

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ХЕРСОНСЬКИЙ ДЕРЖАНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
Медичний факультет**

**Вишневська Л.В.  
Попович Т.А.**

# **ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ (ЧАСТИНА 1. Загальна хімія)**

Лабораторний практикум  
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти  
фармацевтичних спеціальностей галузі знань 22 Охорона здоров'я  
(денна та заочна форми навчання)

УДК 546(076.5)  
В55

*Рекомендовано Вченою радою Херсонського державного університету  
в якості лабораторного практикуму із загальної та неорганічної хімії для здобувачів першого  
(бакалаврського) рівня вищої освіти фармацевтичних спеціальностей  
галузі знань 22 Охорона здоров'я денної та заочної форм навчання  
(від 29.11.2021 р., протокол № 7)*

**Автори:**

**Вишневська**

**Людмила Василівна** – кандидатка педагогічних наук, доцентка кафедри хімії та фармації Херсонського державного університету;

**Попович**

**Тетяна Анатоліївна** – кандидатка технічних наук, доцентка кафедри хімії та фармації Херсонського державного університету

**Рецензенти:**

**Єзіков В.І.** – доктор хімічних наук, професор, завідувач кафедри хімії Миколаївського національного університету ім. В.О.Сухомлинського

**Повстяной В. М.** – кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімічних технологій, експертизи та безпеки харчової продукції Херсонського національного технічного університету

Вишневська Л.В., Попович Т.А.

**В55** Загальна та неорганічна хімія (Частина 1. Загальна хімія): Лабораторний практикум для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти фармацевтичних спеціальностей галузі знань 22 Охорона здоров'я (денна та заочна форми навчання). – Херсон: Айлант, 2021. – 196 с.  
ISBN 978-966-630-299-4

Лабораторний практикум призначений для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальності 226 Фармація, промислова фармація до виконання лабораторних робіт з освітньої компоненти «Загальна та неорганічна хімія».

Практикум містить програму курсу, короткі теоретичні відомості до окремих розділів програми, комплекс лабораторних робіт з методичними вказівками до їх практичного виконання і правилами безпеки, контрольні запитання для самостійної роботи студентів у формі питань, вправ та тестових завдань.

Рекомендовано для аудиторної та позааудиторної (самостійної) роботи здобувачів.

УДК 546(076.5)

ISBN 978-966-630-299-4

© Вишневська Л.В., 2021

© Попович Т.А., 2021

## ЗМІСТ

ВСТУП.....	5
------------	---

### РОЗДІЛ 1

<b>ОСНОВИ ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ</b> .....	8
-------------------------------------	---

<b>1.1. Програмні питання</b> .....	8
-------------------------------------	---

<b>1.2. Тематика та зміст лабораторних робіт</b> .....	12
--	----

Лабораторна робота № 1 Правила роботи та техніка безпеки в лабораторії загальної та неорганічної хімії, хімічний посуд.....	12
---	----

Лабораторна робота № 2 Обладнання, прийоми та операції проведення хімічного експерименту .....	25
--	----

Лабораторна робота № 3 Загальні прийоми роботи з газами.....	38
--	----

Лабораторна робота № 4 Очистка речовин: перекристалізація, перегонка, сублімація.....	47
---	----

Лабораторна робота № 5 Загальні властивості розчинів .....	54
--	----

Лабораторна робота № 6 Визначення густини рідких, твердих, газуватих речовин та водних розчинів .....	59
---	----

Лабораторна робота № 7 Приготування розчинів .....	62
--	----

Лабораторна робота № 8 Визначення кристалізаційної води в кристалогідратах.....	69
---	----

Лабораторна робота № 9 Визначення числа йонів, які можна побачити неозброєним оком.....	73
---	----

Лабораторна робота № 10 Класи неорганічних сполук.....	77
--	----

Лабораторна робота № 11 Добування і дослідження властивостей комплексних сполук .....	84
---	----

Лабораторна робота № 12 Окисно-відновні процеси .....	92
---	----

Лабораторна робота № 13 Йонні рівноваги в розчинах електролітів .....	99
---	----

Лабораторна робота № 14 Гідроліз солей .....	108
--	-----

Лабораторна робота № 15 Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага для оборотних процесів .....	113
--	-----

### РОЗДІЛ 2

<b>ТЕОРЕТИЧНІ ПИТАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО ОПРАЦЮВАННЯ</b> .....	118
--	-----

<b>2.1. Основні хімічні поняття і закони хімії</b> .....	118
--	-----

<b>2.2. Будова атому, періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва</b> .....	127
--	-----

<b>2.3. Хімічний зв'язок</b> .....	130
------------------------------------	-----

<b>РОЗДІЛ 3</b>	
<b>ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ ТРЕНІНГУ, САМОКОНТРОЛЮ</b>	
<b>ТА КОНТРОЛЮ ЗАСВОЄННЯ ПРОГРАМНОГО МАТЕРІАЛУ</b>	
<b>РОЗДІЛУ «ОСНОВИ ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ» .....</b>	<b>135</b>
<b>3.1. Основні хімічні поняття і закони хімії .....</b>	<b>135</b>
<b>3.2. Будова атому, періодичний закон і періодична система хімічних</b>	
<b>елементів Д.І.Менделєєва .....</b>	<b>139</b>
<b>3.3. Хімічний зв'язок .....</b>	<b>143</b>
<b>3.4. Класи хімічних сполук .....</b>	<b>146</b>
<b>3.5. Основи хімічної кінетики і термодинаміки .....</b>	<b>149</b>
<b>3.6. Розчини. Загальні властивості розчинів .....</b>	<b>152</b>
<b>3.7. Розчини. Електролітична дисоціація .....</b>	<b>155</b>
<b>3.8. Розчини. Гідроліз солей. ....</b>	<b>158</b>
<b>3.9. Окисно-відновні реакції .....</b>	<b>161</b>
<b>3.10. Комплексні сполуки .....</b>	<b>165</b>
<b>ДОДАТКИ.....</b>	<b>168</b>
<b>РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА.....</b>	<b>194</b>

---

## ВСТУП

---

Навчально-методичне видання лабораторного практикуму з загальної та неорганічної хімії, яке створено викладачами кафедри хімії та фармації Херсонського державного університету, призначено здобувачам фармацевтичних спеціальностей галузі знань 22 Охорона здоров'я для підготовки з хімії.

Зміст практикуму відповідає авторській програмі, затвердженій Вченою радою Херсонського державного університету (Протокол від 20 грудня 2019 р. №6).

Головною метою викладання освітньої компоненти «Загальна та неорганічна хімія» є формування наукового світогляду здобувачів вищої освіти, здатність їх до теоретичного мислення з причинно-наслідковим підходом, а також формування практичних навичок і вмінь при проведенні експериментальної роботи, які є необхідними в майбутній діяльності фахівця фармацевтичної галузі. Крім того, виконання завдань лабораторного практикуму надасть змогу сформуванню навички в організації та проведенні як аудиторної, так і позааудиторної самостійної роботи.

Вивчення хімії на першому курсі здобувачами спеціальності 226 Фармація, промислова фармація створює передумови для опанування циклом хімічних (аналітична хімія, фізична та колоїдна хімія, фармацевтична хімія) та біологічних дисциплін (анатомія, фізіологія, гігієна, біохімія, генетика, основи молекулярної біології) і складає важливий етап у формуванні майбутнього фахівця – працівника фармацевтичної сфери.

Структура лабораторного практикуму «Загальна та неорганічна хімія» представлена трьома розділами: «Основи загальної хімії», «Теоретичні питання для самостійного опрацювання» та «Тестові завдання для тренінгу, самоконтролю та контролю засвоєння програмного матеріалу з розділу «Основи загальної хімії». До першого розділу входять короткі теоретичні відомості та лабораторні роботи з окремих тем загальної хімії. Друга частина практикуму присвячена вивченню хімічних властивостей елементів та їх сполук, зокрема тих, які використовують у фармацевтичній практиці та медицині. Кожний розділ практикуму вміщує також перелік основних теоретичних питань теми та завдання для самоконтролю, які дають можливість студентам перевірити рівень засвоєних знань відповідної теми:

1. Основні хімічні поняття та закони хімії.
2. Будова атому, періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва.
3. Хімічний зв'язок.
4. Класи хімічних сполук.
5. Основи хімічної кінетики і термодинаміки.
6. Розчини. Загальні властивості розчинів.
7. Розчини. Електролітична дисоціація
8. Розчини. Гідроліз солей.
9. Окисно-відновні процеси.
10. Комплексні сполуки.

До кожної з тем розроблено тестові завдання, питання яких слугують орієнтиром в процесі вивчення теоретичного матеріалу, методом активного

навчання у вигляді тренінгу (самоконтролю), а також формою контролю знань студентів за рівнем засвоєння навчального матеріалу.

Матеріал лабораторного практикуму розроблено з урахуванням наявності у студентів необхідної базової підготовки з хімії в об'ємі програми рівня стандарту закладів загальної середньої освіти, тому окремі теми освітньої компоненти винесені на самостійне опрацювання («Основні хімічні поняття та закони хімії», «Будова атому, періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва», «Хімічний зв'язок»).

Виконання запропонованих лабораторних робіт сприяє опануванню здобувачами методами хімічного аналізу, полегшує вивчення теоретичного курсу, створює умови для більш повного розуміння теоретичних і практичних проблем сучасної фармації та сприяє формуванню вмінь і навичок для виконання експериментальних досліджень у фармації.

Загальними вимогами до виконання лабораторних робіт практикуму є:

1. свідоме дотримання правил техніки безпеки при роботі в лабораторії загальної та неорганічної хімії (правила техніки безпеки приведені в лабораторній роботі №1);

2. опрацювання відповідного теоретичного матеріалу, що стосується теми кожної лабораторної роботи перед її виконанням;

3. ознайомлення зі змістом теоретичних викладок практикуму до даної роботи;

4. написання рівнянь реакцій до кожного дослідження в лабораторному практикумі;

5. формулювання відповідей на контрольні запитання, які наведені в кінці кожної теми;

6. ведення лабораторного журналу, який для переважної більшості лабораторних робіт оформлюється у вигляді таблиці 1.

Таблиця 1

### Оформлення лабораторного журналу

Тема лабораторної роботи:				
Мета:				
№ досліду	Назва дослідження та хід виконання експерименту	Рівняння реакцій	Спостереження	Висновки
1	2	3	4	5

**Примітка:** пункти 1,2,3 (табл. 1) заповнюються під час підготовки до виконання лабораторної роботи, а пункти 4 і 5 – безпосередньо у процесі дослідження.

Зміст запропонованих лабораторних робіт повністю відповідає вимогам до підготовки спеціалістів даного фаху. Як правило, кожна з експериментальних робіт містить короткі теоретичні викладки, пояснення ходу виконання дослідів та відповідні формули для розрахунків.

Тестові завдання, що наводяться в окремих розділах практикуму, містять питання загальнотеоретичної підготовки, завдання з практичними розрахунками та

питання професійної спрямованості відповідно до Державної Фармакопеї України, що слугує комплексом-тренінгом при опануванні новим теоретичним матеріалом в процесі самоконтролю знань студентів, а також при підготовці до семестрового контролю.

В лабораторному практикумі застосовується сучасна міжнародна номенклатура і класифікація хімічних речовин відповідно до IUPAC, міжнародна система фізичних величин та їх одиниць, сучасна хімічна термінологія.

Лабораторний практикум рекомендується для здобувачів закладів вищої освіти фармацевтичних спеціальностей, а також може бути використаний студентами біологічних, екологічних та медичних спеціальностей.

---

## РОЗДІЛ 1

# ОСНОВИ ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ

---

### *1.1. ПРОГРАМНІ ПИТАННЯ*

#### **1. Основні хімічні поняття та закони хімії.**

Предмет і задачі хімії. Сучасна хімія та її значення у розвитку цивілізації. Структурні частинки речовини: атоми, молекули, йони, їх розміри та маси. Хімічний елемент. Символи та назви хімічних елементів. Відносні атомні та відносні молекулярні (формульні) маси.

Прості та складні речовини як форми існування хімічного елемента у природі та навколишньому середовищі. Явище алотропії.

Чисті речовини та суміші. Склад сумішей.

Хімічні та фізичні явища. Хімічні реакції. Хімічні рівняння. Класифікація хімічних реакцій.

Закон збереження маси та енергії. Закон сталості складу речовини. Дальтоніди та бертоліди. Закон простих об'ємних відношень.

Закон Авогадро та висновки з нього. Стала Авогадро. Моль – одиниця кількості речовини. Молярна маса та молярний об'єм.

Еквівалент. Закон еквівалентів та його застосування. Валентність. Співвідношення між молярною масою, еквівалентом та молярною масою еквіваленту. Стехіометричні розрахунки.

#### **2. Будова атому, періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва.**

Уявлення про атом як складну систему. Відкриття електрона. Радіоактивність. Значення робіт Бора та Резерфорда у розвитку вчення про будову атому. Планетарна модель будови атому, її позитивні та негативні моменти. Квантово-механічна модель будови атому. Стан електрона в атомі – квантові числа. Фізичний зміст квантових чисел.

Поняття про електронну хмару. Атомні орбіталі (АО). Основний і збуджений стани атомів. Форми і просторова орієнтація s-, p-, d-, f-орбіталей.

Принципи та порядок заповнення електронами орбіталей. Електронні формули. Атомні радіуси. Розміри атомів та йонів.

Перші спроби класифікації хімічних елементів. Відкриття періодичного закону Д.І. Менделєєва. Формулювання періодичного закону. Структура періодичної система хімічних елементів. Групи та періоди.

Зв'язок між положенням хімічного елемента в періодичній системі з електронною будовою його атома. Особливості електронних конфігурацій атомів елементів А і В груп. Вплив електронної будови атому на властивості елементів.

Періодичність зміни властивостей елементів як прояв періодичності зміни електронних конфігурацій атомів. Зміна радіусів, енергії іонізації, спорідненості до електрону та електронегативності атомів елементів із збільшенням протонного числа. Розкриття реально існуючого загального природнього зв'язку між хімічними



елементами у періодичній системі. Відображення у періодичній системі хімічних елементів філософського закону переходу кількісних змін у якісні.

Значення відкриття періодичного закону для розвитку хімічної науки.

### **3. Хімічний зв'язок**

Історичний розвиток поглядів дослідників на природу хімічного зв'язку. Основні характеристики хімічного зв'язку: довжина, валентний кут, енергія. Типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний, металевий, водневий. Кратність зв'язку.

Полярний та неполярний ковалентний зв'язки. Дипольний момент. Властивості ковалентного зв'язку: насиченість, напрямленість, поляризуємість. Механізми утворення ковалентного зв'язку: обмінний та донорно-акцепторний.  $\sigma$ - та  $\pi$ -зв'язки. Гібридизація атомних орбіталей.

Типи кристалічних ґраток. Йонний зв'язок. Катіони та аніони. Властивості йонного зв'язку.

Валентність. Ступінь окиснення.

Водневий зв'язок. Міжмолекулярні та внутрішньомолекулярні зв'язки. Металічний зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія.

Агрегатний стан. Особливості речовин з йонними, атомними, молекулярними та металічними ґратками.

### **4. Класи хімічних сполук.**

Різні підходи до класифікації речовин. Класифікація чистих речовин на неорганічні і органічні. Відносність такої класифікації.

Класифікація простих речовин. Метали і неметали.

Склад, будова, класифікація складних сполук: оксиди, основи, кислоти, солі, пероксиди, галогеніди, нітриди, карбіди, гідриди.

Загальні фізичні та типові хімічні властивості оксидів, основ, кислот, солей.

Номенклатура різних класів неорганічних сполук.

Оксиди, основи, кислоти, солі у природі: знаходження, функції. Оксиди, основи, кислоти, солі у житті людини: зберігання, небезпечність, біологічна роль.

Добування оксидів, основ, кислот, солей. Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук.

### **5. Основи хімічної кінетики і термодинаміки.**

Поняття про властивості хімічних процесів (кінетика, енергетика та хімічна рівновага) та певні можливості управління ними.

Ендо- та екзотермічні процеси, їх залежність від енергії хімічних зв'язків учасників хімічних реакцій.

Поняття про швидкість хімічних реакцій, її кількісний вираз та одиниці вимірювання. Залежність швидкості хімічних реакцій від різних чинників: природи учасників хімічного процесу, концентрації реагуючих речовин для гомогенних систем, площі поверхні реагентів для гетерогенних систем, температури, каталізаторів чи інгібіторів.

Поняття про константу швидкості хімічної реакції.

Поняття про активні структурні частинки реагентів та енергію активації.

Коротка характеристика процесів каталізу, його види: гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний.

Характеристика ферментів як окремого виду каталізаторів білкової природи. Значення ферментів для життєдіяльності живих організмів.

Зворотні і незворотні хімічні процеси. Стан хімічної рівноваги. Константа хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шатальє.

Значення теоретичних положень хімії для можливості управління хімічними процесами.

## **6. Розчини (загальні властивості розчинів, електролітична дисоціація і гідроліз солей).**

Суть поняття «розчини» як одного з видів дисперсних систем. Склад розчинів. Істинні розчини. Штучні та природні розчини. Біологічні рідини.

Механізм процесу розчинення. Сольватація. Роль полярних молекул у процесі розчинення. Енергетика процесу розчинення.

Розчинність твердих речовин у воді. Коефіцієнт розчинності та його залежність від температури. Насичені, ненасичені, пересичені розчини. Насичений розчин як один з видів динамічної рівноважної системи.

Розчинність газоподібних речовин. Залежність розчинності газів від температурного фактору і тиску.

Кристалогідрати. Способи кількісного виразу концентрації розчинів.

Методика приготування розчинів різних видів концентрації.

Стан речовин у розчинах. Теорія електролітичної дисоціації. Електроліти та неелектроліти. Механізм дисоціації речовин з різним типом хімічного зв'язку. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні, середні, слабкі електроліти.

Рівновага в розчинах слабких електролітів. Константа дисоціації.

Кислотний, основний і амфотерний види дисоціації гідроксидів. Залежність характеру електролітичної дисоціації від полярності окремих хімічних зв'язків у структурній частинці речовини. Ряд електронегативності хімічних елементів. Фактори, що впливають на ступінь дисоціації.

Кислоти, основи, солі з позиції теорії електролітичної дисоціації. Поняття ступеневої дисоціації.

Реакції у розчинах електролітів (йонні реакції). Напрямок реакцій у розчинах електролітів.

Електролітична дисоціація води. Поняття йонного добутку води. Водневий показник як критерій характеристики активної реакції середовища розчинів: кислої, нейтральної, лужної. Вплив водневого показника на здійснення хімічних і біологічних процесів.

Роль води в біологічних процесах. Гідроліз солей як окремий випадок зворотньої взаємодії речовин з водою та його види. Ступінь і константа гідролізу. Значення гідролізу у хімічних і біологічних процесах.

Буферні розчини. Механізм дії буферних систем. Буферні системи живих організмів

## **7. Окисно-відновні процеси.**

Реакції, що відбуваються зі зміною ступеня окиснення атомів в хімічних реакціях. Основні групи окисників та відновників. Процеси окиснення та відновлення.

Класифікація окисно-відновних реакцій: міжмолекулярного окиснення-відновлення, внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення та диспропорціювання. Правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Методи

розрахунку коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних процесів. Вплив активної реакції середовища на характер продуктів окиснення і відновлення.

Залежність напряму окисно-відновних реакцій у розчинах від значень стандартних електродних потенціалів окисника і відновника.

Визначення можливостей здійснення окисно-відновних реакцій у розчинах при розрахунку електрорушійних сил на основі значень стандартних електродних потенціалів окисника і відновника.

Хімічні реакції взаємодії металів (ряд стандартних електродних потенціалів) з кислотами і солями у водних розчинах як окремі випадки окисно-відновних процесів.

Значення окисно-відновних процесів для живих і неживих систем. Окисно-відновні реакції в хімічному аналізі та аналізі лікарських препаратів.

## **8. Комплексні сполуки.**

Суть поняття комплексних сполук. Будова комплексних сполук з позиції координаційної теорії. Комплексоутворювач (центральний атом чи йон), ліганди, координаційне число, внутрішня та зовнішня сфери. Типові комплексоутворювачі. Нейтральні молекули чи йони як ліганди.

Природа хімічного зв'язку між комплексоутворювачем та лігандами, а також між зовнішньою і внутрішньою сферами комплексу. Заряд комплексного йону та ступінь окиснення комплексоутворювача.

Електролітична дисоціація комплексних сполук. Поняття про константу нестійкості комплексного йону.

Номенклатура катіонних, аніонних та нейтральних комплексів.

Комплексні сполуки у живій природі та фармації.

## **1.2. ТЕМАТИКА ТА ЗМІСТ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ**

### **ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1**

**ТЕМА.** ПРАВИЛА РОБОТИ ТА ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ЛАБОРАТОРІЇ  
ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ, ХІМІЧНИЙ ПОСУД

**МЕТА.** ЗАСВОЄННЯ ОСНОВНИХ ВИМОГ ПРАВИЛ ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПРИ  
РОБОТІ В ЛАБОРАТОРІЇ ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

**ЗАВДАННЯ.**

1. Усвідомити основні правила та техніку безпеки при роботі в хімічній лабораторії.
2. Ознайомитись з правилами надання першої медичної допомоги в разі порушень правил техніки безпечного поводження з групами речовин чи окремими представниками.
3. Ознайомитись зі вмістом аптечки хімічної лабораторії.
4. Ознайомитись з видами хімічного та порцелянового посуду, його призначенням та поводженням з ним.

### **КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ**

#### **1. Мета та загальні правила виконання лабораторного практикуму.**

Для правильного та безпечного проведення лабораторних робіт практикуму здобувачам слід, перш за все, ознайомитися з правилами техніки безпеки при роботі з хімічними речовинами, лабораторним посудом та обладнанням. Це сприятиме правильному підходу до організації та проведення лабораторних дослідів, а також забезпечить глибоке засвоєння теоретичних основ загальної та неорганічної хімії, що, в кінцевому варіанті, сформує у майбутнього фахівця програмні результати навчання.

Слід пам'ятати, що виконанню кожної лабораторної роботи передують всебічна самостійна теоретична підготовка, в процесі якої студент має осмислити той експеримент, проведення якого дасть змогу спостерігати за особливостями хімічного процесу, а також дослідити вплив на нього різних факторів. Важливе місце у підготовці до проведення кожної лабораторної роботи має також добір та обґрунтування необхідних реактивів, розрахунок їх мас чи об'ємів, а відтак, проведення самого експерименту: ретельний нагляд за його перебігом, повний опис явищ, які його супроводжують, та пояснення побаченого (формулювання висновків).

Виконуючи лабораторні дослідження, працювати треба чітко й акуратно, без поспіху, бо, як свідчить досвід, намагання швидкого виконання експерименту часто призводить до помилкових результатів та може привести до порушення правил техніки безпеки.

Глибокий аналіз та осмислення добутих результатів сприяють ефективному засвоєнню хімічних закономірностей, а також запам'ятовуванню властивостей окремих речовин.

Наводимо послідовний перелік дій здобувача при підготовці та проведенні лабораторних робіт:

- 1) опрацювання теоретичного матеріалу (конспекту лекцій чи певного розділу підручника), який стосується теми та змісту лабораторної роботи;
- 2) заповнення ходу роботи у лабораторному журналі, який має бути чітким та

зрозумілим для подальшого користування ним при виконанні лабораторної роботи;

- 3) перевірка перед початком заняття наявності необхідних для роботи реактивів, посуду, приладів;
- 4) виконання кожного досліду лабораторної роботи у повній відповідності до методичних вказівок, наданих викладачем, без відхилень від вказаних умов в описі та з дотримання всіх правил техніки безпеки; умови проведення досліду не можна змінювати без дозволу викладача; в разі появи певних проблем під час виконання роботи, до термінової консультації з викладачем чи лаборантом, виконання експерименту слід призупинити;
- 5) прибирання робочого місця після закінчення роботи (демонтаж приладів, миття хімічного посуду тощо);
- 6) оформлення лабораторного журналу і звітування перед викладачем про завершення роботи.

## **2. Робоче місце студента в хімічній лабораторії.**

Для виконання лабораторного практикуму за кожним студентом закріплюється окреме робоче місце (частина лабораторного столу), оснащене відповідно до проведення хімічних експериментів даної лабораторної роботи практикуму. Прикладом такого оснащення є газовий пальник; набір реактивів, заявлених у конкретній лабораторній роботі; металевий штатив із набором лапок, зажимів та кілець для закріплення на ньому необхідного хімічного посуду тощо.

В ході виконання експериментів робоче місце здобувача має підтримуватись у належному порядку, визначеному санітарно-технічними вимогами.

Слід пам'ятати, що чистота посуду та порядок на робочому місці є запорукою успішного проведення всіх експериментів, як з точки зору науково-навчальної результативності, так і з позиції безпеки.

Узагальнимо основні загальні правила, яких здобувач має дотримуватись при роботі в хімічній лабораторії.

## **3. Загальні правила роботи в хімічній лабораторії.**

1. В лабораторії не можна працювати та залишатися одному.

2. Всі досліди слід проводити в робочому халаті. Це необхідно як з позиції охайності, збереження одягу, так і для збереження здоров'я здобувача в цілому. Через це халат має бути з довгими рукавами, застібатися спереду. Манжети рукавів теж повинні бути на резинці чи застібатися.

3. Не розпочинати виконання досліду (дослідів) без дозволу викладача чи лаборанта.

4. Під час роботи здобувач має підтримувати порядок і чистоту робочого місця та додержуватися всіх необхідних інструкцій з техніки безпеки.

5. Зверніть увагу, користуватися слід лише реактивами, які приготвлені для відповідної лабораторної роботи. Перед використанням реактиву слід уважно вивчити етикетку для встановлення придатності реактиву для даного досліду, наприклад концентрації.

6. Перед використанням реактивів необхідно згадати їх небезпечні властивості: отруйність, вогнебезпечність, здатність до утворення вибухових сумішей з іншими реактивами тощо. Ні в якому разі не можна куштувати жодного

реактиву та препарату. З усіма речовинами слід поводитись як із більш або менш отруйними.

7. Реактиви загального призначення, а також склянки з концентрованими розчинами кислот і лугів, мають знаходитись у витяжній шафі. Приносити їх на робоче місце заборонено. Через це всі роботи з концентрованими розчинами кислот і лугів, з лужними металами, з отруйними речовинами або з речовинами, які мають сильний запах, слід проводити у витяжній шафі.

8. При роботі у витяжній шафі дверцята витяжної шафи необхідно підняти на 1/5-1/4 їх висоти. Після завершення роботи витяжну шафу варто щільно закрити.

9. У разі відсутності вказівок про дозування реактивів для проведення певного досліду, брати їх треба у якомога меншій кількості (масі чи об'єму).

10. Надлишок реактиву висипати (вилити) назад у посудину, з якої він був узятий, не можна. Для цього в лабораторії є спеціальні склянки-збірники.

11. Після взяття реактиву банку або склянку слід відразу поставити на місце, закривши попередньо пробкою.

12. Сухі реактиви слід брати фарфоровими, металевими, скляними ложечками або лопаточками (шпателями), які повинні бути завжди чистими і сухими. Після користування за призначенням їх варто старанно обтерти (краще фільтрувальним папером).

13. Якщо реактив відбирають піпеткою, то не можна тією ж піпеткою, попередньо не вимивши її, відібрати реактив з іншої склянки.

14. При переливанні реактиву не слід нахилитися над посудиною, щоб уникнути попадання крапель рідини на обличчя або одяг.

15. Не нахилитися над посудиною з рідиною, яка при цьому нагрівається, тому що її може зненацька викинути з посудини.

16. При перенесенні хімічного стакану з гарячою рідиною необхідно тримати стакан обома руками, підклавши під дно стакану рушник.

17. Запис спостережень і рівнянь реакцій робити відразу ж після закінчення досліду в лабораторному журналі. Для лабораторного журналу можна використовувати загальний зошит. На обкладинці журналу студент записує своє прізвище і номер групи. Сторінки журналу з правої сторони повинні мати поля шириною 3-4см для зауважень викладача. Висновки по кожному досліду необхідно формулювати відразу по закінченню експерименту.

18. Після закінчення лабораторної роботи студент зобов'язаний вимити хімічний посуд, привести робоче місце в порядок і пред'явити його черговому по лабораторії для перевірки його стану.

19. Черговий, в свою чергу, здає лабораторію лаборанту.

**4. Правила роботи з конкретними речовинами (концентрованими кислотами, твердими та концентрованими лугами, легкозаймистими, вогнебезпечними і вибуховими речовинами).**

1. При роботі з будь-якими хімічними речовинами потрібно бути обережним. Особливо це стосується речовин чи їх розчинів, які офіційно визнані небезпечними за певною ознакою чи групою ознак. Однією з таких речовин є концентрована сульфатна кислота, якій властиві сильні окисні властивості за рахунок Сульфуру в ступені окиснення +6. Через це існує ряд правил, яких слід дотримуватись при проведенні певних операцій з цією речовиною. *При приготуванні розчину сульфатної кислоти*

зконцентрованої сульфатної кислоти слід кислоту вливати у воду, а не навпаки. Це пояснюється тим, що ці дві рідини мають різну густину (густина води менша за густину концентрованої сульфатної кислоти майже у 2 рази), а процес розчинення сульфатної кислоти у воді супроводжується виділенням тепла. У випадку вливання води до кислоти, перші її порції, змішуючись з кислотою, сильно нагріваються, а іноді закипають, розбризкуючись у різні сторони, попадаючи на шкіру, одяг тощо. Це може спричинити хімічний і термічний опіки.

2. Розбавляти концентровану сульфатну кислоту, а також готувати хромову суміш чи виконувати інші операції, пов'язані з виділенням великої кількості тепла, слід лише в термостійкому посуді, виготовленому з тонкостінного скла чи порцеляни. Не дозволяється доливати гарячі рідини у товстостінний хімічний посуд, наприклад, в апарат Кіппа.

3. Розчиняти тверді луги треба шляхом поступового додавання їх до заздалегідь розрахованого об'єму води. Дробити тверді шматки їдкою калі або натру необхідно, загорнувши їх у ганчірку. Це пов'язано з тим, що вони добре взаємодіють навіть зі слизовими оболонками ротової порожнини, носа, ока тощо, спричинюючи при цьому хімічні опіки, зневоднення, язви через руйнування білка шкіри.

4. Переливати із посудини в посудину легкозаймисті речовини (бензен, спирт, ефір тощо) можна на відстані не менше 3 м від відкритого полум'я. Працювати з такими рідинами й газами дозволяється лише в спеціально обладнаних витяжних шафах. Спирт, ефір та інші легкозаймисті розчинники, що спалахнули, не слід гасити водою, так як вони утворюють на її поверхні нерозчинну тоненьку плівку. В цьому випадку полум'я краще засипати піском чи застосувати вогнегасник тощо.

5. Ні в якому разі не можна залишки вогненебезпечних і вибухових речовин (лужні метали, червоний і білий фосфор, горючі легкозаймисті рідини тощо) викидати в сміттєві ящики, виливати в раковину. Все це необхідно старанно збирати у призначений для цього посуд з відповідними етикетками, які є в хімічній лабораторії.

6. Досліди з бромом проводять тільки у витяжній шафі і не допускають вдихання його парів. Попадання на відкриті ділянки тіла чи слизові оболонки крапель цієї рідини, призводить до сильних опіків, які важко загоюються. Розливаючи бром, ретельно знімають його краплі з краю скляного посуду, оскільки бром легко стікає по склу і може спричинити опіки шкіри рук.

7. Під час приготування сумішей солей окисників (солі оксигеновмісних кислот Нітрогену, Хлору, перманганати, хромати, пероксиди тощо), їх не розтирають у ступці, а обережно змішують скляною паличкою чи шпателем на листочку чистого гладенького паперу.

8. Працюючи з лужними металами, користуються захисними окулярами. Метал ріжуть тільки на аркуші сухого паперу, притримуючи метал пінцетом або шпателем, уникаючи при цьому контакту металу з водою.

9. Обрізки та дрібні шматочки лужних металів поміщають у порцелянову (фарфорову) чашку та заливають спиртом до повного їх розчинення.

### **5. Правила надання першої медичної допомоги.**

Для надання постраждалому першої медичної допомоги в лабораторії завжди повинна бути аптечка, в якій знаходяться: бинти, гігроскопічна вата, гумовий

джгут, спиртовий розчин йоду (3%), розчин борної кислоти (3%), розчин оцтової кислоти (2%), розчин натрій гідрогенкарбонату (питної соди) (3%), розчин калій перманганату (5%), розчин таніну (2%), медичний колодій тощо.

1. У разі появи опіків від полум'я пальника або нагрітих предметів (особливо це стосується скляного посуду, який не змінює свого вигляду при навіть сильному нагріванні), уражене місце обробляють концентрованим розчином калій перманганату або протирають кристаликами калій перманганату так, щоб шкіра побуріла. Також до ураженого місця прикладають вату, змочену етиловим спиртом. При сильних опіках потрібно негайно звернутися до лікаря.

2. Краплі концентрованої кислоти, що потрапили на відкриті ділянки шкіри, швидко витирають тканиною, яка добре вбирає вологу, змивають великою кількістю води, після чого промивають уражену ділянку розчином питної соди (2-5%). Розчини лугів змивають водою до зникнення відчуття слизькості, а потім промивають ділянку шкіри розчином оцтової кислоти (2%).

3. При попаданні шкідливих речовин в очі, негайно промивають їх великою кількістю води, після чого звертаються до лікаря.

4. При отруєнні хлором, парами бромю, гідроген хлоридом, оксидами Нітрогену, парами амоніаку, гідроген сульфідом, карбон(II) оксидом негайно виводять постраждалого на свіже повітря, надають спокій і терміново викликають лікаря. Крім того:

а) при тяжкому отруєнні хлором дихають парами суміші спирту з ефіром або парами нашатирного спирту;

б) при потраплянні бромю на відкриті ділянки тіла, уражені місця промивають бенzenом або концентрованим розчином натрій тіосульфату. У разі випадкового вдихання парів бромю потрібно понюхати розбавлений розчин амоніаку (нашатирного спирту), а потім вийти на свіже повітря;

в) при тяжкому отруєнні гідрогенсульфідом необхідно дихати киснем;

г) при отруєнні амоніаком постраждалому необхідно дати випити велику кількість води з додаванням оцтової кислоти або лимонного соку, викликати блювання, дати випити рослинне масло, молоко або яєчний білок. При отруєнні (внаслідок вдихання парів) амоніаком слід вивести постраждалого на свіже повітря та зробити інгаляцію водяними парами;

д) при гострих отруєннях оксидами Нітрогену застосовується вживання молока, кисневе дихання, а також вприскування камфори;

е) головною протиотрутою при отруєнні карбон(II) оксидом слугує свіже повітря. Корисно також короткочасне дихання парами нашатирного спирту.

## **6. Хімічний лабораторний посуд, класифікація та призначення.**

Розрізняють хімічний посуд, у якому зберігають реактиви (речовини для проведення дослідів) і хімічний посуд, у якому проводять досліді. Для здійснення хімічних операцій застосовують порцеляновий та скляний хімічний посуд. Скляний посуд виготовляють з простого, спеціального та кварцового сортів скла. Розрізняють скляний хімічний посуд загального та спеціального призначення. До посуду спеціального призначення належить також мірний, який використовується при виконанні майже кожного хімічного досліді. Види скляного лабораторного хімічного посуду представлені на рисунку 1.



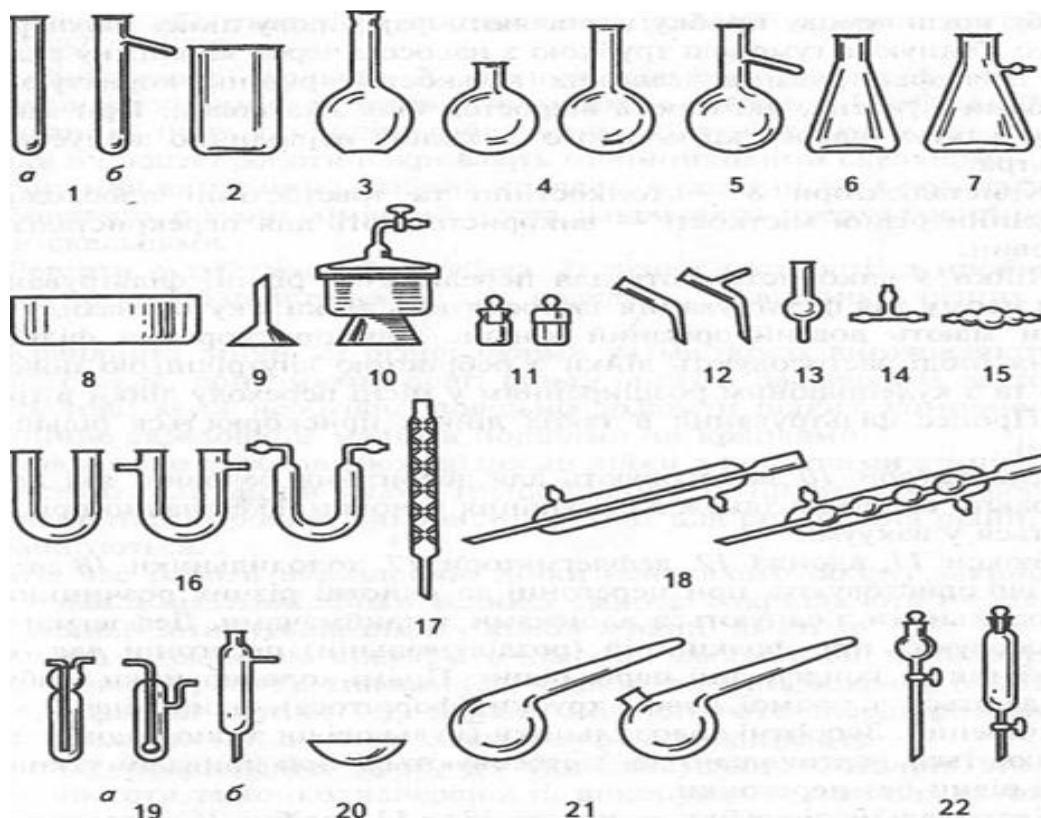


Рис. 1. Скляний лабораторний хімічний посуд.

Із простого легкоплавкого скла чи з його термостійких та кварцових сортів виготовляють пробірки (1а, рис. 1) різної величини та форми, іноді з поділками та пришліфованими пробками. В окремих випадках у лабораторній практиці застосовують пробірки Вюрца (1б, рис. 1). Для роботи з пробірками зручно користуватися штативами, виготовленими з дерева, пластмаси або металу. Реакції в пробірках проводять з невеликими масами чи об'ємами речовин або розчинів (від 1/8 до 1/4 об'єму пробірки).

Для змішування вмісту пробірки треба кілька разів злегка вдарити косим ударом по дну пальцями однієї руки, акуратно притримуючи за верхній край пальцями іншої. Для уникнення пошкодження рук, категорично забороняється закривати пробірку пальцем та струшувати її. Якщо пробірка заповнена рідиною більш ніж на половину об'єму, її можна перемішати скляною паличкою.

Хімічні стакани (2, рис. 1) об'ємом від 50 до 2000 см<sup>3</sup> виготовляють декількох видів: з носиками та без них, з поділками та без них, зі звичайного та термостійкого скла. Найчастіше стакани виготовляють зі спеціальних термостійких сортів скла, що надає можливості використовувати їх для нагрівання, зокрема води.

Плоскодонні та круглодонні колби (3, 4, 6, рис. 1), як і стакани, бувають різної вмістимості, їх теж виготовляють з різних сортів скла, зі шліфами та без них. Колби використовують для проведення хімічних реакцій та інших операцій. Зокрема, конічні колби (6) використовують для титрування та неорганічного синтезу. Вони мають спеціальну назву «Конічні колби Ерленмеєра». Вони бувають

різного об'єму, з вузьким та широким горлом, з поділками та пришліфованими пробками. Нагрівати їх бажано тільки на азбестових сітках.

Перегонка рідин здійснюється в колбах Вюрца (5, *рис. 1*) із різним розташуванням паровідвідної трубки. Чим вища температура кипіння рідини, що відганяється, тим ближче до краю колби має міститися паровідвідна трубка. При перегонці рідини в горло колби щільно вставляють гумову пробку з термометром, а до бокової трубки приєднують холодильник. Для спеціальних робіт всі з'єднання виготовляють на шліфах.

Колби (7, *рис. 1*) виготовляють із товстостінного скла та використовують для вакуумного фільтрування. Вони мають назву «колби Бунзена». В колбу крізь гумову пробку вставляють фарфорову лійку Бюхнера, а тубус з'єднують гумовою трубкою з насосом через запобіжну склянку. Для фільтрування великих об'ємів рідини користуються колбами Бунзена, які мають відросток біля дна колби. При закритому вакуум-наосі крізь нього з колби періодично випускають фільтрат.

Кристалізатори (8, *рис. 1*) – плоскодонні посудини різного об'єму, які використовують для різних хімічних операцій, у тому числі перекристалізації речовин. Вони можуть бути виготовлені з тонкостінного та товстостінного скла, але для нагріву рідин їх, як правило, не використовують.

Лійки (9, *рис. 1*) слугують для переливання рідин, фільтрування. При цьому, для фільтрування застосовують, переважно, лійки з кутом нахилу 60°. Вони мають довгий зрізаний кінець. Для прискорення фільтрування іноді застосовують лійки з ребристою внутрішньою поверхнею та з кулеподібним розширенням у місці переходу лійки в трубку. Процес фільтрування в таких лійках прискорюється більш як удвічі.

Ексикатори (10, *рис. 1*) застосовують для зберігання речовин, які легко вбирають вологу, а також для сушіння речовин, яке значно прискорюється у вакуумі.

На рисунку 1 представлені також бюкси (11), алонжі (12), дефлегматори (17), хімічні холодильники (18). Їх, зазвичай, використовують при перегонці та очистці різних розчинників. Холодильники з'єднуються алонжами з приймачами. Дефлегматори застосовують при фракційній (розділювальній) перегонці для охолодження та конденсації парів рідин. Прямі холодильники (Лібиха) (18) складаються з прямої довгої трубки (форштоса), один кінець якої розширений. Зворотні холодильники (кулькові чи зміювикові) встановлюються вертикально та застосовуються при тривалому кип'ятінні рідин без перегонки.

У хімічній практиці досить часто користуються хлоркальцієвими трубками – простими (13, *рис. 1*) та U-подібними (16, *рис. 1*). Їх застосовують для того, щоб запобігти потраплянню води та вуглекислого газу (CO<sub>2</sub>) з повітря до різних речовин та розчинів, які з ним легко вступають у взаємодію. Хлоркальцієві трубки нещільно заповнюють необхідним поглиначем, прокладаючи зверху та знизу звичайну або скляну вату, і приєднують до посуду за допомогою пробки.

Трійники (14, *рис. 1*) та перехідні трубки (15, *рис. 1*) слугують для з'єднання трубок різного діаметра при складанні приладів певного призначення.

В хімічній лабораторії використовують також різні види промивних та осушувальних склянок (колонок). Промивні склянки Дрекселя (19а, *рис. 1*) та осушувальні колонки (19б, *рис. 1*) застосовують для промивання та висушування

газів. Для цього їх заповнюють (не більш як наполовину) рідинами (вода, сульфатна концентрована кислота, розчин лугу тощо) або твердими поглиначами (кальцій хлорид, фосфор(V) оксид тощо).

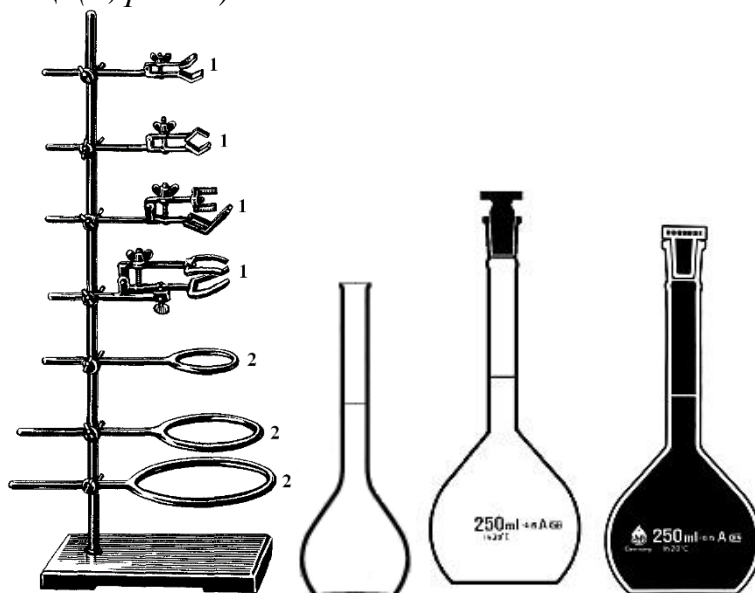
Годинникові скельця (20, *рис. 1*) різного діаметра застосовують для зважування хімічних реактивів. Також для попередження попаданню пилу та інших забруднень у хімічні стакани, колби та чашки, їх в процесі роботи накривають годинниковими скельцями.

Реторти з тубусом і без тубуса (21, *рис. 1*) різного об'єму, з пробками та без них, використовують для розкладу та відгонки різних речовин.

Крапельними лійками (22, *рис. 1*) різної форми та об'ємів, зазвичай, користуються тоді, коли потрібно тривалий час повільно додавати рідкий компонент у реакційне середовище малими порціями чи краплями. Такі прилади виготовляють із тонкого скла, вони також мають довгі вузькі шийки.

Аналогічно виготовляють ділильні лійки з короткими носиками з товстого скла. Вони бувають грушоподібної та циліндричної форми. Закриваються вони, як правило, добре притертими пробками на шліфах; використовують їх для розділення рідин, що не змішуються та для екстракції.

Циліндричні лійки при роботі з невеликими об'ємами рідин закріплюють у лапці (1, *рис. 2*) лабораторного металевого штатива. Лійки великого об'єму закріплюють на кільці (2, *рис. 2*).



*Рис. 2. Лабораторний металевий штатив: 1 – лапки; 2 – кільця.  
Мірні колби вмістимістю 100 см<sup>3</sup> та 250 см<sup>3</sup>.*

Хімія – це точна експериментальна наука. Для дослідження її певних закономірностей, об'єкти дослідження мають бути виміряні кількісно. Речовини твердого агрегатного стану вимірюють за допомогою зважування, а рідини краще вимірювати об'ємами. Для вимірювання об'ємів рідин в хімічній практиці застосовують мірні колби, піпетки, бюретки, циліндри та мензурки. Розглянемо їх будову та принцип дії.

**Мірні колби.** Мірні колби (*рис. 2*) мають вузьку витягнуту шийку та в більшості випадків притерті пробки. Їх у лабораторній практиці використовують

для приготування визначеного разового об'єму розчину необхідної концентрації (молярної чи молярної концентрації еквівалента). Позначка на звуженій частині колби вказує на межу заповнення рідиною, об'єм якої за визначеної температури дорівнює тому, що вказаний на клеймі колби. В лабораторній практиці використовують мірні колби вмістимістю 25; 50; 100; 200; 250; 500; 1000 та 2000 см<sup>3</sup>.

**Піпетки.** Існує багато різновидностей піпеток, у тому числі і піпетки автоматичної дії. Піпетки Мора (рис. 3в) призначені для точного одноразового вимірювання об'єму рідин від 1 до 100 см<sup>3</sup>. Крім цього, є градуйовані кінцеві (рис. 3а) та некінцеві піпетки (рис. 3б).

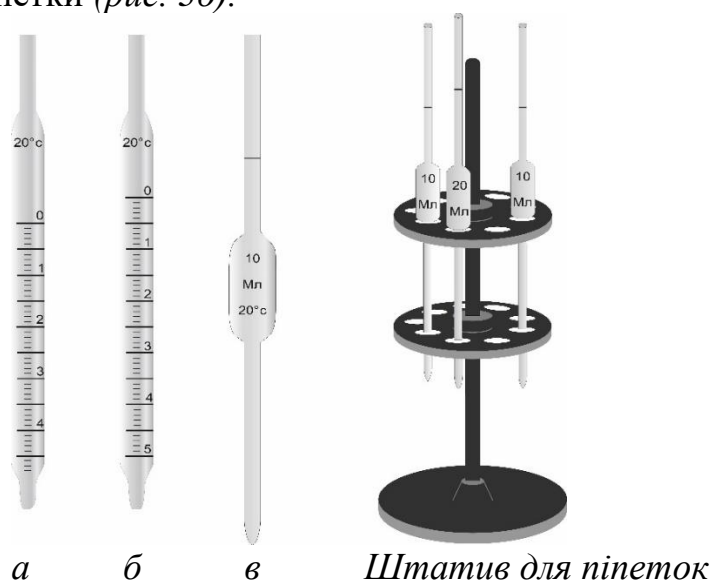


Рис. 3. Піпетки.

**Бюретки** – це вузькі довгі градуйовані скляні трубки з ціною поділки від 0,1 до 0,01 см<sup>3</sup>, призначені для виливання з них потрібних об'ємів рідин через зливний кран або спеціальний пристрій на нижньому її кінці (рис 4).

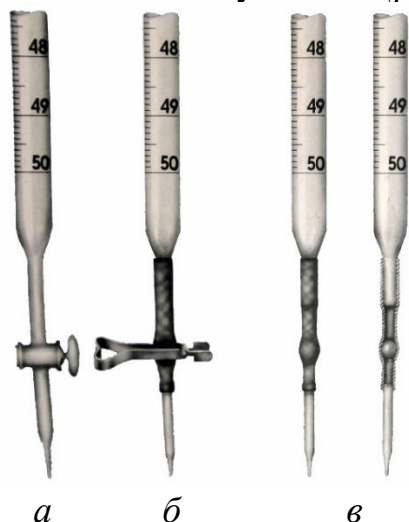


Рис. 4. Бюретки: а – із скляним краном;  
б – із металевим затискачем Мора;  
в – зі скляною кулькою.

Бюретка зі скляною трубкою (рис. 4в) складається зі шматочка гумової трубки, всередину якої введена скляна кулька дещо більшого діаметру, ніж отвір

трубки. В нижній отвір гумової трубки вставляється шматочок скляної трубки з відтягнутим капіляром. При відтягуванні гуми в місці розміщення кульки рідина виливається через капіляр, який перед початком роботи слід заповнити рідиною, видаливши з нього повітря.

**Мірні циліндри** (рис. 5а) та **мензурки** (рис. 5б) залежно від їхніх об'ємів призначені для вимірювання рідини порціями від кількох см<sup>3</sup> до 1-2 дм<sup>3</sup>. Як правило, мензурки в хімічній лабораторній практиці використовують для приблизного вимірювання рідин через значний діаметр та неоднозначність ціни поділки.

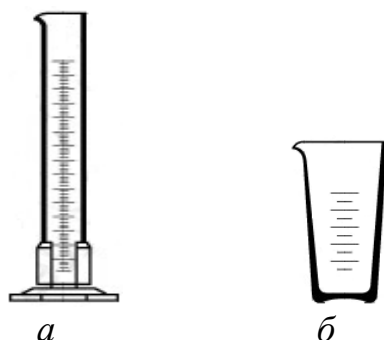


Рис. 5. Мірні циліндри та мензурки.

**Порцеляновий посуд.** Поряд зі скляним посудом в хімічній лабораторії застосовують порцеляновий (рис. 6): стакани (а), чашки для випарювання (б), тиглі (в), лійки Бюхнера (г), фарфорові ступки з товкачиком (д), в яких подрібнюють тверді речовини, шпатель для відбору сипучих речовин (е).

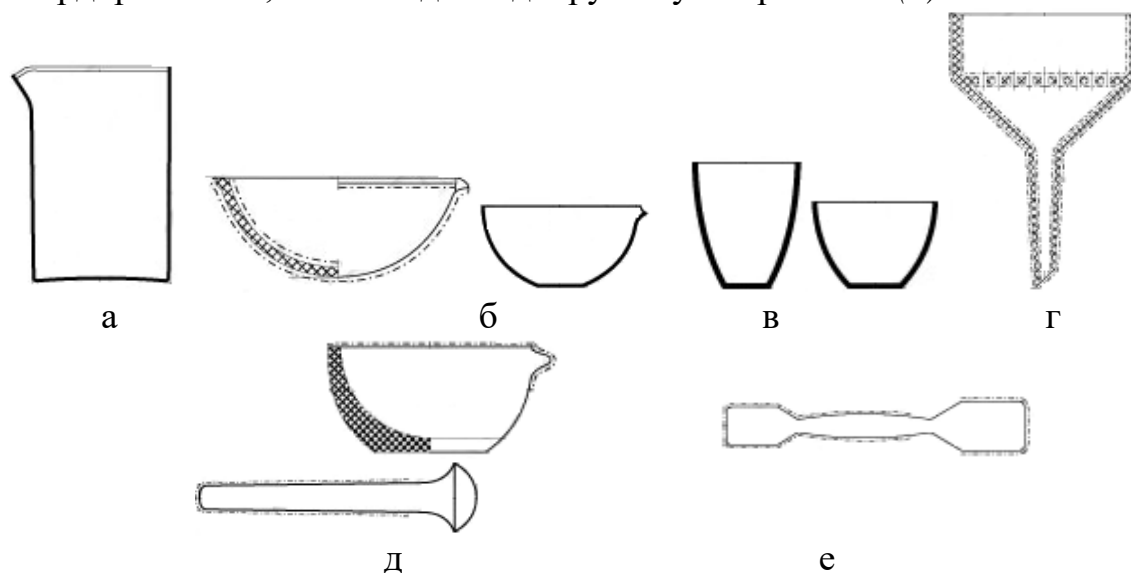


Рис.6. Види порцелянового посуду:

(стакани (а), чашки для випарювання (б), тиглі (в), лійки Бюхнера (г), фарфорові ступки (д), шпатель для відбору сипучих речовин (е)).

