

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
МИКОЛАЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АГРАРНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

Факультет агротехнологій

Кафедра ґрунтознавства та агрохімії

АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

Якісний аналіз

методичні рекомендації

для виконання лабораторних робіт здобувачами першого
(бакалаврського) рівня вищої освіти ОПП «Харчові технології»
спеціальності 181 «Харчові технології» денної форми здобуття
вищої освіти

МИКОЛАЇВ
2025

УДК 543.061

A64

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій Миколаївського національного аграрного університету від 15 травня 2025 р., протокол № 10.

Укладач:

С. Ф. Присташ – канд. тех. наук, старший викладач кафедри ґрунтознавства та агрохімії, Миколаївський національний аграрний університет

Рецензенти:

Т.М. Манушкіна – канд. с.-г. наук, доцент, доцент кафедри землеробства, геодезії та землеустрою, Миколаївський національний аграрний університет.

М.О. Троїцький – дослідник з агрохімії та ґрунтознавства, Агролабораторія ТОВ «НДЦ АФІНА АЛЛАДА».

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
Лабораторна робота №1. Правила роботи в лабораторії. Виконання основних аналітичних операцій	6
Лабораторна робота №2. Приготування розчинів.....	14
Лабораторна робота №3. Рівновага в розчинах електролітів.....	18
Лабораторна робота №4. Буферні розчини. Гідроліз солей.....	24
Лабораторна робота №5. Рівновага в реакціях комплексоутворення.....	29
Лабораторна робота №6. Якісні реакції катіонів I і II груп.....	37
Лабораторна робота №7. Якісні реакції катіонів III і IV груп.....	39
Лабораторна робота №8. Якісні реакції катіонів V і VI груп.....	41
Лабораторна робота №9. Якісні реакції аніонів.....	43
Список рекомендованої літератури.....	46

Вступ

Методичні рекомендації для опанування лабораторного курсу **«Аналітична хімія. Якісний аналіз»** складений згідно ОПП «Харчові технології» спеціальності 181 «Харчові технології».

Рекомендації містять два модулі «Теоретичні основи якісного хімічного аналізу» та «Якісний аналіз катіонів і аніонів».

У першому модулі викладені основні теоретичні основи дисципліни для подальшого опанування основ неорганічного якісного аналізу – загальна теорія розчинів, теорія розчинів електролітів, дисоціація розчинників, рН, йонні реакції, гідроліз солей, теорія буферних розчинів, окисно-відновні реакції, рівноваги у розчинах, основні відомості про комплексні сполуки. В усіх розділах наведені приклади рішення типових задач з відповідної теми і приклади використання якісних реакцій в лабораторіях харчових виробництв.

У другому модулі розглянуті кислотно-основна класифікація катіонів і класифікація аніонів, основи дробового і систематичного методів аналізу; наведені теорія, умови проведення та якісні реакції найбільш поширених катіонів і аніонів, які визначаються у продуктах харчування.

Ці методичні рекомендації дозволяють сформулювати повноцінне уявлення про класичні методи якісного аналізу, що застосовуються у практиці сучасних лабораторій харчової промисловості.

Об'єм дисципліни складає 90 годин, в тому числі 38 – лекційних, 52 – лабораторних занять. Розподіл навчального часу за темами лабораторних занять та форму контролю знань здобувачів вищої освіти наведено в табл. 1.

Таблиця 1

Розподіл навчального часу та форма контролю знань здобувачів
вищої освіти на лабораторних заняттях з дисципліни «Аналітична
хімія»

№ п/п	Назва змістового модуля/тема	Обсяг годин	Форма контролю
	Змістовий модуль 1. Теоретичні основи аналітичної хімії	12	

1	Л.р.1. Приготування розчинів	2	Виконання та захист лабораторної роботи
2	Л.р.2. Гідроліз солей	2	Виконання та захист лабораторної роботи
3	Л.р. 3. Буферні розчини	2	Виконання та захист лабораторної роботи
4	Л.р.4. Окисно-відновні реакції	2	Виконання та захист лабораторної роботи
5	Л.р.5. Реакції комплексоутворення	2	Виконання та захист лабораторної роботи
6	<i>К.р.1. «Теоретичні основи аналітичної хімії»</i>	2	
Змістовий модуль 2. Якісний аналіз		10	
7	Л.р.6. Якісні реакції катіонів I і II груп	2	Виконання та захист лабораторної роботи
8	Л.р.7. Якісні реакції катіонів III і IV груп	2	Виконання та захист лабораторної роботи
9	Л.р.8. Якісні реакції катіонів V і VI груп.	2	Виконання та захист лабораторної роботи
10	Л.р.9. Якісні реакції аніонів	2	Виконання та захист лабораторної роботи
11	<i>К.р. 2. Експериментальна задача. Визначення йонного складу розчину</i>	2	
Разом за 2 семестр		22	

Лабораторна робота № 1 **ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ** **ЛАБОРАТОРІЇ.**

СПОСОБИ ВИКОНАННЯ АНАЛІТИЧНИХ ОПЕРАЦІЙ.

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 прийомами і способами виконання аналітичних дослідів.

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 досліди 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 гази 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, вогненебезпечні 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 гідрокарбонату 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 впродовж 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 виїняти 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 виконання 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.Способи виконання аналітичних операцій

Теоретична частина

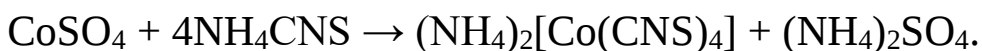
Залежно від агрегатного стану речовини, що досліджується, розрізняють аналіз *сухим* та *мокрим* способом. Аналіз сухим шляхом здійснюють за звичайних температур (метод розтирання порошків) та за високих температур.

Пірохімічні методи ґрунтуються на характерних реакціях, що відбуваються під дією високотемпературного полум'я. В них змінюється забарвлення полум'я при наявності відповідних іонів або утворюється кольорове скло (перлина) при сплавленні солей або оксидів.

Леткі солі багатьох металів (хлориди, нітрати, карбонати) при внесенні їх в частину полум'я спиртівки, що не світиться, забарвлюють його в різні кольори, характерні для цих металів (натрій – жовтий, калій – фіолетовий, барій – зелений, стронцій – червоний і тощо). Забарвлення залежить від розпечених парів вільних металів, які утворюються в результаті термічного розкладання солей при внесенні в полум'я.

Для виявлення деяких елементів застосовують *метод розтирання* в ступці порошкоподібної аналізованої речовини з твердим реагентом. Визначуваний елемент виявляють за властивостями характерних сполук, що відрізняються за кольором

або запахом. Наприклад, при розтиранні суміші роданіду з порошком досліджуваного речовини, що містить сполуки заліза, з'являється червоно-буре забарвлення, а в присутності кобальту – синє забарвлення, внаслідок утворення відповідних роданідних сполук заліза і кобальту.



У розчинах найчастіше використовуються *осадові реакції* з утворенням осадів. Зазвичай їх виконують в пробірках, вносячи в них розчини речовин крапельними піпетками, не торкаючись стінок пробірок, або обережно наливаючи зі склянок з реактивами. При необхідності суміш перемішують обертальними рухами або скляною паличкою. Наприклад, при додаванні до розчину барій хлориду розчину, що містить сульфат-іон, утворюється білий осад BaSO_4 .

Краплинні реакції. При проведенні крапельних реакцій велике значення мають явища капілярності і адсорбції. Реакції проводять на фільтрувальної папері, годинному склі або спеціальних пластинках з поглибленням. На папері, як правило, проводять кольорові краплинні реакції. На пластинках спостерігають появу або розчинення осадів або колір забарвлених сполук.

Реакції з виділенням газу. Деякі гази, що виділяються в результаті реакції, мають певні аналітичні властивості (колір, запах). Гази, що не мають запаху і кольору, або є токсичними, ідентифікують за допомогою інших аналітичних реакцій. Наприклад, вуглекислий газ, що виділяється при розчиненні CaCO_3 в хлоридній кислоті пропускають через розчин барій гідроксиду, спостерігаючи при цьому утворення білого осаду.

2. Практична частина.

Дослід 1. Пірохімічний аналіз. Реакції забарвлення полум'я

Петлю з ніхромового дроту занурюють в концентровану HCl і прожарюють в безбарвному полум'ї спиртівки. Потім розпечену петлю занурюють в порошок аналізованої речовини (сіль NaCl , KCl) і вносять в полум'я. Фіксують відповідне забарвлення полум'я. Записати спостереження і висновки.

Дослід 2. Метод розтирання порошкоподібної аналізованої речовини з твердим реагентом.

У порцелянову ступку поміщають по кілька кристаликів кобальт сульфату і амоній роданіду і розтирають товкачиком. Спостерігають появу забарвлення за рахунок утворення комплексної сполуки кобальту. Записати рівняння реакції, спостереження і висновки.

