

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

**Факультет агротехнологій**

*Кафедра ґрунтознавства та агрохімії*

**НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ**

методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт для  
здобувачів вищої освіти ступеня «бакалавр» спеціальності 201  
«Агрономія» денної форми навчання

**Миколаїв**

**2019**

УДК 546+543

Н52

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій, Миколаївського національного аграрного університету від 2019 р., протокол № 9 від 16.05.19.

Укладач:

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

Рецензенти:

Г. М. Ющишина – канд. хім. наук, доцент, доцент кафедри хімії та біохімії, Миколаївський національний університет ім. 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" .....	10
Лабораторна робота № 1 "Класи неорганічних сполук" .....	10
Лабораторна робота № 2 "Об'ємне визначення молярної маси еквівалента металу" .....	13
Лабораторна робота № 3 "Хімічна кінетика. Хімічна рівновага" ....	16
МОДУЛЬ 2 "РОЗЧИНИ. РЕАКЦІЇ ОКИСНЕННЯ-ВІДНОВЛЕННЯ"21	
Лабораторна робота № 4 "Приготування розчинів певної концентрації" .....	21
Лабораторна робота № 5 "Розчини електролітів. Реакції іонного обміну" .....	24
Лабораторна робота № 6 "Гідроліз солей" .....	27
Лабораторна робота №7 "Окисно-відновні реакції" .....	30
Лабораторна робота № 8 "Властивості металів".....	33
Рекомендована література .....	36
Додатки.....	37

## Передмова

Неорганічна та аналітична хімія є однією з основних фундаментальних дисциплін в підготовці фахівців сільського господарства спеціальності 201 «Агрономія». 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 дисциплін – аналітична, органічна, фізична та колоїдна хімія, так і спеціальних дисциплін – землеробство, ґрунтознавство, агрохімія, фізіологія рослин. 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 чотири модулі, дані методичні рекомендації об'єднують 2 навчальних модуля: «Основні поняття та закони хімії» і «Розчини. Реакції окиснення - відновлення».

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 досліди, 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 з неорганічної та аналітичної хімії.

### Схема модулю №1 «Основні поняття та закони хімії»

Лекції	4 години
Лабораторні заняття	6 годин
Контрольна робота №1	2 години
Тестові та контрольні завдання	30 завдань

### Схема модулю №2 «Розчини. Реакції окиснення-відновлення»

Лекції	4 години
Лабораторні заняття	6 годин
Контрольна робота №2	2 години
Тестові та контрольні завдання	30 завдань

### Рейтингова оцінка знань з модулю

Вид роботи	Максимальна оцінка	Мінімальна оцінка
Захист лабораторних робіт	5 балів	3 бали
Контрольна робота	5 балів	3 бали
Розв'язування розрахункових задач та тестові та контрольні завдання	5 балів	3 бали
<b>Разом</b>	<b>15 балів</b>	<b>9 балів</b>

## ПРО ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ ПРАКТИКУМУ

Лабораторні заняття з неорганічної та аналітичної 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; загальні властивості металів.

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 неорганічної та аналітичної 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 проліті 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 досліди, 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 досліди 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.

МОДУЛЬ 1 «ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ»**ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1  
КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК**

При вивченні цієї теми необхідно дотримуватися плану.

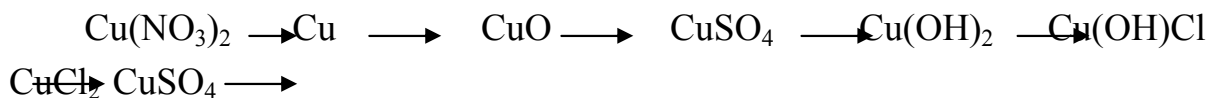
1. Визначення класу.
2. Номенклатура і класифікація сполук класу.
3. Хімічні властивості (рівняння хімічних реакцій).
4. Методи добування.

**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:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{MgO}$ ? 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:



## 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 купрум(II) (малахіту) і нагрівайте 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 їдкового 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 їдкового 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 кожен пробірку додайте 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 лугу 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 дослідів білий осад (що це за речовина?) не розчиниться. Запишіть рівняння реакцій.

б) В пробірку налейте 1-2 мл розчину купрум сульфату і по каплям 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 РОБОТА № 2

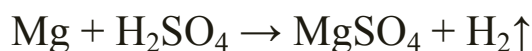
### ОБ'ЄМНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ

#### 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 :  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .
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.

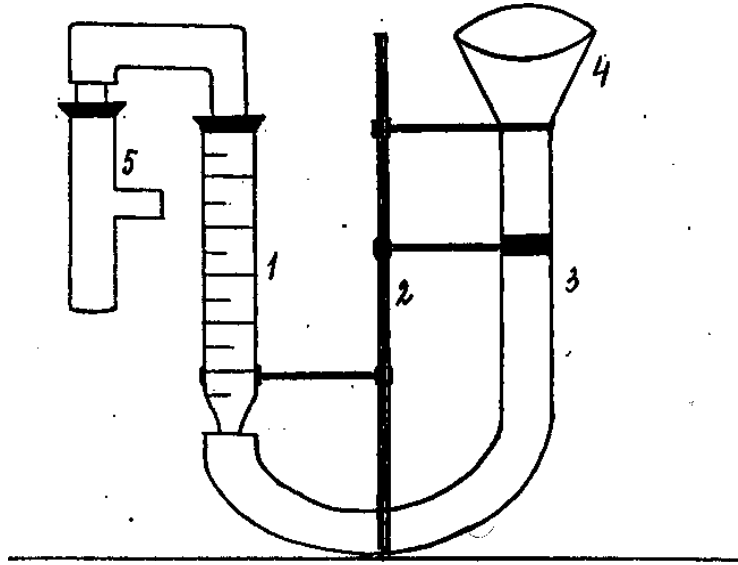


Рис.1. Прилад для вимірювання молярної маси еквівалента металу

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 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, 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 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.

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

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

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

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**

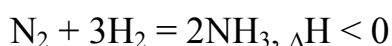
**Контрольні питання і задачі**

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?

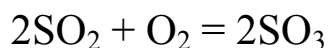
7. Запишіть математичний вираз константи рівноваги для наступних реакцій:  $N_2 + O_2 = 2NO, \Delta H > 0$



Як зміститься рівновага кожної з реакцій, якщо

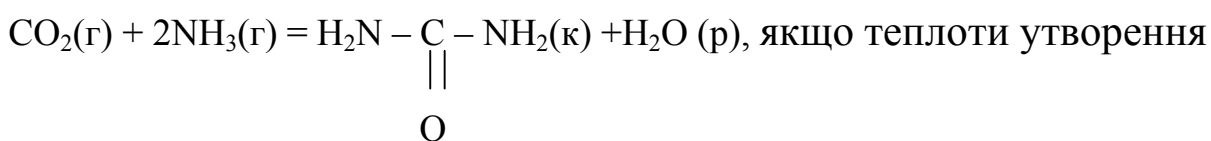
- а) підвищити температуру;
- б) зменшити тиск ?

8. Запишіть математичний вираз для швидкості прямої реакції



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

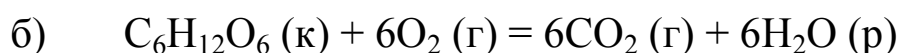
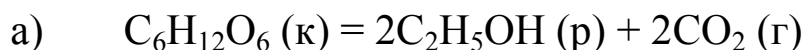
9. Обчисліть тепловий ефект процесу синтезу сечовини





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

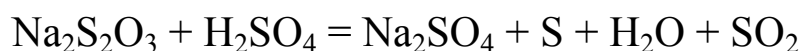


Теплоти утворення глюкози і етанолу відповідно дорівнюють “– 1273 кДж/моль” та “– 277,6 кДж/моль”. Яка з цих реакцій дає організму більше енергії?

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

Візьміть 3 пробірки, пронумеруйте їх. В першу налийте 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 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 з стакана не виймати). Зазначте час з моменту зливання розчинів до утворення муті. Проведіть ще 2 аналогічних досліди при температурах на 10 і 20 градусів вище, ніж у першому досліді. Результати дослідів занесіть в таблицю.

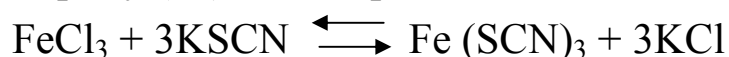
## Залежність швидкості реакції від температури

№ дослід у	Об'єм розчину, мл		Температура, °С	Час утворення муті, 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					

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 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 налийте 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  
добавленого реактиву

Номер пробірки	Добавлений реактив	Зміна інтенсивності забарвлення (посилення, послаблення)	Напрямок зміщення рівноваги (вліво, вправо)
1	$\text{FeCl}_3$		
2	$\text{KSCN}$		
3	$\text{KCl}$		

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

Складіть математичний вираз для константи рівноваги реакції, що вивчається.

МОДУЛЬ 2 «РОЗЧИНИ. РЕАКЦІЇ ОКИСНЕННЯ-  
ВІДНОВЛЕННЯ»

**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 єодномолярний 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 їдкого 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  $50^\circ\text{C}$ , 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  $\text{NaCl}$  шляхом розчинення солі у воді.
2. Приготування розчину певної молярної концентрації еквівалента  $\text{NaCl}$  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

$$\begin{array}{l} x \text{ г} \\ x = 100 \cdot 75 / 48 = 187,5 \text{ г.} \end{array} \quad \text{–75 г мідного купоросу}$$

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

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

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 густину 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 кожну з них по 2 мл дистильованої води. Додайте в кожну пробірку фенолфталеїн, метилоранж і універсальний індикаторний папір. Спостерігайте забарвлення індикаторів у дистильованій воді, запишіть колір розчину в таблицю.

Візьміть 3 інші пробірки і налейте в кожну з них по 2 мл натрій гідроксиду. Додайте в кожну 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 <sub>2</sub> 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 налейте 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 налейте 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 налейте 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.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

### 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? Наведіть приклади.
5. Чи зміниться середовище розчину за розчинення у воді солей KCN, CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>, CaCl<sub>2</sub>, MnSO<sub>4</sub>, NaI? Складіть відповідні рівняння реакцій.
6. Ступінчастий гідроліз. Наведіть приклади ступінчастого гідролізу солей.
7. Які із зазначених солей KClO<sub>4</sub>, NaCN, Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, FeCl<sub>2</sub>, KNO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>Cl підлягають гідролізу? Напишіть відповідні рівняння реакцій гідролізу солей. Вкажіть середовище внаслідок гідролізу солей.
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 C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>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 рН = 2,80,  
 $K_d = 6.5 \cdot 10^{-5}$
10. Чи змінюється рН 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? 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.

## **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 у 2 пробірках і зробіть висновок про вплив температури на гідроліз солей. Визначте константу і ступінь гідролізу солі ( $C=0,01M$ )

## **ДОСЛІД 3. Вплив розбавлення розчину на гідроліз солей**

Налийте в пробірку 1 мл концентрованого розчину бісмут нітрату і розбавте його в 4-6 разів водою. Спостерігається утворення білого осаду основної солі бісмута  $Bi(OH)_2NO_3$

Розчиніть осад, діючи на нього краплями нітратною кислотою. Уникайте надлишку кислоти.

Додайте до добутого розчину невеликими порціями воду до утворення осаду. Складіть рівняння реакцій у молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді.