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання.** Металевий штатив з лапками, кільцями та муфтами; штатив для пробірок; скляний хімічний посуд загального призначення: хімічні стакани різної вмістимості та виготовлені з різних видів скла, лійки різного діаметра, конічні колби різної вмістимості, пробірки; мірний хімічний посуд: циліндри різної вмістимості та з різною ціною поділки, піпетки різного виду та бюретки, мірні колби.

Порцеляновий посуд: тиглі, порцелянові чашки для випарювання, ступка з товчачиком, порцелянові стакани. ексикатор, кристалізатор

**Реактиви.** Хлоридна кислота (конц.), натрій хлорид (крист.).

### **Хід роботи**

1. Опрацюйте матеріал теоретичної частини на рівні усвідомлення основних правил та техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії. Занотуйте тезисно кожен з пунктів 1-4.

2. Перепишіть у зошит для лабораторних робіт правила надання першої медичної допомоги в разі порушень правил техніки безпечного поводження з групами речовин чи окремими представниками.

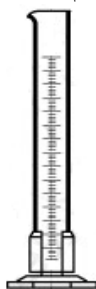
3. Перепишіть вміст аптечки хімічної лабораторії та призначення кожного компонента. Зверніть увагу на концентрацію розчинів і їх типові властивості. Наприклад, розчин з масовою часткою оцтової кислоти ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) рівною 2 % є слабким електролітом чи слабкою кислотою. Розчин з масовою часткою питної соди 2-5 %, завдяки гідролізу цієї солі створює не агресивне лужне середовище. Калій перманганат за рахунок Мангану у ступені окиснення +7 (максимальний ступінь окиснення для елементів VIIA групи) проявляє сильні окисні властивості.

4. Ознайомтесь з видами хімічного посуду, його призначенням та поводженням з ним:

4.1. Замалюйте основні види скляного хімічного посуду загального призначення (хімічний стакан, конічна колба (колба Ерленмейєра), пробірка, лійка), вказавши його призначення. Це має бути один, а за потребою декілька типових представників кожного вказаного виду. Наприклад, хімічний стакан звичайний і термостійкий; піпетка для вимірювання лише певного об'єму рідин (піпетка Мора) чи градуйована.

4.2. Замалюйте види скляного хімічного посуду спеціального призначення (мірного: піпетку, бюретку, циліндр, мірну колбу) теж вказавши їх основне призначення. Наприклад, при виконанні завдання 4.2. ви маєте написати такий заголовок «Скляний хімічний посуд спеціального призначення: мірний циліндр, піпетка, бюретка, мірна колба». Потім ви маєте замалювати кожен з цих видів мірного посуду, підписавши їх основне призначення. Оформлення має бути таким (рис. 7):

**«Скляний хімічний посуд спеціального призначення:  
мірний циліндр, піпетка, бюретка, мірна колба, мензурка.....».**



Мірний циліндр  
(для вимірювання  
точного об'єму рідин)



Мензурка  
(для вимірювання  
приблизного об'єму рідин)

*Рис. 7. Приклад оформлення лабораторної роботи.*

## ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Запропонуйте дії, які слід виконати перед початком лабораторної роботи, щоб розпочати її експериментальну частину.
2. Вкажіть порушення правил роботи в хімічній лабораторії та спрогнозуйте можливі наслідки цих порушень, яких припустився здобувач освіти (студент), коли під час проведення одного з дослідів він нагрів скляну паличку до червоного кольору, потім поклав її на кафельну плитку і забув про неї, залишивши без догляду.
3. Вкажіть дії, які має зробити здобувач після потрапляння на руку краплі концентрованої сульфатної кислоти під час виконання хімічного дослідів. Що він має зробити, щоб уникнути небажаного результату. Якого? Чим можна пояснити цей небажаний результат?
4. З'ясуйте, чим продиктована рекомендація закривати кінчик газовідвідної трубки вологою ваткою при добуванні амоніаку в лабораторії після заповнення ним посуду-приймача? При формулюванні відповіді на запитання, згадайте фізичні та хімічні властивості цієї речовини.
5. Приведіть алгоритм дії студента для того, щоб нейтралізувати шматочок твердого натрій гідроксиду (NaOH), який потрапив на руку студенту для запобігання небажаного результату.
6. Обгунтовано дайте відповідь, чи можна висипати (вилити) залишки реактивів, які були не використаними у ході виконання дослідів, в ті банки (склянки), звідки їх було взято.
7. Докажіть, чому не можна гасити пожежу від загорання вуглеводнів водою.
8. Доведіть, чи можна залишати банки і склянки відкритими на робочому столі тривалий час.
9. Зазначте, чи дозволяється при дослідженні властивостей газуватих речовин (наприклад, запаху) близько нахилитися до отвору пробірки (приладу)? Чому? Наведіть конкретні приклади таких речовин.
10. Поясніть, чи можна на робочому столі проводити дослідів зі шкідливими (отруйними) речовинами? Наведіть приклади таких речовин та вкажіть місце, в якому дозволено з ними працювати.
11. Поясніть, чому для виготовлення розчинів речовин і проведення дослідів, в разі потреби, слід користуватися не водопровідною, а лише дистильованою водою.
12. Обгрунтуйте, чому для проведення дослідів не можна використовувати реактиви без етикеток або з етикетками сумнівного вигляду.
13. Вкажіть, що треба виконати першочергово при загоранні електромережі чи електричних приладів.
14. Запропонуйте іншу назву нашатирному спирту. Що слід розуміти під нею?
15. Вкажіть, на які групи ділять скляний хімічний посуд за призначенням? Наведіть конкретні приклади.
16. Вкажіть, яку ще назву мають колби Ерленмеєра? Вкажіть їх призначення. До якої групи хімічного скляного посуду їх відносять?
17. Зазначте, які колби використовують хіміки для перегонки рідин?
18. Вкажіть, з якою метою хімічна лабораторія має бути укомплектованою ексікаторами та яке їх функціональне призначення?

19. Вкажіть основні види мірного посуду. Чи можна мірним посудом вважати мензурку? Чому час від часу виникає таке запитання?
20. Назвіть призначення лійок в хімічній лабораторії та їх основні види.
21. Вкажіть призначення піпеток, їх види та правила роботи з піпетками.
22. Охарактеризуйте види мірного посуду та його призначення. Зазначте, який мірний посуд використовується для приготування розчинів точної концентрації.
23. Зазначте види хімічних колб, їх призначення та вкажіть назву колб, які застосовують для процесів титрування.
24. Вкажіть хімічний посуд, за допомогою якого можна в лабораторії добувати газ.
25. Складіть алгоритм роботи та техніки безпеки при добуванні отруйного газу хлору.
26. Обґрунтуйте, чому для миття хімічного посуду на стадії його ополіскування використовують дистильовану воду, а не водопровідну.
27. Вкажіть вид хімічного посуду, який застосовують для прожарювання речовин за температури 1000-1100 °С та порядок роботи з ним.
28. Наведіть приклади посуду загального призначення (5 прикладів) та охарактеризуйте їх функції.
29. Назвіть хімічний посуд, необхідний для добування газів невеликого об'єму.
30. Назвіть хімічний посуд, необхідний для добування газів великого об'єму.



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

**ТЕМА.** ОБЛАДНАННЯ, ПРИЙОМИ ТА ОПЕРАЦІЇ ПРОВЕДЕННЯ ХІМІЧНОГО ЕКСПЕРИМЕНТУ

**МЕТА.** ВІДПРАЦЮВАННЯ ОКРЕМИХ ЗАГАЛЬНИХ ПРИЙОМІВ ТА ОПЕРАЦІЙ ЗДІЙСНЕННЯ ХІМІЧНОГО ЕКСПЕРИМЕНТУ В ЛАБОРАТОРІЇ

**ЗАВДАННЯ.**

1. Ознайомитись з обладнанням лабораторії загальної та неорганічної хімії.
2. Відпрацювати загальні прийоми та операції:
  - користування нагрівними приладами;
  - нагрівання розчинів;
  - приготування фільтрів;
  - збирання приладів для фільтрування;
  - фільтрування розчинів;
  - зважування речовин.

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Розглянемо основне типове обладнання лабораторії загальної та неорганічної хімії, а саме: нагрівальні прилади та окремі прийоми роботи при проведенні лабораторних дослідів по дослідженню об'єктів хімії.

#### 1. Нагрівальні прилади.

В хімічних лабораторіях для нагрівання використовують різні прилади: спиртові та газові пальники, електричні плитки, піщані й водяні бані, сушильні шафи та муфельні печі.

**1.1. Спиртові пальники.** Найпростішими і найзручнішими для нагрівання незначних мас твердих речовин і малих об'ємів рідин чи розчинів невеликим полум'ям є спиртові пальники (спиртівки). Спиртовий пальник представлений на рисунку 8.

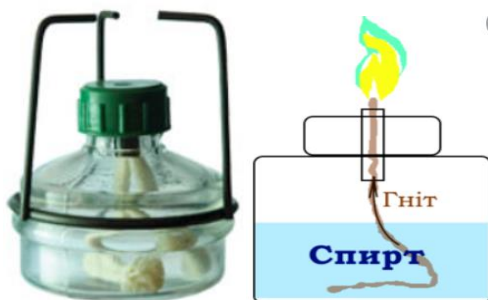


Рис. 8. Спиртівка.

Спиртовим його називають тому, що для одержання полум'я у ньому використовують спирт. Спиртівка складається з резервуара, який заправляють спиртом, гніта, по якому спирт піднімається вгору, та ковпачка, який слугує для закривання спиртівки та з метою гасіння полум'я.

Щоб запалити спиртівку, ковпачок знімають і підносять запалений сірник до гніта. Гасять полум'я спиртівки надяганням ковпачка на гніт. Ні в якому разі не можна вдаватися до інших способів гасіння. Під час горіння не можна підіймати або іншим чином зміщувати тримач гніта. Це може призвести до спалахування і вибуху пари спирту.

**1.2. Газові пальники.** Газові пальники в хімічних лабораторіях мають найбільше розповсюдження. Серед них: газові пальники Теклю (рис. 9а) та газові пальники Бунзена (рис. 9б).

Принцип дії обох пальників приблизно однаковий. Різниця полягає у пристроях регулювання повноти згорання палива. Розглянемо будову і принцип дії кожного з них.

Рівномірна подача повітря в пальниках Теклю регулюється за допомогою диска (рис. 9а, 3), що розміщується в його нижній розширеній частині. Якщо цим диском закрити отвори для надходження повітря, з'являється кіптяве полум'я, яке є результатом неповного згорання газу, й виділяється чадний газ. Повертаючи регулювальний диск і тим самим звільняючи вхідні канали для надходження повітря, можна легко домогтися майже прозорого полум'я пальника, яке не світиться. Крім того, в пальниках Теклю є гвинт для регулювання подачі газу (рис. 9а, 5), за допомогою якого можна встановити швидкість подачі газу і таким чином одержати полум'я потрібної сили.

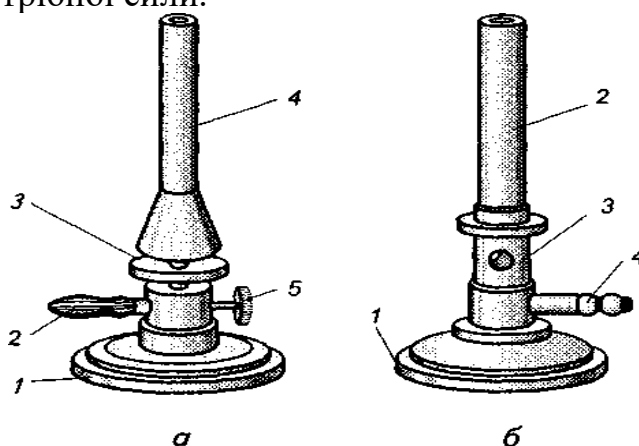


Рис 9. Газові пальники Теклю (а) та Бунзена (б):

- а) 1 – основа пальника; 2 – відросток для подачі газу; 3 – диск, що регулює подачу повітря; 4 – трубка; 5 – гвинт, що регулює подачу газу;  
 б) 1 – основа пальника; 2 – трубка; 3 – муфта, що регулює подачу повітря;  
 4 – відросток для подачі газу

У пальнику Бунзена газовий потік від магістралі зразу надходить в пальник, створюючи за вільного та достатнього об'єму повітря прозоре, злегка блакитне полум'я. Приток повітря в пальнику Бунзена регулюється за допомогою металевої муфти (рис. 9б, 3), насадженої на зовнішню частину пальника у місці наскрізного отвору. При повертанні муфти відкривається та закривається подача повітря.

Полум'я пальника, що не світиться, має кілька зон (рис. 10): зона А – у ній відбувається змішування повітря з паливом (у нашому випадку – природним газом); у цій зоні паливо не горить; зона Б – згорання газу відбувається не повністю, ця частина полум'я має відновний характер через вміст продуктів розпаду складових частин природного газу; зона В – відбувається повне згорання газу, ця частина полум'я має окисний характер через надлишок кисню повітря. Керуючись температурою полум'я у цих трьох зонах (рис. 10), можна зробити висновок, у якій частині полум'я слід здійснювати нагрівання.

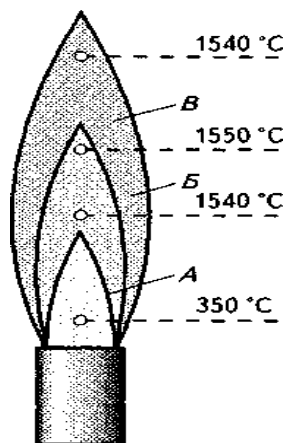


Рис. 10. Розріз полум'я газового пальника.

Перед тим, як запалити пальник, слід максимально зменшити доступ повітря. Потім відкривають газовий кран та запалюють пальник, після чого, регулюючи подачу повітря, одержують полум'я, що не світиться. Силу полум'я можна відрегулювати швидкістю подачі газу.

Під час запалення пальника з повною подачею повітря, полум'я може проскакувати в пальник. При цьому він починає працювати з характерним гудінням, полум'я світиться і сильно розігрівається, що може призвести до опіків та загорання трубок, які підводять газ до пальника. У такому разі необхідно закрити газовий кран і після охолодження пальника знову його запалити, попередньо прикривши подачу повітря.

**Необхідно пам'ятати, що природний газ отруйний і вибухонебезпечний – тому не можна допускати витоку газу!**

Газові крани повинні бути щільно закриті, коли не користуються пальником. Деякі компоненти природного газу мають характерний запах (для створення запаху найчастіше використовують газ меркаптан, який навіть у мінімальному об'ємі дурно пахне), тому витік газу можна виявити і прийняти відповідні застережні заходи. Відкритим полум'ям газових пальників користуються при прожарюванні фарфорових, шамотних, залізних, нікелевих та платинових тиглів, а також кварцового посуду. Для цього найзручніше користуватися фарфоровими трикутниками.

Хімічний посуд (колби, стакани, реактори тощо) відкритим полум'ям нагрівати не можна, тому що скляний посуд при цьому може розтріскатися. Такий посуд нагрівають на азбестових сітках. Оскільки нагріванням на азбестових сітках важко підтримати визначену температуру, їх можна замінити банями, які, в залежності від наповнювача (повітря, води, гліцерину, масла, піску тощо), мають визначену температуру (від 100 до 300 °C) тривалий час.

**1.3. Бані.** Розглянемо окремі різновиди бань відносно температур, які вони створюють і підтримують.

Для тривалого нагрівання в межах температур 100-300 °C застосовують бані: повітряну, парову, водяну, масляну, пісочну та ін. (рис. 11).

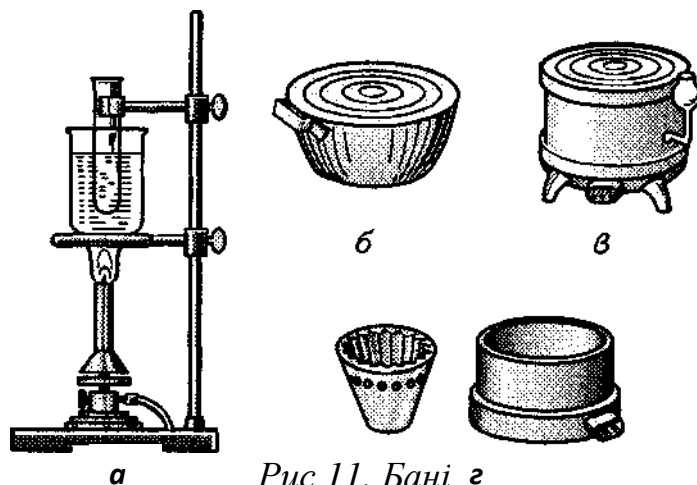


Рис 11. Бані *г*

*а* – мікробаня; *б* – водяна; *в* – водяна з електричним підігрівом;  
*г* – повітряна з електричним підігрівом.

Водяні бані слугують для тривалого нагрівання речовин у хімічному посуді (стаканах, колбах, чашках для випарювання тощо) при температурі не вище за 100 °С. При цьому нагрівання можна проводити за допомогою гарячої води чи пару, залежно від рівня води в бані та занурення посуду через отвори на поверхні бані.

Пісочні бані – це відкриті металічні ємності (банки та сковороди), заповнені сухим чистим піском. Нагріваються вони знизу газовими пальниками і застосовуються для нагрівання хімічних речовин в різному посуді до температури 200-300 °С. На даний час у лабораторній практиці все частіше застосовують електроплитки із закритими нагрівальними елементами, які в ряді випадків застосовують замість піщаних бань.

#### 1.4. Сушильні шафи (електричні).

Їх використовують для визначення гігроскопічної та кристалізаційної води, а також для сушіння хімічного посуду (рис. 12). Ці прилади вкомплектовані пристроями автоматичного регулювання температури від 50 до 350 °С.



Рис. 12. Сушильна шафа.

#### 1.5. Електричні муфельні печі.

Сплавлення проб та наважок з різними речовинами, а також тривале прожарювання при температурі 700<sup>0</sup>-1000 °С та вище здійснюють в електричних муфельних печах різної конструкції (рис. 13).

Зверніть увагу, що під час прожарювання чи нагрівання не можна торкатись незахищеними руками робочого посуду. Його слід обгортати тканиною чи користуватися для цього тигельними щипцями.



Рис 13. Електричні муфельні печі.

### Найбільш типові хімічні прийоми та операції

Найбільш вживані у навчальній лабораторії загальної та неорганічної хімії є прийоми фільтрування, декантації, зважування, відбір і виготовлення фільтрів (наприклад паперових) у відповідності до розмірів дисперсних частинок, що підлягають розділенню та розмірів пор фільтрувального матеріалу,.

#### 1. Фільтрування та декантація.

Для відокремлення твердих і рідких компонентів гетерогенної суміші застосовують фільтрування. Суть фільтрування полягає у відокремленні рідини з одночасним затриманням на поверхні фільтру осаду. Рідина, яка пройшла крізь фільтр і не містить механічних домішок, називається *фільтратом*.

Перед тим як описати саму технологію фільтрування, розглянемо вплив різних чинників на цей процес (в'язкість рідини, температура, електроліти-коагулянти, розмір частинок суміші, тиск, фільтрувальний матеріал тощо).

В'язкість рідини суттєво впливає на процес фільтрування. Зі збільшенням в'язкості він значно уповільнюється.

Фактор нагрівання при фільтруванні може мати двоїсту роль. Оскільки підвищення температури різко зменшує в'язкість, на практиці часто користуються цим при фільтруванні гарячих розчинів. Разом із тим фактор нагрівання часто має і не менш важливе значення для укрупнення дрібнодисперсних осадів чи коагуляції колоїдних частинок у великі пластівці, які легко фільтруються.

Укрупнення частинок колоїдних осадів у багатьох випадках може бути досягнуто також за рахунок введення в розчин багатозарядних йонів металів, які відіграють роль електролітів-коагулянтів.

Величина частинок твердої речовини суміші, що фільтрується, має важливе значення в процесі фільтрування. Крупнокристалічні осадки, а також механічні нерозчинні у воді домішки відокремлюються при фільтруванні легко та швидко. Якщо розмір частинок речовини наближається до розміру пор фільтра, процес уповільнюється, а при їх співрозмірності може і зовсім припинитися. Якщо пори більші за розмір частинок, процес фільтрування не має сенсу. В такому разі тонкодисперсні осадки відокремлюються від рідини центрифугуванням.

Тиск, під яким рідина проходить крізь фільтр, також є важливим чинником, від якого залежить швидкість фільтрування. З посиленням тиску різко зростає швидкість фільтрування більшості сумішей. За звичайного фільтрування рідина, яка міститься на фільтрі, створює незначний тиск, який можна збільшити до 101,3 кПа (1 атм), якщо фільтрування здійснюють під вакуумом.

Зазвичай, фільтрування гелеподібних осадів під тиском відбувається спочатку задовільно. Але під дією надмірного тиску осад щільно притискується до фільтра, забиваючи пори. Осад при цьому утворює додатковий фільтр, який важко долається рідиною, що призводить до значного уповільнення і навіть до зупинки процесу фільтрування. В такому разі краще застосовувати звичайне фільтрування, незважаючи на те, що це подовжує процес.

Фільтруючим матеріалом у хімічних лабораторіях слугує фільтрувальний папір різних сортів. Іноді застосовують також азбестоцелюлозну масу, різні тканини, пресоване скло (найчастіше неглазурований фарфор, обпалену глину та ін.). Фільтрувальний матеріал вибирають відповідно до вимог щодо чистоти розчину, а також до осадів, з якими потім потрібно робити різні перетворення якісного та кількісного характеру.

При виборі фільтрувального матеріалу необхідно також запобігати можливому впливу на нього агресивних середовищ, що фільтруються. У зв'язку з цим іноді доводиться навіть використовувати фільтри з глинозему, оксидів Цирконію, Торію тощо.

Фільтрувальний папір являє собою виготовлену за спеціальною технологією ретельно очищену та спресовану без проклеювання довговолокнисту паперову масу. Фасують її в пачки у вигляді аркушів різного формату чи готових нарізаних кружалець діаметром 5,5; 7; 9; 11; 12,5; 15 та 20 см.

При фільтруванні, яке не пов'язане з прожарюванням осадів, застосовують звичайний фільтрувальний папір. Для фільтрування з подальшим озоленням та кількісним визначенням осадів використовують знезолені фільтри, на упаковці яких указана маса золи окремого фільтра (менше за одиницю та з п'ятим знаком після коми).

Якщо маса золи окремого фільтра складає кілька одиниць з четвертим знаком після коми – це звичайний фільтрувальний папір.

Пористість фільтрувального паперу залежить від його щільності та зменшується у разі її збільшення. На практиці застосовують такі позначення фільтрувального паперу згідно з кольором паперової стрічки: рожева чи чорна – широкопористий швидкофільтрувальний папір з діаметром пор близько 10 нм; біла – папір середньої пористості з діаметром пор приблизно 3 нм; синя – дрібнопористий папір з діаметром пор від 1 до 2,5 нм для фільтрування дрібнодисперсних осадів; зелена – високощільний папір для фільтрування найбільш тонкодисперсних осадів; жовта стрічка – знежирений фільтрувальний папір.

Для виготовлення фільтра (*рис. 14а*) складений квадрат фільтрувального паперу обрізують ножицями по колу так, щоб щільно вкладений у лійку фільтр не доходив до верхньої кромки на 3-5 мм. Злегка притиснувши папір пальцем до поверхні лійки, фільтр змочують дистильованою водою. Для збільшення площі фільтрування роблять складчастий фільтр (*рис. 14б*).

Лійку з фільтром вставляють в кільце штатива таким чином, щоб її кінець торкався внутрішньої стінки посуду, в якому збирають фільтрат. Рідину, що фільтрують, наливають у лійку за допомогою скляної палички (*рис. 15а*), при цьому рідина не повинна доходити до верхнього краю фільтра менш як на 5 мм.

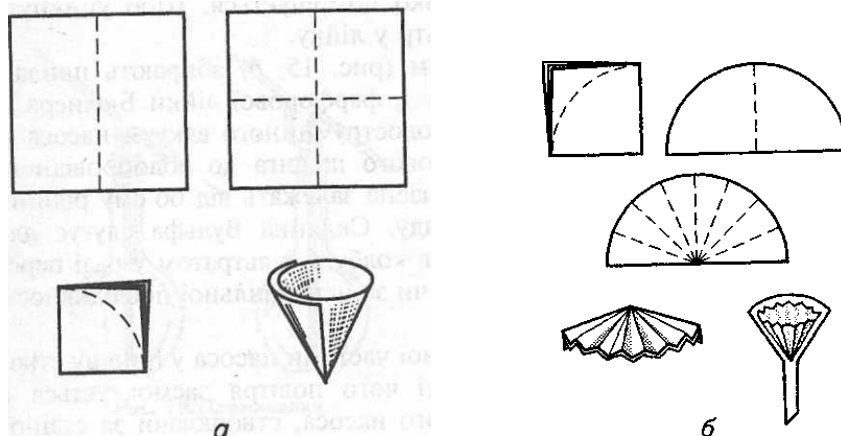


Рис. 14. Виготовлення простого (а) та складчастого (б) фільтрів.

Наявність рідини в трубці лійки значною мірою прискорює процес фільтрування. Задля цього лійки для фільтрування часто мають подовжений кінець, який швидко заповнюється рідиною. Таким чином, стовп рідини, що утворився, опускаючись, діє як насос, прискорюючи фільтрування. У разі утворення повітряного прошарку між воронкою та фільтром процес різко погіршується. Щоб уникнути цього, слід ретельно вкладати фільтр у лійку.

Для фільтрування під вакуумом (рис. 15б) збирають прилад, який складається з колби Бунзена (1), фарфорової лійки Бюхнера (2), склянки Вульфа (3) для запобігання викиду води з насоса в колбу з фільтратом у разі перепаду тиску у водопровідній мережі чи за неправильної послідовності операцій фільтрування та водострумного вакуум-насоса (4), прикріпленого за допомогою гумового шланга до водопровідного крану. Розміри лійки та колби Бунзена залежать від об'єму рідини, що фільтрується, та маси осаду.

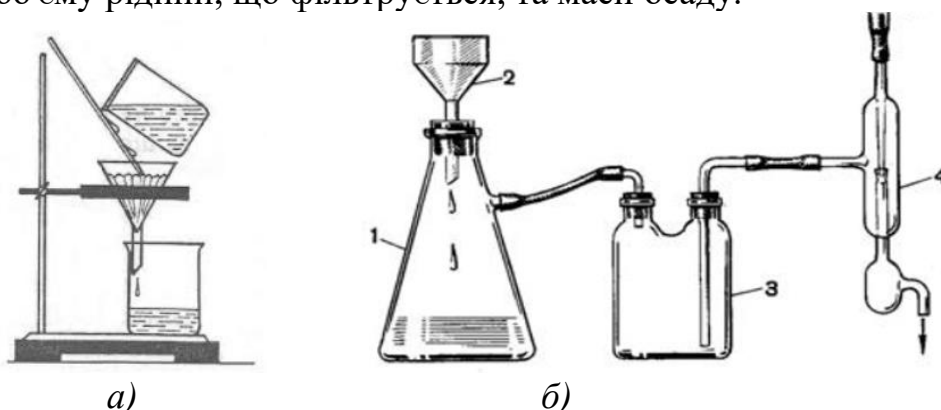


Рис. 15. Фільтрування крізь звичайний фільтр (а) та фільтрування під вакуумом (б).

**Принцип дії водострумного насоса.** У місці витікання води зі звуженої частини насоса у ширшу створюється розрідження, в результаті чого повітря засмоктується в розширену частину водострумного насоса, створюючи за стаціонарної роботи вакуум в усій системі. Зменшення подачі води внаслідок часткового чи повного закриття крана призводить до різкого падіння вакууму в самому насосі, в результаті чого вода спрямовується у відкачуваний простір.

Зверніть увагу на те, що в разі потрапляння води в проміжну склянку, необхідно від'єднати колбу Бунзена та приєднати її знову тільки після повного відсмоктування з неї води.

Перед фільтруванням у лійку вкладають послідовно два фільтри: один – меншого, а інший – більшого діаметру порівняно з внутрішнім діаметром лійки.

Верхній фільтр акуратно притискають до стінок лійки, змочують водою й притискають до дна за допомогою вакуум-насосу. Потім у систему подають повітря, заливають у лійку рідину так, щоб вона не доходила до її верхніх країв, вмикають вакуум-насос та проводять фільтрування. При цьому треба слідкувати за тим, щоб фільтрат не доходив до вихідного отвору колби, а осад не переповнював лійку. Після повного перенесення рідини у лійку та відсмоктування фільтрату, осад, якщо це необхідно, промивають і притискають до дна лійки чистою скляною пробкою чи спеціальною скляною паличкою.

Для промивання осадів дистильованою водою використовують промивалки (рис. 16). Відфільтрований і промитий осад разом із лійкою виймають із колби, перевертають на аркушик чистого фільтрувального паперу та злегка ударяють по її стінках, щоб осад випав на папір.

Промивати дрібнодисперсні щільні осади на фільтрі дуже важко. Осад у конусі фільтру легко злежується, а промивні води омивають його повністю тільки з поверхні. У таких випадках використовують прийом декантації. Суть його полягає у відстоюванні осаду протягом певного часу та зливанні рідини з нього.

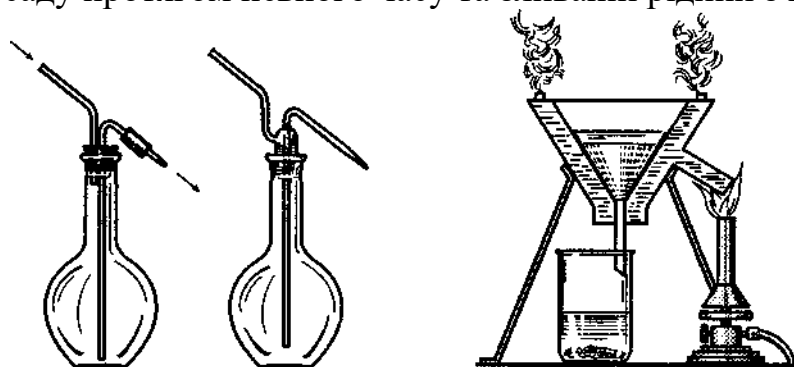


Рис. 16. Промивалки та лійка для гарячого фільтрування

Для цього осад завчасно заливають гарячою дистильованою водою чи іншою промивною рідиною, перемішують скляною паличкою та дають відстоятися. Рідину, що відстоялася, зливають по скляній паличці на фільтр, намагаючись не переносити на нього осад. У стакан з осадом знову заливають промивну рідину і весь процес повторюють доти, поки в пробі промивних вод не стане домішок, що відмиваються. Після цього осад скаламучують невеликою кількістю рідини та переносять на фільтр. Це слід повторювати кілька разів – до повного перенесення осаду в конус фільтра.

Слід зауважити, що на процес відстоювання витрачається багато часу, але загальний результат є ефективним. Це пояснюється тим, що промивні води через фільтр, на якому немає осаду, фільтруються швидко, а осад декантацією відмивається значно швидше, ніж у разі промивання його на фільтрі.

Якщо необхідно фільтрувати гарячі розчини, які містять значну масу розчиненої речовини, застосовують лійки для гарячого фільтрування (рис. 16). Для обігріву лійки можна використовувати гарячу воду, перегріту пару або прилад зі спеціально вмонтованим у керамічний конус спіральним електричним нагрівачем.

## 2. Зважування.

Зважування – один із найпоширеніших прийомів у хімії. Без нього неможливе проведення більшості робіт експериментального характеру. Тому студенти мають засвоїти правила роботи з терезами, навчитися проводити



зважування. Від правильного та акуратного виконання цих операцій значною мірою залежить достовірність одержаних результатів.

На даний час у лабораторній практиці застосовують електронні терези, які дають змогу зважувати речовини з точністю від 0,01 г до 0,0002 г. Останні терези застосовують здебільшого для аналітичних визначень.



*Рис. 17. Терези для зважування речовин з точністю до 0,01-0,00001 г.*

Такі терези встановлюють у лабораторії на столах з обов'язковою вертикальністю, що досягається за допомогою регулювання ніжок-гвинтів.

Зважування завжди слід розпочинати з налаштування терезів, рівновага яких з різних причин може бути порушена. Переконавшись у рівновазі терезів, приступають до зважування.

При виконанні лабораторних робіт із загальної та неорганічної хімії, як правило, застосовують терези з точністю до 0,01 г.

#### ***При зважуванні на терезах необхідно дотримуватися правил***

1. Не ставити на чашку терезів гарячі, мокрі і брудні предмети. При роботі з рідинами, ні в якому разі не допускати попадання на чашку терезів рідини. Особлива обережність необхідна при зважуванні кислот.
2. Не поміщати речовину, яку зважують, безпосередньо на чашку терезів (якого б агрегатного стану вона не була).
3. Тверді речовини для зважування слід поміщати на годинникове скло, у бюкси, у хімічні стакани, на листочки паперу. Рідини слід зважувати в бюксах або в стаканах. Попередньо треба визначити масу тари.
4. Зважуваний предмет повинен знаходитися посередині чашки терезів.
5. При послідовному зважуванні різноманітних речовин в одній лабораторній роботі, варто користуватися одними терезами.
6. Після зважування не потрібно нічого залишати на чашці терезів. По закінченню роботи терези слід відключити від електричної напруги.
7. У випадку виявлення несправності в терезах, усунути яку працюючий самотужки не може, слід негайно сповістити про це викладача або лаборанта

## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

### **Обладнання та реактиви**

**Обладнання.** Спиртовий пальник, пальник Бунзена, промивалки, електронні терези, часові скельця, металевий штатив, колба Бюндзена, лійка Бюхнера, водострумний вакуумний насос, скляні палички, скляні лійки, ножиці,

фільтрувальний папір різних видів (червона, жовта, біла, синя стрічки), бюретки об'ємом 25 см<sup>3</sup>, піпетки, сірники.

**Реактиви.** Натрій гідрогенкарбонат (крист.), натрій хлорид (крист.).

**ДОСЛІД 1. Відпрацювання вміння закріплювати хімічну пробірку у лапці металевого штативу.**

а) Знайдіть на металевому штативі масивну основу, металевий стержень, муфти і гвинти, за допомогою яких лапки і кільця різних розмірів кріпляться на стержні.

б) Закріпіть у лапці штативу хімічну пробірку у вертикальному, горизонтальному положеннях та під кутом 45°. Замалюйте одне з цих положень. У висновках поясніть, чому у лапці штативу хімічну пробірку слід закріплювати за верхню її частину?

**ДОСЛІД 2. Робота з газовим пальником та нагрівання рідини в пробірці.**

а) Включіть газовий пальник, керуючись пунктом 1.2 (стор. 25-27) теоретичної частини лабораторної роботи та наступним алгоритмом: 1) перекрийте подачу палива до пальника; 2) максимально зменшіть за допомогою металевої муфти (рис. 9) доступ повітря до трубки, в якій відбувається змішування його з паливом; 3) відкрийте газовий кран (рис. 9) та запаліть пальник, підносячи сірник збоку; 4) відрегулюйте подачу повітря за допомогою тієї ж металевої муфти для одержання полум'я, яке не світиться.

б) Замалюйте полум'я, яке не світиться (рис. 10), порівняйте його з полум'ям робочого пальника, відмітьте зони А, Б, В. Внесіть у полум'я пальника, що не світиться, швидким рухом руки головку сірника (чи дерев'яну скіпку) спочатку в зону А, а потім – у зону В. Спостерігайте за швидкістю їх загорання. Занотуйте спостереження. Порівняйте зовнішній вигляд сірників після цієї операції.

Зробіть висновок, у якій зоні полум'я більш раціонально здійснювати нагрівання.

Дайте відповіді на питання. Яку функцію в роботі пальника виконує металева муфта? Чому при запалюванні пальника сірник слід підносити до отвору збоку? В якій зоні полум'я має найвищу температуру?

в) Налийте у пробірку дистильованої води об'ємом 2-3 см<sup>3</sup> за допомогою мірного циліндра (мірного пальчика) і нагрійте її на газовому пальнику до кипіння. Нагріваючи рідину в пробірці, тримайте її трохи нахиленою та прогрівайте спочатку верхню її частину, поступово переміщуючи зону нагріву донизу. Не направляйте при цьому отвір пробірки на себе чи в бік тих, хто працює поруч.

Прокоментуйте основні правила, яких слід дотримуватись під час нагрівання рідини у пробірці.

**ДОСЛІД 3. Відпрацювання прийомів вимірювання в хімії: маси речовини, визначення об'єму, температури.**

а) *Визначення маси речовини.* Візьміть наважку масою 0,5 г та 1,0 г кристалічної речовини, наприклад, кухонної солі (NaCl, натрій хлорид) чи питної соди (NaHCO<sub>3</sub>, натрій гідрогенкарбонат), дотримуючись всіх правил роботи з електронними терезами.

б) *Вимірювання об'єму рідини.* Перед вимірюванням об'єму рідини слід визначитись з видом мірного посуду та його об'ємом. Також потрібно встановити ціну поділки циліндра, відповідної піпетки чи бюретки.

Візьміть мірний циліндр об'ємом  $25 \text{ см}^3$ . Встановіть ціну однієї поділки. Для цього знайдіть два сусідніх цілих числа, наприклад 15 і 20. Знайдіть різницю між більшим і меншим числом ( $20 - 15 = 5$ ). Полічіть число дрібних поділок між ними (нехай їх буде 10). Поділіть знайдену різницю на число дрібних поділок ( $5 : 10 = 0,5$ ). У нашому прикладі ціна однієї поділки складає  $0,5 \text{ см}^3$ .

Налийте у мірний циліндр води і встановіть її об'єм.

Встановіть ціну поділки піпетки, яку вам запропонує викладач. Зробіть відповідні розрахунки.

в) *Вимірювання температури рідини.*

1. Закріпіть пробірку з водою ( $4 \text{ см}^3$ ) у лапці штативу та нагрійте її до кипіння. Спостерігайте за нагріванням води і ознаками кипіння. Сформулюйте висновки про закріплення пробірки для нагрівання рідини в ній у металевому штативі, про безпеку та дотримання певних правил при здійсненні цієї операції. Замалюйте штатив та закріплену пробірку у ньому. Зробіть висновок про дотримання правил техніки безпеки при нагріванні рідини.

2. Розрахуйте ціну поділки шкали виданого вам термометру.

3. Обережно опустіть у доведену до кипіння досліджувану речовину (воду) термометр (кульку зі ртуттю і частину трубки). Термометр не має торкатись стінки посудини. За кілька хвилин (на момент зупинки рівня стовпчика ртуті у капілярі) запишіть показання. Не забувайте, що при знятті показань, око спостерігача має знаходитись на одній лінії з рівнем ртуті у капілярі (рідини у мірному посуді).

4. По закінченні роботи термометр охолодіть до кімнатної температури, витріть серветкою і покладіть на місце.

#### **ДОСЛІД 4. Відпрацювання операції фільтрування.**

а) Приготуйте простий і складчастий фільтри (рис. 20). Не забувайте, що квадратний аркуш фільтрувального паперу, з якого ви будете виготовляти фільтр, має у два рази перевищувати діаметр лійки. Укладіть фільтр у лійку, щоб він щільно прилягав до її стінок. Края фільтра не повинні доходити до країв лійки на  $0,5 \text{ см}$ . Змочіть злегка фільтр водою, використовуючи для цього промивалку (рис. 22).

б) Зберіть прилад для фільтрування, керуючись рисунком 15а.

в) Приготуйте розчин для фільтрування. Для цього візьміть наважку поваренної солі гатунку «техн.» масою  $2-5 \text{ г}$  і розчиніть її у воді. За необхідністю – розчин підігрійте.

Профільтруйте розчин через простий і складчастий фільтр. Порівняйте прозорість вихідного розчину і фільтрату та швидкість фільтрування, беручи для цього однакові об'єми розчину технічної солі. По склянній паличці налейте розчин з осадом на фільтр. Осад на фільтрі 3-4 рази промийте дистильованою водою з промивальниці і повторіть операцію.

Зверніть увагу на розчин, який збирається у прийомнику (у нашому випадку – стакані). Порівняйте прозорість вихідного розчину і фільтрату. У висновках сформулюйте основні правила, яких слід дотримуватись при здійсненні фільтрування.

#### **ДОСЛІД 5. Визначення об'єму однієї краплі води.**

Підготуйте бюретку до роботи: промийте та залийте в неї дистильовану воду, випустіть повітря з носика. Встановіть рівень води на одній із поділок бюретки по нижньому меніску. Встановіть ціну поділки.

Визначте число крапель води у певному об'ємі (1 см<sup>3</sup>, 2 см<sup>3</sup>, 4 см<sup>3</sup>). Розрахуйте об'єм однієї краплі на основі середнього значення із 6 вимірів. Заповніть таблицю та зробіть висновок.

Таблиця 2

Розрахунок об'єму краплі води

Число вимірів	Об'єм води, см <sup>3</sup>	Число крапель N <sub>(крапель)</sub>	Середнє значення, N <sub>сер.(крапель)</sub>	Об'єм однієї краплі, см <sup>3</sup>
1				
2				
3				
4				
5				
6				

### ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

- З'ясуйте, чим обумовлено правило безпечної роботи з газовими пальниками, як потенційними джерелами виникнення пожежі та термічних опіків?
- Охарактеризуйте зони полум'я пальника (зони А, Б, В) з позиції тих процесів, які в них відбуваються.
- Мотивуйте, чому полум'я має різні зони, наприклад, зону Б, де полум'я світиться і має відновний характер, а зона В – окисний. У якій частині полум'я слід здійснювати нагрівання.
- Вкажіть, з якою метою при повертанні муфти слід зменшувати і збільшувати вміст повітря у газовій трубі?
- Обґрунтуйте, чому полум'я має зону, що «світиться» і зону, що «не світиться»?
- Розробіть алгоритм запалювання пальника і послідовності дій для припинення горіння.
- Поясніть, чому перед вимірюванням певного об'єму рідини слід визначитись з видом мірного посуду, його об'ємом, також потрібно встановити ціну поділки, циліндра, відповідної піпетки чи бюретки?
- Вкажіть, чим обумовлена вимога при здійсненні операції фільтрування (рис. 21а) вставляти лійку з фільтром в кільце штатива таким чином, щоб її кінець торкався внутрішньої стінки посуду?
- Мотивуйте, чим обумовлені вимоги при фільтруванні: наливати рідину, що фільтрують, у лійку за допомогою скляної палички (рис. 21а); об'єм рідини повинен бути таким, щоб вона не доходила до верхнього краю фільтра менш як на 5 мм?
- Вкажіть, які позначення фільтрувального паперу застосовують на практиці для вибору діаметра його пор і придатності для фільтрування конкретних розчинів, якщо пористість фільтрувального паперу залежить від його щільності та зменшується у разі її збільшення.

11. Зазначте, на якій підставі ґрунтується практика фільтрування гарячих розчинів, якщо фактор нагрівання при фільтруванні може мати подвійне значення, одне з яких полягає в укрупненні дрібнодисперсних осадів чи коагуляції колоїдних частинок у великі.
12. Поясніть, як впливає на швидкість фільтрування збільшення та зменшення в'язкості?
13. Поясніть, в яких випадках використовують прийом декантації та в чому його суть?
14. Мотивуйте, чим пояснюється ефективність прийому відстоювання, який є довготривалий в часі, для процесу формування осаду?
15. Вкажіть, як буде змінюватись швидкість фільтрування, якщо розмір частинок речовини наблизатиметься до розміру пор фільтра?
16. Вкажіть, як буде змінюватись швидкість фільтрування, якщо розмір частинок речовини значно менший за розміри пор фільтра?
17. Поясніть, чи має сенс проводити процес фільтрування, якщо пори фільтра більші за розмір частинок? Мова йде про тонкодисперсні осади. Яким способом їх відокремлюють від рідини?
18. Вкажіть призначення ексикаторів у лабораторній практиці та розкажіть про їх будову.
19. Назвіть декілька речовин твердого і рідкого агрегатного стану, які можна використовувати в ексикаторах для осушування речовин.
20. Створіть алгоритм для розрахунку об'єму краплі води.

### ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

**ТЕМА.** ЗАГАЛЬНІ ПРИЙОМИ РОБОТИ З ГАЗАМИ.

**МЕТА.** ВІДПРАЦЮВАННЯ ОКРЕМИХ ЗАГАЛЬНИХ ЛАБОРАТОРНИХ ПРИЙОМІВ ДОБУВАННЯ, ЗБИРАННЯ ТА ЗБЕРІГАННЯ ГАЗІВ.

**ЗАВДАННЯ.**

1. Усвідомити алгоритм вибору способу збирання газу в лабораторії.
2. Відпрацювати операції добування газів в лабораторії за допомогою різних приладів (разової дії, напівавтоматичних та автоматичних).
3. Відпрацювання різних способів збирання газів у залежності від їх властивостей.

#### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

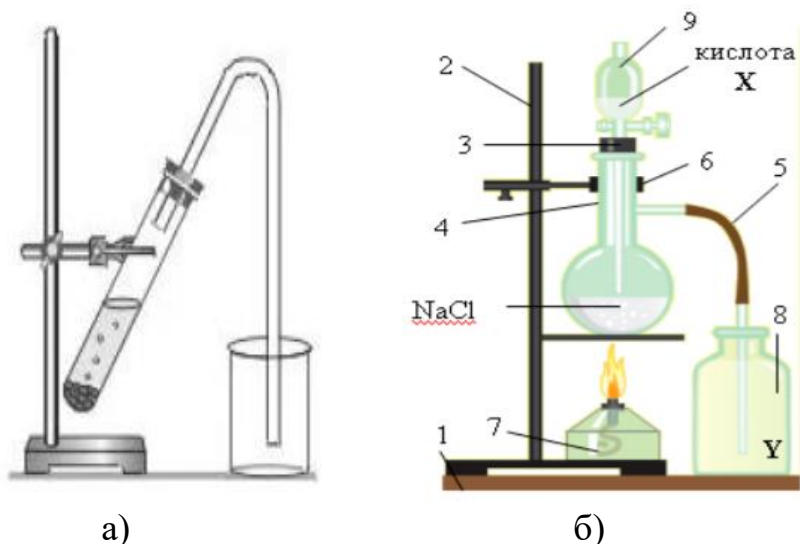
##### 1. Загальні прийоми добування та збирання газів у лабораторних умовах.

Гази в лабораторних умовах добувають у різних приладах та апаратах. Найпростішим із них є пробірка з газовідвідною трубкою, яку використовують для добування та дослідження невеликих об'ємів кисню, водню, гідроген сульфїду, карбон (IV) оксиду тощо

Найпростіші прилади для добування та дослідження невеликих об'ємів газуватих речовин (газів) представлені на рисунку 18 а, б.

Ці прилади не можна зберігати у робочому стані тривалий час. Як правило, їх збирають для кожної конкретної газуватої речовини на кожній з лабораторних робіт, де досліджують:

- способи добування газів у лабораторних умовах;
- способи збирання газів;
- фізичні та хімічні властивості.



а) б)  
*Рис. 18. Прилади для добування і збирання газів:  
а – пробірка з газовідвідною трубкою;  
б – колба з капельною лійкою.*

Недоліком приладів типу 18 а є необхідність їх демонтажу після кожного проведеного дослідження.

Для добування великих об'ємів деяких газів застосовують прилади автоматичної та напівавтоматичної дії. Серед них прилад автоматичної дії – апарат

Кіппа (рис. 19). Апарат Кіппа не витримує нагрівання, але стійкий до значного тиску газу, так як виготовлений з товстостінного скла.

Розглянемо будову апарату Кіппа.

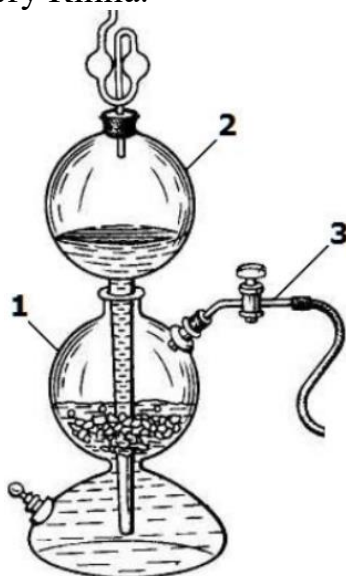


Рис. 19. Апарат Кіппа

Він складається з кулеподібної подовженої лійки (2) та основної частини (1) зі звуженням посередині, яке ділить основну частину апарата на середній шар (реактор) з газовідвідною трубкою (3) з краном і нижню напівкулю з горизонтальною поверхнею (опірна частина). Більшість апаратів Кіппа в опірній частині мають тубус для зливу відпрацьованої рідини.

У місце звуження основної частини апарата вкладають диск, на якому розміщують кусочки мармуру (для добування вуглекислого газу) чи гранули цинку (для добування водню) чи інший твердий компонент, а в подовжену лійку (2) заливають рідину (у нашому випадку, хлоридну кислоту) в такому об'ємі, щоб вона, при відкритому крані газовідвідної трубки (3) повністю контактувала з твердою речовиною. При закритому крані газовідвідної трубки (3) у верхній частині апарата (1) створюється надлишковий тиск газу, під дією якого рідина витискується з нижньої частини апарата (1) у лійку (2). Внаслідок цього реакція добування газу тимчасово припиняється.

Газ, що одержують в апараті Кіппа, як правило, містить водяну пару та різні домішки. Очищують та осушують цей газ у спеціальних установках. Газ, який виходить з апарата Кіппа, проходить послідовно через дві склянки Тищенко, заповнені відповідно водою та концентрованою сульфатною кислотою. У першій склянці карбон(IV) оксид звільняється від гідроген хлориду та інших водорозчинних домішок. У другій склянці, яка містить  $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$ , газ осушується. Газ можна осушувати також, пропускаючи його крізь колонки та склянки (рис. 20) з твердими поглиначами – кальцій хлоридом, силікагелем, лугами та виморожуванням. Суть процесу виморожування полягає в тому, що зі зниженням температури зменшується тиск водяної пари, яка міститься у газі.

За звичайних умов для виморожування застосовують скляні трубчасті спіралі, які охолоджують рідким азотом у посудині Дьюара.

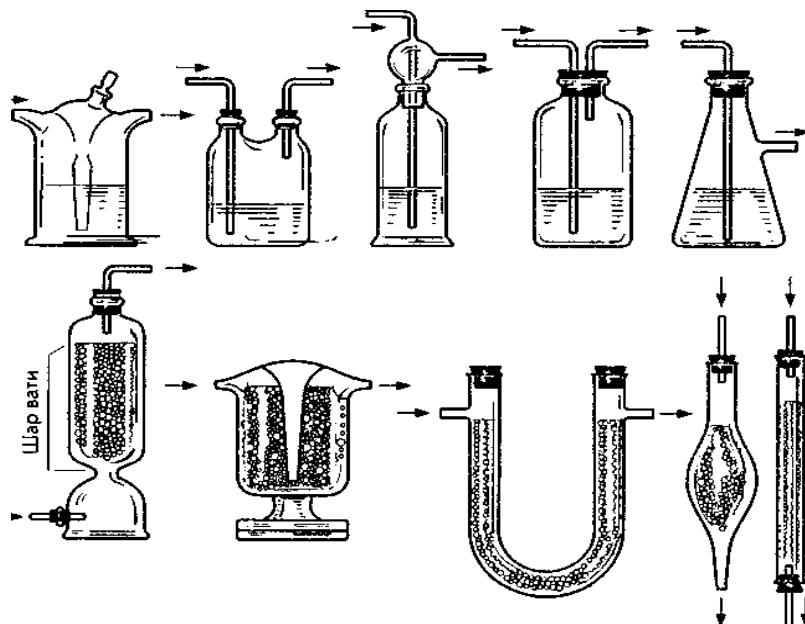


Рис. 20. Промивні склянки та колонки для сушки.

Сульфур(IV) оксид, гідроген сульфід або гідроген хлорид можна також добувати в установці, зображеній на рисунку 21.

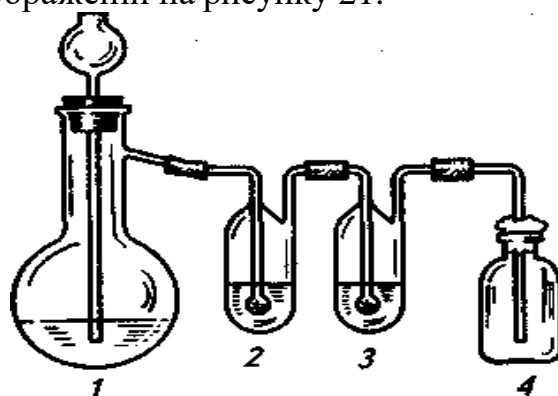


Рис.21. Прилад для добування і очистки газів:  
 1 – колба Вюрца; 2,3 – промивні чи осушуючі склянки;  
 4 – посудина для збору газу, що важчий за повітря  
 і не взаємодіє з його складовими.

## 2. Зберігання газів.

Для зберігання кисню та інших газів у лабораторії часто використовують газометри (рис. 22). Перед заповненням газометру з нього необхідно витиснути повітря. Для цього через лійку (3) при відкритих кранах (1) та (2) заливають воду доти, доки газометр повністю нею не заповниться. Закривши крани (1) і (2) та відкривши пробку тубуса (4), в газометр вводять газовідвідну трубку від газового балона чи апарата, в якому безпосередньо знаходиться (чи добувають) газ.

В міру заповнення газом газометра, вода з нього виливається в кристалізатор чи раковину. Заповнивши прилад газом, щільно закривають тубус (4) та заповнюють лійку (3) водою.

При користуванні газометром (рис. 22 б) частково відкривають кран (2). Після цього вода надходить до газометра, створюючи в ньому невеликий надлишковий тиск, під дією якого, відкривши кран (1), можна відібрати необхідний об'єм газу.



