

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

Факультет агротехнологій

Кафедра ґрунтознавства та агрохімії

ЗАГАЛЬНА ТА ОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Частина I

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

2026

УДК 546+543

Н52

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій, Миколаївського національного аграрного університету від 2026 р., протокол № 5 від 12.02.26.

Укладач:

Л. М. Гирля – канд. хім. наук, доцент, доцент кафедри ґрунтознавства та агрохімії, Миколаївський національний аграрний університет.

Рецензенти:

С. С. Мельничук – канд. біол. наук, доцент кафедри екології та природоохоронних технологій національного університету кораблебудування імені адм.Макарова;

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

ЗМІСТ

	стор.
Передмова.....	4
Про порядок виконання практикуму	5
Лабораторна робота № 1 "Класи неорганічних сполук"	9
Лабораторна робота № 2 "Об'ємне визначення молярної маси еквівалента металу"	13
Лабораторна робота № 3 "Хімічна кінетика. Хімічна рівновага"	13
Лабораторна робота № 4 "Приготування розчинів певної концентрації"	17
Лабораторна робота № 5 "Розчини електролітів. Реакції іонного обміну. Гідроліз солей"	20
Лабораторна робота №6 "Окисно-відновні реакції"	28
Лабораторна робота 7. Властивості s-елементів.....	31
Лабораторна робота 8. Властивості p-елементів.....	34
Лабораторна робота 9.Властивості d-елементів.....	38
Лабораторна робота 10. Комплексні сполуки.....	41
Рекомендована література	44
Додатки	45

Передмова

Загальна та органічна хімія є однією з основних фундаментальних дисциплін в підготовці фахівців сільського господарства спеціальності 181 “Харчові технології”. В процесі вивчення хімії у здобувачів вищої освіти формується науковий світогляд, розвивається теоретичне мислення, здатність аналізувати явища і застосовувати хімічні закони. Знання з хімії є теоретичною основою для наступного вивчення як загальних, так і спеціальних дисциплін. Метою викладання хімії є оволодіння теоретичними основами дисципліни та формування навиків проведення хімічних дослідів. Викладання дисципліни ведеться в рамках кредитно – модульної системи, весь навчальний курс розбито на два модулі: загальна хімія та органічна хімія.

В поданих методичних матеріалах перед кожною лабораторною роботою представлені контрольні питання, на які необхідно звернути увагу при підготовці до виконання лабораторної роботи. Слід уважно виконувати хімічні досліді, які дають можливість переконатися у вірності того чи іншого теоретичного положення. На лабораторних заняттях студенти поглиблюють теоретичні знання і оволодівають навиками та технікою хімічного експерименту. Пропоновані методичні рекомендації видані з метою надати допомогу здобувачам вищої освіти при виконанні лабораторних робіт із загальної та органічної хімії.

ПРО ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ ПРАКТИКУМУ

Лабораторні заняття із загальної та органічної хімії проводяться за планом, з яким студенти знайомляться на першому занятті. Теми занять присвячені основним розділам теоретичного курсу - властивості розчинів; класи неорганічних сполук з точки зору теорії електролітичної дисоціації; закономірності перебігу хімічних реакцій; окисно-відновні процеси; властивості елементів.

Кожне лабораторне заняття проводиться за такою схемою: короткий інструктаж про роботу, контроль знань студентів (письмове або усне опитування), виконання дослідів, захист лабораторної роботи.

Для успішного виконання практикуму необхідно самостійно готуватися до кожного практичного заняття і виконувати лабораторну роботу згідно з її описом в методичному посібнику.

Підготовка до лабораторного заняття включає:

а) вивчення теоретичного матеріалу за допомогою конспекту, лекцій, підручників і посібників. Особливу увагу необхідно звернути на питання перед кожною лабораторною роботою. Зазначені питання обговорюються перед виконанням дослідів. За результатами відповідей на ці питання викладач оцінює знання студента і допускає (чи не допускає) його до виконання лабораторної роботи;

б) письмове оформлення домашнього завдання в лабораторному журналі (для конспекту лекцій необхідно мати окремий зошит);

в) знайомство з методикою проведення лабораторної роботи.

Здобувачі вищої освіти, які з тих чи інших причин не виконали чергову лабораторну роботу, зобов'язані відпрацювати її за встановленим в лабораторії графіком.

При оформленні виконаної роботи в лабораторному журналі необхідно дотримуватися зразка, що поданий нижче.

Протокол №

Дата виконання роботи _____

Лабораторна робота

Назва роботи за планом

Дослід №1 _____

Назва досліду

Короткий опис досліду

Спостереження _____

Рівняння реакції _____

Висновок _____

Дослід № 2

Під час лабораторної роботи необхідно всі записи вести виключно в лабораторному журналі.

В лабораторії загальної та органічної хімії доводиться працювати з розчинами кислот, лугів, отруйними речовинами, тому необхідно суворо дотримуватися правил техніки безпеки та певного порядку виконання роботи.

1. Студентам дозволяється працювати тільки в присутності викладача.

2. Забороняється перебування в лабораторії без лабораторного халату.

3. Робоче місце, закріплене за студентом, необхідно тримати в зразковій чистоті. Реактиви, що випадково пролиті або просипані на столі, підлозі необхідно негайно прибрати.

4. Не захаращувати робоче місце непотрібними в даний момент речами (портфелями, головними уборами тощо).

5. Категорично забороняється проводити дослід, що не відносяться до лабораторної роботи без погодження з викладачем.

6. При користуванні реактивами необхідно дотримуватися охайності:

а) всі склянки з розчинами, банки з сухими реактивами необхідно тримати закритими, відкривати їх тільки під час користування;

б) закриваючи склянки, не плутати пробок, тому що в цьому випадку реактиви забруднюються і стають непридатними для користування;

в) реактиви загального користування не відносити на робочі місця;

г) надлишок взятого реактиву ні в якому разі не висипати і не виливати в склянку, з якої він був узятий;

д) при наливанні розчину необхідно, щоб розчин не торкався етикетки;

е) корок від склянки необхідно класти на стіл таким чином, щоб її частина, що з'єднується з горлом склянки, не торкалась столу;

є) у всіх випадках брати мінімальну кількість реактиву (наприклад, розчину 1-2 мл);

з) категорично забороняється пробувати реактиви на смак, тому що деякі з них деякою мірою отруйні.

7. Всі дослід з концентрованими кислотами, отруйними речовинами, препаратами, що легко займаються, необхідно проводити в шафі під витягом.

8. При нагріванні пробірки з реакційною сумішшю необхідно тримати її отвором від себе і від людей, що знаходяться поруч.

9. Якщо на обличчя чи руки попадуть бризки концентрованої кислоти, їх необхідно змити великою кількістю води, промити уражене місце розведеним розчином соди або амоніаку і знову змити водою. Місце на тілі, що уражене концентрованим лугом, необхідно промити великою кількістю води, далі розведеним розчином ацетатної кислоти і знову - водою.

10. У випадку опіку полум'ям горілки чи нагрітим предметом змочити уражене місце концентрованим розчином калій перманганату.

11. Якщо дослід не вдався, необхідно продумати все спочатку, порадитися з викладачем і знову виконати дослід.

12. Після закінчення роботи без нагадування вимити посуд, прибрати робоче місце.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

При вивченні цієї теми необхідно дотримуватися плану.

1. Визначення класу.
2. Номенклатура і класифікація сполук класу.
3. Хімічні властивості (рівняння хімічних реакцій).
4. Методи добування.

Контрольні питання

1. Які основні класи неорганічних сполук Ви знаєте? Дайте коротку характеристику кожному з них.
2. Назвіть методи добування оксидів. Напишіть відповідні рівняння реакцій.
3. За допомогою яких реакцій можна встановити природу амфотерних оксидів? Які елементи утворюють амфотерні оксиди?
4. Властивості і способи добування кислот. Напишіть відповідні рівняння реакцій. Чим визначається основність кислот?
5. З якими із зазначених сполук буде взаємодіяти їдке калі КОН: H_3PO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, AgNO_3 , MgO ? Наведіть відповідні рівняння реакцій.
6. Які солі називають середніми, кислими і основними? Приведіть по три приклади кожної з них.
7. За допомогою яких реакцій можна перетворити зазначені солі в середні: $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$, MgOHCl , K_2HPO_4 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.
8. Принципи наукової номенклатури неорганічних сполук. Назвіть за цією номенклатурою наступні речовини:

HNO_2 , HNO_3 , $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, K_3AsO_4 , K_2SnO_2 , K_2SnO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

9. Властивості солей, способи їх добування. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

10. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід № 1. Добування оксидів

а) Візьміть тонку мідну пластинку, зажміть її тигильними щипцями і нагрійте в полум'ї пальника. Яка речовина утворилася внаслідок реакції? Напишіть відповідне рівняння реакції.

б) На дно сухої пробірки помістіть трохи основного карбонату купруму (II) (малахіту) і нагривайте в полум'ї до тих пір, поки сіль не перетвориться в чорний порошок. Зверніть увагу на виділення пари води на стінках пробірки. Запишіть рівняння реакції розкладу малахіту. Коли пробірка вистигне, розділіть її вміст на 2 частини. В одну з пробірок прилийте розведену сульфатну кислоту, а в другу - розчин їдкого натру. Обережно нагрійте вміст пробірок. Що спостерігаєте? Запишіть рівняння реакцій. Зробіть висновок щодо способів добування оксидів.