## **ДОСЛІД 4. Взаємодія металів з продуктами гідролізу солей**

В одну пробірку налейте 2 мл розчину алюміній хлориду, в другу – розчин натрій карбонату, в третю – розчин натрій хлориду. В кожен пробірку додайте зачищений алюміній і вміст пробірок нагрійте.

Де спостерігається взаємодія алюмінію з розчином солі і чим це можна пояснити?

Складіть рівняння реакцій у молекулярній, повній іонній і скороченій іонній формах.

## ЛАБАРАТОРНА РОБОТА №7

### ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

#### Контрольні питання та завдання

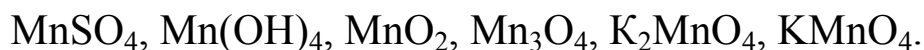
1. На основі електронної теорії поясніть суть процесів окиснення і відновлення.

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

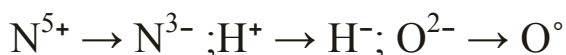
3. Що таке окисно-відновна двоїстість? Які елементи володіють цією властивістю?

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:

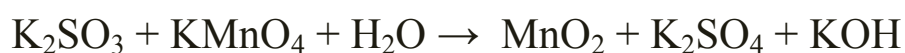
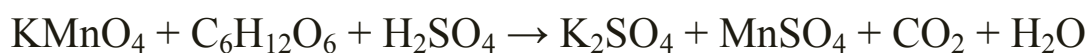


Нітрифікація або перетворення амоніаку (амонію) в нітрати відбувається за схемою



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 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 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 $H_2O_2$**

Налійте 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 № 8

### Загальні властивості металів

#### Контрольні питання та завдання

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 боротьби з корозією.

## 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 налийте розчин купрум (II) сульфату. В одну з них опустіть цинк, а в іншу – залізо. Поясніть спостереження.

б) У дві пробірки налийте 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 налийте 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 синьогокольору. 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 налийте 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 досліду.

**РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА**

1. Ямборак Р. С. Хімія : навч. – метод. посіб. / Р. С.Ямборак – Кам'янець-Подільський : ФОП Сисин Я. І., 2014. – 524 с.
2. Ковальчук І. С. Неорганічна хімія : навч. – метод. посіб. / І. С. Ковальчук, С. В. Гончарук, Н. П. Гирина. – К. : ВСВ “ Медицина”, 2017. – 80 с.
3. Загальна та біонеорганічна хімія / О. І. Карнаухов, Д. О. Мельничук, К.О.Чеботько, В. А. Копілевич. – Вінниця : Нова книга, 2003. – 544 с.
4. Буря О. І. Біонеорганічна хімія / О. І. Буря, О. П. Чигвінцева. – Дніпропетровськ : Наука і освіта, 2002. – 306 с.
5. Загальна хімія / О. І. Буря, М. Ф. Повхан, О. П. Чигвінцева, Н. М. Антрапцева. – Дніпропетровськ : Пороги, 2005. – 360 с.
6. Загальна та неорганічна хімія : в 2-х ч. / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських, С. В. Іванов. – К. : Педагогічна преса, 2002.  
Ч.І – 520 с.;  
Ч.ІІ – 784 с.
7. Буря О. І. Практикум з неорганічної та аналітичної хімії / О. І. Буря. – Дніпропетровськ : Навчальна книга, 2004. – 103 с.
8. Гирина Н. П. Неорганічна хімія : практикум / Н. П. Гирина, І. В. Туманова. – К. : ВСВ “ Медицина”, 2013. – 184 с.
9. Левітін Є. Я. Загальна та неорганічна хімія / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключев. – Вінниця : Нова книга, 2003. – 468 с.
10. Неділько С. А. Загальна та неорганічна хімія. Задачі та вправи / С. А.Неділько, П. П. Попель . – К. : Вища школа, 2002. – 249 с.
11. Гирля Л. М. Методичні рекомендації для самостійної роботи з неорганічної та аналітичної хімії (модуль 1 та модуль 2) студентам 1 курсу агрономічного і зооінженерного факультетів спеціальностей 6.130100 та 6.130200 / Л. М. Гирля – Миколаїв: МДАУ, 2003. – 57с.