Дослід 3. Реакції в розчинах з утворенням осаду

У пробірку поміщають 5-7 крапель розчину стронцій хлориду і додають стільки ж крапель розчину купрум сульфату. Спостерігають утворення спочатку каламуті, а потім осаду стронцій сульфату. Записати рівняння реакції, спостереження і висновки.

Дослід 4. Крапельні реакції. Утворення купрум аміакату

У капіляр набирають розчин купрум сульфату і наносять його на фільтрувальну папір, торкаючись до нього кінчиком капіляра. Потім таким же чином наносять реагент – розчин аміаку. Спостерігають утворення сполуки $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Записати рівняння реакції, спостереження і висновки.

Дослід 5. Реакції з виділенням газу.

У пробірку поміщають по 5-6 крапель розчинів амоній хлориду і натрій гідроксиду і нагрівають. Визначають характерний запах аміаку, направляючи струм газу рухом долоні від пробірки до себе, або за допомогою смужки індикаторного паперу. Записати рівняння реакції, спостереження і висновки.

Контрольні запитання та завдання

Варіант 1

1. Що робити, якщо кислота попала на шкіру рук?
2. Навести приклади реакцій з утворенням газів і пояснити спосіб їх виконання.
3. Як називаються методи, де використовуються властивості речовин при нагрівання у полум'ї пальника або спиртівки? Навести приклад.

Варіант 2

1. Що робити, якщо луг попав на шкіру рук?

2. Навести приклади реакцій з утворенням осадів і пояснити спосіб їх виконання.

3. Навести реакції взаємодії розчину мідного купоросу з розбавленим і далі, з концентрованим розчином аміаку. До якого типу реакцій вони відносяться?

Варіант 3

1. Що робити потраплянні їдких лугів в очі?

2. Навести приклади реакцій з утворенням осаду CaCO_3 і пояснити спосіб їх виконання.

3. Навести реакції взаємодії розчину NiCl_2 з розчином лугу. До якого типу реакцій вона відносяться?

Варіант 4

1. Що робити потраплянні кислоти в очі?

2. Навести приклади реакцій з утворенням осаду гідроксиду металу і пояснити спосіб їх виконання.

3. Навести реакції взаємодії розчину CuCl_2 з розчином лугу. До якого типу реакцій вона відносяться?

Варіант 5

1. Для чого в аптеці лабораторії присутні сода і борна кислота?

2. Навести приклади реакцій з утворенням CO_2 і пояснити спосіб їх виконання.

3. Навести реакції взаємодії розчину ZnSO_4 з розчином лугу. До якого типу реакцій вона відносяться?

Лабораторна робота № 2 ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ

Мета роботи: ознайомлення з способами приготування водних розчинів твердих і рідких речовин, розрахунок концентрацій розчинів, рішення задач з теми «Приготування розчинів».

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 йонному 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

Концентрація – це співвідношення неоднотипних величин, розмірність моль/л, г/л та ін. Відношення однотипних величин називається часткою. Частка – безрозмірна величина.

Позначимо індексом 1 розчинник, індексом 2 – розчинену речовину.

1. Масова частка розчиненої речовини (ω_2) – це відношення маси m_2 до маси розчину $m_{\text{р-ну}} = m_1 + m_2$:

$$\omega_2 = m_2 / m_{\text{р-ну}} \cdot 100\%.$$

2. Молярна концентрація (молярність, C_M) – це відношення кількості розчиненої речовини ν_2 до об'єму розчину V , розмірність – моль/л:

$$C_M = \frac{\nu_2}{V_{\Sigma}}.$$

Скорочено записують так: 1М (одномолярний) розчин NaOH, 0,1 (децимолярний) М розчин HCl.

Молярна концентрація еквівалентів (нормальність, C_H) – це відношення кількості еквівалентів розчиненої речовини $\nu_{2\text{екв}}$ до об'єму розчину V , розмірність моль екв/ л:

$$C_H = \frac{\nu_{2\text{екв}}}{V}.$$

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

Згідно з законом еквівалентів речовини А і В реагують без залишку, якщо

$$C_n(A)V(A) = C_n(B)V(B).$$

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

Розчини готують розчиненням, твердої, рідкої або газуватої речовини у розчиннику, або змішуванням розчинів.

Приклади розрахунків при приготуванні розчинів див. в лекції № 1 «Розчини».

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)

Порядок роботи

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

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 (96%, ($\rho = 1,84$ г/мл))

Порядок роботи:

Ознайомитися з особливостями роботи з концентрованою сульфатною кислотою з лекції. «Розчини».

Розрахувати об'єм концентрованої сульфатної кислоти, необхідний для приготування заданого розчину ($\approx 0,55$ мл). Записати розрахунок у зошиті.

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). Почекаати, доки колба охолоне. Далі додати води до мітки. Розрахувати нормальну концентрацію цього розчину.

Контрольні запитання та завдання

Варіант 1

1. В наведеному ряді підкреслити сильні електроліти та написати реакції їх дисоціації: CuSO_4 , HNO_3 , CH_3COOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

2. Що таке масова частка розчиненої речовини?

3. Який об'єм розчину HNO_3 масовою часткою 30 % ($\rho = 1180$ кг/м³) потрібний для приготування 2 л 0,5 М розчину цієї кислоти?

4. До 2 кг води долили 8 кг 70%-го розчину сульфатної кислоти. Визначити масову частку добутого розчину.

Варіант 2

1. У наведеному ряді підкреслити слабкі електроліти та написати реакції їх дисоціації: CoSO_4 , HNO_2 , CH_3COOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

2. Що таке насичений розчин?

3. До 100 мл 96%-го розчину H_2SO_4 додали 400 мл води. Утворився розчин з $\rho = 1,225$ г/мл. Чому дорівнює масова частка та молярна концентрація виготовленого розчину?

4. Є розчин з $\omega(\text{NaOH})$ 25 %, $\rho = 1,27$ г /мл. Визначити його об'єм, який потрібно змішати з водою, щоб добути 500 мл розчину з масовою часткою NaOH 8 % (густина 1,09 г /моль).

Варіант 3

1. В наведеному ряді підкреслити сильні електроліти та написати реакції їх дисоціації: FeSO_4 , H_2CO_3 , H_2SO_4 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

2. Пояснити термін «електроліт», навести приклади.

3. Кристалогідрат ферум (III) нітрату $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ масою 60,6 г розчинили у воді масою 250 г. Визначити масову частку ферум (III) нітрату в одержаному розчині.

4. Який об'єм розчину фосфатної кислоти з масовою часткою H_3PO_4 36 % ($\rho = 1216$ кг/м³) необхідний для приготування 1,5 л 0,15 н. розчину H_3PO_4 ?

Варіант № 4

1. В наведеному ряді підкреслити сильні електроліти та написати реакції їх дисоціації: FeCl_3 , H_2SO_3 , Na_2SO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

2. Пояснити термін «кристалогідрат».

3. Водний розчин містить 577 г H_2SO_4 в 1 л. Густина розчину 1335 кг/м³. Обчислити масову частку (%) H_2SO_4 у розчині, а також молярну концентрацію розчину.

4. Який об'єм розчину сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 96 % ($\rho = 1835$ кг/м³) треба взяти для приготування 5 л 0,5 н. розчину H_2SO_4 ?

Варіант № 5

1. В наведеному ряді підкреслити слабкі електроліти і написати реакції їх дисоціації: CuSO_4 , Na_2CO_3 , HCl , $\text{Co}(\text{OH})_2$.

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

3. Гідрогенсульфід об'ємом 14 мл розчинили у воді масою 500 г (н. у.). Обчислити масову частку H_2S в розчині.

4. Є розчин натрій сульфату натрію з масовою часткою 12 %, густиною 1,11 г/мл. В нього додали 200 мл води і отримали розчин з масовою часткою Na_2SO_4 2 %. Визначити об'єм вихідного розчину.

Лабораторна робота № 3

РІВНОВАГИ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи: дослідження зміщення йонних рівноваг

Теоретична частина

Стан системи, при якому швидкості прямої і зворотної реакції дорівнюють одна одній, називається станом хімічної рівноваги, або просто *хімічною рівновагою*.

Закон діючих мас для рівноважних систем:

При сталій температурі у стані рівноваги відношення добутку концентрацій продуктів до добутку концентрацій реагентів у степенях, які дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам є стала величина.

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

де K_C – константа рівноваги, а $[A]$, $[B]$, $[C]$ і $[D]$ – рівноважні концентрації реагентів і продуктів.

Фізичний зміст константи рівноваги є кількісною мірою спроможності реакції проходити у прямому напрямку за даним рівнянням реакції. Якщо $K_C \gg 1$, то на практиці реакція буде необоротною і вихід продуктів буде великий. Якщо значення K_C наближається до одиниці, то реакція оборотна, і якщо $K_C \ll 1$, то реакція практично не буде йти.

