:  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Написати рівняння реакцій..

4. Записати рівняння реакції утворення основної солі алюміній гідроксид дихлорид і перетворення її в середню сіль.

### Варіант № 5

1. Написати формули сполук: купрум (II) сульфат, алюміній гідроксид, нітратна кислота.

2. Дописати рівняння реакцій : а)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ ;  
 б)  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ; в)  $\text{Fe} + \text{HNO}_3_{\text{розв}} \rightarrow$ ; г)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ .

3. Наявні речовини:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ .  
 Одержати  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{ZnSO}_4$ . Написати рівняння реакцій.

4. Записати рівняння реакції утворення кислій солі купрум (II) гідрогенкарбонат та перетворення її в середню сіль.

## Лабораторна робота №2

### ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МАГНІЮ

*Мета роботи:* вивчення методів розрахунку еквівалентів і молярних мас еквівалентів сполук, ознайомлення з методом визначення еквівалентної маси металів за об'ємом витисненого ними водню з кислоти

#### 1. Теоретична частина

*Хімічним еквівалентом (еквівалентом) речовини (E)* називають таку її кількість, яка поєднується з одним молем атомів Гідрогену, або заміщує таку ж кількість атомів Гідрогену у хімічних реакціях. Розмірність еквівалента – моль. Наприклад,  $E(\text{O}) = 0,5$  моля, оскільки Оксиген у бінарній сполуці  $\text{H}_2\text{O}$  поєднується з двома молями атомів Гідрогену.

Фактор еквівалентності –  $f_{\text{екв}}$  безрозмірна величина, яка показує частку кількості речовини, що відповідає одному молю атомів Гідрогену. Чисельно фактор еквівалентності дорівнює еквіваленту

$$E(\text{ел}) = 1 \text{ моль } f_{\text{екв}}.$$

Молярною масою *еквівалента* ( $M_E$ ) називається маса одного еквівалента речовини. Розмірність її – г/моль. Наприклад,  $M_E(\text{O}) = 8$  г/моль.

$$M_E = M f_{\text{екв}}.$$

Математичний вираз закону еквівалентів:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{E1}}{M_{E2}}$$

де  $m_1$  і  $m_2$  – маси реагуючих речовин,  $M_{E_1}$  і  $M_{E_2}$  – їх маси еквівалентів.

В деяких випадках корисно користуватися значенням еквівалентного об'єму, тобто об'єму, який займає за даних умов 1 еквівалент газової речовини  $V_E(\text{реч}) = f_{\text{екв}} V_M(\text{реч})$ .

Так, еквівалентний об'єм водню за н.у.  $V_E(\text{H}_2) = f_{\text{екв}} V_M$ ;  $f_{\text{екв}} = 1:(1 \cdot 2) = 0,5$ ,  $V_M = 22,4$  л/моль;  $V_E(\text{H}_2) = 11,2$  л/моль.  $V_E(\text{O}_2) = 5,6$  л/моль,  $V_E(\text{CO}_2) = 5,6$  л/моль.

З урахуванням  $V_E(\text{реч})$  закон еквівалентів має ще один математичний вираз:

$$\frac{m(1)}{V(2)} = \frac{M_E(1)}{V_E(2)} \dots$$

$E(\text{ел})$  і  $M_E(\text{ел})$  елемента можна визначити за складом його сполуки з іншим елементом, еквівалент якого відомий.

**Приклад 1.** Визначити еквівалент і молярну масу еквівалента Сульфуру в  $\text{H}_2\text{S}$ .

*Розв'язання:*

1.  $E(\text{S}) - ?$ ,  $M_E(\text{S}) - ?$

У сполуці  $\text{H}_2\text{S}$  1 моль атомів Гідрогену сполучається з 0,5 моля атомів Сульфуру. Згідно з визначенням, еквівалент Сульфуру  $E(\text{S})$  дорівнює 0,5 моля, а молярна маса еквівалента  $M_E(\text{S}) = 0,5 \cdot 32 = 16$  г/моль.

*Відповідь:*  $E(\text{S}) - 0,5$  моля,  $M_E(\text{S}) - 16$  г/моль.

**Приклад 2.** При згорянні 5 г металу утворюється 9,44 г оксиду металу. Визначити молярну масу еквівалента металу.

*Розв'язання:*

1.  $m(\text{O})$  у оксиді – ?

$$m(\text{O}) = m(\text{окс}) - m(\text{Ме}) = 9,44 - 5,0 = 4,44 \text{ г.}$$

2.  $M_E(\text{Ме}) - ?$

Молярна маса еквіваленту Оксигену дорівнює 8 г/моль. За законом еквівалентів маємо:

$$\frac{m(\text{Ме})}{m(\text{O})} = \frac{M_E(\text{Ме})}{M_E(\text{O})}; M_E(\text{Ме}) = \frac{m(\text{Ме}) \cdot M_E(\text{O})}{m(\text{O})} = \frac{5 \cdot 8}{4,44} = 9,01 \text{ г/моль.}$$

*Відповідь:*  $M_E(\text{Me})$  дорівнює 9,01 г/моль.

**Приклад 3.** Визначити атомну масу двовалентного металу, якщо 8,34 г металу окиснюються 0,68 л кисню (н.у.).

*Розв'язання:*

1.  $M_E(\text{Me}) - ?$

За законом еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_E(\text{Me})} = \frac{V(\text{O}_2)}{V_E(\text{O}_2)}; \quad V_E(\text{O}_2) = 5,6 \text{ моль/л.}$$

$$M_E(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})V_E(\text{O}_2)}{V(\text{O}_2)} = \frac{8,34 \cdot 5,6}{0,68} = 68,8 \text{ г/моль.}$$

2.  $A(\text{Me}) - ?$

$$M_E(\text{ел}) = A/n, \quad A = M_E(\text{ел}) \cdot n = 68,8 \cdot 2 = 137,6 \text{ г/моль.}$$

*Відповідь:* атомна маса металу дорівнює 137,6 г/моль.

**Розрахунок еквівалентів і молярних мас еквівалентів для різних типів речовини**

*Таблиця 1.1.* Визначення еквівалентів і молярних мас еквівалентів для різних типів речовини

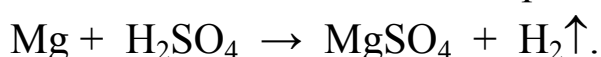
Речовина	$f_{\text{екв}} = 1 : n$	Приклади
Елемент в сполуці	$n = \text{В(ел)}$ В – валентність	$\text{H}_2\text{S}$ : $\text{В(S)} = 2$ ; $f_{\text{екв}} = 1:2 = 0,5$ , $E(\text{S}) = 0,5 \text{ моль}$ , $M_E(\text{S}) = M f_{\text{екв}} = 0,5 \cdot 32 = 16 \text{ г/моль}$ .
Проста речовина	$n = t \text{ В(ел)}$ В – валентність, $t$ – кількість атомів елемента в сполуці	$\text{O}_2$ : $\text{В} = 2$ , $t = 2$ ; $f_{\text{екв}} = 1:(2 \cdot 2) = 0,25$ , $E(\text{O}_2) = 0,25 \text{ моль}$ , $M_E(\text{O}_2) = M f_{\text{екв}} = 32 \cdot 0,25 = 8 \text{ г/моль}$ .
Оксид	$n = t \text{ В(ел)}$ В – валентність, $t$ – кількість атомів другого елемента в сполуці	$\text{CO}_2$ : $\text{В(C)} = 4$ , $t = 1$ ; $f_{\text{екв}} = 1:(1 \cdot 4) = 0,25$ , $E(\text{CO}_2) = 0,25 \text{ моль}$ , $M_E(\text{CO}_2) = M f_{\text{екв}} = 44 \cdot 0,25 = 11 \text{ г/моль}$ .

Кислота	$n$ – кількість атомів Гідрогену в кислоті, що обмінюються в реакції	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{екв}}=1:2=0,5, E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль,}$ $M_E(\text{H}_2\text{SO}_4)=M f_{\text{екв}}=98 \cdot 0,5=49 \text{ г/моль.}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{екв}} = 1:1 = 1, E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль,}$ $M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = M f_{\text{екв}} = 98 \cdot 1 =$ $= 98 \text{ г/моль.}$
Основа	$n$ – кількість гідроксильних груп в основі, що обмінюються в реакції	$2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{екв}}=1:2 = 0,5, E(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,5 \text{ моль,}$ $M_E(\text{Cu}(\text{OH})_2) = M f_{\text{екв}} = 97,5 \cdot 0,5 =$ $48,75 \text{ г/моль.}$ $\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{екв}}=1:1 = 1, E(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1 \text{ моль,}$ $M_E(\text{Cu}(\text{OH})_2) = M f_{\text{екв}} = 97,5 \cdot 1 =$ $97,5 \text{ г/моль.}$
Сіль	$n = m$ В(ел) В – валентність метала, $m$ – кількість атомів метала в солі	$2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{NaOH.}$ $\text{Na}_3\text{PO}_4: \text{В} = 1, m = 3;$ $f_{\text{екв}} = 1:(1 \cdot 3) = 0,33,$ $E(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,33 \text{ моль,}$ $M_E(\text{Na}_3\text{PO}_4) = M f_{\text{екв}} = 164 \cdot 0,33$ $= 54,6 \text{ г/моль.}$

Наведені приклади показують, що еквівалент речовини залежить від реакції, в якій вона бере участь.

## 2. Практична частина

У роботі проводиться визначення молярної маси еквівалента магнію методом витиснення водню з кислоти за рівнянням



Дослідження проводять у приладі, який зображено на рис. 1.



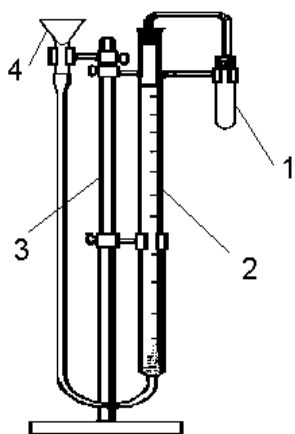


Рис.1. Прилад для визначення об'єму витиснутих газів: 1 – реакційна пробірка; 2 – бюретка із гумовим шлангом; 3 – штатив; 4 – лійка

### **Порядок роботи**

1. Зняти пробірку 1, у прилад через лійку 4 залити дистильовану воду до ~ нульової відмітки. Для витиснення повітря з приладу лійку кілька разів опустити і підняти догори.

При цьому з приладу виходять бульбашки повітря.

2. Перевірити прилад на герметичність. Для цього з'єднати пробірку з бюреткою, закриваючи щільно пробки. Опустити лійку на 10–15 см. Якщо рівень води трохи знижується і зупиняється, то можна вважати, що прилад герметичний. Якщо рівень води постійно знижується, треба щільно закрити пробки або взяти іншу пробірку.

3. Отримати від лаборанта наважку магнію масою ~0,04 г, загорнуту в серветку.

4. Зняти реакційну пробірку з приладу, залити в нею кислоту на 1/3 об'єму через маленьку лійку так, щоб не змочити стінки верхньої частини реакційної пробірки.

5. Перевести реакційну пробірку у нахилене положення і помістити папірець з металом так, щоб він не торкався кислоти. В нахиленому положенні з'єднати пробірку з приладом і зафіксувати значення початкового об'єму  $V_1$ .

6. Привести до контакту метал і кислоту, декілька разів обережно струшуючи пробірку і підтримуючи пробку. Коли почнеться реакція, стежити за тим, щоб вода, яка витисняється воднем з бюретки, не виливалась на стіл. Після закінчення реакції почекати, доки пробірка не охолоне до кімнатної температури.

7. Виміряти об'єм води у бюретці. Для цього, опускаючи лійку, встановити на одній висоті рівень води в бюретці та в лійці; тоді в приладі встановлюється тиск, рівний тиску зовнішнього повітря. Записати рівень води у бюретці ( $V_2$ ).

8. Записати дані дослід у таблицю:

1. Маса металу ( $m(\text{Mg})$ ), мг;
2. Об'єм утвореного водню $V(\text{H}_2)$ , мл; $V(\text{H}_2) = V_2 - V_1$ ;
3. Температура дослід у $t$ , °C .
3. Абсолютна температура $T$ , К ( $T = t + 273$ )
4. Атмосферний тиск $P_{\text{атм}}$ , мм рт. ст.
5. Тиск насиченої водяної пари при температурі дослід у $P(\text{H}_2\text{O})$ , мм рт. ст. (брати з таблиці 2)
6. Парціальний тиск водню $P$ ; $P = P_{\text{атм}} - P(\text{H}_2\text{O})$

Таблиця. 1.2. Тиск водяної пари при різних температурах

Температура, °C	Тиск, мм рт.ст.	Температура, °C	Тиск, мм рт.ст.
15	12,79	21	18,65
16	13,63	22	19,83
17	14,53	23	21,07
18	15,48	24	22,33
19	16,48	25	23,78
20	17,54	26	25,52

9. Згідно з одержаними даними розрахувати молярну масу еквівалента магнію.

Порядок розрахунку:

а) Приведення об'єму витиснутого водню до н. у., використовуючи об'єднаний газовий закон:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}; \quad V_0(\text{H}_2) = \frac{PV}{T} \frac{T_0}{P_0}.$$

б) Визначення маси утвореного (витиснутого) водню:

22400 мл  $\text{H}_2$  мають масу 2,00 г

$V_0$  мл  $\text{H}_2$  –  $m$ , г

в) Визначення молярної маси еквівалента магнію:

виходячи з закону еквівалентів і маси утвореного водню

$M^1_E(\text{Mg})$ :

$$\frac{m(\text{Mg})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M_E(\text{Mg})}{M_E(\text{H}_2)}; M_E^1(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg}) \cdot 1}{m(\text{H}_2)}$$

виходячи з еквівалентного об'єму водню  $M_E^2(\text{Mg})$ :

$m(\text{Mg})$	витискує	$V_0$ мл $\text{H}_2$
$M_E^2(\text{Mg})$	–	11200 мл $\text{H}_2$

г) Визначення середнього експериментального значення і теоретичного значення молярної маси еквівалента магнія:

$$M_E(\text{Mg})_{\text{екс}} = ( \quad ) / 2;$$

$$M_E(\text{Mg})_{\text{теор}} = \frac{A(\text{Mg})}{n}, \text{ де } n \text{ – валентність магнію.}$$

д) Визначення відносної помилки експерименту:

$$n\%$$

=

100%.

Зробити загальний висновок по роботі.

### Контрольні запитання та завдання

#### Варіант 1

1. Визначити еквіваленти і молярні маси еквівалентів наступних речовин:  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ .

2. Елемент утворює з воднем сполуку, яка містить 3,85 % водню. Визначити молярну масу еквівалента елемента.

3. Зразок металу, з  $M_E = 29,355$  г/моль, при взаємодії з кислотою утворює 105 мл водню (н.у.). Визначити масу металу.

#### Варіант 2

1. Визначити еквіваленти і молярні маси еквівалентів наступних речовин:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

2. Один оксид Мангану містить 22,56 % Оксигену, а другий – 50,50 %. Визначити еквіваленти Мангану в оксидах.

3. Визначити молярну масу еквівалента солі, якщо 0,60 г цієї солі прореагували з 0,42 г лугу,  $M_E(\text{луг}) = 56,10$  г/моль.

### **Варіант 3**

1. Визначити еквіваленти і молярні маси еквівалентів наступних речовин:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{CdSO}_4$ ,  $\text{KOH}$ .

2. При відновленні 1,252 г оксиду металу одержано 1 г металу. Визначити еквівалентні маси металу та його оксиду.

3. 1 г чотиривалентного елемента сполучається з 0,27 г кисню. Визначити елемент.

### **Варіант № 4**

1. Визначити еквіваленти і молярні маси еквівалентів наступних речовин:  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ .

2. При відновленні 1,2 г оксиду металу воднем утворилось 0,27 г  $\text{H}_2\text{O}$ . Визначити еквівалентні маси металу й оксиду.

3. Елемент утворює з воднем сполуку, яка містить 3,85 % водню. Визначити молярну масу еквівалента елемента.

### **Варіант № 5**

1. Визначити еквіваленти і молярні маси еквівалентів наступних речовин:  $\text{VO}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{CoSO}_4$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

2. При відновленні воднем 1,34 г оксиду металу утворилось 0,324 г  $\text{H}_2\text{O}$ . Визначити молярну масу еквівалента металу.

3. Для утворення 0,547 г хлориду використано 0,432 г металу. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо еквівалент хлориду дорівнює одному молю.

## **Лабораторна робота №3 ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ**

*Мета роботи:* ознайомлення з способами приготування водних розчинів твердих і рідких речовин, розрахунок

концентрацій розчинів, рішення задач з теми «Приготування розчинів».

### ***1. Теоретична частина***

*Розчини – гомогенна стійка система змінного складу, яка містить два або більше компоненти, між якими може відбуватися фізико-хімічна взаємодія.*

У істинних розчинах розчинена речовина знаходиться у молекулярному або іонному стані (розміри молекул та йонів менше 1 нм).

За розчинник вважають той компонент розчину, агрегатний стан якого при розчиненні не змінюється. Якщо обидва компоненти знаходяться в одній фазі, розчинником буде той компонент, якого у розчині більше.

Сучасна теорія розчинів розглядає процес розчинення як фізико-хімічну взаємодію між частинками. Якщо молекули розчина полярні, то, насамперед, відбувається електростатична взаємодія. Найбільш полярний розчинник – вода. Полярними розчинниками є також кислоти, спирти, ефіри тощо. Згідно з положенням про те, що подібне розчиняється у подібному, в цих розчинниках добре розчиняються полярні сполуки. У неполярних розчинниках (бензолі, хлороформі) добре розчиняються неполярні сполуки.

Розчини, як і хімічні сполуки однорідні, а при їх утворенні спостерігаються теплові ефекти, зміна об'ємів, кольору та ін.

*Розчинність і способи вираження кількісного складу розчинів*

Розчинність різних речовин у тому самому розчиннику або будь-якої речовини в різних розчинниках може коливатись у досить широких межах. Кількісний склад розчину можна виразити концентрацією або часткою. Концентрація – це співвідношення неоднотипних величин. Вона має певну розмірність моль/л, г/л та ін. Відношення однотипних величин називається часткою. Частка – безрозмірна величина. Розглянемо декілька типів концентрацій і часток.