## 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
HBO <sub>2</sub>	Метаборна	BO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Метаборат
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Ортоборна	[B(OH) <sub>4</sub> ] <sup>-</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
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
H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Дифосфатна	P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>4-</sup>	Дифосфат

	(пірофосфатна)	$\text{HP}_2\text{O}_7^{3-}$	(пірофосфат) Гідрогендифосфат
$\text{HClO}$	Хлорнуватиста	$\text{ClO}^-$	Гіпохлорит
$\text{HClO}_2$	Хлориста	$\text{ClO}_2^-$	Хлорит
$\text{HClO}_3$	Хлорнувата	$\text{ClO}_3^-$	Хлорат
$\text{HClO}_4$	Хлорна	$\text{ClO}_4^-$	Перхлорат
$\text{HMnO}_4$	Марганцева	$\text{MnO}_4^{2-}$	Перманганат
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	Марганцевиста	$\text{MnO}_4^{2-}$ $\text{HMnO}_4^-$	Манганат Гідрогенманганат
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хромова	$\text{CrO}_4^{2-}$ $\text{HCrO}_4^-$	Хромат Гідрогенхромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромова	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ $\text{HCr}_2\text{O}_7^-$	Дихромат Гідрогендихромат



## Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва

PERIODIC SYSTEM OF ELEMENTS D. I. MENDELĚEV										VII																	
I	1									2	1s	He	Символ елемента		Атомний номер												
	1	<b>H</b> 1.0079 ГІДРОГЕН									2	1s	<b>He</b> 4.0026	<b>Fe</b> 55.847	26	3d 4s	26	Розподіл електронів по підрівнях, що забудовуються									
	2	<b>Li</b> 6.941 ЛІТІЙ	<b>Be</b> 9.0122 БЕРИЛІЙ	5	III	<b>B</b> 10.811 БОР	6	IV	<b>C</b> 12.011 КАРБОН	7	V	<b>N</b> 14.007 НІТРОГЕН	8	VI	<b>O</b> 15.999 ОКСИГЕН	9	VII	<b>F</b> 18.998 ФЛУОР	10	2s 2p	<b>Ne</b> 20.179 НЕОН	Атомна маса	Назва елемента				
	3	<b>Na</b> 22.990 НАТРІЙ	<b>Mg</b> 24.305 МАГНІЙ	13	III	<b>Al</b> 26.982 АЛЮМІНІЙ	14	III	<b>Si</b> 28.086 СИЛІЦІЙ	15	III	<b>P</b> 30.974 ФОСФОР	16	III	<b>S</b> 32.066 СУЛЬФУР	17	III	<b>Cl</b> 35.453 ХЛОР	18	3s 3p	<b>Ar</b> 39.948 АРГОН						