Дослід 2. Добування гідроксидів

а) В пробірку помістіть небагато негашеного вапна, додайте води і добре перемішайте вміст пробірки. Дайте рідині відстоятися і випробуйте реакцію розчину фенолфталеїном. Чому змінилося забарвлення розчину? Запишіть рівняння реакції, зробіть висновок відносно середовища розчину.

б) В одну пробірку налейте 1-2 мл розчину ферум хлориду (III), а в другу - розчин солі нікелю (II). В кожну з пробірок налейте 1-2 мл розчину їдкого натру.

Що спостерігаєте? Запишіть спостереження і рівняння реакцій. Зробіть висновок про добування гідроксидів металів, оксиди яких розчинні і нерозчинні у воді.

Дослід 3. Амфотерні гідроксиди та їх властивості

Візьміть 2 пробірки. В одну налейте розчин цинк сульфату, а в другу - алюміній сульфату. По каплям в кожну пробірку добавте розчин лугу до утворення осаду (муті). Вміст кожної пробірки (осад

разом з рідиною) розділіть на 2 частини. В перші дві пробірки налейте по 1 мл сульфатної кислоти, в другу- розчин луку до повного розчинення осадів.

Поясніть причину розчинення осадів і запишіть рівняння реакцій в молекулярній, іонній і скороченій іонній формах.

Дослід 4. Добування кислот

а) Небагато оксиду фосфору (V) змочіть в пробірці водою. Розчин випробуйте метил оранжевим. Чому змінилось забарвлення розчину? Запишіть рівняння реакції добування кислоти.

б) Помістіть декілька кристаликів натрій ацетату в пробірку і додайте 1-2 краплі розчину сульфатної кислоти. Визначте за запахом, яка речовина утворилась. Напишіть відповідне рівняння реакції. Зробіть висновок про способи добування кислот.

Дослід 5. Добування солей

а) Налийте в пробірку 2-3 мл вапняної води і обережно з апарату Кіппа пропускайте вуглекислий газ до тих пір, поки утворений на початку досліду білий осад (що це за речовина?) не розчиниться. Запишіть рівняння реакцій.

б) В пробірку налейте 1-2 мл розчину купрум сульфату і по краплям добавляйте розчин їдкого натру. Утворюється основна сіль міді. $2\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ ЛАБОРАТОРНА

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

ОБ'ЄМНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ

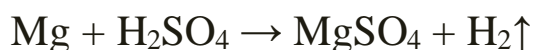
Контрольні питання та задачі

1. Що розуміють під еквівалентом елемента ?
2. Як пов'язані між собою атомна маса елемента і його еквівалент?
3. Сформулюйте закон еквівалентів та запишіть його математичний вираз.
4. Що називають еквівалентом складної речовини ?
5. Чому дорівнюють молярні маси еквівалентів кислот, основ, солей? Наведіть приклади.
6. Як визначити молярну масу еквівалента оксиду ?

7. Обчисліть молярні маси еквівалентів речовин : Al_2S_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
8. Обчисліть об'єми еквівалентів водню і кисню (умови нормальні).
9. Обчисліть молярну масу еквівалента кальцію, якщо 8г металу при спалюванні утворюють 11,2г кальцій оксиду.
10. На нейтралізацію 2,25г кислоти витратили 2г їдкого натру. Визначте молярну масу еквівалента кислоти.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

В поданій роботі еквівалент магнію визначають за кількістю водню, що витискується магнієм з розчину сульфатної кислоти



Хід роботи. Прилад, в якому проводиться дослід, складається з бюретки 1, закріпленої вертикально в штативі 2 (рис. 1). До нижнього кінця бюретки за допомогою гумової трубки 3 приєднана лійка 4, яка теж закріплена в штативі.

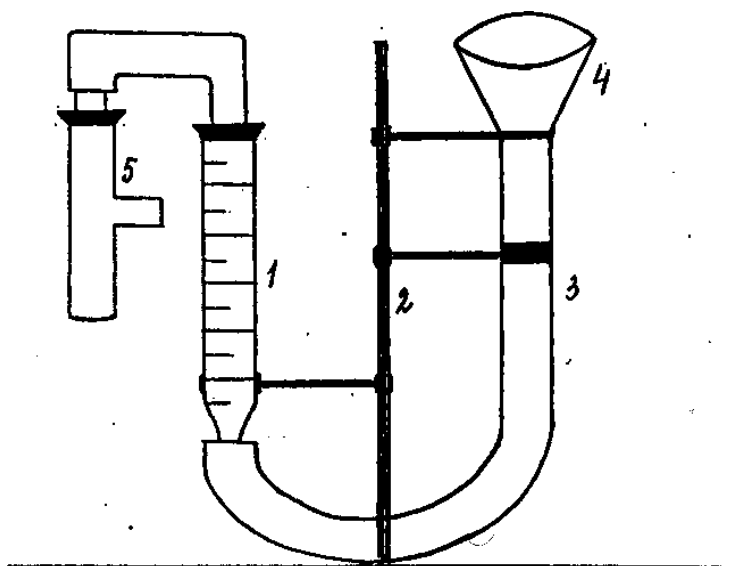


Рис.1. Прилад для вимірювання молярної маси еквівалента металу

До верхнього кінця бюретки через корок з гумовою трубочкою приєднується пробірка 5. В бюретці знаходиться вода. Перед початком роботи перевірте прилад на герметичність. Для цього закрийте пробірку 5 пробкою, опустіть лійку вниз на 10 – 15 см і спостерігайте рівень води в бюретці. Якщо прилад герметичний, то рівень води в бюретці спочатку знизиться, а тоді залишиться без змін. Якщо рівень води весь час знижується, то необхідно щільніше

закрити корками лійку і пробірку. Переконавшись в герметичності приладу, поверніть лійку в колишне положення.

Отримайте магній у лаборанта і запишіть його масу. Промийте пробірку водою і налейте в пробірку на 1/3 об'єму розчин розведеної сульфатної кислоти. Прикріпіть до внутрішньої стінки пробірки магній, завернутий в папір. Приєднайте пробірку до приладу таким чином, щоб не було контакту металу з кислотою. Відзначте і запишіть рівень води в бюретці (V_1). Відрахування виконуйте за нижнім меніском з точністю до 0,2 мл. Приведіть в контакт метал з кислотою. Водень, що виділяється внаслідок реакції витискує воду з бюретки 1 улітку 4. Після закінчення реакції (весь магній розчиниться, розчин стане прозорим) і пробірка вистигне до кімнатної температури, запишіть рівень води в бюретці (V_2). Різниця ($V_2 - V_1$) буде дорівнювати об'єму виділеного водню.

Експериментальні дані запишіть в лабораторний журнал.

1. Маса магнію, m , г.

2. Об'єм водню $V_{H_2} = V_2 - V_1$, мл.

3. Абсолютна температура T° , К.

4. Температура повітря в приміщенні, $t^\circ\text{C}$.

5. Атмосферний тиск P , мм рт. ст.

6. Тиск насиченої водяної пари P_{H_2O} за кімнатної температури визначте за таблицею пружності пари, мм рт. ст.

7. Парціальний тиск водню P_{H_2} обчисліть за формулою:

$$P_{H_2} = P - P_{H_2O}, \text{ мм рт. ст.}$$

Обчислення молярної маси еквівалента магнію

1. Приведіть виміряний в досліді об'єм водню до нормальних умов, виходячи з рівняння газового стану

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}; \frac{P_{H_2}V_{H_2}}{T} = \frac{P_0V_0(H_2)}{T_0}; V_0(H_2) = \frac{P_{H_2} * V_{H_2} * T_0}{T * P_0}$$

$$\text{де } V_{H_2} = V_2 - V_1$$

2. Запишіть рівняння реакції взаємодії магнію з розведеною сульфатною кислотою. На основі закону еквівалентів обчисліть експериментальне значення молярної маси еквівалента магнію

$$\frac{m_{Mg}}{V_0(H_2)} = \frac{M_{E(Mg)}}{M_{E(H_2)}}; M_{E(Mg)} = \frac{m * 11200}{V_0(H_2)}$$

3. Порівняйте молярну масу еквівалента металу, знайдену в досліді, з її теоретичним значенням. Обчисліть помилку досліді за формулою:

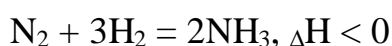
$$n\% = \pm \frac{M_{E_{\text{теор}}} - M_{E_{\text{експер}}}}{M_{E_{\text{теор}}}}$$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

ХІМІЧНА КІНЕТИКА. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Контрольні питання і задачі

1. Що розуміють під швидкістю хімічної реакції?
2. Від яких факторів залежить швидкість реакції?
3. Сформулюйте основний закон хімічної кінетики.
4. Чим пояснюється збільшення швидкості реакції з підвищенням температури?
5. Через яку величину впливає природа реагуючої речовини на швидкість реакції?
6. Поясніть механізм дії каталізатора на швидкість хімічної реакції, на хімічну рівновагу?
7. Запишіть математичний вираз константи рівноваги для наступних реакцій: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$, $\Delta H > 0$



Як зміститься рівновага кожної з реакцій, якщо

а) підвищити температуру;

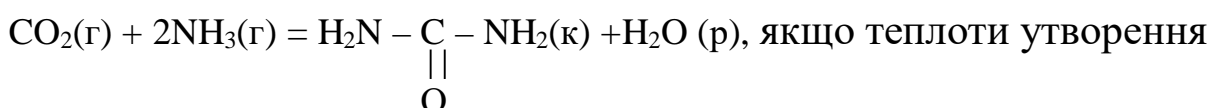
б) зменшити тиск ?