Стан хімічної рівноваги за сталих умов може зберігатися будь-який час. При зміні умов (температурі, концентрації, тиску) стан рівноваги порушується. Характер зміни рівноваги визначається за *принципом Ле Шательє*: якщо на систему, що перебуває в стані рівноваги, подіяти зовнішнім фактором, то рівновага зміститься у напрямку процесу, який зменшить цю дію.

Розглянемо вплив зовнішніх факторів на стан рівноваги.

При підвищенні температури рівновага зміщується у бік реакції, яка йде з поглинанням тепла, а при зменшенні – у бік реакції, яка йде з виділенням тепла.

Тиск впливає, коли в системі присутні речовини у газовому стані. Нехай Δn – різниця в кількості газуватих молей продуктів і вихідних речовин. Якщо $\Delta n = 0$, тиск не впливає на стан рівноваги.

Якщо $\Delta n > 0$, то рівновага зміщується у бік реакції, в якій зменшується кількість молей газоподібних речовин; при $\Delta n < 0$, рівновага зміщується у бік процесу, який проходить зі збільшенням кількості молів газоподібних речовин у системі.

Якщо до суміші речовин, які перебувають в стані рівноваги додати певну кількість вихідних речовин, то цей стан зміститься у бік продуктів реакції і навпаки, якщо додати продуктів реакції, то рівноваги змістяться у бік вихідних речовин.

Розчини електролітів відносяться до рівноважних систем. Вони характеризуються *ступенем дисоціації* α , який є співвідношенням кількості молекул, які розпались на йони до загальної кількості молекул: $\alpha = n_{\text{дис}} / n_{\text{заг}}$. В залежності від чисельного значення α електроліти розділяють на сильні та слабкі. В розчинах сильних електролітів $\alpha > 30\%$, слабких – $\alpha < 3\%$, в електролітах середньої сили $3\% < \alpha < 30\%$.

Процес електролітичної дисоціації для слабких електролітів характеризується константою хімічної рівноваги, яку в цьому випадку називають *константою дисоціації*.

Так, процес дисоціації слабкої одноосновної кислоти (HNO_2 , HCN) описується загальним рівнянням



Відповідно до закону діючих мас константа дисоціації $K_{\text{дис}}$ дорівнює:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_{\text{дис}}.$$

Величина $K_{\text{дис}}$ залежить від природи електроліту, розчинника та температури й не залежить від концентрації розчину. Чим більше $K_{\text{дис}}$, тим більше дисоціює електроліт. Наприклад, $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1 \cdot 10^{-5}$, $K_{\text{дис}}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,5 \cdot 10^{-7}$, тобто ацетатна кислота, більш сильна, ніж карбонатна.

Закон розбавлення Оствальда: $\alpha = \sqrt{K_{\text{дис}}/C_M}$.

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

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]},$$

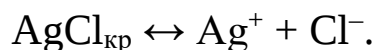
$K_{\text{дис}} [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} = K_w$ – йонний добуток води. K_w є сталою величиною і залежить тільки від температури.

Водневий показник рН визначається за формулою

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

Оскільки концентрація йонів водню може змінюватися у межах іонного добутку, то рН змінюється в межах від нуля до чотирнадцяти. У нейтральному розчині $\text{pH} = 7$. У кислому $\text{pH} < 7$, у лужному $\text{pH} > 7$.

Системи «важкорозчинний електроліт – його насичений розчин» відносяться до рівноважних гетерогенних систем, тобто таких систем, між компонентами яких є межа поділу. Наприклад:



Константа рівної $K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}_{\text{кр}}]}$, де $[\text{AgCl}_{\text{кр}}] = \text{const}$.

$$K \cdot [\text{AgCl}_{\text{кр}}] = \text{const} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = K_s(\text{AgCl}).$$

Практична частина

Дослід 1. Зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин

Налити в склянку по 5 мл розчинів 1% FeCl_3 і KCNS . Розлити одержаний розчин у чотири пробірки, одну залишити для контролю. В першу пробірку додати кілька крапель концентрованого розчину FeCl_3 конц., в другу – декілька крапель KCNS конц., в третю – додати кілька кристалів твердого калій хлориду KCl і струсити пробірку декілька разів, щоб збільшити швидкість розчинення солі.

Порівняти забарвлення розчинів у трьох пробірках з кольором контрольного розчину. Записати рівняння реакції, свої

спостереження. Пояснити зміни, виходячи з принципу Ле Шательє, і записати зроблені висновки.

Дослід 2. Залежність рН розчину ацетатної кислоти від концентрації. Розрахунок ступеня дисоціації.

За допомогою універсального індикаторного паперу визначити рН розчину ацетатної кислоти з концентраціями 1 М і 0,01 М.

Для цього скляною паличкою перенести 1–2 краплі досліджуваного розчину на універсальний індикаторний папір і порівняти забарвлення сирої плями з кольоровою шкалою.

Записати рівняння реакції дисоціації і вираз для константи дисоціації CH_3COOH . Визначити ступінь дисоціації кислоти, враховуючи, що вона є слабким електролітом $K_{\text{дис}}(\text{кисл}) = 1 \cdot 10^{-5}$.

Розрахувати рН розчинів ацетатної кислоти, враховуючи, що концентрація йонів водню в розчині дорівнює концентрації продисоційованих молекул:

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

Одержані дані внести в таблицю і зробити висновок про вплив концентрації на ступінь дисоціації слабого електроліту.

Концентрація CH_3COOH , моль/л	$\alpha [\text{H}^+]$	$\text{pH}_{\text{розн}}$	$\text{pH}_{\text{визн}}$
1			
0,01			

Дослід 3. Вплив солі слабкої кислоти на дисоціацію цієї кислоти

В дві пробірки помістити по 1–2 мл 0,01 М ацетатної кислоти і додати по дві краплі розчину метилоранжу. Одну пробірку залишити для порівняння, а в другу додати кілька кристалів натрій ацетату і добре перемішати. Порівняти забарвлення в обох пробірках і пояснити його зміни, виходячи з принципу Ле Шательє.

Дослід 4. Вплив солі слабкої основи на дисоціацію цієї основи

В дві пробірки помістити по 1–2 мл розчину аміаку і додати по одній краплі розчину фенолфталеїну. В одну пробірку додати кілька кристалів солі амоній хлориду і добре розмішати. Пояснити зміну

забарвлення розчину при додаванні солі, виходячи з принципу Ле Шательє.

Дослід 5. Зміщення іонної рівноваги в насиченому розчині амфотерного електроліту

До розчину солі цинку додати краплями розбавлений розчин NaOH до утворення осаду цинк гідроксиду. Поділити осад на дві частини. До однієї частини долити надлишок розчину хлоридої кислоти, а до другої – надлишок розчину лугу NaOH.

Скласти рівняння реакцій. Пояснити зміну йонної рівноваги в розчині цинк гідроксиду.

Дослід 6. Реакції з утворенням осадів

За допомогою таблиці розчинності визначити сполуки, що можливо використати для осадження йонів Ba^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} . Виконати реакції утворення осадів із солями Na_2CO_3 та K_3PO_4 і вказати їх колір. Написати рівняння реакцій у молекулярному та йонному виді.

Контрольні запитання і завдання

Варіант 1

1. За принципом Ле Шательє, визначити, чи збільшиться вихід продуктів при одночасному підвищенні температури та зменшенні тиску для реакцій: а) $C(тв.) + H_2O(г.) \leftrightarrow CO(г.) + H_2(г.)$, $\Delta H^0 > 0$; б) $CO(г.) + 2H_2(г.) \leftrightarrow CH_3OH(г.) + H_2(г.)$, $\Delta H^0 < 0$;

2. Знайти концентрацію йонів Гідрогену та ступінь дисоціації CH_3COOH у 2 н. розчині, якщо $K_{дис} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

3. У трьох літрах насиченого при кімнатній температурі розчину міститься 0,132 г солі $PbSO_4$. Визначити $K_s(PbSO_4)$.

Варіант 2

1. За принципом Ле Шательє, визначити, чи збільшиться вихід продуктів при одночасному підвищенні температури та зменшенні тиску для реакцій: а) $C(тв.) + H_2O(г.) \leftrightarrow CO(г.) + H_2(г.)$, $\Delta H^0 > 0$; б) $2CO(г.) + O_2(г.) \leftrightarrow 2CO_2(г.)$, $\Delta H^0 < 0$.

2. Визначити концентрацію йонів Гідрогену в 0,2 *M* розчині мурашиної кислоти – НСООН . Знайти рН цього розчину, якщо $K_{\text{дис}} = 2,1 \cdot 10^{-4}$.

3. У 1000 мл насиченого розчину MgNH_4PO_4 міститься 0,0086 г цієї солі. Знайти добуток розчинності солі.

Варіант 3

1. За принципом Ле Шательє, визначити, у якому напрямку зміститься рівновага в наступних системах при підвищенні тиску ($T = \text{const}$): а) $2\text{Fe}(\text{тв.}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г.}) \leftrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв.}) + 3\text{H}_2(\text{г.})$; б) $\text{CO}_2(\text{г.}) + \text{N}_2(\text{г.}) \leftrightarrow \text{C}(\text{тв.}) + 2\text{N}_2\text{O}(\text{г.})$. Відповідь пояснити. Записати вираз для константи рівноваги в кожному випадку.