*Масова частка* розчиненої речовини  $\omega(\text{p.p.})$  – це відношення маси розчиненої речовини  $m(\text{p.p.})$  до маси розчину  $m(\text{p-ну})$ . Масову частку звичайно виражають у частках одиниці або у відсотках.

$$\omega(\text{p.p.}) = m(\text{p.p.})/m(\text{p-ну}) \quad (100\%).$$

*Мольна частка* розчиненої речовини –  $\chi(\text{p.p.})$  – це відношення кількості молів речовини  $\nu(\text{p.p.})$  до сумарної кількості молів розчиненої речовини і розчинника  $\nu(\text{p.p.}) + \nu(\text{p-к})$

$$\chi(\text{p.p.}) = \nu(\text{p.p.})/\nu(\text{p.p.}) + \nu(\text{p-к}).$$

*Молярна концентрація* (молярність,  $C_M$ ) – це відношення кількості молів розчиненої речовини  $\nu(\text{p.p.})$  до об'єму розчину  $V$ , розмірність – моль/л:

$$C_M = \nu(\text{p.p.})/V.$$

Розчини з молярністю 1 називаються одномолярними, 0,1 моль/л децимолярними тощо. Скорочено записують так: 1M розчин NaOH, 0,1 M розчин HCl.

*Молярна концентрація еквівалентів* (нормальність,  $C_H$ ) – це відношення кількості молів еквівалентів розчиненої речовини  $\nu_{\text{екв}}(\text{p.p.})$  до об'єму розчину  $V$ , розмірність моль екв/л:

$$C_H = \nu_{\text{екв}}(\text{p.p.})/V.$$

Наприклад, розчини, які містять в 1 л 1 та 0,1 молів еквівалента розчиненої речовини, називаються однонормальними (1 н.) децинормальними (0,1 н.) відповідно.

Згідно з законом еквівалентів речовини 1 і 2 реагують без залишку, якщо

$$C_{H1} V_1 = C_{H2} V_2.$$

Це відношення використовується в об'ємному аналізі, тобто при визначенні концентрації речовини вимірюванням об'ємів реагуючих речовин.

*Моляльна концентрація* (моляльність,  $C_m$ ) – це кількість молів розчиненої речовини  $\nu(\text{p.p.})$  в 1000 г (1 кг) розчинника, розмірність моль/1000 г розчинника.

$$C_m = v(\text{р.р.}) \frac{1000}{m(\text{р-ка})} = \frac{1000}{m(\text{р-ка})} \text{ моль/кг р-ка,}$$

де  $m(\text{р.р.})$  і  $M(\text{р.р.})$  – маса і молярна маса розчиненої речовини г, г/моль;  $m(\text{р-ка})$  – маса розчинника, г.

### **Приклади розрахунків при приготуванні розчинів**

**Приклад 1.** Знайти об'єм води і масу соди ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) необхідні для приготування 50 г 8 %-го розчину. Визначити нормальність цього розчину, якщо  $\rho(\text{розч}) = 1,12$  г/мл.

*Розв'язання:*

1.  $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) m(\text{р-ну}) = 50 \cdot 0,08 = 4,0 \text{ г.}$$

2.  $m(\text{H}_2\text{O}) - ?$   $V(\text{H}_2\text{O}) - ?$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну}) - m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 50 - 4 = 46 \text{ г.}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл, тому } V(\text{H}_2\text{O}) = 46 \text{ мл.}$$

3.  $V(50 \text{ г р-ну}) - ?$

$$V(50 \text{ г р-ну}) = m(\text{р-ну}) : \rho(\text{р-ну}) = 50 : 1,12 = 44,64 \text{ мл.}$$

4.  $v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106 \text{ г/моль. } v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m/V = 4 : 106 = 0,038 \text{ моль.}$$

5.  $C_M(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$

Згідно з визначенням молярної концентрації

$$C_M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v(\text{Na}_2\text{CO}_3) / V = 0,038 / 0,04464 = 0,85 \text{ моль/л.}$$

**Відповідь:**  $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 4$  г,  $V(\text{H}_2\text{O}) = 46$  мл,  $C_M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,85$  моль/л.

**Приклад 2.** Скільки мл 96%-го розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84$  г/мл) і води необхідно для приготування 1 л 0,25 M розчину.

*Розв'язання:*

1.  $m(\text{H}_2\text{SO}_4)$  у 1 л виготовленого розчину –?

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль; } m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,25 \cdot 98 = 24,5 \text{ г.}$$

2.  $m(\text{вихідного р-ну } \text{H}_2\text{SO}_4) - ?$

$m(\text{вихідного р-ну } \text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4)/\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 24,5/0,96 = 25,52 \text{ г.}$

3.  $V(\text{вихідного розчину } \text{H}_2\text{SO}_4) - ?$

$$V_{\text{р-ну}} = \frac{m_{\text{р-ну}}}{\rho} = 25,52/1,84 = 13,9 \text{ мл.}$$

*Відповідь:* для приготування 1 л 0,25 М розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  необхідно взяти 13,9 мл 96%-го розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і довести об'єм розчину до 1 л водою.

**Приклад 3.** Які об'єми 2 М та 6 М розчинів  $\text{HCl}$  треба взяти, щоб отримати 500 мл 3 М розчину. Зміною об'єму при розчиненні нехтувати.

*Розв'язання:*

1. Матеріальні баланси об'ємів розчинів та кількостей молів розчиненої речовини ?

Позначимо  $V_1$  – об'єм 2 М розчину, кількість молів кислоти в ньому  $2V_1$ ;  $V_2$  – об'єм 6 М розчину, кількість молів кислоти в ньому  $6V_2$ ; тоді:

$$\begin{cases} V_1 + V_2 = 0,5 \\ 2V_1 + 6V_2 = 3 \cdot 0,5 = 1,5. \end{cases}$$

2.  $V_1, V_2$  ?

З системи двох рівнянь визначимо:

$V_1 = 0,5 - V_2$ .  $2(0,5 - V_2) + 6V_2 = 1,5$ .  $V_2 = 0,125$  л;  $V_1 = 0,5 - 0,125 = 0,375$  л.

*Відповідь:*  $V_2 = 0,125$  л;  $V_1 = 0,375$  л.

## 2. Практична частина

Для всіх дослідів розрахунки зробити вдома, заздалегідь.

**Дослід 1. Приготування 100 г 10%-го розчину кухонної солі (розчин 1)**

*Порядок роботи*

1. Розрахувати масу наважки розчиненої речовини (солі) і води для приготування 100 г 10%-го розчину.



2. Зважити розраховану кількість речовини, або отримати наважку у лаборанта і помістити її у хімічний стакан.

3. Окремо приготувати необхідну масу води. Вода є рідиною, тому її кількість зручно вимірювати через об'єм. Оскільки  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$ , тому  $V(\text{H}_2\text{O})$  у мл дорівнює масі води у г. Виміряти об'єм води мірним циліндром.

4. Додати воду до солі, розчин перемішати.

5. Розрахувати молярну концентрацію розчину солі,  $\rho(\text{р-ну NaCl}) = 1,07 \text{ г/мл}$ .

***Дослід 2. Приготування 50 мл 3%-го розчину кухонної солі (розчин 2) з розчину 1***

*Порядок роботи*

1. Розрахувати об'єм розчину 1 і води, необхідних для приготування розчину 2 ( $\rho = 1,0 \text{ г/мл}$ ).

2. В мірний стакан на 100 мл додати розчин 1, воду і перемішати їх.

***Дослід 3. Приготування 100 мл 0,1 М розчину сульфатної кислоти з концентрованої кислоти ( $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96 \%$ , ( $\rho = 1,84 \text{ г/мл}$ )***

*Порядок роботи*

1. Ознайомитися з особливостями роботи з концентрованою сульфатною кислотою з інтернет-джерел за посиланнями

[www.youtube.com/watch?v=rpsBIosKDJ0&ab\\_channel=him74ru](http://www.youtube.com/watch?v=rpsBIosKDJ0&ab_channel=him74ru)

[www.youtube.com/watch?v=ZZX594E5nTU&ab\\_channel](http://www.youtube.com/watch?v=ZZX594E5nTU&ab_channel)

2. Розрахувати об'єм концентрованої сульфатної кислоти, необхідний для приготування заданого розчину (~0,55 мл).

3. У мірну колбу на 100 мл налити приблизно половину об'єму дистильованої води і додати краплями при постійному перемішуванні розрахований об'єм кислоти (кислоту брати піпеткою). Почекати, доки колба охолоне. Далі додати води до мітки.

4. Розрахувати нормальну концентрацію цього розчину.

Зробити загальні висновки по роботі.

## Контрольні запитання та завдання

### Варіант 1

1. Який об'єм розчину  $\text{HNO}_3$  масовою часткою 30 % ( $\rho = 1180 \text{ кг/м}^3$ ) потрібний для приготування 2 л 0,5 M розчину цієї кислоти?
2. Сформулювати тоноскопичний закон Рауля.
3. Чим відрізняються розчини електролітів і неелектролітів?
4. Розчин, який містить неелектроліт масою 55,4 г у воді об'ємом 2,5 л, кипить при  $100,16 \text{ }^\circ\text{C}$ . Чому дорівнює молярна маса розчиненої речовини ( $K_{\text{сб}} = 0,52$ )?
5. В наведеному ряді підкреслити сильні електроліти і написати реакції їх дисоціації:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Визначити ступінь дисоціації 0,1 M ацетатної кислоти,  $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

### Варіант 2

1. До 100 мл 96%-го розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  додали 400 мл води. Утворився розчин з  $\rho = 1,225 \text{ г/мл}$ . Чому дорівнює масова частка та молярна концентрація виготовленого розчину?
2. Сформулювати осмотичний закон Вант-Гоффа.
3. При якій температурі буде замерзати водний розчин етилового спирту, якщо масова частка  $\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 10 \text{ } \%$ ?  $K_{\text{кр}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ .
4. Сформулювати поняття «електроліт». Навести приклади електролітів.
5. В наведеному ряді підкреслити слабкі електроліти і написати реакції їх дисоціації:  $\text{CoSO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Визначити ступінь дисоціації в 0,25 M розчині  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , якщо  $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

### Варіант 3

1. Який об'єм розчину фосфатної кислоти з масовою часткою  $\text{H}_3\text{PO}_4$  36 % ( $\rho = 1216 \text{ кг/м}^3$ ) необхідний для приготування 1,5 л 0,15 н. розчину  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ?
2. Сформулювати ебуліоскопічний закон Рауля.
3. При розчиненні речовини масою 1 г у воді масою 50 г утворюється розчин неелектроліту, який замерзає при  $-0,81 \text{ }^\circ\text{C}$ . Знайти молярну масу розчиненої речовини ( $K_{\text{кр}} = 1,86$ ).
4. Сформулювати поняття «неелектроліт». Навести приклади неелектролітів.

5. Визначити молярну концентрацію  $\text{NH}_4\text{OH}$ , якщо  $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ,  $\alpha_{\text{дис}} = 10^{-3}$ .

#### Варіант № 4

1. Який об'єм розчину сульфатної кислоти з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  96 % ( $\rho = 1835 \text{ кг/м}^3$ ) треба взяти для приготування 5 л 0,5 н. розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

2. Сформулювати тоноскопичний закон Рауля.

3. При якій температурі повинні замерзати розчини, утворені розчиненням у воді об'ємом 400 мл: а) цукрози масою 20,52 г; б) глюкози масою 14,4 г, якщо  $K_{\text{кр}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ ?

4. Сформулювати закон розбавлення Оствальда. Для яких типів електролітів він використовується?

5. В наведеному ряді підкреслити сильні електроліти і написати реакції їх дисоціації:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ . Визначити ступінь дисоціації в 0,25 М розчині  $\text{NH}_4\text{OH}$ , якщо  $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

#### Варіант № 5

1. Водний розчин містить 577 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в 1 л. Густина розчину  $1335 \text{ кг/м}^3$ . Обчислити масову частку (%)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у розчині, а також молярну концентрацію розчину.

2. Сформулювати закон розбавлення Оствальда. Для яких електролітів він справедливий?

3. Знайти молярну масу неелектроліту, якщо водний розчин, в якому його масова частка складає 10 %, замерзає при  $-1,15 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $K_{\text{кр}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ .

4. Що таке кристалогідрати? Навести приклади кристалогідратів. Що використовуються в сільському господарстві.

5. В наведеному ряді підкреслити слабкі електроліти і написати реакції їх дисоціації:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ . Визначити ступінь дисоціації в 0,5 М розчині  $\text{NH}_4\text{OH}$ , якщо  $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

### Лабораторна робота № 4

## РЕАКЦІЇ ЙОННОГО ОБМІНУ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

*Мета роботи:* ознайомлення з теорією реакцій іонного обміну, способами визначення і розрахунку рН розчинів, вивчення хімічних перетворень при гідролізі солей.

## **1. Теоретична частина**

### **1.1. Іонно - молекулярні реакції**

Реакції між електролітами у розчинах називаються йонно-молекулярними реакціями. Взагалі вони є оборотними, тобто відбуваються у обох напрямках. Наприклад:



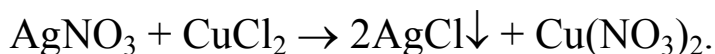
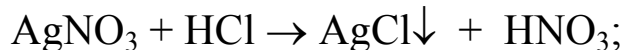
Але в певних процесах рівновага зміщена у бік продуктів реакції (тобто реакція практично необоротна). Такі процеси йдуть у наступних випадках.

*Утворення малодисоційованих (слабких електролітів):*

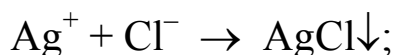
реакція нейтралізації:  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{H}_2\text{O}$  – дуже слабкий електроліт;



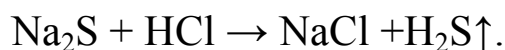
*Утворення осадів:*



Обидва процеси зводяться до процесу утворення осаду аргентум хлориду:



*Утворення газів:*



*Утворення комплексних сполук:*

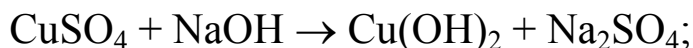


Взагалі, будь-які реакції між іонами відбуваються тоді, коли внаслідок їх взаємодії утворюється малорозчинна, летка сполука, слабкий електроліт, або комплексна сполука.

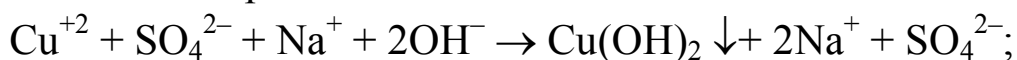
**Приклад 1.** Записати рівняння утворення осаду купрум (II) гідроксиду при взаємодії купрум сульфату з натрій гідроксидом у йонному та молекулярному виді.

*Розв'язання:*

Молекулярне рівняння:



повне йонне рівняння:



коротке йонне рівняння:  $\text{Cu}^{+2} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow$ .

### **1.2. Вода слабкий електроліт**

Ступінь дисоціації води  $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$ . Однією з причин такої незначної дисоціації є те, що цей процес пригнічується дією водневих зв'язків.



Для цього рівняння  $K_{\text{дис}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]$ .

$K_{\text{дис}} [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} = K_w$  – іонний добуток води.

$K_w$  є сталою величиною і залежить тільки від температури.

Розчини, у яких концентрація йонів Гідрогену і гідроксид-іонів однакові називаються нейтральними розчинами. У кислих розчинах концентрація йонів водню більше, ніж гідроксид-іонів, у лужних – навпаки. Проте, якими б не були ці концентрації, їх добуток лишається сталою величиною. Це дає змогу обчислювати одну з концентрацій, якщо друга відома:

$$[\text{H}^+] = 10^{-14}/[\text{OH}^-]; \quad [\text{OH}^-] = 10^{-14}/[\text{H}^+].$$

Водневий показник рН, визначається за формулою

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

У нейтральному розчині  $\text{pH} = 7$ . У кислому  $\text{pH} < 7$ , у лужному  $\text{pH} > 7$ .

Розчини, значення рН яких перебувають в інтервалі від 0 до 3 належать до сильнокислих, від 4 до 6 – до слабкокислих; слабколужні розчини мають рН 8...10, сильнолужні – рН = 11...14.

Для вимірювання рН існують різні методи. Приблизно реакцію розчину можна визначити за допомогою спеціальних реактивів, які називаються індикаторами, або просоченими ними папірцями (метилоранж, метилрот, фенолфталеїн, лакмус, універсальні лакмусові паперці). Більш точніше рН вимірюють пристроями – рН-метрами.

**Приклад 1.** Визначити рН розчину, якщо концентрація іонів водню у розчині дорівнює  $4 \cdot 10^{-3}$  моль/л.

*Розв'язання:*

$$\text{pH} = \lg[\text{H}^+] = \lg(4 \cdot 10^{-3}) = 2,4.$$

*Відповідь:* рН розчину дорівнює 2,4.

**Приклад 2.** Визначити концентрацію гідроксид-іонів у розчині з рН = 10,8.

*Розв'язання:*

1. рОН – ?

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14; \text{pOH} = 14 - 10,80 = 3,2.$$

2. концентрація гідроксид-іонів – ?

$$\text{pOH} = \lg[\text{OH}^-]; \lg[\text{OH}^-] = 3,2; \lg[\text{OH}^-] = -3,2, [\text{OH}^-] = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

*Відповідь:* концентрація гідроксид-іонів дорівнює  $6,31 \cdot 10^{-4}$  моль/л.

### **1.3. Гідроліз солей**

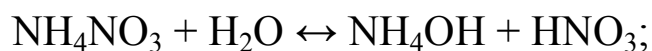
*Гідролізом солей називається процес взаємодії солей з водою.* Гідроліз можна визначити як реакцію обмінного розкладання солі водою.

Гідролізу зазнають солі, до складу яких входять іони слабких електролітів.

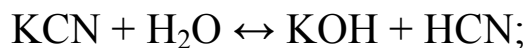
Розглянемо гідроліз різних типів солей.

1. Солі, утворені сильними кислотами і основами, не гідролізуються, оскільки їх іони не зв'язують іони води. Не гідролізуються, наприклад,  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ , тощо. Розчини цих солей мають нейтральну реакцію. Через декілька днів після приготування розчинів вони мають слабо кислу реакцію, що можна пояснити розчиненням вуглекислого газу  $\text{CO}_2$  з повітря і утворення слабкої карбонатної кислоти, яка і дисоціює з утворенням кислого середовища.

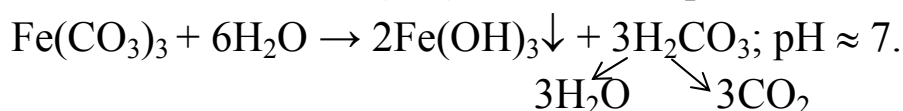
2. Солі сильної кислоти і слабкої основи гідролізуються зі збільшенням концентрації  $\text{H}^+$ :



3. Солі слабкої кислоти і сильної основи гідролізуються зі збільшенням концентрації  $\text{OH}^-$ :



4. Солі слабких кислот і основ ( $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 \dots$ ) гідролізуються до слабких кислот і основ, pH розчину залежить від їх відносної сили і взагалі близький до 7:



Кількісно гідроліз у розбавлених розчинах характеризується константою гідролізу. Для солей сильних основ і слабких кислот  $K_{\text{Г}} = K_{\text{w}}/K_{\text{кис}}$ , для солі слабкої основи і сильної кислоти  $K_{\text{Г}} = K_{\text{w}}/K_{\text{осн}}$ , для солі слабкої основи і кислоти  $K_{\text{Г}} = K_{\text{w}}/(K_{\text{кис}} \cdot K_{\text{осн}})$ .

Ступінь гідролізу  $\beta_{\text{Г}}$  – відношення числа гідролізованих молекул до загального числа молекул солі в розчині – зв'язаний з

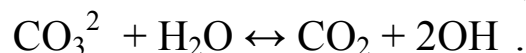
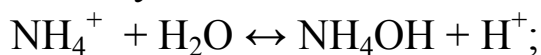
константою гідролізу співвідношенням  $\beta_{\text{Г}} = \sqrt{\frac{K_{\text{Г}}}{C_{\text{М}}}}$ , де  $C_{\text{М}}$  – молярна концентрація солі.

Розбавлення розчину солі і підвищення температури посилює гідроліз.

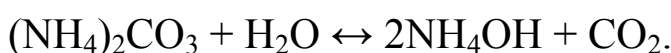
**Приклад 3.** Записати рівняння гідролізу  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ . Знайти  $K_{\text{Г}}$  та ступінь гідролізу  $\beta_{\text{Г}}$  для 1 M розчину.  $K_{\text{дис}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ,  $K_{\text{дис}}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,3 \cdot 10^{-7}$ .

*Розв'язання:*

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  – сіль утворена слабкою кислотою та слабкою основою, тому гідроліз відбувається за катіоном та аніоном:



Сумарна реакція:



$$K_{\text{Г}} = K_{\text{w}}/(K_{\text{кис}} \cdot K_{\text{осн}}) = 10^{-14}/(1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 4,3 \cdot 10^{-7}) = 7,74 \cdot 10^{-2}.$$

$$\beta_r = \sqrt{\frac{K}{C_M}} = \sqrt{\frac{7,74 \cdot 10^{-2}}{1}} = 2,78 \cdot 10^{-1}$$

## **2. Практична частина**

Всі реакції записати в зошит заздалегідь, вдома.

### **Дослід 1. Йонні реакції з утворенням слабого електроліту, осаду та газу**

1.1. У пробірку налити 2 мл розчину натрій гідроксиду і додати 2 мл розчину хлоридної кислоти.

1.2. У пробірку налити 2 мл розчину натрій сульфату і додати 2 мл розчину барій хлориду.

1.3. У пробірку налити 2 мл розчину цинк сульфату і додати 2 мл розчину натрій гідроксиду.

1.4. У пробірку налити 2 мл розчину амоній хлориду і додати 2 мл розчину натрій гідроксиду.

1.5. У пробірку налити 2 мл розчину натрій карбонату і додати 2 мл розчину хлоридної кислоти.

Для всіх дослідів записати молекулярні і йонні реакції, спостереження і висновки.

### **Дослід 2. Вплив однойменних іонів на ступінь дисоціації слабких електролітів**

У дві пробірки налити по 2 мл розчину амоній гідроксиду і додати 2 краплі розчину фенолфталеїну. В одну з них додати кристали сухої солі амоній хлориду.

Записати рівняння реакцій, спостереження і висновки.

### **Дослід 3. Дослідження процесів гідролізу солей**

#### **3.1. Визначення рН розчинів солей**

Скляною паличкою, змоченою розчином натрій хлориду, торкнутися клаптика універсального індикаторного паперу. Визначити рН розчину. Теж саме зробити з розчинами натрій карбонату, купрум сульфату та амоній ацетату. Записати рівняння реакцій гідролізу, спостереження і висновки.

#### **3.2. Вплив температури на гідроліз солей**



В дві пробірки налити по 2 мл розчину натрій ацетату і додати 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Одну з пробірок нагріти. Відмітити зміну інтенсивності кольору в нагрітому розчині. Записати рівняння реакцій, спостереження і висновки.

### 3.3. Вплив розбавлення на гідроліз солей

В пробірку налити ~ 10 мл води і додати 2-3 краплі концентрованого розчину плюмбум нітрату. Спостерігати утворення осаду основної солі  $Pb(OH)NO_3$ . Записати рівняння реакцій, спостереження і висновки.

## Контрольні запитання та завдання

### Варіант 1

1. Записати в молекулярній та йонній формі наступні реакції:  
 $Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow$ ;  $CuCl_2 + H_3PO_4 \rightarrow$ .

2. Визначити рН 0,1 М розчину HCl.

3. Скласти рівняння реакцій гідролізу солей:  $NaNO_2$ ,  $(NH_4)_2SO_4$ .

4. Записати рівняння гідролізу  $Na_2CO_3$ . Знайти  $K_r$  та ступінь гідролізу  $\beta_r$  для 0,1 М розчину.  $K_{дис}(H_2CO_3) = 4,3 \cdot 10^{-7}$ .

### Варіант 2

1. Записати в молекулярній та йонній формі наступні реакції:  
 $KOH + FeCl_3 \rightarrow$ ;  $Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow$ .

2. Визначити рН 0,1 М розчину NaOH.

3. Скласти рівняння реакцій гідролізу солей:  $KNO_2$ ,  $FeSO_4$ .

4. Записати рівняння гідролізу  $NH_4Cl$ . Знайти  $K_r$  та ступінь гідролізу  $\beta_r$  для 2 М розчину.  $K_{дис}(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

### Варіант 3

1. Записати в молекулярній та йонній формі наступні реакції:  
 $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ ;  $Fe(OH)_3 + H_3PO_4 \rightarrow$ .

2. Визначити рН 0,1 М розчину  $H_2SO_4$ .

3. Скласти рівняння реакцій гідролізу солей:  $NaHCO_3$ ,  $(NH_4)_2S$ .

4. Записати рівняння гідролізу  $K_2CO_3$ . Знайти  $K_r$  та ступінь гідролізу  $\beta_r$  для 0,2 M розчину.  $K_{дис}(H_2CO_3) = 4,3 \cdot 10^{-7}$ .

#### Варіант № 4

1. Записати в молекулярній та йонній формі наступні реакції:  
 $Mg(OH)_2 + HCl \rightarrow$ ;  $CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$ .

2. Визначити pH 0,1 M розчину KOH.

3. Скласти рівняння реакцій гідролізу солей:  $CH_3COOK$ ,  $(NH_4)_2S$ .

4. Записати рівняння гідролізу  $CH_3COONa$ . Знайти  $K_r$  та ступінь гідролізу  $\beta_r$  для 0,1 M розчину.  $K_{дис}(CH_3COOH) = 2 \cdot 10^{-5}$ .

#### Варіант № 5

1. Записати в молекулярній та йонній формі наступні реакції:  
 $AgNO_3 + HCl \rightarrow$ ;  $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ .

2. Визначити pH 0,1 M розчину  $HNO_3$ .

3. Скласти рівняння реакцій гідролізу солей:  $NH_4NO_3$ ,  $NiCl_2$ .

4. Записати рівняння гідролізу  $(NH_4)_2CO_3$ . Знайти  $K_r$  та ступінь гідролізу  $\beta_r$  для 0,1 M розчину.  $K_{дис}(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ,  $K_{дис}(H_2CO_3) = 4,3 \cdot 10^{-7}$ .

### Лабораторна робота № 5 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета роботи: ознайомлення з теорією окисно-відновних реакцій іонного обміну, основними окисниками та відновниками, способами визначення коефіцієнтів в них

#### 1. Теоретична частина

##### 1.1. Ступінь окиснення

Ступінь окиснення (с. о.) – формальний заряд на атомі в молекулі, якщо вважати, що молекула складається з іонів.

Величину та знак ступеня окиснення атомів у сполуках визначають, виходячи з таких положень:

- 1) у нейтральних молекулах алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх гіпотетичних іонів дорівнює 0;
- 2) у простих сполуках с. о. дорівнює 0;
- 3) с. о. Оксигену у сполуках дорівнює  $-2$ .
- 4) Гідроген в усіх сполуках має с. о.  $+1$ .
- 5) с. о. елементів перших трьох груп головних підгруп дорівнює номеру групи ( $\text{Na}^{+1}$ ,  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Al}^{+3}$ );
- 7) максимальний позитивний с. о. атомів відповідає номеру групи періодичної системи. Винятком є елементи підгрупи Купруму ( $\text{Cu}$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{Au}$ ), де с.о. може бути  $+3$ , тобто більший, ніж номер групи, а також метали восьмої групи ( $\text{Fe}$ ,  $\text{Co}$ ,  $\text{Ni}$ ,  $\text{Rh}$ ,  $\text{Pd}$ ,  $\text{Ir}$ ,  $\text{Pt}$ ) та елементи  $\text{O}$ ,  $\text{F}$ ,  $\text{Br}$ , в яких ступінь окиснення завжди менше, ніж номер групи;

Поняття ступені окиснення не слід отожднювати з валентністю, навіть у тих випадках, коли їхні абсолютні значення співпадають. Валентність визначається числом зв'язків, які утворює даний атом з іншими атомами, тому ця характеристика не має знаку і не може дорівнювати 0. Наприклад, ступені окиснення Карбону в метані  $\text{CH}_4$ , метанолі  $\text{CH}_3\text{OH}$ , формальдегіді  $\text{HCHO}$  та карбон (IV) оксиді  $\text{CO}_2$  відповідно дорівнюють  $-4$ ,  $-2$ ,  $0$ ,  $+4$ , а валентність в усіх випадках дорівнює 4.

Поняття ступені окиснення є досить умовним і формальним, але воно набуло широкого використання при класифікації хімічних процесів і при розгляданні окисно-відновних реакцій.

### ***1.2. Загальні поняття про окисно-відновні реакції***

Реакції, які супроводжуються зміною ступені окиснення елементів, називаються окисно-відновними (ОВР). В ОВР зміна СО зумовлена зміщенням або повним переходом електронів від атома одного елемента до атома іншого елемента.

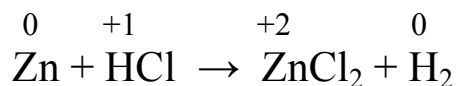
Окисненням називається процес віддавання електронів.

Відновленням називається процес приймання електронів.

Окисником називається речовина, що містить елемент, який приймає електрони. В ОВР окисник відновлюється і його СО зменшується.

Відновником називається речовина, що містить елемент, який віддає електрони. В ОВР відновник окиснюється і його СО збільшується.

Наприклад:



$\text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{+2}$ ; реакція окиснення Zn;  $\text{Zn}^0$  – відновник.

$\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$ ; реакція відновлення  $\text{H}_2$ ;  $\text{H}^+$  – окисник.

### ***1.3. Рівняння окисно-відновних реакцій: метод електронного балансу***

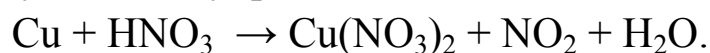
Будь-який окисно-відновний процес можна умовно поділити на дві напівреакції реакцію відновлення і реакцію окиснення. При складанні рівнянь ОВР застосовують метод електронного балансу. В окисно-відновній реакції кількість електронів, що віддає відновник, завжди дорівнює кількості електронів, що приймає окисник.

Основні правила складання реакцій за допомогою цього метода розглянемо на прикладі конкретної реакції.

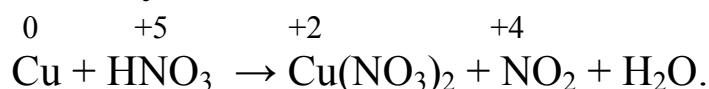
***Приклад 1.*** Записати рівняння реакції взаємодії нітратної кислоти з міддю.

*Розв'язання:*

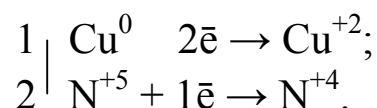
1. Записують схему реакції:



2. Визначають ступені окиснення окисника і відновника:



3. Визначають кількість електронів, що віддає відновник і кількість електронів, що приймає окисник. Для цього складають рівняння, в яких кількість електронів, що віддаються або приймаються визначаються як різниця між ступенями окиснення елементів до і після реакції. Коефіцієнти біля окисника і відновника визначаються після поділення найменшого загального кратного обох чисел на кількість електронів у напівреакції і ставляться поза загальною рисою:



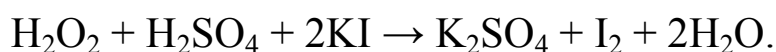
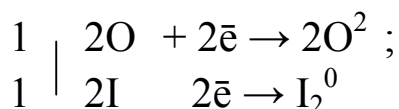
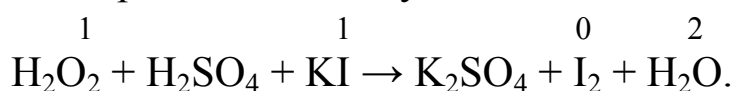
4. Після цього розставляють коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції:



5. Підраховують баланс атомів Оксигену в обох частинах реакції:

$$n_{\text{л}}(\text{O}) = 4 \cdot 3 = 12; \quad n_{\text{пр}}(\text{O}) = 6 + 4 + 2 = 12.$$

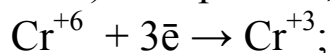
**Приклад 2.** Визначити коефіцієнти в наступному рівнянні методом електронного балансу:



Колір розчину змінюється з безкольорового до коричневого.

#### 1.4. Окисники і відновники

До окисників належать кисень  $\text{O}_2$ , вільні галогени  $\text{I}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ , сполуки деяких металів з вищими ступенями окиснення. ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , тощо),  $\text{H}_2\text{O}_2$ , нітратна кислота будь-яких концентрацій, сульфатна кислота концентрована тощо. Атоми-окисники приєднують електрони і при цьому відновлюються (зменшують свою ступінь окиснення). Наприклад,

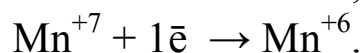
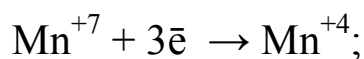


померанчовий      синє-зелений



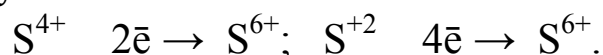
малиновий      безкольоровий.

$\text{KMnO}_4$  також має слабкі окисні властивості при  $\text{pH} = 7$  та  $\text{pH} > 7$ . В нейтральному середовищі йони  $\text{MnO}_4^-$  відновлюються до  $\text{MnO}_2$  осаду коричневого кольору, в лужному до йонів  $\text{MnO}_4^{2-}$  яскраво-зеленого кольору:



До відновників належать речовини, здатні віддавати електрони. Відновниками є метали у вільному стані (особливо лужні та лужно-земельні), водень  $H_2$ , вуглець  $C$ , сполуки неметалів з найменшими ступенями окислення ( $S^{-2}$ ,  $N^{-3}$ ,  $I^-$ ,  $Br^-$ ,  $Cl^-$ , тощо), галогени.

Часто в якості відновників використовують солі сульфїтної ( $Na_2SO_3$ ) та тіосульфатної ( $Na_2S_2O_3$ ) кислот, які окиснюються до сульфат-іону:



## 2. Практична частина

Всі рівняння реакцій порівняти і записати в зошит заздалегідь, вдома.

### *Дослід 1. Окисні властивості калій дихромату*

До 2 мл розчину  $K_2Cr_2O_7$  додати дві–три краплі розбавленої  $H_2SO_4$  і кілька крапель натрій сульфїту ( $Na_2SO_3$ ) до зміни забарвлення розчину.

Записати рівняння реакції і визначити коефіцієнти методом електронного балансу. Записати спостереження і пояснення.

### *Дослід 2. Окисні властивості калій перманганату в залежності від кислотності середовища*

2.1. До 1 мл розчину  $KMnO_4$  додати дві-три краплі розведеної  $H_2SO_4$  і кілька крапель натрій сульфїту. Записати рівняння реакції і визначити коефіцієнти методом електронного балансу. Записати спостереження і пояснення.

2.2. До 1 мл розчину  $KMnO_4$  додати 2-3 мл води і кілька крапель натрій сульфїту. Записати рівняння реакції і визначити коефіцієнти методом електронного балансу. Записати спостереження і пояснення.

2.3. До 1 мл розчину  $KMnO_4$  додати дві-три краплі розведеного розчину лугу і кілька крапель натрій сульфїту до зміни кольору. Записати рівняння реакції і визначити коефіцієнти методом електронного балансу. Записати спостереження і пояснення. Зробити загальні висновки про окисні властивості

калій перманганату у кислому, нейтральному і лужному середовищах.

### ***Дослід 3. Окисно-відновні властивості гідроген пероксиду (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)***

#### ***3.1. Відновні властивості гідроген пероксиду***

У пробірку внести 2 мл 3%-го H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, додати 2 мл розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub><sub>розб</sub> і 2 мл розчину KMnO<sub>4</sub>.

Записати рівняння реакції і визначити коефіцієнти методом електронного балансу. Записати спостереження і пояснення.

#### ***3.2. Окисні властивості гідроген пероксиду***

У пробірку внести 2 мл 3%-го H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, додати 2 мл розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub><sub>розб</sub> і 2 мл розчину калій йодиду.