IV	4	<b>K</b> 39.098 КАЛІЙ	<b>Ca</b> 40.078 КАЛЬЦІЙ	21	III	<b>Sc</b> 44.956 СКАНДІЙ	22	III	<b>Ti</b> 47.88 ТИТАН	23	III	<b>V</b> 50.942 ВАНАДІЙ	24	III	<b>Cr</b> 51.996 ХРОМ	25	III	<b>Mn</b> 54.938 МАНГАН	26	3d 4s	<b>Fe</b> 55.847 ФЕРУМ	27	3d 4s	<b>Co</b> 58.933 КОБАЛЬТ	28	3d 4s	<b>Ni</b> 58.69 НІКЕЛЬ
	5	29	<b>Cu</b> 63.546 КУПРУМ	30	3d 4s	<b>Zn</b> 65.39 ЦИНК	31	4s 4p	<b>Ga</b> 69.723 ГАЛІЙ	32	4s 4p	<b>Ge</b> 72.59 GERMANIY	33	4s 4p	<b>As</b> 74.922 АРСЕН	34	4s 4p	<b>Se</b> 78.96 СЕЛЕН	35	4s 4p	<b>Br</b> 79.904 БРОМ	36	4s 4p	<b>Kr</b> 83.80 КРИПТОН			
V	6	<b>Rb</b> 85.468 РУБІДІЙ	<b>Sr</b> 87.62 СТРОНЦІЙ	39	4d 5s	<b>Y</b> 88.906 ІТРІЙ	40	4d 5s	<b>Zr</b> 91.224 ЦИРКОНІЙ	41	4d 5s	<b>Nb</b> 92.906 НІОБІЙ	42	4d 5s	<b>Mo</b> 95.94 МОЛІБДЕН	43	4d 5s	<b>Tc</b> [99] ТЕХНЕЦІЙ	44	4d 5s	<b>Ru</b> 101.07 РУТЕНІЙ	45	4d 5s	<b>Rh</b> 102.91 РОДІЙ	46	4d 5s	<b>Pd</b> 106.42 ПАЛАДІЙ
	7	47	<b>Ag</b> 107.87 АРГЕНТУМ	48	4d 5s	<b>Cd</b> 112.41 КАДМІЙ	49	5s 5p	<b>In</b> 114.82 ІНДІЙ	50	5s 5p	<b>Sn</b> 118.71 СТАНУМ	51	5s 5p	<b>Sb</b> 121.75 СТИБІЙ	52	5s 5p	<b>Te</b> 127.60 ТЕЛУР	53	5s 5p	<b>I</b> 126.90 ЙОД	54	5s 5p	<b>Xe</b> 131.29 КСЕНОН			
VI	8	<b>Cs</b> 132.91 ЦЕЗІЙ	<b>Ba</b> 137.33 БАРІЙ	57	5d 6s	<b>La</b> 138.91 ЛАНТАН	72	5d 6s	<b>Hf</b> 178.49 ГАФНІЙ	73	5d 6s	<b>Ta</b> 180.95 ТАНАЛ	74	5d 6s	<b>W</b> 183.85 ВОЛЬФРАМ	75	5d 6s	<b>Re</b> 186.21 РЕНІЙ	76	5d 6s	<b>Os</b> 190.2 ОСМІЙ	77	5d 6s	<b>Ir</b> 192.22 ІРИДІЙ	78	5d 6s	<b>Pt</b> 195.08 ПЛАТИНА
	9	79	<b>Au</b> 196.97 АУРУМ	80	5d 6s	<b>Hg</b> 200.59 МЕРКУРІЙ	81	6s 6p	<b>Tl</b> 204.38 ТАЛІЙ	82	6s 6p	<b>Pb</b> 207.2 ПЛЮМБУМ	83	6s 6p	<b>Bi</b> 208.98 БІСМУТ	84	6s 6p	<b>Po</b> [209] ПОЛОНІЙ	85	6s 6p	<b>At</b> [210] АСТАТ	86	6s 6p	<b>Rn</b> [222] РАДОН			
VII	10	<b>Fr</b> [223] ФРАНЦІЙ	<b>Ra</b> 226.03 РАДІЙ	89	6d 7s	<b>Ac</b> [227] АКТИНІЙ	104	6d 7s	<b>Rf</b> [261] РЕЗЕРФОРДІЙ	105	6d 7s	<b>Db</b> [262] ДУБНІЙ	106	6d 7s	<b>Sg</b> [263] СІБОРГІЙ	107	6d 7s	<b>Bh</b> [262] БОРІЙ	108	6d 7s	<b>Hs</b> [265] ГАСІЙ	109	6d 7s	<b>Mt</b> [266] МАЙТНЕРІЙ	110	6d 7s	<b>Uun</b> УНУНІЛІЙ
* 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] НЕПТУНІЙ	<b>Pu</b> [244] ПЛУТОНІЙ	<b>Am</b> [243] АМЕРИЦІЙ	<b>Cm</b> [247] КЮРІЙ	<b>Bk</b> [247] БЕРКЛІЙ	<b>Cf</b> [251] КАЛФОРНІЙ	<b>Es</b> [252] ЕЙНШТЕЙНІЙ	<b>Fm</b> [257] ФЕРМІЙ	<b>Md</b> [258] МЕНДЕЛІВІЙ	<b>No</b> [259] НОБЕЛІЙ	<b>Lr</b> [260] ЛОУРЕНСІЙ												