2. Константа дисоціації HF $K_{\text{дис}} = 7,4 \cdot 10^{-4}$. Визначити ступінь дисоціації та концентрацію йонів Гідрогену у 0,3 *M* розчині.

3. Знайти розчинність аргентум фосфату у воді, якщо $K_{\text{S}}(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-20}$.

Варіант 4

1. За принципом Ле Шательє, визначити, у якому напрямку зміститься рівновага в наступних системах при підвищенні тиску ($T = \text{const}$): а) $\text{CO}_2(\text{г.}) + \text{N}_2(\text{г.}) \leftrightarrow \text{C}(\text{тв.}) + 2\text{N}_2\text{O}(\text{г.})$; б) $\text{C}_3\text{H}_8(\text{г.}) + 5\text{O}_2(\text{г.}) \leftrightarrow 3\text{CO}_2(\text{г.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$. Відповідь пояснити. Записати вираз для константи рівноваги в кожному випадку.

2. Знайти константу дисоціації слабкої одноосновної кислоти, якщо у 0,01 *M* розчині її рН дорівнює 4.

3. Визначити $K_{\text{S}}(\text{MgNH}_4\text{PO}_4)$, якщо маса цієї речовини у 300 мл насиченого розчину дорівнює $2,58 \cdot 10^{-3}$ г.

Варіант 5

1. За принципом Ле Шательє, визначити, чи збільшиться вихід продуктів, якщо зменшити температуру та тиск у системах:

а) $\text{CH}_4(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г.}) + 2\text{H}_2(\text{г.})$, $\Delta H^0 < 0$;

б) $2\text{O}_3(\text{г.}) \leftrightarrow 3\text{O}_2(\text{г.})$, $\Delta H^0 < 0$. Відповідь пояснити. Записати вираз для константи рівноваги в кожному випадку.

2. Знайти константу дисоціації слабкої однокислотної основи, якщо у 0,01 М розчині її рН дорівнює 10.

3. Скільки потрібно води для розчинення 1 г солі CaC_2O_4 , якщо $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2 \cdot 10^{-9}$?

Лабораторна робота № 4

БУФЕРНІ РОЗЧИНИ. РІВНОВАГА В РЕАКЦІЯХ ГІДРОЛІЗУ

Мета роботи: Приготування і розрахунки буферних розчинів; засвоєння рівноважних процесів в реакціях гідролізу

Теоретична частина

Буферними розчинами називають розчини, до складу яких входять слабка кислота (або слабка основа) та її сіль.

Буферні системи бувають кислотні, основні та амфолітні. Кислотні складаються зі слабкої кислоти і її солі із сильною основою. Основні – зі слабкої основи і її солі із сильною кислотою. Наприклад, суміш ацетатної кислоти і натрій ацетату ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$), суміш амоній гідроксиду і амоній хлориду ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$). Кислотний показник – рН буферної суміші під впливом сильної основи або сильної кислоти практично не змінюється.

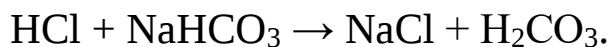
Амфолітні – розчини амінокислот або білків.

Таблиця 2.

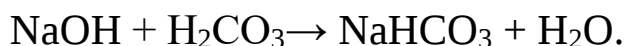
Буферні системи

Назва буферного розчину	Склад буферного розчину	рН
Форміатний	0,1 н $\text{HCOOH} + 0,1$ н HCOONa (1:1)	3,75
Ацетатний	0,1н $\text{CH}_3\text{COOH} + 0,1$ н CH_3COONa (1:1)	4,75
Фосфатний	0,1н $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 0,1$ н NaH_2PO_4 (1:1)	6,8
Амонійний	0,1н $\text{NH}_4\text{OH} + 0,1$ н NH_4Cl (1:1)	9,3
Універсальний	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaOH}$ (однакові концентрації, різні співвідношення)	1,81–11,98

Принцип дії буферної системи полягає в тому, що при появі в середовищі кислоти з нею взаємодіє основний компонент буфера. Наприклад (для буферної системи $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3$), при додаванні сильної кислоти (HCl) вона перетворюється у слабку (H_2CO_3):



Додавання в середовище сильної основи веде до її зв'язування кислотним компонентом буфера:



Не змінюється рН буферної суміші й при розведенні, тому що концентрація обох компонентів змінюється однаково, а їх співвідношення залишається незмінним; Для ярозрахунку рН буферних систем використовують рівняння ендерсона – Гассельбаха:

$$\text{pH} = -\lg K_{\text{дис}}(\text{кисл}) - \lg \frac{C_{\text{кисл}}}{C_{\text{солі}}},$$

$$\text{pH} = 14 - \lg K_{\text{дис}}(\text{осн}) - \lg \frac{C_{\text{осн}}}{C_{\text{солі}}},$$

Приклад 1. Визначити рН і концентрацію йонів Гідрогену у форміатному буферному розчині, в якому концентрація форматної (мурашиної) кислоти та її натрієвої солі дорівнює 0,1 М, $K_{\text{дис}}(\text{НСООН}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$.

Розв'язання:

1. рН буферного розчину – ?

$$\text{pH} = -\lg K_{\text{дис}}(\text{кисл}) - \lg \frac{C_{\text{кисл}}}{C_{\text{солі}}} = -\lg 1,8 \cdot 10^{-4} - \lg \frac{10^{-1}}{10^{-1}} = 3,75.$$

2. $[\text{H}^+]$ – ?

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; [\text{H}^+] = 1,7 \cdot 10^{-4}.$$

Відповідь: рН = 3,75; $[\text{H}^+] = 1,7 \cdot 10^{-4}$.

Кожний буферний розчин має певну буферну ємність – здатність розчину зберігати сталу величину рН при додаванні кислот або лугів.

Буферна ємність – це кількість моль еквівалентів сильної кислоти або лугу, які необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змістити рН на одиницю. Буферна ємність залежить від концентрації компонентів та їх співвідношення. Найбільшу буферну ємність мають розчини, в яких концентрації обох компонентів однакові. Буферна ємність виражається в моль/дм³ або частіше в ммоль/ дм³

В організмі діють чотири буферні системи:

1. Бікарбонатний буфер: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$.
2. Фосфатний буфер: $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$.
3. Гемоглобіновий буфер: відновлений гемоглобін $\text{Hb} +$ окиснений гемоглобін HbO_2 (у вигляді калієвої солі).
4. Білковий буфер: в ролі слабкої кислоти виступають вільні (не втягнуті в утворення пептидних зв'язків) карбоксильні групи амінокислот (COOH), а основним компонентом є ті ж самі групи (COO^-), тільки зв'язані з йоном Калію.

Системи, де відбувається гідроліз відносяться до рівноважних систем. При зміні умов (введенні додаткових речовин, між якими можлива взаємодія, зміна температури, розбавлення) за принципом Ле Шательє змінюється і стан рівноваги.

Практична частина

Дослід 1. Приготування буферних розчинів і визначення їх рН

Нумерувати шість пробірок. Додати в них певні об'єми (у см³) 0,1 н ацетатної кислоти і 0,1 н розчину натрій ацетату згідно таблиці.

Розчин 1	№ пробірки					
	1	2	3	4	5	6
0,1 н. CH_3COOH	9	8	5	3	2	1
0,1 н. NaCH_3COO	1	2	5	7	8	9
$\text{pH}_{\text{розр}}$	3,7	4,0	4,6	5,0	5,2	5,6
$\text{pH}_{\text{експ}}$						

Величину рН виготовлених розчинів визначити універсальним індикаторним папером. Для вимірювання на смужку універсального індикаторного папірця за допомогою скляної палички нанести

краплю досліджуваного розчину на смужку і знайти значення рН, що відповідає отриманому кольору.

Дослід 2. Вплив сильних кислот, основ і розведення на величину рН буферних розчинів

Помітити чотири пробірки. В кожну з них відміряти по 2 см³ 0,1 М ацетатної кислоти і 0,1 М розчину натрій ацетату.

Вміст першої пробірки залишили незмінним, у пробірку 2 додати 0,5 см³ 0,01 н HCl, у пробірку 3 – 0,5 см³ 0,01 н NaOH. У пробірці 4 буферний розчин розвести у 2 рази додаванням 4 см³ води. Вміст всіх пробірок перемішують.

Потім рН кожного розчину визначити універсальним індикаторним папером.

Записати спостереження, величини рН і зробити висновки.

Дослід 3. Зміщення рівноваги реакції гідролізу солі при розбавленні розчину

Налити в пробірку приблизно 10 мл води і додати 1 краплю концентрованого розчину плюмбум нітрату. Спостерігати утворення осаду. Назвати йон, який гідролізується, пояснити, чому при розбавленні в пробірці з'явився осад. Скласти рівняння реакції гідролізу, зробити висновок про вплив розбавлення на зміщення рівноваги реакції гідролізу згідно з принципом Ле Шательє.