Записати рівняння реакції і визначити коефіцієнти методом електронного балансу. Записати спостереження і пояснення.

Зробити загальний висновок по роботі.

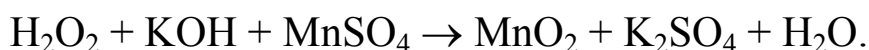
## **Контрольні запитання та завдання**

### **Варіант 1**

1. Серед наведених сполук підкреслити окисники однією рисою, відновники – двома рисками: HNO<sub>3</sub>, KMnO<sub>4</sub>, I<sub>2</sub>, NaOH, Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>.

2. Написати напівреакцію відновлення калій перманганату в кислому середовищі.

3. Визначити коефіцієнти в наступних рівняннях:



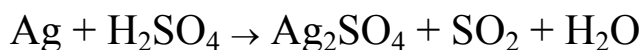
Визначити окисник і відновник, реакції окиснення і відновлення.

### **Варіант 2**

1. Серед наведених сполук підкреслити окисники однією рисою, відновники – двома рисками: HCl, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, Cl<sub>2</sub>, KOH, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

2. Написати напівреакцію відновлення калій перманганату в лужному середовищі.

3. Визначити коефіцієнти в наступних рівняннях:



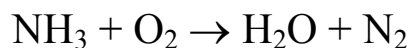
Визначити окисник і відновник, напівреакції окиснення і відновлення.

### Варіант 3

1. Серед наведених сполук підкреслити окисники однією рисою, відновники – двома рисками:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

2. Написати напівреакцію відновлення калій перманганату в нейтральному середовищі.

3. Визначити коефіцієнти в наступних рівняннях:



Визначити окисник і відновник, напівреакції окиснення і відновлення.

### Варіант № 4

1. Серед наведених сполук підкреслити окисники однією рисою, відновники – двома рисками:  $\text{HCN}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

2. Написати напівреакцію відновлення калій дихромату в кислому середовищі.

3. Визначити коефіцієнти в наступних рівняннях:



Визначити окисник і відновник, напівреакції окиснення і відновлення.

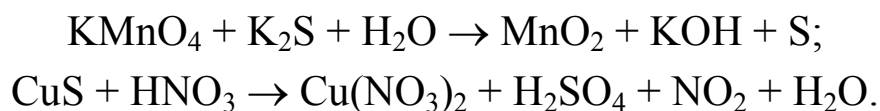
### Варіант № 5

1. Серед наведених сполук підкреслити окисники однією рисою, відновники – двома рисками:  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

2. Написати напівреакцію відновлення гідроген пероксиду в кислому середовищі.

3. Визначити коефіцієнти в наступних рівняннях:





Визначити окисник і відновник, напівреакції окиснення і відновлення.

## Лабораторна робота №6 КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Мета роботи: ознайомлення з теорією комплексних сполук, основними комплексоутворювачами та лігандами, координаційним числом КУ, стійкістю комплексних сполук

### *1. Теоретична частина*

#### *1.1 Теорія Вернера*

Сполуки, в яких елемент виявляє свою звичайну можливу валентність, називаються валентнонасиченими сполуками або сполуками першого порядку. Наприклад, при взаємодії купрум сульфату з розбавленим розчином аміаку утворюється осад купрум гідроксиду:



Далі, при взаємодії цих сполук з надлишком аміаку утворюються сполуки вищого порядку – комплексні сполуки:



розчин синього кольору

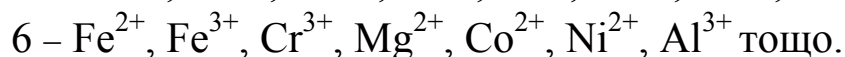
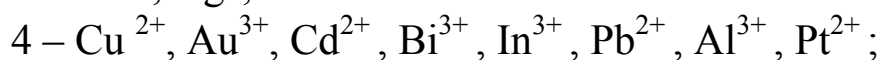
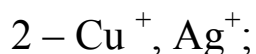
Основні положення теорії комплексних сполук А. Вернера у сучасному вигляді такі:

1. Комплексні сполуки мають зовнішню і внутрішню сфери. Внутрішню сферу, як правило, записують у квадратних дужках, зовнішня сфера знаходиться поза дужками. Так, в прикладах  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^3$  внутрішніми сферами є  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ , зовнішніми –  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ .

2. Внутрішня сфера містить комплексоутворювач і ліганди (або аденди). Заряд внутрішньої сфери чисельно дорівнює заряду зовнішньої сфери і має протилежний знак. Є і нейтральні

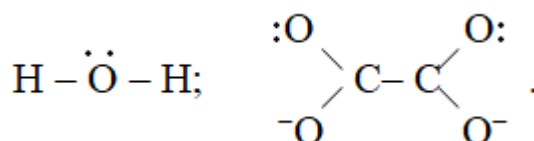
комплекси, які мають тільки внутрішню сферу, наприклад  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ .

3. *Комплексоутворювачем* (КУ) або ядром комплексу найчастіше можуть бути йони *d*-металів, рідко іони *s*- і *p*-металів. В наших прикладах комплексоутворювачами є іони Купруму, Аргентуму та Феруму. КУ характеризується координаційним числом (КЧ) – кількістю зв'язків КУ з лігандами. Найчастіше зустрічаються КЧ 2, 4, 6. Для деяких іонів координаційні числа такі:



Зустрічаються також інші КЧ, які залежать від природи комплексоутворювача, лігандів і їх розмірів. Заряд КУ дорівнює алгебраїчній сумі зарядів всіх інших іонів і має протилежний знак.

4. Ліганди або аденди – це молекули або йони, які координуються навколо комплексоутворювачів. Вони завжди мають неподільні електронні пари. Це можуть бути нейтральні молекули  $\text{H}_2\text{O}$  (аквакомплекси),  $\text{NH}_3$  (амінокомплекси) або іони  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CN}^-$  та ін. Ліганди можуть утворювати тільки один зв'язок з комплексоутворювачем (так звані монодентатні ліганди), або здатні утворювати з комплексоутворювачем декілька зв'язків (багатодентатні ліганди) зв'язки. Наприклад,  $\text{H}_2\text{O}$  – монодентатний ліганд, в якому одна з неподілених електронних пар Оксигену бере участь у зв'язку (друга електронна пара не утворює зв'язку внаслідок стеричних перешкод); оксалатна кислота  $\text{COOH-COOH}$  – найпростіший бідентатний ліганд, має дві неподільні пари електронів, які утворюють координаційні зв'язки:



**Приклад 1.** Записати формули трьох координаційних сполук, які складаються з  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Na}^+$ .

*Розв'язання:*

З цих іонів комплексоутворювачем може бути тільки йон *d*-елемента  $\text{Co}^{3+}$ . Його координаційне число дорівнює 6. Лігандами можуть бути  $\text{Cl}^-$  та  $\text{NH}_3$ . Формули координаційних сполук можуть бути такі:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ,  $\text{Na}_3[\text{CoCl}_6]$ .

### ***1.2. Класифікація комплексних сполук***

Комплексні сполуки класифікуються за різними ознаками.

1. За природою лігандів:

Ліганд	Назва комплексів	Приклад
H <sub>2</sub> O	аквакомплекс	[Co(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ](OH) <sub>2</sub>
NH <sub>3</sub>	амінокомплекс	[Cr(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ]Cl <sub>3</sub>
OH <sup>-</sup>	гідроксокомплекс	Na <sub>4</sub> [Ni(OH) <sub>6</sub> ]
Кислотні залишки	Ацидокомплекс цианідні йодидні флуоридні	K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] K <sub>2</sub> [HgI <sub>4</sub> ] H <sub>2</sub> [SiF <sub>6</sub> ]

2. За належністю до певного класу сполук:

Комплексні кислоти H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>], H[AuCl<sub>4</sub>].

Комплексні основи [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]OH, [Co(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>](OH)<sub>2</sub>.

Комплексні солі K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], K<sub>2</sub>[HgI<sub>4</sub>], [Cr(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]Cl<sub>3</sub>.

3. За знаком заряду комплексного йону розрізняють: катіонні комплекси [Cr(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]Cl<sub>3</sub>, аніонні комплекси Na<sub>4</sub>[Ni(OH)<sub>6</sub>], нейтральні комплекси [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>Cl<sub>3</sub>]. Існують и деякі інші класифікації.

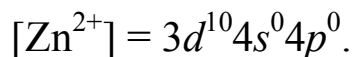
### 1. Будова комплексних сполук

Будову комплексних сполук розглянемо на конкретному прикладі.

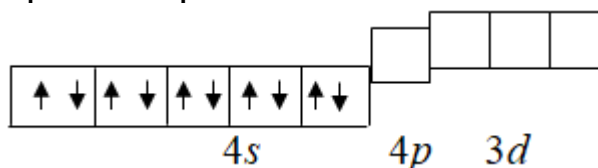
**Приклад 2.** Розглянути будову комплексу [Zn(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup> з позицій методу валентних зв'язків.

*Розв'язання:*

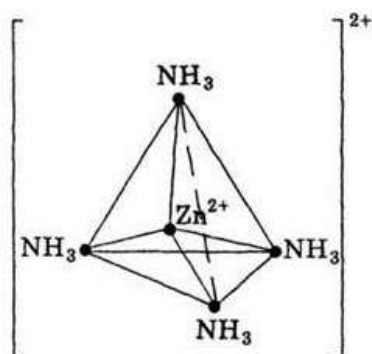
Комплексоутворювач Zn<sup>2+</sup> має таку електронну конфігурацію валентного рівня:



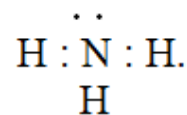
Йони Zn<sup>2+</sup> мають чотири вакантні орбіталі – одну 4s і три – 4p, на які можуть сідати електронні пари інших частин.



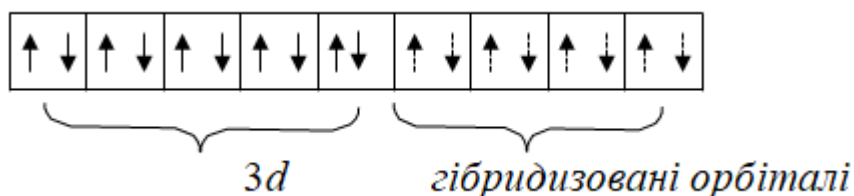
Ці електронні орбіталі гібридизуються, тобто набувають однакової енергії, форми і симетрично розташовуються в просторі. В нашому випадку утворюється тетраедричний комплексний іон.



Молекула аміаку має одну неподілену пару електронів і є донором електронів:



При взаємодії чотирма молекулами амоніаку виникають чотири пари зв'язків і утворюється комплексна сполука, електронну конфігурацію якої можна зобразити таким чином:



Тут електрони, які належали іону  $\text{Zn}^{2+}$ , показані суцільними стрілками, а ті, які належали молекулам амоніаку, – пунктирними.

**Приклад 3.** Описати структуру комплексної сполуки  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ .

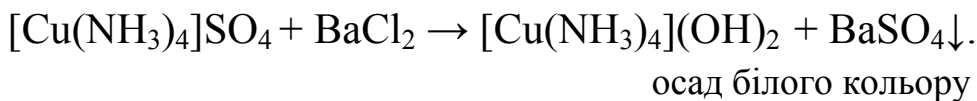
В даній сполуці комплексоутворювачем є йон Купруму  $\text{Cu}^{2+}$ , лігандами молекули аміаку  $\text{NH}_3$ . Координаційне число  $\text{Cu}^{2+}$  дорівнює 4, іон  $\text{Cu}^{2+}$  приєднує чотири молекули амоніаку і утворює комплексний іон  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , заряд якого складається із заряду комплексоутворювача і лігандів:  $+2 + (0 \times 4) = +2$ . Молекула електронейтральна, тому зовнішньою сферою є аніон  $\text{SO}_4^{2-}$ .

#### 1.4. Дисоціація і стійкість комплексних сполук

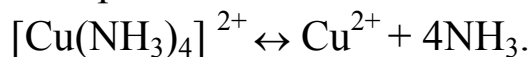
Йони зовнішньої сфери зв'язані з комплексним іоном в основному силами електростатичної взаємодії (тобто іонним хімічним зв'язком) і в розчинах дисоціюють подібно сильним електролітам. Ця дисоціація називається первинною і відбувається майже повністю:



Наявність сульфат-іонів можна довести додаванням розчину барій хлориду.



Поряд з цим процесом у незначному ступені відбувається дисоціація внутрішньої сфери комплексу, в якій ліганди пов'язані з комплексоутворювачем ковалентними зв'язками, утвореними внаслідок донорно-акцепторної взаємодії:

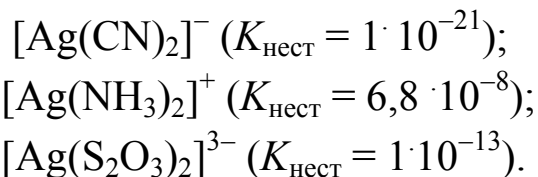


Встановлюється рівновага між комплексом, комплексоутворювачем і лігандами. Використовуючи закон діючих мас до цього рівняння, визначаємо вираз для константи дисоціації, яка в даному випадку називається константою нестійкості комплексного іона:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}.$$

Константа нестійкості  $K_{\text{нест}}[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 2,14 \cdot 10^{-13}$ , тобто дуже мала, тому визначити наявність іонів  $\text{Cu}^{2+}$  в розчині за допомогою аналітичних реакцій (наприклад, при дії луку) неможливо.

Значення констант нестійкості коливаються в широких межах і є мірою стійкості комплексів. Чим стійкіше комплексний іон, тим менше його константа нестійкості. Так, серед однотипних сполук:



найбільш стійким є комплекс  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ , а найменш –  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ .

Значення констант нестійкості надаються в таблицях.

В даний час встановлено, що багато хімічних сполук є комплексними, а вчення про них використовується в багатьох галузях промисловості, сільського господарства, медицини. Комплексні сполуки широко використовують в сільському господарстві – як мікродобрива, для розчинення карбонатів і

гідроксидів цинку для ліквідації цинкової недостатності та ін. Для рослин і тварин важливу роль відіграє споживання біометалів. Для цього часто використовуються комплексні сполуки. Вони не токсичні, розчинні у воді, легко засвоюються рослинними і тваринними організмами, забезпечують підвищену схожість насіння та їх прискорене зростання, підвищують врожайність сільськогосподарських культур і покращують якість продукції.

## **2. Практична частина**

### **Дослід 1. Одержання амінкомплексу купруму (II)**

Налити в пробірку 1–2 мл розчину  $\text{CuSO}_4$  і додати розбавлений розчин аміаку до утворення блакитного осаду. Потім додати надлишок амоніаку (декілька крапель концентрованого розчину) до утворення синього розчину амінкомплексу купруму  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ .

Написати рівняння реакції одержання осаду купрум гідроксиду і розчину амінкомплексу купруму.

### **Дослід 2. Електролітична дисоціація комплексних сполук**

Розчин амінокомплексу купруму поділити на дві частини. До однієї додати дві-три краплі розчину барій хлориду, щоб визначити присутність іонів  $\text{SO}_4^{2-}$ . До другої частини додати 2–3 краплі розчину лугу  $\text{NaOH}$ , щоб визначити відсутність іонів купруму. Записати рівняння реакцій, свої спостереження і пояснення до них. Виходячи з дослідів, написати, які йони утворюються при дисоціації комплексної сполуки за першим ступенем.

### **Дослід 3. Одержання гідроксокомплексів цинку (II)**

Комплекси, в яких лігандами є іони  $\text{OH}^-$ , називаються *гідроксокомплексами*. У пробірку помістити кілька крапель розчину й  $\text{ZnSO}_4$ , додати 2–3 краплі розбавленого розчину лугу  $\text{NaOH}$  і спостерігати утворення осаду. Добутий осад розчинити в надлишку реактиву, додавши до нього кілька крапель концентрованого розчину лугу. Записати реакції утворення

гідроксокомплексу, вважаючи, що координаційне число  $Zn^{2+}$  дорівнює 4. Записати спостереження і висновки.

Зробити загальний висновок по роботі.



## Контрольні запитання та завдання

У варіантах в наведених сполуках визначити КУ і ліганди, к.ч. і с. о. комплексоутворювача, заряд комплексного йона. Для цих сполук записати рівняння двох типів дисоціації та вираз для константи нестійкості:

Таблиця варіантів

№ варіанту	Комплексні сполуки
1	$K_3[Fe(CN)_6]$ ; $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$ .
2	$K_2[PtCl_6]$ ; $[Co(NH_3)_6]SO_4$ .
3	$[Pt(NH_3)_6]Cl_2$ ; $[Fe(H_2O)_6]Cl_3$ .
4	$K_2[Cu(CN)_4]$ ; $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ .
5	$K[AuCl_4]$ ; $[Cd(H_2O)_6]Cl_2$ .

## Лабораторна робота №7 ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ, ЩО ПРИСУТНІ В ГРУНТАХ

Мета роботи: ознайомлення з основами теоретичної хімії, систематичним і дробовим якісним аналізом, якісними реакціями на основні катіони, присутні в ґрунтах.

### 1. Теоретична частина

**1.1. Основні відомості про якісний аналіз речовин** Якісний аналіз встановлює якісний склад об'єкту (наявність атомів елементів, іонів, ізотопів елементів, в органічній хімії – наявність окремих сполук або класів сполук). Метою якісного аналізу є встановлення якісного складу аналізованої проби.

Сутність аналізу неорганічних речовин полягає у виявленні окремих катіонів та аніонів.

Для встановлення якісного складу тієї чи іншої речовини користуються *аналітичними реакціями*. Обов'язковим для таких реакцій є наявність аналітичних ознак, тобто зовнішніх змін, за якими визначають досліджувану речовину. До основних

аналітичних ознак реакцій належать: утворення осаду; зміна забарвлення розчину; виділення газу; розчинність речовини у воді, кислотах, лугах.

В якості аналітичних реакцій вибирають реакції з порівняльно великою швидкістю, стійкістю до зовнішніх факторів, стехіометричністю і певними характеристиками – вибірковістю (специфічністю) та високою чутливістю.