8. Запишіть математичний вираз для швидкості прямої реакції



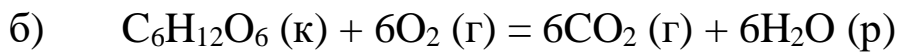
Як зміниться швидкість прямої реакції, якщо тиск в системі зменшити у 3 рази?

9. Обчисліть тепловий ефект процесу синтезу сечовини



складають: сечовини “– 320,5 кДж/моль”; амоніаку “– 46,2 кДж/моль”; $\text{CO}_2(\text{г})$ “– 393,5 кДж/моль”; $\text{H}_2\text{O}(\text{р})$ “– 285,8 кДж/моль”. Сформулюйте закон Геса і наслідок з нього.

10. Обчисліть величини теплових ефектів реакцій перетворення глюкози, що відбуваються в організмі



Теплоти утворення глюкози і етанолу відповідно дорівнюють “– 1273 кДж/моль” та “– 277,6 кДж/моль”. Яка з цих реакцій дає організму більше енергії?

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід I. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації розглянемо на прикладі реакції взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою



Сірка, що виділяється внаслідок реакції, викликає на початку досліду опалесценцію, а далі спостерігається помутніння розчину. За проміжок часу від початку реакції (момент зливання розчинів) до кінця реакції (помітне помутніння) можна говорити про відносну швидкість реакції.

Увага! Для кожної з речовин призначений свій циліндр: для натрій тіосульфату - циліндр з написом $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, для сульфатної кислоти - циліндр з написом H_2SO_4 . Під час роботи циліндри не плутати! Воду набирайте в окремий циліндр.

Візьміть 3 пробірки, пронумеруйте їх. В першу додайте 2 мл розчину натрію тіосульфату та 4 мл дистильованої води; в другу - 4 мл розчину натрій тіосульфату та 2 мл води; в третю - 6 мл розчину натрій тіосульфату. В три інші пробірки налейте по 3 мл 1н. розчину сульфатної кислоти.

Злийте по черзі попарно приготовлені розчини. Секундомір включайте в момент зливання розчинів. При появі опалесценсії в пробірці виключіть секундомір і запишіть час утворення муті.

Відносну швидкість реакції обчисліть як величину, обернену до часу, витраченому на утворення мути в розчині. Результати запишіть в таблицю.

Таблиця 1

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

№ пробірки	Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Сумарний об'єм, мл	Відносна концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Відносна швидкість реакції $1/t$, сек
1				
2				
3				

За отриманими даними побудуйте графік залежності швидкості реакції ($1/t$) від концентрації натрій тіосульфату.

Зробіть висновок щодо залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючої речовини.

Дослід 2. Залежність швидкості реакції від температури

В одну пробірку налейте 3 мл розчину натрій тіосульфату, в другу - 3 мл розчину сульфатної кислоти. Обидві пробірки помістіть в стакан з водою і

витримайте їх у воді 5-7 хвилин, щоб пробірки прийняли температуру води. Злийте вміст пробірок (пробірку з тіосульфатом з стакана не виймати). Зазначте час з моменту зливання розчинів до утворення мути. Проведіть ще 2 аналогічних досліди при температурах на 10 і 20 градусів вище, ніж у першому досліді. Результати дослідів занесіть в таблицю.

Таблиця 2

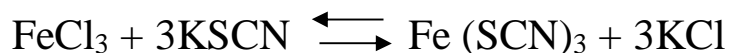
Залежність швидкості реакції від температури

№ дослід у	Об'єм розчину, мл		Температура, $^{\circ}\text{C}$	Час утворення мути, сек.	Відносна швидкість реакції, $(1/t)$, сек. ⁻¹
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4			
1					
2					
3					

За отриманими даними побудуйте графік залежності відносної швидкості реакції від температури та зробіть висновок про вплив температури на швидкість хімічної реакції.

Дослід 3. Зміщення хімічної рівноваги

Зміщення хімічної рівноваги розглянемо на прикладі реакції взаємодії ферум хлориду (III) з калій роданідом



Сполука $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ забарвлена в інтенсивно-червоний колір, FeCl_3 - жовтого кольору, а KSCN та KCl - безбарвні, тому зміна концентрації будь-якої речовини приведе до зміни забарвлення розчину. Це дозволяє спостерігати, в якому напрямку зміщується рівновага при зміні концентрації реагуючих речовин або продуктів реакції.

В невеликий стакан налейте 30 мл дистильованої води і додайте 1-2 краплі насичених розчинів ферум хлориду (III) і калій роданіду. Добутий розчин розлийте в 4 пробірки. Першу пробірку залиште для порівняння. В другій пробірці додайте 2-3 краплі концентрованого розчину ферум хлориду (III), в третю - 2-3 краплі розчину калій роданіду, в четверту - небагато кристалічного калій хлориду. Вміст пробірок перемішайте і порівняйте їх забарвлення з забарвленням контрольного розчину у першій пробірці. Що спостерігається? Результати досліду запишіть в таблицю.

Таблиця 3

Зміщення хімічної рівноваги залежно від концентрації бавленого реактиву

Номер пробірки	Добавлений реактив	Зміна інтенсивності забарвлення (посилення, послаблення)	Напрямок зміщення рівноваги (вліво, вправо)
1	FeCl_3		
2	KSCN		
3	KCl		

Зробіть висновок щодо зміщення рівноваги хімічної реакції залежно від концентрації початкових речовин і продуктів реакції.

Складіть математичний вираз для константи рівноваги реакції, що вивчається.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4
ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ПЕВНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ
Контрольні питання і задачі

1. Що називають розчинами?
2. Що таке концентрація розчину? Дайте визначення основним концентраціям розчинів.
3. При приготуванні поживного розчину для рослин на 1 л дистильованої води добавили 3 г калій нітрату і 5 г калій дигідрогенфосфату. Обчисліть масову частку кожної з солей в добутому розчині.
4. В лабораторії є одномолярний і однонормальний розчини сульфатної кислоти об'ємом по 1 літрі. Чи однакова маса кислоти в кожному з розчинів?
5. Обчисліть кількість мікроелемента цинку, яка потрібна для обприскування 10 га виноградників, якщо відомо, що для позакореневого живлення одного кущу витрачається в середньому 0,2 л $8 \cdot 10^{-5}$ н. розчину цинк сульфату, а на 1 га вирощують 3000 кущів винограду.
6. Обчисліть молярну концентрацію 10% розчину їдкового натру ($\rho = 1,115 \text{ г/см}^3$).
7. Визначте молярну концентрацію та молярну частку розчиненої речовини в 35 % (за масою) розчину сахарози ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).
8. Який об'єм 96% (за масою) сульфатної кислоти ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) та яку масу води необхідно взяти для приготування 300 мл 15 % (за масою) розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$).
9. Обчисліть титр 4,15 н. розчину фосфатної кислоти.
10. В 500 г води розчинено при нагріванні 300 г амоній хлориду. Яка маса солі виділиться з розчину при охолодженні його до 50°C , якщо розчинність солі за цієї температури дорівнює 50 г в 100 г води.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Ця робота складається з двох взаємозв'язаних частин:

1. Приготування розчину натрій хлориду з певною масовою часткою NaCl шляхом розчинення солі у воді.
2. Приготування розчину певної молярної концентрації еквівалента NaCl шляхом розведення розчину, приготовленого у першій частині роботи.

I. Приготування розчину натрій хлориду з певною масовою часткою

Обчисліть, скільки грамів натрій хлориду і який об'єм (масу) води необхідно взяти для приготування 100 мл розчину заданої викладачем концентрації. Густину води прийміть за 1 г/мл. На аналітичних терезах зважте з точністю 0,0002 г обчислену масу натрій хлориду. Обережно перенесіть сіль через лійку в мірну колбу, додайте дистильованої води (обов'язково нижче позначки) і перемішуючи, розчиніть сіль. Доведіть розчин дистильованої води до позначки (око повинно знаходитись на рівні нижнього меніску рідини), ретельно перемішайте розчин. Визначте молярну концентрацію еквівалента, масову частку та титр утвореного розчину.

II. Приготування розчину натрій хлориду певної молярної концентрації еквівалента з початкового розчину методом розбавлення

Розглянемо зразок розрахунку кількості солі при приготуванні розчину з більш концентрованого.

Є 48 % розчин мідного купоросу, густиною 1,4 г/мл. Скільки такого розчину необхідно взяти для приготування 3 л 0,2 н. розчину? Обчислимо кількість солі, яка міститься в 3 л 0,2 н. розчину. Молярна маса еквівалента $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ дорівнює $M/2 = 250/2 = 125$ г/моль.