Дослід 4. Зміщення рівноваги реакції гідролізу при зміні температури

В пробірку налити 5 – 6 мл розчину натрій ацетату і одну – дві краплі індикатора фенолфталеїну. Вміст пробірки поділити на дві частини, одну з них залишити для порівняння, другу пробірку опустити до водяної бані і нагріти. Порівняти забарвлення індикатора в обох пробірках. Скласти рівняння реакції гідролізу солі. Зробити висновок про вплив температури на зміщення рівноваги, враховуючи, що гідроліз – реакція ендотермічна.

Дослід 5. Незворотний процес гідролізу

З таблиці розчинності виявити солі, що не існують у розчині, тобто підлягають повному (незворотному) гідролізу.

До 4–5 крапель алюміній сульфату додати стільки ж розчину натрій карбонату. Спостерігати утворення осаду і пухирків газу. Який газ і який осад утворюються у цьому досліді

Написати йонні та молекулярні рівняння гідролізу.

Контрольні запитання і завдання

Варіант 1

1. Які розчини називають буферними? Наведіть класифікацію буферних розчинів.

2. Визначити рН ацетатного буфера, що складається з 100 мл 0,1 н CH_3COOH та 200 мл 0,2 н CH_3COONa , якщо $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$. Як зміниться рН цього буфера, якщо до нього додати 30 мл 0,2 н NaOH ?

3. Написати рівняння реакцій гідролізу солі KHCO_3 . Визначити константу гідролізу цієї солі, якщо $K_{\text{дис}2}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,5 \cdot 10^{-7}$. Розрахувати ступінь гідролізу в 0,1 М розчині KHCO_3 .

Варіант 2

1. Пояснити механізм буферної дії на прикладі формиатного буфера.

2. Обчислити об'єм (мл) 0,1 М CH_3COONa і 0,1 М CH_3COOH , які треба змішати, щоб приготувати 3 л 0,1 М ацетатного буфера з рН = 5,24, $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

3. Константа дисоціації мурашиної кислоти HCOOH дорівнює $1,77 \cdot 10^{-4}$, а гідроксиду амонію – $1,77 \cdot 10^{-5}$. Розрахувати константу та ступінь гідролізу HCOONH_4 у 0,01 М розчині.

Варіант 3

1. Обчислення рН буферних розчинів. Від чого залежить кислотний показник в цих розчинах?

2. Обчислити рН ацетатного буфера, приготованого з 300 см³ розчину ацетатної кислоти з $C_M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1$ М та 600 см³ розчину натрій ацетату з $C_M(\text{NaCH}_3\text{COO}) = 0,2$ М. $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

3. Яка з солей у розчині гідролізується сильніше: Na_2S або $(\text{NH}_4)_2\text{S}$? Відповідь підтвердити, розрахувавши K_r за першим ступенем. $K_{\text{дис}}(\text{H}_2\text{S}) = 3,6 \cdot 10^{-13}$, $K_{\text{дис}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Варіант 4

1. Що таке буферна ємність? Від чого вона залежить? Як приготувати буферний розчин, щоб його буферна ємність була найбільшою?

4. Обчислити рН амонійного буферного розчину, приготованого з 250 см^3 розчину амоній хлориду з $C_M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1 \text{ M}$ та 200 см^3 водного розчину аміаку з $C_M(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,2 \text{ M}$. $K_{\text{дис}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

3. Як змінюється ступінь гідролізу з підвищенням температури? Визначити ступінь гідролізу KCN у $0,001 \text{ н.}$ розчині, $K_{\text{дис}}(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$.

Варіант 5

1. Пояснити, вплив розведення на рН і ємність буферів.

2. Обчислити об'єм (мл) $0,1 \text{ M}$ CH_3COONa і $0,1 \text{ M}$ CH_3COOH , які треба змішати, щоб приготувати 3 л $0,1 \text{ M}$ ацетатного буфера з рН = 5,24, pK $\text{CH}_3\text{COOH} = 4,76$.

3. Як вплине на рівновагу гідролізу солі NH_4Cl додавання NH_4OH ? Розрахувати $K_r(\text{NH}_4\text{Cl})$, якщо $K_{\text{дис}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Лабораторна робота № 5

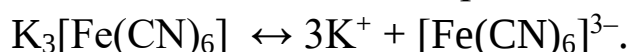
РІВНОВАГА В РЕАКЦІЯХ КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ

Мета роботи: Ознайомлення з рівноважними процесами у реакціях комплексоутворення.

Теоретична частина

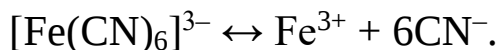
У розчинах комплексних сполук протікають наступні рівноважні процеси.

1. *Первинна дисоціація* комплексів з зовнішньої сферою на комплексний іон та йони зовнішньої сфери, яка протікає практично повністю за типом дисоціації сильних електролітів, наприклад:



Дисоціації за такою схемою не піддаються тільки нейтральні комплексні сполуки без зовнішньої сфери, наприклад $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$, $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$.

2. *Вторинна дисоціація* внутрішньої сфери комплексного йона на складові компоненти оборотна і протікає східчасто з послідовним відщепленням кожного ліганду. Однак зазвичай її представляють у вигляді сумарного процесу:



Вираз константи цієї рівноваги (константи нестійкості) має наступний вигляд:

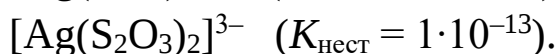
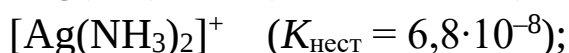
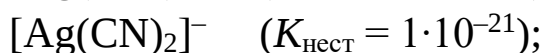
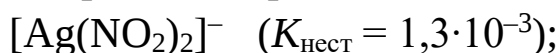
$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{CN}^-]^6}{[\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}]}$$

Величина, зворотна константі нестійкості комплексу, називається константою стійкості – $K_{\text{ст}}$:

$$K_{\text{ст}} = \frac{1}{K_{\text{нест}}}.$$

Ці константи є термодинамічними характеристиками стійкості комплексів в розчині: чим міцнішим є комплекс і чим більше енергії необхідно витратити для його руйнування, тим менше $K_{\text{нест}}$

Наприклад, серед однотипних сполук:



найбільш стійким є комплекс $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, а найменш стійким – $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$. Значення констант нестійкості надаються в таблицях.

Якщо відома величина константи нестійкості або стійкості і вихідна концентрація координаційної сполуки в розчині, можна розрахувати рівноважні концентрації продуктів його дисоціації – вільного йона-комплексоутворювача та лігандів.

Приклад 1. Розрахувати концентрацію йонів Ag^+ у водному розчині 0,01 М діаміноаргентум (1) нітрату $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ (розчин 1) та у розчині 2, який містить, крім того, 0,05 М NH_4Cl в 1 л розчину; $K_{\text{нест}}(\text{AgI}) = 6,8 \cdot 10^{-8}$.

Розв'язання

1. $[\text{Ag}^+]$ у розчині 1 – ?

$$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3; [\text{Ag}^+] = x; [\text{NH}_3] = 2x;$$

$$K_{\text{нест}}(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+) = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]};$$

$$x \cdot (2x)^2 = 4x^3 = 6,8 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-2}; x = \sqrt[3]{680 \cdot 10^{-12}} = 8,8 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

2. $[\text{Ag}^+]$ у розчині 2 – ?

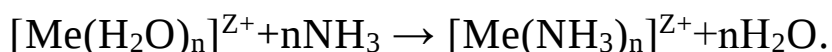
У розчині 2 міститься 0,05 М солі NH_4Cl . Вона, як сильний електроліт, дисоціює повністю. Йони NH_4^+ пригнічують дисоціацію комплексу і кількістю молекул NH_3 , що утворюються внаслідок цього процесу можна нехтувати, тому $[\text{NH}_3^+] = 0,05 \text{ М}$.

$$K_{\text{нест}}(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+) = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]};$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{\text{нест}}(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+) \cdot [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{6,8 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-2}}{5 \cdot 10^{-2}} = 1,36 \cdot 10^{-6}.$$

Відповідь: концентрація Ag^+ у розчині 1 дорівнює $8,8 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3$, у розчині 2 – $1,36 \cdot 10^{-6} \text{ моль/дм}^3$.

Реакції комплексоутворення в більшості випадків є реакціями заміни лігандів у вихідних, термодинамічно менш стійких комплексах на такі ліганди, що утворюють з даним комплексоутворювачем більш стійкі комплекси. Так, наприклад, при утворенні аміакатів у водних розчинах відбувається заміна лігандів в аквакомплексах іонів металів:



Заміна лігандів, звичайно, проходить східчасто, і наведене рівняння зображує сумарний процес. Швидкість процесу, як правило, визначається швидкістю відщеплення лігандів. Якщо відщеплення проходить швидко, весь процес перетворення одного комплексу в інший також проходить швидко.

В залежності від швидкості обміну лігандів комплексні сполуки поділяють на інертні та лабільні.

Лабільними називаються комплекси, що легко обмінюються лігандами і для встановлення рівноваги необхідно не більш 1 хв. Більшість комплексів s- і p-елементів лабільні.

Інертними називаються комплекси, у яких обмін лігандів проходить повільно. Більшість комплексів d-елементів інертні.

Особливо слід відзначити комплекси Cr(III), Co(III) і платинових металів.

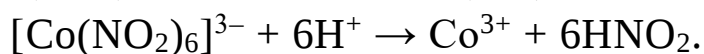
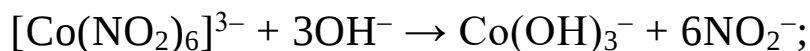
Фактори, що впливають на стійкість комплексних сполук: природа йона металу і ліганду; заряд іона металу; йонний радіус комплексоутворювача; природа середовища тощо.

Кислотність водних розчинів може двояко впливати на комплексоутворення:

– йони *Me* (комплексоутворювача) утворюють з OH⁻-іонами гідроксиди, основні солі або гідроксокомплекси.

– вільні ліганди приєднують протони (протонуються).

Наприклад, натрій гексанітритокобальтат (III) Na₃[Co(NO₂)₆] у дуже кислих і дуже лужних розчинах є нестійкою сіллю тому що:

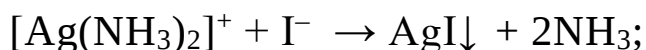


Надлишок ліганду завжди зміщує рівновагу реакції комплексоутворення в бік утворення комплексної сполуки. Тому, чим більша концентрація ліганду, тим більша рівноважна концентрація комплексу. При високих концентраціях ліганду відбувається утворення комплексної сполуки з максимальним координаційним числом комплексоутворювача.

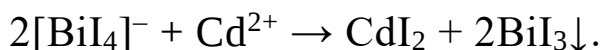
Константи стійкості і нестійкості, як і інші константи хімічної рівноваги, залежать від температури, тому із зміною температури рівновага комплексоутворення зміщується в той чи інший бік. Взагалі **вплив температури** двоякий: підвищення температури розчину при утворенні інертних комплексних сполук сприяє підвищенню швидкості утворення комплексної сполуки; з іншого боку при підвищенні температури розчину зростає хаотичний (невпорядкований) рух молекул та йонів, завдяки чому зменшується імовірність зустрічі комплексоутворювача і лігандів.

Сторонні йони, які можуть вступати у конкуруючі реакції з комплексоутворювачем або лігандами зменшують стійкість комплексної сполуки, тому за умов протікання конкуруючих реакцій (осадження, комплексоутворення) необхідно

розраховувати для конкретних умов константу стійкості комплексної сполуки. Наприклад, введення в розчин аргентум аміакату йонів йоду руйнує комплекс і утворюється осад AgI:



При наявності в розчинах комплексного йону тетраїодбісмутату та йонів кадмію комплекс руйнується і утворюється осад вісмут йодиду темно-вишневого кольору, в розчині залишається сіль CdI_2 :



Руйнування комплексних йонів відбувається через те, що концентрація вільних йонів комплексоутворювача, що утворюються внаслідок дисоціації комплексного йону, достатня для утворення майже нерозчинних сполук їх солей ($K_S \ll 0$) із сторонніми йонами, що утворюють з ними осад.

Приклад 2. Визначити, чи утвориться осад $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при змішуванні рівних об'ємів 1,0 М розчинів KOH і $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, що містить, крім того, надлишок 0,2 М аміаку.

$$K_{\text{нест}}(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{+2}) = 9,33 \cdot 10^{-13}; K_S(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 5,6 \cdot 10^{-20}.$$

Розв'язання

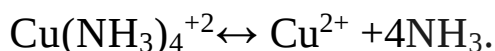
$$1. [\text{Cu}^{2+}] - ?, [\text{OH}^-] - ?$$

При змішуванні двох розчинів у рівних об'ємах, загальний об'єм кінцевого розчину збільшиться у два рази, а кожна концентрація – зменшиться у два рази.

KOH – сильний електроліт, тому $[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 1,0:2 = 0,5 \text{ М}$.

Комплексний катіон – слабкий електроліт, концентрацію $[\text{Cu}^{2+}]$ знаходять, виходячи з виразу константи нестійкості:

$$K_{\text{нест}}(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{+2}) = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{+2}]} = 9,33 \cdot 10^{-13};$$



$[\text{Cu}^{2+}] = x$; $[\text{NH}_3] = 0,1$ моль (кількістю аміаку, що утворюється внаслідок дисоціації комплексу нехтуємо – див. приклад 1), $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{+2}] = 0,5 \text{ М}$.

$$x = \frac{9,33 \cdot 10^{-13} \cdot 0,5}{0,1} = 45,65 \cdot 10^{-13}.$$

3. $[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = ?$

$$[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 45,65 \cdot 10^{-13} \cdot (0,5)^2 = 11,66 \cdot 10^{-13}.$$

Оскільки $[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 > K_s(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 5,6 \cdot 10^{-20}$, осад утвориться.

Відповідь: осад утвориться.

При низьких концентраціях вільних іонів-комплексоутворювачів, вони не можуть бути виявлені будь-якими аналітичними методами і не мають помітної біологічної активності, що широко використовується в медицині при отруєннях важкими металами. Введення в організм значних кількостей малотоксичних лігандів (білків, поліамінів, ЕДТА і ін.) Сприяє зв'язуванню йонів важких металів в міцні комплекси і їх подальшого виведення з організму.

Практична частина

Дослід 1. Окиснення комплексної сполуки $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ до $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

До розчину KMnO_4 додати 1–2 краплі розчину H_2SO_4 і прилити кілька крапель $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Знебарвлення відбувається внаслідок утворення йонів Mn^{2+} . При цьому комплексна сполука $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ окиснюється до $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написати рівняння реакції. Визначити заряди комплексних іонів, КЧ і заряди КУ у сполуках $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ та $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Дослід 2. Одержання комплексної сполуки $\text{Mg}(\text{II})$.

До розчину MgCl_2 прилити краплями реактив – концентрований розчин $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Утворений осад розчинити у надлишку реактиву. Написати рівняння реакції утворення осаду і його розчинення у надлишку реактиву, вважаючи, що в утвореній комплексній сполуці лігандами є карбонат-іони, а комплексоутворювач Mg^{2+} приєднує два йони CO_3^{2-} .

Дослід 3. Одержання амінокомплексу Аргентуму (I).

Налити в пробірку 1 мл розчину AgNO_3 і додати кілька крапель розчину NaCl . Спостерігати утворення білого осаду AgCl . Потім прилити концентрований розчин амоніаку. При цьому спостерігати

розчинення осаду і утворення розчину комплексної солі аргентуму. Записати рівняння реакцій, враховуючи, що координаційне число Ag^+ дорівнює 2. Розчин амінокомплексу аргентуму використати для виконання досліду 4.

Дослід 4. Дисоціація комплексних солей Аргентуму (I)

Налити в дві пробірки по 1 мл розчину AgNO_3 . В одну з них прилити розчин NaOH , а в другу – KI . В першій пробірці спочатку утворюється AgOH , який розкладається з утворенням бурого осаду Ag_2O , в другій – осаджується AgI жовтого кольору. Ці реакції характерні на йон Ag^+ і можуть бути використані для його виявлення. Скласти рівняння реакцій.

Одержану в третьому досліді комплексну сіль аргентуму поділити на дві пробірки. В одну з них додати розчин NaOH (осад не утворюється), в другу – розчин KI (випадає жовтий осад). Пояснити, що спостерігається, враховуючи, що AgI характеризується меншою розчинністю, ніж AgOH . Написати рівняння дисоціації амінокомплексу аргентум та його реакції з KI .

Контрольні запитання та завдання

Варіант 1

1. Пояснити вплив кислотності середовища процес комплексоутворення.

2. З розчину комплексної солі $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$ реактивом AgNO_3 осаджується весь хлор у вигляді AgCl , а з розчину солі $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ тільки четверта частина. Написати формули цих солей. Визначити координаційне число комплексоутворювачів у кожній з них.

3. Розрахувати вміст йонів комплексоутворювача у $0,01 \text{ M}$ розчині діаміноаргентум нітрату, $K_{\text{нест}}(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+) = 5,9 \cdot 10^{-8}$.

Варіант 2

1. Пояснити вплив температури на процес комплексоутворення.

2. Калій роданід KCNS при додаванні до розчину солі $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ зв'язує йон Fe^{3+} в $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, а при додаванні до розчину $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$ не зв'язує. Яка із солей подвійна, а яка

комплексна? Наведіть рівняння дисоціації обох солей у водних розчинах.

3. Розрахувати вміст йонів комплексоутворювача у 0,01 *M* розчині діаміноаргентум нітрату, який містить крім того, 0,5 моля аміаку; $K_{\text{нест}}(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+) = 5,9 \cdot 10^{-8}$.

Варіант 3

1. Пояснити, чому при низьких концентраціях вільних іонів-комплексоутворювачів, вони не можуть бути виявлені будь-якими аналітичними методами.

2. Розглянути будову комплексного іону $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ згідно з методом валентних зв'язків. Визначити донор і акцептор електронів.

3. Розрахувати вміст йонів комплексоутворювача у 0,01 *M* розчині натрій диціанокупрату $K_{\text{нест}}(\text{Cu}(\text{CN})_2^-) = 1,0 \cdot 10^{-24}$.

Варіант 4

1. Пояснити вплив концентрації лігандів на процес комплексоутворення.

2. Відомі дві комплексні солі кобальту з емпіричною формулою $\text{CoSO}_4 \cdot 6\text{NH}_3$. Різняться вони між собою тим, що розчин однієї солі утворює з BaCl_2 осад, але не утворює осаду з AgNO_3 . Друга, навпаки, утворює осад з AgNO_3 , але не утворює його з BaCl_2 . Написати формули обох солей та рівняння дисоціації їх на йони.

3. Визначити, чи утвориться осад AgBr при змішуванні рівних об'ємів 1,0 *M* розчинів KBr і $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, що містить, крім того, надлишок 0,2 *M* аміаку. $K_{\text{нест}}(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+) = 5,9 \cdot 10^{-8}$; $K_{\text{S}}(\text{AgBr}) = 6,3 \cdot 10^{-13}$.

Варіант 5

1. Пояснити вплив сторонніх іонів, що утворюють осад з КУ на процес комплексоутворення.

2. Визначити координаційне число і заряд комплексоутворювача в комплексному йоні $[\text{CoF}_6]^{3-}$. Розглянути будову комплексу згідно з методом валентних зв'язків. Визначити донор і акцептор електронів.

3. Розрахувати вміст йонів комплексоутворювача у 0,01 М розчині натрій диціанокупрату, який містить крім того, 0,2 моля KCN; $K_{\text{нест}}(\text{Cu}(\text{CN})_2^-) = 1,0 \cdot 10^{-24}$.

Лабораторна робота № 6

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ I і II ГРУП

Мета роботи: ознайомлення з основами теоретичної хімії, систематичним і дробовим якісним аналізом, якісними реакціями на основні катіони I і II груп

Теоретична частина

Теоретичні питання розібрати з лекції № 7.

2. Практична частина

Дослід 1. Реакції катіонів Калію

1.1. В пробірку налити 2 мл розчину солі Калію і додати розчин натрій гексанітритокобальтату (III) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Записати рівняння реакції і спостереження.

1.2. В пробірку внести 2 мл розчину солі Калію і додати розчин натрій гідрогентартрату $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$. Записати рівняння реакції і спостереження.

1.3. Реакція забарвлення полум'я. Залізний дротик, змочений сіллю Калію внести в полум'я спиртівки. Записати спостереження.

Дослід 2. Реакції катіонів амонію

В пробірку налити 2 мл розчину солі амонію NH_4Cl і внести кілька крапель реактиву Несслера (розчин комплексної солі калій тетрайодомеркурату $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ у KOH). Записати рівняння реакції і спостереження.

Дослід 3. Реакції катіонів Плюмбуму (II)

В стакан налити 5-10 мл гарячого розчину солі плюмбум нітрату ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ або плюмбум ацетату $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ і додати 5-10 мл гарячого розчину калій йодиду (KI). Додати кілька крапель ацетатної кислоти. Записати рівняння реакції і спостереження.

Дослід 4. Реакції катіонів Аргентуму (I)

В три пробірки налити по 1 см³ розчину солі аргентум нітрату (AgNO₃). В одну з них додати розчин NaCl, в другу – KCl, в третю – KBr. Записати рівняння реакції і спостереження.

Контрольні запитання та завдання

Варіант 1

1. Коротко пояснити, що таке дробний аналіз.
2. Записати якісні реакції визначення катіонів Натрію.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів Плюмбуму.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами другої групи.

Варіант 2

1. Коротко пояснити, що таке систематичний аналіз.
2. Пояснити термін «груповий реагент».
3. Записати якісні реакції визначення катіонів амонію.
4. Записати якісні реакції визначення катіонів Аргентуму.

Варіант 3

1. Коротко пояснити кваліфікацію реагентів за чистотою.
2. Дати загальну характеристику катіонів I групи.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів Натрію.
4. Записати якісні реакції визначення катіонів Плюмбуму.

Варіант 4

1. Коротко пояснити типи реакцій в аналітичній хімії.
2. Пояснити кислотно-основну класифікацію катіонів.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів Калію.
4. Записати якісні реакції визначення катіонів Аргентуму.

Варіант 5

1. Коротко пояснити хімічні властивості катіонів II групи.
2. Принципи сульфідної класифікації катіонів.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів амонію.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами другої групи.

Лабораторна робота № 7

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ ІІІ і ІV ГРУП

Мета роботи: ознайомлення з основами теоретичної хімії, систематичним і дробовим якісним аналізом, якісними реакціями на основні катіони ІІІ і ІV груп

Теоретична частина

Теоретичні питання розібрати з лекції № 7,8.

2. Практична частина

Дослід 1. Реакції катіонів Кальцію

1.1. В пробірку налити 2 мл солі кальцію і додати 1 мл розчину амоній оксалату $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Записати рівняння реакції і спостереження.

1.2. До розчину солі Кальцію додати розбавленого розчину луку і кілька крапель розчину мурексиду $\text{C}_8\text{H}_6\text{N}_6\text{O}_6$. Записати спостереження.

1.3. Проба на забарвлення полум'я. Залізний дротик, змочений розчином солі Кальцію внести в полум'я спиртівки. Записати спостереження.

Дослід 2. Реакції катіонів Барію

2.1. В пробірку внести 1 см³ солі Барію (BaCl_2), додати кілька крапель розчину натрій ацетату і калій хромату K_2CrO_4 . Записати реакцію і спостереження. Пояснити, для чого додається натрі ацетат.

2.2. До розчину солі Барію додати розбавленого розчину луку і кілька крапель розчину мурексиду $\text{C}_8\text{H}_6\text{N}_6\text{O}_6$. Записати спостереження.

2.3. Проба на забарвлення полум'я. Залізний дротик, змочений розчином солі Барію внести в полум'я спиртівки. Записати спостереження

Дослід 3. Реакції катіонів Цинку

3.1. У пробірку внести 2 мл солі Цинку і додати кілька крапель калій гексаціаноферату (ІІ) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Записати рівняння реакції і спостереження.

3.2. Полоску фільтровального паперу змочити розчином солі цинку і розчином $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, потім спалити у фарфоровій чашці. Записати спостереження.

3.3. У пробірку внести 2 см^3 солі Цинку, декілька крапель розбавленого луку та кілька крапель дитизону у хлороформі. Записати спостереження.

Дослід 4. Реакції катіонів Алюмінію

4.1. В пробірку внести 2 мл солі Алюмінію і додати кілька крапель кобальт (II) нітрату $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. Записати рівняння реакції і спостереження.

4.2. В пробірку внести 2 мл солі Алюмінію і додати кілька крапель алізарину (1,2-діоксиантрахінон) $\text{C}_{14}\text{H}_6\text{O}_2(\text{OH})_2$. Записати спостереження.

Контрольні запитання та завдання

Варіант 1

1. Дати хімічну характеристику IV групі катіонів.
2. Записати якісні реакції визначення катіонів Цинку.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів Кальцію.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами IV групи.

Варіант 2

1. Коротко пояснити дробовий аналіз.
2. Чим відрізняються макро-, мікроаналіз.
3. Описати пірохімічний метод визначення йонів Барію.
4. Записати якісні реакції визначення катіонів Алюмінію.

Варіант 3

1. Коротко пояснити фосфатно-аміачну класифікацію катіонів.
2. Дати загальну характеристику катіонів III групи.
3. Різниця в якісних реакціях Кальцію та Барію з мурексидом.
4. Записати якісні реакції визначення катіонів Барію.

Варіант 4

1. Пояснити поняття «селективний реагент».
2. Пояснити сульфідну класифікацію катіонів.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів Цинку.

4. Записати якісні реакції визначення катіонів Кальцію.

Варіант 5

1. Коротко пояснити хімічні властивості катіонів III групи.
2. Принципи кислотно-основної класифікації катіонів.
3. Записати якісні реакції визначення катіонів Алюмінію.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами IV групи.

Лабораторна робота № 8 **ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ V і VI ГРУП**

Мета роботи: ознайомлення з основами теоретичної хімії, систематичним і дробовим якісним аналізом, якісними реакціями на основні катіони V і VI груп

Теоретична частина

Теоретичні питання розібрати з лекції № 8.

Практична частина

Дослід 1. Реакції катіонів Феруму Fe^{2+} і Fe^{3+}

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

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

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

Дослід 2. Реакції катіонів Магнію

2.1. У пробірку помістити 2 см³ розчину натрій гідрогенфосфату Na_2HPO_4 , кілька крапель аміаку, 0,5 см³ розчину NH_4Cl . Записати рівняння реакції і спостереження.

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

2.2. У пробірку помістити 2см^3 солі Магнію, додати кілька крапель розбавленого розчину аміаку і 2 см^3 розчину 1,8-Оксихіноліну $\text{C}_9\text{H}_6\text{NOH}$. Записати реакцію і спостереження.

Дослід 3. Реакції катіонів Мангану (II)

3.1. Розчин бензидину $\text{C}_{12}\text{H}_8(\text{NH}_2)_2$ в ацетатній кислоті утворює зі сполуками манган (II) продукти синього кольору.

Дослід 4. Реакції катіонів Кобальту

4.1. В пробірку з сіллю Кобальту додати кілька крапель розчину луку і амоній тіоціанату NH_4SCN . Записати реакцію і спостереження.

Інтенсивність забарвлення посилюється в присутності амілового спирту і при струшуванні вмісту пробірки.

4.2. Під дією 1-нітрузо-2-нафтолу (реактив Ільїнського) катіони Co^{2+} окиснюються до катіонів Co^{3+} , які утворюють з цим препаратом пурпурно-червоний осад внутрішньокмплексної солі.

Дослід 5. Реакції катіонів Купруму (II)

5.1. В пробірку з розчином солі Купруму додати розчин калій йодиду KI. Спостерігати утворення осадів CuI та I_2 . Записати рівняння реакції і спостереження.

5.2. В пробірку з розчином солі Купруму додати кілька крапель розбавленого розчину HCl і розчин калій гексаціаноферату (II) – $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Записати спостереження і рівняння реакції.

5.3. Забарвлення полум'я. Солі Купруму (II) при невеликій концентрації забарвлюють безбарвне полум'я газового пальника в синій колір, якщо концентрація катіонів Cu^{2+} велика, то спостерігається зелене забарвлення полум'я.

Зробити загальні висновки по роботі.

Контрольні запитання та завдання

Варіант 1

1. Дати хімічну характеристику V групі катіонів.
2. Записати якісні реакції визначення катіонів Кобальту.
3. Записати реакції групового реагенту с катіонами VI групи.

4. Записати якісні реакції визначення катіонів Мангану.

Варіант 2

1. Дати хімічну характеристику VI групі катіонів.

2. Записати і пояснити якісні реакції визначення катіонів Кадмію.

3. Записати якісні реакції визначення катіонів Купруму.

4. Записати і пояснити реакції групового реагенту с катіонами V групи.

Варіант 3

1. Записати якісні реакції визначення катіонів Магнію.

2. Дати загальну характеристику катіонів V групи.

3. Пояснити різницю в якісних реакціях Феруму і Купруму з та Барію з $K_4[Fe(CN)_6]$.

4. Записати якісні реакції визначення катіонів Мангану.

Варіант 4

1. Пояснити, чому при відкритті йонів Mn^{2+} використовують окисно-відновні реакції.

2. Записати і пояснити якісну реакцію йонів Купруму з аміаком.

3. Записати якісні реакції визначення катіонів Fe^{2+} .

4. Пояснити, чим відрізняються якісні реакції йонів Феруму (III) і кобальту з амоній тіоціанатом NH_4SCN .

Варіант 5

1. Коротко пояснити хімічні властивості катіонів V групи.

2. Записати якісні реакції визначення катіонів Ніколу.

3. Записати якісні реакції визначення катіонів Магнію.

4. Записати реакції групового реагенту с катіонами VI групи.

Лабораторна робота № 9 ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ

Теоретична частина

Теоретичні питання розібрати з лекції № 9.

Практична частина

Для всіх дослідів записати рівняння реакції і спостереження.

Дослід 1. Якісні реакції аніонів першої групи

1.1. У пробірку налити 2 мл солі Na_2SO_4 і додати кілька крапель розчину плюмбум нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

1.2. У пробірку налити 2 мл солі Na_2SO_3 , 1 мл сульфатної кислоти і додати кілька крапель розчину калій перманганату.

1.3. У пробірку налити 2 мл солі Na_2SO_3 і додати кілька крапель розчину калій йодиду.

1.4. У пробірку налити 2 мл солі Na_2CO_3 і додати 2 мл розчину хлоридної кислоти

1.5. У пробірку налити 2 мл розчину натрій фосфату і додати 1 мл розчину AgNO_3 .

Дослід 2. Якісні реакції аніонів другої групи

2.1. У пробірку налити 2 мл солі NaCl і додати кілька крапель розчину аргентум нітрату.

2.2. У пробірку налити 2 мл солі KI і додати кілька крапель розчину аргентум нітрату.

2.3. У пробірку налити 2 мл солі KBr і додати кілька крапель розчину аргентум нітрату.

Дослід 3. Якісні реакції аніонів третьої групи

2.1. У пробірку налити 2 мл солі 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 KI .

2.3. У пробірку налити 2 мл розчину натрій нітриту, додати 1 мл розчину H_2SO_4 і кілька крапель розчину калій перманганату.

2.4. У пробірку налити 2 мл натрій ацетату додати розчин ферум (III) хлориду. Потім пробірку нагріти на водяній бані.

Контрольні запитання та завдання

Варіант 1

1. Коротко описати біологічну роль аніонів I 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 групи.
2. Записати якісні реакції визначення сульфід-аніонів.
3. Записати якісні реакції визначення хлорид-іонів.
4. Записати реакції групового реагенту с катіонами III 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 аніонами 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.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Базова література

1. Габ П. І., Шахнін Д. Б., Малишев В. В. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз: навчальний посібник. Київ: Університет «Україна», 2018. 212 с.

2. Аналітична хімія. Якісний аналіз: методичні рекомендації для опанування теоретичного курсу здобувачами першого (бакалаврського) рівня вищої освіти ОПП «Харчові технології» спеціальності 181 «Харчові технології» денної форми здобуття вищої освіти / уклад. С. Ю. Кельїна. Миколаїв: МНАУ, 2024. 88 с. URL: <https://dspace.mnau.edu.ua/jspui/handle/123456789/18283>

3. Кельїна С. Ю., Гирля Л. М. Неорганічна та аналітична хімія. Частина 1: навч. посіб. для здобувачів вищої освіти ступеня «бакалавр» спеціальності 201 «Агрономія». Миколаїв: МНАУ, 2021. 111 с. URL: <https://dspace.mnau.edu.ua/jspui/handle/123456789/10071>

4. Сухан В. В., Трохименко О. М., Трохименко А. Ю. Аналітичні реактиви й техніка приготування їхніх розчинів / за редакцією О. Ю. Тананайко. Київ: ВПЦ «Київський університет», 2022. 592 с.

7. Зуй М. Ф. Аналітична хімія еко- та біотоксикантів: навчальний посібник. Київ, 2022. 97 с.

8. Хімія. Частина – аналітична хімія: якісний аналіз. Практикум лабораторний : навч. посіб. для здобувачів вищої освіти нехімічних спеціальностей РВО «Бакалавр» / ЛНУП; уклад.: О. Т. Мазурак, Р. С. Шкумбатюк, Ю. Т. Лень. Дубляни: Львівський національний університет природокористування, 2024. 71 с. URL: <https://surl.li/tkdkqw>

Допоміжна література

1. Аналітична хімія. Якісний аналіз: практикум для студентів фту хімії та фармації першого (бакалаврського) рівня освіти / О. М. Чеботарьов, С. В. Топоров, О. М. Гузенко, Р. Є. Хома. Одеса: Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2020. 118 с. URL: <https://dspace.onu.edu.ua/server/api/core/bitstreams/614eb2a2-85fe-447d-bdaf-8f3d373aaf6c/content>

2. Аналітична хімія (якісний аналіз): навчальний посібник / Г.О. Сирова та ін. Харків, 2019. 131 с.

3. Аналітична хімія. Хімічні методи аналізу: навчальний посібник / Л. П. Циганок, Т. О. Бубель, А. Б. Вишнікін, О. Ю. Вашкевич. Дніпропетровськ: ДНУ ім. О. Гончара, 2014. 252 с.

4. Цветкова Л. Б. Хімія в таблицях, схемах, визначеннях, питаннях та відповідях: навчальний посібник. Львів: Новий Світ-2000, 2023. 114 с.

Законодавчо-нормативні акти

1. Про Стратегію сталого розвитку "Україна - 2020": Указ Президента України від 12.01.2015 № 5/2015. URL: <https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/5/2015#Text>

Навчальне видання

Аналітична хімія. Якісний аналіз

Методичні рекомендації

Укладач: **Присташ** Світлана Федорівна

Формат 60x84 1/16. Ум. друк. арк. 6,4
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.