*Чутливість* реакції визначають найменшою концентрацією іонів, яку можна відкрити за даною реакцією при певних умовах її виконання. Чутливість характеризують різними показниками, наприклад, граничною концентрацією.

*Гранична (мінімальна) концентрація* ( $C_{\text{гран}}$ ) – це найменша концентрація іонів, при якій їх відкриття за допомогою певної реакції ще можливе. Виявлення іонів здійснюють у невеликій порції розчину, як правило, у краплі розчину ( $\sim 0,02 \text{ см}^3$ ).

Чим менше  $C_{\text{гран}}$ , тим більше чутливість реакції. В якісному аналізі використовують лише ті реакції, в яких  $C_{\text{гран}} > 10^{-3} \text{ г/см}^3$ .

Речовини, за допомогою яких відкривають іони в якісному аналізі, називаються *реактивами*. В основі аналітичної реакції лежить взаємодія реактиву з певними йонами.

Реактиви і реакції бувають характерними, загально-аналітичними, груповими, специфічними та вибірковими (селективними).

*Характерні реакції* – це реакції на окремі йони, що супроводжуються утворенням продуктів з яскраво вираженими зовнішніми ознаками.

*Загально-аналітичні* реакції – це реакції утворення (розчинення) осаду або виділення газуватої речовини.

*Груповими* реакціями називаються реакції, що виділяють із складної суміші групу іонів.

*Специфічні реакції* – це реакції, що дозволяють відкрити йони одних елементів за наявності іонів будь-яких інших елементів. Специфічних реакцій не так багато. До них належать, наприклад,

реакція крохмалю з йодом, відкриття амоніаку за появою характерного запаху під дією лугів, та ін.

Більш поширеними є *вибіркові*, або *селективні* реакції, результатом яких є подібний ефект для обмеженого числа йонів. Наприклад, сульфатна кислота утворює білі осадки з катіонами кальцію та барію.

Для визначення якісного складу досліджуваного розчину користуються *дробовим* та *систематичним* аналізом. *Дробовим аналізом* називається відкриття іонів за допомогою специфічних реакцій в окремих порціях досліджуваного розчину, що відбувається в будь-якій послідовності.

*Систематичний хід аналізу* – це певна послідовність виконання аналітичних операцій, за яких кожний іон відкривають після того, як будуть визначені і видалені заважаючі йони. Під час систематичного аналізу дією групових реагентів виділяють окремі аналітичні групи іонів. Розділення їх на групи визначається відношенням до того чи іншого реагенту. В межах кожної групи визначуваний іон відкривають за допомогою характерних реакцій. Відкриття йонів за групами виконується в певній послідовності, що дає можливість їх відкрити після того, як будуть визначені й вилучені заважаючі йони.

Основними операціями в якісному аналізі є: підготовка речовини до аналізу, приготування розчинів реактивів та досліджуваної суміші, нагрівання, осадження, випарювання, фільтрування (центрифугування), промивання осаду, прожарювання.

Існує декілька методів систематичного ходу аналізу: *сульфідний; кислотно-лужний; аміачно-фосфатний*.

### ***1.2. Кислотно-лужний метод систематичного аналізу***

За цим методом катіони поділяють за декілька груп, які наведені в таблиці.

### ***1.3. Якісні реакції катіонів, що визначаються в агрохімічних дослідженнях***

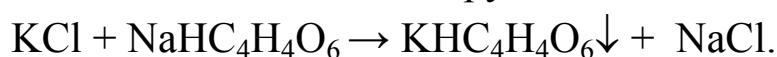
**1.3.1. Якісні реакції катіонів I групи** ( $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $NH_4^+$ ) Майже всі солі цих іонів розчинні, групового реагенту для цієї групи немає. Внаслідок цього їх неможливо відокремити від катіонів інших груп і їх визначають селективними реакціями в дослідженому зразку розчину в першу чергу.

**Реакції катіонів  $K^+$**

1. Комплексна сполука *натрій гексанітрокобальтат* (III)  $Na_3[Co(NO_2)_6]$  у нейтральному розчині (pH~7) утворює з іонами калію жовтий кристалічний осад



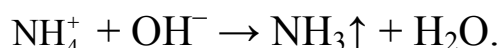
2. Кисла сіль органічної винної (тартратної) кислоти *натрій гідрогентартрат*  $NaHC_4H_4O_6$  з катіонами калію утворює в нейтральних розчинах осад білого кольору:



3. *Реакція забарвлення полум'я.* Леткі солі  $K^+$  забарвлюють безбарвне полум'я пальника в фіолетовий колір.

**Реакції катіонів  $NH_4^+$**

1. *Луги* ( $NaOH$ ,  $KOH$ ) виділяють з розчину солей амонію при нагріванні газуватий амоніак, що має специфічний запах:



Ця реакція є специфічною і дозволяє відкрити катіон амонію в присутності інших іонів.

2. *Реактив Несслера* (розчин комплексної солі калій тетраїодомеркурат  $K_2[HgI_4]$  у  $KOH$ ) утворює з розчинами солей амонію характерний червоно-бурий осад:



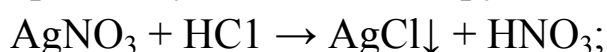
Утворений осад розчиняється в кислому середовищі.

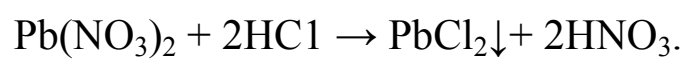
**1.3.2. Якісні реакції деяких катіонів другої групи**

( $Ag^+$ ,  $Pb^{2+}$ ,  $Hg_2^{2+}$ )

З солей цих катіонів розчинними у воді є лише нітрати, оксиди та гідроксиди нерозчинні.

Хлоридна кислота утворює з цими йонами осади білого кольору і є груповим реактиву на катіони II групи:

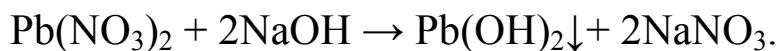




Луги (NaOH або KOH) утворюють з катіонами II групи осади, наприклад:

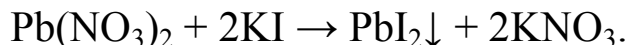
Таблиця 7.1. Розподіл катіонів за кислотно-лужною класифікацією

Група	Катіони	Груповий реактив	Сполуки, що утворюються	Групова характеристика
1	$K^+$ , $Na^+$ , $NH_4^+$	Немає		Гідроксиди, хлориди, сульфати розчинні у воді
2	$Ag^+$ , $Pb^{2+}$ , $[Hg_2]^{2+}$	2 н розчин HCl	Осади $AgCl$ , $PbCl_2$ , $Hg_2Cl_2$	Хлориди нерозчинні у воді
3	$Ba^{2+}$ , $Ca^{2+}$ , $Sr^{2+}$	2 н розчин $H_2SO_4$	Осади $BaSO_4$ , $CaSO_4$ , $SrSO_4$	Сульфати нерозчинні (або погано розчинні) у воді та кислотах
4	$Zn^{2+}$ , $Al^{3+}$ , $Cr^{+3}$ , $Sn^{2+}$ , $Sn^{4+}$ , $As^{3+}$ , $As^{5+}$	Надлишок 4 н. NaOH або KOH	Розчин $ZnO_2^{2-}$ , $AlO_2^-$ , $CrO_2^-$ , $SnO_2^{2-}$ , $SnO_3^{2-}$ , $AsO_3^{3-}$ , $AsO_4^{3-}$	Гідроксиди розчинні у надлишку NaOH або KOH
5	$Fe^{2+}$ , $Fe^{3+}$ , $Mn^{2+}$ , $Mg^{2+}$ , $Bi^{3+}$ , $Sb^{3+}$ , $Sb^{5+}$	Надлишок $NH_4OH_{\text{конц}}$ ( $\omega = 25\%$ )	Осади $Fe(OH)_2$ , $Fe(OH)_3$ , $Mn(OH)_2$ , $Bi(OH)_3$ , $Sb(OH)_3$ , $H[Sb(OH)_6]$ , $Mg(OH)_2$	Гідроксиди нерозчинні у надлишку NaOH або KOH
6	$Cu^{2+}$ , $Co^{2+}$ , $Ni^{2+}$ , $Hg^{2+}$ , $Cd^{2+}$	Надлишок $NH_4OH_{\text{конц}}$ ( $\omega=25\%$ )	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ , $[Co(NH_3)_4]^{2+}$ , $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ , $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ , $[Hg(NH_3)_4]^{2+}$	Гідроксиди розчинні у надлишку розчину аміаку з утворенням аміакатів



### **Реакції катіонів $\text{Pb}^{2+}$**

Калій йодид  $\text{KI}$  взаємодіє з розчинними солями  $\text{Pb}^{2+}$  з утворенням осаду жовтого кольору:



Для запобігання гідролізу до розчину солі  $\text{Pb}^{2+}$  додають ацетатну кислоту. Після охолодження випадають красиві золотисті кристали плюмбум (II) йодиду.

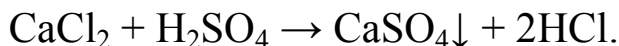
### **1.3.3. Якісні реакції деяких катіонів третьої групи**

( $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ )

Їх гідроксиди є сильними основами. Добре розчинними солями цих катіонів є хлориди, нітрати, ацетати, важко розчинними карбонати, сульфати, хромати, оксалати і фосфати.

Їх солі, утворені сильними кислотами, гідролізу не піддаються.

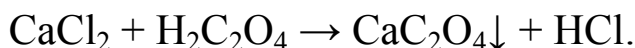
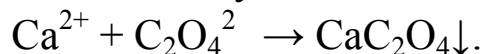
Груповим реактивом на катіони III групи є розбавлена сульфатна кислота, яка утворює з ними білі кристалічні осадки сульфатів, практично нерозчинних у воді, лугах і кислотах. Наприклад,



осад білого кольору

### **Реакції катіонів $\text{Ca}^{2+}$**

1. Амоній оксалат  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  взаємодіє з іонами кальцію при нагріванні з утворенням білого осаду кальцій оксалату:



Кальцій оксалат розчиняється в сильних кислотах, але не розчиняється в ацетатній кислоті, чим відрізняється від осаду барій оксалату.

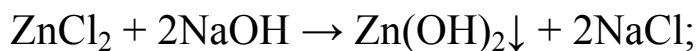
1. *Проба на забарвлення полум'я.* Леткі солі кальцію забарвлюють безбарвне полум'я пальника в цегляно-червоний колір.

### **1.3.4. Якісні реакції деяких катіонів четвертої групи**

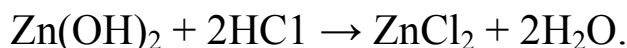
( $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{4+}$ ,  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{As}^{5+}$ )

Важливу роль в агрохімії грають іони цинку, який є необхідним мікроелементом.

Всі йони четвертої групи є амфотерними, тому їх солі розчиняються у надлишку лугів з утворенням гідроксосполук:



Під дії кислот комплекси руйнуються з утворенням спочатку гідроксидів і далі – солей:



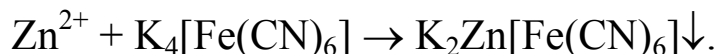
Надлишок лугів є груповим реактивом на ці катіони і дає можливість відокремити ці катіони від катіонів інших аналітичних груп (крім першої).

Другою характерною особливістю катіонів цієї групи є те, що майже всі їх солі піддаються гідролізу.

### **Реакції катіонів $\text{Zn}^{2+}$**

Розчини солей цинку безбарвні.

1. *Калій гексаціаноферат (II)*  $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$  утворює з іонами цинку осад подвійної комплексної солі білого кольору:



Утворений осад розчиняється в лугах, тому реакцію ведуть в нейтральному або кислому середовищі. Розчиненню осаду  $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe(CN)}_6]_2$  сприяє надлишок реагенту.

2. *Дитизон*  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH-NH-CS-N=N-C}_6\text{H}_5$  утворює з катіонами  $\text{Zn}^{2+}$  комплексні сполуки червоного кольору. Для виконання реакції користуються розчином дитизону в хлороформі  $\text{CHCl}_3$ . На відміну від інших дитизонатів, цинк дитизонат у лужному середовищі забарвлює не тільки шар органічного розчинника, але і весь досліджуваний розчин.

3. *Кобальт (II) нітрат*  $\text{Co(NO}_3)_2$  утворює з катіонами  $\text{Zn}^{2+}$  сполуку зеленого кольору, що називається «рінмановою зеленню»:



### **1.3.5. Якісні реакції деяких катіонів п'ятої групи**

( $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ )



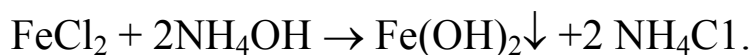
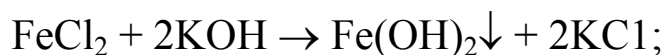
Особливістю цих катіонів є здатність їх гідроксидів розчинятися в мінеральних кислотах. Необхідно відзначити, що  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  і  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  окиснюються киснем повітря і переходять в гідроксиди з вищою валентністю катіонів.



Якісні реакції катіонів п'ятої групи найчастіше є окисно-відновними.

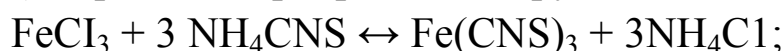
Груповим реагентом на катіони п'ятої групи є розчин аміаку.

Луги і розчин аміаку осаджують з розчинів їх солей відповідні гідроксиди:

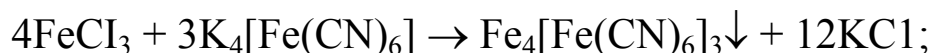


### **Реакції катіонів $\text{Fe}^{3+}$**

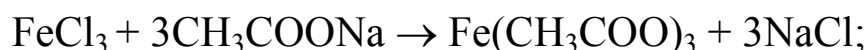
1. Аммонію роданід  $\text{NH}_4\text{CNS}$  або калію роданід  $\text{KCNS}$  утворює  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  кроваво-червоного кольору:



2. Калію гексаціаноферат (II)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (жовта кров'яна сіль) утворює с катіонами  $\text{Fe}^{3+}$  темно-синій осад берлинської лазурі:

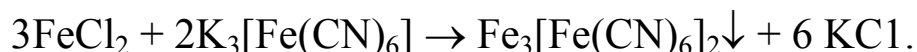


3. Натрій ацетат  $\text{CH}_3\text{COONa}$  утворює з катіонами ферум (III) розчинну сіль ферум ацетат червоно-бурого кольору. Нагрівання розчину посилює гідроліз солі, тому при цьому випадає бурий осад основної солі



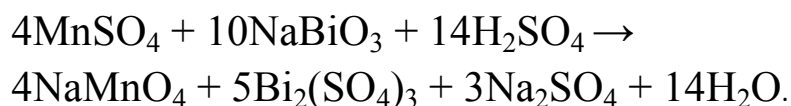
### **Реакції катіонів $\text{Fe}^{2+}$**

1. Калію гексаціаноферат (III)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (червона кров'яна сіль) утворює з катіонами  $\text{Fe}^{3+}$  темно-синій осад турнбулевої сині:



### **Реакції катіонів $Mn^{2+}$**

1. При визначенні безкольорового йону  $Mn^{2+}$  користуються реакціями окиснення його у  $MnO_4^-$  фіолетового кольору. Цю реакцію можна здійснити, наприклад, з окисником натрій бісмутатом  $NaBiO_3$ :

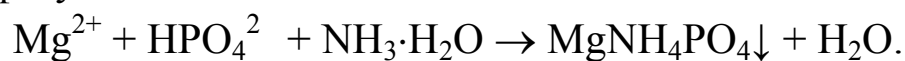


2. Розчин бензидину  $C_{12}H_8(NH_2)_2$  в ацетатній кислоті утворює зі сполуками манган (II) продукти синього кольору.

### **Реакції катіонів $Mg^{2+}$**

Більшість солей магнію розчинні у воді, катіони магнію безбарвні.

1. Натрій гідрогенфосфат  $Na_2HPO_4$  утворює з солями магнію в присутності  $NH_3 \cdot H_2O$  та  $NH_4Cl$  білий кристалічний осад магній амоній фосфату:



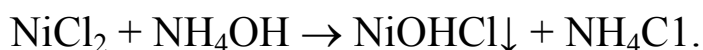
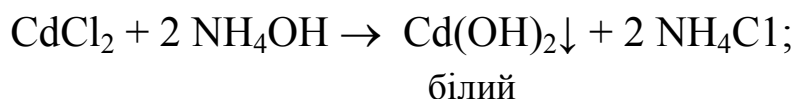
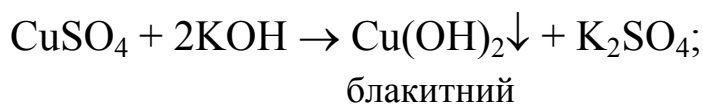
До розчину додають розчин  $NH_4Cl$  для того, щоб уникнути появи осаду  $Mg(OH)_2$  за рахунок введення  $NH_3 \cdot H_2O$ .

### **1.3.6. Якісні реакції деяких катіонів шостої групи**

( $Cu^{2+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$ )

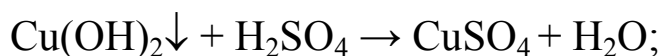
Особливістю цих катіонів є здатність їх гідроксидів розчинятися в мінеральних кислотах і надлишку аміаку з утворенням комплексних солей аміакатів. Останній реагент є груповим для катіонів шостої групи.