В 1 л 0,2 н. розчину міститься $0,2 \cdot 125 = 25$ г солі; в 3 л такого розчину міститься 75 г солі.

Обчислимо, в якій кількості 48% розчину міститься 75 г мідного купоросу.

В 100 г вихідного розчину міститься – 48 г мідного купоросу

х г – 75 г мідного купоросу

$$x = 100 * 75 / 48 = 187,5 \text{ г.}$$

Обчислимо, який об'єм займають 187,5 г 48 % розчину мідного купоросу

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{187,5 \text{ г}}{1,4 \frac{\text{г}}{\text{мл}}} = 133,9 \text{ мл}$$

Таким чином, для приготування 3 л 0,2 н. розчину мідного купоросу необхідно взяти 133,9 мл 48% розчину мідного купоросу і додати 2 л 866 мл води (густина води приймаємо за 1 г/мл).

Виконання роботи. Одержіть у викладача завдання. Обчисліть кількість розчину, приготовленого в першій частині, та води, необхідні для приготування заданого розчину. Відмірте обчислений об'єм води, влийте його в колбу і туди ж додайте обчислену кількість концентрованого розчину. Ретельно перемішайте вміст колби. Виміряйте ареометром густина приготовленого розчину і визначте за таблицею його концентрацію. Обчисліть помилку досліду

$$n\% = \pm \frac{C_{\text{експер}} - C_{\text{теор}}}{C_{\text{теор}}} * 100\%$$

де $C_{\text{теор}}$ – концентрація, обчислена залежно від густини розчину за таблицею;

$C_{\text{експер}}$ – концентрація, обчислена на основі експериментальних даних (кількості початкового концентрованого розчину та води)

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. РЕАКЦІЇ ІОННОГО ОБМІНУ

Контрольні питання

1. В чому полягає суть теорії електролітичної дисоціації?
 2. Що таке ступінь дисоціації електроліту і від яких факторів він залежить?
 3. Який зв'язок існує між константою і ступенем дисоціації слабого електроліту?
 4. Як визначають сильні та слабкі електроліти?
 5. Ізотонічний коефіцієнт, його фізичний зміст.
 6. В 100 г води міститься 9,14 г сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$. Обчисліть осмотичний тиск цього розчину при 293К; температуру кипіння розчину, тиск насиченої пари над розчином при 293К. Тиск насиченої пари води при 293К дорівнює 2,337 кПа. Густина розчину сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ дорівнює 1,071 г/мл.
 7. Поясніть, чому цинк гідроксид розчиняється і в кислотах і в лугах.
 8. Закінчіть рівняння реакцій та запишіть їх в молекулярному, повному іонному та скороченому іонному вигляді
 - а) $CaCl_2 + H_3PO_4 \rightarrow$
 - б) $K_2CO_3 + CH_3COOH \rightarrow$
 - в) $Ba(OH)_2 + HCl \rightarrow$
- У якому напрямку відбуваються реакції між іонами?
9. Що таке водневий показник рН ? Як можна виміряти його величину?
 10. рН розчину свіжоприготовленого яблучного соку складає 3,76. Обчисліть концентрацію іонів водню у розчині.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

ДОСЛІД 1. Змінення забарвлення індикаторів залежно від середовища розчину

Візьміть 3 чистих пробірки, налейте в кожную з них по 2 мл дистильованої води. Додайте в кожную пробірку фенолфталеїн, метилоранж і універсальний індикаторний папір. Спостерігайте забарвлення індикаторів у дистильованій воді, запишіть колір розчину в таблицю.

Візьміть 3 інші пробірки і додайте в кожную з них по 2 мл натрій гідроксиду. Додайте в кожную пробірку фенолфталеїн, метилоранж і індикаторний папір. Чому змінилося забарвлення фенолфталеїну і індикаторного паперу? Проведіть аналогічний дослід з розчином соляної кислоти. Результати занесіть у таблицю.

Таблиця 4

Змінення забарвлення індикаторів залежно від середовища

розчин	Забарвлення індикатору			середовище	рН
	фенолфталеїн	метилоранж	універсальний індикаторний папір		
H ₂ O					
NaOH					
HCl					

Зробіть висновок про вплив середовища на забарвлення індикатору.

ДОСЛІД 2. Іонні реакції з утворенням осаду

а) У пробірку з розчинами натрій сульфату, цинк сульфату, розведеної сульфатної кислоти додайте по 1 мл розчину барій хлориду. Що спостерігається? Запишіть рівняння реакцій у молекулярній, іонній і скороченій іонній формах.

б) В дві пробірки налийте по 1 мл розчинів ферум (II) сульфату (II) і ферум (III) хлориду. В обидві пробірки додайте по 1 мл розчину лугу. Поясніть, чому випали осади різного кольору? Запишіть рівняння реакцій у молекулярній, повній іонній та скороченій іонній формах.

ДОСЛІД 3. Іонні реакції з утворенням слабого електроліту

а) У пробірку налийте 1 мл розчину амоній хлориду і додайте розчин лугу. Визначте газ, що виділяється, за запахом.

б) До 1 мл розчину натрій карбонату обережно додайте 1 мл соляної кислоти. Спостерігайте виділення газу.

в) У пробірку налийте 1 – 2 мл натрій ацетату, додайте 1 мл сульфатної кислоти. Визначте за запахом кислоту, що утворилась внаслідок реакції.

До всіх трьох випадків досліду 3 напишіть відповідні реакції у молекулярній, повній іонній та скороченій іонній формах.

ДОСЛІД 4. Вплив однойменного іонів на ступінь дисоціації слабких електролітів

а) До 1 – 2 мл розчину ацетатної кислоти додайте 1 – 2 краплі метилоранжу. Розчин поділіть на 2 частини. В одну пробірку додайте декілька кристаликів натрій ацетату, другу пробірку залиште без змін. Поясніть, чому змінилося забарвлення розчину в першій пробірці.

б) До 1 – 2 мл розведеного розчину амоній гідроксиду додайте 1 – 2 краплі фенолфталеїну. Розчин розділіть на 2 частини. Одну пробірку залиште для порівняння, а в другу – додайте декілька кристаликів амоній хлориду. Поясніть змінення забарвлення розчину в другій пробірці.

ДОСЛІД 5. Дослідження реакції середовища в розчинах солей

Приготуйте 6 пробірок.

Додайте в кожен пробірку окремо по 2 мл розчинів амоній хлориду, натрій ацетату, алюміній сульфату, натрій карбонату, калій хлориду, натрій сульфату. В кожен пробірку додайте по 2-3 краплі фенолфталеїну.

Чим пояснити виникнення малинового кольору в деяких пробірках? У пробірки з розчинами, що не змінили свого забарвлення, додайте 2-3 краплі метилоранжу. Чому колір став рожевим? Поясніть відсутність зміни забарвлення метилоранжу в інших пробірках.

Результати дослідів занесіть у таблицю

Таблиця 5

Зміна середовища розчину залежно від гідролізу солей

№ п/п	формула солі	середовище розчинів			яким лугом і кислотою (сильними чи слабкими) утворена сіль	ВИСНОВОК
		лужне	кисле	нейтральне		
1						
2						
3						
4						
5						
6						

Напишіть молекулярні, іонні і скорочені іонні рівняння реакцій гідролізу тих солей, що піддалися гідролізу. Для солі натрій карбонату визначте ступінь гідролізу, концентрацію іонів Гідрогену та гідроксид-іонів за загальної концентрації солі 0,1 моль/л.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №6

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Контрольні питання та завдання

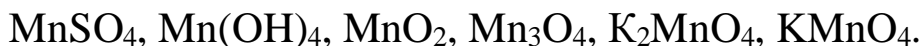
1. На основі електронної теорії поясніть суть процесів окиснення і відновлення.

2. Які речовини називають окисниками, а які відновниками? Наведіть приклади.

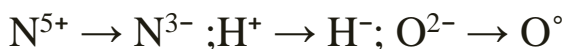
3. Що таке окисно-відновна двоїстість? Які елементи володіють цією властивістю?

4. Де розташовані елементи-відновники і елементи-окисники в періодичній системі Д. І. Менделєєва?

5. Визначте ступінь окиснення Мангану в сполуках:



6. Які процеси відбуваються з атомами або іонами в перетвореннях:

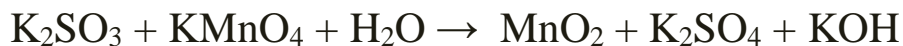
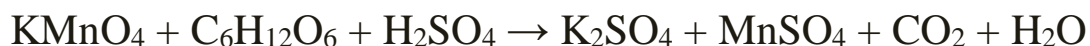


Нітрифікація або перетворення амоніаку (амонію) в нітрати відбувається за схемою



7. Вкажіть ступень окиснення Нітрогену і процес, який відбувається на кожній стадії.

8. Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в рівняннях реакцій



9. Чому дигідрогенсульфід не можна осушувати сульфатною кислотою? Відповідь доведіть рівнянням реакції.

10. Як впливає середовище (кисле, нейтральне та лужне) на відновлення іону перманганату?