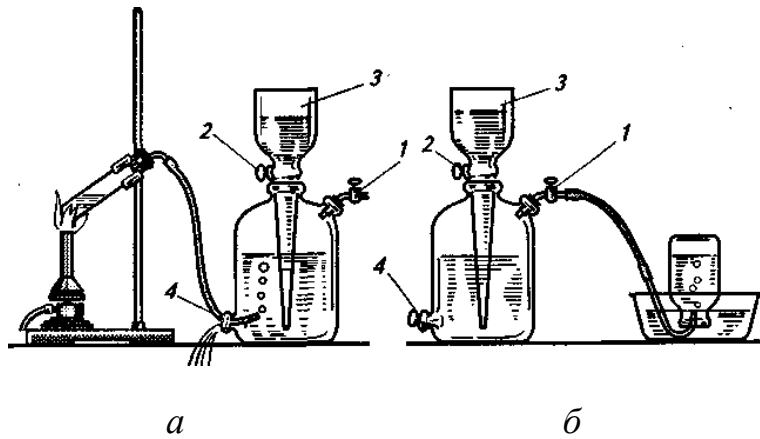


Рис. 22. Наповнення газометра (а) та склянки (б) газом

Не можна зберігати в газометрі такі гази як водень, ацетилен, метан, тому що вони вибухонебезпечні. Газометр повинен мати етикетку, в якій вказано, яким газом заправлений газометр та дата його заповнення.

### 3. Збирання газів.

Способи збирання газів визначаються їхніми властивостями, а саме: розчинністю і взаємодією з водою і повітрям та отруйністю газу. Розрізняють два головних способи збирання газу: витісненням повітря і витісненням води. *Витісненням повітря* збирають гази, які не взаємодіють з повітрям.

По відносній густині газу за повітрям роблять висновок, як розташувати посудину для збирання газу (рис. 23 а, б).

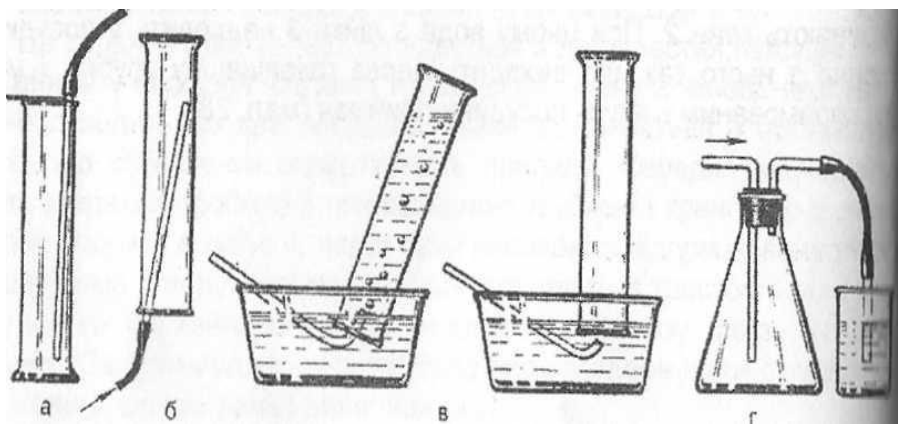


Рис. 23. Збирання газів:

а – витісненням повітря (газ важче повітря);

б – витісненням повітря (газ легше повітря);

в – збирання газів над водою; г – збирання отруйних газів.

На рисунку 23а зображено збирання газу з відносною густиною за повітрям більше одиниці, наприклад нітроген(IV) оксиду (відносна густина за повітрям дорівнює 1,58). На рисунку 23б показано збирання газу з відносною густиною за повітрям менше одиниці, наприклад водню, амоніаку тощо. Зауважимо, що таким способом рекомендовано збирати гази, які не тільки легші за повітря, але й не взаємодіють зі складовими повітря. Через це такий газ як водень, хоч відносна густина його за повітрям менша за одиницю, не рекомендовано збирати таким способом, так як водень утворює з киснем повітря вибухонебезпечні суміші.

Гази, які не взаємодіють з водою і погано в ній розчиняються, збирають витісненням води і цей спосіб носить назву «збирання газу над водою»

(рис. 23в). В цьому способі певну посудину (циліндр або банку) заповнюють водою і отвір закривають скляною пластинкою так, щоб у циліндрі або банці не залишалося бульбашок повітря. Посудину перевертають і опускають у скляний кристалізатор з водою. Під водою пластинку видаляють, а у відкритий отвір посудини підводять газовідвідну трубку. Газ поступово витискує воду з циліндра або банки і заповнює їх, після чого отвори посудини під водою закривають скляною пластинкою і виймають.

У випадку, якщо газ важче повітря, циліндр ставлять дном на стіл, а якщо легше, то уверх дном на пластинку. Цим способом газу можна збирати також в пробірки, проводячи аналогічні дії, зазначені вище.

Вибір способу збирання газів, які не взаємодіють ні з водою, ні зі складовими повітря, визначається цільовою настановою досліду, для якого збирається газ (наприклад,  $\text{CO}_2$ ). Отруйні газу збирають зазвичай витісненням води, тому що момент повного заповнення посудини можна побачити візуально.

Прилад для збору газу способом витіснення повітря зображено на рисунку 23 г. Для цього в посудину (банку або циліндр) вставляють пробку з двома отворами з газовідвідними трубками, через одну з яких пропускають добутий газ (трубка, що доходить до дна посудини), а через іншу (коротшу) газ потрапляє в посудину із розчином, який поглинає газ. Так, наприклад, для поглинання сульфур(IV) оксиду, в посудину наливають розчин лугу, а для поглинання гідроген сульфіді – воду. Після заповнення посудини газом з неї виймають пробку з газовідвідними трубками і посудину швидко закривають пробкою.

Газу чи їх суміші, які використовують у техніці та в науково-дослідних лабораторіях, зберігають у стисненому газоподібному (кисень, водень, аргон, азот, гелій) чи в рідкому (хлор, пропан-бутан) стані в спеціальних сталевих балонах, що мають вентиля, через які за допомогою редукторів можна регулювати подачу газу з різною швидкістю.

Балони з газом фарбують у певні кольори. Наприклад, балони з киснем мають синій колір із чорним написом «Кисень», з воднем – чорний з червоним написом «Водень». Чорні балони з азотом, карбон (IV) оксидом та стисненим повітрям мають відповідні написи: жовтий – «Азот», білий – «Вуглекислий газ». Балони з синім написом «Хлор» пофарбовані в зелений колір. Метан чи пропан-бутанові суміші зберігаються в балонах червоного кольору, амоніак – жовтого.

Робота із застосуванням стиснених газів вимагає обов'язкового виконання правил техніки безпеки, зазначених у відповідних інструкціях.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання.** Апарат Кіппа, прилади для добування газів напівавтоматичної та разової дії, склянки для осушування газів, пробірки, хімічні стакани, шматочки мармуру, дерев'яні скіпки, сірники.

**Реактиви.** Розчин хлоридної кислоти (1:1), розчин кальцій гідроксиду (вапняна вода).

**ДОСЛІД 1. Відпрацювання операції перевірки приладу для добування і збирання газів на герметичність.**

Слід пам'ятати про те, що при добуванні газів пробка з газовідвідною трубкою повинна щільно (герметично) закривати отвір приладу для збирання газів

(пробірки). Якщо цього не буде, то будь-який добутий газ буде виділятися не лише через кінець газовідвідної трубки, а й через не герметичні частини приладу (наприклад, нещільно вставлену пробку). Тому, перед проведенням досліду з добування газу, прилад (наприклад, пробірку) й газовідвідну трубку з пробкою перевірте на герметичність. Для цього виконайте такі дії:

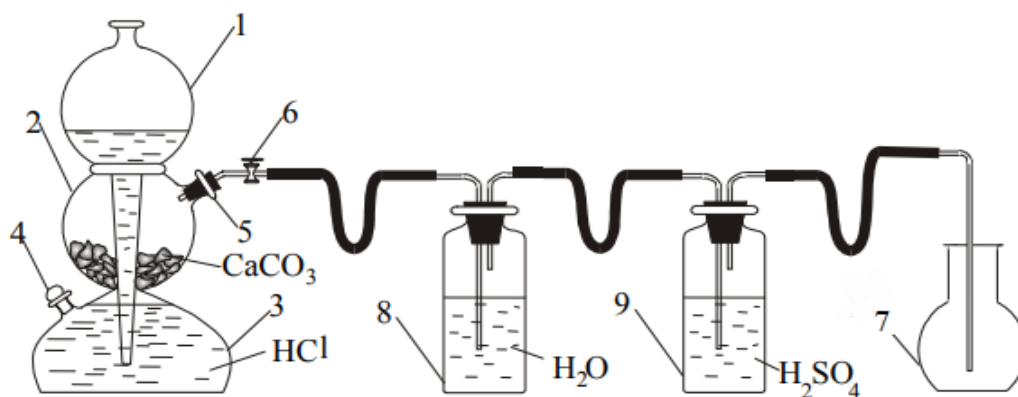
- 1) зберіть прилад для добування газу (див. *рис. 18а*);
- 2) кінець газовідвідної трубки помістіть у кристалізатор або в стакан, який попередньо наповніть водою;
- 3) злегка підігрійте дно пробірки, наприклад, теплом долонь;
- 4) якщо прилад зібрано герметично, досить швидко у воді з'являться бульбашки газу від нагрітих стінок приладу.

## ДОСЛІД 2. Добування та збирання карбон(IV) оксиду.

а) *Підготовка апарату Кіппа до роботи.* Отримайте у лаборанта апарат Кіппа. За необхідності заправте його у присутності викладача. Для цього у реактор помістіть диск для розміщення на ньому твердих реагентів (у нашому випадку – мармур), закрийте зливальний отвір пробкою. На шліф лійки нанесіть ущільнююче змащення і з'єднайте шароподібну подовжену лійку з горлом реактора. В отвір у реакторі вставте хімічну лійку і насипте подрібнені шматочки мармуру або крейди. У випадку просипання реагенту через диск, необхідно його замінити. Установіть газовий кран, відкрийте його.

Розчин концентрованої хлоридної кислоти (густина 1,19 г/см<sup>3</sup>) розбавте водою в два або три рази, тобто у співвідношенні 1:1 або 1:2. Через хімічну лійку, вставлену у верхній отвір кульової лійки, залийте розчин кислоти до рівня її в реакторі вище поверхні твердої речовини на 1-1,5 см.

б) *Збирання приладу для добування вуглекислого газу (рис. 24).*



*Рис. 24. Схема лабораторної установки для добування вуглекислого газу в апараті Кіппа:*

- 1 – кулеподібна лійка; 2,3 – з'єднані між собою резервуари;  
 4, 5 – трубуси; 6 – кран; 7 – приймач вуглекислого газу;  
 8 – промивна склянка; 9 – склянка Дрекселя для осушки газу.

в) *Перевірка приладу на герметичність.* Для цього закрийте кран робочого приладу і якщо прилад герметичний, то під тиском газу, що виділяється, рідина швидко витісняється з реактора в лійку. Для видалення з порожнини реактора повітря в суміші з добутим газом, знову відкрийте кран, а після входу кислоти в реактор закрийте, і так повторіть 2-3 рази. Отвір кульової лійки закрийте водяним затвором.

г) *Перевірка газу, що виділяється.* Пропустіть газ через розчин кальцій гідроксиду (вапняної води) у пробірці. Що повинно при цьому відбутися у випадку пропускання вуглекислого газу через вапняну воду? Зверніть увагу: вапняна вода має бути прозорим розчином.

Спостерігайте за змінами. Напишіть рівняння реакцій.

д) *Збирання газу.* Для цього наберіть газ в пробірку методом витіснення повітря і методом витіснення води. Внесіть тліючу скіпку в посудину з газом, щоб переконатись, що газ наповнив посудину. Спробуйте «перелити» газ у другу склянку й опустити в нього палаючу скіпку. Що спостерігається?

е) *Розбирання апарату після завершення дослідів* (в разі необхідності). Підготуйте посудину для зливу кислоти. Зніміть водяний затвор з апарату. Нахиліть апарат і відкрийте зливальну пробку. Злийте кислоту. Для прискорення зливу кислоти відкрийте газовий кран на реакторі. Після зливу кислоти зніміть газовий кран. Закрийте пробку зливального отвору й залийте воду для промивання порожнини апарату від кислоти. Повторіть операцію промивання. Завершіть розбирання апарату: зніміть лійку, видаліть ущільнюючий засіб, промийте частини апарату із миючим засобом, висушіть, зберіть апарат, поклавши в конуса з'єднань смужки паперу.

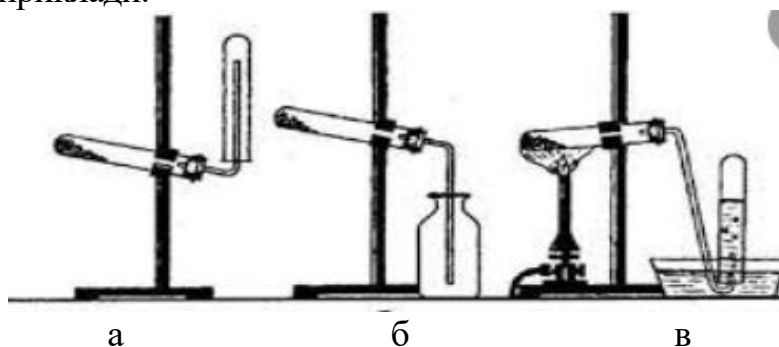
Зібраний для зберігання апарат здайте лаборанту.

### ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Особливої обережності вимагає робота з газами (наприклад, киснем, воднем, гідроген сульфідом, хлором) та приладами, які використовують для їх добування (наприклад, апаратом Кіппа). Тому не має потреби нюхати газу, що виділяються, близько нахилившись до посудини. Яким чином слід поступати при визначенні запаху газу або рідини?
2. При неправильному використанні апарату Кіппа, налаштованого на добування окремих газуватих речовин, наприклад водню, може статися вибух. Через це, перед тим як працювати з ним, слід уважно вивчити правила роботи з апаратом та властивості тих речовин, які добувають за його допомоги. Про які правила безпеки може йти мова при добуванні водню в апараті Кіппа?
3. Чому при добуванні водню в апараті Кіппа категорично забороняється підносити або тримати поблизу приладу запалений пальник? Обґрунтуйте відповідь властивостями речовини, яку добувають.
4. Зі шкільного курсу хімії відомо, що існує два способи збирання газоподібних речовин: витісненням води та витісненням повітря. Важливо завчасно продумувати, яким з них доцільно скористатися у конкретному випадку. Чи існують газуваті речовини, які можна збирати за допомогою обох способів? Якщо існують, то наведіть приклади таких газів.
5. Наведіть приклади конкретних газоподібних речовин, які слід збирати способом витіснення води. Обґрунтуйте свій вибір.
6. Якщо газоподібна речовина добре розчиняється у воді, то витіснення її з посудини не відбудеться. Наведіть два приклади таких газоподібних речовин.
7. Витісненням води збирають лише ті газу, які в ній погано розчиняються. Наведіть два приклади таких газоподібних речовин.
8. Серед наведених формул газуватих речовин:  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $NH_3$  виберіть ті, які не

можна збирати способом витіснення води. Обґрунтуйте свій вибір. Яким способом бажано збирати хлор і кисень?

9. Докажіть, чому  $O_2$ ,  $CO_2$ ,  $Cl_2$ ,  $NH_3$  можна збирати способом витіснення повітря і не всі – способом витіснення води.
10. Легші за повітря газу, які не реагують зі складовими повітря, збирають способом витіснення повітря, тримаючи посудину-приймач догори дном. Для збирання важчого за повітря газу пробірку тримають донизу дном. Визначити, легший чи важчий за повітря газ можна, якщо порівняти його відносну молекулярну масу з середньою відносною молекулярною масою повітря. Визначте, легші чи важчі за повітря такі газу, як водень, кисень, карбон(IV) оксид, гідроген сульфід, сульфур(IV) оксид, хлор. Зазначити способи їх добування.
11. Обґрунтуйте кожен із наведених способів збирання газів а), б) і в). Наведіть конкретні їх приклади.



12. В апараті Кіппа можна добувати водень. Правда, перед збиранням чи дослідженням властивостей водню, який одержують в апараті Кіппа, необхідно витиснути з нього повітря (на 20-30 с відкрити кран), а потім перевірити газ на чистоту. Навіщо це потрібно робити? Обґрунтуйте, керуючись властивостями водню.
13. Для перевірки водню на чистоту, слід набрати в пробірку водню способом витіснення повітря чи води, (чому у данному випадку водень дозволяється збирати і способом витіснення повітря, і способом витіснення води?), обмотати її рушником (навіщо рекомендовано пробірку обмотати рушником?) і обережно піднести отвором до полум'я. Якщо при підпалюванні лунає свистячий звук, то пробу на чистоту водню слід повторити, бо у такому випадку водень містить домішки кисню повітря (чому водень, який містить домішки кисню, є небезпечним? У якому співвідношенні об'ємів мають бути реагенти: водень і кисень та водень і повітря, щоб вважати їх суміші небезпечними?). Чистий водень має загоратися зі слабким звуком. Пробу рекомендовано повторювати доти, поки водень не виявиться чистим. Лише після цього з воднем можна працювати. Які ще газу є небезпечними у суміші з киснем чи повітрям?
14. Для визначення співвідношень між об'ємами вибухонебезпечних сумішей речовин потрібно написати стехіометричне рівняння реакцій, наприклад, між метаном і киснем. Коефіцієнти біля кисню і метану вкажуть на ці співвідношення. Складіть рівняння реакцій між метаном ( $CH_4$ ) і киснем ( $O_2$ ), розрахуйте коефіцієнти між учасниками процесу і встановіть співвідношення об'ємів, які є вибухонебезпечними.

15. Вкажіть, як розрахувати об'єм повітря в реакції, який теж може бути причиною вибуху суміші добутого газу з повітрям?
16. Для підготовки апарату Кіппа до роботи користуються, як правило, хлоридною кислотою (густина  $1,19 \text{ г/см}^3$ ), яку слід розбавити водою у відношенні 1:1 або 1:2. Опишіть процес розведення концентрованої хлоридної кислоти. Вкажіть: правила дотримання техніки безпеки при роботі з концентрованою хлоридною кислотою, місце хімічної лабораторії, де здійснення цього процесу буде безпечним; необхідний посуд для здійснення цього процесу тощо.
17. Які властивості концентрованої хлоридної кислоти обумовлюють певні вимоги до безпечного поводження з нею?
18. При використанні для добування газів хлоридної кислоти, рекомендовано в отвір кульової лійки встановити водяний затвор. Що він собою являє? Яку функцію виконує? Відповідь сформулюйте на основі властивостей хлоридної кислоти.
19. При добуванні за допомогою апарату Кіппа вуглекислого газу, його наявність можна перевірити, пропустивши газ через розчин кальцій гідроксиду –  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (тривіальна назва цього реактиву – вапняна вода). Що повинно відбутися у випадку пропускання вуглекислого газу через розчин вапняної води? Напишіть рівняння реакцій та опишіть явища, які супроводжують цей процес.
20. Складіть алгоритм дій процесу добування водню в лабораторії з урахуванням його хімічних та фізичних властивостей та техніки безпеки.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

**ТЕМА.** ОЧИСТКА РЕЧОВИНИ: ПЕРЕКРИСТАЛІЗАЦІЯ, ПЕРЕГОНКА, СУБЛІМАЦІЯ.

**МЕТА.** ВІДПРАЦЮВАННЯ ОКРЕМИХ ЗАГАЛЬНИХ ПРИЙОМІВ ТА ОПЕРАЦІЙ ОЧИСТКИ РЕЧОВИНИ

### **ЗАВДАННЯ**

1. Засвоїти досвід очистки речовин способом перекристалізації.
2. Засвоїти досвід очистки речовин способом перегонки.
3. Засвоїти досвід очистки речовин способом сублімації.

### **КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ**

#### **1. Перекристалізація.**

Розчинність речовини у воді та інших розчинниках є їхньою індивідуальною властивістю. Одні речовини розчиняються добре, інші – гірше. Як правило, розчинність більшості неорганічних речовин у воді при нагріванні збільшується.

Охолодження насичених гарячих розчинів призводить до виділення з них деякої кількості кристалів розчиненої речовини. Чим вища концентрація розчиненої речовини у гарячому насиченому розчині, тим більше її виділяється при охолодженні.

Різна розчинність речовин у воді та різний характер її залежності від температури покладено в основу процесу перекристалізації, суть якого полягає у розчиненні речовини та його подальшій кристалізації. Чим нижча температура кристалізації, тим більша кількість осаду виділяється в тверду фазу. Якщо у насиченому гарячому розчині є механічні нерозчинні домішки, його фільтрують через лійку для гарячого фільтрування.

При кристалізації розчину, що містить кілька речовин, можна досягти їх розділення. Пояснюється це різним характером розчинності речовин, що розділяються, залежно від температури. В певному температурному інтервалі розчин буде насиченим відносно однієї та ненасиченим відносно іншої речовини, які знаходяться у розчині. Це призводить до виділення з розчину тільки однієї речовини, тоді як інша при цьому залишиться у маточному розчині.

Температурний інтервал кристалізації та повнота розділення залежать як від розчинності речовин, що розділяються, так і від їх співвідношення у вихідній суміші. Якщо суміш двох речовин містить незначну кількість однієї з них, розділення можна здійснити за допомогою одноразового процесу перекристалізації. Якщо ж вихідна суміш містить співрозмірні кількості речовин, що розділяються, процес перекристалізації повторюють декілька разів.

Повільне охолодження розчинів, що кристалізуються, призводить до одержання крупних кристалів речовини, які дуже часто забруднені вкрапленнями маточного розчину, що містять домішки. Водночас дрібні кристали, які осаджуються при швидкому охолодженні розчину, домішок не мають.

Для швидкого охолодження посуд з речовиною, що кристалізується, ставлять у холодну воду чи посуд із кригою. Якщо речовина, що кристалізується, схильна до перенасичення, у маточний розчин вносять «затравку», тобто центри кристалізації у вигляді кількох дрібних кристаликів тієї самої речовини.

Кристалізацію можна також спричинити тертям скляною паличкою стінок склянки.

Після закінчення кристалізації виділені кристали відокремлюють від маточного розчину фільтруванням на лійці Бюхнера, промивають та сушать. Промиті кристали спочатку віджимають між листками фільтрувального паперу або в чашці Петрі та сушать на повітрі, в сушильній шафі чи в ексікаторі з різними осушувачами.

Вибір способу сушіння та осушувача залежить від властивостей речовини. У деяких випадках маточні розчини після кристалізації частково упарюють, одержуючи додаткову кількість речовини. Якщо ж вихідна суміш містить співрозмірну кількість речовин, що розділяються, для одержання позитивних результатів процес перекристалізації повторюють декілька разів.

Щоб уникнути пожежі, під час перекристалізації із застосуванням легкоспалахуючих органічних розчинників, суворо дотримуються правил протипожежної безпеки.

Для охолодження розчинів та перекристалізації нижче  $0^{\circ}\text{C}$  користуються різними охолоджувальними сумішами. Найчастіше застосовують суміші, що містять сніг або потовчений лід у поєднанні з різними речовинами у певних пропорціях. Так, суміш, що складається по масі з трьох частин снігу та однієї частини  $\text{NaCl}$ , знижує температуру до  $-21^{\circ}\text{C}$ . Приблизно такі самі властивості має суміш із рівних частин снігу та  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Суміш 1,5 частини  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  з однією частиною снігу може дати температуру  $-55^{\circ}\text{C}$ . Змішуванням сухого льоду з диетиловим ефіром чи ацетоном можна досягти температури  $-78^{\circ}\text{C}$ .

## **2. Перегонка (дистиляція) рідин.**

Кожна рідина має певний тиск насиченої пари, величина якого залежить від температури. При нагріванні рідини тиск насиченої пари збільшується. Рідина кипить, коли за певної температури тиск її насиченої пари дорівнює атмосферному тиску і при цьому відбувається пароутворення, як з поверхні рідини, так і з усього об'єму рідини.

Кожна хімічно чиста рідина характеризується температурою кипіння, на яку впливає тиск: при зниженні тиску, температура кипіння теж знижується. Залежність температури кипіння від тиску застосовують при сушінні речовин, а також при перегонці рідин за понижених тисків. Для перегонки рідин, які мають високу температуру кипіння чи розпадаються навіть при низьких температурах, застосовують вакуумну перегонку. Зниження температури кипіння в таких випадках досягається внаслідок зменшення тиску в системі. Основна вимога вакуумної перегонки – повна герметичність апаратури.

Характер кипіння рідин може бути рівномірним і спокійним, або відбуватися з поштовхами та викидами рідини. Для запобігання перегрівання рідин до них додають маленькі шматочки порцеляни, пемзи чи інших пористих матеріалів, поверхневий шар яких містить повітря. Бульбашки повітря слугують центрами для пароутворення і тому рідина кипить спокійно. Такі матеріали, особливо тонкі скляні капіляри, оплавлені з одного боку, чи скляна вата, є кращим засобом для попередження поштовхів при кипінні.

Як було повідомлено раніше, кожна рідка речовина кипить при певній температурі. Це становить основу процесу очистки рідин шляхом перегонки.



Здійснюють її при невисокій температурі кипіння та звичайному тиску з використанням установки, яка складається з колби Вюрца, холодильника та приймача (рис. 25).

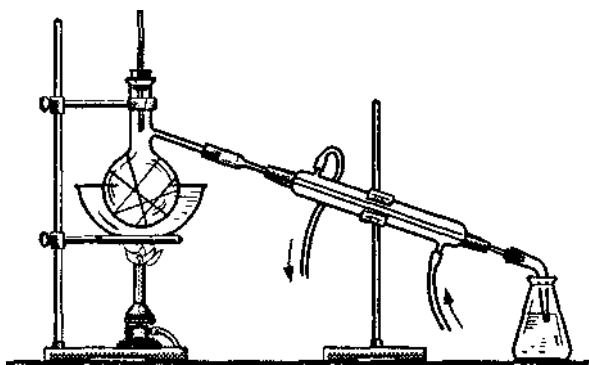


Рис. 25. Прилад для простої перегонки при атмосферному тиску.

Колбу беруть із таким розрахунком, щоб рідина, що відганяється, займала не більше як  $2/3$  її об'єму. Колбу закривають пробкою з термометром, кінець якого має міститися на рівні бокового відводу чи трохи нижче. Боковий відвід колби має заходити у форштос холодильника не менше, ніж на 4-5 см.

Після збору установки, надійно закріплюють усі її частини, підганяють пробки та з'єднання, колбу через лійку заповнюють рідиною, яку слід перегнати. Нижній кінець лійки при цьому має теж входити у колбу нижче бокового відростка. Нагрівають колбу на водяній бані чи за допомогою газового пальника з використанням азбестової сітки.

Після доведення рідини до кипіння, слід відрегулювати цей процес задля попередження занадто бурхливого кипіння. В іншому разі краплі киплячої рідини можуть потрапити у відвідну трубку та забруднити дистилат.

При дробній чи фракційній перегонці сумішей, речовини розділяють за фракціями, що мають певні температури кипіння. Дробну перегонку проводять, як правило, з використанням дефлегматора. У цьому випадку замість колби Вюрца застосовують звичайну круглодонну колбу, яку з'єднують із дефлегматором за допомогою пробки чи шліфа. Фракційну перегонку застосовують для точних та спеціальних робіт. При атмосферному тиску перегонку виконують для термічно стійких рідких речовин з  $T_{\text{кип}}$  від 40 до 180 °С.

Деякі суміші неможливо розділити фракційною перегонкою. Так, суміш, яка складається з семи частин етанолу та 93 частин бензену, кипить та нероздільно переганяється за температури 60 °С, в той час, коли спирт кипить за температури 78 °С, а бензен – 80 °С. Іноді температура кипіння подібних сумішей вища, ніж компонентів, які до неї входять. Розчин хлоридної кислоти з концентрацією 20,2 % кипить за температури 110 °С, тоді як температура кипіння води становить 100 °С, а гідроген хлориду – 84 °С. Суміші, які не можна розділити перегонкою, дістали назву *нероздільнокиплячих* чи *азеотропних*.

Способом перегонки можна:

- розділити суміш рідин з різними температурами кипіння,
- відокремити рідку речовину від розчинених у ній твердих або смолоподібних домішок,
- відігнати леткий розчинник від цільової речовини.

Пара, що конденсується в холодильнику і стікає в приймач, збагачується більш летким (низькокиплячим) компонентом, а менш леткий компонент

(висококиплячий) залишається в невідігнаній рідині. Повторними перегонками можна повністю розділити суміш.

За ходом перегонки спостерігають за показаннями термометра, що омивається парами речовини, яка переганяється. Визначення температури кипіння кожної з речовин, що переганяються, служить основним способом ідентифікації речовини при її виділенні і очистці методом перегонки.

Залежно від властивостей речовин, перегонку проводять за різних умов:

- за атмосферного тиску,
- у вакуумі,
- з водяною парою.

Виходячи з відмінностей у температурах кипіння компонентів суміші, застосовують просту (прямоточну) або фракційну (протиточну) перегонку, як при атмосферному тиску, так і у вакуумі. При простій перегонці пари киплячої рідини з перегонної колби надходять у холодильник, де перетворюються на конденсат. У цьому процесі пара і конденсат переміщуються в одному напрямку, тому таку перегонку називають прямоточною. Розділення суміші рідин може проходити тільки на стадії випаровування.

Процес, за якого частина конденсованої пари повертається назад у колбу для перегонки або стікає у вигляді флегми назустріч висхідній парі, тобто багаторазово повторюються випаровування і конденсація, називається протиточною перегонкою. До неї відносять фракційну (дробну) перегонку і ректифікацію.

### **3. Сублімація.**

Деякі неорганічні речовини за звичайного чи пониженого тиску мають властивість переходити за нагрівання, минаючи стадію плавлення, з твердого стану в газоподібний. Охолодження пари таких речовин призводить до їх конденсації безпосередньо в кристалічний стан. Ця властивість використовується для очистки речовин і називається *сублімацією*.

У лабораторній практиці сублімацією найчастіше очищують йод. Для цього використовують товстостінний стакан, колбу чи годинникове скло дещо більшого діаметра, ніж стакан.

Невелику кількість технічного йоду кладуть у стакан і накривають зверху годинниковим склом або колбою, заповненою холодною водою чи льодом. При обережному нагріванні стакана на пальнику чи піщаній бані, йод сублімується і у вигляді пари осідає на годинниковому склі, формуючи голчасті кристали.

Технічний йод перед сублімацією розтирають з калій йодидом та кальцій гідроксидом у масовому співвідношенні 6 : 1 : 2. Чистий йод добувають подвійною сублімацією.

## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

### ***Обладнання та реактиви***

**Обладнання:** колба Вюрца, термометр, мірний посуд: мірні циліндри різного об'єму, хімічні стакани термостійкі різного об'єму, лійка, кипілки, алонж, приймач-стакан, електрична плитка, ступка з пестиком, холодильник Лібіха, фільтрувальний папір, лійки для фільтрування, промивальниці, ножиці, колба Бунзена, лійка Бюхнера, електронні терези, конічна колба, круглодонна колба, скальпель, скляні палички, бюкс.

**Реактиви:** кристалічний йод, калій йодид.

### **ДОСЛІД 1. Очистка речовини перегонкою за атмосферного тиску.**

а) Отримайте у викладача завдання для розділення речовин перегонкою.

б) Зберіть установку для перегонки, як показано на рисунку 30. Зверніть увагу на положення ртутної кульки термометра – верхній край ртутної кульки розташовують на 0,5 см нижче нижнього краю отвору відвідної трубки в шийці насадки Вюрца, щоб він повністю омивався парами речовини, що переганяється. Подумайте, навіщо саме так розміщують термометр?

в) За допомогою лійки внесіть до колби Вюрца рідину, що підлягає перегонці, в такій кількості, щоб вона займала не більше  $2/3$  об'єму колби. Додайте до колби також кілька «кипілок» (досить 2-3 штуки). Навіщо потрібні кипілки? Яку функцію вони мають виконувати?

г) Перевірте, щоб усі частини установки для перегонки були з'єднані герметично, а внутрішній простір приладів був зв'язаним з атмосферою через алонж.

- Заповніть холодильник водою, щоб вона повільно витікала в раковину, омиваючи внутрішню його частину, куди буде поступати конденсат;
- Увімкніть нагрівальний прилад.
- З моменту появи перших крапель дистиляту і до встановлення постійної температури кипіння зберіть предгон – легколеткі домішки, що містяться в рідині, що переганяється.
- Після встановлення постійної температури кипіння замініть приймач і збирайте основну фракцію. Регулюючи інтенсивність нагріву (використовуючи азбестову сітку або змінюючи відстань від нагрівального приладу до перегонної колби), добийтеся того, щоб протягом секунди в приймач потрапляло не більше 1-2 крапель дистиляту. Така швидкість перегонки є оптимальною.
- Коли в колбі залишиться менше  $1/4$  об'єму рідини, зменшіть нагрівання, щоб уникнути розжарювання стінок колби і перегріву парів.
- Коли в колбі залишиться 1-2 см<sup>3</sup> рідини, припиніть перегонку.
- Температуру кипіння основної фракції порівняйте з літературними даними, визначте, яка речовина переганялась.
- Сформулюйте загальний висновок.

### **ДОСЛІД 2. Очистка мідного купоросу перекристалізацією.**

Розітріть на дрібний порошок мідний купорос, забруднений домішками іншої речовини та візьміть наважку мідного купоросу масою 10 г.

За допомогою мірного циліндра виміряйте дистильовану воду об'ємом 30 см<sup>3</sup>, перелийте її у термостійкий стакан і нагрійте до кипіння.

Розчиніть сіль у киплячій дистильованій воді, використовуючи для цього скляну паличку з резиновим наконечником. *Обережно поводьтесь з гарячим розчином, щоб уникнути термічного опіку!!!*

Складіть прилад для фільтрування (рис. 15а).

Для запобігання передчасної кристалізації, розчин відфільтруйте за допомогою складчастого фільтра і промийте його гарячою водою. Розчин весь час нагрівайте і фільтруйте його маленькими порціями або скористайтеся лійкою для гарячого фільтрування.

Залишіть на годину фільтрат охолоджуватись, спостерігайте за випадінням кристалів.

Кристали, що випали, перенесіть на фільтр, а потім на лійку Бюхнера. Промийте їх холодною дистильованою водою об'ємом 15 см<sup>3</sup> (виберіть для цього відповідний мірний посуд).

Висипте кристали солі з лійки на фільтрувальний папір, сушіть їх між листками фільтрувального паперу доти, поки вони не перестануть прилипати до сухої скляної палички.

Добуту сіль зважте на терезах і обчисліть її вихід, взявши вихідну наважку за 100 %.

### **ДОСЛІД 3. Очистка йоду сублімацією.**

Візьміть наважку кристалічного йоду (I<sub>2</sub>) масою 0,5 г та калій йодиду (KI) масою 0,2 г. Змішайте речовини і перенесіть їх у термостійкий стакан.

Стакан накрийте круглодонною колбою з холодною водою так, щоб дно цієї колби повністю закривало отвір стакану.

Нагрійте стакан на газовому пальнику через азбестовану сітку чи використовуючи для цього електричну плитку.

Спостерігайте, що відбувається з сумішшю йоду і солі калій йодиду за нагрівання. Відмітьте, якого кольору пари йоду? Що відбувається з парами йоду при контакті з холодним дном круглодонної колби?

Розгляньте кристали йоду, що осіли на дні колби. Якого вони кольору?

Зберіть обережно кристалики йоду в бюкс і зважте. Обчисліть вихід йоду у відсотках, взявши вихідну наважку йоду за 100%.

### **ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ**

1. Розчинність речовини у воді та інших розчинниках є їхньою індивідуальною властивістю. Користуючись таблицею розчинності наведіть приклади речовин (основ, кислот, солей), які:
  - добре розчинні у воді;
  - є малорозчинними;
  - практично нерозчинні;
  - у розчинах не існують.
2. Деякі неорганічні речовини при звичайному чи пониженому тиску мають властивість переходити за нагрівання з твердого стану в газоподібний, минаючи стадію плавлення. При охолодженні пари таких речовин відбувається їх конденсація безпосередньо в кристалічний агрегатний стан. Ця властивість на практиці використовується для очистки окремих речовин. Яку назву вона дістала?
3. Поясніть, чому дорівнює тиск насиченої пари рідини в момент закипання рідини?
4. При збиранні приладу для перегонки верхній край ртутної кульки термометра рекомендовано розташовувати нижче нижнього краю отвору відвідної трубки в шийці колби Вюрца на 0,5 см (див. рис. 25). Обґрунтуйте цю вимогу.
5. Яку назву дістали суміші, які не можна розділити перегонкою? Наведіть приклад таких сумішей.

6. Одне з найважливіших завдань фармацевта під час проведення наукової роботи чи при приготуванні лікарських засобів на виробництві (аптеці) – виділення речовини із реакційної суміші і добування кінцевого продукту реакції в найбільш чистому вигляді. Якщо необхідно відділити осад і рідину, то можна застосувати відомий вам спосіб фільтрування. У випадку розділення двох взаємно нерозчинних рідин (олія і вода) можна застосувати спосіб відстоювання в ділильній лійці, рідини розшаруються і їх з легкістю можна буде відділити. А що робити в тих випадках, коли необхідно розділити рідини, які повністю розчинні одна в одній? Дайте відповідь на поставлене запитання. Вкажіть основну властивість речовин, яку використовують при їх очистці (розділенні) цим способом. Приведіть приклади таких рідин.
7. Яку назву дістав процес розділення добре розчинних одна в одній рідин, при якому рідину, що переганяють, спочатку переводять у пароподібний стан (нагріванням до кипіння); потім пара, що утворилася, конденсується в холодильнику, і чистий дистилат надходить у приймач?
8. Одним із способів очистки речовин є фільтрування. Цей спосіб застосовують для відокремлення твердих і рідких компонентів гетерогенної суміші. Суть фільтрування полягає у відокремленні рідини через фільтрувальний матеріал з одночасним затриманням на поверхні фільтру осаду. Як називають рідину, яка пройшла крізь фільтр і не містить механічних домішок?
9. Охолодження насичених гарячих розчинів призводить до виділення з них деякої кількості кристалів розчиненої речовини. Поясніть, чи є певна залежність між величиною концентрації розчиненої речовини у гарячому насиченому розчині і масою виділеної речовини при охолодженні? Якщо є, то вкажіть, яка вона: прямо- чи обернено пропорційна?
10. З'ясуйте, чи можна користуватися відкритим полум'ям газового пальника при перегонці легкозаймистих рідин? Обґрунтуйте всі варіанти.
11. Вкажіть, яким одним із способів (декантація, фільтрування, перекристалізація, перегонка) можна:
  - розділити суміш рідин з різними температурами кипіння,
  - відокремити рідку речовину від розчинених у ній твердих або смолоподібних домішок,
  - відігнати леткий розчинник від цільової речовини.
12. Вкажіть, який процес служить основним способом ідентифікації речовини при її виділенні і очистці методом перегонки?
13. Складіть алгоритм дій процесу перегонки рідини.
14. Складіть алгоритм процесу перекристалізації речовини.
15. Складіть алгоритм процесу фільтрування рідини з осадом.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

**ТЕМА:** ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

**МЕТА:** ДОСЛІДИТИ ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

**ЗАВДАННЯ:**

1. Дослідити явища, що супроводжують процес розчинення речовин.
2. Сформувати вміння експериментально визначати розчинність солей та досліджувати залежність розчинності цього показника від температури.
3. Сформувати вміння експериментально визначати число молекул кристалізаційної води, що відповідає формульній одиниці кристалогідрату на прикладі мідного купоросу.

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

*Розчин* – це як мінімум двохкомпонентна однофазна, гомогенна система змінного складу, що побудована із розчинника, розчиненої (розчинених) речовин та продуктів їх взаємодії. Практично усі природні рідини (води морів, річок, океанів тощо), є дисперсними системами, до яких відносять також розчини.

Живі організми рослин і тварин теж представлені розчинами, які містять необхідні їм для життя неорганічні йони і органічні речовини, розчинені у воді. Найважливіші біологічні рідини організму (лімфа, кров, сеча, піт, слина, тощо) є розчинами солей, вуглеводів, ліпідів, білків у воді. Засвоєння продуктів харчування відбувається тільки за умов переходу їх у розчинений стан. Лікарські речовини (якщо вони тверді, наприклад, пігулки) для виконання своїх функцій теж мають перейти у живому організмі у розчинений стан. Тільки у вигляді розчинів вони виконують лікувальну дію.

Серед розчинів є газоподібні, рідкі і навіть тверді. Для медичної та фармацевтичної практики найбільше значення мають водні розчини. Через це ми будемо досліджувати властивості тих розчинів, у яких розчинником є вода. Їх ще називають водно-дисперсними системами.

Якщо розчини утворені рідинами, то розчинником вважають той компонент, якого більше. Наприклад, спирт і вода у залежності від їх концентрації у розчині можуть утворювати спиртові і водні розчини. В разі утворення розчину речовинами іншого агрегатного стану (наприклад, вода і калій гідроксид), розчинником вважають той компонент, який у чистому вигляді має той самий агрегатний стан, що й розчин (у нашому прикладі: вода – розчинник, а калій гідроксид – розчинена речовина). У водному розчині глюкози розчинником є вода.

В процесі утворення розчину відбувається руйнування хімічних зв'язків між структурними частинками розчиненої речовини (атомами, молекулами, йонами) і утворенні нових хімічних зв'язків між структурними частинками розчиненої речовини і розчинника.

Якісно, за вмістом розчиненої речовини розчини поділяють на насичені, ненасичені й пересичені, а також концентровані і розведені.

*Насичений розчин.* У певному об'ємі води при даній температурі може розчинятися лише певна маса (об'єм) речовини, а її надлишок залишається нерозчинним. Розчин, в якому розчинена речовина за даної температури більше не розчиняється, називається насиченим.

Для приготування насиченого розчину до розчинника додають, як правило, таку масу розчиненої речовини, щоб частина її залишалася нерозчинною, тобто перебувала у вигляді осаду за даної температури.

*Ненасичений розчин* – це розчин, в якому за даної температури ще може розчинитися дана речовина.

*Пересичений розчин* – це розчин, в якому за даної температури розчиненої речовини більше, ніж потрібно для добування насиченого розчину. Перенасичені розчини в природі зустрічаються порівняно рідко, і їх утворюють лише деякі речовини, наприклад, натрій сульфат  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – вода (1/10); натрій тіосульфат  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – вода (1/5), тощо. Пересичені розчини дуже нестійкі, а при їх розкладі випадає осад з надлишком розчиненої речовини і відповідно утворюється насичений розчин.

*Концентрований та розведений розчини.* Назви «концентрований» і «розведений» вказують на вміст розчиненої речовини, що міститься в певній кількості розчинника, але не вказують на ступінь його насичення.

Так, наприклад, концентрований розчин може бути і насиченим, і ненасиченим. Наприклад, якщо в 100 г води за температури  $100^\circ\text{C}$  розчинити 210 г аргентум(I) нітрату  $\text{AgNO}_3$ , то такий розчин буде досить концентрованим, але ненасиченим, бо для добування насиченого розчину за цієї температури потрібно розчинити солі не 210, а 215 г. Другий приклад: якщо в 100 г води за звичайної температури розчинити в одному випадку 0,15 г  $\text{CaSO}_4$ , а в другому – 0,30 г, то обидва розчини будуть дуже розведені і разом з тим, перший з них буде ненасиченим, а другий – насиченим, тому що розчинність  $\text{CaSO}_4$  за звичайної температури – 0,24 г.

За здатністю розчиненої речовини під дією розчинника або температури дисоціювати на йони чи не розпадатися на йони, речовини поділяються на електроліти і неелектроліти.

*Розчини електролітів і неелектролітів.* Розчини електролітів – це розчини розчинних солей, кислот, основ тощо. Прикладом їх є розчин солі калій нітрату ( $\text{KNO}_3$ ), сульфатної кислоти ( $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{розв.}}$ ), натрій гідроксиду ( $\text{NaOH}$ ), аланіну тощо. Електрична провідність цих розчинів значно перевищує електропровідність розчинника.

Розчини неелектролітів – це розчини речовин, які практично не дисоціюють у воді. Це розчини глюкози, фруктози, цукрози, сечовини тощо. Їх електрична провідність практично не відрізняється від електропровідності розчинника.

Розчини речовин електролітів і неелектролітів мають низькі значення молярних мас. Їх називають істинними. Вони є прозорими, стійкими в часі, проходять через фільтр і мембрани. Розмір частинок розчинених речовин в них відповідає розміру атомів чи молекул.

Крім того, в окрему групу виділяють розчини ВМС чи високомолекулярних сполук (полімерів), у яких дуже велика різниця у розмірах молекул розчинника і розчиненої речовини. До складу ВМС входить велике число функціональних груп, які здатні до йонізації. Їх іноді також називають розчинами поліелектролітів. Ними є полікислоти (поліаспарагінова, поліаденілова, гепарин), поліоснови (полілізін) та поліамфоліти (нуклеїнові кислоти, білки).

Властивості цієї групи розчинів дуже сильно відрізняються від властивостей розчинів-електролітів, утворених, як було зазначено вище, речовинами з низькими значеннями молярних мас. Саме дослідженню їх властивостей присвячена заявлена лабораторна робота.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** ваги, термометри, штатив з кільцем і лапкою, пальник, мірні циліндри об'ємом 150 та 250 см<sup>3</sup>, ексікатор, фарфорова ступка з товкачиком, фарфорова чашка, колби вмістимістю 100 і 500 см<sup>3</sup>, стакани об'ємом 100 см<sup>3</sup> (2 шт.) та 250 см<sup>3</sup>, лійки (2 шт.), банки або склянки для зливання розчинів, пінцет, штатив з пробірками, пробірка з пробкою та гумовим кільцем, скляна паличка, шпатель, азбестова сітка.

**Реактиви:** йод кристалічний, натрій гідроксид, амоній нітрат, калій нітрат, натрій нітрат, натрій ацетат, мідний купорос, бензен, етиловий спирт, фільтрувальний папір, вата.

#### ДОСЛІД 1. Дослідження явищ, які супроводжують процес розчинення.

##### а) Зміна температури при розчиненні.

У дві пробірки налейте (1/3 об'єму) води і виміряйте її температуру. У першу пробірку додайте кристалічний амоній нітрат чи амоній хлорид масою 2-3 г, обережно перемішайте вміст пробірки і визначте температуру.

Внесіть у другу пробірку натрій гідроксид такої ж маси. Після перемішування відмітьте температуру розчину. Зазначте, розчинення якої речовини супроводжується виділенням теплоти, а якої – поглинанням теплоти? Поясніть явища, що відбуваються.

Запишіть визначені температурні показники. Зробіть висновки про теплові ефекти процесу розчинення. Чи свідчить результат даного дослідження про фізико-хімічну природу процесу розчинення, а саме про його хімічну складову?

##### б) Зміна об'єму розчину по відношенню до об'ємів його компонентів.

Налійте в пробірку (3 см<sup>3</sup>) води і обережно додайте рівний об'єм спирту, після чого відзначте рівень розчину в пробірці. Пробірку закрийте пробкою, перемішайте і після охолодження відзначте рівень розчину в пробірці. Поясніть спостережуване явище. Який бік процесу розчинення ви спостерігали: фізичний чи хімічний?

##### в) Руйнування кристалів і утворення сольватів.

Нагрійте в пробірці 2-3 кристали йоду та спостерігайте забарвлення утворених парів на стінках пробірки. Який кількісний склад частинок пари йоду, який утворився при сублімації цієї речовини?

Помістіть у кожен з двох пробірок по 1-2 кристали йоду та долийте в першу бензену, а в другу – етилового спирту. Перемішайте вміст пробірок. Якого забарвлення набувають добути розчини і чому?

#### ДОСЛІД 2. Визначення розчинності солі.

Зважте на терезах дрібно потовченого калій нітрату масою 25-27 г, перенесіть його у конічну колбу і розчиніть за нагрівання у воді об'ємом 25 см<sup>3</sup>, струшуючи та перемішуючи вміст колби. Потім охолодіть колбу водою до кімнатної температури. Спостерігайте за змінами, які при цьому відбуваються? Який за концентрацією



добутий розчин? Відфільтруйте осад під вакуумом на лійці Бюхнера та визначте температуру фільтрату.

Зважте суху фарфорову чашку, влийте в неї розчину об'ємом  $10 \text{ см}^3$  і знову зважте. Обережно нагрійте на азбестовій сітці чашку з розчином, накривши її попередньо зваженою лійкою. (Навіщо накривати і навіщо зважувати лійку?).

Розчин нагривайте до повного випаровування і зникнення крапель вологи на лійці. Потім зважте фарфорову чашку і сляну лійку. Зробіть наступні розрахунки:

а) масу розчину для випарювання;

б) масу солі в розчині;

в) масу води в розчині;

г) розчинність солі (в  $\text{г}/100 \text{ г}$  води та в  $\text{г}/1000 \text{ см}^3$  води)  $\text{KNO}_3$  за відміченої температури.

Побудуйте криву розчинності  $\text{KNO}_3$ , визначте за кривою його розчинність за температури досліду і порівняйте її з величиною, розрахованою в досліді. Зробіть загальний висновок.

### **ДОСЛІД 3. Дослідження залежності розчинності солей від температури.**

Налийте в пробірку води, всипте в неї натрій нітрату масою  $1,5 \text{ г}$ , потовчений у порошок, перемішайте вміст пробірки до повного розчинення солі. Додавайте нові порції солі натрій нітрату і перемішуйте розчин до тих пір, доки на дні пробірки не залишиться частина кристалів солей, які не розчиняються за даних умов.

Нагрійте пробірку до розчинення солі і додавайте у гарячий розчин сіль  $\text{NaNO}_3$  до моменту одержання насиченого розчину. Потім нагрійте насичений розчин з осадом до кипіння і дайте йому охолонути до кімнатної температури. Чи виділяються при цьому кристали і яка їх кількість? Зробіть висновок про розчинність  $\text{NaNO}_3$  у холодній і гарячій воді та обґрунтуйте залежність розчинності солей від температури.

### **ДОСЛІД 4. Добування пересичених розчинів.**

У пробірку насипте натрій ацетату ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) масою  $5 \text{ г}$ , долийте води об'ємом  $3 \text{ см}^3$  і нагривайте до розчинення солі. Поставте пробірку в посудину із холодною водою, попередньо закривши отвір пробірки ватою. Після охолодження розчину внесіть у пробірку кристалик солі  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Поясніть зміни, що відбуваються та явища, що спостерігаються.

### **ДОСЛІД 5. Дослідження властивостей кристалогідратів.**

Всипте в пробірку декілька кристалів мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  та закріпіть пробірку в штативі таким чином, щоб дно пробірки було трохи вище отвору. Нагривайте вміст пробірки до моменту, коли речовина змінить своє забарвлення. Напишіть рівняння реакції та поясніть спостережуване явище.

Після охолодження пробірки долийте до неї 2-3 краплі води і зверніть увагу на тепловий ефект реакції та зміну забарвлення речовини. Поясніть явища, що спостерігаються. Напишіть рівняння реакції.

## **ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ**

1. Поясніть, що називають розчином, розчинником, розчиненою речовиною.
2. Розрахуйте масу натрій нітрату, необхідну для приготування насиченого за  $75^\circ\text{C}$  розчину масою  $120 \text{ г}$ ?

3. Вкажіть, від яких факторів і як залежить розчинність твердих, рідких і газоподібних речовин?
4. Зазначте, з якою метою газовані напої перед вживанням охолоджують?
5. Розрахуйте масу калій хлориду, яка виділиться з насиченого при  $90^{\circ}\text{C}$  розчину масою 150 г при охолодженні його до  $5^{\circ}\text{C}$ ?
6. Розрахуйте масу сульфур(VI) оксиду, яку необхідно розчинити у воді масою 350 г, щоб отримати 20 %-ний розчин сульфатної кислоти?
7. Знайдіть розчинність калій нітрату за температури  $15^{\circ}\text{C}$ , якщо у фарфорову чашку масою 11,64 г налили насичений за зазначеної температурі розчин калій нітрату. Маса чашки з розчином становить 106,4 г, а після випарювання розчину – 30,54 г.
8. Вкажіть, від яких факторів залежить розчинність речовин?
9. Опишіть явища, які спостерігаються під час розчинення речовин.
10. Вкажіть ознаки, які відрізняють розчини: а) від механічних сумішей; б) від хімічних сполук.
11. Зазначте, чи може бути концентрований розчин і насиченим і ненасиченим? Наведіть конкретні приклади.
12. Вкажіть, який із розчинів: ненасичений, насичений чи пересичений є найменш стійким?
13. Дайте обґрунтовану відповідь на питання: «Яка речовина є розчинником у водному розчині сахарози?».
14. Вкажіть алгоритм дій при приготуванні пересичених розчинів.
15. Вкажіть алгоритм дій при приготуванні насичених розчинів.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

**ТЕМА:** ВИЗНАЧЕННЯ ГУСТИНИ РІДКИХ, ТВЕРДИХ, ГАЗУВАТИХ РЕЧОВИН ТА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ.

**МЕТА:** НАВЧИТИСЯ ТЕОРЕТИЧНО ТА ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНО ВИЗНАЧАТИ ГУСТИНУ РЕЧОВИН РІЗНОГО АГРЕГАТНОГО СТАНУ ТА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ.

### ЗАВДАННЯ

1. Сформувані вміння експериментально визначати густину рідин.
2. Сформувані вміння експериментально визначати густину твердих речовин.
3. Сформувані вміння визначати відносну густину однієї газуватої речовини за іншою (зокрема за повітрям).