## Розчинність кислот, солей і основ у воді

Катіони	Аніони												
	<i>OH</i>	<i>F<sup>-</sup></i>	<i>Cl<sup>-</sup></i>	<i>Br<sup>-</sup></i>	<i>I<sup>-</sup></i>	<i>S<sup>2-</sup></i>	<i>SO<sub>3</sub><sup>2-</sup></i>	<i>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></i>	<i>NO<sub>3</sub><sup>-</sup></i>	<i>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></i>	<i>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></i>	<i>SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup></i>	<i>CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup></i>
<i>H<sup>+</sup></i>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>NH<sub>4</sub><sup>+</sup></i>	-	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	-	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	-	<b>P</b>
<i>Na<sup>+</sup></i>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>
<i>K<sup>+</sup></i>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>
<i>Mg<sup>2+</sup></i>	<b>M</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Ca<sup>2+</sup></i>	<b>M</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>M</b>	<b>B</b>	<b>M</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Ba<sup>2+</sup></i>	<b>P</b>	<b>M</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Al<sup>3+</sup></i>	<b>B</b>	<b>M</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	-	-	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	-	<b>B</b>	<b>M</b>
<i>Cr<sup>3+</sup></i>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	-	-	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	-	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Zn<sup>2+</sup></i>	<b>B</b>	<b>M</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Mn<sup>2+</sup></i>	<b>B</b>	<b>M</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Co<sup>2+</sup></i>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Ni<sup>2+</sup></i>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Fe<sup>2+</sup></i>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Fe<sup>3+</sup></i>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	-	-	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Cd<sup>2+</sup></i>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Hg<sup>2+</sup></i>	-	-	<b>P</b>	<b>M</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	-	<b>P</b>
<i>Cu<sup>2+</sup></i>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Ag<sup>+</sup></i>	-	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>M</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>
<i>Sn<sup>2+</sup></i>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	-	<b>P</b>	-	<b>B</b>	-	-	<b>P</b>
<i>Pb<sup>2+</sup></i>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>M</b>	<b>M</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>B</b>	<b>P</b>

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

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

**B** – 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	$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль
H <sub>2</sub>	<u>Газ</u>	0
H <sub>2</sub> O	<u>Газ</u>	-241,8
H <sub>2</sub> O	<u>Рідина</u>	-285,8
HCl	<u>Газ</u>	-92,3
NH <sub>3</sub>	<u>Газ</u>	-46,2
C(графіт)	Крист.	0
C(алмаз)	Крист.	1,828
CO	<u>Газ</u>	-110,5
CO <sub>2</sub>	<u>Газ</u>	-393,5
CH <sub>4</sub>	<u>Газ</u>	-74,9
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	<u>Газ</u>	52,28
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	<u>Газ</u>	265,8
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	<u>Газ</u>	-80,7
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	<u>Рідина</u>	-277,6
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	<u>Рідина</u>	49,4
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	Крист.	-1273,0
CH <sub>3</sub> COOH	<u>Рідина</u>	-487,0
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Крист.	-821,32
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	Крист.	-1117,0
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	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	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Br}_2$	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$	+1,07
$\text{I}_2$	$\text{I}_2 + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$	+0,54
$\text{O}_2$	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+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

**Для нотаток:**

**Для нотаток:**

**Для нотаток:**

Навчальне видання

## **НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА 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.