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

ДОСЛІД 1. Окиснення йодид-іонів іонами феруму (III)

У пробірку додайте 1-2 мл розчину солі феруму (III) і 1 мл калій йодиду. Вміст пробірки розбавте водою до блідо-жовтого кольору і додайте краплю крохмалю. Поясніть змінення забарвлення розчину. Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, вкажіть окисник та відновник.

ДОСЛІД 2. Окисно-відновна двоїстість пероксиду водню

а) Відновні властивості H_2O_2

До 2 мл розчину пероксиду водню додайте 1-2 мл розчину сульфатної кислоти і стільки ж розчину калій перманганату. Чому виділяється газ у розчині?

б) Окисні властивості H_2O_2

Налийте в пробірку 1-2 мл пероксиду водню, стільки ж розчину сульфатної кислоти і додайте 1-2 краплі калій йодиду. Чому змінилося забарвлення розчину? Напишіть рівняння реакцій, відповідні дослідом 2а і 2б, вкажіть роль пероксиду водню у кожному випадку.

ДОСЛІД 3. Окисні властивості калій перманганату в різних середовищах

У три пробірки налийте 1-2 мл розчину калій перманганату. В першу пробірку додайте 4-5 крапель 2н. розчину сульфатної кислоти і краплями доливайте розчин натрій тіосульфату до знебарвлення. В іншу пробірку додайте 4-5 крапель дистильованої води і краплями доливайте розчин натрій тіосульфату до утворення темно-коричневого осаду. В третю пробірку додайте 4-5 крапель концентрованого розчину лугу і доливайте розчин натрій тіосульфату до зміни малинового забарвлення на зелене. До яких продуктів відновлюється калій перманганат у кислому, нейтральному і сильно лужному середовищі? Запишіть рівняння окисно-відновної реакції для кожного випадку.

ДОСЛІД 4. Окисні властивості калій біхромату

До 2 мл розчину калій біхромату долейте 1 мл 2н. розчину сульфатної кислоти і 2-3 краплі натрій нітриту. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння окисно-відновної реакції.

ДОСЛІД 5. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції

До 1 мл розчину натрій тіосульфату долейте такий же об'єм сульфатної кислоти. Чому виникло помутніння? Запишіть рівняння реакції, вкажіть окисник і відновник, процеси окиснення та відновлення.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7 ВЛАСТИВОСТІ S-ЕЛЕМЕНТІВ

Контрольні питання та задачі

1. Як у промисловості добувають натрій, гідроксид натрію, магній? Наведіть рівняння відповідних окисно-відновних процесів.

Складіть рівняння реакцій, що відбуваються при насиченні натрій гідроксиду а) хлором; б) оксидом сірки SO_2 ; в) сірководнем.

2. Які продукти утворюються при взаємодії лужних металів з киснем? Яку будову має натрій пероксид?

Чим можна пояснити велику відновну здатність лужних металів. При сплаві натрій гідроксиду з металевим натрієм останній відновлює водень в гідрид-іон. Складіть електронні і молекулярні рівняння цієї реакції.

3. Як лужні метали реагують з водою, Гідрогеном, Нітрогеном? Які властивості виявляють гідриди металів?

Яка властивість кальцію дозволяє застосовувати його в металотермії для одержання деяких металів з їх сполук?

4. Наведіть та поясніть рівняння реакцій добування натрій оксиду, літій оксиду.

Як можна отримати гідроксиди лужних металів? Чому їдкі луги необхідно зберігати в добре закритому посуді?

5. Промислові способи добування соди та поташу.

Складіть рівняння реакцій, які потрібно провести для здійснення наступних перетворень: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

6. Як реагують s-елементи II групи з Гідрогеном, Нітрогеном, Карбоном?

Які сполуки називають негашеним і гашеним вапном? Складіть рівняння реакцій їх отримання. Яка сполука утворюється при прожарюванні негашеного вапна з вугіллям? Що є окисником та відновником в останній реакції? Складіть електронні і молекулярні рівняння.

7. Взаємодія s-елементів II групи з водою, розведеною нітратною кислотою.

Складіть електронні і молекулярні рівняння реакцій: а) кальцію з водою; б) магнію з нітратною кислотою, враховуючи, що окисник набуває нижчу ступінь окиснення.

8. Як змінюються властивості гідроксидів елементів головної підгрупи II групи періодичної системи Д.І.Менделєєва? У чому особливості властивостей берилій гідроксиду?

Які сполуки магнію та кальцію застосовуються як в'язучі будівельні матеріали? Чим обумовлені їх в'язучі властивості?

9. Як можна отримати карбід кальцію? Що утворюється при його взаємодії з водою? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

10. У чому полягає біологічна роль калію? Наведіть формули солей найважливіших калійних добрив. Обчисліть вміст діючої речовини в карналіті та калійній селітрі.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Властивості сполук натрію

В дві пробірки налейте по 2 мл розчину натрій карбонату. До першої пробірки додайте 1-2 мл розчину кальцій хлориду, до другої – розчин барій хлориду. Випробуйте, чи розчиняються утворені осадки в розведених хлоридній та сульфатній кислотах.

Дослід 2. Якісна реакція на калій-катіони

До 1-2 мл калій хлориду додайте 2 мл розчину або сухого препарату натрій гексанітрокобальтату. Спостерігайте утворення жовтого осаду. Вміст пробірки розділіть на 4 частини: в 1 пробірку додайте 1 мл лугу, в 2 пробірку – розчин хлоридної кислоти, в 3 пробірку – розчин ацетатної кислоти. 4 пробірка залишається для порівняння. Зробіть висновок щодо умов відкриття калій-катіонів.

Дослід 3. Властивості магнію

Випробуйте відношення магнію до дії розведених хлоридної та нітратної кислот. Які гази виділяються при реакціях? Відповідь ствердіть рівняннями реакцій.

Дослід 4. Властивості кальцій оксиду

До невеликої кількості кальцій оксиду додайте 5 мл води. Що спостерігається? Які властивості має продукт реакції та як це

експериментально довести? Як в техніці називається реакція взаємодії кальцій оксиду з водою?

Дослід 5. Одержання подвійної солі магній-амоній фосфату

До 2-3 мл розчину магній хлориду додайте рівний об'єм розчину амоній гідроксиду. Додайте таку кількість амоній хлориду, щоб початково утворений осад розчинився. До утвореного розчину прилийте 2-3 краплі розчину Na_2HPO_4 . Що спостерігаєте? Складіть рівняння реакцій в молекулярній, іонній та скороченій іонній формі. Ця реакція використовується для якісного відкриття іонів магнію.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8

ВЛАСТИВОСТІ P-ЕЛЕМЕНТІВ

Контрольні питання і задачі

1. Хімічні властивості Сульфуру (взаємодія з Оксигеном, металами).
2. Окисні властивості розведеної та концентрованої сульфатної кислоти. На основі електронних рівнянь складіть рівняння реакції взаємодії Фосфору з нітратною кислотою.
3. Поясніть будову молекули азоту. Чому ця речовина має низьку хімічну активність?
4. Як проявляє себе сірководень в окисно-відновних реакціях? Чому? Складіть електронні і молекулярні рівняння реакцій взаємодії розчину сірководню: а) з хлором; б) з киснем.
5. У якій газоподібній сполуці Нітроген проявляє нижчий ступінь окиснення? Напишіть рівняння реакцій одержання цієї сполуки: а) при взаємодії амоній хлориду з кальцій гідроксидом; б) розкладання магній нітриду водою.

6. Чому нітритна кислота може проявляти як окисні, так і відновні властивості? На основі електронних рівнянь складіть рівняння реакцій взаємодії нітритної кислоти а) з бромною водою; б) з HI.

7. У чому полягає біологічна роль Фосфору? Наведіть формули солей найважливіших фосфорних добрив. Обчисліть вміст діючої речовини в простому та подвійному супрефосфаті.

8. Складіть рівняння реакцій, які потрібно провести для здійснення наступних перетворень: $Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Na [Al(OH)_4] \rightarrow Al (NO_3)_3$

9. У чому полягає біологічна роль Нітрогену? Наведіть формули солей найважливіших азотних добрив. Обчисліть вміст діючої речовини в амоніачній селітрі, карбаміді, амофосі, діамофосі.

10. Що представляє собою царська вода? Напишіть рівняння реакції розчинення золота у царській воді.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Якісна реакція на сульфат-іони

У пробірки з розчинами натрій сульфату, цинк сульфату додайте по 1 мл розчину барій хлориду. Що спостерігається? Перевірте розчинність утворених осадів в кислотах та лугах.

Дослід 2. Властивості сульфатної кислоти

а) У три пробірки налийте розбавленої сульфатної кислоти, додайте шматочки цинку, заліза, міді. Що відбувається в кожній з пробірок? Запишіть рівняння реакцій.

б) Отримайте нерозчинний гідроксид взаємодією солі купруму з лугом. До осаду купрум гідроксиду додайте розчин сульфатної кислоти. Що спостерігається? Запишіть рівняння реакції.

Дослід 3. Добування амоніаку

Приготуйте суміш рівних порцій кристалічного амоній хлориду та натронного вапна. Суміш помістіть у пробірку, закрийте її корком з газовідвідною трубкою. Пробірку закріпіть у штативі та обережно нагрівайте. Виділення амоніаку можна перевірити кількома способами: за запахом, за допомогою вологого лакмусового папірця.