Луги ( $NaOH$ ,  $KOH$ ) і аміак  $NH_4OH$  (без надлишку) з усіма катіонами шостої групи утворюють аморфні осади гідроксидів або гідроксосолей, наприклад:



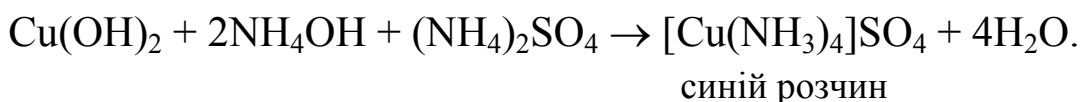
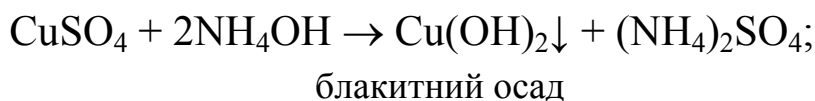
зелений

Всі осадни розчинні в мінеральних кислотах, амміаку и солях амонію, наприклад:

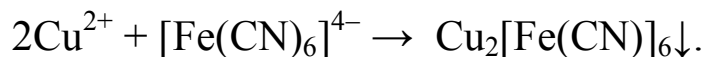


### **Реакції катіонів $\text{Cu}^{2+}$**

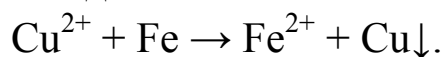
1. Надлишок аміаку  $\text{NH}_4\text{OH}$  реагує з катіонами  $\text{Cu}^{2+}$  з утворенням синього комплексного йону  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ :



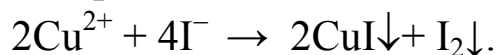
2. *Калій гексаціаноферат (II)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$*  утворює з катіонами  $\text{Cu}^{2+}$  червоно-бурий осад купрум (II) гексаціаноферат (II):



3. *Активні метали Fe, Al, Zn* відновлюють катіони  $\text{Cu}^{2+}$  з підкислених розчинів солей Купруму до елементного стану червоного нальоту вільної міді:



4. *Калій йодид KI* утворює з катіонами  $\text{Cu}^{2+}$  білий осад одновалентної міді, одночасно виділяється вільний йод, що забарвлює осад у бурій колір:



5. *Натрій тіосульфат  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$*  використовується як для аналітичного визначення катіонів  $\text{Cu}^{2+}$ , так і для їх відокремлення від інших катіонів групи. В результаті реакції випадає чорний осад купрум (I) сульфід і осад вільної сірки:



## 2. Практична частина

### Дослід 1. Реакції катіонів $K^+$

<https://www.youtube.com/watch?v=GhKJoUIT9IE>

1.1. В пробірку налити 2 мл розчину солі калію і додати розчин *натрій гексанітрокобальтату* (III)  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ . Записати рівняння реакції і спостереження.

1.2. В пробірку 2 мл розчину солі калію і додати розчин натрій гідрогентартрату  $NaHC_4H_4O_6$ . Записати рівняння реакції і спостереження.

1.3. *Реакція забарвлення полум'я*. Залізний дротик, змочений сіллю калію внести в полум'я спиртовки. Записати спостереження.

### Дослід 2. Реакції катіонів $NH_4^+$

<https://www.youtube.com/watch?v=yG7g-A-BzRM>

В пробірку налити 2 мл солі амонію  $NH_4Cl$  і додати кілька крапель реактиву Несслера (розчин комплексної солі калій тетраїодомеркурат  $K_2[HgI_4]$  у  $KOH$ ). Записати рівняння реакції і спостереження.

### Дослід 3. Реакції катіонів $Pb^{2+}$

<https://www.youtube.com/watch?v=YSe6uvENy4E>

В стакан налити 5-10 мл гарячого розчину солі плюмбум (нітрату або ацетату), додати кілька крапель ацетатної кислоти. Розчин перемішати та додати 5-10 мл гарячого розчину калій йодиду. Записати рівняння реакції і спостереження.

### Дослід 4. Реакції катіонів $Ca^{2+}$

<https://www.youtube.com/watch?v=NOZ1IFc10Ic>

4.1. В пробірку налити 2 мл солі кальцію і додати 1 мл розчину амоній оксалату  $(NH_4)_2C_2O_4$ . Записати рівняння реакції і спостереження.

4.2. *Проба на забарвлення полум'я*. Залізний дротик, змочений розчином солі кальцію внести в полум'я спиртовки. Записати спостереження.

### Дослід 5. Реакції катіонів $Zn^{2+}$

<https://www.youtube.com/watch?v=UkIXYghuLFs>

5.1. В пробірку внести 2 мл солі цинка і додати кілька крапель калій гексаціаноферату (II)  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Записати рівняння реакції і спостереження.

5.2. Полоску фільтровального паперу змочити розчином солі цинку і розчином  $Co(NO_3)_2$ , потім спалити у фарфоровій чашці. Записати спостереження.

### **Дослід 6. Реакції катіонів $Fe^{2+}$ і $Fe^{3+}$**

<https://www.youtube.com/watch?v=GX6UmN1wzSs>

6.1. Помістити в пробірку 2 мл солі ферум (III) хлориду і додати 1 мл солі аммоній роданіду  $NH_4CNS$ . Записати рівняння реакції і спостереження.

6.2. Помістити в пробірку 2 мл солі ферум (III) хлориду і додати 1 мл солі калій гексаціаноферату (II)  $K_4[Fe(CN)_6]$  (жовта кров'яна сіль). Записати рівняння реакції і спостереження.

6.3. Помістити в пробірку 2 мл солі ферум (II) сульфату і додати 1 мл солі калій гексаціаноферату (III)  $K_3[Fe(CN)_6]$  (жовта кров'яна сіль). Записати рівняння реакції і спостереження.

Зробити загальні висновки по роботі.

## **Контрольні запитання та завдання**

### **Варіант 1**

1. Коротко пояснити, що таке дробовий аналіз.
2. Записати якісні реакції визначення катіонів натрію.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів міді.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами другої групи.

### **Варіант 2**

1. Коротко пояснити, що таке систематичний аналіз.
2. Записати якісні реакції визначення катіонів кальцію.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів Плюмбуму.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами третьої групи.

### **Варіант 3**

1. Коротко пояснити кваліфікацію реагентів за чистотою.
2. Записати якісні реакції визначення катіонів Барію.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів Кобальту.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами четвертої групи.

#### **Варіант 4**

1. Коротко пояснити типи реакцій в аналітичній хімії.
2. Записати якісні реакції визначення катіонів Мангану.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів Алюмінію.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами шостої групи.

#### **Варіант 5**

1. Коротко пояснити особливості хімічної поведінки катіонів III групи.
2. Записати якісні реакції визначення катіонів цинку.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів магнію.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами п'ятої групи.

### **Лабораторна робота № 8**

#### **ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ, ЩО ПРИСУТНІ В ҐРУНТАХ**

*Мета роботи:* ознайомлення з основами теоретичної аналітичної хімії, систематичним і дробовим якісним аналізом, якісними реакціями на основні аніони, присутні в ґрунтах

##### ***1. Теоретична частина***

В складі ґрунтів важливу роль грають хлорид-, сульфат-, нітрат-, нітрит-, карбонат-іони та деякі інші йони.

##### ***1.1. Класифікація аніонів за групами***

Аніони, як і катіони, поділяють на аналітичні групи. Залежно від принципу, який покладено в основу ділення йонів на групи існує декілька класифікацій аніонів.

Найбільш розпоширена класифікація за розчинністю або нерозчинністю солей барію та аргентуму, яка наведена в таблиці.

*Таблиця 8.1.* Класифікація аніонів за розчинністю солей барію та аргентуму

№ групи	I група	II група	III група
Аніони групи	сульфат $\text{SO}_4^{2-}$ ; карбонат $\text{CO}_3^{2-}$ ; сульфіт $\text{SO}_3^{2-}$ ; фосфат $\text{PO}_4^{3-}$ ; силікат $\text{SiO}_3^{2-}$ ; борат $\text{BO}_2$ ; тетраборат $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	хлорид $\text{Cl}$ ; бромід $\text{Br}$ ; йодид $\text{I}$	нітрат $\text{NO}_3$ ; нітрит $\text{NO}_2$ ; ацетат $\text{CH}_3\text{COO}$
Розчинність солей Барію та Аргентуму	Солі барію нерозчинні у воді, але розчиняються в сильних кислотах, за винятком $\text{BaSO}_4$	Солі аргентуму нерозчинні у воді та $\text{HNO}_3$	Солі аргентуму та барію розчинні у воді
Груповий реагент	$\text{BaCl}_2$ , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в нейтральному або слабо лужному середовищі	$\text{AgNO}_3$ в присутності $\text{HNO}_3$	Групового реагенту немає

Аніони відкривають в окремих порціях розчину дробовим методом.

**1.1.1. Перша аналітична група аніонів** ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ ,  $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{BO}_2$ )

Ці аніони безбарвні у водних розчинах.

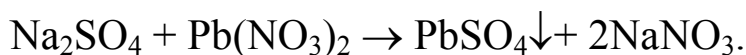
Груповим реагентом на аніони першої групи є розчин солей барію в нейтральному або слабколужному середовищі. Аніони групи утворюють з солями барію нерозчинні в воді сполуки, наприклад



Всі осадки за винятком  $\text{BaSO}_4$  розчиняються в сильних мінеральних кислотах.

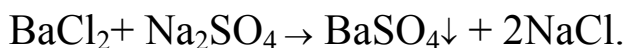
**Реакції сульфат-аніонів  $\text{SO}_4^{2-}$**

1. Розчинні солі плюмбуму (II)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  утворюють з сульфат-іонами білий осад  $\text{PbSO}_4$ :



Осад розчиняється в концентрованих лугах, сульфатній кислоті та 30%-му розчині амоній ацетату.

**2. Розчинні солі барію (II)** утворюють з сульфат-аніонами малорозчинні сполуки  $\text{BaSO}_4$ :



### **Реакції сульфит-аніонів $\text{SO}_3^{2-}$**

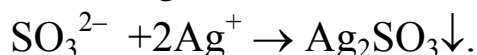
Виявлення сульфит-іонів ґрунтується на утворенні малорозчинних солей та окисно-відновній двоїстості Сульфуру в ступені окиснення +4.

**1. Сильні мінеральні кислоти** розкладають сульфит-аніони на сульфур (IV) оксид та воду:

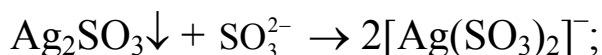


Аналітичною ознакою реакції є виділення газу з різким специфічним запахом.

**2. Розчинні солі аргентуму (I)** осаджують з нейтральних розчинів сульфитів білий осад  $\text{Ag}_2\text{SO}_3$ :



Осад розчиняється в надлишку сульфит-іонів та амоніаку через утворення комплексних сполук:



**3. Окисники –  $\text{KMnO}_4$ , йодна та бромна вода.** Сульфит-аніони знебарвлюють зазначені речовини завдяки процесам окиснення-відновлення:



Визначення сульфит-іонів за допомогою йодної води ґрунтується на проведенні окисно-відновної реакції, тому аналізований розчин не повинен містити інші окисники та відновники.

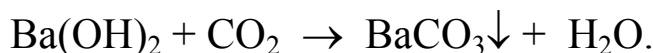
### **Реакції карбонат-аніонів $\text{CO}_3^{2-}$**



**1. Мінеральні кислоти** з карбонат-аніонами утворюють нестійку карбонатну кислоту, яка миттєво розкладається на карбон (IV) оксид та воду:



Карбонат (IV) оксид виявляють за помутнінням вапняної або баритової води, що зумовлено утворенням осаду кальцій карбонату (барій карбонату):

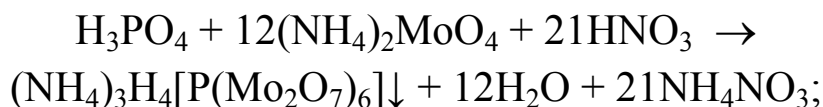


Помутніння розчину зникає при подальшому пропусканні карбон (IV) оксиду внаслідок перетворення середньої солі на кислоту:

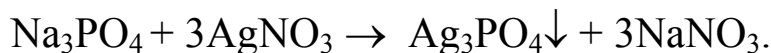


### **Реакції фосфат-аніонів $\text{PO}_4^{3-}$**

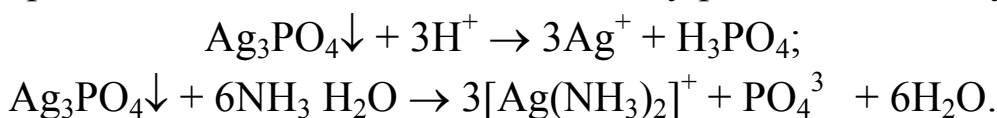
**1. Розчин амоній молібдату (VI)** в нітратній кислоті утворює з фосфат-аніонами жовтий кристалічний осад фосфорномолібдатного комплексу (реакція Файгля):



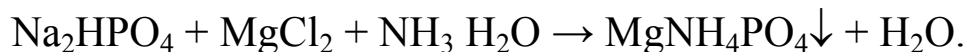
**2. Розчинні солі аргентуму(I)** утворюють з в фосфатами осад жовтого кольору  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ :



Осад розчиняється в кислотах та водному розчині амоніаку:



**3. Магнезіальна суміш** ( $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ ) осаджує гідроген-фосфати у вигляді білого кристалічного осаду магній амоній фосфату:

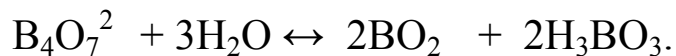
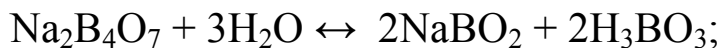


Осад розчиняється в сильних кислотах та ацетатній кислоті.

**3. Бензидин  $\text{C}_{12}\text{H}_8(\text{NH}_2)_2$**  є дуже чутливим реагентом для виявлення фосфат-аніонів і утворює з ними сполуку синього кольору.

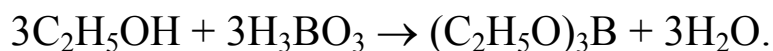
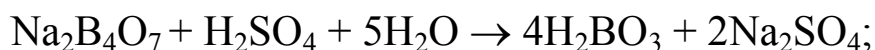
### **Реакції аніонів $\text{V}_4\text{O}_7^{2-}$ , $\text{VO}_2$**

Солі борної кислоти у водних розчинах перебувають в стані хімічної рівноваги:



тетраборат-аніони                      метаборат-аніони      ортоборна кислота

1. **Забарвлення полум'я.** При внесенні летких сполук бору в полум'я газового пальника спостерігають зміну безбарвного полум'я на зелене. Самі борати є нелеткими речовинами, тому перед проведенням проби на забарвлення полум'я їх обробляють метанолом  $\text{CH}_3\text{OH}$  або етанолом  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , внаслідок чого утворюється борноетиловий або борнометиловий етер:



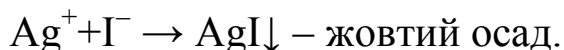
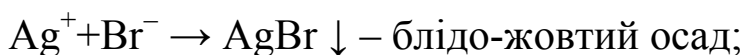
2. **Куркумовий папір.** В присутності борної кислоти куркумовий папір забарвлюється в червоно-бурий колір. Досліджуваний розчин боратів підкислюють хлоридною кислотою для витіснення борної кислоти.

### 1.1.2. Друга аналітична група аніонів ( $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ )

Більшість солей аніонів другої групи розчинні у воді.

Нерозчинними є солі, утворені катіонами  $\text{Ag}^+$  та  $\text{Pb}^{2+}$ .

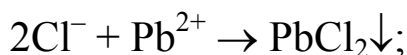
Груповий реагент  $\text{AgNO}_3$  в присутності розведеної нітратної кислоти осаджує аніони другої групи у вигляді малорозчинних сполук



Утворені речовини не розчиняються в нітратній кислоті (на відміну від аніонів першої групи).

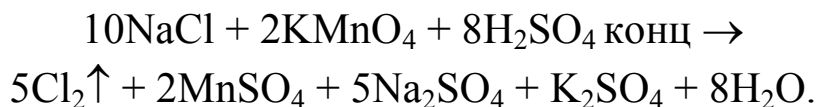
#### **Реакції хлорид-аніонів $\text{Cl}^-$**

1. **Розчинні солі плюмбуму (II)** утворюють з хлорид-іонами білі осад:



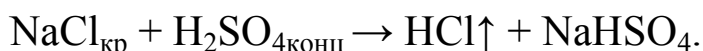
Осад  $\text{PbCl}_2$  розчиняється в гарячій воді.

**2. Сильні окисники** ( $\text{KMnO}_4$ ) окиснюють хлорид-іони до вільного хлору в кислому середовищі:



Реакцію ведуть при нагріванні, спостерігають виділення різкого запаху хлору або посиніння йод-крохмального папірця, піднесеного до отвору пробірки.

**3. Концентрована сульфатна кислота** взаємодіє з кристалічним натрій хлоридом з утворенням хлороводню:



При розчиненні  $\text{HCl}$  у воді утворюється хлоридна кислота, наявність кислого середовища визначається за зміною індикатора.

### **Реакції йодид-аніонів I**

**1. Розчинні солі плюмбуму (II) та купруму (II)** утворюють з йодид-аніонами малорозчинні сполуки. Докладно це було розглянуто при вивченні відповідних катіонів.

### **1.3. Третя група аніонів ( $\text{NO}_3$ , $\text{NO}_2$ , $\text{CH}_3\text{COO}$ )**

Аніони третьої групи не мають групового реагенту.

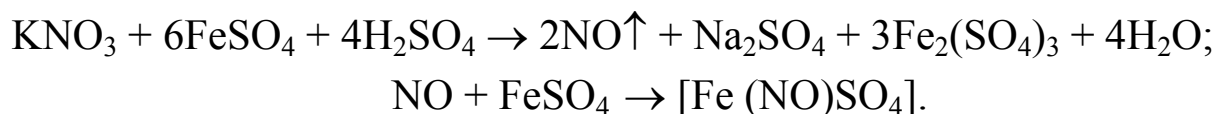
Вони не осаджуються солями Барію та Аргентуму. Більшість солей аніонів третьої групи розчинні у воді. Для виявлення аніонів третьої групи користуються їх окисно-відновними властивостями.

### **Реакції нітрат-аніонів $\text{NO}_3$**

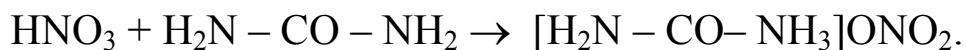
Нітрат-аніони утворюються при дисоціації нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$  та її солей.

**1. Дифеніламін ( $\text{C}_6\text{H}_5$ )<sub>2</sub>NH** у присутності сульфатної кислоти утворює з нітрат-аніонами органічну сполуку темно-синього кольору.