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Вираження складу розчину через його густину ( $\rho$ ) засновано на тому, що зі зміною вмісту розчиненої речовини в даній масі або об'ємі розчину густина також змінюється.

Для швидкого, але наближеного визначення густини рідин використовують *ареометр* (рис. 26).

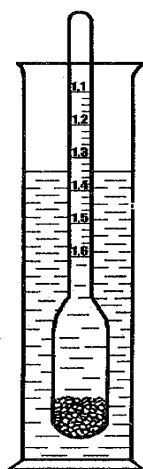


Рис. 26. Ареометр.

Він являє собою поплавок з дробинками або зі ртуттю та вузьким відростком – трубка, в якій знаходиться шкала з поділками. Ареометр занурюється у різні рідини та на різну глибину. При цьому він витісняє об'єми цих рідин, однієї і тієї ж маси, рівній масі ареометра, а відповідно, зворотно пропорційні їх густині.

Поділка шкали, до якої занурюється ареометр у рідину, показує густину цієї рідини. В залежності від заданої точності застосовують або один ареометр з великими інтервалами на шкалі, або набір декількох ареометрів з дрібними поділками.

Ареометри, які використовуються для визначення густини рідини важчих за воду, мають нуль зверху шкали, а для рідин, які легші за воду – знизу шкали.

Від густини розчину можна перейти до його складу, використовуючи спеціальні таблиці (додаток, табл. 1, 2). У таблиці 1 представлені масові частки і густини розчинів кислот та лугів, у таблиці 2 – масові частки і густини розчину повареної солі натрій хлориду. Якщо в таблицях немає величини, яка точно відповідає зробленому відліку на шкалі ареометра, а є близькі значення (трохи

більше або трохи менше), то масову частку  $\omega$  (%) обчислюють методом інтерполяції (визначення проміжної величини за двома відомими крайніми).

Припустимо, що для розчину сульфатної кислоти експериментально визначена густина складає  $1,200 \text{ г/см}^3$ . По таблиці 1, знаходимо що густина  $1,174$  та  $1,205 \text{ г/см}^3$  відповідають розчинам з масовою часткою  $24 \%$  та  $28 \%$ . Вважаємо, що в цих інтервалах  $\omega$  (%) змінюється прямо пропорційно зміні густині розчину. Збільшення густини на  $0,031 \text{ г/см}^3$  ( $1,205 \text{ г/см}^3 - 1,174 \text{ г/см}^3$ ) відповідає зміні  $\omega$  (%) на  $4 \%$  ( $28 \% - 24 \%$ ). Різниця між густиною даного розчину і меншою табличною величиною складає  $1,200 \text{ г/см}^3 - 1,174 \text{ г/см}^3 = 0,026 \text{ г/см}^3$ .

На основі пропорції:

$$\frac{0,031}{0,026} = \frac{4}{x} \quad \text{знаходимо, } x = 3,35 \%$$

Таким чином,  $\omega$  (%) заданого розчину складає  $24 \% + 3,35 \% = 27,35 \%$ .

Густина не завжди змінюється прямо пропорційно зміні складу розчину. Тому наведений розрахунок дає результат лише приблизний, але для практичних цілей досить точний.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** мірні циліндри ( $100 \text{ см}^3$ ), терези, набір ареометрів, нитки, тверді металеві чи скляні предмети та рідини, густину яких потрібно визначити.

**Реактиви:** дистильована вода, розчини солей, кислот, основ.

### ДОСЛІД 1. Визначення густини рідин ареометром.

Налийте досліджувану рідину (наприклад, воду, розчин гліцерину, спирту) в мірний циліндр об'ємом не менше  $100 \text{ см}^3$  так, щоб її рівень не доходив до краю циліндра на кілька сантиметрів.

Опустіть плавно ареометр в рідину, щоб він набув вертикального положення, як показано на рисунку. Слідкуйте, щоб він знаходився саме посередині циліндра і не торкався його стінок (рис. 26).

Визначте на шкалі ареометра показники після того, як він установиться. Під час спостереження очі і меніск рідини повинні знаходитись на одному рівні. Для прозорих рідин відлік ведеться за нижнім меніском, а для непрозорих – за верхнім.

Підніміть ареометр на  $1-2 \text{ см}$  і знову опустіть його в розчин. Визначте ще раз показники.

Вимийте ареометр дистильованою водою, витріть його і покладіть у футляр.

Зробіть розрахунки та сформулюйте висновок, записавши необхідні дані та поняття до кожної дії у розрахунках

### ДОСЛІД 2. Визначення концентрації розчинів.

Візьміть у лаборанта (викладача) розчин, концентрацію речовини якого вам слід встановити експериментально за допомогою ареометра.

Виконайте дії, які зазначені в досліді 1.

Визначте за таблицями 1 і 2 з додатку масову частку розчиненої речовини у досліджуваному розчині (задачі). Якщо у таблицях не наведено такої густини, що відповідає досліджуваному розчину, зробіть потрібні розрахунки.

Визначте похибку дослідження, дізнавшись у викладача масову частку розчиненої речовини у розчині, запропонованому для дослідження.

### ДОСЛІД 3. Визначення густини твердих тіл.

Налийте у мірний циліндр води, що дорівнює  $2/3$  від загального об'єму та встановіть його на горизонтальній поверхні.

Визначте масу предмету, що складається з речовини твердого агрегатного стану, зваживши його на терезах. Для цього використовуйте тіла, виготовленні з металу такого розміру, щоб вони вільно входили в отвір циліндру.

На нитці опустіть твердий предмет (тіло) у воду в циліндрі та визначите об'єм цього предмету за зміною об'єму рідини.

За допомогою формули  $\rho(X) = \frac{m(X)}{V_{(p-ну)}}$  визначте його густину. Запишіть

дані, які ви одержали в експерименті та сформулюйте висновок.

### ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Дайте визначення густині як фізичній величині.
2. Вкажіть, як розраховується густина речовин твердого агрегатного стану, рідин, газуватих речовин, розчинів?
3. Сформулюйте визначення стосовно відносної густини одного газу за іншим?
4. Назвіть елемент і запишіть формулу сполуки, якщо відносна молекулярна (формульна) маса сполуки, молекула (формульна одиниця) якої містить два атоми невідомого елемента й один атом Оксигену, становить 87.
5. Знайдіть хімічну формулу сполуки Нітрогену з Оксигеном, якщо відносна молекулярна маса сполуки становить 46.
6. Встановіть хімічні формули сполук, якщо відносні формульні маси двох сполук Оксигену з Купрумом і Оксигену з Сульфуром – однакові й дорівнюють 80.
7. Обчисліть відносну молекулярну масу сполуки, молекула якої містить один атом Сульфуру і два атоми Оксигену, якщо відомо, що маси атомів Карбону, Сульфуру й Оксигену становлять відповідно  $1,99 \cdot 10^{-26}$ ;  $5,31 \cdot 10^{-26}$ ;  $2,66 \cdot 10^{-26}$  кг.
8. Обчисліть масову частку Купруму в мідному купоросі ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) та в купрум(II) сульфаті.
9. Знайдіть хімічний елемент, якщо молярна маса флуориду елемента II групи відноситься до молярної маси його гідриду, як 13 : 7.
10. Обчисліть густину газу, відносна густина якого за азотом становить 3,536.
11. Визначить молярну масу та густину газу, відносна густина якого за воднем становить 14.
12. Розрахуйте масову частку розчиненої речовини у розчині солі об'ємом  $0,350 \text{ дм}^3$  і густиною  $1,05 \text{ г/см}^3$ , при розчиненні у воді 4 г цієї солі.
13. Розрахуйте масу розчину з масовою частку розчиненої речовини 2 % у розчині солі калій сульфату кількістю речовини 0,1 моль.
14. Розрахуйте масу розчиненої речовини в розчині солі барій нітрату з масовою часткою 10 %, об'ємом  $0,95 \text{ дм}^3$  і густиною  $1,08 \text{ г/см}^3$ .
15. Розрахуйте масу розчину з масовою часткою розчиненої речовини 15 % у розчині солі літій хлориду кількістю речовини 0,15 моль.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7

**ТЕМА:** ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ.

**МЕТА:** ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ РІЗНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ.

**ЗАВДАННЯ:**

1. Приготувати водний розчин з певною масовою часткою розчиненої речовини:
  - а) із речовин твердого агрегатного стану;
  - б) із рідин.
2. Приготувати водний розчин з певною молярною концентрацією

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Важливою кількісною характеристикою складу розчинів є їх концентрація. Вона дає змогу дізнатися про кількісне співвідношення компонентів розчину (розчиненої речовини і розчинника) за масою чи об'ємом. Для добування нових хімічних речовин та для проведення їх кількісного аналізу теж необхідно точно знати концентрацію розчинів, які для цього використовуються. Є декілька способів виражати концентрацію розчинів:

- 1) масова частка розчиненої речовини;
- 2) об'ємна частка розчиненої речовини;
- 3) мольна частка розчиненої речовини.
- 4) молярна концентрація розчиненої речовини в розчині;
- 5) молярна концентрація еквіваленту розчиненої речовини в розчині.

*Масова частка розчиненої речовини  $\omega(X)$*  – це фізична величина, яка дорівнює відношенню маси розчиненої речовини ( $X$ ) до маси розчину і виражається числом, меншим за одиницю, або у відсотках.

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{(p-ny)}}$$
$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{(p-ny)}} \cdot 100\%.$$

*Об'ємна частка розчиненої речовини  $\varphi(X)$*  – це фізична величина, яка дорівнює відношенню об'єму розчиненої речовини ( $X$ ) до об'єму розчину і виражається числом, меншим за одиницю, або у відсотках.

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V_{(p-ny)}}$$
$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V_{(p-ny)}} \cdot 100\%.$$

*Мольна частка розчиненої речовини  $\chi(X)$*  – це фізична величина. Яка дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини ( $X$ ) до кількості речовини розчину і виражається числом, меншим за одиницю, або у відсотках.

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n_{(p-ny)}};$$

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n_{(p-ny)}} \cdot 100\%.$$

Молярна концентрація розчиненої речовини  $c(X)$  – це фізична величина, яка дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини ( $X$ ) до об'єму розчину та має розмірність [моль/дм<sup>3</sup>]:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{(p-ny)}}.$$

Молярна концентрація еквіваленту розчиненої речовини  $c(1/z)(X)$  – це фізична величина, яка дорівнює відношенню кількості речовини еквіваленту розчиненої речовини ( $X$ ) до об'єму розчину та має розмірність [моль/дм<sup>3</sup>].

$$c(1/z)(X) = \frac{n(1/z)(X)}{V_{(p-ny)}}.$$

Приклади розрахунків для приготування розчинів із заданою концентрацією

**Приклад 1.** Приготувати розчин натрій сульфату з масовою часткою 10 % та масою 1000 г із кристалогідрату  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  та води.

Для того, щоб приготувати такий розчин, потрібно знайти масу кристалогідрату  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  та об'єм води.

Дано:

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 10\%$$

$$m(\text{розчину}) = 1000 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) - ?$$

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

Розв'язок:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = m(\text{розчину}) \cdot \omega(\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1000 \text{ г} \cdot 0,1 = 100 \text{ г}$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = m(\text{Na}_2\text{SO}_4) / M(\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 100 \text{ г} / 142 \text{ г/моль} = 0,71 \text{ моль}$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,71 \text{ моль}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,71 \text{ моль} \cdot 322 \text{ г/моль} = 228,6 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{розчину}) - m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г} - 228,6 \text{ г} = 771,4 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O})$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 771,4 \text{ г} / 1 \text{ г/см}^3 = 771,4 \text{ см}^3$$

Відповідь: для приготування розчину натрій сульфату з масовою часткою 10 % та масою 1000 г із  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  та води потрібно взяти кристалогідрат масою 228,6 г та воду об'ємом 771,4 см<sup>3</sup>.

Після розрахунків можна приступати до виготовлення розчину заданої концентрації і об'єму. Для приготування такого розчину потрібно зважити на терезах сіль  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  масою 228,6 г, потім перенести її у конічну колбу, відміряти мірним циліндром воду об'ємом 771,4 см<sup>3</sup>, вилити її у колбу і перемішувати скляною паличкою до повного розчинення солі у воді.

Після приготування розчину слід перевірити точність концентрації одержаного розчину. Для цього слід вилити його у мірний циліндр і виміряти густину розчину ареометром та порівняти з табличним значенням у довіднику. Якщо масова частка, яка відповідає виміряній густині, не співпадає з заданою, розрахувати відносну та абсолютну похибки, як відхилення від достовірного результату:

$$\Delta \omega = |\omega(\text{теор.}) - \omega(\text{практ.})|,$$

де  $\Delta \omega$  – абсолютна похибка;

$\omega(\text{теор.})$  – задана масова частка речовини;

$\omega(\text{практ.})$  – експериментально визначена масова частка речовини

$$\delta = \frac{\Delta \omega}{\omega(\text{теор.})} \cdot 100\%,$$

де  $\delta$  – відносна похибка.

**Приклад 2.** Приготувати розчин хлоридної кислоти з молярною концентрацією 1 моль/см<sup>3</sup> та об'ємом 2 дм<sup>3</sup> з концентрованого розчину хлоридної кислоти (масова частка хлоридної кислоти 35 %, густина концентрованого розчину 1,174 г/см<sup>3</sup>) та води.

Розчини з точно заданим об'ємом готують у мірних колбах, тому достатньо розрахувати об'єм концентрованого розчину кислоти, а потім довести об'єм до позначки у мірній колбі водою.

Дано:

$$c(\text{HCl}) = 1 \text{ моль/дм}^3$$

$$V(\text{HCl}_{\text{р-ну}}) = 2 \text{ дм}^3$$

$$\omega(\text{HCl}) = 35 \%$$

$$\rho(\text{HCl}_{\text{р-ну}}) = 1,174 \text{ г/см}^3$$

$$V(\text{HCl}_{\text{р-ну}}) = ?$$

Розв'язок:

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}_{\text{р-ну}})$$

$$n(\text{HCl}) = 1 \text{ моль/дм}^3 \cdot 2 \text{ дм}^3 = 2 \text{ моль}$$

$$m(\text{HCl}_{\text{р-ну}}) = n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl})$$

$$m(\text{HCl}_{\text{р-ну}}) = 2 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 73 \text{ г}$$

$$m(\text{HCl}_{\text{конц.}}) = m(\text{HCl}_{\text{р-ну}}) / \omega(\text{HCl})$$

$$m(\text{HCl}_{\text{конц.}}) = 73 \text{ г} / 0,35 = 208,6 \text{ г}$$

$$V(\text{HCl}_{\text{конц.}}) = m(\text{HCl}_{\text{конц.}}) / \rho(\text{HCl}_{\text{конц.}})$$

$$V(\text{HCl}_{\text{конц.}}) = 208,6 \text{ г} / 1,174 \text{ г/см}^3 = 177,7 \text{ см}^3$$

Відповідь: для приготування заданого розчину необхідно взяти розчин з  $\omega(\text{HCl}_{\text{конц.}}) = 35 \%$  об'ємом 177,7 см<sup>3</sup>.

Після проведення розрахунків потрібно відміряти 177,7 см<sup>3</sup> концентрованого розчину хлоридної кислоти мірним циліндром (якщо об'єм менше 10 см<sup>3</sup> потрібно використовувати мірний пальчик). Налити у мірну колбу приблизно 1/3 об'єму дистильованої води, потім крізь лійку вилити у мірну колбу невеликими порціями концентровану кислоту, обмити циліндр дистильованою водою, яку також вилити у мірну колбу, перемішати вміст колби, дочекатись поки вміст колби охолоне до кімнатної температури і довести об'єм розчину до мітки дистильованою водою.

У разі необхідності концентрацію виготовленого розчину можна перевірити методом титрування. Він полягає в тому, що реакція здійснюється між двома розчинами (такими розчинами можуть бути розчини кислоти і лугу, взаємодія між якими носить назву реакції нейтралізації), концентрація одного з яких відома, а іншого – ні. В основі методу титрування лежить закон еквівалентів: речовини реагують в еквівалентних кількостях:

$$n(1/z(X)) = n(1/z(Y)),$$

$$c(1/z(X)) \cdot V(X) = c(1/z(Y)) \cdot V(Y).$$



Можна також сказати, що об'єми реагуючих розчинів обернено пропорційні їх молярним концентраціям еквівалентів:

$$\frac{V(X)}{V(Y)} = \frac{c(\frac{1}{z}(Y))}{c(\frac{1}{z}(X))} \text{ або } \frac{V(X)}{c(\frac{1}{z}(X))} = \frac{V(Y)}{c(\frac{1}{z}(Y))},$$

- де  $V(X)$  – об'єм кислоти, що взято для титрування;  
 $V(Y)$  – об'єм лугу, що пішов на титрування;  
 $c(\frac{1}{z}(X))$  – молярна концентрація еквіваленту кислоти;  
 $c(\frac{1}{z}(Y))$  – молярна концентрація еквіваленту лугу.

Якщо реакція супроводжується зовнішніми змінами – зміною кольору, випаданням осаду, то точку еквівалентності (кінець реакції) визначають за цими показниками. Коли у ході реакції змін не спостерігається (наприклад, як у реакції нейтралізації), то процес проводять у присутності індикаторів.

Під титруванням розуміють повільне ведення реакції під контролем зовнішніх показників, коли до заданого об'єму розчину з невідомою концентрацією краплями додається розчин з відомою концентрацією. Зауважимо, що об'єм першого розчину задається хімічною піпеткою, об'єм другого розчину визначається за допомогою бюретки.

Титрування здійснюється у спеціальних конічних колбах, які досить зручні для перемішування розчинів. Для достовірності отриманих результатів титрування проводиться не менше трьох разів.

При розрахунку об'єму розчину, що пішов на титрування, слід брати середнє із трьох (чи більшої кількості) експериментально встановлених значень об'ємів. Правильним вважається таке титрування, коли результати виміру об'єму не відрізняються більш, ніж на 0,1 см<sup>3</sup>.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** мірні колби об'ємом 100 або 200 см<sup>3</sup>; мірні циліндри; мірні пальчики; конічні колби на 100 або 200 см<sup>3</sup>; скляні палички; терези; набір ареометрів; лійки.

**Реактиви:** мідний купорос (CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O); кальцинована сода (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·10H<sub>2</sub>O); концентрована сульфатна кислота (96 %); дистильована вода.

### ДОСЛІД 1. Приготування розчину з масовою часткою розчиненої речовини.

Зробіть розрахунки по визначенню маси солі і об'єму води для приготування розчину масою 250 г з масовою часткою натрій хлориду 6 %.

Приготуйте необхідний посуд і сіль. Розрахований об'єм води відміряйте мірним циліндром і вилийте у хімічний стакан. Візьміть наважку солі на електронних терезах, всипте її у воду і розмішайте. Виміряйте за допомогою ареометра густину виготовленого розчину солі і порівняйте цю величину з довідниковими даними. Розрахуйте похибку.

### ДОСЛІД 2. Приготування розчину з молярною концентрацією розчиненої твердої речовини.

Зробіть розрахунки по визначенню маси безводної солі (BaCl<sub>2</sub>) і кристалогідрату (BaCl<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O), необхідної для приготування розчину з молярною

концентрацією 0,1 моль/дм<sup>3</sup> об'ємом 200 см<sup>3</sup>. Для цього визначте молярну масу безводної солі і кристалогідрату, розрахуйте потрібні наважки.

Відповідні наважки солей кількісно перенесіть в мірні колби об'ємом 200 см<sup>3</sup>. Додайте приблизно половину води і розмішайте. Після повного розчинення солі, в колбу долийте дистильованої води до мітки, закрийте її отвір пробкою і розмішайте.

Визначте густини приготовлених розчинів за допомогою ареометра, запишіть у висновках їх результати і мотивуйте їх достовірність.

### **ДОСЛІД 3. Приготування розчину певної густини з розчину більшої густини способом розведення.**

Зробіть розрахунки по визначенню об'єму сульфатної кислоти з густиною 1,84 г/см<sup>3</sup> і об'єму води (прийміть густину води рівною 1,0 г/см<sup>3</sup>) для приготування розчину з густиною 1,22 г/см<sup>3</sup> об'ємом 250 см<sup>3</sup>.

*Скористайтесь при проведенні розрахунків наступним алгоритмом:*

1. Розрахуйте масу розчину сульфатної кислоти з густиною 1,22 г/см<sup>3</sup>, яку потрібно приготувати. Для цього користуйтеся формулою:

$$m(H_2SO_4(\text{розч.})) = V(H_2SO_4(\text{розч.})) \cdot \rho(H_2SO_4(\text{розч.})),$$

де  $m$  – маса розчину кислоти;

$V$  – об'єм розчину;

$\rho$  – густина розчину кислоти.

Звідси,  $m(H_2SO_4) = 250 \text{ см}^3 \cdot 1,22 \text{ г/см}^3 = 305 \text{ г}$ .

2. З довідникової таблиці 1 (додаток) відповідності густин сульфатної кислоти її масовій частці у розчині, знайдіть масову частку сульфатної кислоти в розчині з густиною 1,22 г/см<sup>3</sup>. У нашому випадку, сульфатній кислоті з густиною 1,22 г/см<sup>3</sup> відповідає масова частка, що складає 29,58% (0,2958).

3. Розрахуйте, якій масі чистої речовини сульфатної кислоти (100%) відповідає її розчин масою 305 г. Формула для розрахунку:

$$m(H_2SO_4) = 305 \text{ г} \cdot 0,2958 = 90,25 \text{ г}.$$

4. Визначте, якій масі розчину з масовою часткою сульфатної кислоти рівною 96% (густина 1,84 г/см<sup>3</sup>) відповідає маса чистої речовини, розрахована у пункті 3 (90,25 г).

Слід пам'ятати, що у кожному конкретному випадку, ареометром перевіряють густину того розчину, з якого готують потрібний і за довідниковими характеристиками густин розчинів визначають масові частки речовини у цьому розчині.

$$m(H_2SO_4(\text{конц.})) = 90,25 \text{ г} / 0,96 = 93 \text{ г}$$

5. Отже, знаємо масу концентрованої сульфатної кислоти (93 г) та її густину (1,84 г/см<sup>3</sup>). З цих даних розраховуємо, який об'єм концентрованої сульфатної кислоти потрібно відміряти:

$$V(H_2SO_4(\text{конц.})) = m(H_2SO_4(\text{конц.})) / \rho(H_2SO_4(\text{конц.})) = 93 \text{ г} / 1,84 \text{ г/см}^3 = 50,55 \text{ см}^3.$$

6. Залишилось визначити, в якому об'ємі води потрібно розчинити концентровану сульфатну кислоту об'ємом 50,55 см<sup>3</sup>, щоб приготувати заявлений розчин.

Масу води розраховуємо як різницю між масою розчину і масою концентрованої H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, тобто 305 г – 93 г = 212 г, що відповідає об'єму 212 см<sup>3</sup>, враховуючи густину води.

7. Відмірюємо мірним циліндром воду об'ємом 212 см<sup>3</sup>, переносимо у термостійкий хімічний стакан об'ємом 500-600 см<sup>3</sup>. Далі відміряємо H<sub>2</sub>SO<sub>4(конц.)</sub> об'ємом 50,5 см<sup>3</sup> і маленькими порціями вливаємо кислоту в стакан з водою. Чому? Охолоджуємо розчин до кімнатної температури і перевіряємо густину ареометром.

8. Визначаємо абсолютну і відносну похибки, допущені при розрахунках та приготуванні розчину.

Дайте обґрунтовану відповідь, чому у разі приготування розчину із концентрованої сульфатної кислоти рекомендовано користуватися не мірною колбою, а хімічним стаканом?

### ДОСЛІД 3. Експериментальне визначення концентрації розчину методом титрування.

Візьміть у лаборанта розчин хлоридної кислоти з невідомою молярною концентрацією еквіваленту.

Заповніть бюретку розчином з молярною концентрацією еквіваленту NaOH 1 моль/дм<sup>3</sup>, встановіть рівень розчину на нульовій поділці по нижньому меніску.

Виберіть піпетку для розчину кислоти, промийте її дистильованою водою та розчином, концентрація якого буде встановлюватися. Відмірьте 5 см<sup>3</sup> розчину кислоти (піпетку занурте обов'язково до дна) і перенесіть його в колбу для титрування.

Додайте 1-2 краплі розчину фенолфталеїну і титруйте досліджуваний розчин лугом з бюретки до появи блідо-рожевого забарвлення. Визначте об'єм витраченого лугу з точністю до 0,1 см<sup>3</sup>. Титрування проведіть тричі і його результати запишіть в таблицю 3. Перед кожним титруванням колбу для кислоти ополісуйте дистильованою водою, а рівень лугу в бюретці доводьте до нуля.

Обчисліть молярну концентрацію еквіваленту кислоти за формулою:

$$c(1/z(HCl)) = \frac{V(1/z(NaOH)) \cdot c(1/z(NaOH))}{V(HCl)}$$

Обчисліть відносну похибку експериментально встановленої концентрації HCl у досліді за формулою:

$$\delta = \frac{c(1/z(HCl))_{(теор.)} - c(1/z(HCl))_{(практ.)}}{c(1/z(HCl))_{(теор.)}} \cdot 100\%$$

Результати титрування і розрахунку концентрації кислоти також запишіть в таблицю 3.

Таблиця 3

### Результати експериментального визначення концентрації розчину методом титрування

№ дос- лід	Об'єм розчину лугу, що пішов на титрування, см <sup>3</sup>	Об'єм розчину кислоти, см <sup>3</sup>	Концентрація розчину лугу, моль/ дм <sup>3</sup>
1			
2			
3			
V <sub>середній</sub> =			

## ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Вкажіть, чим пояснюється зміна об'єму розчину при розчиненні у воді етилового спирту?
2. Поясніть причину, за якої процес розчинення безводного купрум(II) сульфату є екзотермічним, а процес розчинення мідного купоросу – ендотермічним?
3. Вкажіть, чому у воді погано розчиняються озон і азот, але добре розчиняються гідроген хлорид та аміак?
4. Розрахуйте, яку масу води потрібно взяти для розчинення 100 г натрій нітрату, якщо розчинність цієї солі при 30 °C складає 40 г на 100 г розчину?
5. Обчисліть масу солі  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , яку потрібно взяти для приготування розчину об'ємом 5 дм<sup>3</sup> з масовою часткою  $\text{CuSO}_4$  рівною 8 %, густина якого 1,084 г/см<sup>3</sup>?
6. Обчисліть масову частку натрій сульфату у розчині, виготовленого розчиненням глауберової солі  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  масою 240 г у воді об'ємом 760 см<sup>3</sup>?
7. Розрахуйте об'єм води (дм<sup>3</sup>), який необхідно долити до розчину масою 5 кг з масовою часткою  $\text{NaOH}$  20 %, щоб одержати новий розчин з масовою часткою  $\text{NaOH}$  12 %?
8. Обчисліть масу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , яка міститься у розчині об'ємом 500 см<sup>3</sup> з молярною концентрацією 0,25 моль/см<sup>3</sup>?
9. Розрахуйте об'єм води, який потрібно додати до розчину об'ємом 200 см<sup>3</sup> з молярною концентрацією еквіваленту  $\text{NaOH}$  1 моль/дм<sup>3</sup>, щоб одержати новий розчин з молярною концентрацією еквіваленту  $\text{NaOH}$  0,05 моль/дм<sup>3</sup>?
10. Визначте молярну концентрацію розчину, одержаного при змішуванні розчинів об'ємом 300 і 200 см<sup>3</sup> з молярними концентраціями 1,2 і 2 моль/дм<sup>3</sup> відповідно.
11. Розрахуйте, як з розчинів з масовими частками ортофосфорної кислоти 35 % і 10 % приготувати новий розчин масою 5 кг з масовою часткою цієї кислоти 25 %?
12. Обчисліть скільки грамів натрій сульфіту  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  необхідно для приготування 5 дм<sup>3</sup> 8%-ного (за масою) розчину ( $\rho = 1,075$  г/см<sup>3</sup>).
13. Розрахуйте масову частку  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у розчині, який залишився після випаровування 100 г води із розчину з масовою часткою 50 % і масою 400 г.
14. Знайдіть масу натрій нітрату, необхідну для приготування розчину об'ємом 300 см<sup>3</sup> з молярною концентрацією ( $c(\text{NaNO}_3) = 0,2$  моль/дм<sup>3</sup>).
15. Обчисліть масу розчину калій гідроксиду з масовою часткою  $\text{KOH}$  20 %, який необхідно додати до 1 кг розчину з масовою часткою розчиненої речовини  $\text{KOH}$  50 %, щоб одержати 25 %-ний розчин.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8

**ТЕМА:** ВИЗНАЧЕННЯ КРИСТАЛІЗАЦІЙНОЇ ВОДИ В КРИСТАЛОГІДРАТАХ.

**МЕТА:** НАВЧИТИСЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНО ДОСЛІДЖУВАТИ ЧИСЛО МОЛЕКУЛ КРИСТАЛІЗАЦІЙНОЇ ВОДИ В КРИСТАЛОГІДРАТАХ.

**ЗАВДАННЯ:**

1. Сформувані вміння планувати хімічний експеримент.
2. Сформувані вміння експериментально визначати число молекул кристалізаційної води, що відповідає формульній одиниці кристалогідрату на прикладі мідного купоросу.

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Хімічна формула показує якісний і кількісний склад речовини. Тому встановлення хімічної формули речовини приводить до усвідомлення її будови, а встановлення будови – до визначення якісного і кількісного складу структурної частинки речовини (молекули для речовин молекулярної будови чи формульної одиниці для речовин з йонною та атомною кристалічними ґратками).

Щоб визначити хімічну формулу речовини, перш за все, необхідно встановити, які структурні елементи і у якому співвідношенні входять до її складу.

Хімічний аналіз сполук можна провести шляхом термічного розкладу певної наважки досліджуваної речовини та ідентифікацією продуктів реакції. Необхідними умовами здійснення цього процесу на практиці є:

- 1) знання хімізму процесу розкладу і складу продуктів реакції;
- 2) термічна стійкість продуктів реакції;
- 3) повний розклад наважки вихідної речовини.

Для дослідження складу речовини можна брати кристалогідрати, зокрема мідний купорос ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), який втрачає воду поступово і навіть у сухому повітрі частково переходить у сполуку складу  $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ .

Зневоднену сіль (купрум(II) сульфат,  $\text{CuSO}_4$ ) білого кольору, добувають прожарюванням кристалогідрату при температурі  $300^\circ\text{C}$ . Цю сіль можна вважати термічно стійкою, так як розклад солі купрум(II) сульфату розпочинається вище  $650^\circ\text{C}$ .

*Коротка інформація про кристалогідрати: склад, будова та добування.*

В процесі розчинення структурні частинки речовини, яка розчиняється, утворюють з молекулами розчинника порівнянно нестійкі сполуки, які називають сольватами. Сольвати часто характеризуються змінним складом. Якщо розчинником слугує вода, то їх називають гідратами.

Чим більша полярність структурних частинок розчинених речовин і розчинника, тим легше утворюються сольвати (гідрати) і тим вони стійкіші.

Часто буває, що молекули води досить міцно зв'язуються зі структурними частинками розчиненої речовини. При виділенні останньої з розчину у вигляді кристалів, наприклад, при повільному випаровуванні води, її молекули входять до складу цих кристалів. Кристали речовини, що містять у своєму складі воду, називають кристалогідратами, а воду – кристалізаційною.

Хімічну взаємодію між компонентами розчину пояснюють утворенням хімічних зв'язків за донорно-акцепторним механізмом. Причому, йони речовини, що підлягає розчиненню виступають акцепторами електронних пар, а вода –

донорами електронів. Так, до речі, утворюються аквакомплекси координаційних (комплексних) сполук, наприклад, формулу мідного купоросу можна представити у вигляді координаційної сполуки  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4] \text{H}_2\text{O} \text{SO}_4$ .

Хімічна взаємодія може відбуватися також в результаті утворення водневих зв'язків, наприклад, при розчиненні спирту у воді.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** ваги, термометри, пісочна баня, електрична плитка, ексікатор, фарфорова ступка з пестиком, тигельні щипці, фарфоровий (порцеляновий) тигель, скляна паличка, шпатель.

**Реактиви:** мідний купорос.

### Хід роботи

Прожарте порцеляновий тигель на піщаній бані (приблизно 30 хв.), охолодіть його в ексікаторі (для перенесення тигля в ексікатор, користуйтеся тигельними щипцями). Охолоджений тигель зважте на терезах.

Розітріть у порошок мідний купорос (користуйтеся для цього ступкою з пестиком) і візьміть наважку солі 1,0 – 1,3 г із точністю до 0,01 г.

Поставте тигель із сіллю на піщану баню і нагрівайте при температурі 250 – 300 °С до повного зневоднення солі, спостерігаючи за змінами її кольору. Коли сіль стане білою, зніміть тигель, дайте йому охолонути в ексікаторі і зважте.

Повторно прогрійте тигель на бані протягом 10 – 15 хвилин, охолодіть і зважте (повторне нагрівання і охолодження здійснюються для досягнення сталої маси у кількісному аналізі). Розходження у масі не має перевищувати 0,01 – 0,02 г. Якщо різниця у масі двох останніх вимірів перевищує рекомендовану, то прожарювання і охолодження слід повторити.

### Оформлення результатів

$m$  (пустого тигля) – г;

$m$  (тигля з кристалогідратом до нагрівання) – .....г;

$m$  (тигля з сіллю після прожарювання (нагрівання) – .....г;

$m$  (тигля з сіллю після другого нагрівання) – .....г.

#### Алгоритм проведення розрахунків формули мідного купоросу

1. Знаходимо масу  $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ :

$m$  (крист.) =  $m$  (тигля крист.) –  $m$  (тигля);

2. Знаходимо масу зневодненої солі:

$m(\text{CuSO}_4) = m$  (тигля з сіллю) –  $m$  (тигля);

3. Знаходимо масу води:

$m(\text{H}_2\text{O}) = m$  (крист.) –  $m(\text{CuSO}_4)$ ;

4. Розраховуємо співвідношення між кількостями речовин води і купрум(II) сульфату у формулі мідного купоросу:

$$\frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n(\text{CuSO}_4)} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} \cdot \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_2)}$$

5. Розраховуємо число молів води, що припадає на 1 моль безводної солі:

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O) \cdot M(CuSO_4) \cdot n(CuSO_4)}{M(H_2O) \cdot m(CuSO_4)}$$

За результатами хімічного експерименту і проведених розрахунків запишіть формулу мідного купоросу та представте цю формулу у вигляді координаційної сполуки.

Слід зазначити, що, у більшості випадків, одній структурній частинці безводної солі кристалогідрату відповідає ціле число молекул води.

### ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Зазначте, які дані слід знати, щоб за допомогою проведеного хімічного експерименту визначити істинну формулу речовини?
2. Вкажіть формули (РЗФВ – рівняння зв'язку фізичних величин), за якими можна розрахувати:
  - масу атому;
  - масу структурної частинки речовини молекулярної будови;
  - відносну молекулярну (формульну) масу речовини;
  - молярну масу речовини;
  - кількість речовини.
3. На сьогодні відомо, що при розчиненні у воді безводних натрій сульфату ( $Na_2SO_4$ ) і купрум(II) сульфату ( $CuSO_4$ ), спостерігається нагрівання розчину. У той же час, розчинення у воді їх кристалогідратів – натрій сульфату ( $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ), та купрум(II) сульфату ( $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ), а також багатьох інших речовин ( $NaNO_3$  та  $NH_4Cl$ , наприклад), спостерігається зниження температури. Спробуйте пояснити ці явища.
4. Вкажіть, як змінюється розчинність газів у воді при зміні температури і тиску (зростанні і зменшенні)? Наведіть приклади таким явищам у побутових умовах.
5. Розрахуйте кількість речовини хімічного елементу Нітрогену, якій відповідає маса Нітрогену у добовій нормі сечі масою від 7 до 25 г.
6. Наведіть факти, що вказують на фізико-хімічну природу процесу розчинення.
7. Розрахуйте масу кристалогідрату мідного купоросу  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , яка необхідна для приготування розчину з масовою часткою купрум(II) сульфату рівною 16 %.
8. При запаленні слизових оболонок і кон'юнктивітах в якості зовнішнього засобу застосовують розчин з масовою часткою  $CuSO_4$  рівною 0,25 %. Розрахуйте масу  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  і води для приготування такого розчину масою 100 г.
9. Обчисліть масу солі (г), яку необхідно взяти для приготування  $900 \text{ см}^3$  розчину натрій нітрату з молярною концентрацією розчиненої речовини  $0,3 \text{ моль/дм}^3$ .
10. Розрахуйте масу соди, яка необхідна для приготування розчину натрій карбонату об'ємом  $200 \text{ см}^3$  з молярною концентрацією  $0,2 \text{ моль/дм}^3$ , якщо технічна сода містить 0,8 масових часток натрій карбонату.

11. Обчисліть масу води, яка потрібна для приготування  $1,5 \text{ дм}^3$  8%-ного (за масою) розчину аргентум(I) нітрату ( $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$ ) із розчину з масовою часткою солі 60 %.
12. Розрахуйте масову частку нітратної кислоти в розчині, якщо до розчину об'ємом  $500 \text{ см}^3$  з масовою концентрацією 32% ( $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ) прилили  $1 \text{ дм}^3$   $\text{H}_2\text{O}$ ?
13. Обчисліть масу (г) кислоти, яку необхідно взяти для приготування  $5 \text{ дм}^3$  розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією еквівалента розчиненої речовини  $0,5 \text{ моль/дм}^3$ .
14. Обчисліть об'єм ( $\text{см}^3$ ) 10%-ного (за масою) розчину сульфатною кислоти ( $\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$ ) необхідного для нейтралізації  $16 \text{ г NaOH}$ ?
15. Обчисліть молярність і молярність нітратної кислоти з масовою часткою 32 % і густиною  $1,198 \text{ г/см}^3$ .



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9

**ТЕМА:** ВИЗНАЧЕННЯ ЧИСЛА ЙОНІВ, ЯКІ МОЖНА ПОБАЧИТИ НЕОЗБРОЄНИМ ОКОМ.

**МЕТА:** НАВЧИТИСЬ ЗАСТОСОВУВАТИ ПОНЯТТЯ «МОЛЬ» ТА «ЧИСЛО АВОГАДРО» У ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ДОСЛІДЖЕННЯХ.

### ЗАВДАННЯ

1. Усвідомити практичне значення фізичної величини «кількість речовини» та одиниці її вимірювання (моль).
2. Усвідомити практичне значення хімічних законів на прикладі закону Авогадро.

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Кількість речовини – фізична величина міри речовини будь-якого агрегатного стану і визначається числом структурних одиниць цієї речовини (молекул, йонів, електронів тощо).

Позначається кількість речовини символом  $n(X)$ , читається «ен», де  $(X)$  конкретна речовина, для якої встановлена ця фізична величина. Наприклад,  $n(\text{CO})$ ,  $n(\text{KOH})$ , що означає кількість речовини карбон(II) оксиду та кількість речовини калій гідроксиду відповідно.

Одиницею вимірювання цієї фізичної величини є моль. Одному молю кількості речовини будь-якого агрегатного стану відповідає число Авогадро структурних одиниць. Число Авогадро дорівнює  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурних одиниць.

Наприклад,  $n(\text{CO}) = 2$  моль, що відповідає  $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  молекул (карбон(II) оксиду,  $\text{CO}$  – це газоподібна речовина молекулярної будови).  $n(\text{KOH}) = 2$  моль, що відповідає  $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  формульних одиниць, бо калій гідроксид,  $\text{KOH}$  – це речовина йонної будови.

Кількість речовини будь-якої конкретної речовини з врахуванням її агрегатного стану можна розрахувати шляхом ділення маси речовини (твердого, рідкого чи газуватого агрегатного стану) на її молярну масу або числа структурних частинок речовини на число Авогадро:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{N(X)}{N_A}$$

Кількість речовини газуватої речовини, крім цього, можна розрахувати шляхом ділення об'єму речовини на її молярний об'єм:

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_m(X)}$$

Узагальнене рівняння зв'язку між фізичними величинами і їх похідними з урахуванням агрегатного стану конкретних речовин має вигляд:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{V_m(X)} = \frac{N(X)}{N_A} \quad (1)$$

Ним можна користуватися для приведення об'єму газоподібної речовини до маси і навпаки (2), маси речовини до числа структурних частинок речовини і навпаки (3), об'єму речовини до числа структурних частинок речовини і навпаки (4) :

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{V_m(X)} \quad (2)$$

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{N(X)}{N_A} \quad (3)$$

$$\frac{V(X)}{V_m(X)} = \frac{N(X)}{N_A} \quad (4),$$

де,  $m(X)$  – маса речовини твердого, рідкого та газоподібного агрегатного стану (г, кг);

$M(X)$  – молярна маса речовини твердого, рідкого та газоподібного агрегатного стану (г/моль, кг/моль);

$N(X)$  – число структурних одиниць речовини твердого, рідкого та газоподібного агрегатного стану (атомів, молекул, йонів у залежності від будови речовини);

$N_A(X)$  – число Авогадро (атомів, молекул, йонів / моль);

$V(X)$  – об'єм речовини газоподібного агрегатного стану (см<sup>3</sup>, дм<sup>3</sup>, м<sup>3</sup>);

$V_m(X)$  – молярний об'єм газуватої речовини за нормальних умов (см<sup>3</sup>/моль, дм<sup>3</sup>/моль, м<sup>3</sup>/моль).

*Молярна маса  $M(X)$*  – це маса 1 моль речовини. Одиниці вимірювання: г/моль, кг/моль. Молярну масу можна розрахувати за формулою:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad [\text{г/моль, кг/моль}].$$

*Молярний об'єм  $V_m(X)$*  – це об'єм 1 молу газоподібної речовини. Одиниці вимірювання: см<sup>3</sup>/моль, дм<sup>3</sup>/моль, м<sup>3</sup>/моль. Молярний об'єм можна розрахувати за формулою:

$$V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)} \quad [\text{дм}^3/\text{моль}].$$

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** мірні піпетки, хімічні стакани або колби (100 дм<sup>3</sup>), мірний циліндр, білий екран.

**Реактиви:** дистильована вода, розчин калій перманганату з молярною концентрацією  $\text{KMnO}_4$  0,01 моль/ дм<sup>3</sup>.

### Хід роботи

1. Проведіть калібрування мірної піпетки (бюретки). Для цього наберіть в неї воду об'ємом 1 см<sup>3</sup> та порахуйте, скільки крапель міститься у ньому. Зробіть це декілька раз і розрахуйте середнє значення.
2. Виміряйте циліндром дистильовану воду об'ємом 100 см<sup>3</sup> та перенесіть у стакан або колбу.
3. Наповніть бюретку розчином калій перманганату і приготуйте її до роботи.
4. Долийте до стакана з дистильованою водою розчин калій перманганату по краплям, ретельно перемішуючи рідину в стакані і одночасно рахуючи краплі до появи забарвлення.

5. Після того, як у стакані з'явиться забарвлення, розрахуйте число забарвлених йонів калій перманганату, які була внесені у стакан.

### Формули для розрахунків

1. Кількість речовини:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$$

2. Молярна концентрація

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{розч.})}$$

6. Зробити розрахунки за алгоритмом та сформулювати висновок.

- 6.1. Розрахуйте число крапель води ( $N_{кр.}$ ) в об'ємі 1 см<sup>3</sup> (розрахувати середнє значення з трьох вимірів):

$$N_{1(кр.)} =$$

$$N_{2(кр.)} =$$

$$N_{3(кр.)} =$$

$$N_{(кр.сер.)} = \frac{N_{1(кр.)} + N_{2(кр.)} + N_{3(кр.)}}{3}$$

- 6.2. Розрахуйте об'єм однієї краплі води:

$$V_{(кр.сер.)} = \frac{V(H_2O)}{N_{(кр.сер.)}}, \quad [\text{дм}^3]$$

- 6.3. Розрахуйте число крапель розчину  $KMnO_4$ , що викликає появу забарвлення (розрахувати середнє на групу):

$$N_1 (KMnO_4 \text{ (розч.)}) =$$

$$N_2 (KMnO_4 \text{ (розч.)}) =$$

$$N_3 (KMnO_4 \text{ (розч.)}) =$$

$$N_{сер.} (KMnO_4 \text{ (розч.)}) =$$

- 6.4. Розрахуйте об'єм розчину  $KMnO_4$ , що викликає появу забарвлення:

$$V(KMnO_4 \text{ (розч.)}) = V_{1кр.} (H_2O) \cdot N_{кр.} (KMnO_4 \text{ (розч.)})$$

- 6.5. Розрахуйте кількість речовини калій перманганату  $n(KMnO_4)$  у розчині, що викликає видиме забарвлення, виходячи з молярної концентрації його розчину:

$$n(KMnO_4) = c(KMnO_4) \cdot V(KMnO_4 \text{ (розч.)}), \quad [\text{моль}]$$

- 6.6. Розрахуйте число перманганат-йонів  $N(MnO_4^-)$ , що викликають видиме забарвлення розчину:

$$N(MnO_4^-) = n(MnO_4^-) \cdot N_A \text{ (йонів)}$$

Загальна формула:

$$N(MnO_4^-) = \frac{N_A \text{ (йонів)} \cdot c(KMnO_4) \cdot N_{кр.} (KMnO_4 \text{ (розч.)})}{N_{кр.} (H_2O)}$$

7. Сформулюйте загальний висновок.

## ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Сформулюйте визначення одиниці виміру кількості речовини.
2. Дайте визначення фізичній величині «кількість речовини».
3. Вкажіть формули, за якими можна розрахувати кількість речовини? У яких одиницях вимірюється ця фізична величина?
4. Дайте визначення молярній масі та молярному об'єму речовини. Речовин якого агрегатного стану вони стосуються?
5. Поясніть, як розрахувати молярну масу речовини по її хімічній формулі ?
6. Знайдіть число молекул води, яке утвориться під час вибуху всієї суміші водню з киснем, об'ємом  $30 \text{ дм}^3$ .
7. Розрахуйте число атомів Цинку, який прореагував з надлишком хлоридної кислоти з утворенням водню об'ємом  $56 \text{ дм}^3$ .
8. Знайдіть число атомів Оксигену та молекул кисню, які потрібні для спалювання вугілля масою  $10 \text{ г}$ . Яке число молекул, маса та об'єм за н.у. добутого газу?
9. Розрахуйте молярну масу еквіваленту Нітрогену у кожному з наведених оксидів Нітрогену:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ . Дайте назви оксидам та вкажіть їх характер.
10. Розрахуйте молярну масу еквіваленту металу у кожній з наведених сполук:  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Вкажіть, до якого класу неорганічних сполук вони належать, дайте їм назви.
11. Мотивовано поясніть, чому для розрахунку числа йонів, які зумовлюють появу забарвлення розчину калій перманганату ми орієнтувались на йони кислотного залишку  $\text{MnO}_4^-$ .
12. Мотивовано поясніть, чи можна для визначення числа йонів, що зумовлюють появу забарвлення розчину, вибрати сіль натрій перманганату.
13. Визначте кількість речовини, якщо маса натрій гідрогенфосфату складає  $40 \text{ г}$ .
14. Визначте кількість структурних одиниць в речовині хлорі об'ємом  $3,5 \text{ дм}^3$ .
15. Обчисліть кількість речовини, якщо маса натрій сульфідіду складає  $34 \text{ г}$ .

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10

**ТЕМА.** КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

**МЕТА.** ДОСЛІДЖЕННЯ ТИПОВИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

### ЗАВДАННЯ

1. Дослідити лабораторні способи добування і типові властивості оксидів основного і кислотного характеру
2. Дослідити лабораторні способи добування і типові властивості основ.
3. Дослідити лабораторні способи добування і типові властивості кислот.
4. Дослідити лабораторні способи добування і властивості солей.

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Речовини поділяються на прості і складні. Прості речовини складаються з атомів хімічного елементу одного виду, а складні – з атомів хімічних елементів різного виду. Прості і складні речовини називають ще хімічними сполуками.

*Прості речовини* поділяються на метали і неметали. До неметалів відносяться речовини, утворені атомами неметалевих елементів. Таких хімічних елементів є двадцять два: Гідроген, елементи благородних газів, галогенів, Оксиген, Сульфур, Селен, Телур, Нітроген, Фосфор, Арсен, Карбон, Силіцій, Бор. Усі інші хімічні елементи – металеві, а їх прості речовини – метали.

Метали в хімічних реакціях проявляють відновні властивості і при цьому тільки віддають електрони, тому в сполуках їх атоми мають тільки позитивні ступені окиснення. Неметали в окисно-відновних реакціях можуть виявляти двоїстий характер, приймаючи і віддаючи електрони, тобто поводити себе і як окисники, і як відновники, тому ступені окиснення неметалевих елементів в сполуках можуть бути і негативні, і позитивні.

*Складні речовини* – це речовини, які в своєму складі мають атоми різних видів хімічних елементів. Основними класами складних неорганічних речовин є оксиди, гідроксиди (основи і кислоти) та солі.

*Оксидами* називаються бінарні сполуки хімічних елементів з Оксигеном, в яких ступінь окиснення Оксигену дорівнює – 2.

За хімічними властивостями оксиди поділяються на несолетворні (CO, NO, N<sub>2</sub>O, SiO) і солетворні. Солетворні оксиди, в свою чергу, класифікуються на основні (Li<sub>2</sub>O, BaO, MnO тощо), кислотні (CO<sub>2</sub>, WO<sub>3</sub>, SiO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub> тощо) й амфотерні (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, ZnO тощо). Гідратній формі основних оксидів відповідають основи, гідратній формі кислотних – кислоти, а гідратній формі амфотерних оксидів – і основи, і кислоти (амфотерні гідроксиди). Всі вони є *гідроксидами*, тому що містять гідроксогрупу (одну або декілька) і відповідно поділяються на:

- основні гідроксиди – основи (NaOH, KOH, Mg(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub> тощо);
- кислотні гідроксиди – кислоти (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub> тощо);
- амфотерні гідроксиди, або амфоліти, які у залежності від партнера по реакції можуть виступати і кислотами, і основами (Be(OH)<sub>2</sub> та H<sub>2</sub>BeO<sub>2</sub>; Zn(OH)<sub>2</sub> та H<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub>; Sn(OH)<sub>2</sub> та H<sub>2</sub>SnO<sub>2</sub>; Sn(OH)<sub>4</sub> та H<sub>4</sub>SnO<sub>4</sub>; Al(OH)<sub>3</sub> та H<sub>3</sub>AlO<sub>3</sub>; Cr(OH)<sub>3</sub> та H<sub>3</sub>CrO<sub>3</sub>; Mn(OH)<sub>4</sub> та H<sub>4</sub>MnO<sub>4</sub> тощо).

*Солі* – це речовини, до складу яких входять атоми металевих елементів на які замістився Гідроген в кислоті та кислотний залишок. Згідно з теорією електролітичної дисоціації, солі – це речовини, які під час дисоціації утворюють катіони металевих елементів (а також  $\text{NH}_4^+$  – катіон амонію) і аніони кислотних залишків.

Солі поділяють на:

- середні – сполуки повного заміщення катіонів Гідрогену кислоти йонами металевих елементів чи гідроксид-йонів в основах на кислотні залишки ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  тощо);
- кислі – сполуки неповного заміщення йонів Гідрогену кислоти катіонами металевих елементів ( $\text{LiHCO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{KHS}$  тощо);
- основні – сполуки неповного заміщення гідроксильних груп основ кислотними залишками ( $\text{CdOHCl}$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$  тощо);
- подвійні – сполуки, що містять декілька різних катіонів металевих елементів і один вид кислотного залишку ( $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  тощо);
- змішані – сполуки, що складаються з одного виду катіонів металевих елементів та декількох видів кислотних залишків ( $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)\text{SO}_4$  тощо);
- оксосолі – сполуки, що містять катіон металевих елементів, Оксиген в ступені окиснення  $-2$  (один або декілька) та аніон кислотного залишку ( $\text{SbONO}_3$ ,  $\text{BiOBr}$ ,  $\text{TiOCl}_2$  тощо).

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** тигельні щипці, металева ложка для спалювання твердих речовин; скальпель, сірники, фарфорова чашка, скляна паличка, смужки паперового універсального індикатора, пробірки, пробка з газовідвідною трубкою, хімічна склянка об'ємом  $250 \text{ см}^3$  або такої ж вмістимості конічна колба, кристалізатор,

**Реактиви:** порошок магнію; амоній дихромат  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (крисст.); порошок цинк(II) оксиду; розчин сульфатної кислоти, 10 %; розчини натрій гідроксиду, 30%, 10%; розчин метилоранжу; металічний натрій під шаром гасу; дистильована вода; подрібнена крейда; розчин  $\text{ZnSO}_4$ , (або  $\text{ZnCl}_2$ ), 10 %; розчини  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NaCl}$  або  $\text{KCl}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$  ( $2 \text{ моль/дм}^3$ ),  $\text{NaCl}$  (крисст.);  $\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.); порошок заліза; гранули цинку; мідна дротина; розчин  $\text{HCl}$ , 10 %-ний; порошок купрум(II) оксиду; розчини 10 %-ні  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ .

### ДОСЛІД 1. Добування і властивості оксидів.

*а) Добування і дослідження властивостей оксидів s-елементів на прикладі магній оксиду.*

Насипте в металеву ложку порошок магнію і нагрійте його над полум'ям газового павльника. Спостерігайте реакцію горіння магнію та зміни забарвлення металу в ході реакції. Магній оксид, який утворився, пересипте в склянку з водою, ретельно перемішайте вміст склянкою паличкою. До розчину додайте декілька

крапель індикатору фенолфталеїну і спостерігайте зміну забарвлення розчину. Про що це свідчить? У висновках зазначте хімічну природу добутого магній оксиду.

*б) Добування і дослідження властивостей оксидів р-елементів на прикладі карбон(IV) оксиду.*

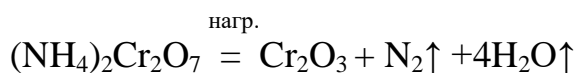
Насипте у пробірку на  $\frac{1}{4}$  її об'єму подрібненої крейди і долийте розчину хлоридної кислоти поверх крейди. Пробірку закрийте газовідвідною трубкою, кінець якої погрузить у склянку з дистильованою водою, куди попередньо було додано декілька крапель розчину індикатору метилоранжу.

Спостерігайте за кольором і запахом газу, що виділяється та за зміною забарвлення розчину. Зазначте реакцію середовища розчину при розчиненні газу у воді? Яка його хімічна природа?

Запишіть рівняння відповідних реакцій та зробіть висновки про хімічну природу добутого оксиду.

*в) Добування і дослідження властивостей оксидів d-елементів на прикладі хром(III) оксиду.*

Насипте на керамічну плитку гірку кристалічного амоній дихромату і введіть в центр неї палаючий сірник або скіпку. Спостерігайте за процесом розкладу солі, який спочатку відбувається повільно, а потім прискорюється і описується наступним рівнянням реакції:



Дослідіть відношення хром(III) оксиду до води. Чи відбувається їх взаємодія? Поясніть хімічну природу  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

*г) Дослідження властивостей амфотерних оксидів на прикладі цинк оксиду.*

Насипте у дві пробірки порошкоподібного цинк оксиду. Налийте у першу пробірку 15-20 крапель розчину сульфатної кислоти ( $\omega = 10\%$ ), а в другу – стільки ж розчину натрій гідроксиду ( $\omega = 30\%$ ). Підігрійте вміст пробірок для прискорення реакцій. Запишіть рівняння реакцій і зробіть висновок про хімічну природу цинк оксиду.

## **ДОСЛІД 2. Добування і властивості лугів.**

*а) Добування натрій гідроксиду.*

З банки, в якій знаходиться натрій під шаром гасу, пінцетом вийміть шматочок натрію, осушіть його фільтрувальним папером від гасу, відріжте ножем шматочок (не більше половини горошини). Налийте у фарфорову чашку або кристалізатор до половини дистильованої води і додайте декілька крапель розчину фенолфталеїну. Опустіть у воду шматочок натрію і спостерігайте за інтенсивністю реакції (шипіння, «бігання» шматочка по поверхні води, розбрикування тощо) та зміною забарвлення розчину. Яка речовина утворилася при взаємодії натрію з водою? Запишіть рівняння реакції. Поясніть, чому лужні метали зберігають під шаром гасу.

*б) Взаємодія основ з кислотами.*

Налийте до пробірки десять крапель розчину натрій гідроксиду і додайте одну краплю індикатору фенолфталеїну. Потім додавайте по краплях хлоридну кислоту до зміни забарвлення розчину. Повторіть дослід з іншими індикаторами, а результати дослідів запишіть в таблицю 4.

## Забарвлення індикаторів в різних середовищах

Індикатор	Середовище		
	Кисле	Нейтральне	Лужне

**ДОСЛІД 3. Добування і властивості малорозчинних основ.**

Добудьте малорозчинні основи: купрум(II) гідроксид, нікол(II) гідроксид, ферум(III) гідроксид з наявних на полиці реактивів. Напишіть рівняння реакцій, вкажіть забарвлення осадів.

Пробірку з купрум(II) гідроксидом підігрійте до зміни кольору осаду. Напишіть рівняння реакції розкладу  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  за нагрівання.

Злийте обережно рідину над осадами купрум(II) гідроксиду, нікол(II) гідроксиду, ферум(III) гідроксиду і до осадів, що залишилися, додайте по краплям хлоридну кислоту. Спостерігайте розчинення осадів. Напишіть рівняння реакцій взаємодії основ з хлоридною кислотою.

**ДОСЛІД 4. Добування і властивості амфотерних гідроксидів.**

Добавте до розчину солі алюмінію по краплям (чому?) розчин розбавленого натрій гідроксиду.

Спостерігайте за одержанням осаду. Половину добутого осаду перенесіть в іншу пробірку. Додайте розчин хлоридної кислоти до осаду в одній пробірці, на вміст другої пробірки подійте розчином  $\text{NaOH}$ . Запишіть спостереження.

Напишіть повні та йонні рівняння реакцій: а) добування алюміній гідроксиду; б) взаємодію алюміній гідроксиду з розчином хлоридної кислоти; в) взаємодію алюміній гідроксиду з розчином натрій гідроксиду. Напишіть схеми електролітичної дисоціації  $\text{Al}(\text{OH})_3$  за типом основи і кислоти.

Проведіть і опишіть такий же дослід з добування і дослідження властивостей цинк гідроксиду. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

**ДОСЛІД 5. Добування і властивості кислот.**

*а) Добування хлоридної кислоти.*

Помістіть у суху пробірку 2-3 г натрій хлориду і долийте декілька (8-10) крапель концентрованої сульфатної кислоти (дослід слід проводити у витяжній шафі!).

З пробірки почне виділятися безбарвний газ, про хімічну природу якого можна дізнатися, якщо піднести до отвору пробірки попередньо змочений універсальний індикаторний папірець.

Напишіть рівняння реакції, спостереження і поясніть зміну забарвлення індикатора.

*б) Взаємодія кислот з основами.*

Налийте в пробірку  $1 \text{ см}^3$  розчину хлоридної кислоти і додайте одну краплю розчину індикатора фенолфталеїну. Потім додавайте по краплях розчин натрій гідроксиду до зміни забарвлення розчину. Дослід повторіть декілька разів, замінивши фенолфталеїн спочатку на метилоранж, а потім на інші наявні індикатори. Результати досліду оформіть у вигляді таблиці 5.



## Забарвлення індикаторів в різних середовищах

Індикатори	Середовище		
	Кисле	Нейтральне	Лужне

в) *Взаємодія хлоридної кислоти з металами.*

Налийте в чотири пробірки по 1-2 см<sup>3</sup> розбавленої хлоридної кислоти. Опустіть у першу пробірку шматочок магнію, в другу – заліза, в третю – цинку, в четверту – міді. Запишіть рівняння хімічних реакцій. Поясніть, чому в четвертій пробірці реакція не відбувається? Обґрунтуйте, чи можна взаємодію металів з кислотами вважати типовою реакцією для кислот?

г) *Взаємодія нітратної кислоти з оксидами.*

Помістіть у дві пробірки по 1 г цинк оксиду і купрум(II) оксиду. Додайте у кожен пробірку по 2 см<sup>3</sup> розбавленої нітратної кислоти. Запишіть спостереження та рівняння реакцій.

д) *Взаємодія сульфатної кислоти з солями.*

Налийте в три пробірки по 1-2 см<sup>3</sup> розчинів барій нітрату, плюмбум(II) нітрату і калій карбонату. Додайте у кожен пробірку по 1-2 см<sup>3</sup> розбавленої сульфатної кислоти. Спостерігайте утворення осадів в перших двох пробірках і виділення газу в третій. Напишіть рівняння реакцій у повному «молекулярному»\* та йонному вигляді. Сформулюйте висновок про відношення кислот до оксидів, основ, солей і металів.

\*для речовин молекулярної та іншої будови.

**ДОСЛІД 6. Добування та властивості солей.**а) *Добування солей Плюмбуму(II) і Аргентуму(I).*

Додайте до 1 см<sup>3</sup> розчину Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> розчин натрій хлориду. Спостерігайте випадіння осаду PbCl<sub>2</sub>. Аналогічними реакціями отримайте малорозчинні солі плюмбум(II) сульфату PbSO<sub>4</sub> і плюмбум(II) йодиду PbI<sub>2</sub>.

Налийте в три пробірки по 1 см<sup>3</sup> розчину AgNO<sub>3</sub> та додайте до них реактиви для добування галогенідів Аргентуму(I): хлориду, броміду і йодиду.

Зазначте різне забарвлення добутих солей Аргентуму(I) (ці реакції застосовують в якісному аналізі для виявлення катіонів в розчині). Напишіть рівняння реакцій у повному «молекулярному»\* та йонному вигляді.

б) *Взаємодія солей з лугами.*

Проведіть реакції взаємодії між розчинами солей Ніколу(II), Феруму(III), Купрум(II) та натрій гідроксидом (NaOH). Для цього в три пробірки налейте розчини різних солей і в кожен з них додайте розчин лугу.

Опишіть дослід, запишіть рівняння реакцій, зробіть загальний висновок.

в) *Взаємодія солей з солями.*

Змішайте в трьох пробірках розчини солей: в першій NaNO<sub>3</sub> і KCl, в другій Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> і Na<sub>2</sub>S, в третій BaCl<sub>2</sub> і Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Напишіть рівняння реакцій, які відбувалися в другій і третій пробірках. Поясніть, чому в першій пробірці реакція не проходить.

г) *Взаємодія окремих солей з окремими кислотами.*

Для добування силікатної кислоти налийте в пробірку 4-6 крапель розчину натрій силікату і додайте по краплях розбавлену хлоридну кислоту. Спостерігайте утворення гелелеподібного осаду силікатної кислоти.

Напишіть рівняння реакції.

д) *Окисні властивості окремих солей.*

Розчином  $\text{KNO}_3$  (конц.) (що є концентрований розчин?) зробіть малюнок на фільтрувальному папері, наприклад у вигляді спіралі чи смайлика. Зверніть увагу, що лінія має бути безперервною, без перетинів. Кінець лінії відмітьте олівцем.

Почекайте висихання і зникнення малюнка, після чого доторкніться тліючим сірником до мітки. Спостерігайте, як вогонь просувається по малюнку, «проявляючи» його (дослід «вогонь-художник»).

Опишіть і поясніть дослід. Напишіть рівняння реакції. Визначте речовину – окисник і речовину – відновник. Поясніть, чи може бути одна речовина і окисником, і відновником одночасно? Приведіть приклади реакцій.

У загальних висновках зазначте способи добування солей та їх найважливіші хімічні властивості.

### ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Вкажіть, які речовини називаються простими, а які складними?
2. Охарактеризуйте прості речовини метали і неметали?
3. Дайте визначення класам неорганічних сполук – оксидам, основам, кислотам, солям.
4. Розподіліть наступні сполуки ( $\text{CaO}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{BiONO}_3$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{ZnOHNO}_3$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{MgO}$ ) за класами: оксиди, кислоти, основи, солі та дайте їм хімічні назви.
5. Напишіть рівняння реакцій добування основних та кислотних оксидів.
6. Напишіть рівняння реакцій добування малорозчинних основ.
7. Знайдіть серед зазначених оксидів  $\text{BaO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$  амфотерний і запишіть рівняння хімічних реакцій, які доводять його амфотерність.
8. Вкажіть, за допомогою яких кислот ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ (розб.),  $\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.),  $\text{HNO}_3$ (розб.),  $\text{HNO}_3$ (конц.),  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) можна добути водень в результаті їх взаємодії з алюмінієм?
9. Вкажіть, які із наведених нижче реакцій є можливими? Напишіть продукти реакцій:
  - а)  $\text{Ag} + \text{Na}_2\text{SO}_4 =$
  - б)  $\text{Mg} + \text{CdSO}_4 =$
  - в)  $\text{Cu} + \text{MgCl}_2 =$
  - г)  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 =$
  - д)  $\text{Hg} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 =$
10. Складіть формули всіх лугів, дайте їм назви та розташуйте їх у порядку зменшення основних властивостей. Поясніть причину зменшення (збільшення) основних властивостей.
11. Складіть формули всіх розчинних (малорозчинних) двокислотних основ (їх тільки п'ять) та назвіть їх.

12. Складіть формули всіх трикислотних основ (їх більшість) та назвіть їх. Поясніть, чому серед основ вони найбільш чисельні?
13. Складіть формули основ, утворені чотиривалентними металевими елементами та назвіть їх. Вкажіть властивості, які їм притаманні.
14. Наведіть приклади гідроксидів металевих елементів у більш високих ступенях окиснення, ніж +4. Вкажіть властивості, які їм притаманні.
15. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення. Охарактеризуйте одну з реакцій:
- а) купрум(II) нітрат → купрум(II) оксид → ? → купрум(II) гідроксид → купрум(II) сульфат → барій сульфат;
- б) фосфатна кислота → натрій дигідрогенфосфат → натрій гідрогенфосфат → натрій фосфат → натрій нітрат;
- в) мідь → купрум(II) оксид → купрум(II) хлорид → купрум(II) нітрат → купрум(II) оксид → мідь;
- г) нітратна кислота → купрум(II) нітрат → нітратна кислота → аргентум(I) нітрат → аргентум(I) хлорид.
- д) фосфор → фосфор(V) оксид → барій фосфат → фосфатна кислота → барій дигідрогенфосфат;
- е) алюміній → алюміній оксид → алюміній хлорид → алюміній гідроксид → алюміній сульфат → алюміній хлорид;
- ж) сірка → сульфур(IV) оксид → сульфур(VI) оксид → сульфатна(VI) кислота → натрій сульфат → натрій хлорид → натрій;
- з) хлор → купрум(II) хлорид → купрум(II) гідроксид → купрум(II) оксид → мідь → купрум(II) оксид.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11

**ТЕМА.** КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

**МЕТА.** ДОСЛІДЖЕННЯ СПОСОБІВ ДОБУВАННЯ ТА ВЛАСТИВОСТЕЙ  
КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК

**ЗАВДАННЯ.**

1. Дослідити способи добування комплексних сполук.
2. Дослідити стійкість і руйнування комплексної сполуки.
3. Дослідити дисоціацію комплексних йонів.
4. Дослідити вплив концентрації розчину на комплексоутворення.

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

До комплексних сполук відносять сполуки, у вузлах кристалічних ґраток яких розміщені комплексні йони, які здатні до самостійного існування в розчинах. Структурні частинки цих речовин побудовані, у більшості випадків, із внутрішньої і зовнішньої сфер. Між внутрішньою і зовнішньою сферами реалізується йонний тип хімічного зв'язку.

Внутрішня сфера є комплексним йоном, який представлений центральним атомом (його називають комплексоутворювачем) і лігандами. Комплексоутворювач і ліганди сполучені між собою за допомогою ковалентного хімічного зв'язку, утвореного, як правило, за донорно-акцепторним механізмом. Ліганди можуть бути аніонами (кислотними залишками чи аніонами гідроксилу), нейтральними сполуками, наприклад, молекулами карбон(II) оксиду – CO, води, амоніаку – NH<sub>3</sub>, тощо, або аніонами і нейтральними частинками одночасно. Число хімічних зв'язків, за допомогою яких ліганди зв'язуються з центральним атомом називають координаційним числом комплексоутворювача. Нариклад:

1) [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]Cl. Внутрішня сфера: [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup>, комплексоутворювач: катіон Ag<sup>+</sup>, ліганди: нейтральні молекули амоніаку NH<sub>3</sub>, координаційне число: 2.

2) [PtCl(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>]Cl<sub>3</sub> Внутрішня сфера: [PtCl(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>]<sup>3+</sup>, комплексоутворювач: катіон Pt<sup>4+</sup>, ліганди: нейтральні молекули амоніаку NH<sub>3</sub>, аніони хлоридної кислоти Cl<sup>-</sup>, координаційне число: 6.

Йонами зовнішньої сфери в обох випадках є хлорид-аніони. Вони нейтралізують заряд внутрішньої сфери. Для нейтралізації заряду комплексного йону сполуки [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]Cl потрібен один аніон Хлору, а для нейтралізації заряду комплексного йону сполуки [PtCl(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>]Cl<sub>3</sub> потрібно три аніони Хлору.

За раціональною номенклатурою комплексних сполук (Вернер) в комплексній сполуці спочатку називають катіон (в називному відмінку), а потім аніон (в родовому відмінку). Наприклад,

1) якщо в сполуку входить *комплексний катіон*, тоді:

а) спочатку називають ліганди – нейтральні молекули за алфавітом: амоніак називають амін (називають першим), воду – акво (називають після амоніаку);

б) якщо лігандів декілька, тоді спочатку називають їх кількість на грецькій мові: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса;

в) наступними називають ліганди-йони, які входять до комплексу, додаючи закінчення «о» до залишків кислот, наприклад, ціано– (CN<sup>-</sup>), нітро– (NO<sub>2</sub><sup>-</sup>), хлоро– (Cl<sup>-</sup>), гідрокси– (OH<sup>-</sup>), гідридо– (H<sup>-</sup>), оксо– (O<sup>2-</sup>), тіо– (S<sup>2-</sup>), родано– або тіоціанато– (SCN<sup>-</sup>), оксалато– (C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>) тощо;

г) далі називають комплексоутворювач і в дужках вказують його ступінь окиснення.

Наприклад:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  – діамінаргентум(I) хлорид

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  – тетраамінкупрум(II) сульфат

$[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_3$  – пентаамінхлороплатина(IV) хлорид.

2) Якщо в сполуку входить *комплексний аніон*, тоді:

а) також спочатку називають катіон зовнішньої сфери;

б) після цього – комплексний аніон у такому порядку: ліганди – нейтральні молекули, а потім ліганди-іони з використанням в назві грецьких чисельників (якщо необхідно), як і у випадку комплексного катіона;

в) після цього називають комплексоутворювач, використовуючи латинську назву елемента з додаванням суфіксу –ат, а перед назвою елемента в дужках вказується ступінь його окиснення.

Наприклад:

$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$  – калій диціаноаргентат(I)

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – калій гексаціаноферат(III).

3) Назва *нейтральних комплексів* складається із назв лігандів (в указаній вище послідовності) і звичайних назв центральних атомів, але ступінь окиснення не зазначається. Наприклад:

$[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]$  – діамінтетрахлороплатина;

$[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$  – триамінтринітрокобальт.

Приклади характеристик окремих комплексних сполук за їх складом наведені в таблиці 6.

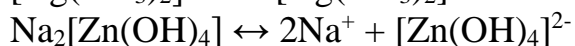
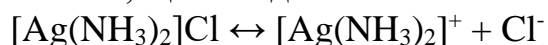
Таблиця 6

Характеристика комплексних сполук за їх складом

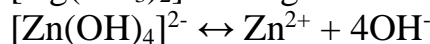
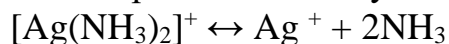
Формула комплексної сполуки	Назва	Заряд комплексного йону	Тип комплексної сполуки	Значення координаційного числа	Ліганд
$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	гексаакваалюміній хлорид	3 <sup>+</sup>	сіль катіонного типу (аквакомплекс)	6	$\text{H}_2\text{O}$
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	калій гексаціаноферат (II)	4 <sup>-</sup>	сіль аніонного типу (ацидокомплекс)	6	$\text{CN}^-$
$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$	натрій тетрагідроксоцинкат	2 <sup>-</sup>	сіль аніонного типу (гідроксокомплекс)	4	$\text{OH}^-$
$[\text{CoCl}_3(\text{NH}_3)_3]$	Трихлоротриамін кобальт (III)	0	нейтральний комплекс	6	$\text{NH}_3$ , $\text{Cl}^-$

[Cr(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> (H <sub>2</sub> O) <sub>2</sub> ][CoBr <sub>6</sub> ]	діакватетраамінхром (III) гексабромкобальт (III)	заряд катионного комплексу 3+; заряд аніонного комплексу 3-	катионно- аніонний комплекс (бікомплекс)	к.ч.(Cr)=6 к.ч.(Co)=6	NH <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> O, Br <sup>-</sup>
--	---	--	---	--------------------------	---

*Дисоціація комплексних сполук.* Більшість координаційних сполук у розчинах виявляють властивості сильних електролітів внаслідок дисоціації їх на комплексні йони та йони, що складають зовнішню сферу (первинна дисоціація):



Комплексні йони здатні також частково дисоціювати на йони та молекули (вторинна дисоціація), але даний процес проходить ступінчасто і протікає незначною мірою. У повному вигляді її можна представити так:



Стійкість внутрішньої сфери комплексної сполуки характеризує величина константи нестійкості комплексного йону. Чим менше значення константи нестійкості комплексного йону, тим стійкішим є комплексний йон і навпаки. Наприклад, константа нестійкості комплексного йону  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  дорівнює  $6,8 \cdot 10^{-8}$ , а йону  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$  –  $2,2 \cdot 10^{-15}$ . Це означає, що комплексний йон  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$  є більш стійкий, ніж йон  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ .

В живих організмах найбільш важливі елементи біометалів перебувають переважно у складі комплексних сполук і виконують функції транспорту речовин та енергії. Так, катіони  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  можуть бути центральними атомами комплексних сполук, які входять до складу гемоглобіну, каталази, цитохромів, вітаміну В<sub>12</sub>. В медицині комплексні сполуки застосовують для лікування ряду захворювань, таких як, артрит, злоякісні утворення, отруєння солями важких металів. Розроблено нові форми лікарських препаратів на основі комплексонів, які використовують для розчинення каменів у нирках, сечовому міхурі тощо. В фармацевтичній та медичній практиці в якості антидотів-комплексонів застосовують алюмініон для лікування берилієвого рахіту, пентацин при інтоксикації плутонієм, дефероксамін для лікування гемохроматозу тощо. Крім того, в фармацевтичній лабораторній практиці знайшли широке застосування реакції комплексоутворення для хімічного аналізу речовин, реакцій маскування, розчинення, розділення складових досліджуваного розчину, в процесах концентрування лікарської сировини і токсичних речовин.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** прилад для фільтрування, пробірки.

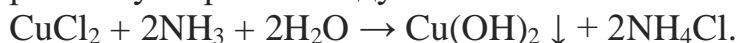
**Реактиви:** розчин з молярною концентрацією  $\text{CuCl}_2$  2 моль/дм<sup>3</sup>, розчин з молярною концентрацією  $\text{NaOH}$  2 моль/дм<sup>3</sup>, розчин амоніаку (1:1), розчин з молярною концентрацією  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  2 моль/дм<sup>3</sup>,  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ (крисст.), розчин з молярною

концентрацією  $\text{BaCl}_2$  2 моль/дм<sup>3</sup>, розчин з молярною концентрацією  $\text{KSCN}$  2 моль/дм<sup>3</sup>, розчин з молярною концентрацією  $\text{CoCl}_2$  2 моль/дм<sup>3</sup>, розчин з молярною концентрацією  $\text{KI}$  2 моль/дм<sup>3</sup>, розчин  $\text{AgNO}_3$  (розб.), лакмусовий папірець, універсальний індикаторний папірець, розчин фенолфталеїну.

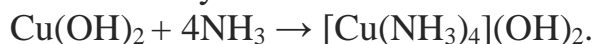
### ДОСЛІД 1. Добування комплексної солі Купруму(II).

Долийте до розчину купрум(II) хлориду по краплям розчин амоніаку.

Спостерігайте утворення осаду:



Осад відфільтруйте і розчиніть у надлишку амоніаку. Спостерігайте утворення комплексної сполуки інтенсивно синього кольору:

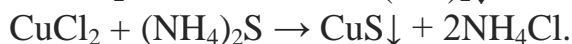


Дайте назву утвореній сполуці та зазначте групу речовин, до якої її можна віднести. Добутий розчин збережіть для подальших дослідів.

### ДОСЛІД 2. Дослідження стійкості і руйнування комплексної сполуки на прикладі $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ .

Налийте у дві пробірки однакові об'єми розчину  $\text{CuCl}_2$ . До однієї з них долийте розчину  $\text{NaOH}$ , а до іншої – розчину амоній сульфїду  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ .

Утворення блакитного осаду в першій пробірці і чорного – у другій свідчить про наявність у розчині катіонів Купруму  $\text{Cu}^{2+}$ . Ці реакції можна використовувати для відкриття йону  $\text{Cu}^{2+}$ :  $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$



Напишіть йонні рівняння для наведених реакцій. Розчин комплексної сполуки  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ , яку одержали у попередньому досліді, розділіть на дві пробірки. До однієї порції розчину прилийте розчин  $\text{NaOH}$ , а до другої – розчин  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ . Зазначте спостереження.

У першому випадку видимих змін не відбувається, а в другому – випадає осад чорного кольору. Це свідчить про те, що у розчині перебуває досить мало  $\text{Cu}^{2+}$ , їх не досить для утворення осаду  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$  блакитного кольору, але достатньо для утворення осаду чорного кольору  $\text{CuS} \downarrow$ .

Таким чином можна зробити висновок, що комплексний йон, у нашому випадку  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , теж підлягає дисоціації, але як слабкий електроліт. Усі продукти дисоціації комплексного йону можна відкрити за допомогою відповідних реактивів, які мають достатню чутливість до досліджуваних йонів, у нашому випадку до  $\text{Cu}^{2+}$ . Пояснюється це наступним чином. Добуток розчинності  $\text{CuS}$  є малою величиною:  $K_S(\text{CuS}) = 6,3 \cdot 10^{-36}$ , тому не дивлячись на малу концентрацію йонів  $\text{Cu}^{2+}$  у розчині, при доливанні до неї розчину  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ , добуток концентрацій йонів Купруму ( $\text{Cu}^{2+}$ ) і Сульфур ( $\text{S}^{2-}$ ) перевищує величину добутку розчинності  $\text{CuS}$  і тоді випадає осад чорного кольору.

Натрій гідроксид утворює з катіоном  $\text{Cu}^{2+}$  сполуку  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , яка характеризується більшою розчинністю:  $K_S(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 8,3 \cdot 10^{-20}$ , тому добуток концентрацій йонів  $\text{Cu}^{2+}$  і  $\text{OH}^-$  не досягає величини добутку розчинності і осад не утворюється. Таким чином, йони  $\text{OH}^-$  не можуть використовуватись для відкриття катіонів Купруму в розчині комплексної сполуки  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ , так як при цьому не відбувається руйнування комплексного йону.

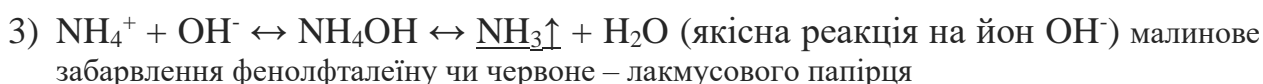
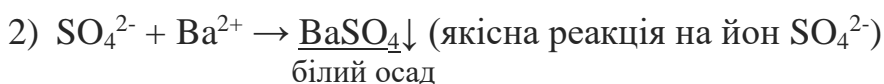
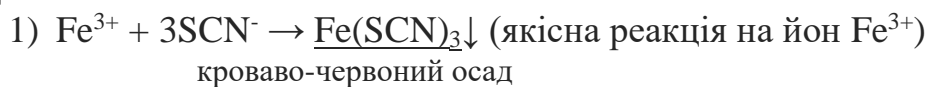


Сполука  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$  є прикладом комплексних сполук з середнім значенням величини константи нестійкості  $K_n ([\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}) = 9,33 \cdot 10^{-13}$ .

**ДОСЛІД 3. Дисоціація комплексних йонів (подвійних солей), що характеризуються великим значенням константи нестійкості.**

Долийте до розчину галуна  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  у 3-х пробірках наступні розчини: а) розчин  $\text{KSCN}$  (калій роданіду); б) розчин  $\text{BaCl}_2$  (барій хлориду); в) розчин  $\text{NaOH}$  (натрій гідроксиду).

Нагрійте третю пробірку і піднесіть до її отвору змочений водою лакмусовий папірець (фільтрувальний папір, змочений фенолфталеїном). Обережно понюхайте, відчуйте запах амоніаку. Сутність хімічного процесу має вираз наступного рівняння реакції:



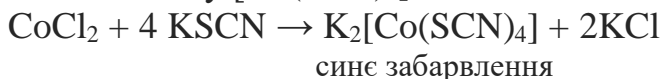
Таким чином, у розчині галуна, який можна представити у вигляді формули:  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  чи  $\text{NH}_4[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]$  можна легко відкрити всі складові, що пояснюється великим значенням константи нестійкості комплексного йону  $[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]^-$ , який дисоціює повністю на окремі йони:



Запишіть йонні рівняння реакцій для якісного відкриття йонів подвійної солі, яка у водному розчині дисоціює повністю, а також запишіть спостереження та сформулюйте висновки.

**ДОСЛІД 4. Вплив концентрації розчину на комплексоутворення (стійкість комплексного йону).**

Налийте у пробірку розчину  $\text{CoCl}_2$  об'ємом  $3 \text{ см}^3$  і додайте по краплям за допомогою піпетки насиченого розчину калій роданіду ( $\text{KSCN}$ ). Спостерігайте зміну забарвлення розчину із рожевого в синій. Це пояснюється утворенням комплексного йону  $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ :



До одержаного розчину синього кольору долити води об'ємом  $10\text{-}12 \text{ см}^3$ . Що ви спостерігаєте?

Зміну забарвлення розчину можна пояснити зростанням величини ступеня дисоціації комплексних йонів при зниженні концентрації їх розчинів. Через це розведення таких розчинів у більшості випадків приводить до руйнування комплексних сполук.

**ДОСЛІД 5. Дослідження стійкості йону діамінаргентума(I).**

Внесіть у дві пробірки по 2-3 краплі розчину аргентум(I) нітрату і додайте в одну пробірку кілька крапель розчину лугу, в іншу – декілька крапель розчину калій йодиду.

Спостерігайте осад, що утворюється. Визначте його колір. Запишіть рівняння реакцій.



У дві інших пробірки внесіть по 2-3 краплі розчину аргентум(I) нітрату і потім долийте в обидві пробірки концентрований розчин амоніаку до розчинення осадів. До отриманого розчину комплексної сполуки аргентум(I) додайте: в одну пробірку декілька крапель розведеного розчину луку, в іншу – декілька крапель розчину калій йодиду.

Поясніть відсутність осаду в першій пробірці і наявність жовтого осаду в другій. Складіть рівняння реакцій. Сформулюйте висновки.

### ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Назвіть комплексну сполуку, визначте заряд комплексного йону, значення координаційного числа і віднесіть комплексну сполуку до відповідної групи класифікації (приклад розв'язування завдання та його оформлення наведено в таблиці б):

- а)  $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;
- б)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ;
- в)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ ;
- г)  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ ;
- д)  $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ;
- е)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_6]$ ;
- ж)  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$ ;
- з)  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ .

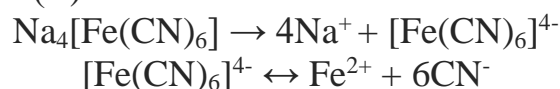
2. Напишіть схеми дисоціації комплексних сполук і вираз константи нестійкості для комплексного йону:

- а)  $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;
- б)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ;
- в)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ ;
- г)  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ ;
- д)  $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ;
- е)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_6]$ ;
- ж)  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$ ;
- з)  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ .

Знайдіть чисельне значення констант нестійкості за табличними даними і вкажіть комплексний йон, який є більш стійким в даній комплексній сполуці. Дайте назву комплексним сполукам.

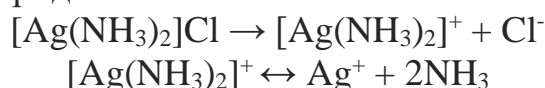
*Приклад розв'язування*

а) натрій гексаціаноферат (II)



$$K_n([\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}) = \frac{c(\text{Fe}^{2+}) \cdot c^6(\text{CN}^-)}{c([\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-})} = 1,0 \cdot 10^{-37}$$

б) діамінаргентум (I) хлорид



$$K_n\left([Ag(NH_3)_2]^+\right) = \frac{c(Ag^+) \cdot c^2(NH_3)}{c([Ag(NH_3)_2]^+)} = 9,3 \cdot 10^{-8}$$

Більш стійким є комплексний йон  $[Fe(CN)_6]^{4-}$ , так як він має менше значення константи нестійкості ( $K_n = 1,0 \cdot 10^{-37}$ ) у порівнянні з комплексним йоном  $[Ag(NH_3)_2]^+$ , константа нестійкості якого дорівнює  $K_n = 9,3 \cdot 10^{-8}$ .

3. Визначте ступінь окиснення центрального атома в комплексних сполуках:

- $[CoCl(H_2O)_4](OH)_2$ ;
- $[Cr(PO_4)(H_2O)_4]$ ;
- $[Hg(NH_3)_4(OH)_2]$ ;
- $K_2[Cd(OH)_4]$ ;
- $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ ;
- $[Pt(NH_3)_4][PtCl_6]$ ;
- $[Fe(H_2O)_4]SO_4$ ;
- $[Ag(NH_3)_4](OH)$ .

4. Напишіть хімічну формулу комплексної сполуки за назвою:

- калій гексаціаноферат (II)
- калій тетраціанонікелат (0);
- діамінтетрахлорокобальт(III)-аніон;
- натрій триоксалатохромат(III);
- калій діакватетрахлорокобальтат(III);
- тетракарбонілнікель;
- діамінкупрум(I) гідроксид;
- гексаціанофератна(III) кислота.

5. Визначте за допомогою значень констант нестійкості комплексних йонів, який із центральних атомів комплексних сполук найбільш повно буде зв'язувати молекули амоніаку з розчину:

- $Ni^{2+}$
- $Cu^{2+}$
- $Ag^{2+}$
- $Cd^{2+}$

$$K_n\left([Ni(NH_3)_6]^{2+}\right) = 1,9 \cdot 10^{-9};$$

$$K_n\left([Ag(NH_3)_2]^+\right) = 9,3 \cdot 10^{-8};$$

$$K_n\left([Cu(NH_3)_4]^{2+}\right) = 2,1 \cdot 10^{-13};$$

$$K_n\left([Cd(NH_3)_4]^{2+}\right) = 7,6 \cdot 10^{-8}.$$

6. Напишіть формулу комплексної сполуки з формулою складу  $PtCl_2 \cdot 4NH_3$  якщо координаційне число Платини дорівнює 6. Назвіть сполуку і напишіть схему її дисоціації.

7. Виконати тестові завдання:

7.1. Вкажіть назву, яка відповідає комплексній сполуці складу  $[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$  :

- хлорид дихлоротетраамінкобальт (III);
- тетрааміндихлорокобальт (III) хлорид;
- хлорид тетрааміндихлорокобальт (III);
- дихлоротетраамінкобальт (III) хлорид.

- 7.2. Зазначте, застосування якого ліганду дозволяє найбільш повно зв'язати йони Аргентуму(I)?  
 а)  $\text{NH}_3$     б)  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$     в)  $\text{NO}_2^-$     г)  $\text{CN}^-$
- 7.3. Вкажіть йони, які переважно утворюються при розчиненні у воді комплексної сполуки  $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ . Дайте їй назву.  
 а)  $\text{K}^+$ ,  $\text{CN}^-$     в)  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{CN}^-$   
 б)  $\text{K}^+$ ,  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$     г)  $\text{K}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{CN}^-$
- 7.4. Визначте, який з комплексних іонів є найбільш стійким?  
 а)  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$     в)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$     д)  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$   
 б)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$     г)  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
- 7.5. Вкажіть, речовину, розчин якої не проводить електричний струм. Дайте їй назву:  
 а)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$     в)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_2]$   
 б)  $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$     г)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
- 7.6. Вкажіть формулу, яка відповідає комплексній сполуці, що має назву хлоропентаамінокобальт(II) гідроксид:  
 а)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}](\text{OH})_2$     в)  $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5](\text{OH})_2$   
 б)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{OH})_3]$     г)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_3$
- 7.7. Вкажіть координаційне число центрального атома у комплексній сполуці  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$  :  
 а) 6    б) 2    в) 4    г) 0
- 7.8. Вкажіть ступінь окиснення центрального атому у комплексному йоні  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{NO}_3)]^{2+}$ .  
 а) +3    б) +6    в) -1    г) +2
- 7.9. Вкажіть, яким комплексом є тетрааквапентаамінхром(III) хлорид?  
 а) нейтральним;    в) аніонним;    б) катіонним;  
 г) змішаним.
- 7.10. Зазначте заряд комплексного йону в комплексній сполуці  $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ .  
 а) 2-    б) 2+    в) 1+    г) 1-

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 12

**ТЕМА.** ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

**МЕТА.** ДОСЛІДЖЕННЯ ОСОБЛИВОСТЕЙ ЗДІЙСНЕННЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

**ЗАВДАННЯ.**

1. Дослідити властивості окисників та відновників.
2. Дослідити роль середовища в протіканні окисно-відновної реакції.

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

*Ступінь окиснення як характеристика стану атомів елементів у сполуках.* У сполуках (крім простих речовин) атоми елементів знаходяться завжди в окисненому чи відновленому станах. Це відбувається завдяки тому, що електронні пари, що утворюють хімічний зв'язок в певній мірі зміщуються в напрямку більш електронегативного елементу. Для визначення електронегативності хімічного елементу їх розміщують у ряд, що дістав назву «Ряд електронегативності хімічних елементів» (додаток, табл. 9).

Так у гідроген хлориді HCl електронна пара, що утворює ковалентний полярний зв'язок між атомами Гідрогену і Хлору, зміщена до більш електронегативного Хлору, тому в даній сполуці Гідроген знаходиться в окисненому, а Хлор у відновленому станах.

Кількісно цей процес характеризується поняттям «ступінь окиснення» SO. Ступінь окиснення чисельно дорівнює числу електронних пар, що зміщуються чи відтягуються від атому в сполуці. Якщо електрони зміщені до атому, то його ступінь окиснення вважають негативним і навпаки.

Позначають SO грецькими цифрами, які пишуть зверху над символом елемента у сполуці зі знаком (+) або (-) перед цифрою, а в тексті у дужках після назви елемента:  $H^{+1}Cl^{-1}$ ,  $H_2S^{-2}$ ,  $S^{-2}$ .

*Основні групи окисників та відновників.* Одні і ті ж атоми у сполуках можуть мати max, min та проміжні SO. Максимальний ступінь окиснення атома дорівнює номеру групи, в якій перебуває хімічний елемент S (+6), N (+5), Cl (+7), а min – різниці номера групи і числа 8:

$$S (-2) \quad 6 - 8 = -2, \quad N (-3) \quad 5 - 8 = -3, \quad Cl (-1) \quad 7 - 8 = -1.$$

Треба запам'ятати, що сполуки за рахунок атомів у max ступені окиснення можуть лише приймати електрони, тобто бути лише окисниками, а сполуки за рахунок атомів у min SO – можуть лише віддавати електрони, тобто бути тільки відновниками. Атоми елементів у проміжних SO надають сполуці як окисних так і відновних властивостей. Це пояснює електронна будова атома.

У зв'язку з цим можна виділити класи сполук відновників та окисників.

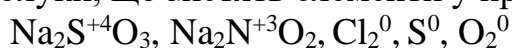
*Окисниками* можуть бути:

1. Сполуки, що містять елементи у max SO:  
 $KMn^{+7}O_4$ ,  $K_2Cr_2^{+6}O_7$ ,  $HN^{+5}O_3$ ,  $Fe^{+3}Cl_3$ ,  $H_2S^{+6}O_{4к}$ ,
2. Сполуки, що містять елементи у проміжному SO:  
 $Na_2S^{+4}O_3$ ,  $Na_2N^{+3}O_2$ ,  $Cl_2^0$ ,  $S^0$ ,  $O_2^0$ .

*Відновниками* можуть бути:

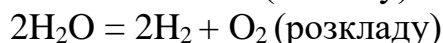
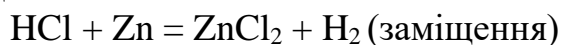
1. Сполуки, що містять елементи у min SO:  
 $H_2S^{-2}$ ,  $N^{-3}H_3$ ,  $Cu^0$ ,  $Mg^0$ .

2. Сполуки, що містять елементи у проміжному СО:

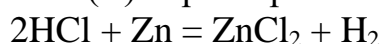


Суть окисно-відновних реакцій і застосування методу електронного балансу до розрахунку стехіометричних коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях.

Більшість хімічних процесів живої і неживої природи є окисно-відновними. Вони характеризуються зміною СО елементів у складі вихідних сполук і продуктів реакції:



Як бачимо, зміною ступенів окиснення елементів характеризуються реакції заміщення, синтезу, розкладу. Це можуть бути реакції екзо- та ендотермічні, зворотні та незворотні, гомогенні та гетерогенні та інш.. Всі вони відбуваються за умови: процес окиснення супроводжує процес відновлення, бо в процесі таких перетворень окисник (О) перетворюється у відновлену форму окисника (ВФО), а відновник (В) перетворюється в окиснену форму відновника ОФВ. Наприклад:

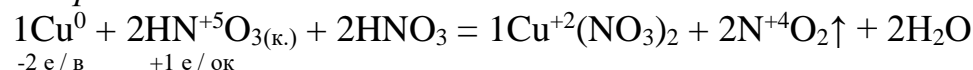


Як правило, в таких окисно-відновних процесах приймають участь більше двох компонентів. Це приводить до складності в розрахунках їх стехіометричних коефіцієнтів. Такі розрахунки виконуються за допомогою двох методів: 1 – електронного балансу та 2 – методу напівреакції. Розглянемо перший з них.

Як зазначалось, при редокс реакціях повинно зберігатися постійним число електронів, які віддає відновник і приймає окисник. Тому знаходження співвідношення між «молекулами» окисника та відновника є суттю даного метода. При складанні рівняння окисно-відновних процесів дотримуються певних правил:

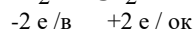
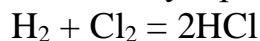
1. Записують формули речовин, що приймають участь в даному процесі (це можуть бути лише вихідні сполуки) в певній послідовності.
2. Визначають ступінь окиснення елементів у сполуках і знаходять відновник та окисник (це необхідно, якщо треба спрогнозувати продукти реакції).
3. Визначають число електронів, які віддає відновник і приєднує окисник в розрахунку на «молекулу», записуючи їх під формулами сполук.
4. Знаходять співвідношення між «молекулами» окисника та відновника на основі спільного кратного між числом електронів, що віддаються та приєднуються.
5. Розраховують коефіцієнти для всіх учасників процесу.

Наприклад:

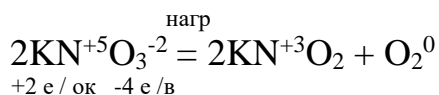


Класифікація окисно – відновних реакцій.

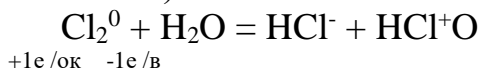
1. Міжмолекулярні (окисник і відновник в складі різних речовин).



2. Внутрішньомолекулярні (обмін електронів відбувається між різними атомами однієї сполуки, тобто сполука може бути окисником і відновником за рахунок різних атомів).

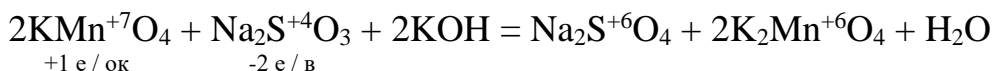
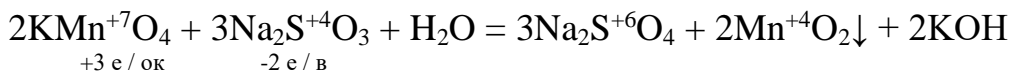
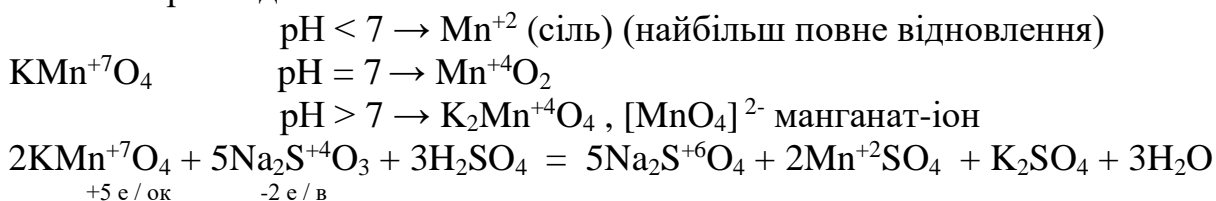


3. Диспропорціювання (атоми одного хімічного елемента і окиснюються і відновлюються)

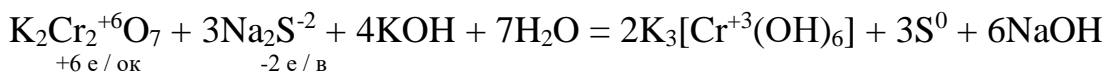
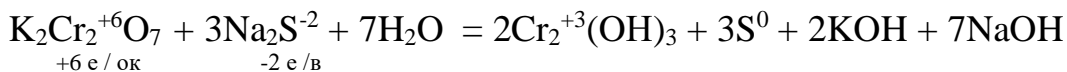
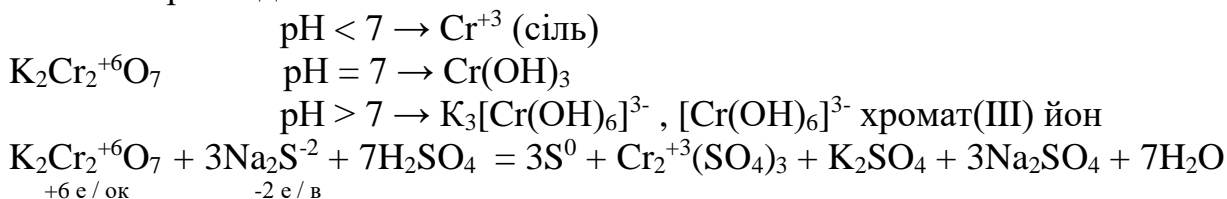


*Роль середовища в протіканні окисно-відновної реакції.* На протікання окисно-відновних реакцій певний вплив має середовище, так як катіоном  $\text{H}^+$  чи аніоном  $\text{OH}^-$  можуть виступати в ролі каталізаторів, які прискорюють одні та уповільнюють інші процеси, які впливають на глибину окиснення чи відновлення.

Наприклад:



Наприклад:



*Напрямок окисно-відновних реакцій.* Напрямок окисно-відновних реакцій у звичайних умовах визначають, користуючись значенням окисно-відновних потенціалів пар, які утворює окисник та відновник:



Значення стандартних потенціалів приведені в довідниках, а за інших умов розраховуються за рівнянням Нернста. Наприклад, для системи



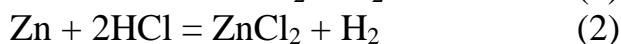
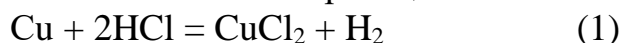
Окисно-відновний потенціал даної системи виражається рівнянням Нернста:

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E^0_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} + \frac{0,059}{5} \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}^+)}{c(\text{Mn}^{2+})};$$

$$E^0_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,52\text{В}.$$

Окисно-відновний процес буде протікати лише тоді, коли різниця між окисно-відновними потенціалами окисника та відновника буде більше 0.

Розглянемо хімічні реакції та визначимо можливість їх проходження:



Знаходимо значення стандартних окисно-відновних потенціалів (додаток, табл. 3).

$$E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = + 0,34\text{В}$$

$$E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = - 0,76\text{В}$$

$$E^0(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0\text{В}$$

Різниця між окисно-відновними потенціалами окисника і відновника в реакціях (1) і (2):

$$\Delta E_1 = E^0(2\text{H}^+/\text{H}_2) - E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0 - 0,34 < 0 \quad \text{– реакція неможлива}$$

$$\Delta E_2 = E^0(2\text{H}^+/\text{H}_2) - E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0 - (- 0,76) > 0 \quad \text{– реакція можлива}$$

Окисно-відновні процеси мають велике значення в біологічних системах. Фотосинтез, дихання, травлення, забезпечення енергією – все це ланки окисно-відновних реакцій.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** дерев'яна скіпка, сірники, пробірки

**Реактиви:**  $\text{KMnO}_4$ (кр.), розчини  $c(1/z(\text{H}_2\text{SO}_4)) = 2$  моль/дм<sup>3</sup>,  $c(1/z(\text{NaNO}_2)) = 1$  моль/дм<sup>3</sup>,  $c(1/z(\text{CH}_3\text{COOH})) = 2$  моль/дм<sup>3</sup>,  $c(1/z(\text{FeSO}_4)) = 0,5$  моль/дм<sup>3</sup>,  $c(1/z(\text{KMnO}_4)) = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup>,  $c(1/z(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)) = 1$  моль/дм<sup>3</sup>,  $c(1/z(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)) = 1$  моль/дм<sup>3</sup>,  $c(1/z(\text{KBr})) = 0,5$  моль/дм<sup>3</sup>,  $\omega(\text{NaOH}) = 40\%$ .

### ДОСЛІД 1. Термічний розклад калій перманганату.

Нагрійте у пробірці декілька кристалів  $\text{KMnO}_4$ . Докажіть, який газ при цьому виділяється. Продовжуйте нагрівання до припинення виділення газу та охолодіть вміст пробірки. Після охолодження розчиніть вміст пробірки у воді об'ємом 2 – 3 см<sup>3</sup>. Спостерігайте за змінами (кольором осаду і розчину). Напишіть рівняння реакції.

### ДОСЛІД 2. Дослідження впливу активної реакції середовища на глибину відновлення калій перманганату.

*а) Окисні властивості калій перманганату у кислому середовищі.*

Налийте в три пробірки по 1-2 см<sup>3</sup> розчину  $\text{KMnO}_4$  і 0,5 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти (розведеної). В кожну з них окремо долийте розчини  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$  та розчин щавлевої кислоти. Третю пробірку нагрійте. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакції та розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу.

*б) Окисні властивості калій перманганату в нейтральному середовищі.*

До розчину  $\text{KMnO}_4$  об'ємом 1-2 см<sup>3</sup> долийте води 1 см<sup>3</sup>, а потім розчин  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Спостерігайте за змінами. Напишіть рівняння реакції в йонному вигляді.

в) Окисні властивостей калій перманганату у лужному середовищі.

До розчину  $\text{KMnO}_4$  об'ємом 1-2  $\text{cm}^3$  долейте концентрований розчин лугу, а потім – розчин  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Спостерігайте за змінами. Напишіть рівняння реакції в йонному вигляді.

г) Дослідження впливу кислотності середовища на швидкість окиснення.

Налийте у 2 пробірки розчину  $\text{KBr}$  об'ємом 2-3  $\text{cm}^3$ , долейте такий же об'єм в першу пробірку розбавленої сульфатної кислоти, у другу – розбавленої оцтової кислоти. Потім у кожен з них прилийте розчину  $\text{KMnO}_4$  (10-15 крапель). Спостерігайте за швидкістю зникнення забарвлення  $\text{KMnO}_4$ . Зробіть висновок, як впливає кислотність середовища на швидкість окиснення. Напишіть рівняння реакцій у повному «молекулярному»<sup>1</sup> та йонному вигляді.

**ДОСЛІД 3. Дослідження окисних сполук Хрому(VI).**

Налийте в дві пробірки розчину  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  об'ємом 2-3  $\text{cm}^3$  та додайте у кожен розведenu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (0,5-1  $\text{cm}^3$ ). Потім у першу пробірку налейте розчину  $\text{NaNO}_2$  об'ємом 0,5-1  $\text{cm}^3$ , у другу – такого ж об'єму розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Спостерігайте за змінами, дайте пояснення та напишіть відповідні рівняння реакцій.

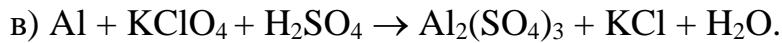
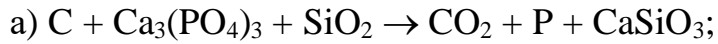
### ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
  - а)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + \text{S} + \text{KOH} + \text{NaOH}$ ;
  - в)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{S} + \text{NaOH}$ .
2. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
  - а)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ .
3. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
  - а)  $\text{Hg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$ ;
  - в)  $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
4. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
  - а)  $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ .

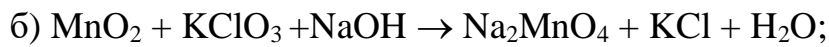
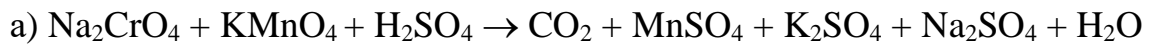
<sup>1</sup> для речовин молекулярної та іншої будови.



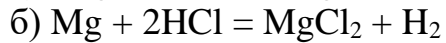
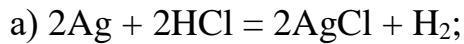
5. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
- а)  $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ .
6. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
- а)  $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$ ;
  - в)  $\text{FeCl}_3 + \text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ .
7. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
- а)  $\text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ .
8. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
- а)  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaMnO}_4 + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{FeCl}_3 + \text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ .
9. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
- а)  $\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{Co} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ .
10. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
- а)  $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{O}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2$ .
11. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:
- а)  $\text{MnSO}_4 + \text{KMnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ ;
  - б)  $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ .
12. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:



13. Розрахуйте коефіцієнти методом електронного балансу. Вкажіть окисник і відновник, окиснену форму відновника та відновлену форму окисника. Вкажіть загальне число коефіцієнтів у реакції:



14. Докажіть, здійснивши розрахунки, чи будуть у звичайних умовах відбуватись реакції ?



15. Наведіть приклади та підтвердіть, що зміною ступенів окиснення елементів характеризуються реакції заміщення, синтезу, розкладу.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 13

**ТЕМА.** ЙОННІ РІВНОВАГИ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

**МЕТА.** ДОСЛІДЖЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕКТРОЛІТІВ У РОЗЧИНАХ  
**ЗАВДАННЯ.**

1. Дослідити властивості електролітів і неелектролітів.
2. Дослідити стан йонних реакцій у розчинах електролітів.
3. Дослідити стан хімічної рівноваги у розчинах електролітів.

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

*Електролітична дисоціація.* По здатності проводити електричний струм всі хімічні речовини поділяють на електроліти та неелектроліти. *Електролітами* називають речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Це речовини з йонним або ковалентним полярним зв'язком (кислоти, основи, солі). *Неелектроліти* – речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм. До неелектролітів відносяться речовини з ковалентним неполярним або ковалентним малополярним зв'язком (оксиди, прості речовини неметали, більшість органічних речовин).

*Електролітична дисоціація (йонізація)* – це процес розпаду молекул або кристалів електроліту на йони при розчиненні його у воді (при дії полярних молекул розчинника.)

Однією з кількісних характеристик процесу дисоціації є *ступінь дисоціації* ( $\alpha$ ) – це відношення числа структурних частинок речовини, що розпалися (продисоціювали) в розчині на йони ( $N_{\text{дис.}}$ ), до загального числа структурних частинок речовини в розчині ( $N_{\text{заг.}}$ ).

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис.}}}{N_{\text{заг.}}} \cdot 100\%$$

Виражають  $\alpha$  у долях одиниці або у відсотках.

Відповідно до величини ступеня дисоціації ( $\alpha$ ) (йонізації) всі електроліти поділяють на сильні, слабкі та електроліти середньої сили. Так, якщо:

- 1)  $\alpha < 3\%$  – слабкі електроліти ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ , органічні кислоти,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HCN}$ );
- 2)  $3\% < \alpha < 30\%$  – електроліти середньої сили ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HF}$ );
- 3)  $\alpha > 30\%$  – сильні електроліти (солі, луги, сильні мінеральні кислоти:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ).

Якщо  $\alpha = 100\%$ , то при розчиненні у воді електроліти повністю розпадаються на йони.

*Рівновага у розчинах слабких електролітів.* Слабкі електроліти у розчинах лише частково дисоціюють на йони і цей процес є зворотнім, наприклад, дисоціація слабкої ацетатної кислоти паралельно супроводжується процесом молярізації, тобто об'єднанням йонів слабого електроліту в молекули:



Такий оборотний процес в певний момент часу за сталих умов досягає стану *динамічної хімічної рівноваги*, коли швидкість прямої реакції (дисоціації) дорівнює швидкості зворотної (молярізації). У стані рівноваги концентрації вихідних

речовин та продуктів реакції залишаються без змін і носять назву *рівноважні* ( $c_p$ ). В таких рівноважних процесах глибину перебігу реакції розраховують за допомогою *константи хімічної рівноваги* ( $K_p$ ). Чим більше значення  $K_p$ , тим повніше за даних умов реагують речовини і, відповідно, швидше протікає пряма реакція.

В реакціях дисоціації константу рівноваги називають константою дисоціації  $K_D$  (або константою йонізації), яку розраховують як відношення добутку молярних рівноважних концентрацій йонів, як продуктів реакції, до молярної рівноважної концентрації недисоційованих молекул слабого електроліту. Для оцтової кислоти формула  $K_D$  має вигляд:

$$K_D = \frac{c_p(H^+) \cdot c_p(CH_3COO^-)}{c_p(CH_3COOH)}$$

Константа дисоціації є кількісною мірою сили електроліту і характеризує його здатність до дисоціації. Чим більша константа дисоціації, тим сильніший електроліт, і навпаки. Якщо:

- 3)  $1 \cdot 10^{-4} < K_D < 1 \cdot 10^{-10}$  – слабкі електроліти (HOCl, CH<sub>3</sub>COOH, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>OH);
- 4)  $1,0 < K_D < 1 \cdot 10^{-4}$  – середньої сили (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>);
- 5)  $K_D > 1,0$  – сильні електроліти (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub>).

Для будь-якого слабого бінарного електроліту (дисоціює на два йони) між константою дисоціації і ступенем дисоціації існує взаємозв'язок, який виражається формулою закону розведення Оствальда:

$$K_D = \frac{\alpha^2 \cdot c}{(1 - \alpha)},$$

де  $c$  – вихідна молярна концентрація речовини в розчині [моль/дм<sup>3</sup>].

Для розчинів, в яких  $\alpha \ll 1$ , тобто для дуже розбавлених розчинів, можна вважати, що  $(1 - \alpha) \approx 1$ . Тоді рівняння закону можна записати спрощено:

$$K_D = \alpha^2 \cdot c,$$

а для розрахунку ступеня дисоціації:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{c}}.$$

Останнє рівняння виражає залежність ступеня дисоціації слабого електроліту від концентрації розчину і показує, що при збільшенні концентрації слабого електроліту в розчині ступінь електролітичної дисоціації цього електроліту зменшується.

Якщо в розчині бінарного електроліту загальної формули АВ ступінь дисоціації дорівнює  $\alpha$ , то концентрації йонів А<sup>+</sup> та В<sup>-</sup> в розчині однакові та дорівнюють:

$$c_p(A^+) = c_p(B^-) = \alpha \cdot c(AB), \text{ або}$$

$$c_p(A^+) = c_p(B^-) = c(AB) \sqrt{\frac{K_D}{c(AB)}} = \sqrt{K_D \cdot c(AB)}.$$

В розрахунках, пов'язаних з дисоціацією кислот, основ, можна користуватися не константою  $K_D$ , а показником константи дисоціації  $pK_D$ , який визначається за

формулою:  $pK_D = -\lg K_D$ . Зі зменшенням  $K_D$ , тобто зі зменшенням сили електроліту, значення  $pK_D$  зростає, відповідно, чим більше  $pK_D$ , тим слабкіше електроліт.

*Властивості розчинів сильних електролітів.* Сильні електроліти у водному розчині повністю розпадаються на йони, що видно на прикладі натрій хлориду:



Експериментальне значення ступеня дисоціації сильного електроліту повинно дорівнювати теоретично розрахованому, а саме 1, або 100%. У такому розчині не повинно бути недисоційованих частинок. Проте експериментально визначений ступінь дисоціації розчинів сильних електролітів, як правило, менше 1 (100%) і наближається до неї лише у дуже розведених розчинах, коли концентрація електроліта має значення  $10^{-3} - 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup>. Це пояснюється тим, що зі збільшенням у розчині концентрації сильного електроліту, а звідси і йонів, підсилюється притягання різнойменно заряджених йонів. Кожен йон у розчині утворює навколо себе оболонку з йонів протилежного заряду, так звану «йонну атмосферу», яка під дією електричного поля рухається у зворотному напрямку, отже, йон під впливом руху протилежно заряджених частинок відтягується назад, що пояснює зниження рухливості йонів в розчинах сильних електролітів,

Внаслідок зниження хімічної активності йонів, розчини сильних електролітів у хімічних реакціях поведуть себе так, як розчини меншої концентрації. Оскільки ефективна концентрація розчинів сильних електролітів не відповідає їх реальній концентрації, а менша за останню, то замість концентрації використовують активність йонів.

*Активність йонів (a)* – ефективна, умовна концентрація йонів в певних фізико-хімічних умовах хімічної реакції, яка розраховується за формулою:

$$a = f \cdot c,$$

де  $a$  – активність йонів;

$c$  – молярна концентрація електроліту [моль/дм<sup>3</sup>],

$f$  – коефіцієнт активності.

Відношення активності йонів до концентрації сильного електроліта в розчині називають *коефіцієнтом активності* та позначають  $f$ :

$$f = \frac{a}{c}.$$

У дуже розведених розчинах сильних електролітів, де  $a \approx c$ ,  $f$  наближається до 1. Для розчинів сильних електролітів за значенням активності йонів на основі закону дії мас обчислюють константи дисоціації. Наприклад, для хлоридної кислоти:



$$K_D = \frac{a(\text{H}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)}{a(\text{HCl})},$$

де  $a(\text{H}^+)$ ,  $a(\text{Cl}^-)$ ,  $a(\text{HCl})$  – активність йонів  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  та молекул  $\text{HCl}$ .

Коефіцієнт активності йонів залежить від концентрації розчинів, від природи електроліту, температури та йонної сили розчину.

*Йонна сила розчину (I)* дорівнює напівсумі добутку молярних концентрацій усіх присутніх у розчині йонів на квадрати їхніх зарядів ( $z$ ):

$$I = \frac{1}{2}(c_1 \cdot z_1^2 + c_2 \cdot z_2^2 + c_i \cdot z_i^2) = \frac{1}{2} \sum c_i \cdot z_i^2,$$

де  $c_1, c_2, c_i$  – молярні концентрації йонів у розчині,

$z_1, z_2, z_i$  – заряди йонів.

Йонна сила характеризує електростатичну взаємодію йонів у розчині. Експериментально встановлено, що із збільшенням йонної сили розчину коефіцієнт активності зменшується.

За значенням йонної сили розведених розчинів сильних електролітів обчислюють коефіцієнти активності йонів за формулою:

$$\lg f = -0,51 \cdot z^2 \cdot \sqrt{I},$$

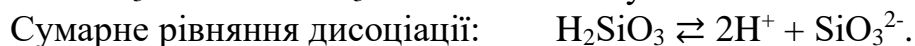
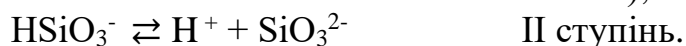
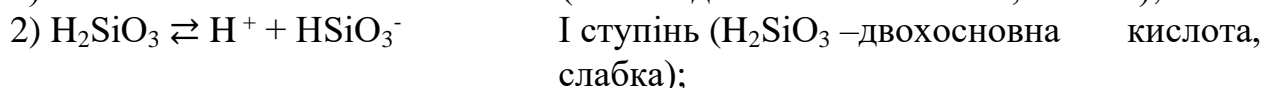
де  $z$  – заряд йона,

$I$  – йонна сила розчину.

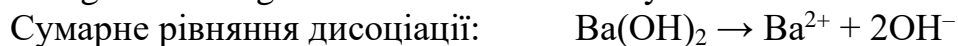
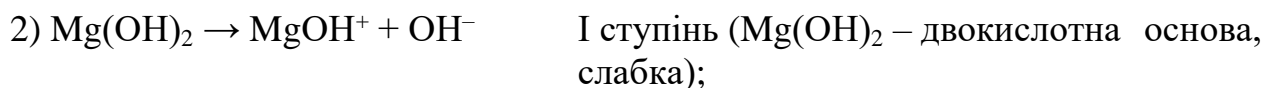
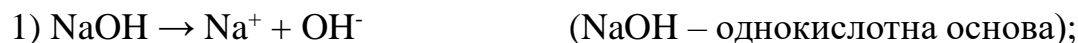
Визначення йонної сили розчинів сильних електролітів необхідне при проведенні медико-біологічних досліджень. Так, наприклад, дію на організм таких сильних електролітів, як NaCl, KCl, CaCl<sub>2</sub>, MgCl<sub>2</sub>, що містяться у крові та лімфі живих істот, необхідно досліджувати за умов використання їх розчинів з однаковою йонною силою.

За типом йонів, які утворює речовина в результаті дисоціації, розрізняють три типи електролітів: *кислоти, основи, солі*.

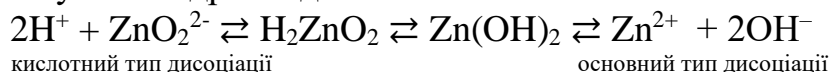
*Кислоти* – це електроліти, які при дисоціації утворюють позитивні йони – катіони Гідрогену H<sup>+</sup>. Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто:



*Основи* – це електроліти, які при дисоціації утворюють тільки один вид негативних йонів – гідроксид-іони OH<sup>-</sup>. Багатоосновні основи дисоціюють ступінчасто:



*Амфотерні гідроксиди* дисоціюють у водному розчині одночасно за кислотним та основним типом, тобто відщеплюють при дисоціації як йони Гідрогену так і гідроксид-іони:

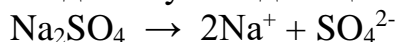


кислотний тип дисоціації

основний тип дисоціації

*Солі* – це електроліти, які при дисоціації утворюють катіони металевих елементів та аніони кислотного залишку.

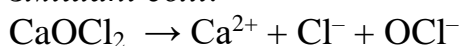
В один ступінь дисоціюють *середні солі*:



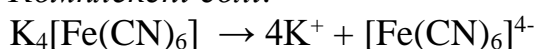
*Подвійні солі*:



*Змішані солі:*



*Комплексні солі:*



*Кислі солі* дисоціюють ступінчасто: спочатку відщеплюються катіони металевого елемента, а потім катіони Гідрогену:

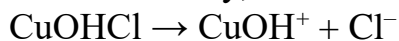


I ступінь;

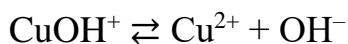


II ступінь ( $\rightleftharpoons$ , бо  $\text{HCO}_3^-$  – аніон слабкої кислоти  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

*Основні солі* дисоціюють ступінчасто: спочатку відщеплюються аніони кислотного залишку, а потім гідроксид-іони:



I ступінь;



II ступінь ( $\rightleftharpoons$ , бо  $\text{CuOH}^+$  – катіон слабкої основи  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ).

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** штатив з пробірками, піпетки.

**Реактиви:** купрум(II) хлорид (тверд.), ацетон, розчини хлоридної, сульфатної, нітратної кислот ( $0,2$  моль/дм<sup>3</sup>), розчини натрій та калій гідроксидів ( $0,2$  моль/дм<sup>3</sup>), розчини індикаторів: лакмусу, метилоранжу, фенолфталеїну.

#### ДОСЛІД 1. Дослідження електролітичної дисоціації солей.

а) Візьміть на кінчику скляної палички або шпателя безводної солі купрум(II) хлориду і відзначте її колір. Одну частину цієї солі розчиніть в ацетоні, а другу – у воді.

Спостерігайте різне забарвлення розчину в першому і другому випадках. Дайте обґрунтоване пояснення спостережуваним явищам, враховуючи, що ацетон – не полярний, а вода – полярний розчинник.

б) Кристали купрум(II) хлориду розчиніть у 2-3 краплях води. Відзначте забарвлення розчину, потім додайте ще 1-2 краплі води (до зміни забарвлення). Доливайте і далі воду до тих пір, доки забарвлення перестане змінюватись. Спостерігайте цей колір забарвлення розчину. Дайте обґрунтоване пояснення всім змінам кольору розчинів. Напишіть рівняння реакції дисоціації купрум(II) хлориду та поясніть механізм цього процесу.

#### ДОСЛІД 2. Дослідження зміни забарвлення індикаторів в розчинах кислот і солей.

а) Налийте в три пробірки дистильованої води об'ємом  $3 \text{ см}^3$  і додайте у кожна по 2 краплі розчину одного з індикаторів: лакмусу, метилового оранжевого і фенолфталеїну. Відзначте їх колір у нейтральному середовищі. У кожна пробірку долийте розчин будь-якої кислоти. Спостерігайте зміни забарвлення і запишіть їх у відповідні графи таблиці 6. Повторіть дослід з розчином іншої кислоти.

б) Виконайте те ж саме, узявши замість кислоти розчини двох лугів. Спостерігайте зміни забарвлення і запишіть їх у відповідні графи таблиці 6.

## Забарвлення індикаторів в розчинах кислот і солей

Середовище	Лакмус	Метилоранжевий	Фенолфталеїн
Нейтральне			
Кисле			
Лужне			

Сформулюйте висновок з поясненням стосовно однакового забарвлення кожного з індикаторів у різних розчинах кислот та лугів. Підтвердіть цей висновок рівняннями відповідних реакцій.

### ДОСЛІД 3. Порівняння хімічної активності сильних та слабких електролітів.

Налийте в першу пробірку розчин з молярною концентрацією хлоридної кислоти  $0,1 \text{ моль/дм}^3$  об'ємом  $5 \text{ см}^3$ , у другу – такий же об'єм і такої ж концентрації, але розчину оцтової кислоти. У кожну з них опустіть по гранулі цинка однакової маси. Якщо потрібно, то підігрійте одночасно вміст обох пробірок.

Що спостерігаєте? Прогнозуйте, який газ виділяється? У якій з пробірок виділення газу більш інтенсивне?

Напишіть рівняння реакцій у повному «молекулярному»<sup>1</sup> та йонному вигляді.

Поясніть, на основі написаних рівнянь реакцій, різну швидкість хімічних реакцій в двох пробірках. Для чого в досліді рекомендовано брати однакові об'єми і однакові концентрації розчинів кислот, а також однакові маси цинку?

### ДОСЛІД 4. Дослідження хімічної рівноваги у розчинах електролітів.

а) Налийте у три пронумеровані пробірки декілька крапель насиченого розчину кобальт(II) хлориду, відзначивши попередньо забарвлення розчину. Внесіть у першу пробірку декілька крапель концентрованої хлоридної кислоти  $\text{HCl}$ , у другу – декілька кристалів кальцій хлориду  $\text{CaCl}_2$ , у третю – спирт. Спостерігайте зміну забарвлення розчину в трьох пробірках.

Добавте до розчину, який знаходиться в першій пробірці декілька крапель води до зміни його забарвлення, потім знову добавте концентрованої хлоридної кислоти  $\text{HCl}$ . Що при цьому спостерігається?

Напишіть рівняння реакції дисоціації солі  $\text{CoCl}_2$ . Поясніть зміну забарвлення розчинів у всіх випадках, виходячи з того, що гідратований йон Кобальту(II) –  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  має рожеве забарвлення структурної частинки, а сіль  $\text{CoCl}_2$  – синє.

б) Налийте в пробірку води об'ємом  $5 \text{ см}^3$  і додайте до неї дві краплі фенолфталеїну. Внесіть у пробірку одну краплю концентрованого розчину амоніаку. Спостерігайте, як змінилося забарвлення фенолфталеїну? Яка реакція середовища розчину амоніаку?

Напишіть рівняння реакції оборотних процесів, які відбуваються при розчиненні амоніаку у воді. Розлийте вміст пробірки на дві частини і до однієї з них долийте трохи розчину амоній хлориду  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Перемішайте розчин склянною паличкою і порівняйте забарвлення розчинів у двох пробірках. Поясніть зміщення рівноваги процесу дисоціації амоній гідроксиду при додаванні  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Напишіть вираз константи його дисоціації.

<sup>1</sup> для речовин молекулярної та іншої будови.



### **ДОСЛІД 5. Йонні реакції в розчинах електролітів.**

а) Виконайте якісну реакцію на хлорид-іон, узявши для дослідження розведений розчин хлоридної кислоти і розчини хлоридів різних металів.

Якісною реакцією на хлорид-іони є утворення білого сируватого розчину аргентум(I) хлориду.

Напишіть відповідні рівняння реакцій у йонному вигляді та поясніть спостережувані явища.

б) Випробуйте дію розчину аргентум(I) нітрату на розчин калій триоксохлорату  $KClO_3$  і хлороформу  $CHCl_3$ . Що при цьому спостерігається? Дайте обґрунтоване пояснення.

### **ДОСЛІД 6. Добування малорозчинних речовин у розчинах.**

а) Налийте в пробірку 5-6 крапель розчину купрум(II) сульфату і додайте стільки ж розчину калій гідроксиду. Теж саме зробіть попарно з розчинами купрум(II) хлориду і натрій гідроксиду, купрум(II) нітрату і барій гідроксиду. Спостерігайте за ознаками протікання реакції. Напишіть для всіх випадків рівняння в йонному вигляді та поясніть їх.

б) Налийте у дві пробірки 5 – 6 крапель ферум(III) хлориду і ферум(III) сульфату та додайте у кожен пробірку такий же об'єм розчину лугу. Спостерігайте за ознаками протікання реакції. Напишіть рівняння реакцій у повному «молекулярному»<sup>1</sup> та йонному вигляді.

в) Додайте до 5 см<sup>3</sup> концентрованого розчину натрій силікату 2-2,5 см<sup>3</sup> розбавленого розчину хлоридної кислоти (1:1) і добре перемішайте рідину скляною паличкою. Внаслідок виділення силікатної кислоти увесь вміст пробірки перетворюється у драгли. Напишіть рівняння відповідної реакції.

### **ДОСЛІД 7. Добування малодисоційованих речовин.**

Налийте в пробірку 5-6 крапель розчину натрій ацетату і додайте таку ж кількість сульфатної кислоти ( $c = 1 \text{ моль/дм}^3$ ) Визначте за запахом речовину, що утворилася. Напишіть рівняння реакцій у повному «молекулярному»<sup>\*</sup> та йонному вигляді.

### **ДОСЛІД 8 . Добування газоподібних речовин.**

а) Налийте в пробірку 5-6 крапель розчину амоній хлориду, додайте розчин натрій гідроксиду, суміш перемішайте і підігрійте на водяній бані. По запаху визначте речовину, що виділяється. Напишіть рівняння реакцій у повному «молекулярному»<sup>2</sup> та йонному вигляді.

б) Помістіть у три пробірки твердих солей кальцій карбонату, цинк карбонату, барій карбонату по 0,01-0,02 г та до кожної пробірки налейте 4-5 крапель розчину хлоридної кислоти (2 моль/дм<sup>3</sup>). Спостерігайте за ознаками протікання хімічної реакції. Напишіть рівняння реакцій у повному «молекулярному»<sup>3</sup> та йонному вигляді.

## **ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ**

1. Самостійно ознайомтесь з будовою молекули води та обґрунтуйте її полярні властивості.

<sup>1</sup> для речовин молекулярної та іншої будови.

<sup>2</sup> Те ж саме.

<sup>3</sup> Те ж саме.

2. Мотивовано поясніть роль води в процесі дисоціації електролітів.
3. Дайте відповіді на питання, попередньо зробивши записи рівнянь реакції електролітичної дисоціації молочної, лимонної, хлоридної та фосфатної кислот:
  - а) що спільного в будові кислот?
  - б) чим визначаються їх загальні властивості у розчинах?
4. Дайте відповіді на питання, попередньо зробивши записи рівнянь реакції електролітичної дисоціації основ – натрій гідроксиду, магній гідроксиду, амоніак гідроксиду:
  - а) що спільного в будові основ?
  - б) чим визначаються їх загальні властивості у розчинах?
5. Запропонуйте визначення основ, кислот та солей з позиції теорії електролітичної дисоціації (ТЕД). Наведіть по три приклади дисоціації основ, кислот і солей.
6. Запропонуйте три рівняння реакцій добування солей у розчинах. Представте їх у повному «молекулярному»<sup>1</sup> та йонному вигляді. Якими ознаками ці процеси супроводжуються?
7. Дайте визначення ступеня дисоціації, запишіть її математичний вираз, перерахуйте фактори від яких залежить ступінь дисоціації слабого електроліту.
8. Дайте визначення реакцій йонного обміну. Докажіть, що ці реакції є більш загальними та універсальними для реакцій у розчинах.
9. Дайте визначення ступеня дисоціації, запишіть її математичний вираз, перерахуйте фактори від яких залежить ступінь дисоціації слабого електроліту.
10. Поясніть, чому для характеристики дисоціації сильних електролітів користуються терміном «уявний ступінь дисоціації».
11. Напишіть рівняння ступінчастої дисоціації карбонатної кислоти та вираз для констант дисоціації. Наведіть числові значення  $K_1$  та  $K_2$  карбонатної кислоти.
12. Напишіть математичний вираз закону розведення Оствальда. Укажіть залежність ступеня дисоціації від концентрації розчинів слабких електролітів.
13. Напишіть рівняння реакцій у повному «молекулярному»<sup>2</sup> та йонному вигляді взаємодії розчинів: амоній гідроксиду з ацетатною кислотою; вуглекислого газу з кальцій гідроксидом; купрум(II) гідроксиду з натрій сульфідом.
14. Обчисліть рН шлункового соку людини, якщо вміст хлоридної кислоти в шлунковому соці складає 0,5%, а його густина дорівнює  $1 \text{ г/см}^3$ .
15. Обчисліть рН та рОН розчину барій гідроксиду з молярною концентрацією розчиненої речовини  $0,001 \text{ моль/дм}^3$ .

---

<sup>1</sup> для речовин молекулярної та іншої будови.

<sup>2</sup> Те ж саме.

Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна зробити наступні перетворення та представте їх у повному «молекулярному»<sup>1</sup> та йонному вигляді.

- а) купрум(II) нітрат → купрум(II) оксид → купрум(II) сульфат → купрум(II) гідроксид → купрум(II) сульфат → барій сульфат;
- б) цинк хлорид → цинк гідроксид → цинк сульфат → цинк гідроксид → цинк оксид → цинк нітрат;
- в) мідь → купрум(II) сульфат → купрум(II) хлорид → купрум(II) нітрат → купрум(II) оксид → мідь;
- г) залізо → ферум(III) хлорид → ферум(III) гідроксид → ферум(III) оксид → ферум(III) сульфат.

---

<sup>1</sup> для речовин молекулярної та іншої будови.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 14

### ТЕМА. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

### МЕТА. ДОСЛІДИТИ ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ У РОЗЧИНАХ

### ЗАВДАННЯ.

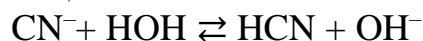
1. Дослідити гідроліз солей, утворених сильною основою і слабкою кислотою (гідроліз за аніоном).
2. Дослідити гідроліз солей, утворених слабкою основою і сильною кислотою (гідроліз за катіоном).
3. Дослідити гідроліз солей, утворених слабкою основою і слабкою кислотою (гідроліз і за катіоном і за аніоном).
4. Дослідити можливість гідролізу солей, утворених сильною основою і сильною кислотою.

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

*Гідроліз солі* – це хімічний процес взаємодії солі з водою, в результаті чого утворюється малодисоційована речовина (слабкий електроліт) і змінюється рН середовища.

В результаті гідролізу змінюється рН середовища, яке можна визначити за допомогою індикаторів.

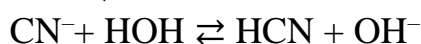
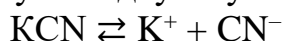
Наприклад, в результаті розчинення у воді калій ціаніду середовище стає лужним завдяки наступній реакції:



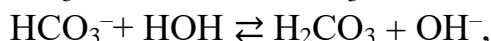
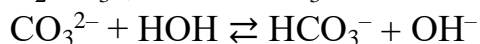
Розрізняють декілька випадків гідролізу солей, можливість і характер гідролізу яких можна визначити за силою і природою кислоти і основи, якими утворена сіль.

1. *Солі, які утворені катіонами від сильних основ (лугів) і аніонами від сильних кислот, не гідролізуються.* Їх розчини мають нейтральне середовище (рН  $\approx$  7), наприклад солі LiBr, KI, NaCl, RbNO<sub>3</sub>, Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> тощо.

2. *Солі, які утворені катіонами від сильних основ і аніонами від слабких кислот, гідролізуються за аніоном,* оскільки аніон утворює з йонами гідроксонію H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> малодисоційовану кислоту (слабкий електроліт). Середовище розчину в цьому випадку є лужним (рН > 7) :

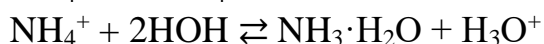


Солі, які утворені багатоосновними слабкими кислотами, гідролізуються ступінчасто, наприклад:

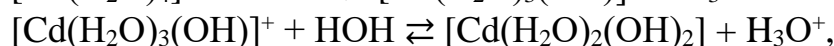
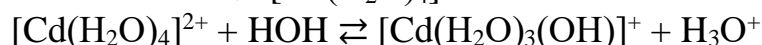
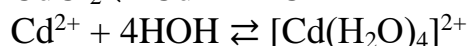


причому гідроліз відбувається в основному за першим ступенем.

3. *Солі, які утворені катіонами від слабких основ і аніонами від сильних кислот, гідролізуються за катіоном,* оскільки катіон утворює з гідроксид-йонами малодисоційовану основу (слабкий електроліт). Середовище розчину в цьому випадку є кислим (рН < 7).

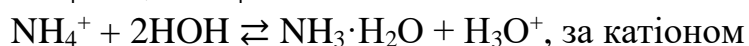
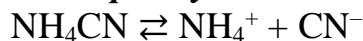


Солі, які утворені багатокислотними слабкими основами, гідролізуються ступінчасто, наприклад:

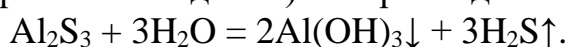


причому гідроліз відбувається в основному за першим ступенем.

4. Солі, які утворені катіонами від слабких основ і аніонами від слабких кислот, гідролізуються і за катіоном і за аніоном, наприклад:



В даному випадку рН середовища залежить від сили слабких кислот, що утворюються, і основ, тобто від констант дисоціації, які зазначені в додатку (зазвичай рН дорівнює 6-8). Гідроліз таких солей посилюється і відбувається безповоротно, якщо в ході процесу продукти виводяться із сфери реакції (утворюється осад і газ). Наприклад:



## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** пробірки, паперові смужки універсального індикатору, шпатель, скляна паличка, пробіркотримач, сірники.

**Реактиви:** розчини солей: KCl, Na<sub>2</sub>S, FeCl<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Кристалічний FeSO<sub>4</sub>, дистильована вода.

### ДОСЛІД 1 . Дослідження реакції середовища (рН) у розчинах солей.

а) Додайте в розчини солей CH<sub>3</sub>COONa, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaCl по одній краплі фенолфталеїну. Спостерігайте зміну забарвлення індикатора фенолфталеїну.

Поясніть, чому забарвлення з'являється тільки у двох пробірках, хоча всі солі представлені катіоном одного виду? У яких двох пробірках змінюється забарвлення індикатора?

б) Налийте в пробірки по 5-6 крапель розчинів солей Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (натрій фосфату), Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (натрій карбонату), Na<sub>2</sub>S (натрій сульфід), NaCl (натрій хлориду), CH<sub>3</sub>COONa (натрій ацетату), Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> (алюміній сульфату). Випробуйте їх дію на лакмус та на універсальний індикаторний папірець шляхом нанесення на нього скляною паличкою краплі дослідженого розчину. Напишіть рівняння реакцій гідролізу солей у повному «молекулярному»<sup>1</sup> та йонному вигляді. Результати випробування дії розчинів солей на індикатори подайте у вигляді таблиці 7:

<sup>1</sup> для речовин молекулярної та іншої будови.

## Активна реакція середовище розчинів різних солей

№ з/п	Формула солі	Колір лакмусу	pH	Середовище	Рівняння гідролізу в повному «молекулярному» <sup>1</sup> та йонному вигляді.
1.	NaCl				
2.	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>				
3.	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>				
4.	CH <sub>3</sub> COONa				
5.	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>				
6.	Na <sub>2</sub> S				

**ДОСЛІД 2. Дослідження впливу розведення розчину на гідроліз солі.**

Налийте у пробірку 5-6 крапель розчину стибій(III) хлориду і додавайте до нього краплями воду до утворення осаду основної солі. Розчин з добутим осадом збережіть для наступного дослідження. Напишіть рівняння реакції, вважаючи, що в результаті гідролізу утворюється основна сіль Sb(OH)<sub>2</sub>Cl, яка відщеплює молекулу води і перетворюється в SbOCl.

**ДОСЛІД 3. Дослідження зворотності процесу гідролізу.**

а) До розчину стибій(III) хлориду з осадом (одержано у попередньому досліді) прилийте краплями хлоридної кислоти до розчинення осаду, а далі знову долийте води. Напишіть рівняння процесів, які відбуваються і дайте їм пояснення.

б) Налийте в пробірку 5-6 крапель розчину ВіСl<sub>3</sub> і краплями додавайте воду, поки не випаде осад основної солі. У пробірку з осадом додайте краплями концентровану хлоридну кислоту до розчинення осаду, після чого додайте води до появи осаду. Дайте пояснення цим явищам. Напишіть рівняння реакцій у йонному вигляді.

**ДОСЛІД 4. Дослідження впливу температури на гідроліз солі.**

Налийте у дві пробірки по 5-6 крапель розчину CH<sub>3</sub>COONa (2 моль/дм<sup>3</sup>). Додайте в кожен пробірку одну краплю розчину фенолфталеїну. Одну пробірку залиште для порівняння, а другу нагрійте до кипіння і спостерігайте за зміною кольору розчину. Зверніть увагу на те, що при охолодженні розчину забарвлення зникає. Напишіть рівняння реакції гідролізу солі CH<sub>3</sub>COONa і дайте пояснення явищу, що спостерігається.

**ДОСЛІД 5. Дослідження повного гідролізу.**

Налийте у пробірку розчину алюміній сульфату Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> об'ємом 2-3 см<sup>3</sup> і додайте туди ж такий же об'єм розчину натрій карбонату Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Спостерігайте утворення білого аморфного осаду алюміній гідроксиду Al(OH)<sub>3</sub> і виділення бульбашок газу.

Для того щоб довести, що осад є алюміній гідроксидом Al(OH)<sub>3</sub>, пробірку нагрійте, осад відфільтруйте, промийте його на фільтрі гарячою дистильованою водою для видалення надлишку Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> і розділіть на дві частини.

<sup>1</sup> для речовин молекулярної та іншої будови.

До однієї частини додайте розчину NaOH, а до другої – HCl. В обох випадках осад розчиняється. Звернути увагу, що при розчиненні осаду в розчині хлоридної кислоти не відбувається виділення бульбашок газу. Про що це свідчить?

Складіть рівняння реакції між розчином натрій карбонату і розчином солі алюмінію та рівняння реакції гідролізу продукту реакції. Напишіть рівняння реакції взаємодії алюміній гідроксиду, що утворився при гідролізі, з натрій гідроксидом NaOH і хлоридною кислотою HCl. Зверніть увагу на ознаки, якими супроводжуються ці процеси. Напишіть рівняння реакцій у повному «молекулярному»\* та йонному вигляді. Зробіть висновок про повний гідроліз солей. Які солі підлягають повному гідролізу?

**ДОСЛІД 6. Дослідження зміщення рівноваги реакції гідролізу солі при розбавленні розчину.**

Налийте до пробірки води об'ємом 10 см<sup>3</sup> і додайте туди 1 краплю концентрованого розчину плюмбум(II) нітрату.

Спостерігайте утворення осаду. Дайте назву йону, який підлягає гідролізу. Поясніть, чому розведення розчину плюмбум(II) нітрату супроводжується появою осаду?

Складіть рівняння реакції гідролізу солі плюмбум(II) нітрату в молекулярному та йонному вигляді.

Зробіть висновок про вплив розведення на зміщення рівноваги реакції гідролізу згідно з принципом Ле Шательє.

### ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Наведіть приклади та запишіть рівняння гідролізу солей, розчин яких є нейтральним, кислим, лужним.
2. Наведіть приклади солей та запишіть рівняння їх гідролізу (в йонному вигляді):
  - а) тільки за катіоном;
  - б) тільки за аніоном;
  - в) за катіоном і за аніоном одночасно.
3. Наведіть приклади солей, гідроліз яких можливий:
  - а) за одним;
  - б) за двома;
  - в) за трьома ступенями.Напишіть рівняння їх гідролізу в йонному вигляді.
4. Напишіть в йонному вигляді рівняння гідролізу при одночасному розчиненні у воді:
  - а) хром(III) сульфату і натрій карбонату;
  - б) алюміній нітрату і калій сульфід.
5. Вкажіть, як впливає на гідроліз калій карбонату (гідроліз посилюється, послаблюється, впливу не спостерігається) додавання розчинів KOH, ZnCl<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>S, хлоридної кислоти і твердого NaCl.
6. Вкажіть, як впливає на гідроліз цинк хлориду додавання до нього розчинів NaOH, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, сульфатної кислоти.

7. Напишіть в йонному вигляді рівняння трьох ступенів гідролізу алюміній хлориду. Поясніть, як впливає підвищення температури на проходження гідролізу данної солі.
8. Дайте визначення процесу гідролізу солей та зазначте типи гідролізу солей?
9. Вкажіть, яка малодисоційована речовина утворюється при змішуванні розчинів натрій сульфіді та кадмій сульфату? Запишіть рівняння хімічної реакції.
10. Вкажіть серед наведених сполук солі, які гідролізуються:  
 $\text{ZnSO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{LiI}$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Cs}_2\text{SO}_4$ . Напишіть у повному «молекулярному»\* та йонному вигляді реакції їх гідролізу.
11. Напишіть йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу сполук та вкажіть реакцію середовища в кожному розчині:
 

а) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ;	в) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ;
б) $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ;	г) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ .
12. Напишіть реакції гідролізу сполук у повному «молекулярному»\* та йонному вигляді та вкажіть реакцію середовища в кожному розчині:  $\text{NaNH}_2$ ,  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$
13. Вкажіть, яка із солей гідролізується в більшій мірі:  $\text{FeCl}_2$  чи  $\text{FeCl}_3$ ;  $\text{NaCN}$  чи  $\text{NH}_4\text{CN}$ .
14. Перелічіть фактори, які підсилюють гідроліз солей.
15. Поясніть, як приготувати розчин солі  $\text{SnCl}_2$ , яка дуже легко гідролізується?



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 15

**ТЕМА.** ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ ТА ХІМІЧНА РІВНОВАГИ ДЛЯ ОБОРОТНИХ ПРОЦЕСІВ

**МЕТА.** ДОСЛІДЖЕННЯ ВПЛИВУ РІЗНИХ ФАКТОРІВ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

**ЗАВДАННЯ.**

1. Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічних реакцій.
2. Дослідити вплив температури на швидкість хімічних реакцій.
3. Дослідити вплив концентрації реагенту на хімічну рівновагу.

### КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Хімічна кінетика вивчає швидкість і механізм перебігу хімічних реакцій. Швидкість реакцій залежить від зміни концентрації реагуючих речовин в одиницю часу і залежить від природи реагуючих речовин, їх концентрації, температури, наявності катализаторів, величини поверхні розподілу фаз у гетерогенній системі, а також від тиску (для газів).

Для хімічної взаємодії речовин потрібно, щоб між їх структурними частинками відбувся контакт, тобто, щоб вони зіштовхнулися. Чим частіше вони будуть зіштовхуватись, тим більшою буде швидкість їх взаємодії. Число контактів між структурними частинками речовин за одиницю часу залежить також від швидкості їх руху, яка, у свою чергу, залежить від температури, а також від їх числа в одиниці об'єму (концентрації).

Слід знати, що не кожне зіткнення між структурними частинками реагентів, є позитивним, тобто завершується утворенням нових речовин. Встановлено, що для хімічної взаємодії структурні частинки реагентів мають бути активними. Активними вони є тоді, коли в момент зіткнення мають більший запас енергії за середню енергію всіх частинок у системі.

Мінімальний надлишковий запас енергії по відношенню до значення середньої енергії реагуючих структурних частинок, необхідний для того, щоб реакція стала можливою, має назву *енергії активації*. Чим більшою є концентрація реагуючих речовин, тим більшим є і число активних частинок в одиниці об'єму, а, значить, і швидкість хімічної реакції.

Швидкість реакції залежить від ряду різних чинників.

*Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин виражається законом дії мас: швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, які підведені у ступінь, що відповідає їх стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції.*

Наприклад, для реакції  $aA + bB \rightarrow cD + dF$  швидкість виражається рівнянням:

$$V = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B),$$

де  $c(A)$ ,  $c(B)$  – молярні концентрації реагуючих речовин А і В (моль/дм<sup>3</sup>);

$k$  – константа швидкості, яка залежить від природи речовини, температури, катализаторів і не залежить від концентрації реагуючих речовин.

Якщо в реакції, крім газу чи рідини, приймає участь тверда речовина, то вважається, що вона не впливає на швидкість реакції, так як концентрація її є постійною.

**Залежність швидкості реакції від температури.** При підвищенні температури на кожні 10<sup>0</sup>С швидкість реакції зростає у 2-4 рази. Число, яке показує, у скільки разів зростає швидкість хімічної реакції при підвищенні температури на 10<sup>0</sup>С має назву *температурного коефіцієнту* ( $\gamma$ ). Якщо відома швидкість реакції при температурі  $t_1$  і температурний коефіцієнт, то швидкість реакції при будь-якій температурі може бути приблизно обрахована за формулою Вант-Гоффа.

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{10 \frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Більш точно залежність швидкості реакції від температури визначається за рівнянням Арреніуса:

$$\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E}{R} \cdot c \cdot \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

**Хімічна рівновага.** Хімічні реакції можуть протікати оборотно і необоротно, але перших – більшість і вони протікають одночасно в прямому і зворотному напрямках з різною швидкістю. Через деякий проміжок часу від початку реакції швидкості прямої і зворотної реакцій стають однаковими і настає так звана *хімічна рівновага*.

До необоротних реакцій відносяться процеси, що супроводжуються випаданням осаду, виділенням газу, утворенням малодисоціюючих речовин, а також процеси, що супроводжуються дуже великим виділенням теплоти.

Для будь-якої реакції  $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ , у стані рівноваги виконується співвідношення:

$$K = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}$$

де  $c^a(A)$ ,  $c^b(B)$ ,  $c^c(C)$ ,  $c^d(D)$  – концентрації речовин у момент рівноваги,

$K$  – константа хімічної рівноваги, яка не залежить від концентрації речовин, а залежить від температури.

Зміщення рівноваги може відбуватися під дією температури, концентрації чи тиску і його напрямок буде визначатися **принципом Ле-Шательє**: якщо на систему, що знаходиться у стані рівноваги, подіяти ззовні яким-небудь фактором (зміна концентрації, температури або тиску), то у системі виникають процеси, що зменшують ефект цього впливу.

Так, при зниженні температури рівновага зміщується у бік реакції, що йде з виділенням тепла, при зниженні тиску рівновага зміщується в бік реакцій, що збільшують об'єм системи.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Обладнання та реактиви

**Обладнання:** штатив із пробірками, секундомір.

**Реактиви:** розчин з молярною концентрацією  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  0,25 моль/дм<sup>3</sup>, розчин з молярною концентрацією  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,25 моль/дм<sup>3</sup>, розчин з молярною концентрацією  $\text{FeCl}_3$  0,1 моль/дм<sup>3</sup>, розчин з молярною концентрацією  $\text{NH}_4\text{SCN}$  0,1 моль/дм<sup>3</sup>, насичений розчин  $\text{FeCl}_3$ , насичений розчин  $\text{NH}_4\text{SCN}$ .

**ДОСЛІД 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції.**

Налийте в три пробірки розчин  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і дистильовану воду об'ємами, зазначеними в таблиці 8. Налийте в першу пробірку 3 см<sup>3</sup> розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , перемішайте вміст пробірки і відзначте час помутніння в пробірці. Взаємодія натрій тіосульфату із сульфатною кислотою протікає за рівняннями:



Проробіть аналогічні досліди з іншими концентраціями розчинів натрій тіосульфату відповідно до таблиці 8. Дані запишіть у таблицю.

Таблиця 8

#### Впливу концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції

Об'єм реактиву, см <sup>3</sup>			Концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , $1/(1+2+3)$	Проміжок часу, $\tau$ , с	Відносна швидкість реакції, $1/\tau$ , с <sup>-1</sup>
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1)	$\text{H}_2\text{O}$ (2)	$\text{H}_2\text{SO}_4$ (3)			
9	0	3			
6	3	3			
3	6	3			

Розрахуйте відносні швидкості реакції взаємодії натрій тіосульфату різної концентрації з сульфатною кислотою.

За результатами розрахунків побудуйте графік залежності відносної швидкості реакції від концентрації реагенту натрій тіосульфату (рис. 27) та зробіть висновок на основі закону дії мас.

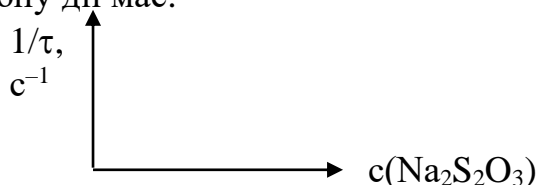


Рис. 27. Графік залежності відносної швидкості реакції від концентрації реагенту натрій тіосульфату.

#### ДОСЛІД 2. Дослідження впливу температури на швидкість реакції.

Налийте в три пробірки розчину сульфатної кислоти об'ємом 3 см<sup>3</sup>, а в три інші – розчину натрій тіосульфату теж об'ємом 3 см<sup>3</sup>. Пробірки з кислотою позначте олівцем по склу. Помістіть всі 6 пробірок у склянку з водою для вирівнювання температури в них.

Визначте температурний режим в посудині через 5 хвилин та злийте вміст першої пари пробірок (кислоту з тіосульфатом). Зазначте час помутніння розчину.

Склянку з іншими двома пробірками нагрійте до температури вище на 10 °С від початкової температури та злийте їх. Зазначте час помутніння розчину.

Теж саме зробіть з останньою парою пробірок, нагрівши їх вміст на 20°C від початкової температури. Результати занесіть у таблицю 9 та розрахуйте середнє значення температурного коефіцієнту  $\gamma$ .

Таблиця 9

**Впливу температури на швидкість реакції**

Температура $t$ , °C	Проміжок часу $\tau$ , с	Відносна швидкість реакції, $1/\tau$	Температурний коефіцієнт, $\gamma$ ; $\gamma^{t_2-t_1/10} = V_{t_2} / V_{t_1}$
$t_{\text{(кімнатна)}} =$			
$t_{\text{(кімнатна)}} + 10 =$			
$t_{\text{(кімнатна)}} + 20 =$			

**ДОСЛІД 3. Вплив концентрації реагенту на хімічну рівновагу.**

Досліджуємо реакцію:  $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{SCN} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$

Додайте до дистильованої води об'ємом 20 см<sup>3</sup> розчин FeCl<sub>3</sub> об'ємом 1,5 см<sup>3</sup> і розчин NH<sub>4</sub>SCN об'ємом 0,5 см<sup>3</sup>. Добутий розчин розлийте порівну у 4 пробірки. Потім у першу додайте – насичений розчин FeCl<sub>3</sub>, у другу – насичений розчин NH<sub>4</sub>SCN, у третю – кристалічний NH<sub>4</sub>Cl. Четверта пробірка – контроль.

Спостерігайте за зміною інтенсивності забарвлення розчинів (посилення чи ослаблення) та встановіть на основі спостережень напрямок зміщення хімічної рівноваги під впливом зміни концентрації реагуючих речовин. Заповніть таблицю 10 та поясніть зміну забарвлення розчинів.

Таблиця 10

**Впливу концентрації реагенту на хімічну рівновагу**

№ пробірки	Розчин, що доданий	Зміна інтенсивності забарвлення (посилення чи ослаблення)	Напрямок зсуву рівноваги (вліво, вправо)
1	FeCl <sub>3</sub> (насич.)		
2	NH <sub>4</sub> SCN(насич.)		
3	NH <sub>4</sub> Cl(крисст.)		

**ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ**

1. Вкажіть фактори, які впливають на швидкість реакції і константу швидкості реакції?
2. Запишіть математичний вираз закону дії мас та дайте йому формулювання.
3. Зазначте фізичний зміст константи швидкості реакції.
4. Запишіть математичний вираз залежності швидкості реакції від температури.
5. Вкажіть, на що вказує температурний коефіцієнт швидкості реакції?
6. Вкажіть, як визначається енергія активації?
7. Зазначте, які процеси називаються оборотними? Наведіть приклади.
8. Вкажіть критерій, за яким визначається можливість самочинного перебігу хімічних реакцій?
9. Вкажіть зміни, які будуть спостерігатися у рівноважному виході продуктів реакції при підвищенні або зниженні температури та тиску? Приведіть приклади.

10. Обчисліть значення константи швидкості реакції  $C + D = CD$ , якщо при концентраціях речовин  $C$  і  $D$ , що дорівнюють відповідно  $0,06$  і  $0,02$  моль/дм<sup>3</sup>, швидкість реакції становить  $5,5 \cdot 10^{-5}$  моль/(дм<sup>3</sup>·хв.) і  $0,13 \cdot 10^{-5}$  моль/(дм<sup>3</sup>·хв.).
11. Вкажіть, у скільки разів зміниться швидкість реакції  $2A + B = A_2B$ , якщо концентрацію речовини  $A$  збільшити в 3 рази, а концентрацію речовини  $B$  зменшити в 4 рази?
12. Обчисліть, як зміниться швидкість реакції  $2NO(г.) + O_2(г.) = 2NO_2(г.)$ , якщо:  
 а) збільшити тиск в реакції 2 рази; б) зменшити об'єм системи в 4 рази; в) збільшити концентрацію  $NO$  в 5 разів?
13. Вкажіть, як вплине: а) збільшення тиску, б) збільшення температури на стан хімічної рівноваги наступних реакцій
- 1)  $2H_2(г.) + O_2(г.) = 2H_2O(г.)$   $\Delta H^0 = -483,6$  кДж;  
 2)  $CaCO_3(кр.) = CaO(кр.) + CO_2(г.)$   $\Delta H^0 = 179$  кДж.
14. Запишіть вираз закону діючих мас для реакції:  $C_{(графіт)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$
15. Обчисліть середню швидкість реакції (за зміною концентрації  $O_2$ ) та рівноважні концентрації  $CO$  і  $O_2$  для реакції
- $$2CO_{(г)} + O_2 = 2CO_{2(г)},$$
- якщо вихідні концентрації карбон(II) оксиду та кисню такі:  
 $c(CO) = 4$  моль/дм<sup>3</sup>,  $c(O_2) = 2$  моль/дм<sup>3</sup>. Через півгодини утворилося  $0,8$  моль  $CO_2$ .

ТЕОРЕТИЧНІ ПИТАННЯ  
ДЛЯ САМОСТІЙНОГО ОПРАЦЮВАННЯ

---

---

**2.1. ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ**

Хімія – одна з фундаментальних природничих наук, предметом вивчення яких є матерія і рух. Основними видами матерії є речовина і поле.

Речовина – це певна сукупність матеріальних частинок одного виду. Такими частинками у кожному конкретному випадку можуть бути молекули, атоми, йони. Їх називають структурними частинками речовини. В залежності від того, з яких структурних частинок побудовані речовини, їх класифікують на речовини молекулярної та речовини атомної і йонної будови (немолекулярної будови).

До речовин молекулярної будови відносять ті, у вузлах кристалічних ґраток яких у твердому агрегатному стані знаходяться молекули (тобто структурними частинками для них є молекули). Речовини немоллекулярної будови побудовані з інших структурних частинок: атомів, йонів.

Поле – це вид матерії, яка не має власної маси спокою (електромагнітне, гравітаційне та ядерне). Між полем і речовиною є тісний взаємозв'язок. Встановлено, що за певних умов елементарні частинки, наприклад, електрон і позитрон, можуть переходити у кванти електромагнітного поля і навпаки. Згідно з теорією відносності, кількісне співвідношення між двома формами матерії виражає рівняння Ейнштейна:

$$\Delta E = \Delta m (X) \cdot c^2,$$

де  $c$  – швидкість світла.

$\Delta m (X)$  – зміна маси конкретної речовини.

Фізичний зміст цього рівняння полягає в тому, що кожній зміні маси речовини  $\Delta m$  відповідає певне значення зміни енергії  $\Delta E$ .

Властивістю матерії є рух, який за своїми формами може бути механічний, ядерний, електричний, біологічний, суспільний, хімічний. Кожна з цих форм руху може переходити в іншу.

Кожна окрема наука вивчає свою форму руху матерії. Предметом хімії є хімічна форма руху матерії. Характерною особливістю хімічної форми руху матерії є те, що під час хімічних процесів речовини, а відтак, структурні частинки, з яких вони побудовані, зазнають перегрупувань на рівні атомів. Атоми при цьому не руйнуються.

*Предмет, завдання хімії та її значення.*

У сучасній науці предмет хімії можна сформулювати так: хімія – це наука про склад, будову властивості хімічних елементів, утворених ними простих і складних сполук, а також теорії і закони, які дозволяють пояснювати хімічні явища, прогнозувати та керувати перетвореннями речовин.

**Основні поняття хімії.**

Основними поняттями хімії є «структурна частинка речовини (атом, молекула, йон)», «прості та складні речовини», «маса атома, йону та маса

молекули», «атомна одиниця маси», «відносна атомна та відносна формульна (молекулярна) маси», «кількість речовини, моль, молярна маса та молярний об'єм», «валентність елемента», «еквівалент та молярна маса еквівалента», «хімічна реакція» тощо.

За сучасними уявленнями *атом* – це хімічно неподільна електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра та від'ємно заряджених електронів, що перебувають в межах електронної оболонки.

Основними характеристиками атома є його маса, розмір, склад, заряд ядра та будова електронних оболонок. Маса атому лежить в межах від  $1,67 \cdot 10^{-27}$  кг (для Гідрогену) до  $4,32 \cdot 10^{-25}$  кг (для Курчатовію), а радіуси атомів становлять приблизно  $10^{-10}$  м. Такими величинами користуватися на практиці наприклад, для проведення кількісних розрахунків, не зовсім зручно. Тому реально для вираження маси атомів користуються спеціальною одиницею – атомною одиницею маси (а.о.м.).

За атомну одиницю маси на сьогодні приймають масу 1/12 частинки атому ізотопу Карбону з масовим числом 12 ( $^{12}\text{C}$ ), що дорівнює  $1,66 \cdot 10^{-24}$  г.

У періодичній таблиці хімічних елементів для кожного хімічного елемента представлена відносна атомна маса –  $A_r(X)$ , де  $X$  – конкретний хімічний елемент, наприклад,  $A_r(\text{C}) = 12$ . Це означає, що маса атома Карбону  $m_a(\text{C})$  у 12 разів перевищує величину а.о.м.

*Відносна атомна маса ( $A_r$ ) хімічного елемента* – це фізична величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома природнього ізотопного складу хімічного елемента до 1/12 маси атома ізотопу Карбону-12 ( $^{12}\text{C}$ ). Одна дванадцята маси атома ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ , як уже було зазначено вище, це сучасна позасистемна одиниця вимірювання відносних атомних, відносних молекулярних та відносних формульних мас, яку називають атомною одиницею маси (а.о.м.):

$$1 \text{ а.о.м.} = (19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}) : 12 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг або } 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г,}$$

де  $19,93 \cdot 10^{-27}$  кг – абсолютна маса атома Карбону ( $^{12}\text{C}$ ).

Тому для розрахунку відносних атомних мас хімічних елементів виходять із співвідношення:

$$A_{r(x.e.)} = m_{a(x.e.)} : 1 \text{ а.о.м.} = m_{a(x.e.)} (\text{кг}) : 1,66 \cdot 10^{-27} (\text{кг})$$

де  $m_{a(x.e.)}$  – маса атома (кг).

$A_{r(x.e.)}$  – відносна атомна маса хімічного елемента (безрозмірна величина, яка показує у скільки разів маса данного атому перевищує масу а.о.м.).

*Відносна молекулярна маса ( $M_r$ )* – це фізична величина, яка дорівнює відношенню середньої маси молекули природнього ізотопного складу речовини до 1/12 маси атома Карбону ( $^{12}\text{C}$ ). Це визначення справедливе тільки для речовин молекулярної будови. Для всіх інших речовин (атомної, йонної будови), у тому числі, і речовин молекулярної будови, доречно користуватися поняттям «*відносна формульна маса речовини*», що має таке саме позначення, що й для речовин, які побудовані з молекул.

У практичних розрахунках відносна формульна (молекулярна) маса визначається сумою відносних атомних мас елементів, що входять до складу (формульної одиниці) молекули з врахуванням індексів у хімічній формулі складу (формульній одиниці).

Ядро атомів складається з елементарних частинок – протонів і нейтронів, радіус яких лежить в інтервалі  $10^{-14}$ - $10^{-15}$ м, а електрони утворюють електронну оболонку, розмір якої відповідає розміру атома.

Кількісними характеристиками атома також є протонне число (заряд ядра), що чисельно визначається числом протонів. У природі багато атомів, які мають однакові протонні числа. За цією ознакою їх класифікують на групи, які називають хімічним елементом. Тому під поняттям «хімічний елемент» розуміють сукупність певного виду атомів з однаковим протонним числом, що мають приблизно однакові хімічні властивості. Кожний хімічний елемент має свою назву та хімічний символ, яким його позначають.

*Хімічний елемент* є складовою частинкою речовин і під час хімічних реакцій він зберігається, переходячи від одних речовин до інших. Формами існування хімічних елементів є «прості і складні речовини».

*Прості речовини* – це речовини, утворені з атомів хімічного елемента одного виду.

*Складні речовини* – це речовини, утворені з атомів хімічних елементів різного виду. Прості та складні речовини називають ще хімічними сполуками.

Так, хлор  $\text{Cl}_2$ , бром  $\text{Br}_2$ , сірка S, гелій He, залізо Fe – прості речовини. Вони утворені з атомів хімічних елементів одного виду, а саме: хлор – з атомів Хлору, бром – з атомів Броду, сірка – з атомів Сульфору, гелій – з атомів Гелію, залізо – з атомів Феруму. Як уже було зазначено, символи хімічних елементів і їх назви приведені в періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Такі відомі всім речовини, як вода  $\text{H}_2\text{O}$ , вуглекислий газ  $\text{CO}_2$ , глюкоза  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  – складні речовини, бо побудовані з атомів хімічних елементів різного виду, а саме: вода – з атомів Гідрогену і Оксигену, вуглекислий газ (карбон(IV) оксид) – з атомів Карбону і Оксигену, глюкоза – з атомів Карбону, Гідрогену, Оксигену.

Хімічних елементів на сьогоднішній час налічується 118, а простих речовин – біля 500, що може бути пояснено явищем алотропії.

*Алотропія* – це здатність атомів хімічного елемента до існування у вигляді декількох простих речовин, які відрізняються за властивостями. Явище алотропії пояснюється, по-перше, різним числом атомів у молекулі (наприклад, кисень  $\text{O}_2$  і озон  $\text{O}_3$ ), по-друге, утворенням різних структурних (кристалічних) форм (наприклад, алмаз, графіт і карбін тощо). Кисень і озон називають алотропними модифікаціями Оксигену, а алмаз, графіт, карбін – алотропними модифікаціями Карбону.

*Молекула* – це найменша частинка речовини молекулярної будови, що зберігає її хімічні властивості. Хімічні властивості молекули визначаються її складом і хімічною будовою. Кількісною характеристикою молекули є її хімічна формула, розміри, маса окремої молекули, відносна молекулярна та молярна маси.

Молекули під час фізичних явищ зберігаються незмінними, а під час хімічних – руйнуються, при цьому молекули розпадаються на атоми або групи атомів, з яких утворюються нові речовини. Для молекул характерний безперервний хаотичний рух.

*Кількість речовини (n)* – це фізична величина, яка вказує на число структурних одиниць (молекул, атомів, йонів, йонних асоціатів тощо) в даній речовині. Одиницею її вимірювання є моль.



*Моль* – це така кількість речовини у будь-якому агрегатному стані, що містить сталу Авогадро структурних одиниць (молекул, атомів, йонів, електронів тощо.)

*Стала Авогадро* ( $N_A$ ) – це число структурних одиниць речовини в одному молі даної речовини, яке дорівнює  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>.

*Молярна маса* ( $M(X)$ ) – це маса одного молю речовини. Математично її розраховують відношенням маси речовини до кількості речовини, яка їй відповідає:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)},$$

де  $m(X)$  – маса речовини,

$n(X)$  – кількість речовини, що їй відповідає.

Маса і кількість речовини – це поняття різні. Маса (як міра інертності) виражається в кілограмах (грамах), а кількість речовини (як міра речовини числом структурних одиниць, як певна порція речовини) – в молях. Між масою речовини ( $m(X)$ , г), її кількістю речовини ( $n(X)$ , моль) та молярною масою ( $M(X)$ , г/моль) існує просте співвідношення:  $m(X) = n(X) \cdot M(X)$ , за яким можна розраховувати масу речовини  $m(X)$ , кількість речовини  $n(X)$  та молярну масу  $M(X)$  речовини  $X$ .

### **Основні закони хімії.**

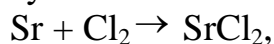
*Закон збереження маси.* Закон сформулював у 1748 році відомий російський вчений, фізико-хімік М. В. Ломоносов. Цей закон трактується так: «Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися в результаті реакції». М. В. Ломоносов вважав, що цей закон є частиною загального закону природи, що і було підтверджено у 1905 році А. Ейнштейном, фізиком-теоретиком, який сформулював більш загальний закон збереження маси та енергії. Математично зв'язок між зміною маси речовини  $\Delta m(X)$  та енергією ( $E$ ) виражається рівнянням:

$$\Delta E = \Delta m(X) \cdot c^2,$$

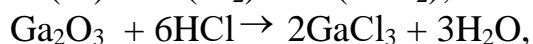
де  $c$  – швидкість світла у вакуумі, що складає  $3 \cdot 10^8$  м/с,

$\Delta m(X)$  – зміна маси конкретної речовини.

Застосування закону збереження маси реалізується при складанні рівнянь хімічних реакцій шляхом розрахунку стехіометричних коефіцієнтів до учасників процесу:



$$m(\text{Sr}) + m(\text{Cl}_2) = m(\text{SrCl}_2);$$



$$m(\text{Ga}_2\text{O}_3) + m(\text{HCl}) = m(\text{GaCl}_3) + m(\text{H}_2\text{O})$$

*Закон сталості складу (для речовин молекулярної будови).* Закон сформульований у 1808 році французьким хіміком Ж. Прустом: «Від одного полюсу Землі до іншого сполуки мають однаковий склад і однакові властивості»

Сучасне формулювання закону уточнено: «Склад сполук молекулярної будови є сталим незалежно від місця та способу їх добування, а склад сполук з немалекулярною структурою (атомною, іонною, металічною кристалічними ґратками) є зміним і залежить від умов їх добування».

Прикладом, який підтверджує першу частину закону, є наприклад, реакції добування водню різними реакціями (1-4):





М. С. Курнаков, який теж цікавився цією проблемою, встановив, що реально у природі існують, як речовини сталого складу, так і речовини змінного складу. За пропозицією вченого сполуки сталого складу називають *дальтонідами*, їх виражають хімічними формулами з цілочисельними значеннями індексів, як зазначено в реакціях (1-4).

Сполуки змінного складу прийнято називати *бертолідами* і в їх хімічних формулах індекси мають нецілочисельні значення:  $\text{UO}_{2,5-3,0}$ ;  $\text{VO}_{0,9-1,3}$ ;  $\text{TiO}_{1,9-2,0}$ . Кількісний склад цих речовин залежить, у першу чергу, від умов їх добуванн. Такими умовами можуть бути масові співвідношення між реагентами, а також дотримання певних температурних інтервалів, тощо.

*Закон кратних відношень.* Закон сформульовано у 1803 році англійським фізико-хіміком Дж. Дальтоном: «Якщо два елементи утворюють між собою кілька хімічних сполук, то масові кількості одного із елементів, що припадають у цих сполуках на одну і ту ж масову частку іншого елемента, відносяться між собою як прості цілі числа».

Закон справедливий для дальтонідів і його можна проілюструвати на прикладі оксидів Нітрогену, а саме, між масовими співвідношеннями Нітрогену і Оксигену у цих сполуках (табл. 11).

Таблиця 11

**Масові співвідношення елементів в оксидах Нітрогену**

Оксиди	Відношення молярних мас Оксигену до молярних мас Нітрогену в оксидах	Співвідношення між масовими частками Оксигену, що припадають в оксидах на Нітроген масою 1 г
$\text{N}_2\text{O}$	$(1 \cdot 16) : (2 \cdot 14) = 0,57$	1
$\text{NO}$ ( $\text{N}_2\text{O}_2$ )	$(2 \cdot 16) : (2 \cdot 14) = 1,14$	2 (індекс Оксигену в димері)
$\text{N}_2\text{O}_3$	$(3 \cdot 16) : (2 \cdot 14) = 1,71$	3
$\text{NO}_2$ ( $\text{N}_2\text{O}_4$ )	$(4 \cdot 16) : (2 \cdot 14) = 2,29$	4 (індекс Оксигену в димері)
$\text{N}_2\text{O}_5$	$(5 \cdot 16) : (2 \cdot 14) = 2,86$	5

Ці розрахунки підтверджують, що для кожного хімічного елемента є найменша його маса, яка здатна сполучатися з іншим елементом. Дана маса елемента відповідає структурній одиниці речовини, яку називають атомом.

*Закон еквівалентів.* Закон еквівалентів був також сформульований в 1803 році Дж. Дальтоном, який вважав, що елементи сполучаються один з одним, а індивідуальні речовини взаємодіють між собою у масових кількостях, прямо пропорційним їхнім еквівалентам.

Цей закон є логічним продовженням закономірностей, які враховує закон кратних відношень і атомно-молекулярного вчення, останнє з яких дало також чітке визначення валентності елемента, як здатності його атомів приєднувати певне

число атомів іншого елемента. За одиницю валентності на той час було прийнято валентність атома Гідрогену (одновалентний).

Еквівалент можна розраховувати не лише для окремих елементів, а й для хімічних сполук. В останньому випадку еквівалентом речовини буде така її кількість, яка рівноцінна одному протону, або йону Гідрогену в реакціях сполучення, заміщення, обміну, або одному електрону, який приєднується до окисника або віддається від відновника в окисно-відновних реакціях.

Беручи до уваги, що хімічний еквівалент – це частина структурної частинки речовини (молекули, йона), яка приходить у цій речовині на одиницю валентності, можна за аналогією з відносною формульною (відносною молекулярною) і молярною масами речовини розраховувати і відносну еквівалентну масу та молярну масу еквіваленту з тими ж одиницями вимірювання:

$$Mr(1/z(X)) = \frac{Mr(X)}{z};$$
$$M(1/z(X)) = \frac{M(X)}{z}, \quad [\text{г/моль}],$$

де  $z$  – еквівалентне число.

Для оксидів еквівалентне число дорівнює сумі валентностей Оксигену в даному оксиді. Наприклад, в манган(IV) оксиді ( $\text{MnO}_2$ ) сума валентностей усіх Оксигенів – 4, відповідно, валентність Мангану – 4 і еквівалентне число – 4. Тоді відносна еквівалентна маса і молярна маса еквіваленту будуть дорівнювати:

$$Mr(1/4(\text{MnO}_2)) = Mr(\text{MnO}_2) / 4 = 54,94 : 4 = 13,73;$$

$$M(1/4(\text{MnO}_2)) = M(\text{MnO}_2) / 4 = 54,94 \text{ г/моль} : 4 = 13,73 \text{ г/моль}.$$

Для кислот еквівалентне число дорівнює кількості атомів Гідрогену в складі кислоти або її основності. Наприклад, еквівалентне число для сульфатної кислоти ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) дорівнює 2 ( $z = 2$ ) і відповідно:

$$Mr(1/2(\text{H}_2\text{SO}_4)) = Mr(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2 = 98 : 2 = 49;$$

$$M(1/2(\text{H}_2\text{SO}_4)) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2 = 98 \text{ г/моль} : 2 = 49 \text{ г/моль}.$$

Для основ еквівалентне число дорівнює кількості гідроксогруп в складі основи або її кислотності. Наприклад, еквівалентне число для алюміній гідроксиду  $\text{Al}(\text{OH})_3$  дорівнює 3 ( $z = 3$ ) і відповідно:

$$Mr(1/3(\text{Al}(\text{OH})_3)) = Mr(\text{Al}(\text{OH})_3) / 3 = 78 : 3 = 26;$$

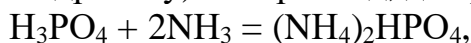
$$M(1/3(\text{Al}(\text{OH})_3)) = M(\text{Al}(\text{OH})_3) / 3 = 78 \text{ г/моль} : 3 = 26 \text{ г/моль}.$$

Для солей еквівалентне число дорівнює сумі всіх валентностей металевого елемента в складі солі. Наприклад, еквівалентне число для  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  дорівнює 6 ( $z = 6$ ), тоді:

$$Mr(1/6(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)) = Mr(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) / 6 = 310 : 6 = 51,67;$$

$$M(1/6(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)) = M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) / 6 = 310 \text{ г/моль} : 6 = 51,67 \text{ г/моль}.$$

На практиці в кислотно-основних реакціях еквівалентне число для кислот знаходять як частку молярної маси, що припадає на її основність в даній реакції (кількість заміщених атомів Гідрогену). Наприклад, для реакції

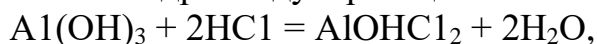


еквівалентне число ортофосфаної кислоти буде дорівнювати 2 ( $z = 2$ ), тоді:

$$Mr(1/2(\text{H}_3\text{PO}_4)) = Mr(\text{H}_3\text{PO}_4) / 2 = 98 : 2 = 49;$$

$$M(1/2(\text{H}_3\text{PO}_4)) = M(\text{H}_3\text{PO}_4) / 2 = 98 \text{ г/моль} : 2 = 49 \text{ г/моль}.$$

Аналогічно діють у випадку *кислотно-основних реакцій* для розрахунку еквівалентного числа *для основ*, де враховують число заміщених гідроксильних груп. Наприклад, для алюміній гідроксиду в реакції:



еквівалентне число буде дорівнювати 2 ( $z = 2$ ), відповідно:

$$M_r(1/2(\text{Al}(\text{OH})_3)) = M_r(\text{Al}(\text{OH})_3) / 2 = 78 : 2 = 38,99;$$

$$M(1/2(\text{Al}(\text{OH})_3)) = M(\text{Al}(\text{OH})_3) / 2 = 78 \text{ г/моль} : 2 = 38,99 \text{ г/моль}.$$

*Закони газового стану.*

В реакціях, де приймають участь газоподібні реагенти, розрахунки за звичай проводять не за масою речовин, а за їх об'ємом користуючись законами Гей-Люссака та Авогадро.

*Закон об'ємних відношень.* Закон сформульовано в 1808 році французьким фізико-хіміком Жозефом Луї Гей-Люссаком: «За однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться між собою і до об'ємів добутих газів як прості цілі числа».

Так, у реакції горіння пропану в кисні  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 = 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$  об'ємні співвідношення газів будуть наступними:

$$V(\text{C}_3\text{H}_8) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) : (V_{\text{H}_2\text{O}_{\text{газ}}}) = 1 : 5 : 3 : 4.$$

Італійський вчений Амадео Авогадро пояснив цей закон тим, що гази є речовинами молекулярної будови, а молекули простих газів побудовані з двох атомів, наприклад, водню  $\text{H}_2$  та кисню  $\text{O}_2$ .

*Закон Авогадро.* В 1811 році А. Авогадро після низки дослідів з газами сформулював закон наступним чином: «В однакових об'ємах різних газів, взятих за однакового тиску та однакової температури, міститься однакова кількість молекул».

Закон Авогадро застосовується лише для газів, тому що відповідно до атомно-молекулярного вчення:

1) об'єм, який займає певна кількість речовини, визначається числом структурних часточок (молекул, атомів тощо), їх розмірами та відстанню між ними;

2) за низьких тисків, відстані між молекулами газів в тисячі разів більші, ніж розміри самих молекул, тому вони не враховуються в кількісних розрахунках;

3) внаслідок цього об'єм газу можна визначати, виходячи з числа молекул і середніх відстаней між ними;

4) в різних газах за однакових умов – тиску і температури – відстані між молекулами однакові. Тому за таких умов однакові об'єми різних газів містять одне і те ж число молекул, і навпаки.

На основі закону Авогадро були визначені та сформульовані поняття про молярний об'єм газу, відносні густини газів та молярні маси, стали Авогадро та поняття універсальної газової сталої.

*Наслідки закону Авогадро:*

1. За нормальних умов 1 моль різних газів займає об'єм, що дорівнює  $22,413 \text{ дм}^3$ , який носить назву молярний об'єм газу.

*Молярний об'єм газу* ( $V_m$ ) – це об'єм газу кількістю речовини 1 моль (за н.у.) і розраховується, як відношенням об'єму речовини до кількості речовини:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}, \quad [\text{дм}^3/\text{моль}].$$

2. Відношення маси певного об'єму одного газу до маси такого самого об'єму іншого газу (взятих за однакових умов) або відношення молярних мас газоподібних речовин називається відносною густиною першого газу за іншим:

$$D\left(\frac{X}{Y}\right) = \frac{M(X)}{M(Y)}.$$

Наприклад,

$$D\left(\frac{H_2}{\text{пов.}}\right) = \frac{M(H_2)}{M(\text{пов.})}.$$

Враховуючи, що молярна маса водню складає 2 г/моль, а середня молярна маса повітря – 29 г/моль, та підставляючи ці значення у зазначену формулу, дізнаємось, що відносна густина водню за повітрям складає:

$$D\left(\frac{H_2}{\text{пов.}}\right) = \frac{M(H_2)}{M(\text{пов.})} = \frac{2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{29 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,07.$$

За цією формулою можна визначати молярні маси однієї з газоподібних речовин, якщо відома молярна маса іншої газоподібної речовини і відносна густина одного газу за іншим за однакових умов. Наприклад, для водню молярна маса газу розраховується:

$$M(H_2) = D\left(\frac{H_2}{\text{пов.}}\right) \cdot M(\text{пов.}) = 0,07 \cdot 29 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

### ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Дайте визначення поняттям «атом», «молекула». Напишіть формули молекул сірки, водню, заліза, гідроген хлориду.
2. Дайте визначення поняттю «хімічний елемент». Напишіть хімічний символ елемента з порядковими номерами 4, 11, 22, 24, 36, 48, 74 та назвіть їх.
3. Дайте визначення поняттю «атомна одиниця маси».
4. Дайте визначення поняттю «відносна атомна маса», «відносна молекулярна маса». Порахуйте відносну молекулярну масу для речовин: ферум(III) хлорид, натрій сульфат, магній бромід, сульфатна кислота, кадмій нітрат.
5. Дайте визначення поняттю «кількість речовини», «моль». Розрахуйте кількість речовини аргентум(I) хлориду; натрій йодиду, манган(IV) оксиду масами 29 г.
6. Дайте визначення поняттю «молярна маса», «молярний об'єм», «число Авогадро». Розрахуйте кількість речовини карбон(IV) оксиду числом структурних одиниць  $56,23 \cdot 10^{25}$  моль<sup>-1</sup>.
7. Сформулюйте «закон збереження маси», «закон сталості складу», «закон простих об'ємних співвідношень», «закон еквівалентів», «закон Авогадро».
8. Розрахуйте об'єм (см<sup>3</sup>) (н.у.), який займуть  $4,82 \cdot 10^{25}$  молекул броміду і стільки ж молекул сульфур(IV) оксиду?
9. Визначте масу магнію і кількість речовини хлоридної кислоти, які вступили в реакцію, в ході якої виділився водень об'ємом 8,12 дм<sup>3</sup>.

10. Розрахуйте число молекул, які містяться в 55 г гідроген сульфіді і в такій же масі хлору?
11. Обчисліть кількість речовини, яка міститься у фторі масою 12 г та який об'єм він займає?
12. Розрахуйте об'єми азоту і водню ( $\text{дм}^3$ ) (н.у.), які при взаємодії утворили амоніак масою 103 г? Обчисліть кількість речовини добутого газу.
13. Розрахуйте об'єм ( $\text{дм}^3$ ) (н.у.), який займають  $3,1 \cdot 10^{26}$  молекул гідроген броміду і стільки ж молекул гідроген телуриду?
14. Встановіть, чи однакові кількості речовини кисню масою 10 г і карбон(II) оксиду об'ємом 16,8  $\text{дм}^3$ ?
15. Визначте число атомів сіліцію в речовині масою 50 г та молекул азоту в речовині об'ємом 56  $\text{см}^3$ ?

## 2.2. БУДОВА АТОМУ, ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА

### Квантово-механічна модель будови атома

У 1927 році була експериментально підтверджена подвійна природа електрона. Цей факт спонукав вчених до створення теорії будови атома, що враховує дві властивості електрона – властивості частинки (він має певну масу спокою) і властивості хвилі (має довжину хвилі та частоту коливань). Тому про знаходження електрону в певній точці простору навколо ядра можна казати тільки з певною мірою вірогідності.

З цих позицій під *електронною орбіталлю* слід розуміти частину простору навколо ядра, у межах якого ймовірність перебування електрона є найбільшою.

Стан електрона в атомі описується за допомогою **чотирьох квантових чисел**: головного, орбітального, магнітного і спінового.

1. *Головне квантове число* ( $n$ ) характеризує величину енергії зв'язку електрона з ядром, тобто, розмір електронної хмари і може приймати тільки позитивні цілі значення чисел від 1 до безкінечності (1, 2, 3, 4... $n$ ).

Енергетичний рівень, на якому перебувають електрони в атомі, відповідає певному значенню головного квантового числа і чим воно більше, тим вища енергія електрону в атомі. Головне квантове число визначає також розміри електронного шару: чим більше значення головного квантового числа, тим більший за розмірами електронний шар.

Електронні шари позначають великими буквами латинського алфавіту K, L, M, N, O, причому, першим від ядра атому є K-шар і йому відповідає головне квантове число  $n = 1$ , другий від ядра – L-шар з головним квантовим числом  $n = 2$ , третій від ядра атому – M-шар з головним квантовим числом  $n = 3$  тощо.

Максимальне число електронів  $N_{\max}$  у даному електронному шарі, визначається за формулою:

$$N_{\max} = 2n^2,$$

де  $n$  – значення головного квантового числа.

Наприклад, якщо  $n = 1$ , то це означає, що в межах першого електронного шару у відповідності з формулою  $N_{\max} = 2n^2$  максимально може перебувати 2 електрона ( $N_{\max} = 2 \cdot 1^2$ ). Другий електронний шар ( $n = 2$ ) має вмещувати вже 8 електронів ( $N_{\max} = 2 \cdot 2^2$ ).

2. *Орбітальне квантове число* ( $l$ ) характеризує форму електронної орбіталі і може приймати будь-які цілочисельні значення від 0 до  $(n - 1)$ . Орбіталі з різними формами електронних хмар позначаються малими літерами латинського алфавіту:  $s$  ( $l = 0$ ),  $p$  ( $l = 1$ ),  $d$  ( $l = 2$ ),  $f$  ( $l = 3$ ).

Електронні орбіталі однакової форми формують *електронний підрівень* в атомі, наприклад  $s$ -підрівень,  $p$ -підрівень тощо. Орбітальне квантове число відображає енергію електрона на *підрівні*. Так, першому енергетичному рівню ( $n = 1$ ) відповідає один  $s$ -підрівень –  $1s$ ; другому рівню ( $n = 2$ ) відповідає два підрівні:  $2s$  і  $2p$ ; третьому рівню ( $n = 3$ ) – три підрівня:  $3s$ ,  $3p$  і  $3d$ ; четвертому – чотири підрівня:  $4s$ ,  $4p$ ,  $4d$  і  $4f$ .

3. *Магнітне квантове число* ( $m_l$ ) характеризує орієнтацію електронних орбіталей атому в просторі і для певного  $l$  приймає цілочисельні значення від  $-l$  до

$+l$ , в тому числі й нульове. Магнітне квантове число також визначає число орбіталей в електронному шарі атому, наприклад, s-підрівень ( $m_l = 0$ ) містить тільки одну електронну орбіталь, p-підрівень ( $m_l = -1, 0, +1$ ) – три електронні орбіталі; d-підрівень ( $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ ) – п'ять електронних орбіталей; f-підрівень ( $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ ) містить сім атомних орбіталей

4. Спінове квантове число ( $m_s$ ) або спін характеризує обертання електрона навколо власної осі і воно може мати тільки значення  $+1/2$  або  $-1/2$ .

Стан електрона в атомі, який характеризується чотирма квантовими числами називається «атомною електронною орбіталлю».

### **Основні принципи розподілу електронів в атомі**

1. *Принцип найменшої енергії*: електрон в атомі розташовується на тому вільному енергетичному підрівні, який має мінімальне значення енергії. Послідовність заповнення підрівнів відповідає наведена нижче:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d$

2. *Принцип Паулі*: в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел. Відповідно до зазначеного принципу, на атомній орбіталі може знаходитися лише два електрони з протилежними спінами ( $m_s = +1/2$  і  $m_s = -1/2$ ); максимальне число електронів на підрівні –  $s^2$ ,  $p^6$ ,  $d^{10}$ ,  $f^{14}$ , а максимальне число електронів на енергетичному рівні визначається за формулою  $N = 2n^2$ .

3. *Правило Гунда (Хунда)*: на енергетичних підрівнях електрони розміщуються таким чином, щоб сумарне квантове число було максимальним (спочатку атомні орбіталі на підрівні заповнюються по одному електрону, а потім кожна орбіталь доповнюється електроном до спарювання).

4. *Правила Клечковського*:

1-е правило: заповнення енергетичних підрівнів відбувається в порядку зростання суми головного й орбітального квантових чисел ( $n + l$ ). Так, сума ( $n + l$ ) для електронів 3p-орбіталі дорівнює 4 ( $3 + 1$ ), для електронів 3d-орбіталі – 5 ( $3 + 2$ ). Тому спочатку електронами заповнюється 3p-орбіталь, а потім 3d-орбіталь.

2-е правило: якщо для двох орбіталей суми ( $n + l$ ) мають однакові значення, то спочатку електронами заповнюється орбіталь з меншим значенням головного квантового числа. Наприклад, для електронів 4d- і 5p-орбіталей сума  $n + l$  однакова і дорівнює 6, але значення головного квантового числа для електронів 4d-орбіталі ( $n = 4$ ) менше, ніж для електронів 5p-орбіталі ( $n = 5$ ), тому у першу чергу заповнюються електронами 4d-орбіталі. І тільки після того, як заповнені орбіталі менших енергій, починається заповнення орбіталей більших енергій.

### **ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ**

1. Вказати електронну конфігурацію, існування якої неможливо та пояснити причину:  
а)  $2s^3$ ; б)  $2p^6$ ; в)  $3d^{11}$ ; г)  $6p^1$ ; д)  $5d^0$ ; е)  $6s^6$ ; ж)  $2f^3$ .
2. Вказати енергетичний підрівень, який заповнюється в атомах після зазначених підрівнів:  
 $2s$ ;  $5p$ ;  $3d$ ;  $5f$ ;  $5s$ ;  $6p$
3. Вкажіть кількість неспарених електронів у незбуджених атомів зазначених нижче:



- а) Хлору (№ 17); б) Талію (№ 81); в) Алюмінію (№ 13); г) Ауруму (№ 79)
4. Запишіть електронну формулу атому з порядковими номерами:  
а) 12; б) 38; в) 43; г) 51; д) 60; е) 78; ж) 48; з) 9.
5. Вкажіть елемент, у якого електронна конфігурація зовнішнього рівня відповідає наступним електронним формулам:  
а)  $5d^26s^2$ ; б)  $4s^24p^3$ ; в)  $3d^54s^1$ ; г)  $2s^22p^4$ ; д)  $4d^35s^1$ ; е)  $5s^25p^1$ .
6. Запишіть електронну формулу атома Кальцію та вкажіть родину елементів, до яких він належить?
7. Запишіть електронну формулу йонів:  
а)  $Zn^{2+}$ ; б)  $Sr^{2+}$ ; в)  $Se^{2-}$ ; г)  $Mn^{2+}$ ; д)  $Ge^{4+}$ .
8. Назвіть елементи, яким відповідають наступні електронні формули:  
 $1s^1$ ;  $1s^22s^1$ ;  $1s^22s^22p^4$ ;  $1s^22s^22p^6$ ;  $1s^22s^22p^63s^23p^63d^74s^2$ .
9. Запишіть електронну формулу атома і розподіл електронів по електронним коміркам на валентних орбіталях цього атома в незбудженому стані:  
Сульфур, Вольфрам, Індій, Іридій, Натрій.
10. Зобразіть схематично електронну будову атомів та з'ясуйте, в якого із елементів сильніше виражені неметалічні властивості:  
а) Br і K; б) S і Rb; в) Mg і O; г) Al і P; д) Li і F.
11. Вкажіть серед приведених нижче електронних формул неможливі і поясніть причину:  
а)  $1d^3$ , б)  $2f^6$ , в)  $3d^2$ , г)  $1s^2$ , д)  $5p^6$ , е)  $6d^2$ , ж)  $2p^{11}$ , з)  $4s^8$ , и)  $2s^3$ , і)  $2p^4$ .
12. Назвіть елементи, яким відповідають наступні електронні формули:  
 $s^1$ ;  $2s^22p^4$ ;  $1s^22s^22p^2$ ;  $1s^22s^22p^5$ ;  $1s^22s^22p^63s^24s^13d^5$ .
13. Напишіть електронну формулу атома Сульфуру і заповнення по електронним коміркам електронами валентних орбіталей цього атома в нормальному і збудженому стані.
14. Визначте протонне число, назву елемента та напишіть його повну електронну формулу, якщо структура валентного електронного шару атома елемента виражається формулою: а)  $3d^54s^2$ , б)  $4d^55s^2$ .
15. Розподіліть електрони на орбіталях, що відповідають нижчому енергетичному стану, для атомів елементів із протонними числами 22, 35, 38, 74 (користуйтеся правилом Гунда).

### 2.3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

*Хімічний зв'язок* – це зв'язок між атомами, який виникає за рахунок електростатичних сил притягання, що обумовлено електронною будовою атомів. Природа хімічного зв'язку – електрична. В результаті утворення хімічного зв'язку між двома атомами, енергія їх зменшується, що є більш вигідним енергетичним станом для системи.

Механізм утворення хімічного зв'язку може бути пояснений з позицій метода валентних зв'язків (ВЗ) і метода молекулярних орбіталей (МО).

З точки зору метода валентних зв'язків утворення хімічного зв'язку відбувається при спаруванні електронів і відповідно об'єднанні електронних хмар різних атомів.

Наприклад, хімічний зв'язок утворюється виникає, коли у кожного атома є:

1) неспарені електрони з різними спінами



2) у одного атома – вільна валентна орбіталь, а у другого – спарені електрони



3) позитивний заряд у однієї з структурних частинок речовини та негативний у іншої



Так, наприклад, при утворенні молекули водню  $H_2$  з двох атомів Гідрогену, на першому етапі при зближенні даних атомів, що мають по одному неспареному електрону на  $1s$ -орбіталі, відбувається притягування даних атомів з антипаралельними спінами і утворюється молекулярна двохелектронна хмарка, яка притягує ядра двох атомів і утворюється стійка двохатомна молекула водню. При цьому виділяється енергія, тобто система стає більш стійкою ( $\Delta H = - 436$  кДж/моль).

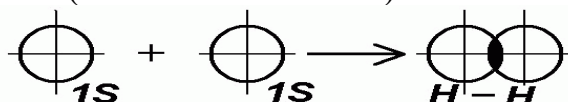
Типи хімічного зв'язку можуть бути наступні:

1. Ковалентний.
2. Іонний.
3. Металічний.
4. Водневий.

*Ковалентний зв'язок* – це зв'язок між атомами за допомогою двох електронів, або електронної пари.

Механізм утворення ковалентного зв'язку може бути пояснений утворенням спільної електронної пари з неспарених електронів від кожного атома (*обмінний механізм*), або за допомогою вільної електронної орбіталі одного атома і пари електронів від іншого (*донорно-акцепторний механізм*).

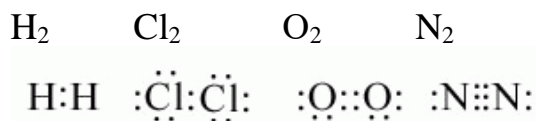
Наприклад, у молекулі водню неспарені  $1s$ -електронів кожного атома утворюють хімічний зв'язок (обмінний механізм).



Ковалентний зв'язок буде одинарним, якщо його утворює одна спільна електронна пара, якщо дві – подвійним, три – потрійним, тобто кратним.

Ковалентний зв'язок поділяють на *неполярний і полярний*.

Неполярний ковалентний зв'язок утворюється з неспарених електронів двох атомів неметалевих елементів з однаковою електронегативністю, тобто з атомів одного виду. Наприклад:



Полярний ковалентний зв'язок виникає в разі взаємодії електронів двох атомів неметалевих елементів з різною електронегативністю. В цьому випадку спільна електронна хмарка зміщується в бік атому з більшою відносною електронегативністю. Наприклад:



Ковалентний зв'язок характеризується полярністю, довжиною зв'язку, енергією зв'язку, насиченістю та напрямленістю.

Кількісною характеристикою полярності хімічного зв'язку слугує дипольний момент ( $\mu$ ), який визначається за формулою:

$$\mu = q \cdot l$$

де  $q$  – заряд диполя;

$l$  – відстань між центрами позитивного та негативного зарядів.

Одиницями виміру дипольного моменту є дебай (1 Д =  $3,33564095 \cdot 10^{-30}$  Кл·м.)

*Довжина зв'язку ( $d$ )* – це середня відстань між ядрами двох атомів в молекулі. Наприклад, довжина зв'язку в молекулі водню  $d = 74,14$  пм (пикометр, 1 пм =  $10^{-12}$  м).

*Енергія зв'язку ( $E_{зв.}$ )* – це енергія, яка необхідна для розриву ковалентного зв'язку в молекулі. Наприклад, енергія зв'язку в молекулі водню  $E_{зв.} = 453,6$  кДж/моль.

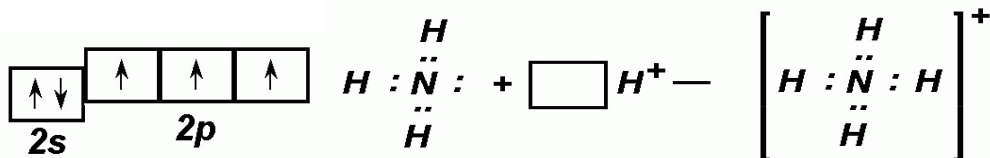
*Насичуваність* ковалентного зв'язку – це здатність атому утворювати обмежену кількість ковалентних зв'язків. Наприклад, атом Гідрогену здатен за рахунок одного неспареного електронів утворювати тільки один зв'язок, атом Нітрогену, який має чотири неспарених електронів – чотири зв'язки.

*Напрявленість* ковалентного зв'язку – це просторове розташування електронних орбіталей, що обумовлює геометрію молекули, її просторову структуру.

Механізм утворення ковалентного зв'язку за рахунок пари електронів одного атома і вільної орбіталі іншого атома називається *донорно-акцепторним*.

Донором електронної пари є атом, який надає неподілену електронну пару, а атом, що приймає її, і надає для цього вільну орбіталь, називається акцептором.

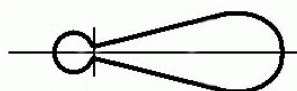
Наприклад, утворення йону амонію  $\text{NH}_4^+$ .



N – донор електронної пари,

H – акцептор електронної пари.

Електронні орбіталі, які беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, гібридизуються, тобто йде вирівнювання їхньої просторової форми та енергії, всі вони стають рівноцінними:



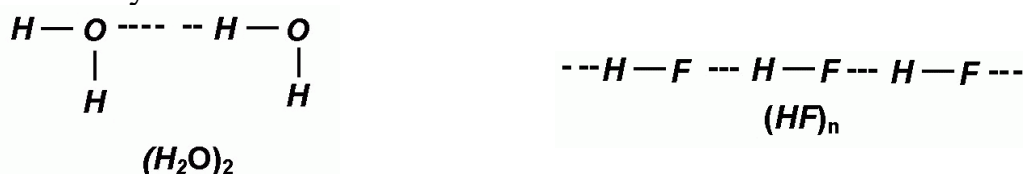
Тип гібридизації може бути різний в залежності від виду орбіталей, які прийняли участь в гібридизації. Наприклад,  $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$ -,  $sp^3d^2$ - гібридизації.

**Йонний зв'язок** – це тип хімічного зв'язку, в якому спільні електронні хмари спарених електронів у молекулі майже повністю зсунуті в бік атому з більшою електронегативністю. Такий зв'язок виникає між атомами металевих та неметалевих елементів, наприклад в галогенідах лужних та лужноземельних металів, KBr, LiCl. На відміну від ковалентного зв'язку, йонний не має напрямленості.

**Металічний зв'язок** – це тип хімічного зв'язку, який виникає в металах між узагальненими електронами (електронним газом) і атом-йонами кристалічної ґратки.

Металічний зв'язок подібний до ковалентного, тому що в цих типах зв'язків відбувається узагальнення валентних електронів. Але електрони, які утворюють металічний зв'язок, вільно переміщуються по всьому кристалу і належать всім його атомам, тому кристали з металічним зв'язком – пластичні, тобто вони змінюють форму при ударі, витягуються в дріт тощо, а кристали з ковалентним зв'язком – крихкі.

**Водневий зв'язок** – це зв'язок між молекулами, до складу яких обов'язково входить атом Гідрогену і атом сильно електронегативного елементу – Флуору, Оксигену, Нітрогену, рідше – Хлору і Сульфуру. В таких молекулах на одному кінці виникає позитивний заряд (Гідроген), а на другому, в результаті зміщення до нього електронної густини – негативний. Такі молекули починають взаємодіяти між собою протилежними зарядами і утворюються асоціати з молекул за рахунок водневого зв'язку:



Наявністю водневих зв'язків пояснюється більш висока температура кипіння води  $100^\circ\text{C}$  порівняно зі сполуками елементів VIA групи ( $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ ).

За допомогою метода *молекулярних орбіталей (МО)* можна пояснити існування молекулярних іонів  $H_2^+$ ,  $F_2^+$ , парамагнітні властивості кисню тощо.

Основні положення методу МО:

- усі електрони належать молекулі в цілому;
- кожному електрону в молекулі відповідає молекулярна орбіталь  $\sigma$ ,  $\pi$ ,  $\delta$ ,  $\phi$  ;

в) молекулярну орбіталь можна розглядати як лінійну комбінацію атомних орбіталей.

З точки зору метода МО, хімічний зв'язок – це зв'язок, який виникає в результаті розподілення електронів у молекулі по її молекулярним орбіталям, які заповнюються електронами в порядку зростання енергії відповідно до правил Хунда та принципу Паулі. Наприклад, за методом МО утворення молекули водню відповідає утворенню з двох атомних орбіталей двох молекулярних – зв'язуючої з меншою енергією, ніж енергія атомних орбіталей, і другої молекулярної орбіталі – розпушуючої з більшою енергією, ніж енергія атомних орбіталей (рис. 28).

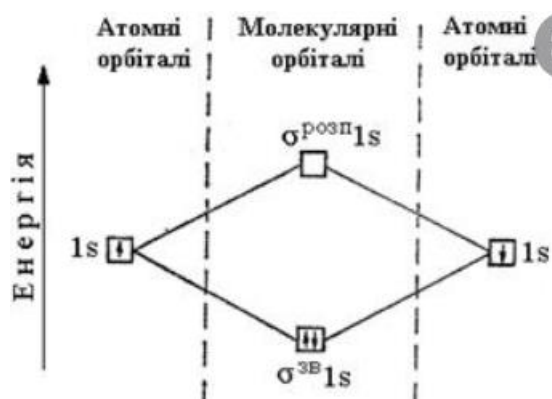


Рис.28. Схема утворення молекулярних орбіталей в молекулі водню.

Теорія методу МО пояснює утворення більшої кількості молекул і є більш точною в порівнянні з методом валентних зв'язків.

Взаємодія між молекулами може здійснюватись за допомогою донорно-акцепторного механізму, як між однаковими молекулами, так і між різними, в тому випадку, коли одна молекула надає вільну орбіталь для зв'язку, а інша – пару неподілених електронів.

Прикладом першого випадку є макромолекули полімерної сполуки алану – алюміній гідриду (AlH<sub>3</sub>)<sub>n</sub>.

В другому випадку, донорно-акцепторний механізм взаємодії між молекулами призводить до утворення комплексних сполук, сила і тип зв'язку в яких може бути різним: від міжмолекулярного (ван-дер-ваальсівських сил) до ковалентного.

Міжмолекулярна взаємодія проявляється як сили притягування між молекулами (ван-дер-ваальсівських сили). Від полярності взаємодіючих молекул залежить тип ван-дер-ваальсівських сили. Так, якщо взаємодіють полярні дипольні молекули, то такий тип взаємодії називається *орієнтаційна (диполь-дипольна) взаємодія* (наприклад, HBr, H<sub>2</sub>O).

Якщо взаємодія відбувається між полярною і неполярною молекулами, то в останній виникає миттєвий наведений дипольний момент за рахунок дії електричних полів у молекулах, після чого вони починають взаємодіяти за типом *індукційної міжмолекулярної взаємодії*, наприклад, взаємодія гідроген хлориду з хлором.

Третій тип міжмолекулярної взаємодії виникає між неполярними молекулами, коли в деякий момент часу виникають миттєві наведені диполі в кожній молекулі. Такий тип взаємодії між неполярними молекулами носить назву *дисперсійної міжмолекулярної взаємодії* (наприклад між неполярними молекулами CO<sub>2</sub>).

## ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Зазначте, який хімічний зв'язок називають йонним? Як він утворюється і які його властивості? Що називають ефективним зарядом атома в сполуці?
2. Вкажіть, який тип гібридизації існує в кристалах металів? Які кристалічні структури називають йонними, атомними, молекулярними і металічними?
3. Зазначте, який хімічний зв'язок називають водневим? Чому температура кипіння води вища, ніж його аналогів?
4. Вкажіть, які сили міжмолекулярної взаємодії називаються орієнтаційними, індукційними та дисперсійними?
5. Вкажіть, в чому полягає суть донорно-акцепторного механізму при утворенні ковалентного зв'язку? Чому дорівнює максимальна ковалентність азоту? Які зв'язки здійснюються в йоні  $\text{NH}_4^+$ ?
6. Обґрунтуйте за методом ВЗ просторову структуру молекули  $\text{BeCl}_2$ .
7. Вкажіть, які ковалентні зв'язки називають  $\sigma$ -,  $\pi$ -,  $\delta$ -зв'язками? Як метод ВЗ пояснює будову молекули азоту?
8. Вкажіть, як метод ВЗ пояснює тетраедричну будову молекули  $\text{CCl}_4$  і октаедричну будову молекули  $\text{SF}_6$ ?
9. Поясніть, чому існує молекулярний йон  $\text{He}_2^+$  і не існує молекули  $\text{He}_2$ .
10. Обґрунтуйте за методом ВЗ просторову структуру молекул  $\text{CH}_4$  та  $\text{BF}_3$ .
11. Визначте характер зв'язку в молекулах  $\text{NaF}$ ;  $\text{F}_2$ ;  $\text{BrCl}$ ;  $\text{CaH}_2$ ;  $\text{NCl}_3$ . Які основні властивості обумовлюють йонний та ковалентний зв'язки?
12. Визначте тип гібридизації атомних орбіталей атому Карбону в молекулах  $\text{CH}_4$  і  $\text{CCl}_4$ ? Зазначте просторову будову атомних орбіталей та значення їх валентних кутів.
13. Поясніть за допомогою методу ВЗ механізм утворення зв'язків в молекулі карбон (II) оксиді.
14. Визначте, виходячи із кратності зв'язків в молекулах, яка із молекул,  $\text{O}_2$  чи  $\text{N}_2$ , характеризується більш високою енергією дисоціації?
15. Поясніть причини, за якими хімічний зв'язок у молекулі  $\text{F}_2$  менш міцний, ніж у молекулі  $\text{Cl}_2$ .

## РОЗДІЛ 3

# ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ ТРЕНІНГУ, САМОКОНТРОЛЮ ТА КОНТРОЛЮ ЗАСВОЄННЯ ПРОГРАМНОГО МАТЕРІАЛУ РОЗДІЛУ «ОСНОВИ ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ»

### 3.1. ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

\*Тестові завдання з бази даних «Крок 1. Фармація» Національного фармацевтичного університету <https://niph.edu.ua/>

**1. Вкажіть молярну масу невідомого газу, якщо його відносна густина за воднем складає 20?**

- A) 40 г/моль  
B) 26 г/моль  
C) 28 г/моль  
D) 30 г/моль  
E) 56 г/моль

**2. Молярна маса кальцій гідроксиду дорівнює 74 г/моль. Вкажіть його молярну масу еквіваленту:**

- A) 37 г/моль  
B) 56 г/моль  
C) 32 г/моль  
D) 74 г/моль  
E) 149 г/моль

**3. Взаємодію між кислотою і основою, що приводить до утворення солі і води називають реакцією:**

- A) диспропорціювання;  
B) гідролізу;  
C) дисоціації;  
D) нейтралізації;  
E) розкладу.

**4. Серед приведених значень виберіть те, що відповідає числу Авогадро, а також визначення цієї величини:**

- A)  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>. Число структурних одиниць кількістю речовини 1 моль;  
B)  $6,02 \cdot 10^{22}$  моль<sup>-1</sup>. Число структурних одиниць, що відповідають речовині масою 1 г;  
C)  $6,02 \cdot 10^{20}$  моль<sup>-1</sup>. Число структурних одиниць, що містяться в речовині масою 1 мг;  
D)  $6,02 \cdot 10^{19}$  моль<sup>-1</sup>. Число структурних одиниць, що відповідають речовині масою 1 кг;  
E)  $6,02 \cdot 10^{21}$  моль<sup>-1</sup>. Число структурних одиниць аніонів речовини масою 1 г.

**5. Молярна маса еквіваленту окисника дорівнює:**

- A) молярній масі формульної одиниці окисника, поділеній на число приєднаних електронів у розрахунку на структурну частинку (формульну одиницю) речовини;

- В) молярній масі, поділеній на число відданих електронів у розрахунку на структурну частинку (формульну одиницю) речовини;
- С) молярній масі, поділеній на кислотність окисника;
- Д) молярній масі, поділеній на основність окисника;
- Е) молярній масі, поділеній на валентність окисника.

**6. Молярна маса еквіваленту відновника дорівнює:**

- А) молярній масі формульної одиниці відновника, поділеній на число відданих нею електронів;
- В) молярній масі формульної одиниці відновника, поділеній на число приєднаних нею електронів;
- С) молярній масі формульної одиниці відновника, поділеній на кислотність відновника;
- Д) молярній масі формульної одиниці відновника, поділеній на основність відновника;
- Е) молярній масі, поділеній на валентність відновника.

**7. Яка молярна маса невідомого газу, якщо його відносна густина за воднем дорівнює 15?**

- А) 49 г/моль;
- В) 7,5 г/моль;
- С) 15 г/моль;
- Д) 30 г/моль;
- Е) 60 г/моль.

**8. Молярна маса еквівалентну сульфатної кислоти ( $M(H_2SO_4)=98$  г/моль) у статисти дорівнює:**

- А) 49 г/моль;
- В) 98 г/моль;
- С) 32 г/моль;
- Д) 196 г/моль;
- Е) 25,5 г/моль.

**9. Молярна маса еквівалентну сульфатної кислоти ( $M(H_2SO_4)=98$  г/моль) в реакції  $NaOH + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O$  дорівнює:**

- А) 98 г/моль;
- В) 49 г/моль;
- С) 32 г/моль;
- Д) 196 г/моль;
- Е) 25,5 г/моль.

**10. Керуючись рядом напруг металів, можна стверджувати, що у водному розчині не буде відбуватися хімічна реакція:**

- А)  $Cu + 2HCl = CuCl_2 + H_2$ ;
- В)  $Sn + H_2SO_4 = SnSO_4 + H_2$ ;
- С)  $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$ ;
- Д)  $2Na + H_2O = 2NaOH + H_2$ ;
- Е)  $2Al + 6NaOH + 6H_2O = 2Na_3[Al(OH)_6] + 3H_2$ .

**11. Речовини з амфотерними властивостями взаємодіють:**

- А) тільки з кислотами;
- В) з кислотами і лугами;
- С) тільки з лугами;
- Д) тільки з кислотними оксидами;
- Е) тільки з основними оксидами.



**12. Який ступінь окиснення має Молибден у амоній гептамолібдаті  $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$ ?**

- A) +7;      B) +1;      C) +2;      D) +6;      E) +5.

**13. Який із перерахованих елементів може проявляти тільки позитивний ступінь окиснення?**

- A) Сульфур;      B) Фосфор;  
C) Купрум;      D) Нітроген;  
E) Арсен.

**14. До розчинів запропонованих солей додали кислоту. В якому випадку спостерігається виділення газу?**

- A)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ;      B)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;  
C)  $\text{CaSO}_4$ ;      D)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ;  
E)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

**15. Однакову валентність у водневій сполуці та у вищому оксиді виявляє елемент:**

- A) Бром;      B) Фосфор;  
C) Селен;      D) Карбон;  
E) Аргон.

**16. Вкажіть, в якій ступені окиснення хімічні елементи Манган і Хлор проявляють найбільшу подібність у сполуках:**

- A) +3;      B) +7;  
C) 0;      D) +4;  
E) +2.

**17. Який хімічний елемент утворює просту речовину рідкого агрегатного стану:**

- A) Бром;      B) Фосфор;  
C) Сульфур;      D) Гідроген;  
E) Нітроген.

**18. Вкажіть речовину, яка має однакові значення молярної та молярної маси еквіваленту:**

- A)  $\text{HCl}$ ;      B)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;  
C)  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ;      D)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  
E)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

**19. Як називають процес перетворення речовини із твердого агрегатного стану відразу в газуватий під час нагрівання?**

- A) дистиляцією;      B) сублімацією;  
C) перекристалізацією;      D) дезагрегацією;  
E) дегідратацією.

20. Молярна концентрація розчину алюміній сульфату ( $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ) складає 0,01 моль/дм<sup>3</sup>. Вкажіть молярну концентрацію еквіваленту цього розчину:

- A) 0,01;    B) 0,03;  
C) 0,02;    D) 0,06;  
E) 0,005.

21. За нормальних умов число 22,4 дм<sup>3</sup> відповідає:

- A) об'єму  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул газу;            B) об'єму пари води масою 9 г;  
C) об'єму  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул газу;            D) об'єму  $\text{CO}_2$  масою 44 г;  
E) об'єму  $\text{NH}_3$  масою 54 г.

22. До водного розчину цинк хлориду поступово доливають водний розчин натрій гідроксиду доти, доки натрій гідроксид не виявиться у надлишку. Які візуальні зміни при цьому відбуваються:

- A) змін не відбувається;                        B) утворюється осад;  
C) змінюється колір розчину;                D) виділяються пухирці газу;  
E) спочатку утворюється осад, який потім розчиняється.

23. Розрахуйте молярну масу газу (в г/моль), якщо його об'єму 200 см<sup>3</sup> за н.у. відповідає маса 0,286 г.

- A) 32;    B) 26;  
C) 28;    D) 44;  
E) 30.

24. Виберіть метал, у якого найяскравіше виражені металеві властивості:

- A) цезій;    B) літій;  
C) калій;    D) натрій;  
E) рубідій.

25. Серед наведених хімічних елементів найбільше значення електронегативності характерне наступному елементу:

- A) Сульфур;                                        B) Хлор;  
C) Нітроген;                                        D) Оксиген;  
E) Флуор.

### **3.2. БУДОВА АТОМУ, ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА**

**1. Одна з класифікацій хімічних елементів ґрунтується на будові їх електронних оболонок. Згідно неї всі елементи можна об'єднати у родини s-, p-, d- і f-елементів. Які з наведених груп елементів належать лише до родини?**

- A)** F, O, P;                    **B)** Cl, Ca, O;                    **C)** N, Al, Co;  
**D)** K, Ca, Ni;                    **E)** Fe, Cu, F.

**2. Амфотерні сполуки – це речовини, які реагують з:**

- A)** тільки з кислотами;  
**B)** тільки з лугами;  
**C)** кислотами та лугами;  
**D)г** тільки з кислотними оксидами;  
**E)** тільки з основними оксидами.

**3. Інертні хімічні елементи практично не утворюють хімічних сполук, тому що:**

- A)** заряд ядра цих елементів дорівнює числу електронів у атомі;  
**B)** вони знаходяться у восьмій групі періодичної таблиці

Д. І. Менделєєва;

- C)** з усіх елементів періоду вони мають найменший радіус;  
**D)** у періодичній таблиці вони розташовані після галогенів;  
**E)** вони мають повністю завершений зовнішній електронний шар.

**4. Порядковий номер хімічного елемента у періодичній системі характеризує:**

- A)** число нейтронів у ядрі атома;  
**B)** число нуклонів у ядрі атома;  
**C)** число протонів у ядрі атома;  
**D)** масу ядра атома;  
**E)** число нейтронів і протонів у ядрі атома.

**5. Посилення металевих властивостей зверху вниз у головних (A) групах періодичної системи зумовлено:**

- A)** збільшенням протонного числа;  
**B)** зростанням заряду ядра атомів;  
**C)** зростанням нуклонного числа;  
**D)** збільшенням радіусів атомів;  
**E)** зростанням відносної атомної маси елементів.

**6. У якій з наведених молекул ступінь окиснення дорівнює нулю, а валентність дорівнює одиниці?**

- A)** NH<sub>3</sub>;                                    **B)** HCl;  
**C)** H<sub>2</sub>;                                      **D)** N<sub>2</sub>;  
**E)** SO<sub>3</sub>.

7. Максимальний ступінь окиснення елемента, як правило, дорівнює:
- A) номеру періода;
  - B) протонному числу;
  - C) номеру групи в періодичній системі;
  - D) номеру ряду;
  - E) різниці між позитивним ступенем окиснення та числом 8.
8. Одна з класифікацій хімічних елементів ґрунтується на будові їх електронних оболонок. У відповідності до неї всі елементи можна поділити на s-, p-, d- і f-елементи. Які з наведених елементів належать лише до p-елементів?
- A) O, S, N;
  - B) Ag, Mg, O;
  - C) Al, Pt, N;
  - D) Na, Ca, Fe;
  - E) Fe, Cu, Cr.
9. Відомо, що періодичний закон дозволяє передбачати властивості хімічних елементів та їх сполук, що і було продемонстровано у свій час Д. І. Менделєєвим. Користуючись цим законом, знайдіть у ряді представлених елементів III періоду найбільш сильну кислоту:
- A)  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ;
  - B)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;
  - C)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
  - D)  $\text{HCl}$ ;
  - E)  $\text{HClO}_4$ .
10. Вкажіть фактор, який визначає періодичність зміни властивостей елементів:
- A) електронегативність;
  - B) ступінь окиснення;
  - C) валентність;
  - D) атомний радіус;
  - E) протонне число.
11. Одна з класифікацій хімічних елементів ґрунтується на будові їх електронних оболонок. Згідно неї всі елементи можна поділити на s-, p-, d- і f-елементи. Які з наведених елементів належать до s-елементів?
- A) Be, Mg, Al;
  - B) S, P, Cl;
  - C) K, Ca, Sr;
  - D) Mn, Br, Mo;
  - E) P, S, Cr.
12. Вкажіть максимально можливе число електронів на 4-ому енергетичному рівні:
- A) 18;
  - B) 16;
  - C) 8;
  - D) 32;
  - E) 40.
13. Який запис електронної конфігурації валентних електронів відповідає елементу 4-ого періоду 6 A групи:
- A)  $6s^25d^2$ ;
  - B)  $4s^13d^5$ ;
  - C)  $6s^26p^2$ ;
  - D)  $4s^24p^4$ ;
  - E)  $3s^23p^4$ .

14. Чим відрізняються великі періоди елементів від малих?

- A) Наявністю неметалевих елементів;
- B) Наявністю s – елементів;
- C) Наявністю інертних хімічних елементів;
- D) Наявністю металевих елементів;
- E) Наявністю d і f –елементів.

15. Вкажіть, у якому рядку розміщені тільки ізотопи:

- A)  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ ;
- B)  $^{11}\text{K}$ ,  $^{41}\text{Ca}$ ,  $^{41}\text{Sc}$ ;
- C)  $^{16}\text{O}$ ,  $^{32}\text{O}$ ,  $^{12}\text{O}$ ;
- D)  $^{40}\text{Ar}$ ,  $^{40}\text{K}$ ,  $^{40}\text{Ca}$ ;
- E)  $^{39}\text{K}$ ,  $^{40}\text{Ca}$ ,  $^{42}\text{Ca}$

16. Вкажіть елемент, що відповідає електронній формулі  $[\text{Ar}]4s^23d^8$ :

- A) Ni ;
- B) Cu;
- C) Ba;
- D) Pt;
- E) Mg.

17. Вкажіть елемент, що відповідає електронній формулі  $[\text{Ar}]4s^13d^{10}$  :

- A) Mn;
- B) Ni;
- C) Zn;
- D) Pt;
- E) Cu.

18. Вкажіть число протонів в йоні Фосфору  $\text{P}^{3-}$ :

- A) 18
- B) 16
- C) 17
- D) 15
- E) 31

19. Вкажіть число електронів у йоні Фосфору  $\text{P}^{3-}$ :

- A) 15;
- B) 16;
- C) 17;
- D) 18;
- E) 31.

20. Вкажіть формулу продукту реакції між простими речовинами, утвореними елементами, які мають наступну будову зовнішнього енергетичного рівня :  $3s^23p^1$  та  $3s^23p^5$

- A)  $\text{BaBr}_2$ ;
- B)  $\text{NaI}$ ;
- C)  $\text{AlCl}_3$ ;
- D)  $\text{LiCl}$ ;
- E)  $\text{BaO}$ .

21. На основі електронної структури атома  $^{35}\text{Cl}$  вкажіть сумарне число нейтронів у цьому атомі.

- A) 18;
- B) 54;
- C) 16;
- D) 17;
- E) 34.

22. Серед поданих схем розподілу електронів для окремих елементів з певними значеннями протонних чисел, вкажіть від'ємно заряджені йони:

- A)  $+10 \text{ ))) } 2 \ 8 \ 0$
- B)  $+13 \text{ ))) } 2 \ 8 \ 0$
- C)  $+13 \text{ ))) } 2 \ 8 \ 3$
- D)  $+14 \text{ ))) } 2 \ 8 \ 8$
- E)  $+15 \text{ ))) } 2 \ 8 \ 5$

**23. Вкажіть символ хімічного елементу, електронна будова якого відповідає електронній формулі  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ :**

- |        |         |
|--------|---------|
| A) Se; | B) Ga;  |
| C) Ge; | D) As ; |
| E) Zn. |         |

**24. Серед приведених вкажіть атомну орбіталь, якій відповідає найбільше значення енергії:**

- |        |        |
|--------|--------|
| A) 4s; | B) 5s; |
| C) 4p; | D) 3d; |
| E) 4f. |        |

**25. Вкажіть елемент, який може проявляти у складних сполуках лише позитивний ступінь окиснення ?**

- |             |              |
|-------------|--------------|
| A) Сульфур; | B) Бісмут;   |
| C) Купрум;  | D) Нітроген; |
| E) Арсен.   |              |

### 3.3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

1. Яка з наведених сполук утворена за рахунок неполярного ковалентного зв'язку?

- A)  $I_2$ ;
- B)  $SiO_2$ ;
- C)  $FeCl_3$ ;
- D)  $H_2S$ ;
- E) Na.

2. Який хімічний зв'язок реалізується в молекулі водню?

- A) координаційний;
- B) водневий;
- C) йонний;
- D) ковалентний полярний;
- E) ковалентний неполярний.

3. Водневі сполуки якого з наведених елементів можуть утворювати водневі зв'язки?

- A) P;
- B) C;
- C) Si;
- D) F;
- E) I.

4. Механізм утворення водневого зв'язку зводиться до:

- A) дисперсійної взаємодії;
- B) електростатичної взаємодії протилежно заряджених йонів;
- C) утворення «електронного газу»;
- D) донорно-акцепторної взаємодії між двома атомами з однаковою електронегативністю;
- E) донорно-акцепторної взаємодії між атомом Гідрогену, зв'язаного з більш електронегативним елементом та атомом іншого електронегативного елементу.

5. Яка властивість ковалентного зв'язку зумовлює просторову будову молекул?

- A) полярність;
- B) насичуваність;
- C) напрямленість;
- D) поляризованість;
- E) енергія.

6. Який тип хімічного зв'язку реалізується у кристалі та формульній одиниці натрій хлориду?

- A) ковалентний полярний;
- B) ковалентний неполярний;
- C) водневий;
- D) йонний;
- E) металічний.

7. Яка з наведених сполук утворена за рахунок неполярного ковалентного зв'язку?

- A)  $H_2S$ ;
- B)  $CO_2$ ;
- C)  $AlCl_3$ ;
- D)  $N_2$ ;
- E) NaCl.





**5. Вкажіть тип хімічного зв'язку в молекулі I<sub>2</sub>**

- A) ковалентний полярний;                      B) йонний;  
C) ковалентний неполярний;                  D) металічний;  
E) міжмолекулярна взаємодія.

**16. Між молекулами води існує наступний тип зв'язку:**

- A) водневий;                                      B) ковалентний;  
C) ковалентний і йонний;                      D) йонний;  
E) металічний.

**17. Яка з наведених сполук утворена лише за рахунок йонного типу зв'язку?**

- A) PH<sub>3</sub>;    B) NH<sub>4</sub>Cl ;  
C) HCl;    D) CH<sub>3</sub>COOH;  
E) K<sub>2</sub>S.

**18. Міжмолекулярний водневий зв'язок не впливає на таку фізичну властивість речовини, як:**

- A) розчинність у воді;                        B) температура кипіння;  
C) молярна маса;                                D) густина розчину;  
E) перетворення газу на рідину.

**19. Наявність йонного зв'язку в натрій хлориді (NaCl) зумовлює:**

- A) ковкість;                                      B) пластичність;  
C) теплопровідність;                          D) непрозорість;  
E) здатність розчину проводити електричний струм.

**20. Вкажіть сполуку, яка містить зв'язок –O–O–**

- A) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>;    B) H<sub>2</sub>O;  
C) N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>;    D) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>;  
E) SO<sub>2</sub>.

### 3.4. КЛАСИ ХІМІЧНИХ СПОЛУК

1. Серед наведених сполук вкажіть середню сіль:

- A)  $\text{CaOHCl}$ ; B)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ;  
C)  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ; D)  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ;  
E)  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ .

2. Який з наведених кислотних оксидів не реагує з водою?

- A)  $\text{SiO}_2$ ; B)  $\text{CO}_2$ ;  
C)  $\text{CaO}$ ; D)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ;  
E)  $\text{CrO}_3$ .

3. Серед наведених оксидів вкажіть несолетворний:

- A)  $\text{CO}_2$ ; B)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;  
C)  $\text{N}_2\text{O}_5$ ; D)  $\text{SO}_2$ ;  
E)  $\text{N}_2\text{O}$ .

4. Хімічні елементи утворюють прості та складні сполуки. Яка з наведених сполук Фосфору є простою?

- A)  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ; B)  $\text{PH}_3$ ;  
C)  $\text{P}_4\text{O}_6$ ; D)  $\text{P}_4$ ;  
E)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

5. До якого типу солей належить хлорне вапно  $\text{CaOCl}_2$ ?

- A) змішаних B) середніх  
C) кислих D) основних  
E) подвійних

6. Серед наведених оксидів вкажіть несолетворний оксид:

- A)  $\text{SO}_2$ ; B)  $\text{SiO}_2$ ; C)  $\text{CO}_2$ ; D)  $\text{P}_2\text{O}_3$ ;  
E)  $\text{CO}$ .

7. Серед перелічених сполук вкажіть сіль метакислоти:

- A)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ; B)  $\text{Na}_4\text{SiO}_4$ ;  
C)  $\text{Na}_3\text{AlO}_3$ ; D)  $\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ;  
E)  $\text{K}_4\text{PbO}_4$ .

8. Серед наведених оксидів вкажіть основний оксид:

- A)  $\text{MnO}_2$ ; B)  $\text{MnO}$ ;  
C)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ; D)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ;  
E)  $\text{CrO}_3$ .

9. Серед наведених оксидів вкажіть кислотний:

- A)  $\text{CO}$ ; B)  $\text{N}_2\text{O}$ ;  
C)  $\text{NO}$ ; D)  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;  
E)  $\text{CaO}$ .

**10. Серед наведених оксидів вкажіть амфотерний:**

- A)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ;
- B)  $\text{CrO}$ ;
- C)  $\text{CrO}_3$ ;
- D)  $\text{MnO}$ ;
- E)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

**11. Яка з наведених сполук не поглинається розчином лугу?**

- A)  $\text{Cl}_2$ ;
- B)  $\text{H}_2\text{S}$ ;
- C)  $\text{HCl}$ ;
- D)  $\text{NH}_3\text{Cl}_2$ ;
- E)  $\text{CO}_2$ .

**12. До якого типу солей відноситься алюмінійдигідроксо ацетат, розчин якого під назвою «рідина Бурова» застосовується в медицині як в'яжучий, протизапальний засіб:**

- A) основного характеру
- B) подвійних;
- C) змішаних
- D) кислих;
- E) середніх

**13. Який із перерахованих нижче гідроксидів має найбільш виражені основні властивості?**

- A)  $\text{KOH}$ ;
- B)  $\text{LiOH}$ ;
- C)  $\text{CsOH}$ ;
- D)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;
- E)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

**14. Для кількісного визначення деяких лікарських засобів використовують розчини сульфатної і перхлоратної кислот. Які з наведених оксидів є ангідридами цих кислот?**

- A)  $\text{SO}_3, \text{Cl}_2\text{O}_6$ ;
- B)  $\text{SO}_2, \text{Cl}_2\text{O}$ ;
- C)  $\text{SO}_3, \text{ClO}_2$ ;
- D)  $\text{SO}_2, \text{Cl}_2\text{O}_7$ ;
- E)  $\text{SO}_3, \text{Cl}_2\text{O}_7$ .

**15. Натрій гідрогенкарбонат відноситься до наступного типу солей:**

- A) кисла сіль;
- B) мішана сіль;
- C) середня сіль;
- D) основна сіль;
- E) оксосіль .

**16. Вкажіть до якого типу солей відноситься сіль цинк сульфат ( $\text{ZnSO}_4$ ), який використовують як краплі для очей:**

- A) основних;
- B) кислих;
- C) середніх;
- D) комплексних;
- E) змішаних.

**17. Назвіть тип солей, до яких відноситься така сіль –  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ :**

- A) кислі;
- B) змішані;
- C) комплексні;
- D) середні ;
- E) подвійні.

18. Вкажіть амфотерний оксид, який не розчиняється в розчинах кислот та лугів:

- A)  $\text{GeO}$ ; B)  $\text{ZnO}$ ;  
C)  $\text{Na}_2\text{O}$ ; D)  $\text{SnO}$ ;  
E)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

19. Який оксид з наведених нижче є амфотерним?

- A)  $\text{ZnO}$ ; B)  $\text{As}_2\text{O}_3$ ;  
C)  $\text{CO}_2$ ; D)  $\text{SiO}_2$ ;  
E)  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

20. Деякі метали можуть миттєво реагувати з водою. Який гідроксид утворюється при цьому?

- A)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ; B)  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ;  
C)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; D)  $\text{NaOH}$   
E)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

21. Вкажіть, який із оксидів виявляє амфотерні властивості:

- A)  $\text{MnO}$ ; B)  $\text{BaO}$ ;  
C)  $\text{FeO}$ ; D)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;  
E)  $\text{Na}_2\text{O}$ .

22. Вкажіть, до якого класу неорганічних сполук відноситься калій перманганат –  $\text{KMnO}_4$  :

- A) кислота; B) сіль;  
C) основа; D) оксид;  
E) гідроксид.

23. Який з наведених оксидів не реагує з водою?

- A)  $\text{CO}$ ; B)  $\text{BaO}$ ;  
C)  $\text{CO}_2$ ; D)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ;  
E)  $\text{CrO}_3$ .

24. Яку з наведених сполук можна використати як водовіднімаючий засіб?

- A)  $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$ ; B)  $\text{CO}_2$ ;  
C)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; D)  $\text{CuO}$ ;  
E)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

25. Натрій гідрогенарсенат  $\text{Na}_2\text{HAsO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  використовують у медичній практиці як загально укріплюючий та тонізуючий засіб. До якого типу солей він належить?

- A) кислі; B) середні;  
C) основні; D) подвійні;  
E) змішані.

### 3.5. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ І ТЕРМОДИНАМІКИ

1. Який закон лежить в основі визначення швидкості хімічної реакції?

- А) Генрі  
В) Вант-Гоффа  
С) діючих мас  
D) Рауля  
Е) періодичний закон Д.І. Менделєєва

2. Закон діючих мас описує залежність швидкості хімічних реакцій від:

- А) площі поверхні стикання реагуючих речовин  
В) концентрацій реагуючих речовин  
С) природи реагуючих речовин  
D) температури системи  
Е) наявності каталізаторів

3. Реакція між калієм і водою є:

- А) екзотермічною, заміщення  
В) ендотермічною, сполучення  
С) ендотермічною, обміну  
D) ендотермічною, заміщення  
Е) ендотермічною, зворотньою

4. Принцип Ле-Шательє дає можливість контролю протікання хімічної реакції як в лабораторії, так і в промисловості. Вкажіть, який з наведених процесів повинен проводитися при підвищеному тиску:

- А)  $C(г) + O_2(г) = CO_2(г)$   
В)  $Fe(г) + H_2O(пара) = FeO(г) + H_2(г)$   
С)  $N_2(г) + O_2(г) = 2NO(г)$   
D)  $3H_2(г) + N_2(г) = 2NH_3(г)$   
Е)  $H_2(г) + Cl_2(г) = 2HCl(г)$

5. При розчиненні солі в воді температура розчину зменшилась. Значить це процес:

- А) екзотермічний  
В) ендотермічний  
С) ізобаричний  
D) адіабатичний  
Е) ізохоричний

6. В яких одиницях вимірюється швидкість хімічної реакції для гомогенних процесів?

- А)  $Моль \cdot (дм^3)^{-1} \cdot с^{-1}$   
В)  $Моль \cdot (см^3)^{-1} \cdot с^{-1}$   
С)  $Моль \cdot м^3 \cdot с^{-1}$   
D)  $Моль \cdot (дм^3)^{-1} \cdot хв^{-1}$   
Е)  $Моль \cdot м^2 \cdot хв^{-1}$

7. Який із наведених записів, згідно закону діючих мас, виражає швидкість прямої реакції  $2SO_2(г) + O_2(г) = 2SO_3(г)$ :

- А)  $k \cdot c^2(SO_2) \cdot c(O_2)$   
В)  $k \cdot 2c(SO_2) \cdot c(O_2)$   
С)  $k \cdot c(SO_2) \cdot c(O_2)$   
D)  $2c(SO_2) + c(O_2)$   
Е)  $c^2(SO_2) \cdot c^2(O_2)$

8. Під нормальними умовами (н.у.) в хімії розуміють слідуючі числові значення тиску та температури:

- А)  $P=101,3$  атм;  $T=298K$   
В)  $P=101,3$  кПа;  $T=273K$   
С)  $P=760$  мм.рт.ст;  $T=1000^\circ C$   
D)  $P=1,013$  кПа;  $T=0^\circ C$   
Е)  $P=760$  мм.рт.ст;  $T=250^\circ C$

**9. Під стандартними в хімії розуміють слідуючі числові значення тиску та температури:**

A)  $P=101,3$  кПа;  $T=298\text{K}$

B)  $P=101,3$  атм;  $T=273\text{K}$

C)  $P=760$  мм.рт.ст;  $T=1000^\circ\text{C}$

D)  $P=1,013$  кПа;  $T=0^\circ\text{C}$

E)  $P=760$  мм.рт.ст;  $T=250^\circ\text{C}$

**10. Експериментально теплоти згоряння (а також ентальпії утворення) визначають приладом:**

A) Спектрофотометром

B) Калориметром

C) Апаратом Кіппа

D) Колориметром

E) Кондуктометром

**11. Каталізатори, які сповільнюють швидкість хімічної реакції, називають:**

A) Інкубатори

B) Ферменти

C) Інгібітори

D) Інтерферометри

E) Інградієнти

**12. Речовини білкової природи, які виробляються клітинами живих організмів і значно збільшують швидкість біохімічних реакцій, це –**

A) Ферити

B) Феромагнетики

C) Ферменти (ензими)

D) Фулерени

E) Ферати

**13. Зміщенню рівноваги в системі  $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ ;  $\Delta H < 0$  в сторону утворення продуктів реакції сприяє все, окрім:**

A) Підвищення концентрації  $\text{H}_2\text{S}$

B) Підвищення температури

C) Зниження концентрації  $\text{SO}_2$

D) Підвищення тиску

E) Зниження температури

**14. Швидкість яких реакцій підвищується із зростанням температури?**

A) екзотермічних

B) ендотермічних

C) будь-яких

D) обмінних

E) окисно-відновних

**15. Гомогенними називають реакції:**

A) які відбуваються з поглинанням тепла

B) які відбуваються в неоднорідному середовищі

C) які відбуваються з виділенням тепла

D) які відбуваються в однорідному середовищі

E) жодної правильної відповіді

**16. Як зміниться швидкість прямої хімічної реакції  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ , якщо об'єм газової суміші зменшити в 3 рази?**

A) збільшиться у 4 рази

B) збільшиться у 27 раз

C) збільшиться у 9 раз

D) збільшиться у 81 раз

E) зменшиться у 27 раз

**17. У скільки разів швидкість прямої реакції  $3\text{O}_2 = 2\text{O}_3$  більша від швидкості зворотної при збільшенні тиску в 3 рази?**

A) у 27 раз

B) у 3 рази

C) у 9 раз

D) у 81 раз

E) у 6 раз

18. Яке рівняння є математичним виразом закону діючих мас для реакції  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{NOCl}(\text{г})$ :

- A)  $k[\text{NO}] \cdot [\text{Cl}_2]$                       B)  $k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]$                       C)  $k[\text{NOCl}_2]$   
D)  $k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}]^2$                       E)  $k^2[\text{NO}] \cdot [\text{Cl}_2]$ .

19. Яке рівняння є математичним виразом закону діючих мас для реакції  $2\text{Al}(\text{т}) + 3\text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{AlCl}_3(\text{т})$ :

- A)  $k[\text{Al}]^2 \cdot [\text{Cl}]^3$     B)  $k[\text{Al}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^3$   
C)  $k[\text{Al}] \cdot [\text{Cl}_2]$     D)  $k[\text{Cl}_2]^3$

Е жодної правильної відповіді

20. Як зміниться швидкість хімічної реакції між карбон(II) оксидом та киснем, якщо концентрацію реагентів збільшити у 5 раз?

- A) збільшиться у 125 раз    B) збільшиться у 25 раз  
C) збільшиться у 5 раз    D) збільшиться у 35 раз  
E) не зміниться

21. Які з перерахованих умов приведуть до зміни константи швидкості реакції?

- A) зміна температури    B) зміна тиску  
C) зміна реакційного об'єму    D) введення в систему каталізаторів  
E) освітлення

22. Вкажіть речовину, для якої теплота утворення в стандартних умовах дорівнює нулю?

- A)  $\text{H}_2$                       B)  $\text{H}_2\text{O}$                       C)  $\text{CO}_2$                       D)  $\text{HF}$   
E) жодної правильної відповіді

23. Хімічні процеси супроводжуються тепловими ефектами, що підпорядковуються такому закону: «Тепловий ефект реакції залежить від природи вихідних речовин та продуктів реакції і не залежить від шляху, по якому протікає процес». Це:

- A) Закон Нернста    B) Закон Генрі    C) Закон діючих мас  
D) Закон Гесса    E) Закон Вант-Гоффа

24. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3. У скільки разів зміниться швидкість реакції внаслідок зміни температури на  $30^\circ\text{C}$ ?

- A) У 48 разів                      B) У 18 разів                      C) У 9 разів  
D) У 36 разів                      E) У 27 разів

25. Хімічна рівновага у системі  $\text{FeO}(\text{т.}) + \text{H}_2(\text{г.}) = \text{Fe}(\text{т.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г.})$ ;  $\Delta\text{H} > 0$  зміститься в бік утворення продуктів реакції за:

- A) підвищення температури    B) підвищення тиску  
C) використання каталізатора    D) зниження тиску  
E) підвищення концентрації  $\text{H}_2$

### 3.6. РОЗЧИНИ. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

1. Для приготування розчину масою 500 г з масовою часткою натрій гідроксиду 10% необхідно взяти натрій гідроксид масою:

- A) 10 г                      B) 0,5 г                      C) 5 г                      D) 50 г                      E) 25 г

2. У якому з наведених розчинів кислот з молярною концентрацією 0,1 моль/л найбільша концентрація йонів Гідрогену?

- A)  $\text{H}_2\text{SO}_3$                       B)  $\text{HCN}$                       C)  $\text{H}_2\text{CO}_3$                       D)  $\text{CH}_3\text{COOH}$                       E)  $\text{HCl}$

3. Кислотність середовища характеризується величиною водневого показника рН. Вкажіть величину рН розчину з  $\text{C}(\text{HCl})$  рівною 0,1 моль/л:

- A) 6                      B) 0                      C) 2                      D) 1                      E) 4

4. Вкажіть концентрацію йонів Гідрогену в чистій воді:

- A)  $10^{-3}$                       B)  $10^{-9}$                       C)  $10^{-14}$                       D)  $10^{-5}$                       E)  $10^{-7}$

5. Яку сіль треба розчинити у воді, щоб збільшити концентрацію йонів Гідрогену?

- A)  $\text{Na}_2\text{S}$                       B)  $\text{NaNO}_3$                       C)  $\text{KCl}$                       D)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$                       E)  $\text{ZnCl}_2$

6. Розчин з масовою часткою  $\text{NaCl}$  0,9% має назву фізіологічного розчину та використовується при значній втраті крові. Вкажіть реакцію середовища даного розчину:

- A) Лужна ( $\text{pH} > 7$ )                      B) Кисла ( $\text{pH} < 7$ )                      C) Нейтральна ( $\text{pH} = 7$ )  
D) Дуже кисла ( $\text{pH} = 1$ )                      E) Дуже лужна ( $\text{pH} = 12$ )

7. Водний розчин з масовою часткою натрій хлориду 0,9% називають фізіологічним, тому що він:

- A) містить іони, що входять до складу крові  
B) має осмотичний тиск, рівний осмотичному тиску крові  
C) добре розчинний у крові  
D) містить нетоксичні для організму речовини  
E) не впливає на кислотно-основний баланс крові

8. Щоб зменшити концентрацію у воді  $\text{OH}^-$ , треба додати:

- A) луг                      B) натрій сульфат                      C) кислоту                      D) аміак                      E) воду

9. Які йони в значній кількості можуть одночасно знаходитись у розчині?

- A)  $\text{Cu}^{2+}$  і  $\text{OH}^-$                       B)  $\text{Zn}^{2+}$  і  $\text{OH}^-$                       C)  $\text{Al}^{3+}$  і  $\text{OH}^-$                       D)  $\text{Na}^+$  і  $\text{OH}^-$   
E)  $\text{H}^+$  і  $\text{CO}_3^{2-}$

10. Кількість речовини, що міститься в 1  $\text{дм}^3$  розчину, визначає:

- A) Молярну частку                      B) Масову частку  
C) Молярну концентрацію                      D) Молярну концентрацію  
E) Молярну концентрацію еквіваленту





**20. При зберіганні відкритої колби з розчином солі на дні колби утворились кристали. Яким буде розчин над кристалами?**

- А) Ненасиченим.
- В) Насиченим.
- С) Пересиченим.
- Д) Розбавленим.
- Е) Концентрованим.

**21. Молярна концентрація показує кількість речовини розчиненої речовини у:**

- А) в 1 дм<sup>3</sup> розчину
- В) в 1000 г розчину
- С) в 1 кг розчинника
- Д) в 1 дм<sup>3</sup> розчинника
- Е) в 100 г розчинника

**22. Для приготування 1 дм<sup>3</sup> розчину NaCl з молярною концентрацією 1 моль/л необхідно взяти сіль масою:**

- А) 5,85 г
- В) 58,5 г
- С) 0,585 г
- Д) 1,170 г
- Е) 2,34 г

**23. До складу буферних систем крові не входить такий буферний розчин:**

- А) гідроген карбонатний
- В) білковий
- С) ацетатний
- Д) фосфатний
- Е) жодної правильної відповіді

**24. Розчинність газів у воді при підвищенні тиску, як правило:**

- А) Зменшується
- В) Не змінюється
- С) Збільшується
- Д) Спочатку збільшується, а потім зменшується
- Е) Спочатку зменшується, а потім збільшується

**25. Розчинність газів у воді при підвищенні температури, як правило:**

- А) Збільшується
- В) Не змінюється
- С) Зменшується
- Д) Спочатку збільшується, а потім зменшується
- Е) Спочатку зменшується, а потім збільшується

### 3.7. РОЗЧИНИ. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

1. Яка з наведених сполук не є електролітом?

- A) NaOH  
B)  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$   
C) HCN  
D)  $\text{H}_2\text{O}$   
E)  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$

2. Вкажіть одноосновну кислоту:

- A) HCl  
B)  $\text{H}_2[\text{PO}_3\text{H}]$   
C)  $\text{H}_3\text{PO}_4$   
D)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$   
E)  $\text{H}_2\text{SO}_4$

3. Вкажіть колір фенолфталеїну у розчині натрій сульфїду:

- A) Зелений  
B) Безбарвний  
C) Синій  
D) Жовтий  
E) Малиновий

4. Згідно теорії електролітичної дисоціації Арренїуса, кислоти - це сполуки, що:

- A) не реагують з металами в рядї напруг після Гїдрогену  
B) у розчинах дисоціюють з утворенням йонів гїдроксилу  
C) реагують з активними металами з виділенням водню  
D) при нагріванні розкладаються на кислотний оксид і воду  
E) у розчинах дисоціюють з утворенням йонів Гїдрогену і кислотного залишку

5. Які з нижче наведених електролітів відносяться тільки до слабких:

- A) HCl, AgCl  
B)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$   
C)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$   
D)  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$   
E) AgCl,  $\text{NH}_4\text{Cl}$

6. Які пари йонів не можуть одночасно перебувати у помітних кількостях у водному розчині:

- A)  $\text{H}^+$  та  $\text{CO}_3^{2-}$   
B)  $\text{Na}^+$  та  $\text{SO}_4^{2-}$   
C)  $\text{K}^+$  та  $\text{OH}^-$   
D)  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{HCO}_3^-$   
E)  $\text{Ag}^+$  та  $\text{NO}_3^-$

7. Вкажіть пару електролітів, реакція між якими у водному розчині неможлива:

- A) NaCl та AgNO<sub>3</sub>  
B) Na<sub>2</sub>S та HCl  
C) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> та H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
D) Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> та NaOH  
E) NaBr та KOH

8. Взаємодії яких речовин відповідає наведене йонне рівняння:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ :

- A)  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  та  $\text{H}_2\text{CO}_3$   
B) NaOH та H<sub>2</sub>S  
C)  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  та HCl  
D) KOH та HNO<sub>3</sub>  
E)  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  та  $\text{CH}_3\text{COOH}$

**9. Вкажіть, яку сіль з наведених нижче не можна добути у водному розчині:**

- A)  $\text{AlCl}_3$  B)  $\text{FeSO}_4$   
C)  $\text{Na}_2\text{S}$  D)  $\text{Al}_2\text{S}_3$   
E)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

**10. У розчині якої з наведених речовин з молярною концентрацією 0,1 моль/л є найбільша кількість йонів?**

- A)  $\text{KCl}$  B)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$   
C)  $\text{HCl}$  D)  $\text{MgCl}_2$   
E)  $\text{H}_2\text{SO}_4$

**11. Вкажіть, яку сіль не можна добути у водному розчині?**

- A)  $\text{FeCl}_3$  B)  $\text{K}_3\text{PO}_4$   
C)  $\text{NaNO}_3$  D)  $\text{Cr}_2\text{S}_3$   
E)  $\text{NH}_4\text{Cl}$

**12. Вкажіть, який із наведених водних розчинів, які мають однакові молярні концентрації, найгірше проводить електричний струм?**

- A) розчин калій сульфату B) розчин калій ціаніду  
C) розчин сульфатної кислоти D) розчин калій гідроксиду  
E) розчин ціанідної (синильної) кислоти

**13. Вкажіть колір лакмусу у розчині ферум(III) нітрату:**

- A) червоний B) фіолетовий  
C) синій D) малиновий  
E) індикатор не змінює забарвлення

**14. Вкажіть колір лакмусу у водному розчині натрій карбонату:**

- A) малиновий B) фіолетовий  
C) червоний D) помаранчевий  
E) синій

**15. Вкажіть колір індикатору метилоранжу в розчині натрій карбонату:**

- A) синій B) оранжевий  
C) рожевий D) безбарвний  
E) жовтий

**16. Вкажіть колір метилоранжу в розчині цинк сульфату:**

- A) рожевий B) оранжевий  
C) жовтий D) безбарвний  
E) синій

**17. Вкажіть пару сполук, які можуть бути одночасно в розчині:**

- A)  $\text{NaOH}$  та  $\text{P}_2\text{O}_5$  B)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  та  $\text{CO}_2$   
C)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  та  $\text{HCl}$  D)  $\text{CuSO}_4$  та  $\text{BaCl}_2$   
E)  $\text{AgNO}_3$  та  $\text{HCl}$

**18. Яка константа дисоціації багатоосновної кислоти завжди більша за величиною?**

- А) Четверта
- В) Друга
- С) Третя
- Д) Перша
- Е) Остання

**19. Яка з представлених кислот є слабким електролітом:**

- А)  $\text{HBr}$
- В)  $\text{HNO}_3$
- С)  $\text{HCl}$
- Д)  $\text{H}_3\text{BO}_3$
- Е)  $\text{H}_2\text{SO}_4$

**20. Яка речовина в йонному рівнянні наступної реакції записується у вигляді формульної одиниці:  $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{HNO}_3$**

- А)  $\text{HNO}_3$
- В)  $\text{AgNO}_3$
- С)  $\text{AgCl}$
- Д)  $\text{HCl}$
- Е) Жодна з учасників процесу

**21. Реакція між розчинами  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  доходить до кінця, тому що:**

- А) Це реакція іонного обміну.
- В) Утворюється розчинний натрій сульфат
- С) Утворюється нерозчина силікатна кислота
- Д) Сульфатна кислота – сильна кислота.
- Е) Це реакція розчинної солі з кислотою

**22. Між розчинами яких сполук можливий перебіг незворотньої реакції**

- А)  $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- В)  $\text{CaCl}_2 + \text{NaOH}$
- С)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$
- Д)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH}$
- Е)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaCl}$

**23. Яке максимальне значення ізотонічного коефіцієнту характерно для магній сульфату у водному розчині?**

- А) 3
- В) 4
- С) 5
- Д) 2
- Е) 1

**24. Йонний добуток води при температурі  $22^\circ\text{C}$  дорівнює:**

- А)  $10^{-1}$
- В)  $10^{-7}$
- С)  $10^{-10}$
- Д)  $10^{-15}$
- Е)  $10^{-14}$

**25. Вкажіть, яку сіль не можна добути у водному розчині:**

- А)  $\text{AlCl}_3$
- В)  $\text{FeSO}_4$
- С)  $\text{Na}_2\text{S}$
- Д)  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
- Е)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

### 3.8. РОЗЧИНИ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ.

1. Продуктом гідролізу якої з наведених солей є основна сіль?

- A)  $\text{CuSO}_4$
- B)  $\text{KCl}$
- C)  $\text{K}_2\text{CO}_3$
- D)  $\text{NaCl}$
- E)  $\text{KBr}$

2. Вкажіть сіль, яка не піддається гідролізу:

- A)  $\text{Cr}_2\text{S}_3$
- B)  $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$
- C)  $\text{KCrO}_2$
- D)  $\text{CrCl}_3$
- E)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

3. Вкажіть, яка з наведених солей не підлягає гідролізу?

- A)  $\text{CuSO}_4$
- B)  $\text{ZnCl}_2$
- C)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- D)  $\text{NaNO}_2$
- E)  $\text{NH}_4\text{Cl}$

4. Розчин якої солі внаслідок гідролізу буде мати кислу реакцію?

- A)  $\text{NaCl}$
- B)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- C)  $\text{NH}_4\text{Cl}$
- D)  $\text{C K}_2\text{CO}_3$
- E)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

5. Деякі медичні засоби одержують гідролізом відповідних середніх солей. Знайдіть серед перелічених солей ту, яка не буде піддаватися гідролізу.

- A)  $\text{NaHCO}_3$
- B)  $\text{K}_2\text{SO}_4$
- C)  $\text{AlCl}_3$
- D)  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$
- E)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$

6. Важливою властивістю солей є їх спроможність до гідролізу в водних розчинах. Гідроліз якої з приведених солей проходить необоротно?

- A)  $\text{NaNO}_2$
- B)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- C)  $\text{CuSO}_4$
- D)  $\text{Cr}_2\text{S}_3$
- E)  $\text{NH}_4\text{Cl}$

7. Розчинні у воді солі гідролізують. Яка з наведених солей піддається гідролізу?

- A)  $\text{CaI}_2$
- B)  $\text{NaNO}_3$
- C)  $\text{K}_2\text{SO}_4$
- D)  $\text{ZnCl}_2$
- E)  $\text{BaCl}_2$

8. Продуктом гідролізу якої з наведених солей є основна сіль?

- A)  $\text{KBr}$
- B)  $\text{NaCl}$
- C)  $\text{K}_2\text{CO}_3$
- D)  $\text{NH}_4\text{Cl}$
- E)  $\text{FeSO}_4$

9. Вкажіть, яка із наведених солей підлягає повному незворотньому гідролізу:

- A)  $\text{KNO}_3$
- B)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- C)  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
- D)  $\text{Cr}_2\text{S}_3$
- E)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$

10. Яка із наведених солей внаслідок гідролізу дає лужне середовище?

- A)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  B)  $\text{KCl}$   
C)  $\text{AlCl}_3$  D)  $\text{NaNO}_3$   
E)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

11. Вкажіть, яка із вказаних солей не піддається гідролізу:

- A)  $\text{KNO}_2$  B)  $\text{ZnCl}_2$   
C)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  D)  $\text{K}_2\text{HPO}_4$   
E)  $\text{AlCl}_3$

12. При розчиненні у воді якої із солей амонію середовище залишиться практично нейтральним?

- A)  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$  B)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$   
C)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  D)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$   
E)  $\text{NH}_4\text{Br}$

13. Якій солі відповідає вираз для константи гідролізу  $K_{\text{г}} = K_{\text{w}} / K_{\text{осн}}$ .

- A)  $\text{NaCl}$  B)  $\text{KCN}$   
C)  $\text{CH}_3\text{COONa}$  D)  $[\text{NH}_4]_2\text{S}$   
E)  $\text{CuSO}_4$

14. Якій солі відповідає вираз для константи гідролізу  $K_{\text{г}} = K_{\text{w}} / (K_{\text{кисл}} \cdot K_{\text{осн}})$

- A)  $[\text{NH}_4]_2\text{S}$  B)  $\text{NaCN}$   
C)  $\text{Fe}[\text{O}_3]_3$  D)  $\text{Li}_2\text{S}$   
E)  $\text{NH}_4\text{Cl}$

15. Серед перелічених солей вкажіть сіль, яка гідролізується:

- A)  $\text{NaF}$  B)  $\text{NaCl}$   
C)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  D)  $\text{LiBr}$   
E)  $\text{KCl}$

16. Яка із наведених солей внаслідок гідролізу дає кисле середовище?

- A)  $(\text{CH}_3\text{COO})\text{K}$  B)  $\text{KCl}$   
C)  $\text{AlCl}_3$  D)  $\text{NaNO}_3$   
E)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

17. Серед перелічених солей вкажіть сіль, яка не гідролізується:

- A)  $\text{KF}$  B)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$   
C)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  D)  $(\text{CH}_3\text{COO})\text{Li}$   
E)  $\text{K}_2\text{S}$

18. З перелічених нітратів гідролізу піддається:

- A)  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$  B)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$   
C)  $\text{NaNO}_3$  D)  $\text{KNO}_3$   
E)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

19. Деякі антибіотики можуть руйнуватись у кислому середовищі. Яка з наведених солей несумісна з такими антибіотиками у водному розчині?

- A)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  B)  $\text{CaCl}_2$   
C)  $\text{KI}$  D)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$   
E)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

20. Гідроліз якої з представлених солей проходить до кінця?

- A)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  B)  $\text{CuSO}_4$   
C)  $\text{Al}_2\text{S}_3$  D)  $\text{K}_2\text{S}$   
E)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

21. Якій солі відповідає наступний вираз для розрахунку константи гідролізу  $K_{\Gamma} = K_w / (K_a * K_b)$ ?

- A)  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  B)  $\text{FeCl}_3$   
C)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  D)  $\text{CH}_3\text{COONa}$   
E)  $\text{Li}_3\text{PO}_4$

22. Якій солі відповідає наступний вираз для розрахунку константи гідролізу  $K_{\Gamma} = K_w / K_b$ ?

- A)  $\text{K}_3\text{PO}_4$  B)  $\text{LiNO}_3$   
C)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  D)  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
E)  $\text{K}_2\text{SO}_4$

23. Якій солі відповідає вираз для константи гідролізу  $K_{\Gamma} = K_w / K_a$ ?

- A)  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  B)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$   
C)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  D)  $\text{NaCN}$   
E)  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

24. Серед наведених сполук вкажіть сіль, водний розчин якої має кисле середовище:

- A)  $\text{ZnSO}_4$  B)  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$   
C)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  D)  $\text{NaCl}$   
E)  $\text{K}_2\text{SO}_3$

25. Яке з наведених рівнянь є рівнянням гідролізу:

- A)  $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$   
B)  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$   
C)  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{OH}^- = \text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$   
D)  $4\text{SO}_2 + 8\text{OH}^- = \text{S}^{2-} + 3\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$   
E)  $\text{HSO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{SO}_3 \leftrightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



### 3.9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

1. Яка з наведених сполук в окисно-відновних процесах виявляє тільки окисні властивості?

- A) KI  
B) K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>  
C) HBr  
D) FeSO<sub>4</sub>  
E) K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

2. Яка з наведених речовин в окисно-відновних реакціях може проявляти роль і окисника, і відновника?

- A) CrO<sub>3</sub>  
B) SO<sub>3</sub>  
C) PbO<sub>2</sub>  
D) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>  
E) Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

3. Вкажіть, яка з наведених речовин в окисно-відновних реакціях може бути тільки відновником:

- A) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>  
B) Na<sub>2</sub>S  
C) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
D) Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>7</sub>  
E) Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

4. Який процес із запропонованих нижче проходить у наведеній схемі:  $Mn^0 \rightarrow Mn^{2+}$ ?

- A) окиснення  
B) відновлення  
C) окиснення-відновлення  
D) нейтралізації  
E) зниження ступеня окиснення

5. Окисно-відновні реакції широко використовуються в фармацевтичному аналізі. Яка з перелічених реакцій є окисно-відновною?

- A)  $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$   
B)  $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$   
C)  $NH_4OH + HCl = NH_4Cl + H_2O$   
D)  $H_2CO_3 = CO_2 + H_2O$   
E)  $KBr + AgNO_3 = AgBr + KNO_3$

6. Серед наведених нижче кислот виберіть ту, яка проявляє тільки окисні властивості:

- A) H<sub>2</sub>S  
B) HCl  
C) H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>  
D) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  
E) HNO<sub>3</sub>

7. Яка з наведених сполук виявляє окисно - відновну двоїстість?

- A) K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>  
B) KMnO<sub>4</sub>  
C) H<sub>2</sub>S  
D) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>  
E) NH<sub>3</sub>

**8. Яка речовина серед наведених нижче може бути в окисно-відновних реакціях як окисником, так і відновником?**

- A)  $\text{CO}_2$                       B)  $\text{SO}_3$                       C)  $\text{SO}_2$                       D)  $\text{PbO}_2$   
E)  $\text{CrO}_3$

**9. Окисно-відновні реакції широко використовуються в фармацевтичному аналізі для встановлення тотожності лікарських засобів. Яка з перелічених нижче реакцій є окисно-відновною?**

- A)  $\text{KBr} + \text{AgNO}_3 = \text{AgBr} + \text{KNO}_3$                       B)  $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$   
C)  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$                       D)  $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
E)  $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{Cu}$

**10. Одним з видів окисно-відновних процесів є реакції диспропорціювання. Яка з наведених реакцій є реакцією диспропорціювання?**

- A)  $\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO}_2 + \text{HClO}_3$                       B)  $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}$   
C)  $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_4$                       D)  $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HIO}_3$   
E)  $\text{Br}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HBrO}$

**11. Вкажіть редокс-пару, для якої  $\text{I}_2/2\text{I}^-$  є відновником;  $E_0 [\text{I}_2/2\text{I}^-] = 0,54\text{В}$ .**

- A)  $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$ ;  $E_0 = 0,15\text{В}$                       B)  $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}^0$ ;  $E_0 = 0,45\text{В}$   
C)  $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^-$ ;  $E_0 = 1,36\text{В}$                       D)  $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ ;  $E_0 = 0,09\text{В}$   
E)  $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$ ;  $E_0 = 0,0\text{В}$

**12. Серед наведених перетворень вказати реакцію диспропорціювання:**

- A)  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
B)  $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$   
C)  $\text{HCl} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
D)  $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$   
E)  $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au} + \text{O}_2$

**13. Виберіть із наведених тверджень те, яке відповідає перетворенню за схемою  $[\text{Cr(OH)}_6]^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$**

- A) відновлення в кислому середовищі  
B) окиснення в кислому середовищі  
C) окиснення в лужному середовищі  
D) відновлення в нейтральному середовищі  
E) відновлення в лужному середовищі

**14. Виберіть із наведених тверджень те, яке відповідає перетворенню за схемою  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$**

- A) відновлення в лужному середовищі  
B) окиснення в кислому середовищі  
C) відновлення в кислому середовищі  
D) окиснення в лужному середовищі  
E) відновлення в нейтральному середовищі

**15. На підставі значень окисно-відновних потенціалів деяких реакцій Мангану, вкажіть ту, де Манган є найсильнішим окисником**

- A)  $\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$  (лужне середовище);  $E_0 = 0,54\text{В}$
- B)  $\text{MnO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Mn}(\text{OH})_4 + 4\text{OH}^-$ ;  $E_0 = 0,57\text{В}$
- C)  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ ;  $E_0 = 1,51\text{В}$
- D)  $\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Mn}(\text{OH})_4 + 4\text{OH}^-$ ;  $E_0 = 0,71\text{В}$
- E)  $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $E_0 = 1,28\text{В}$

**16. Використовуючи значення стандартних окисно-відновних потенціалів напівреакцій, визначте ту напівреакцію, де сполука Хлора є найбільш сильним окисником**

- A)  $\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ ;  $E_0 = 1,49\text{В}$
- B)  $\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Cl}^-$ ;  $E_0 = 1,36\text{В}$
- C)  $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$ ;  $E_0 = 0,94\text{В}$
- D)  $\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ ;  $E_0 = 1,45\text{В}$
- E)  $\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$ ;  $E_0 = 1,38\text{В}$

**17. В якому випадку відбувається процес окиснення?**

- A)  $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^-$
- B)  $2\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
- C)  $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{ClO}^-$
- D)  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
- E)  $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}_2$

**18. Вкажіть групу речовин, які в ОВР виконують двояку функцію – і окисника, і відновника?**

- A)  $\text{KJ}$ ,  $\text{KJO}$ ,  $\text{KJO}_3$
- B)  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{PbO}_2$
- C)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{KJ}$
- D)  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$
- E)  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$

**19. Нітрит-іон проявляє токсичну дію, яку можна представити схемою:  $\text{NbFe}^{2+} + \text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{NbFe}^{3+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ . При цьому він виконує роль:**

- A) Відновника
- B) Окисника
- C) Каталізатора
- D) Інгібітора
- E) Середовища

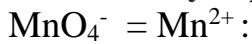
**20. Вкажіть, як називається процес, який можна позначити схемою  $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{-2}$ ? і скільки електронів в ньому бере участь:**

- A) Відновлення, 8
- B) Окислення, 8
- C) Окислення, 4
- D) Відновлення, 4
- E) Відновлення, 6

**21. Вкажіть величину, за знаком якої можна визначити можливість перебігу окисно-відновної реакції:**

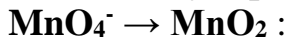
- A)  $K_d$
- B)  $E_{PC}$
- C)  $K_{\text{нест.}}$
- D)  $D_P$
- E)  $K_p$

**22. У якому середовищі відбувається перетворення за наведеною схемою:**



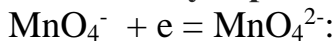
- А) у кислому;
- В) у лужному;
- С) у нейтральному;
- Д) завжди так, незалежно від активної реакції середовища;
- Е) ніколи, незалежно від активної реакції середовища

**23. У якому середовищі відбувається перетворення за наведеною схемою:**



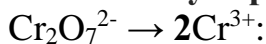
- А) у кислому;
- В) у лужному;
- С) у нейтральному;
- Д) завжди так, незалежно від активної реакції середовища;
- Е) ніколи, незалежно від активної реакції середовища

**24. У якому середовищі відбувається перетворення за наведеною схемою:**



- А) у кислому;
- В) у лужному;
- С) у нейтральному;
- Д) завжди так, незалежно від активної реакції середовища;
- Е) ніколи, незалежно від активної реакції середовища

**25. У якому середовищі відбувається перетворення за наведеною схемою:**



- А) у кислому;
- В) у лужному;
- С) у нейтральному;
- Д) завжди так, незалежно від активної реакції середовища;
- Е) ніколи, незалежно від активної реакції середовища

### 3.10. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

1. Який ступінь окиснення центрального атому в сполуці  $\text{H[AuCl}_4\text{]}$ ?

- A) 0      B) +3      C) +1      D) +2      E) +4

2. Вкажіть комплексну сполуку, що виявляє протипухлинну активність:

- A)  $\text{K}_2\text{Na[Co(NO}_2\text{)}_6\text{]}$       B)  $\text{[Co(NH}_3\text{)}_5\text{NO}_3\text{]Cl}_2$   
C)  $\text{Na}_4\text{[Sn(OH)}_3\text{Cl}_3\text{]}$       D)  $\text{[Cu(NH}_3\text{)}_4\text{(SCN)}_2\text{]}$   
E)  $\text{[Pt(NH}_3\text{)}_2\text{Cl}_2\text{]}$

3. Координаційне число Феруму в калій гексаціанофераті(II)  $\text{K}_4\text{[Fe(CN)}_6\text{]}$ , дорівнює:

- A) 3      B) 2      C) 4      D) 6      E) 8

4. Координаційне число комплексоутворювача, це:

- A) число хімічних зв'язків, що утворюють ліганди з центральним йоном  
B) заряд центрального йону  
C) число молекул і йонів, що входять до складу комплексної сполуки, крім центрального йону  
D) ступінь окиснення центрального йону  
E) валентність центрального атому

5. Яка із сполук відноситься до ацидокомплексів?

- A)  $\text{K}_4\text{[CoF}_6\text{]}$       B)  $\text{[Fe(CO)}_5\text{]}$       C)  $\text{[Cr(NH}_3\text{)}_6\text{]Cl}_3$   
D)  $\text{[Cr(H}_2\text{O)}_4\text{]Cl}_2$       E)  $\text{Na}_2\text{[Zn(OH)}_4\text{]}$

6. Заряд центрального йону-комплексоутворювача в червоній кров'яній солі  $\text{K}_3\text{[Fe(CN)}_6\text{]}$  дорівнює:

- A) +3      B) +2      C) +1      D) +4      E) +6

7. Деякі лікарські засоби є комплексними сполуками. Окремі з них містять бідентантні ліганди. Вкажіть, який з лігандів є бідентантним:

- A) Вода      B) Гідроксид-іон  
C) Аміак      D) Хлорид-іон  
E) Оксалат-іон

8. У косметологічній практиці використовують кальцій гідрогенсульфід гексагідрат. Вкажіть формулу цієї солі.

- A)  $\text{CaSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$       B)  $\text{CaS} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$   
C)  $\text{CaSO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$       D)  $\text{Ca(HSO}_3\text{)}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$   
E)  $\text{Ca(HS)}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

9. Вкажіть ступінь окиснення комплексоутворювача у комплексній сполуці  $\text{Na}_3\text{[Ag(S}_2\text{O}_3\text{)}_2\text{]}$ :

- A) +2      B) 0      C) +1      D) +4      E) +3

10. Для приведеної комплексної сполуки  $K_2[HgI_4]$  вкажіть комплексоутворювач:

- A)  $HgI_4^{2-}$       B)  $K^+$       C)  $I^-$       D)  $Hg^{2+}$       E)  $K_2[HgI_4]$

11. Вкажіть, чим визначається геометрична структура комплексної сполуки:

- A) типом гібридизації орбіталей комплексоутворювача  
B) зарядом комплексоутворювача  
C) кількістю лігандів  
D) зарядом внутрішньої сфери комплексу  
E) координаційним числом комплексоутворювача

12. Ціанкобаламін (вітамін  $B_{12}$ ) є комплексною сполукою Кобальту. До якого типу комплексних сполук він належить?

- A) Ацидокомплексів      B) Хелатних комплексів  
C) Аквакомплексів      D) Катіонних комплексів  
E) Гідроксокомплексів

13. Реалізація якого механізму утворення хімічного зв'язку обов'язкова в комплексних сполуках?

- A) донорно-акцепторного      B) йонного  
C) ковалентного      D) водневого  
E) металічного

14. Яка координаційна формула сполуки відповідає складу  $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ , якщо координаційне число Pt (IV) дорівнює 6?

- A)  $[Pt(NH_3)_6]Cl_2$       B)  $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$       C)  $[Pt(NH_3)_4]Cl_4$   
D)  $[Pt(NH_3)_6]Cl_3$       E)  $[Pt(NH_3)_2]Cl_4$

15. При взаємодії  $CuSO_4$  з надлишком водного розчину амоніаку утворюється сполука, яка містить йон:

- A)  $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$       B)  $CuOH^+$   
C)  $[Cu(NH_3)_2]^+$       D)  $[Cu(OH)NH_3]^+$   
E)  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$

16. Державна Фармакопея України рекомендує для дослідження фармпрепаратів реактив  $Na_2[Fe(CN)_5NO]$ . Який ступінь окиснення має центральний йон у цій сполуці?

- A) +2      B) 0      C) +1      D) +3      E) +6

17. