

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

**Факультет агротехнологій**

*Кафедра ґрунтознавства та агрохімії*

**ХІМІЯ**

методичні рекомендації для виконання лабораторних робіт  
здобувачами першого (бакалаврського) рівня вищої освіти ОПП  
«Агроінженерія» спеціальності 208 – «Агроінженерія»  
денної форми здобуття вищої освіти

**Миколаїв**

**2024**

УДК 54

X46

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій, Миколаївського національного аграрного університету від 16.05. 2024 р., протокол № 11.

Укладач:

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

Рецензенти:

О. А. Цвях – завідувачка кафедрою фізичної культури та спорту, канд. біол. наук, доцент, Миколаївський національний університет імені В. О. Сухомлинського;

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.....	6
Модуль 1 «Основні поняття та закони хімії»	

Лабораторна робота 1. Класи неорганічних сполук.....	9
Лабораторна робота 2. Об'ємне визначення молярної маси еквівалента металу.....	12
Лабораторна робота 3. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага.....	15

### Модуль 2 «Розчини»

Лабораторна робота 4. Приготування розчинів певної концентрації.....	20
Лабораторна робота 5. Встановлення концентрації кислот і лугів титруванням.....	23
Лабораторна робота 6. Розчини електролітів. Реакції іонного обміну.....	27
Лабораторна робота 7. Гідроліз солей .....	30

### Модуль 3 «Реакції окиснення-відновлення. Основи електрохімії»

Лабораторна робота 8. Окисно-відновні реакції.....	33
Лабораторна робота 9. Загальні властивості металів. Корозія металів....	35
Лабораторна робота 10. Гальванічні елементи. Електроліз.....	38

### Модуль 4 «Хімія елементів»

Лабораторна робота 11. Встановлення загальної твердості води.....	41
Лабораторна робота 12. Властивості р - елементів.....	44
Лабораторна робота 13. Властивості d - елементів.....	48
Лабораторна робота 14. Комплексні сполуки.....	51

Рекомендована література.....	54
Додатки.....	56

## ПЕРЕДМОВА

Хімія належить до фундаментальних природничих наук і вивчає склад, будову, властивості та перетворення речовин. Метою вивчення хімії є забезпечення здобувачів вищої освіти основами знань із загальної хімії, що допоможуть їм добре засвоїти профільюючі дисципліни, а в практичній роботі сприятимуть розумінню хімічних аспектів використання різних матеріалів, металів та сплавів у конструюванні машин і механізмів, поведінки металів та сплавів у процесі експлуатації сільськогосподарської техніки, використання різних засобів захисту від корозії і збільшення довговічності використання техніки. В процесі вивчення хімії у здобувачів вищої освіти формується науковий світогляд, розвивається теоретичне мислення, здатність аналізувати явища і застосовувати хімічні закони в сучасній техніці. Весь навчальний курс розбито на чотири модулі. Успішне засвоєння курсу хімії здобувачами вищої освіти передбачає відвідування лекцій, самостійну роботу з літературою, а також виконання лабораторних робіт. На лабораторних заняттях здобувачі вищої освіти поглиблюють теоретичні знання і набувають навиків проведення хімічного експерименту. Ретельне виконання хімічних дослідів дає можливість переконатися у правильності того чи іншого теоретичного положення. Пропоновані методичні рекомендації видані з метою надати допомогу при виконанні лабораторних робіт з хімії здобувачами вищої освіти. Методичні рекомендації містять опис лабораторних робіт, порядок виконання практикуму, правила роботи в хімічній лабораторії, контрольні питання й задачі, на які необхідно звернути увагу при підготовці до виконання лабораторної роботи.

## РЕЙТИНГОВА СИСТЕМА КОНТРОЛЮ ЗНАНЬ

Курс «ХІМІЯ»

Спеціальність 208«Агроінженерія»

Структура курсу: Лекції - 38 годин

Лабораторні роботи - 38 годин

Самостійна робота -14 годин

Залік

### Рейтингова оцінка знань здобувачів вищої освіти з дисципліни «Хімія»

№ п/п	Вид контролю знань	Рейтинг модулів (бали)				За семестр <i>макс/мін</i>
		1 модуль	2 модуль	3 модуль	4 модуль	
1	Захист лабораторних робіт	15	15	15	15	60
		9	9	9	9	36
2	Виконання завдань самостійної роботи та розв'язання задач	5	5	5	5	20
		3	3	3	3	12
3	Контрольна робота	5	5			10
		3	3			6
4	Колоквіум			5	5	10
				3	3	6
	<b>ВСЬОГО за семестр</b>	25	25	25	25	<b>100</b>
		15	15	15	15	<b>60</b>

## ПРО ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ ПРАКТИКУМУ

Лабораторні заняття з хімії проводяться згідно з планом, з яким здобувачі вищої освіти знайомляться на першому занятті. Теми занять присвячені основним розділам теоретичного курсу дисципліни – властивості розчинів; періодичний закон Д. І. Менделєєва; закономірності перебігу хімічних реакцій; окисно – відновні процеси; загальні властивості металів; корозія металів та захист металів від корозії; хімія окремих 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 у методичному посібнику.

Підготовка до лабораторного заняття включає:

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

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

в) знайомство з методикою проведення лабораторної роботи.

Студенти, які з тих чи інших причин не виконали чергову лабораторну роботу, зобов'язані відпрацювати її за установленим в лабораторії графіком.

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

**Протокол №** \_\_\_\_\_

Дата виконання роботи \_\_\_\_\_

**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. У зв'язку з тим, що в хімічній лабораторії доводиться працювати з розчинами кислот, лугів, отруйними

речовинами, необхідно суворо дотримуватися правил техніки безпеки та певного порядку виконання роботи:

1. Студентам дозволяється працювати тільки в присутності викладача або лаборанта.
2. Робоче місце, закріплене за студентом, необхідно тримати в зразковій чистоті. Реактиви, що випадково проліті або просипані на столі чи підлозі, необхідно негайно прибрати.
3. Не захарашувати робоче місце непотрібними в даний момент речами (портфелями, головними уборами тощо).
4. Категорично забороняється проводити досліди, що не відносяться до лабораторної роботи, без погодження з викладачем.
5. При користуванні реактивами необхідно дотримуватися охайності:
  - а) усі склянки з розчинами, склянки з сухими реактивами слід тримати закритими, відкривати їх тільки під час користування;
  - б) закриваючи склянки, не плутати корків, 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 поверхні 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 певною 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 та від людей, які 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 слід вимити посуд, прибрати робоче місце.

## МОДУЛЬ 1 «ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ»

### ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

### КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

#### 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:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{MgO}$ ? 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:  $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$ ,  $\text{MgOHCl}$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .
8. Принципи наукової номенклатури неорганічних сполук. Назвіть за цією номенклатурою наступні речовини:  
 $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ ,  $\text{K}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SnO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SnO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ .
9. Властивості солей, способи їх добування. Напишіть відповідні рівняння реакцій.
10. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:  
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})\text{Cl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Дослід № 1. Добування оксидів** а) Візьміть тонку мідну пластинку тигельними 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 нагрівайте його 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 трохи 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 (III) хлориду, а в другу - розчин солі нікелю (II). В кожен 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. Краплями в кожен пробірку добавте розчин лугу до утворення осаду (муті). Вміст кожної пробірки (осад разом з рідиною) розділіть на 2 частини. В перші дві пробірки

налийте по 1 мл сульфатної кислоти, в дві інші - розчин лугу до повного розчинення осадів.

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

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

### ОБ'ЄМНЕ ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ

#### 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 :  $Al_2S_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $CH_3COOH$ ,  $Ba(OH)_2$ .
8. Обчисліть об'єми еквівалентів водню і кисню (н.у).
9. Обчисліть молярну масу еквівалента кальцію, якщо 8г металу при спалюванні утворюють 11,2 г кальцій оксиду.
10. На нейтралізацію 2,25 г 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

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. До верхнього кінця бюретки через корок з гумовою трубкою приєднується пробірка 5. В бюретці знаходиться вода. Перед початком роботи перевірте прилад на герметичність. Для цього закрийте пробірку 5 корком, 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 колишнє 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, загорнутий 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 у лійку 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.

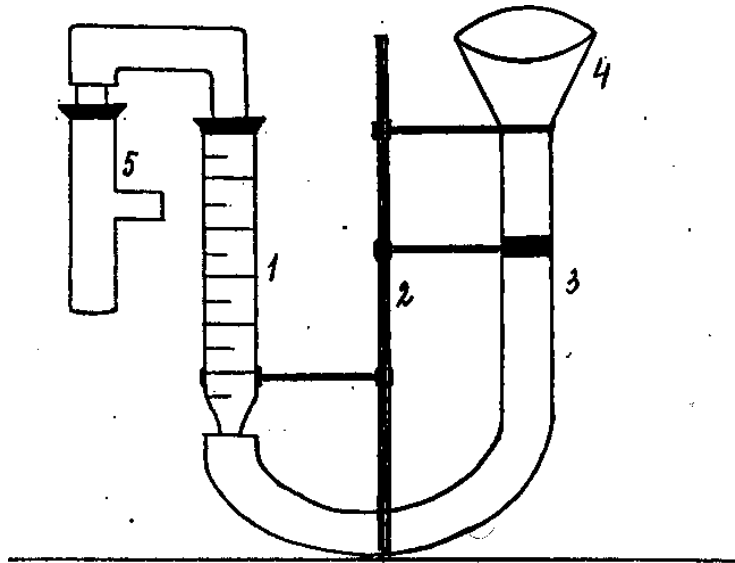


Рис.1. Прилад для вимірювання молярної маси еквівалента металу

3. Абсолютна температура  $T^\circ$ , 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

I. 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

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

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

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

### ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

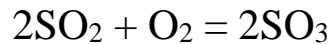
#### ХІМІЧНА КІНЕТИКА. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

##### 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. Як 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:  $N_2 + O_2 = 2NO, \Delta H > 0$ ;  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3, \Delta H < 0$   
Як зміститься рівновага кожної з реакцій, якщо  
а) підвищити температуру;

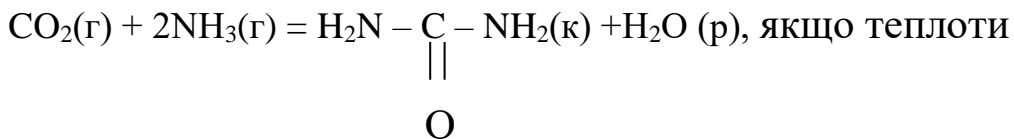
б) зменшити тиск ?

8. Запишіть математичний вираз для швидкості прямої реакції



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

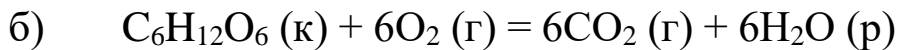
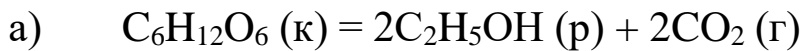
9. Обчисліть тепловий ефект процесу синтезу сечовини



утворення 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 Гесса 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  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Під час роботи циліндри не плутати! Воду набирайте в окремий циліндр.

Візьміть 3 пробірки, пронумеруйте їх. В першу налейте 2 мл розчину натрій 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 опалесценції в пробірці виключіть секундомір і запишіть час утворення муті. Відносну швидкість реакції обчисліть як величину, обернену до часу, витраченому на утворення муті 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 зі склянки 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. За отриманими даними побудуйте графік залежності відносної швидкості реакції від температури та зробіть висновок про вплив температури на швидкість хімічної реакції.

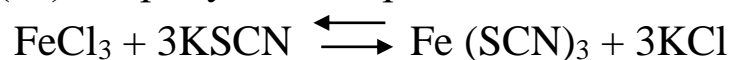
Таблиця 2

Залежність швидкості реакції від температури

№ досліду	Об'єм розчину, мл		Температура, °C	Час утворення мути, сек.	Відносна швидкість реакції, (1/t), сек. <sup>-1</sup>
	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>			
1					
2					
3					

### Дослід 3. Зміщення хімічної рівноваги

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



Сполука Fe(SCN)<sub>3</sub> забарвлена в інтенсивно-червоний колір, FeCl<sub>3</sub> - 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 другу пробірку додайте 2-3 краплі концентрованого розчину ферум (III) хлориду, в третю - 2-3 краплі розчину калій роданіду, в четверту - небагато кристалічного калій хлориду. Вміст пробірок перемішайте і порівняйте їх забарвлення із забарвленням контрольного розчину у першій пробірці. Що спостерігається?

Таблиця 3

Зміщення хімічної рівноваги залежно від концентрації  
добавленого реактиву

Номер пробірки	Добавлений реактив	Зміна інтенсивності забарвлення (посилення, послаблення)	Напрямок зміщення рівноваги (вліво, вправо)
1	FeCl <sub>3</sub>		
2	KSCN		
3	KCl		

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

## МОДУЛЬ 2 «РОЗЧИНИ»

### 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.
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  $0,2 \text{ л } 8 \cdot 10^{-5} \text{ н. розчину цинк сульфату}$ , а на 1 га вирощують 3000 кущів винограду.
6. Обчисліть молярну концентрацію 10% розчину їдкого натру ( $\rho = 1,115 \text{ г/см}^3$ ).
7. Визначте молярну концентрацію та молярну частку розчиненої речовини в 35 % (за масою) розчині 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 за нагрівання 300 г амоній хлориду. Яка маса солі виділиться з розчину при охолодженні його до  $50^{\circ}\text{C}$ , якщо розчинність солі за цієї температури дорівнює 50 г в 100 г води.

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Ця робота складається з двох взаємопов'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 NaCl 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 NaCl 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  $\text{CuSO}_4$  \*

$5\text{H}_2\text{O}$  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

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

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 3л 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**  
**ВСТАНОВЛЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ КИСЛОТ І ЛУГІВ**  
**ТИТРУВАННЯМ**

**Контрольні питання та задачі**

1. Що називають титруванням?
2. Які реакції лежать в основі кислотно-основного титрування?
3. Що таке титровані розчини?
4. Як приготувати титрований розчин в ацидиметрії, алкаліметрії?
5. Що представляє собою точка еквівалентності та як її визначають?
6. На основі якого закону визначають масу аналізованої речовини при титруванні?
7. Який об'єм розчину HCl з масовою часткою 20% (густина розчину  $1,093 \text{ г/см}^3$ ) потрібен для приготування 5 л розчину молярної концентрації еквівалента  $0,1 \text{ моль/дм}^3$ ?
8. При визначенні точної концентрації робочого розчину NaOH на титрування  $10 \text{ см}^3$   $0,1005 \text{ М}$  розчину HCl витратили  $10,97 \text{ см}^3$  розчину лугу. Розрахуйте молярну концентрацію речовини еквівалента NaOH у розчині.
9. Визначити молярну концентрацію еквівалента розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6,5% (густина розчину  $1,040 \text{ г/см}^3$ ).
10. Визначити молярну концентрацію еквівалента KOH у розчині, якщо на титрування  $15,00 \text{ см}^3$  цього розчину витратили  $18,70 \text{ см}^3$  розчину хлоридної кислоти ( $\rho_{\text{HCl}} = 0,002864 \text{ г/см}^3$ ).

## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

В основі кислотно – основного титрування лежить з'єднання протонів  $H^+$  і гідроксид – іонів з утворенням малодисоційованих молекул води. Користуючись титрованими розчинами лугів, визначають кількість або концентрацію кислот (алкаліметрія), за допомогою розчинів кислот знаходять концентрацію лугів (ацидиметрія). Реакція нейтралізації не супроводжується зовнішнім ефектом, наприклад, зміна забарвлення розчину, тому точку еквівалентності визначають за допомогою індикаторів. У даній роботі маса луку (концентрація) визначається за титрування його стандартизованим розчином хлоридної кислоти. Перед виконанням роботи ознайомтеся з вимірювальним посудом: бюреткою, колбою для титрування, мірною колбою, піпеткою.

Отримайте у викладача певну кількість луку. Перелийте його у мірну колбу, доведіть розчин до позначки дистильованою водою і ретельно перемішайте. Підготуйте бюретку для роботи, для цього сполосніть бюретку робочим розчином кислоти. За допомогою лійки налейте в бюретку кислоти вище нульової позначки. Заповніть відтягнуту частину бюретки розчином так, щоб у ній не залишилося повітря. Визначте ціну поділки на бюретці.

За допомогою піпетки перенесіть 10 мл розчину луку в колбу для титрування. Нема потреби видувати останні краплі рідини з піпетки. При калібруванні піпетки позначку наносять з урахуванням того, що при вільному витіканні рідини трохи її залишається на стінках піпетки. В колбу для титрування додайте 1-2 краплі метилоранжу.



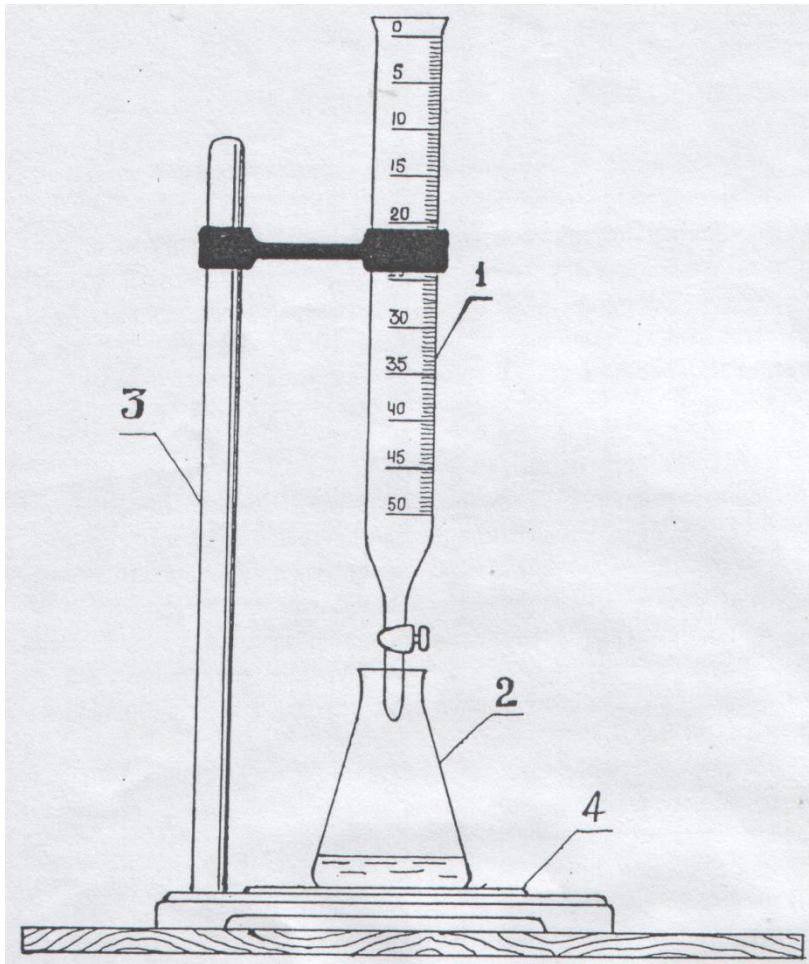


Рис.2. Прилад для титрування

1. Бюретка
2. Конічна колба з аналізованим розчином
3. Штатив
4. Аркуш білого паперу

Для зручності титрування використовують «свідок». Для цього в склянку або вільну колбу наливають дистильованої води в кількості, приблизно рівній об'єму рідини для титрування. Додають до води стільки ж крапель індикатора (в даному разі метилоранжу), скільки їх буде взято для титрування і доливають 1 – 2 краплі кислоти, що зумовлює слабкий рожевий колір розчину. Приготовлений таким чином «свідок» використовують як зразок при титруванні. Забарвлення аналізованого розчину і «свідка» мають бути однакові.

На основу штатива покладіть білий аркуш, підставте колбу з розчином лугу і починайте титрувати. Відтягуючи скляну кульку в гумовій трубці однією рукою, а другою весь час перемішуючи розчин, додавайте кислоти до змінення забарвлення індикатора в колбі. Перше титрування вважайте орієнтовним. Визначаючи об'єм кислоти, витрачений на титрування за бюреткою, тримайте рівень ока на нижньому меніску кислоти в бюретці. Титрування повторюйте до отримання відтворюваних результатів, тобто поки підрахунки будуть відрізнятися не більше ніж на 0,2 мл. Результати титрування, об'єм піпетки і молярну концентрацію еквівалента використаної кислоти запишіть у таблицю 5. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента лугу, титр та його масу в 100 мл розчину.

Таблиця 5

## Результати титриметричного аналізу

№№ дослідів	$N_{\text{HCl}}$	$V_{\text{NaOH}}$	$V_{\text{HCl}}$ (показання бюретки)	$V_{\text{сер.}} = (V_1 + V_2 + V_3) / 3$
1				
2				
3				

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

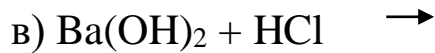
## РЕАКЦІЇ ІОННОГО ОБМІНУ

## Контрольні питання і задачі

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 слабкого 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 за температури 293К; температуру кипіння розчину, тиск насиченої пари над розчином за температури 293К. Тиск насиченої пари води за температури 293К дорівнює 2,337 кПа. Густина розчину сахарози  $C_{12}H_{22}O_{11}$  дорівнює 1,071 г/мл.

7. Поясніть, чому  $Zn(OH)_2$  розчиняється і в кислотах і в лугах.

8. Закінчіть рівняння реакцій та запишіть їх в молекулярному, повному іонному та скороченому іонному вигляді



У якому напрямку відбуваються реакції між іонами?

9. Що таке водневий показник рН? Як його можна виміряти?

10. рН розчину свіжоприготовленого яблучного соку складає 3,76. Обчисліть концентрацію іонів водню у розчині.

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

#### **Дослід 1. Зміна забарвлення індикаторів залежно від середовища розчину**

Візьміть 3 пробірки, налейте в кожну з них по 2 мл дистильованої води. Додайте в кожну пробірку відповідно фенолфталеїн, метилоранж і універсальний індикаторний папірець. Спостерігайте забарвлення індикаторів в дистильованій воді, запишіть колір розчину в таблицю 6. Візьміть 3 інші пробірки і налейте в кожну з них по 2 мл натрій гідроксиду. Додайте в кожну пробірку фенолфталеїн, метилоранж і індикаторний папірець. Чому змінилось забарвлення фенолфталеїну та індикаторного папірця?

Проведіть аналогічний дослід з розчином соляної кислоти. Результати занесіть в таблицю 6. Зробіть висновок про вплив середовища на забарвлення індикаторів.

Таблиця 6

Зміна забарвлення індикаторів залежно від середовища

Розчин	Забарвлення індикатору			Середовище	рН
	Фенол-фталейн	Метил-оранж	Універсальний індикаторний папірець		
H <sub>2</sub> O					
NaOH					
HCl					

### Дослід 2. Іонні реакції з утворенням осаду

В пробірки з розчинами натрій сульфату, цинк сульфату, розведеної сульфатної кислоти додайте по 1 мл розчину барій хлориду. Що спостерігаєте? Складіть молекулярні, іонні та скорочені іонні рівняння реакцій проведених дослідів.

### Дослід 3. Іонні реакції з утворенням слабого електроліту

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

б) В пробірку налейте 1-2 мл натрій ацетату, додайте 1 мл сульфатної кислоти. Визначте за запахом речовину, що утворилась внаслідок реакції.

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

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7

### ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

#### Контрольні питання

1. Що називають гідролізом солей?
2. Ступінь гідролізу, його залежність від різних факторів.
3. Які солі підлягають гідролізу? Наведіть приклади.
4. Які солі називають гідролітично кислими, гідролітично лужними?
5. Чи зміниться середовище розчину за розчинення у воді солей KCN,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{NaI}$ ? Складіть відповідні рівняння.
6. Ступінчастий гідроліз. Наведіть приклади ступінчастого гідролізу солей.
7. Які із зазначених солей  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{NaCN}$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  підлягають гідролізу? Напишіть відповідні рівняння реакцій гідролізу солей. Вкажіть середовище внаслідок гідролізу.
8. Мило – це натрієві або калієві солі слабких кислот, що виділяють з жирів тваринного походження. На основі цих уявлень вкажіть які властивості – кислі, основні чи нейтральні повинен мати розчин мила.
9. Бензенову кислоту  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  використовують для консервування деяких харчових продуктів, щоб запобігти їх заплісненню і

бактеріальному розкладу. Скільки грамів бензенової кислоти міститься в 3 л розчину цієї кислоти з  $\text{pH} = 2,80$ ,  $K_d = 6.5 \cdot 10^{-5}$

10. Чи змінюється  $\text{pH}$  ґрунтового розчину за внесення в ґрунт амоніачної селітри? калійної селітри? Відповідь поясніть.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Дослідження реакції середовища в розчинах солей

Приготуйте 6 пробірок. Налийте в кожен 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?

В пробірки з розчинами, які не змінили свого забарвлення, додайте 2-3 краплі метилоранжу. Чому колір став рожевим? Поясніть відсутність зміни забарвлення метилоранжу в інших пробірках. Результати дослідів занесіть в таблицю 7. Напишіть молекулярні, іонні та скорочені іонні рівняння реакцій гідролізу тих солей, які піддалися гідролізу. Для солі натрій карбонату визначте ступінь гідролізу, константу гідролізу, концентрацію іонів Гідрогену та гідроксид-іонів при загальній концентрації солі 0,1 моль/л.

Таблиця 7

Зміна середовища розчину залежно від гідролізу солей

№ п/п	Формула солі	Середовище розчинів			Яким лугом і кислотою (сильною чи слабкою утворена сіль)	Висновок
		Лужне	Кисле	Нейтральне		
1						
2						
3						
4						
5						
6						

### Дослід 2. Вплив температури на гідроліз солей

Налийте в пробірку 5-6 мл розчину натрій ацетату, додайте декілька крапель фенолфталеїну. Вміст пробірки розділіть на 2 частини, одну з пробірок нагрійте. Порівняйте колір розчинів в 2 пробірках та зробіть висновок про вплив температури на гідроліз солей. Визначте константу гідролізу, ступінь гідролізу, а також рН сантимольярного розчину солі амоній хлориду.



МОДУЛЬ 3 «РЕАКЦІЇ ОКИСНЕННЯ-ВІДНОВЛЕННЯ.  
ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ»

**ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8**

**ОКИСНО - ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ**

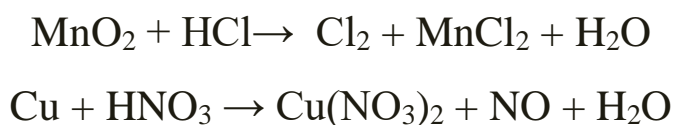
**Контрольні питання та завдання**

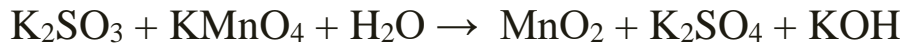
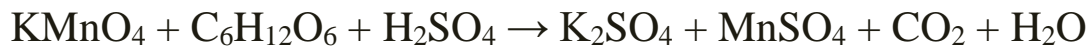
1. На основі електронної теорії поясніть суть процесів окиснення і відновлення.
  2. Які речовини називають окисниками, а які відновниками? Наведіть приклади.
  3. Що таке окисно-відновна двоїстість? Які елементи володіють цією властивістю?
  4. Де розташовані елементи-відновники і елементи-окисники в періодичній системі Д. І. Менделєєва?
  5. Визначте ступінь окиснення Мангану в сполуках:  

$$\text{MnSO}_4, \text{Mn}(\text{OH})_4, \text{MnO}_2, \text{Mn}_3\text{O}_4, \text{K}_2\text{MnO}_4, \text{KMnO}_4.$$
  6. Які процеси відбуваються з атомами або іонами в перетвореннях:  

$$\text{Na}^\circ \rightarrow \text{Na}^+; \text{Au}^{3+} \rightarrow \text{Au}^\circ; \text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^\circ; \text{S}^{4+} \rightarrow \text{S}^\circ; \text{N}^{5+} \rightarrow \text{N}^{3-}; \text{H}^+ \rightarrow \text{H}^-$$
  7. Нітрифікація або перетворення амоніаку (амонію) в нітрати відбувається за схемою  

$$\text{NH}_3, \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_2\text{OH} \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$$
- 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)

В пробірку налейте 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 гідроген пероксиду

а) Відновні властивості  $\text{H}_2\text{O}_2$

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

б) Окисні властивості  $\text{H}_2\text{O}_2$

Налійте в пробірку 1-2 мл гідроген пероксиду, стільки ж розчину сульфатної кислоти і додайте 1-2 краплі калій йодиду. Чому змінилось забарвлення розчину? Напишіть рівняння реакцій,

відповідні дослідам 2а і 2б, вкажіть роль гідроген пероксиду у кожному випадку.

### **Дослід 3. Окисні властивості калій перманганату в різних середовищах**

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

## **ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9**

### **Загальні властивості металів**

#### **Контрольні питання та задачі**

1. Які загальні властивості притаманні металам? Зазначте методи добування металів.
2. Що називають стандартним рівноважним електродним потенціалом металу?
3. Водневий електрод порівняння. Принцип роботи.

4. Як змінюються відновні властивості вільних атомів і окисні властивості іонів у ряді активності металів?
5. Який з металів магній чи цинк активніше витискує залізо з розчину його солі? Відповідь поясніть.
6. Гальванічний елемент. Розгляньте принцип роботи такого приладу на прикладі елемента Даніеля-Якобі.
7. Обчисліть електрорушійну силу гальванічного елемента, складеного з нікелю, зануреного в 0,01М розчин  $\text{NiSO}_4$  і міді, зануреної в 0,1М розчин  $\text{CuSO}_4$  за температури 298°К.
8. У чому полягає корозія металів?
9. Складіть рівняння реакції корозії заліза у вологому повітрі.
10. Зазначте найважливіші методи захисту від з корозії.

## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

### **ДОСЛІД 1. Відношення металів до кислот**

У чотири пробірки налийте по 1 мл розведеної соляної кислоти. Окремо в кожен пробірку додайте алюміній, цинк, залізо і мідь. Чи всі метали взаємодіють з кислотою? Який газ виділяється внаслідок реакції? Напишіть рівняння реакцій, вкажіть окисник і відновник.

### **ДОСЛІД 2. Відношення металів до лугів**

У пробірку з алюмінієм (цинком) додайте концентрований розчин лугу. За необхідності нагрійте пробірку. Поясніть, чому виділення газу (якого?) спостерігається тільки через деякий час. Напишіть рівняння реакції.

### **ДОСЛІД 3. Взаємодія металів з розчинами солей**

а) У дві пробірки налейте розчин купрум (II) сульфату. В одну з них опустіть цинк, а в іншу – залізо. Поясніть спостереження.

б) У дві пробірки налейте розчин солі свинцю. В одну опустіть цинк, а в іншу – мідь. Чому свинець виділяється тільки на одному з металів? Якому? Складіть рівняння реакцій, якщо вони відбуваються. За результатами дослідів розташуйте мідь, цинк, свинець, залізо у напрямку послаблення їх активності. Порівняйте експериментальні дані з рядом активності металів.

### **ДОСЛІД 4. Контактна корозія**

У 2 пробірки налейте по 1 мл розчину сульфатної кислоти і додайте по 2 – 3 краплі червоної кров'яної солі. Опустіть у пробірки метали: в першу – залізо, з'єднане з цинком, а в другу – залізо, з'єднане з оловом. Спостерігайте за зміненням забарвлення розчину. Поясніть появу синього кольору. Складіть схеми утворених гальванічних елементів і рівняння відповідних реакцій. Зробіть висновок, де відбувається корозія заліза.

### **ДОСЛІД 5. Вплив на швидкість корозії контакту з менш активним металом**

У пробірку налейте 1 – 2 мл розведеної соляної кислоти і опустіть цинк. Торкніться цинку мідним дротом. Чому змінюється швидкість виділення водню за контакту цинку з міддю? Зверніть увагу, на якому з металів виділяється водень. Зробіть висновок за результатами дослідів.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10

### ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ.

#### ЕЛЕКТРОЛІЗ.

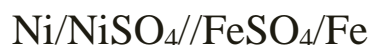
#### Контрольні питання та задачі

1. У чому полягає принцип роботи гальванічного елемента? Як ви значити ЕРС гальванічного елемента?

2. Напишіть рівняння хімічних реакцій, що відбуваються при розрядці і зарядці: а) свинцевого акумулятора; б) кадмій-нікелевого акумулятора.

3. Обчисліть ЕРС гальванічного елемента, складеного з магнію та заліза, занурених у розчини своїх солей, якщо  $[Mg^{2+}] = 0,01$  моль/л,  $[Fe^{2+}] = 0,001$  моль/л.

4. В якому напрямку рухаються електрони по дроту, що з'єднує електроди гальванічних елементів:



Складіть рівняння хімічних реакцій, що відбуваються на електродах.

5. Що таке паливні елементи?

6. Що називають електролізом? Чи відрізняються продукти за проведення електролізу розплаву і водного розчину NaCl ?

7. Струм силою 5 ампер пропускали 20 хвилин через розчин купрум (II) сульфату за участю мідного аноду. На скільки грамів зменшилася маса аноду? Складіть електронні рівняння процесів.

8. За пропускання струму через розчин деякого металу на катоді виділилося 0,794 г металу. Одночасно на аноді виділилося 140 мл

кисню (н.у.). Визначте кількість електрики, що пройшла через електроліт. Чому дорівнює молярна маса еквівалента металу?

9. Є суміш солей  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ . В якій послідовності відбувається електроліз цих солей, якщо напруга достатня для виділення будь – якої солі?

10. Які процеси відбуваються на електродах внаслідок електролізу розчину нікель сульфату, якщо:

- а) анод нікелевий;
- б) анод вугільний.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### ДОСЛІД 1. Вимірювання електрорушійної сили гальванічного елемента

Складіть гальванічні елементи, зображені схемами:

1.  $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4//\text{CuSO}_4/\text{Cu}$
2.  $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4//\text{NiSO}_4/\text{Ni}$
3.  $\text{Ni}/\text{NiSO}_4//\text{CuSO}_4/\text{Cu}$

Для цього в склянки налийте 1М розчини необхідних солей, вставте в них електроди з відповідного металу і з'єднайте стакани U- подібною трубкою, наповненою насиченим розчином калій хлориду. З'єднайте електроди гальванічного елемента з вимірювальною схемою. Замкніть ланцюг і зазначте напрямок струму. Визначте, який з електродів є катодом, а який анодом. Позначте це в схемах. Запишіть електродні процеси, що відбуваються на катоді й аноді, складіть сумарне рівняння роботи гальванічного елемента. Обчисліть теоретичну величину ЕРС кожного елемента, користуючись

значенням стандартних електродних потенціалів. Як зміниться ЕРС елемента, якщо концентрації іонів дорівнюватимуть 0,01 моль/л?

## **ДОСЛІД 2. Електроліз розчину калій йодиду**

Налийте в U- подібну трубку розчин 0,5 М калій йодиду, до якого додано 3 – 4 краплі фенолфталеїну. Вставте в 2 коліна трубки вугільні електроди і підключіть їх до струму. Пропускайте струм протягом 5 хвилин. Спостерігайте за катодним і анодним простором і запишіть те, що відбулося. Поясніть зміни у розчині. З анодного простору візьміть піпеткою 2 – 3 краплі розчину, перенесіть у пробірку і розбавте водою до блідо – жовтого кольору. В пробірку додайте 1 краплю розчину крохмалю. Що спостерігається? Складіть схему електролізу і рівняння реакцій, що відбуваються на електродах.

## **ДОСЛІД 3. Електроліз розчину натрій сульфату**

В U – подібну трубку налейте розчин натрій сульфату. В одне коліно трубки додайте декілька крапель розчину фенолфталеїну, а в другу – метилоранжу. Опустіть у трубку вугільні електроди. Підключіть їх до струму так, щоб електрод, що знаходиться в контакті з фенолфталеїном був катодом, а електрод, що знаходиться в контакті з метилоранжем – анодом. Включіть струм і пропускайте його декілька хвилин. Який газ виділяється на катоді і на аноді? Яке середовище розчину в катодному і анодному просторах? Складіть схему електролізу і рівняння реакцій, що відбуваються на електродах.



## **ДОСЛІД 4. Електроліз розчину купрум сульфату з розчинним і нерозчинним анодом**

а) У U – подібну трубку налейте 1 мл розчину купрум сульфату. Вставте вугільні електроди і пропускайте струм декілька хвилин. Спостерігайте виділення газу на аноді. Після досліду вийміть катод і переконайтеся, що на ньому виділилась мідь.

б) Ті ж самі електроди вставте в трубку, але змініть напрямок струму. Електрод, що був катодом, зробіть анодом. Чи виділяється тепер газ на аноді? Що відбувається з анодом? Складіть схему електролізу і рівняння реакцій на електродах для випадку а) та б).

### МОДУЛЬ 4 «ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ»

#### **ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11 ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ**

##### **Контрольні запитання та завдання**

1. Твердість води, її види. Як усунути твердість води? Складіть відповідні рівняння реакцій.
2. Що таке комплексо́ни?
3. В чому полягає суть комплексо́метричного титрування?
4. Як визначити точку еквівалентності при комплексо́метричному титруванні?
5. Які методи комплексо́метричного титрування Ви знаєте?
6. Зазначте області застосування комплексо́метрії.
7. Скільки грамів  $\text{Ca(OH)}_2$  необхідно додати до 2 л води, щоб усунути її тимчасову твердість, що дорівнює 2,8 м – екв/л?

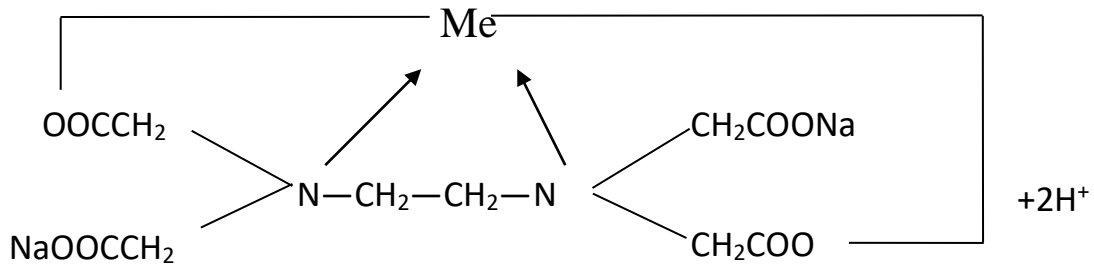
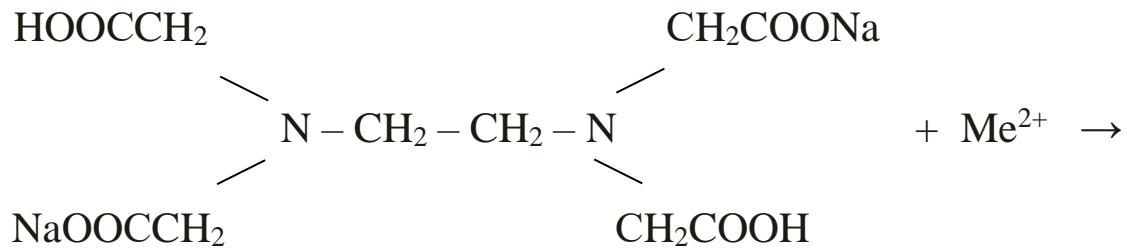
8. В літрі аналізованої води міститься 42 мг – іонів  $Mg^{2+}$  і 112 мг – іонів  $Ca^{2+}$ . Обчисліть загальну твердість води.
9. Обчисліть тимчасову твердість води, якщо на реакцію з гідрогенкарбонатом, що міститься в 100 мл цієї води, витрачено 5 мл 0,1 н.розчину соляної кислоти.
10. Вода з тимчасовою твердістю 2 мг - екв/л містить тільки  $Mg(HCO_3)_2$ . Яку кількість цієї солі містить 1 м<sup>3</sup> води?

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Для визначення загальної твердості води використовують метод комплексометричного титрування. Комплексометричне титрування засноване на реакціях, при яких аналізовані іони утворюють комплексні сполуки з деякими органічними речовинами, наприклад, комплексонами. Комплексонами називають амінополікарбонові кислоти та їх похідні. Ці кислоти містять 1 чи 2 аміногрупи і декілька карбоксильних груп. Азот аміногруп і кисень карбоксильних груп мають вільні електронні пари і тому проявляють властивості донорів. При взаємодії з іонами металів  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$  ці донорні групи утворюють комплексні сполуки хелатної природи, тобто внутрішньоконплексні сполуки.

Найчастіше як титрант в комплексометрії використовують двонатрієву сіль етилендіамінтетрацетатної кислоти – комплексон III, яку іноді називають трилоном Б

Трилон Б утворює з катіонами металів досить міцні і розчинні у воді внутрішньоконплексні сполуки.



Для забезпечення повного утворення комплексу необхідно нейтралізувати іони водню, що утворюються внаслідок реакції. Для цього в розчин, що титрують, додають амоніачну буферну суміш з  $\text{pH} \approx 9$ .

Точку еквівалентності встановлюють за допомогою метал - індикатору, який утворює з іонами металу забарвлені комплексні сполуки менш міцні, ніж комплексні сполуки аналізованих катіонів з трилоном Б. Найчастіше використовують як метал-індикатор хромоген чорний.

**Виконання роботи.** Заповніть бюретку розчином трилону Б до нульового ділення. В колбу для титрування відмірте піпеткою 100 мл досліджуваної води. Додайте циліндром 5 мл амоніачної буферної суміші. Додайте до розчину на кінці шпателя еріохром чорний Т. Добре перемішайте вміст колби. Розчин повинен набути винно – червоного забарвлення. Титруйте воду розчином трилону Б до

синього забарвлення індикатору. Повторіть титрування 2 – 3 рази і з близьких підрахунків візьміть середнє. Результати титрування занесіть в таблицю 8

Таблиця 8

## Результати визначення загальної твердості води

№ досліду	Об'єм води, мл	Об'єм розчину трилону Б, мл	
		V	V сер.
1			
2			
3			

Обчисліть загальну твердість води в тисячних частках еквівалентних мас кальцію і магнію  $T_{\text{загал.}} = \frac{N_{\text{Тр.Б}} V_{\text{Тр.Б}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \times 1000$ . Яка це

вода – м'яка чи тверда? Обчисліть скільки соди треба додати до 10 л цієї води, щоб її пом'якшити ?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 12

### ВЛАСТИВОСТІ р-ЕЛЕМЕНТІВ

#### Контрольні запитання та завдання

1. Окисні властивості розведеної та концентрованої сульфатної кислоти. Напишіть рівняння реакцій взаємодії розведеної сульфатної кислоти з магнієм і концентрованої кислоти з міддю. Вкажіть окисник і відновник.

2. Чому нітритна кислота може проявляти як окисні, так і відновні властивості? На основі електронних рівнянь складіть рівняння реакцій взаємодії нітратної кислоти а) з бромною водою; б) з HI.
3. Які фізичні і хімічні властивості алюмінію зумовили його широке використання в техніці? Написати рівняння реакцій добування Al.
4. Який процес називають алюмотермією?
5. Чим можна пояснити відновні властивості сполук олова (II) і окисні властивості сполук свинцю (IV)? На основі електронних рівнянь складіть рівняння реакцій взаємодії: а)  $\text{SnCl}_2$  з  $\text{HgCl}_2$ , б)  $\text{PbO}_2$  з  $\text{HCl}$  (конц.).
6. Які сполуки називаються карбідами і силіцидами? Напишіть рівняння реакцій взаємодії : а) алюміній карбїду з водою; б) магній силіциду з хлороводневою кислотою. Чи є ці реакції окисно-відновними? Відповідь поясніть.
7. Добування нітратної кислоти у промисловості. Особливості взаємодії нітратної кислоти з металами. Навести рівняння реакцій, що демонструють ці властивості.
8. Зазначити біологічну роль кисню та озону. Який об'єм кисню ( $\text{m}^3$ ), скільки тонн води та піриту, що містить 15% домішок, необхідно витратити на виробництво 1000 т 98% (мас.)сульфатної кислоти.
9. Чим відрізняються атоми (молекули) галогенів від негативно заряджених іонів галогенів у відношенні окисно- відновних властивостей? Як змінюються ці властивості у тих та інших із збільшенням порядкового номера галогену?

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. Запишіть рівняння реакцій.

#### **Дослід 2. Властивості сульфатної кислоти**

а) У три пробірки налейте розбавленої сульфатної кислоти, додайте метали цинк, залізо, мідь. 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 такими 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 (витяжна шафа!). Спостерігайте виділення бурого газу нітроген оксиду.

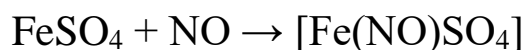
б) У пробірку з розчином лугу додайте 2-3 краплі фенолфталеїну. Потім додавайте краплями розчин нітратної кислоти до зникнення забарвлення індикатору. Зробіть висновки на основі спостережень, запишіть рівняння реакції.

в) У пробірку з крейдою 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 та 1-2 краплі розчину  $\text{NaNO}_3$ . 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  $[\text{Fe}(\text{NO})\text{SO}_4]$  На краплинну пластинку помістіть краплю розчину  $\text{NO}_3^-$  аніона, внесіть невеликий кристалик солі  $\text{FeSO}_4$  і додайте краплю концентрованої кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Спостерігайте утворення бурого кільця навколо кристалика  $\text{FeSO}_4$ .



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 13 ВЛАСТИВОСТІ d-ЕЛЕМЕНТІВ

### Контрольні запитання та завдання

1. До якої родини елементів належить Ферум? Виходячи з будови атома, дайте загальну характеристику елементів VIII-Б підгрупи.

Срібло не взаємодіє з розведеною сульфатною кислотою, тоді як в концентрованій кислоті срібло розчиняється. Чим це можна пояснити? Складіть електронні і молекулярні рівняння відповідної реакції.

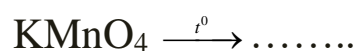
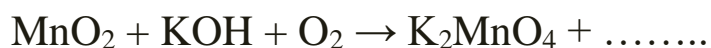
2. Запишіть рівняння реакцій взаємодії Феруму з концентрованими кислотами (сульфатною, нітратною, соляною).

3. Які оксиди і гідроксиди утворює Ферум? Який хімічний характер виявляють гідроксиди Феруму?

4. Якими якісними реакціями можна відкрити катіони  $\text{Fe}^{2+}$  і  $\text{Fe}^{3+}$  у розчині ?

5. Охарактеризуйте Манган у зв'язку з його місцем у періодичній системі Д.І. Менделєєва. В якому ступені окиснення манган є аналогом Хлору ? В чому це виражається ?

Закінчіть рівняння реакцій , визначте роль мангану в них:





6. Опишіть основні механізми корозії заліза. Зазначте методи боротьби з корозією. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються при атмосферній корозії луженого заліза та луженої міді у випадку порушення цілісності покриття.

7. Складіть електронні формули атомів Ніколу і Кобальту. Яку валентність виявляють ці метали в своїх сполуках? Які оксиди та гідроксиди утворюють Нікол та Кобальт?

8. 5 г чавуну спалили в атмосфері кисню і утворений газ пропустили через розчин йоду. Визначте процентний вміст сульфуру в чавуні, якщо прореагував йод, що містився в 20 мл 0,01 н. розчину.

9. Складіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення наступних перетворень:  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$

10. Що лежить в основі доменного процесу? Складіть відповідні рівняння реакцій.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Відношення заліза до кислот

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

### Дослід 2. Окисно-відновні властивості солей 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 $\text{Fe}^{2+}$**

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 $\text{Fe}^{3+}$**

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 ( $\text{KSCN}$ ,  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ). Що спостерігається? Складіть рівняння реакції.

в) Перевірте, чи можна в розчині червоної кров'яної солі відкрити іони  $\text{Fe}^{3+}$  за допомогою калій (амоній) роданіду. Результати досліду 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  $\text{MnO}_2$  і  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ). Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в рівнянні реакції розкладу калій перманганату.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 14

### КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

#### Контрольні питання і задачі

1. Які сполуки називають комплексними? Наведіть приклади.
2. Визначте донор і акцептор у сполуках:  $\text{K}[\text{BF}_4]$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .
3. Види ізомерії комплексних сполук. Наведіть приклади ізомерів комплексних сполук.
4. Напишіть рівняння дисоціації солей  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  і  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  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?
5. Відомо, що з розчину солі  $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$  аргентум нітрат виділяє весь хлор, а з розчину  $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$  тільки  $\frac{2}{3}$  його. Складіть координаційні формули цих солей і рівняння їх дисоціації.

6. Чи випаде осад аргентум галогеніду, якщо 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; ДР AgBr =  $6 \cdot 10^{-13}$ , ДР AgI =  $1,1 \cdot 10^{-16}$

7. Що називають комплексоутворювачем, лігандами, внутрішньою та зовнішньою сферою комплексів?

Чому сполуки Au (+1), Cu (+1) не забарвлені, а Au (+3), Cu (+2) мають певний колір? Відповідь поясніть.

8. Константи нестійкості комплексних іонів  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  відповідно дорівнюють  $6,2 \cdot 10^{-36}$ ,  $1,0 \cdot 10^{-37}$ ,  $1,0 \cdot 10^{-44}$ . Який з цих іонів є більш міцним? Напишіть вирази для констант нестійкості зазначених комплексних іонів і формули відповідних комплексних сполук.

9. В лабораторії є речовини:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ ,  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ . Напишіть рівняння дисоціації зазначених сполук у водних розчинах.

10. Складіть координаційні формули наступних комплексних сполук кобальту:  $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ . Координаційне число кобальту (III) дорівнює шести. Напишіть рівняння дисоціації зазначених сполук у водних розчинах.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Добування комплексних солей

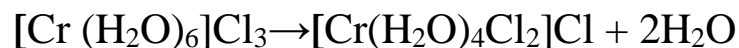
Налийте в пробірку 2 мл розчину мідного купоросу і додавайте краплями розчин амоніаку. Спочатку випаде осад основної солі, а при наступному додаванні амоніаку осад розчиняється і утворюється темно-синій розчин комплексної солі. Додайте до цієї солі розчин їдкого натру. Запишіть спостереження та відповідні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

## **Дослід 2. Порівняння характеру дисоціації подвійних і комплексних солей**

Для визначення іонів феруму в солях  $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  до розчину цих солей додайте кілька крапель реактиву амоній роданіду. За наявності  $\text{Fe}^{3+}$  розчин стане червоним. Складіть схеми дисоціації даних солей.

## **Дослід 3. Гідратна ізомерія хром (III) хлориду**

Декілька кристаликів  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  розчиніть у воді за наявності розчину  $\text{SnCl}_2$ . Розчин нагрівайте 3-5 хвилин і спостерігайте зміну забарвлення, зумовлену перебудовою комплексу:



## **Дослід 4. Окиснення-відновлення комплексних сполук**

Окиснення  $\text{Fe}(\text{II})$  в іоні  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  до  $\text{Fe}(\text{III})$  в аніоні  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ . До 2-3 мл хлорної води долейте 2-3 краплі розчину калій гексаціаноферату (II)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Розчин прокип'ятіть для вилучення хлору, що не вступив у реакцію. Після вилучення хлору відкрийте в розчині утворений іон  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  додаванням кристалів  $\text{FeSO}_4$ . Складіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.

## **Дослід 5. Руйнування комплексних іонів**

Приготуйте розчин аміаку міді, доливаючи надлишок  $\text{NH}_4\text{OH}$  до 1 мл  $\text{CuSO}_4$  (до розчинення утвореного на початку осаду). Добутий розчин розділіть на дві частини: до першої додайте  $\text{NH}_4\text{OH}$ , до іншої натрій сульфід -  $\text{Na}_2\text{S}$ . Що спостерігаєте? Поясніть результати досліду, виходячи із значень добутку розчинності та константи нестійкості комплексного іона.

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

- 1.Ткачук Г. С. Загальна хімія : навч. посібник. Хмельницький : ХНУ, 2020. 287 с.
- 2.Назаренко І. С., Вічко О. І. Загальна хімія : навч. посібник для студентів технічних спеціальностей. Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2019. 192 с.
- 3.Загальна хімія : навчальний посібник /В. І. Булавін та ін. ; заг .ред. В. І. Булавін ; Научні технології ун-т “Харків. політехн. ін-т”. Харків : НТУ “ХПІ”, 2019. 376 с.
4. Кельїна С. Ю., Гирля Л. М. Неорганічна та аналітична хімія. Частина І. : навчальний посібник для здобувачів вищої освіти ступеня “бакалавр” спеціальності 201 “Агрономія”. Миколаїв : МНАУ, 2021. 111 с.
5. Загальна та неорганічна хімія / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських , С. В. Іванов. Київ : Педагогічна преса, 2002. Ч.І.– 520 с.; Ч.ІІ – 784 с.
6. Загальна хімія : навч.-метод. посіб. / П. В. Вакулюк та ін. ; Нац. ун-т "Києво-Могилян. акад.". Київ : НаУКМА, 2021. 274 с
- 7.Левітін Є. Я., Ведерникова І. О., Антоненко О. В. Загальна та неорганічна хімія : навчальний посібник для студентів закладів вищої освіти / за ред. Є. Я. Левітіна ; НфаУ. Харків : Золоті сторінки, 2019. 364 с.
8. 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.

9. Раскола Л. А., Кіосе Т. О. Загальна хімія. Теорія та практика : навч. посіб. / Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова ; Ф-т хімії та фармації. Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2019. 211 с.
10. Цвєткова Л. Б. Загальна хімія: теорія і задачі : навч. посіб. Ч. 1. Львів : Новий Світ-2000, 2023. 398 с.

## ДОДАТКИ

## Додаток 1

## Формули деяких кислот, назви їх аніонів

Формула кислоти	Назва кислоти	Аніон	Назва аніону
<b>Безоксигенні</b>			
HF	Фторидна (плавикова)	F <sup>-</sup>	Фторид
HCl	Хлоридна (соляна)	Cl <sup>-</sup>	Хлорид
HBr	Бромідна	Br <sup>-</sup>	Бромід
HI	Йодидна	I <sup>-</sup>	Йодид
HCN	Ціанідна (синильна)	CN <sup>-</sup>	Ціанід
HCNS	Тіоціанідна (роданиста)	SCN <sup>-</sup>	Роданід (тіоціанат)
H <sub>2</sub> S	Сірководнева	S <sup>2-</sup>	Сульфід
		HS <sup>-</sup>	Гідрогенсульфід
<b>Оксигенвмісні</b>			
CH <sub>3</sub> COOH	Ацетатна	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Ацетат
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Ортоборна	BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Борат
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Карбонатна (Вугільна)	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Карбонат Гідрогенкарбонат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Силікатна	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> HSiO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Силікат Гідрогенсилікат
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сульфітна (Сірчиста)	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Сульфіт Гідрогенсульфіт
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Сульфатна (Сірчана)	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Сульфат Гідрогенсульфат
HNO <sub>2</sub>	Нітритна (Азотиста)	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Нітрит
HNO <sub>3</sub>	Нітратна (Азотна)	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Нітрат
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Дихроматна	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Дихромат
HPO <sub>3</sub>	Метафосфатна (метафосфорна)	PO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Метафосфат
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ортофосфатна (ортофосфорна)	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Ортофосфат Гідрогенортофосфат Дигідрогенортофосфат



## Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва

PERIODIC SYSTEM OF ELEMENTS D. I. MENDELĚEV										VIII									
										VII	I	II							
										1s	2s 2p	3s 3p							
I	1	<b>H</b> 1.0079 ГІДРОГЕН								2	<b>He</b> 4.0026 ГЕЛІЙ	Символ елемента Атомний номер							
II	2	<b>Li</b> 6,941 ЛІТІЙ	<b>Be</b> 9,0122 БЕРИЛІЙ	5	<b>B</b> 10,811	6	<b>C</b> 12,011	7	<b>N</b> 14,007	8	<b>O</b> 15,999	9	<b>F</b> 18,998	10	<b>Ne</b> 20,179	Розподіл електронів по підрівнях, що забудовуються			
III	3	<b>Na</b> 22,990 НАТРІЙ	<b>Mg</b> 24,305 МАГНІЙ	13	<b>Al</b> 26,982 АЛЮМІНІЙ	14	<b>Si</b> 28,086 СИЛИЦІЙ	15	<b>P</b> 30,974 ФОСФОР	16	<b>S</b> 32,066 СУЛЬФУР	17	<b>Cl</b> 35,453 ХЛОР	18	<b>Ar</b> 39,948 АРГОН	Атомна маса Назва елемента			
IV	4	<b>K</b> 39,098 КАЛІЙ	<b>Ca</b> 40,078 КАЛЬЦІЙ	<b>Sc</b> 44,956 СКАНДІЙ	21	<b>Ti</b> 47,88 ТИТАН	22	<b>V</b> 50,942 ВАНАДІЙ	23	<b>Cr</b> 51,996 ХРОМ	24	<b>Mn</b> 54,938 МАНГАН	25	<b>Fe</b> 55,847 ФЕРУМ	26	<b>Co</b> 58,933 КОБАЛЬТ	27	<b>Ni</b> 58,69 НИКЕЛЬ	28
	5	<b>Cu</b> 63,546 КУПРУМ	<b>Zn</b> 65,39 ЦИНК	31	<b>Ga</b> 69,723 ГАЛІЙ	32	<b>Ge</b> 72,59 ГЕРМАНІЙ	33	<b>As</b> 74,922 АРСЕН	34	<b>Se</b> 78,96 СЕЛЕН	35	<b>Br</b> 79,904 БРОМ	36	<b>Kr</b> 83,80 КРИПТОН				
V	6	<b>Rb</b> 85,468 РУБІДІЙ	<b>Sr</b> 87,62 СТРОНЦІЙ	<b>Y</b> 88,906 ІТРИЙ	39	<b>Zr</b> 91,224 ЦИРКОНІЙ	40	<b>Nb</b> 92,906 НІОБІЙ	41	<b>Mo</b> 95,94 МОЛІБДЕН	42	<b>Tc</b> [99] ТЕХНЕЦІЙ	43	<b>Ru</b> 101,07 РУТЕНІЙ	44	<b>Rh</b> 102,91 РОДІЙ	45	<b>Pd</b> 106,42 ПАЛАДІЙ	46
	7	<b>Ag</b> 107,87 АРГЕНТУМ	<b>Cd</b> 112,41 КАДМІЙ	49	<b>In</b> 114,82 ІНДІЙ	50	<b>Sn</b> 118,71 СТАНУМ	51	<b>Sb</b> 121,75 СТИБІЙ	52	<b>Te</b> 127,60 ТЕЛУР	53	<b>I</b> 126,90 ЙОД	54	<b>Xe</b> 131,29 КСЕНОН				
VI	8	<b>Cs</b> 132,91 ЦЕЗІЙ	<b>Ba</b> 137,33 БАРІЙ	<b>La</b> 138,91 ЛАНТАН	57	<b>Hf</b> 178,49 ГАФНІЙ	72	<b>Ta</b> 180,95 ТАНАЛ	73	<b>W</b> 183,85 ВОЛЬФРАМ	74	<b>Re</b> 186,21 РЕНІЙ	75	<b>Os</b> 190,2 ОСМІЙ	76	<b>Ir</b> 192,22 ІРИДІЙ	77	<b>Pt</b> 195,08 ПЛАТИНА	78
	9	<b>Au</b> 196,97 АУРУМ	<b>Hg</b> 200,59 МЕРКУРІЙ	81	<b>Tl</b> 204,38 ТАЛІЙ	82	<b>Pb</b> 207,2 ПЛЮМБУМ	83	<b>Bi</b> 208,98 БІСМУТ	84	<b>Po</b> [209] ПОЛОНІЙ	85	<b>At</b> [210] АСТАТ	86	<b>Rn</b> [222] РАДОН				
VII	10	<b>Fr</b> [223] ФРАНЦІЙ	<b>Ra</b> 226,03 РАДІЙ	<b>Ac</b> [227] АКТИНІЙ	89	<b>Rf</b> [261] РЕЗЕРФОРДІЙ	104	<b>Db</b> [262] ДУБНІЙ	105	<b>Sg</b> [263] СІБОРГІЙ	106	<b>Bh</b> [262] БОРІЙ	107	<b>Hs</b> [265] ГАСІЙ	108	<b>Mt</b> [266] МАЙТНЕРІЙ	109	<b>Uun</b> [266] УНУННІЛІЙ	110
* ЛАНТАНОЇДИ																			
<b>Ce</b> 140,12 ЦЕРІЙ	<b>Pr</b> 140,91 ПРАЗЕОДИМ	<b>Nd</b> 144,24 НЕОДИМ	<b>Pm</b> [144] ПРОМЕТІЙ	<b>Sm</b> 150,36 САМАРІЙ	<b>Eu</b> 151,96 ЄВРОПІЙ	<b>Gd</b> 157,25 ГАДОЛІНІЙ	<b>Tb</b> 158,93 ТЕРБІЙ	<b>Dy</b> 162,50 ДИСПРОЗІЙ	<b>Ho</b> 164,93 ГОЛЬМІЙ	<b>Er</b> 167,26 ЕРБІЙ	<b>Tm</b> 168,93 ТУЛІЙ	<b>Yb</b> 173,04 ІТЕРБІЙ	<b>Lu</b> 174,97 ЛЮТЕЦІЙ						
** АКТИНОЇДИ																			
<b>Th</b> 232,04 ТОРІЙ	<b>Pa</b> [231] ПРОТАКТИНІЙ	<b>U</b> 238,03 УРАН	<b>Np</b> [237] НЕПУНІЙ	<b>Pu</b> [244] ПЛУТОНІЙ	<b>Am</b> [243] АМЕРИЦІЙ	<b>Cm</b> [247] КЮРІЙ	<b>Bk</b> [247] БЕРКЛІЙ	<b>Cf</b> [251] КАЛІФОРНІЙ	<b>Es</b> [252] ЕЙНШТЕЙНІЙ	<b>Fm</b> [257] ФЕРМІЙ	<b>Md</b> [258] МЕНДЕЛЄВІЙ	<b>No</b> [259] НОБЕЛІЙ	<b>Lr</b> [260] ЛОУРЕНСІЙ						

## Розчинність кислот, солей і основ у воді

Катіони	Аніони												
	<i>OH</i> <sup>-</sup>	<i>F</i> <sup>-</sup>	<i>Cl</i> <sup>-</sup>	<i>Br</i> <sup>-</sup>	<i>I</i> <sup>-</sup>	<i>S</i> <sup>2-</sup>	<i>SO<sub>3</sub></i> <sup>2-</sup>	<i>SO<sub>4</sub></i> <sup>2-</sup>	<i>NO<sub>3</sub></i> <sup>-</sup>	<i>PO<sub>4</sub></i> <sup>3-</sup>	<i>CO<sub>3</sub></i> <sup>2-</sup>	<i>SiO<sub>3</sub></i> <sup>2-</sup>	<i>CH<sub>3</sub>COO</i> <sup>-</sup>
<i>H</i> <sup>+</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	В	Р
<i>NH<sub>4</sub></i> <sup>+</sup>	-	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
<i>Na</i> <sup>+</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
<i>K</i> <sup>+</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
<i>Mg</i> <sup>2+</sup>	М	В	Р	Р	Р	Р	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Ca</i> <sup>2+</sup>	М	В	Р	Р	Р	М	В	М	Р	В	В	В	Р
<i>Ba</i> <sup>2+</sup>	Р	М	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	В	В	В	Р
<i>Al</i> <sup>3+</sup>	В	М	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	-	В	М
<i>Cr</i> <sup>3+</sup>	В	В	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	-	В	Р
<i>Zn</i> <sup>2+</sup>	В	М	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Mn</i> <sup>2+</sup>	В	М	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Co</i> <sup>2+</sup>	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Ni</i> <sup>2+</sup>	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Fe</i> <sup>2+</sup>	В	В	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Fe</i> <sup>3+</sup>	В	В	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Cd</i> <sup>2+</sup>	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Hg</i> <sup>2+</sup>	-	-	Р	М	В	В	В	Р	Р	В	В	-	Р
<i>Cu</i> <sup>2+</sup>	В	В	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
<i>Ag</i> <sup>+</sup>	-	Р	В	В	В	В	В	М	Р	В	В	В	Р
<i>Sn</i> <sup>2+</sup>	В	Р	Р	Р	Р	В	-	Р	-	В	-	-	Р
<i>Pb</i> <sup>2+</sup>	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 ( в 100 гводи розчиняється від 0,1 г до 1 г)

**В** – важкорозчинна речовина (в 100 гводи розчиняється менше 0,1 г речовини)

„-“ – речовина не існує, або розкладається водою

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

Елемент	Електродний процес	E°, В
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-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
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{+3} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
Fe	$\text{Fe}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{+3} + \bar{e} = \text{Fe}$	-0,04
	$\text{Fe}^{+3} + 3\bar{e} = \text{Fe}^{+2}$	+0,17
Cd	$\text{Cd}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,40
Ni	$\text{Ni}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
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
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	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	+1,36
Br <sub>2</sub>	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$	+1,07
O <sub>2</sub>	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	+0,40
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23

Навчальне видання

## **ХІМІЯ**

Методичні рекомендації

Укладач:

**Гирля Людмила Миколаївна**

Формат 60 x 84 /16 . Ум. друк. арк. 4

Тираж 15 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.