**2. Ферум (II) сульфат** реагує з нітрат-аніонами з утворенням комплексної сполуки коричневого кольору:



**4. Сечовина  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$**  взаємодіє з нітрат-іонами з утворенням білого осаду нітрату сечовини:



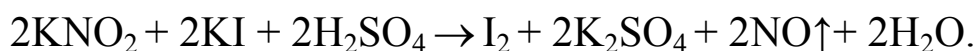
Цю реакцію використовують для виявлення сечовини в сечі тварини або людини.

### **Реакції нітрит-аніонів $\text{NO}_2^-$**

**1. Калій перманганат** знебарвлюється під дією нітрит-аніонів в кислому середовищі:



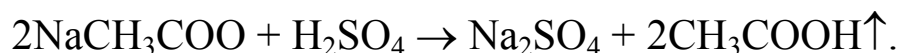
**2. Калій йодид** у кислому середовищі утворює з нітрит-аніонами вільний йод:



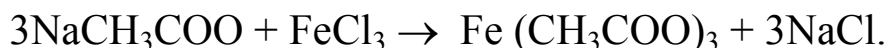
### **Реакції ацетат-аніонів $\text{CH}_3\text{COO}^-$**

Ацетатна кислота у водних розчинах незначно дисоціює та має характерний запах. Солі ацетатної кислоти добре розчиняються у воді за винятком  $\text{AgCH}_3\text{COO}$ .

**1. Сульфатна кислота** виділяє з розчинів  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  ( $\text{KCH}_3\text{COO}$ ) вільну ацетатну кислоту з характерним запахом:



**2. Розчинні солі феруму (III)** при взаємодії з ацетат-аніонами утворюють сполуку темно-червоного кольору



Нагрівання і розведення розчину посилює гідроліз солі, що призводить до випадання осаду  $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{CH}_3\text{COO})$  червоно-бурого кольору.

## **2. Практична частина**

Для всіх дослідів записати рівняння реакції і спостереження.

### **Дослід 1. Якісні реакції аніонів першої групи**

<https://www.youtube.com/watch?v=AnFVK2ZNPY>

У пробірку налити 2 мл солі  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  і додати кілька крапель розчину плюмбум нітрату  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

1.1. У пробірку налити 2 мл солі  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , 1 мл сульфатної кислоти і додати кілька крапель розчину калій перманганату.

1.2. У пробірку налити 2 мл солі  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  і додати кілька крапель розчину йоду.

1.3. У пробірку налити 2 мл солі  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і додати 2 мл розчину хлоридної кислоти.

1.4. У пробірку налити 2 мл розчину натрій фосфату і додати 1 мл розчину  $\text{AgNO}_3$ .

### ***Дослід 2. Якісні реакції аніонів другої групи***

<https://www.youtube.com/watch?v=ZBqzpV3LuMM>

2.1. У пробірку налити 2 мл солі  $\text{NaCl}$  і додати кілька крапель розчину аргентум нітрату.

2.2. У пробірку налити 2 мл солі  $\text{KI}$  і додати кілька крапель розчину аргентум нітрату.

### ***Дослід 3. Якісні реакції аніонів третьої групи***

<https://www.youtube.com/watch?v=8iоcEQ8QKu4>

2.1. У пробірку налити 2 мл солі  $\text{NaNO}_3$  і додати кілька крапель розчину ферум (II) сульфату.

2.2. У пробірку налити 2 мл розчину натрій нітриту і додати кілька крапель розчину  $\text{KI}$ .

2.3. У пробірку налити 2 мл розчину натрій нітриту, додати 1 мл розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і кілька крапель розчину калій перманганату.

2.4. У пробірку налити 2 мл натрій ацетату додати розчин ферум (III) хлориду.

## **Контрольні запитання та завдання**

### **Варіант 1**

1. Коротко описати біологічну роль аніонів першої аналітичної групи.

2. Записати якісні реакції визначення нітрит-аніонів.

3. Записати якісні реакції визначення сульфат-аніонів.

4. Записати реакції групового реагенту с аніонами другої групи.

### **Варіант 2**

1. Коротко описати біологічну роль аніонів II аналітичної групи.

2. Записати якісні реакції визначення сульфід-аніонів.
3. Записати якісні реакції визначення хлорид-іонів.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами третьої групи.

### **Варіант 3**

1. Коротко описати біологічну роль аніонів III аналітичної групи.
2. Записати якісні реакції визначення аніонів Бору.
3. Записати якісні реакції визначення фосфат-аніонів.
4. Записати реакції групового реагенту с аніонами першої групи.

### **Варіант 4**

1. Який принцип лежить в основі класифікації аніонів за групами?
2. Записати якісні реакції визначення аніонів галогенідів.
3. Записати якісні реакції визначення ацетат-аніонів.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами другої групи.

### **Варіант 5**

1. Коротко пояснити, для визначення яких аніонів використовується аргентум нітрат.
2. Записати якісні реакції визначення аніонів нітратної кислоти.
3. Записати якісні реакції визначення нітрит-аніонів.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами першої групи.

## **Лабораторна робота № 9 ОСНОВИ ТИТРИМЕТРИЧНОГО АНАЛІЗУ ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ЛУГУ МЕТОДОМ АЦИДИМЕТРІЇ**

Мета роботи: придбання навичок титрування і роботи з мірним хімічним посудом, придбання навичок титрування і роботи з мірним хімічним посудом, ознайомлення з основами метода

ацидиметричного титрування, розв'язування практичних задач, пов'язаних з титриметричними методами при визначенні характеристик ґрунтів

## 1. Теоретична частина

### 1.1. Основи титриметричного аналізу

*Титриметричний (об'ємний) аналіз* ґрунтується на точному вимірюванні об'єму розчину реагенту відомої концентрації, що витрачається на реакцію з досліджуваною речовиною.

*Титрування* – процес поступового додавання титранту до досліджуваного розчину до досягнення точки еквівалентності (т.е.). Для встановлення т. е., як правило, користуються індикаторами, що змінюють забарвлення розчину під час реакції.

Розчини з точно відомою концентрацією називають робочими розчинами, *титрованими розчинами* або *титрантами*. Розчини, концентрацію яких визначають називають *аналізованими розчинами*.

Основні поняття титриметричного аналізу – еквівалент, молярна маса еквівалента, фактор еквівалентності, молярна концентрація, молярна концентрація еквівалентів див. в лабораторній роботі № 3.

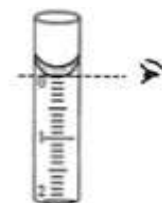
#### *Мірний хімічний посуд в титриметрії*

Для приблизного вимірювання об'ємів реактивів, що не враховуються при обчисленні результатів аналізу, користуються мірними циліндрами, мензурками, стаканами і пробірками.

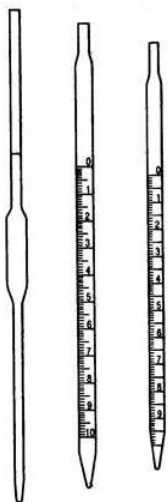
Для точного вимірювання об'ємів рідин користуються каліброваними мірними колбами, бюретками та піпетками.

Мірні колби це посудини з подовженими шийками відносно малого діаметру з пробками. Мірні колби призначені для приготування титрованих і аналізованих розчинів.

Для приготування розчину точної концентрації наважку речовини кількісно переносять через суху лійку в мірну колбу, лійку промивають дистильованою водою, наливають до

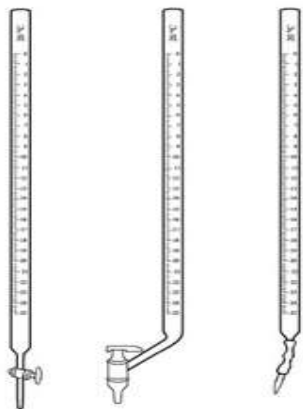






приблизно до половини об'єму колби і розчиняють наважку. Після цього доливають дистильовану воду, поки нижній меніск рідини не збігатиметься рисою на шийці колби. Слідкують за тим, щоб око спостерігача було в одній горизонтальній площині з міткою колби.

Піпетки – циліндричні трубки з поділками і витягнутими носиками призначені для вимірювання невеликих об'ємів рідин (від 1 до 25 мл. Вони бувають звичайними на 1, 2, 10 мл та ін.) і дозволяють вимірювати об'єми зазвичай з точністю  $\pm 0,1$  або  $0,2$  мл, або з розширенням посередині і однією поділкою – піпетки Мора



Бюретки являють собою довгі скляні циліндричні трубки, на зовнішній поверхні яких зверху донизу нанесене градуювання. Нижня риска градуювання визначає місткість бюретки, яка найчастіше відповідає 25, 50, 100  $\text{cm}^3$ . Вони призначені для вимірювання точних об'ємів рідин при титруванні та відрізняються місткістю та конструкціями.

Верхній кінець таких бюреток відкритий, а нижній кінець бюретки оформлюється крапельним пристроєм у вигляді піпетки або крана.

### **1.2. Кислотно-основне титрування (метод нейтралізації, протолітометрія)**

Метод ґрунтується на взаємодії катіонів Гідрогену з гідроксид-іонами:



Ця реакція відрізняється швидкістю, утворенням продуктів відомої стехіометрії, легкістю встановлення точки еквівалентності.

Залежно від природи титрованого розчину метод нейтралізації поділяють на ацидиметрію та алкаліметрію. В ацидиметричному титруванні робочим розчином є розчин кислоти (від лат. *acidum* – кислота); в алкаліметричному титруванні розчин луґу (від лат. *alkali* – луґи).

Точну концентрацію таких титрантів не можна встановити за наважкою, тому готують розчини приблизної концентрації, які стандартизують за установочними речовинами або використовують фіксанали кислот і основ (фіксанали основ запаєні у поліетиленові ампули, тому що скло луги повільно розчиняють).

Вихідними речовинами для встановлення точної концентрації кислот є натрій тетраборат – сіль ортоборатної кислоти ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) та натрій карбонат  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Точну концентрацію лугів визначають за оксалатною  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  та ін. кислотами.

Метод нейтралізації використовують для кількісного визначення кислот, лугів, солей, що піддаються гідролізу та утворюють кисле або лужне середовище.

Визначення кінцевої точки титрування в протоліометрії ґрунтується на різкій зміні рН, що спостерігається поблизу точки еквівалентності. В більшості випадків кінець реакції визначають за зміною забарвлення індикаторів.

Значення рН в точці еквівалентності визначається природою титрованого і досліджуваного розчинів. Так, при титруванні розчином сильного лугу сильної кислоти концентрація йонів Гідрогену зменшується внаслідок їх зв'язування гідроксид-іонами, рН розчину кислоти зростає. По досягненні точки еквівалентності утворюється сіль, яка гідролізу не підлягає, тому рН в точці еквівалентності дорівнює 7. Прикладом такого титрування є взаємодія розчинів натрій гідроксиду і хлоридної кислоти.

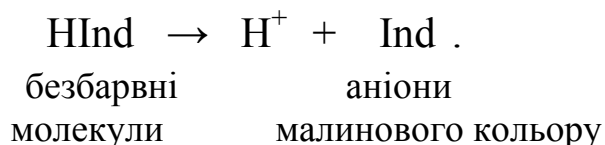
З урахуванням величини рН в точці еквівалентності вибирають відповідні індикатори.

### ***Індикатори в кислотно-основному титруванні***

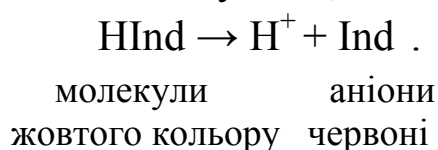
Для візуального визначення точки еквівалентності в кислотно-основному титруванні в аналізований розчин додають спеціальні речовини – індикатори, забарвлення яких змінюється залежно від рН середовища.

Найчастіше в протоліометрії використовують метилоранж та фенолфталеїн.

Безбарвні молекули фенолфталеїну дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та забарвлених аніонів індикатора:



Метилоранж, як індикаторна кислота дисоціює з утворенням аніонів жовтого кольору, які перебувають у рівновазі з недисоційованими молекулами, що набувають червоного кольору:



Зміна забарвлення індикаторів зумовлена зміщенням іонної рівноваги під впливом кислот або лугів.

Хромофорна теорія індикаторів пояснює зміну забарвлення індикаторів через утворення хромофорних груп:  $\text{N}=\text{N}-$ ,  $-\text{N}=\text{O}$ ,  $-\text{C}=\text{O}$ , тощо.

Органічні речовини, що мають такі групи, здатні існувати в двох формах, що відрізняються за будовою і забарвленням.

Таким чином, у розчинах кислотно-основних індикаторів існує дві рівноваги: рівновага між формами органічних сполук і рівновага, що зумовлена дисоціацією молекул індикатора на йони.

Для кожного індикатора існує своя область рН, де відбувається зміна його кольору. Наприклад, метилоранж змінює своє забарвлення від жовтого до рожевого в межах рН 4,4...3,1, фенолфталеїн у межах рН 8...10, тобто при рН < 8 фенолфталеїн залишається безбарвним, при рН > 10 стає малиновим.

Інтервал рН, в якому спостерігається зміна забарвлення індикатора, називається *інтервалом переходу індикатора*.

Для переважної більшості індикаторів інтервал переходу забарвлення перебуває в межах двох одиниць рН.

Значення рН у межах інтервалу переходу індикатора, при якому спостерігається різка зміна забарвлення індикатора, називається показником титрування. На письмі показник титрування позначають рТ.

Обираючи індикатор у кислотно-основному титруванні, дотримуються того, щоб його показник титрування збігався з рН у точці еквівалентності (ідеальний випадок) або був близький до нього.

Графічне зображення залежності рН розчину від складу розчину називають кривою титрування. Криві титрування дозволяють правильно вибрати індикатор, оцінити похибки досліду та наочно прослідкувати за ходом титрування.

### **Приклади розв'язання задач за методом нейтралізації**

**Приклад 1.** Який об'єм 0,2065 н. НСl необхідний для нейтралізації 0,2 г СаО?

*Розв'язання:*

$$1. \nu(\text{CaO}) ?$$

$$M_{\text{екв}}(\text{CaO}) = 1/2 \cdot M(\text{CaO}) = 56/2 = 28 \text{ г/моль.}$$

$$\nu(\text{CaO}) = m(\text{CaO})/M_{\text{екв}}(\text{CaO}) = 0.2:28 = 0,007 \text{ моль.}$$

$$2. \nu(\text{HCl}) ?$$

У точці еквівалентності  $\nu(\text{HCl}) = \nu(\text{CaO}) = 0,007 \text{ моль.}$

$$3. V(\text{HCl}) ?$$

$$C_{\text{н}}(\text{HCl}) = \nu(\text{HCl})/V(\text{HCl}); \quad V(\text{HCl}) = \nu(\text{HCl})/C_{\text{н}}(\text{HCl}) = 0,007:0,2065 = \text{см}^3.$$

*Відповідь:* 34,6 см<sup>3</sup>

**Приклад 2.** Обчислити масу Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, якщо на титрування солі в реакції з утворенням H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> витратили 22,35 см<sup>3</sup> 0,2113 н. розчину НСl.

*Розв'язання:*

$$1. \nu(\text{HCl}) ?$$

$$C_{\text{н}}(\text{HCl}) = \nu(\text{HCl})/V(\text{HCl});$$

$$\nu(\text{HCl}) = C_{\text{н}}(\text{HCl}) V(\text{HCl}) = 0,2113 \text{ моль/дм}^3 \cdot 0,02235 \text{ дм}^3 = 0,0047 \text{ моль.}$$

$$2. \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) ?$$

У точці еквівалентності  $\nu(\text{HCl}) = \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,0047 \text{ моль.}$

$$3. m(\text{Na}_2\text{CO}_3) ?$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3)/M_{\text{Е}}(\text{Na}_2\text{CO}_3); \quad M_{\text{Е}}\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106/2 = 53$$

г/моль;

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 53 \cdot 0,0047 = 0,25 \text{ г.}$$

*Відповідь:* маса соди дорівнює 0,25 г.

### **Порядок титрування**

Чисту бюретку заповнюють титрантом. Встановлюють рівень рідини на нульовій позначці, зайвий розчин зливають у стаканчик.

В 3-5 конічні колби на 200-250 мл вносять точні певні порції аналізованого розчину (аліквоти) за допомогою піпетки. Додають необхідні реагенти, об'єм яких вимірюють мірним стаканчиком або мірною пробіркою, індикатор.

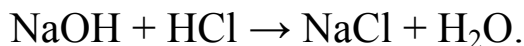
Спочатку проводять орієнтовне титрування, додаючи в колбу з бюретки невеликі порції титранту (~ 0,5 мл) до зміни стану суміші в колбі (найчастіше – зміна кольору).

Наступні титрування проводять ретельно поблизу точки еквівалентності, визначаючи еквівалентний об'єм титранту з точністю до 0,1 мл. Результати наступних паралельних дослідів не повинні відрізнятися один від одного більше ніж на 0,2 мл.

Визначають середнє значення величини об'єму витраченого титранта:

$$V_{\text{сер}} = (V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_n) / n.$$

В запропонованій роботі титрантом є точно 0,1 н. розчин хлоридної кислоти HCl, досліджуваний розчин розчин лугу NaOH невідомої концентрації, індикатор – метилоранж. Рівняння хімічної реакції в основі даного дослідів:



### **Практична частина**

[https://www.youtube.com/watch?v=Z\\_UrNsg6ZuI](https://www.youtube.com/watch?v=Z_UrNsg6ZuI)

1. Заповнити бюретку 0,1 н. розчином хлоридної кислоти.
2. У 3-5 конічні колби на 200 – 250 мл внести по 20 – 25 мл досліджуваного розчину лугу, вимірюючи ці об'єми піпеткою.
3. У кожену колбу додати 5-6 крапель розчину метилоранжу, перемішати вміст колби.
4. Провести пробне титрування з приблизним визначенням точки еквівалентності.

5. Провести 3-4 точних титрування з результатами, що відрізняються не більше, як на 0,2 мл.

6. Розрахувати  $V_{\text{сер}}(\text{HCl})$ .

7. Розрахувати нормальну концентрацію лугу  $C_{\text{н}}(\text{NaOH})$  в досліджуваному розчині за законом еквівалентів:

$$C_{\text{н}}(\text{NaOH}) = [V_{\text{сер}}(\text{HCl}) C_{\text{н}}(\text{HCl})] / V(\text{NaOH});$$

Зробити загальні висновки по роботі.

### Контрольні запитання та завдання

#### Варіант 1

1. Пояснити принципи методів редоксиметрії, а саме – йодометрії.

2. Навести приклад використання метода нейтралізації в практиці сільського господарства.

3. При визначенні точної концентрації робочого розчину NaOH на титрування 10 см<sup>3</sup> 0,1005 н. розчину HCl витратили 10,97 см<sup>3</sup> розчину лугу. Визначити  $C_{\text{н}}(\text{NaOH})$  у досліджуваному розчині.

4. На титрування розчину солі FeSO<sub>4</sub> у кислому середовищі витратили 13,78 см<sup>3</sup> розчину KMnO<sub>4</sub>, в одному мл якого міститься 0,001154 г калій перманганату. Обчислити масу солі FeSO<sub>4</sub> у розчині. (0,7642 г).

5. Для аналізу взято 0,6905 г технічного барій хлориду. Внаслідок його осадження сульфатною кислотою і наступного прожарювання дістали осад масою, 0,6653 г. Обчислити масову частку Ba в зразку. (56,69 %).

#### Варіант 2

1. Теорія індикаторів в методі нейтралізації.

2. Навести приклад використання метода перманганатометрії при визначення нітрогену в добривах.

3. Визначити масу соди Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, розчиненої у воді, якщо при титруванні цього розчину з фенолфталеїном витратили 37,35 см<sup>3</sup> 0,0983 н. розчину HCl. (0,3672 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>).

4. Обчислити масу наважки KCl для приготування  $100 \text{ cm}^3$  розчину за умови, що на титрування  $20 \text{ cm}^3$  його буде витрачено  $13,75 \text{ cm}^3$   $0,1 \text{ M}$  розчину  $\text{AgNO}_3$  (1,29 г).

5. Для визначення масової частки вологи взяли наважку ферум (II) сульфату 1,9547 г. Після висушування до сталої маси маса солі склала 1,8754 г. Визначити масову частку (%) вологи у зразку. (4,06 %).

### Варіант 3

1. Пояснити принципи методів осадження.

2. Коротко пояснити теорію індикаторів в методах редоксметрії.

3. Визначити титр та молярну концентрацію еквівалента розчину  $\text{HNO}_3$ , якщо на титрування  $20 \text{ cm}^3$  цього розчину витратили  $15 \text{ cm}^3$   $0,1200 \text{ M}$  розчину  $\text{NaOH}$ . ( $T = 0,005672 \text{ г/см}^3$ ,  $C_{\text{H}}(\text{HNO}_3) = 0,09 \text{ н.}$ )

4. Яку масу речовини, що містить 30 % Феруму, необхідно взяти для аналізу, якщо маса прожареного осаду  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  становить 0,1г (0,23 г).

5. З наважки вапняку масою 0,1053 г, розчиненого в хлоридній кислоті, осадили катіони кальцію у вигляді  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ . Промитий осад розчинили в розведеній сульфатній кислоті і відтитрували  $15,38 \text{ cm}^3$   $0,1 \text{ н.}$  розчином  $\text{KMnO}_4$ . Обчислити масову частку  $\text{CaCO}_3$  у вапняку (73,09 %).

### Варіант 4

1. Пояснити принципи методів редоксметрії, а саме – дихроматометрії.

2. Пояснити метод Мора при визначенні галогенідів для встановлення ступеня засоленості ґрунтів

3. Для визначення вмісту вільних жирних кислот в олії наважку олії масою 1,2537 г розчинили в спирті й відтитрували  $5,74 \text{ cm}^3$   $0,1048 \text{ н.}$  розчином  $\text{KOH}$  в присутності фенолфталеїну. Середня молярна маса еквівалента кислот олії складає 296 г/моль. Визначити масову частку вільних жирних кислот в олії.

4. Обчислити вміст NaCl у технічному натрій хлориді, якщо з наважки масою 0,398 г добули осад AgCl масою 0,8411 г.

5. Визначити молярну концентрацію еквівалента  $H_2SO_4$  у розчині, якщо на титрування 0,2507 г х.ч. натрій карбонату в присутності фенолфталеїну витратили  $19,53 \text{ см}^3$  розчину цієї кислоти.

### **Варіант 5**

1. Пояснити принципи методів редоксиметрії, а саме – пермаганатометрії.

2. Навести приклад використання метода йодометрії при визначенні йодного числа в жирах.

3. До солі амоній сульфату додали  $25 \text{ см}^3$  0,1007 М розчину NaOH, суміш нагріли до повного вилучення амоніаку. Надлишок лугу відтитрували  $18,30 \text{ см}^3$  0,9848 н. розчином хлоридної кислоти. Обчислити масу солі амоній сульфату.

4. З наважки суперфосфату масою 0,4895 г добули 0,2934 г прожареного осаду  $Mg_2P_4O_7$ . Розрахувати масову частку  $P_2O_5$  у суперфосфаті.

5. Визначити масу йоду в  $250 \text{ см}^3$  розчину, якщо на титрування  $25 \text{ см}^3$  цього розчину витратили  $19,38 \text{ см}^3$  розчину натрій тіосульфату з молярною концентрацією еквівалента  $Na_2S_2O_3$  0,0243 моль/дм<sup>3</sup>.

## **Лабораторна робота № 10**

### **ВИЗНАЧЕННЯ ТВЕРДОСТІ ВОДИ МЕТОДОМ КОМПЛЕКСОНОМЕТРІЇ**

*Мета роботи:* придбання навичок титрування і роботи з мірним хімічним посудом, ознайомлення з основами метода комплексометричного титрування, комплексонами, як аналітичними реагентами, металоіндикаторами; визначення твердості природних вод; розв'язування практичних задач, пов'язаних з визначенням твердості води



## 1. Теоретична частина

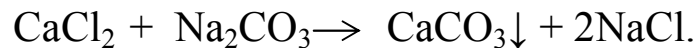
Твердістю води (Т) називають вміст у воді йонів  $\text{Ca}^{+2}$  та  $\text{Mg}^{+2}$ . В Україні твердість вимірюється у ммоль/дм<sup>3</sup> еквівалентів іонів кальцію і магнію.  $M_E(\text{Ca}) = 20,04$  мг/ммоль,  $M_E(\text{Mg}) = 12,16$  мг/ммоль.

Тверда вода має ряд негативних властивостей – утворює осади в вигляді накипу на стінках котлів, знижує миючу здатність мил, погіршує стан ґрунтів.

Розрізняють тимчасову, постійну і загальну твердість. Тимчасова (карбонатна) твердість зумовлена наявністю у воді розчинних бікарбонатів кальцію і магнію. Її можна усунути або кип'ятінням (утворюються нерозчинні карбонати):



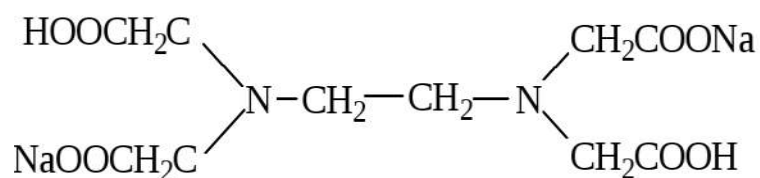
Постійна твердість зумовлена наявністю хлоридів і сульфатів кальцію та магнію. Для її зменшення воду обробляють хімічними реагентами, наприклад, розчином соди, внаслідок чого теж утворюються нерозчинні карбонати:



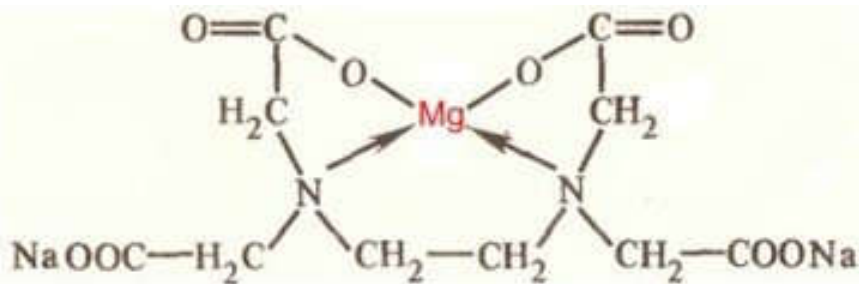
Загальна твердість дорівнює сумі тимчасової і постійної твердості.

Для визначення загальної твердості зручно використовувати метод комплексометрії.

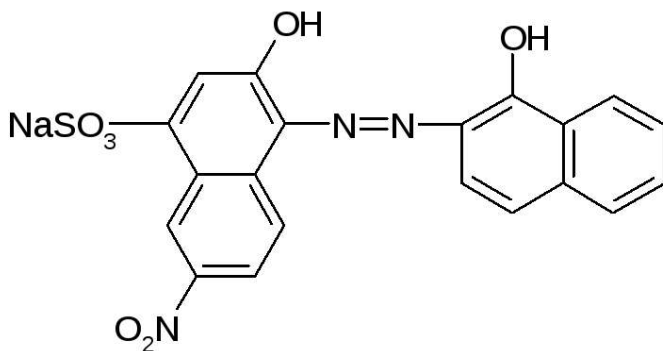
В основі цього метода лежить реакція утворення комплексної сполуки при взаємодії катіонів з комплексонами. Комплекси – органічні речовини, похідні амінокислот, які утворюють з катіонами багатьох металів розчинні у воді, стійкі і безбарвні комплексні сполуки. Найбільш вживаним є комплексон III або трилон Б ( $\text{H}_2\text{Tr}$ ) – дунатрієва сіль етилендіамінтетраацетатної кислоти



Комплекси з комплексом III є хелатними (кляшневидними), в них іон метала зв'язується з молекулою комплексона III за допомогою простих і донорно-акцепторних зв'язків, що робить їх особливо міцними. Наприклад, утворення комплексу з іоном магнію (стрілками показані донорно-акцепторні, рисками – прості зв'язки):



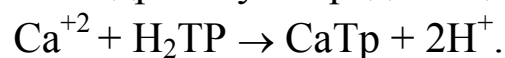
У якості індикатора в методі комплексометрії використовують речовини, які теж утворюють з металами комплексні сполуки, але вони менш міцні, ніж сполуки з комплексонами і мають характерне забарвлення. Вони називаються металоіндикаторами. До них відносяться, наприклад, еріохром черний Т (рис.), хромоген чорний, хром темно-синій.



Ці індикатори утворюють з іонами кальцію і магнію червоно-фіолетові комплексні сполуки. Власний колір індикаторів у слабо лужному середовищі (в якому відбувається

реакція) блакитно-синій. В точці еквівалентності відбувається чіткий перехід забарвлення з червоно-фіолетового кольору у блакитний.

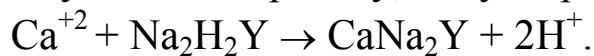
Під час утворення внутрішньоконплексної сполуки Трилону Б з металом виділяються йони Гідрогену і середовище підкислюється:



Оскільки реакція комплексоутворення відбувається у лужному середовищі, для його підтримування в реакційну суміш додається аміачний буферний розчин з рН 9 – 10. Буферні суміші це суміші

слабких основ або кислот з їх солями, наприклад, аміачна буферна суміш це суміш розчинів  $\text{NH}_4\text{OH}$  і  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в певних пропорціях, яка зумовлює певне значення рН. Їх головна властивість полягає в тому, що при додаванні невеликих кількостей сильних кислот або основ, або їх утворення внаслідок реакції, рН розчинів майже не змінюється.

Титрантом в цьому методі є 0,05 н. розчин Трилону Б, досліджуваним розчином водопровідна вода, індикатором еріохром черний Т, середовище створює амонійний буфер, який зв'язує йони Гідрогену, що утворюються в реакції



### ***Практична частина***

<https://www.youtube.com/watch?v=1gCcTsnWFLA>

1. Заповнити бюретку 0,05 н. розчином трилону Б.
2. У 3-5 конічні колби на 200-250 мл внести по 20 – 25 мл природної або водопровідної води, вимірюючи ці об'єми піпеткою  $V_{\text{H}_2\text{O}}$ .
3. У кожну колбу додати 10 мл аміачного буферу з рН 9-10 і 5-6 крапель розчину індикатору еріохром черного Т, перемішати вміст колби. Розчин забарвлюється в червоно-фіолетовий колір.
4. Провести пробне титрування з приблизним визначенням точки еквівалентності. Титрують зі свідком – перетитрованим розчином до утворення блакитного кольору розчину.
5. Провести 3-4 точних титрування з результатами, що відрізняються не більше, як 0,2 мл.
6. Розрахувати  $V_{\text{сер}}(\text{Тр Б})$ . Результат обчислюють, як середнє арифметичне.
7. Розрахувати загальну твердість води  $T_{\text{H}_2\text{O}}$ , ммоль екв/л за формулою
 
$$T_{\text{H}_2\text{O}} = (C_{\text{н}}(\text{Тр Б}) \cdot V_{\text{сер}}(\text{Тр Б}) \cdot 1000) / V_{\text{H}_2\text{O}}, \text{ ммоль екв/л.}$$
 Зробити висновок про твердість водопровідної води.  
 Зробити загальний висновок по роботі.

## Контрольні запитання та завдання

### Варіант 1

1. Який показник якості води визначають комплексометриєю?
2. Що таке хелатні комплекси?
3. Розрахувати нормальну концентрацію розчину трилону Б, якщо на титрування 25 мл розчину, отриманого розчиненням 3,2813 г цинку в сульфатній кислоті та доведеного до 1000 мл пішло 24,1 мл розчину трилону Б.
4. Розрахувати твердість води, зумовлену йонами кальцію, якщо на титрування її зразка об'ємом 20,00 мл пішло 19,2 мл 0,050 н. розчину трилону Б.

### Варіант 2

1. Які сполуки називають комплексонами?
2. Коротко пояснити, для чого в комплексометрії використовують аміачний буфер.
3. На титрування 100 см<sup>3</sup> аналізованої води в присутності хромогену чорного витратили 10,9 см<sup>3</sup> розчину трилону Б з  $C_{\text{H}}(\text{H}_2\text{Tr}) = 0,05$  моль/дм<sup>3</sup>. Обчислити загальну твердість води.
4. Скільки грамів Трилону Б (дигідрату) необхідно для приготування 500 мл 0,02 н. розчину?

### Варіант 3

1. Які індикатори використовують при комплексометричному титруванні? У чому полягає їх принцип дії?
2. Навести формулу комплексу Трилона Б з кальцієм, указати його колір і пояснити його міцність.
3. 800 мл зразка води містить 48,6 мг кальцію гідрогенкарбонату. Визначити кількість молів іонів кальцію у 1 л воді та її твердість.
4. Концентрація робочого розчину Трилону Б була встановлена за розчином  $\text{Fe}(\text{NH}_4)(\text{SO}_4) \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ . На 100 мл цього розчину пішло 10,30 мл розчину трилону Б. Визначити нормальність робочого розчину.

**Варіант 4.**

1. Як приготувати титрант в комплексометрії? За якими вихідними речовинами встановлюють його точну концентрацію?

2. Коротко пояснити зміну кольорів при визначенні твердості води з еріохром черним Т.

3. Вміст магній сульфату при 20 °С у воді дорівнює 0,322 г у 100 г води. Густина цього розчину 1 г/мл. Розрахувати твердість розчину.

4. Розрахувати твердість води, зумовлену йонами магнію, якщо на титрування її зразка об'ємом 20,00 мл пішло 18,15 мл 0,112 н. розчину ЕДТА.

**Варіант 5**

1. Написати основне рівняння реакції комплексометричного визначення катіонів кальцію у розчині.

2. Коротко пояснити, для чого при визначенні твердості води комплексометричним методом піддержують слабколужне середовище.

3. Розчинність кальцій сульфату при 20 °С у воді дорівнює 0,202 г в 100 г води. Густина цього розчину 1 г/мл. Розрахувати твердість розчину.

4. На титрування 100 см<sup>3</sup> аналізованої води в присутності хромогену чорного витратили 10,9 см<sup>3</sup> розчину трилону Б з  $C_{\text{H}}(\text{ТрБ}) = 0,05$  моль/дм<sup>3</sup>. Обчислити загальну твердість води.

### Рекомендована література

1. Кельїна С. Ю., Гирля Л. М. Неорганічна та аналітична хімія. Частина I. : навч. посіб. Миколаїв : МНАУ, 2021. 111 с.
2. Ковальчук І. С., Гончарук С. В. Неорганічна хімія : навч.-метод. посіб. Київ : Медицина, 2017. 80 с.
3. Малишев В. В., Габ А. І., Шахнін Д. Е. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз : навч. посіб. Київ : Університет Україна, 2018. 212 с.
4. Зайцева Г., Рева Т., Чихало О. Аналітична хімія. Якісний аналіз : навч.-метод. посіб. Київ : Медицина, 2017. 280 с.
5. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник. Вінниця : Нова книга, 2016. 448 с.
6. Ямборак Р. С. Хімія : навч.-метод. посіб. Кам'янець-Подільський : ФОП Сисин Я. І., 2014. 524 с.
7. Буря О. І., Сучиліна-Соколенко О. І., Рула І. В. Аналітична хімія для аграріїв : навч. посіб. Дніпро : Пороги, 2007. 467 с.
8. Скопенко В. В., Григор'єва В. В. Найважливіші класи неорганічних сполук : навч. посіб. Київ : Либідь, 1996. 152 с.
9. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : навч. посіб. Київ : Вища школа, 1999. 480 с.
10. Більченко М. М. Лабораторний практикум з аналітичної хімії. Кількісний аналіз : навч. посіб. Суми : Університетська книга, 2007. 142 с.
11. Пономарьова В. Основні класи неорганічних сполук : навч. посіб. Тернопіль : Мандрівець, 2014. 96 с.

Навчальне видання

**ХІМІЯ**  
**(неорганічна та аналітична)**  
Методичні рекомендації

Укладач: **Кельїна** Світлана Юрїївна

Формат 60x84 1/16. Ум. друк. арк. 5,0

Тираж 20 прим. Зам. №\_\_\_\_

Надруковано у видавничому відділі  
Миколаївського національного аграрного університету  
54020, м. Миколаїв, вул. Георгія Гонгадзе, 9

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4490 від 20.02.2013 р.