Дослід 4. Властивості нітратної кислоти

а) В пробірку з 1 мл концентрованої нітратної кислоти опустіть мідний дріт (у витяжній шафі!). Спостерігайте виділення бурого газу нітроген оксиду.

б) У пробірку з розчином лугу додайте 2-3 краплі фенолфталеїну. Потім додавайте краплями розчин нітратної кислоти до зникнення забарвлення індикатора. Зробіть висновки на основі спостережень, запишіть рівняння реакції.

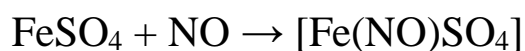
в) У пробірку з шматочком крейди долийте розчин нітратної кислоти. Що спостерігається? Запишіть рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 5. Якісні реакції на нітрат-іони

а) У фарфоровий тигель або чашку внесіть 1-2 краплі розчину дифеніламіну $(C_6H_5)_2NH$ та 1-2 краплі розчину $NaNO_3$. Утворене інтенсивне синє забарвлення є характерним для нітрат-іонів

б) Ферум (II) сульфат з нітрат-аніоном у концентрованій сульфатній кислоті утворює координаційну сполуку бурого кольору $[Fe(NO)SO_4]$ На краплинну пластинку помістіть краплю розчину NO_3^- -аніона, внесіть невеликий кристалик $FeSO_4$ і додайте краплю концентрованої

H_2SO_4 . Спостерігайте утворення бурого кільця навколо кристалика FeSO_4 .



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9

ВЛАСТИВОСТІ D-ЕЛЕМЕНТІВ

Контрольні питання та задачі

1. До якої родини елементів належить Ферум? Виходячи з будови атома, дайте загальну характеристику елементів VIII-Б підгрупи.
2. Для отримання хлору в лабораторії змішують манган (IV) оксид з натрій хлоридом за наявності концентрованої сульфатної кислоти. Складіть електронні та молекулярні рівняння цієї реакції.
3. Запишіть рівняння реакцій взаємодії Феруму з концентрованими кислотами (сульфатною, нітратною, соляною).
4. Складіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення наступних перетворень: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
5. Які оксиди і гідроксиди утворює Ферум? Який хімічний характер виявляють гідроксиди Феруму?
6. Складіть електронні і молекулярні рівняння реакцій взаємодії цинку: а) з розчином натрій гідроксиду, б) з концентрованою сульфатною кислотою, враховуючи відновлення сульфуру до нульового ступеня окиснення.

7. В чому полягає біологічне значення Феруму? Які солі феруму використовують в практиці сільського господарства? На якій властивості феруму заснована його дія в гемоглобіні ?

8. Якими якісними реакціями відкривають іони Феруму (II, III) в розчинах?

9. Складіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення наступних перетворень: $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{Cl} \rightarrow \text{AgCl}$

10. Зазначте біологічні функції Мангану як мікроелемента. Вкажіть найважливіші сполуки мангану, що використовують в практиці сільського господарства.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Відношення заліза до кислот

У три пробірки додайте по 2 мл розбавлених кислот – сульфатної, соляної та нітратної. В кожен пробірку опустіть залізо. Що спостерігається? Складіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 2. Окисно-відновні властивості феруму

а) До 1-2 мл розчину ферум (III) хлориду додайте такий же об'єм калій йодиду. Поясніть зміну забарвлення.

б) Налийте в пробірку 1-2 мл калій перманганату, додайте невелику кількість сульфатної кислоти та 2-3 мл розчину свіжоприготовленої солі феруму (II). Запишіть спостереження та рівняння реакцій дослідів а і б.

Дослід 3. Відкриття катіонів Fe^{2+}

До 2 мл свіжоприготовленого розчину феруму (II) сульфату долейте 1 мл розчину червоної кров'яної солі $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Спостерігайте утворення осаду турнбульової сині. Складіть рівняння реакції в молекулярній та іонній формах.

Дослід 4. Відкриття катіонів Fe^{3+}

- а) До 1 мл розчину феруму (III) хлориду долейте 1 мл розчину жовтої кров'яної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Спостерігайте утворення осаду «берлінської лазурі». Складіть відповідне рівняння реакції.
- б) До 2 мл розчину феруму (III) хлориду долейте 1 мл розчину калій або амоній роданіду (KCNS , NH_4CNS). Що спостерігається? Складіть рівняння реакції.
- в) Перевірте, чи можна в розчині червоної кров'яної солі відкрити іони Fe^{3+} за допомогою калій (амоній) роданіду. Результати дослідження поясніть.

Дослід 5. Хімічні властивості манган дигідроксиду

До розчину солі манган сульфату додайте трохи розчину їдкого натру. Якого кольору утворений осад? Чому він змінюється з часом? Добутий осад розділіть на 2 пробірки. В одну пробірку додайте розчин натрій гідроксиду, а в другу – розчин сульфатної кислоти. В якій пробірці осад розчиняється? Зробіть висновок про хімічний характер манган дигідроксиду і підтвердіть його рівнянням реакції.

Дослід 6. Добування кисню з калій перманганату

У суху пробірку помістіть декілька кристаликів калій перманганату. Вміст пробірки нагрійте до початку розкладання солі. Наявність кисню випробуйте внесенням у пробірку жевріючого променя (окрім кисню при реакції утворюється MnO_2 і K_2MnO_4). Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в рівнянні реакції розкладу калій перманганату.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Контрольні питання і задачі

1. Які сполуки називають комплексними? Наведіть приклади.

2. Визначте донор і акцептор у сполуках: $K[BF_4]$, $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$, $K_4[Fe(CN)_6]$.
3. Аргентум хлорид розчиняється в розчинах амоніаку та натрій тіосульфату. Дайте пояснення цим фактам і напишіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій.
4. Види ізомерії комплексних сполук. Наведіть приклади ізомерів комплексних сполук.
5. Напишіть рівняння дисоціації солей $K_3[Fe(CN)_6]$ і $NH_4Fe(SO_4)_2$ у водному розчині. До кожної з солей прилили розчин лугу. У якому випадку утворюється осад ферум (III) гідроксиду? Напишіть молекулярне та іонно-молекулярне рівняння реакції. Які комплексні сполуки називають подвійними солями?
6. Напишіть вирази для констант нестійкості комплексних іонів $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[PtCl_6]^{2-}$. Чому дорівнюють ступінь окиснення і координаційне число комплексоутворювачів в наведених іонах?
7. Відомо, що з розчину солі $CoCl_3 \cdot 6NH_3$ аргентум нітрат виділяє весь хлор, а з розчину $CoCl_3 \cdot 5NH_3$ тільки $2/3$ його. Складіть координаційні формули цих солей і рівняння їх дисоціації.
8. Чи випаде осад аргентум галогеніду, якщо додати до 1 л розчину галогеніду додати 1 л 1 М розчин амоніаку: а) $1 \cdot 10^{-5}$ моль KBr ; б) $1 \cdot 10^{-5}$ моль KI ; $DP AgBr = 6 \cdot 10^{-13}$, $DP AgI = 1,1 \cdot 10^{-16}$
9. Що називають комплексоутворювачем, лігандами, внутрішньою та зовнішньою сферою комплексів?
10. Назвіть найважливіші комплексні сполуки, що мають біологічне значення.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Добування комплексних солей

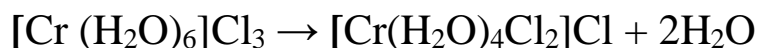
Додайте в пробірку 2 мл розчину мідного купоросу і додавайте краплями розчин амоніаку. Спочатку випаде осад основної солі, а при наступному додаванні амоніаку осад розчиняється і утворюється темно-синій розчин комплексної солі. Додайте до цієї солі розчин їдкого натру. Запишіть спостереження та відповідні рівняння реакцій.

Дослід 2. Порівняння характеру дисоціації подвійних і комплексних солей

Для визначення іонів феруму в солях $KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ і $K_3[Fe(CN)_6]$ до розчину цих солей додайте кілька крапель реактиву амоній роданіду. За наявності Fe^{3+} розчин стане червоним. Складіть схеми дисоціації даних солей.

Дослід 3. Гідратна ізомерія хром (III) хлориду

Декілька кристаликів $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ розчиніть у воді за наявності розчину $SnCl_2$. Розчин нагрівайте 3-5 хвилин і спостерігайте зміну забарвлення, зумовлену перебудовою комплексу:



Дослід 4. Окиснення-відновлення комплексних сполук

Окиснення $Fe(II)$ в іоні $[Fe(CN)_6]^{4-}$ до $[Fe(CN)_6]^{3-}$. До 2-3 мл хлорної води долейте 2-3 краплі розчину калій гексаціаноферату (II) $K_4[Fe(CN)_6]$. Розчин прокип'ятіть для вилучення хлору, що не вступив у реакцію. Після вилучення хлору відкрийте в розчині утворений іон $[Fe(CN)_6]^{3-}$ додаванням кристалів $FeSO_4$. Складіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.

Дослід 5. Руйнування комплексних іонів

Приготуйте розчин аміаку міді, доливаючи надлишок NH_4OH до 1 мл $CuSO_4$ (до розчинення утвореного на початку осаду). Добутий розчин розділіть на дві частини: до першої додайте NH_4OH , до іншої - Na_2S . Що спостерігаєте? Поясніть результати дослідів, виходячи із значень добутку розчинності та константи нестійкості комплексного іона.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Загальна хімія : лабораторний практикум для здобувачів вищої освіти спеціальностей 102 "Хімія", 226 "Фармація, промислова фармація" та спеціальностей 091 "Біологія та біохімія" і 162 "Біотехнологія і біоінженерія" / уклад.: Т. О. Кіосе, Л. А. Раскола, Т. Л. Ракитська. – Дніпро : Журфонд, 2023. – 266 с.
2. Загальна хімія : навч.-метод. посіб. / П. В. Вакулюк та ін. ; Нац. ун-т "Києво-Могилян. акад.". Київ : НаУКМА, 2021. 274 с
3. Ткачук Г.С. Загальна хімія : навч. посібник. Хмельницький: ХНУ, 2020. 287с.
4. Ракитська Т. Л. Загальна хімія : навч. посіб. / Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова ; Ф-т хімії та фармації. Одеса : ОНУ, 2020. 292 с.
5. **Загальна хімія**: навчальний посібник для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня спеціальностей «Професійна освіта. Аграрне виробництво, переробка сільськогосподарської продукції та харчові технології», «Екологія», «Агрономія» / укл.: Потапенко Е.В., Ісаєнко І.П. Полтава: Вид-во ДЗ «ЛНУ імені Тараса Шевченка», 2024. 113 с.
6. Загальна та неорганічна хімія : методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт для здобувачів вищої освіти ступеня «бакалавр» спеціальності 162 – «Біотехнологія та біоінженерія» денної форми навчання/ уклад. Л. М. Гирля. Миколаїв : МНАУ, 2020. 56 с.
7. Загальна та неорганічна хімія : метод. вказівки до виконання лабор. робіт / М. В. Хитрич, О. Е. Марцинко. – Одеса, 2021. – 60 с. Рекомендовано до друку вченою радою факультету хімії та фармації ОНУ імені І. І. Мечникова.

ДОДАТКИ

Додаток 1

Формули деяких кислот, назви їх аніонів

Формула кислоти	Назва кислоти	Аніон	Назва аніону
Безоксигенні			
HF	Фторидна(плавикова)	F ⁻	Фторид
HCl	Хлоридна(соляна)	Cl ⁻	Хлорид
HBr	Бромідна	Br ⁻	Бромід
HI	Йодидна	I ⁻	Йодид
HCN	Ціанідна(синильна)	CN ⁻	Ціанід
HCNS	Тіоціанідна(роданиста)	SCN ⁻	Роданід(тіоціанат)
H ₂ S	Сірководнева	S ²⁻	Сульфід
		HS ⁻	Гідрогенсульфід
Оксигенвмісні			
CH ₃ COOH	Ацетатна	CH ₃ COO ⁻	Ацетат
HBO ₂	Метаборна	BO ₂ ⁻	Метаборат
H ₃ BO ₃	Ортоборна	[B(OH) ₄] ⁻	Борат
H ₂ CO ₃	Карбонатна(Вугільна)	CO ₃ ²⁻ HCO ₃ ⁻	Карбонат Гідрогенкарбонат
H ₂ SiO ₃	Силікатна	SiO ₃ ²⁻ HSiO ₃ ⁻	Силікат Гідрогенсилікат
H ₂ SO ₃	Сульфитна(Сірчиста)	SO ₃ ²⁻ HSO ₃ ⁻	Сульфит Гідрогенсульфит
H ₂ SO ₄	Сульфатна(Сірчана)	SO ₄ ²⁻ HSO ₄ ⁻	Сульфат Гідрогенсульфат
HNO ₂	Нітритна(Азотиста)	NO ₂ ⁻	Нітрит
HNO ₃	Нітратна(Азотна)	NO ₃ ⁻	Нітрат
HPO ₃	Метафосфатна (метафосфорна)	PO ₃ ⁻	Метафосфат
H ₃ PO ₄	Ортофосфатна (ортофосфорна)	PO ₄ ³⁻ HPO ₄ ²⁻ H ₂ PO ₄ ⁻	Ортофосфат Гідрогенортофосфат Дигідрогенорто-фосфат
H ₄ P ₂ O ₇	Дифосфатна (пірофосфатна)	P ₂ O ₇ ⁴⁻ HP ₂ O ₇ ³⁻	Дифосфат (пірофосфат) Гідрогендифосфат
HClO	Хлорнуватиста	ClO ⁻	Гіпохлорит
HClO ₂	Хлориста	ClO ₂ ⁻	Хлорит
HClO ₃	Хлорнувата	ClO ₃ ⁻	Хлорат
HClO ₄	Хлорна	ClO ₄ ⁻	Перхлорат
HMnO ₄	Марганцева	MnO ₄ ²⁻	Перманганат
H ₂ MnO ₄	Марганцевиста	MnO ₄ ²⁻ HMnO ₄ ⁻	Манганат Гідрогенманганат
H ₂ CrO ₄	Хромова	CrO ₄ ²⁻ HCrO ₄ ⁻	Хромат Гідрогенхромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихромова	Cr ₂ O ₇ ²⁻ HCr ₂ O ₇ ⁻	Дихромат Гідрогендихромат

Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва

PERIODIC SYSTEM OF ELEMENTS D. I. MENDELĚEV										VIII															
I	1									2	VII														
	1	H 1.0079 ГІДРОГЕН 1s 1									2	1s He 4.0026 ГЕЛІЙ	Символ елемента Атомний номер Розподіл електронів по підрівнях, що забудовуються Атомна маса Назва елемента												
II	2	Li 6.941 ЛІТІЙ 2s 3	Be 9.0122 БЕРИЛІЙ 2s 4	5	III	B 10.811 БОР 2s 2p 5	6	IV	C 12.011 КАРБОН 2s 2p 6	7	V	N 14.007 НІТРОГЕН 2s 2p 7	8	VI	O 15.999 ОКСИГЕН 2s 2p 8	9	VII	F 18.998 ФЛУОР 2s 2p 9	10	Ne 20.179 НЕОН 2s 2p 10					
III	3	Na 22.990 НАТРІЙ 3s 11	Mg 24.305 МАГНІЙ 3s 12	13	III	Al 26.982 АЛЮМІНІЙ 3s 3p 13	14	IV	Si 28.086 СИЛІЦІЙ 3s 3p 14	15	V	P 30.974 ФОСФОР 3s 3p 15	16	VI	S 32.066 СУЛЬФУР 3s 3p 16	17	VII	Cl 35.453 ХЛОР 3s 3p 17	18	Ar 39.948 АРГОН 3s 3p 18					
IV	4	K 39.098 КАЛІЙ 4s 19	Ca 40.078 КАЛЬЦІЙ 4s 20	21	IV	Sc 44.956 СКАНДІЙ 3d 4s 21	22	V	Ti 47.88 ТИТАН 3d 4s 22	23	VI	V 50.942 ВАНАДІЙ 3d 4s 23	24	VII	Cr 51.996 ХРОМ 3d 4s 24	25	VIII	Mn 54.938 МАНГАН 3d 4s 25	26	Fe 55.847 ФЕРУМ 3d 4s 26	27	Co 58.933 КОБАЛЬТ 3d 4s 27	28	Ni 58.69 НИКЕЛЬ 3d 4s 28	
	5	Cu 63.546 КУПРУМ 3d 4s 29	Zn 65.39 ЦИНК 3d 4s 30	31	V	Ga 69.723 ГАЛІЙ 4s 4p 31	32	VI	Ge 72.59 ГЕРМАНІЙ 4s 4p 32	33	VII	As 74.922 АРСЕН 4s 4p 33	34	VIII	Se 78.96 СЕЛЕН 4s 4p 34	35	VIII	Br 79.904 БРОМ 4s 4p 35	36	Kr 83.80 КРИПТОН 4s 4p 36					
V	6	Rb 85.468 РУБІДІЙ 5s 37	Sr 87.62 СТРОНЦІЙ 5s 38	39	V	Y 88.906 ІТРІЙ 4d 5s 39	40	VI	Zr 91.224 ЦИРКОНІЙ 4d 5s 40	41	VII	Nb 92.906 НІОБІЙ 4d 5s 41	42	VIII	Mo 95.94 МОЛІБДЕН 4d 5s 42	43	VIII	Tc [99] ТЕХНЕЦІЙ 4d 5s 43	44	VIII	Ru 101.07 РУТЕНІЙ 4d 5s 44	45	Rh 102.91 РОДІЙ 4d 5s 45	46	Pd 106.42 ПАЛАДІЙ 4d 5s 46
	7	Ag 107.87 АРГЕНТУМ 4d 5s 47	Cd 112.41 КАДМІЙ 4d 5s 48	49	VI	In 114.82 ІНДІЙ 5s 5p 49	50	VII	Sn 118.71 СТАНУМ 5s 5p 50	51	VIII	Sb 121.75 СТИБІЙ 5s 5p 51	52	VIII	Te 127.60 ТЕЛУР 5s 5p 52	53	VIII	I 126.90 ЙОД 5s 5p 53	54	Xe 131.29 КСЕНОН 5s 5p 54					
VI	8	Cs 132.91 ЦЕЗІЙ 6s 55	Ba 137.33 БАРІЙ 6s 56	57	VI	La 138.91 ЛАНТАН 5d 6s 57	72	VII	Hf 178.49 ГАФНІЙ 5d 6s 72	73	VIII	Ta 180.95 ТАНАЛ 5d 6s 73	74	VIII	W 183.85 ВОЛЬФРАМ 5d 6s 74	75	VIII	Re 186.21 РЕНІЙ 5d 6s 75	76	VIII	Os 190.2 ОСМІЙ 5d 6s 76	77	Ir 192.22 ІРИДІЙ 5d 6s 77	78	Pt 195.08 ПЛАТИНА 5d 6s 78
	9	Au 196.97 АУРУМ 5d 6s 79	Hg 200.59 МЕРКУРІЙ 5d 6s 80	81	VII	Tl 204.38 ТАЛІЙ 6s 6p 81	82	VIII	Pb 207.2 ПЛЮМБУМ 6s 6p 82	83	VIII	Bi 208.98 БІСМУТ 6s 6p 83	84	VIII	Po [209] ПОЛОНІЙ 6s 6p 84	85	VIII	At [210] АСТАТ 6s 6p 85	86	VIII	Rn [222] РАДОН 6s 6p 86				
VII	10	Fr [223] ФРАНЦІЙ 7s 87	Ra 226.03 РАДІЙ 7s 88	89	VIII	Ac [227] АКТИНІЙ 6d 7s 89	104	VIII	Rf [261] РЕЗЕРФОРДІЙ 6d 7s 104	105	VIII	Db [262] ДУБНІЙ 6d 7s 105	106	VIII	Sg [263] СІБОРГІЙ 6d 7s 106	107	VIII	Bh [262] БОРІЙ 6d 7s 107	108	VIII	Hs [265] ГАСІЙ 6d 7s 108	109	Mt [266] МАЙТНЕРІЙ 6d 7s 109	110	Uun УНУННІЛІЙ
* ЛАНТАНОЇДИ																									
		Ce 58 140.12 4f 5d 6s ЦЕРІЙ	Pr 59 140.91 4f 6s ПРАЗЕОДИМ	Nd 60 144.24 4f 6s НЕОДИМ	Pm 61 [144] 4f 6s ПРОМЕТІЙ	Sm 62 150.36 4f 6s САМАРІЙ	Eu 63 151.96 4f 6s ЄВРОПІЙ	Gd 64 157.25 4f 5d 6s ГАДОЛІНІЙ	Tb 65 158.93 4f 6s ТЕРБІЙ	Dy 66 162.50 4f 6s ДИСПРОЗІЙ	Ho 67 164.93 4f 6s ГОЛЬМІЙ	Er 68 167.26 4f 6s ЕРБІЙ	Tm 69 168.93 4f 6s ТУЛІЙ	Yb 70 173.04 4f 6s ІТЕРБІЙ	Lu 71 174.97 4f 5d 6s ЛЮТЕЦІЙ										
** АКТИНОЇДИ																									
		Th 90 232.04 6d 7s ТОРІЙ	Pa 91 [231] 5f 6d 7s ПРОТАКТИНІЙ	U 92 238.03 5f 6d 7s УРАН	Np 93 [237] 5f 6d 7s НЕПТУНІЙ	Pu 94 [244] 5f 7s ПЛУТОНІЙ	Am 95 [243] 5f 7s АМЕРИЦІЙ	Cm 96 [247] 5f 6d 7s КЮРІЙ	Bk 97 [247] 5f 6d 7s БЕРКЛІЙ	Cf 98 [251] 5f 7s КАЛІФОРНІЙ	Es 99 [252] 5f 7s ЕЙНШТЕЙНІЙ	Fm 100 [257] 5f 7s ФЕРМІЙ	Md 101 [258] 5f 7s МЕНДЕЛІВІЙ	No 102 [259] 5f 7s НОБЕЛІЙ	Lr 103 [260] 5f 6d 7s ЛОУРЕНСІЙ										

Розчинність кислот, солей і основ у воді

Катіони	Аніони												
	<i>OH</i>	<i>F</i> ⁻	<i>Cl</i> ⁻	<i>Br</i> ⁻	<i>I</i> ⁻	<i>S</i> ²⁻	<i>SO</i> ₃ ²⁻	<i>SO</i> ₄ ²⁻	<i>NO</i> ₃ ⁻	<i>PO</i> ₄ ³⁻	<i>CO</i> ₃ ²⁻	<i>SiO</i> ₃ ²⁻	<i>CH</i> ₃ <i>CO</i> <i>O</i> ⁻
<i>H</i> ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	В	Р
<i>NH</i> ₄ ⁺	-	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
<i>Na</i> ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
<i>K</i> ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
<i>Mg</i> ²⁺	М	В	Р	Р	Р	Р	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Ca</i> ²⁺	М	В	Р	Р	Р	М	В	М	Р	В	В	В	Р
<i>Ba</i> ²⁺	Р	М	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	В	В	В	Р
<i>Al</i> ³⁺	В	М	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	-	В	М
<i>Cr</i> ³⁺	В	В	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	-	В	Р
<i>Zn</i> ²⁺	В	М	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Mn</i> ²⁺	В	М	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Co</i> ²⁺	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Ni</i> ²⁺	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Fe</i> ²⁺	В	В	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Fe</i> ³⁺	В	В	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Cd</i> ²⁺	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Hg</i> ²⁺	-	-	Р	М	В	В	В	Р	Р	В	В	-	Р
<i>Cu</i> ²⁺	В	В	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Ag</i> ⁺	-	Р	В	В	В	В	В	М	Р	В	В	В	Р
<i>Sn</i> ²⁺	В	Р	Р	Р	Р	В	-	Р	-	В	-	-	Р
<i>Pb</i> ²⁺	В	В	М	М	В	В	В	В	Р	В	В	В	Р

Р – розчинна речовина (розчинність понад 1 г речовини у воді масою 100 г)

М – малорозчинна речовина (у воді масою 100 г розчиняється речовина масою від 0,1 г до 1 г)

В – важкорозчинна речовина (у воді масою 100 г розчиняється менше 0,1 г речовини)

„-“ - речовина не існує, або розкладається водою

Стандартні ентальпії утворення деяких речовин

Речовина	Агрегатний стан	ΔH^0_{298} кДж/моль
H ₂	<u>Газ</u>	0
H ₂ O	<u>Газ</u>	-241,8
H ₂ O	<u>Рідина</u>	-285,8
HCl	<u>Газ</u>	-92,3
NH ₃	<u>Газ</u>	-46,2
C(графіт)	Крист.	0
C(алмаз)	Крист.	1,828
CO	<u>Газ</u>	-110,5
CO ₂	<u>Газ</u>	-393,5
CH ₄	<u>Газ</u>	-74,9
C ₂ H ₄	<u>Газ</u>	52,28
C ₂ H ₂	<u>Газ</u>	265,8
C ₂ H ₆	<u>Газ</u>	-80,7
C ₂ H ₅ OH	<u>Рідина</u>	-277,6
C ₆ H ₆	<u>Рідина</u>	49,4
C ₆ H ₁₂ O ₆	Крист.	-1273,0
CH ₃ COOH	<u>Рідина</u>	-487,0
Fe ₂ O ₃	Крист.	-821,32
Fe ₃ O ₄	Крист.	-1117,0
Al ₂ O ₃	Крист.	-1675,0

**Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем у водних розчинах
при 25°C**

Елемент	Електродний процес	E°, В
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,04
K	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,93
Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,71
Cs	$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$	-2,92
Rb	$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$	-2,93
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,87
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-1,85
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-2,36
Mn	$\text{Mn}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,17
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
Zn	$\text{Zn}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76
Cr	$\text{Cr}^{+3} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cr}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$	+1,33
Fe	$\text{Fe}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{+3} + 1\bar{e} = \text{Fe}^{+2}$	+0,77
Cd	$\text{Cd}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,40
Ni	$\text{Ni}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,28
Sn	$\text{Sn}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{+4} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{+2}$	+0,15
Pb	$\text{Pb}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{+4} + 2\bar{e} = \text{Pb}^{+2}$	+1,69
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+$	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
H	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	+0,00
Cu	$\text{Cu}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	+0,52
Hg	$\text{Hg}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	+0,85
	$\text{Hg}_2^{+2} + 2\bar{e} = 2\text{Hg}$	+0,79
Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+0,80
S	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
Cl_2	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	+1,36
Br_2	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$	+1,07
I_2	$\text{I}_2 + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$	+0,54
O_2	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
Au	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	+1,50
Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$	+0,99
$1/2\text{F}_2$	$1/2\text{F}_2 + \bar{e} = \text{F}^-$	+2,87

Навчальне видання

ЗАГАЛЬНА ТА ОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні рекомендації

Укладач:

Гирля Людмила Миколаївна

Формат 60 x 84 /16 . Ум. друк. арк. 2,75

Тираж 10 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. 2013р.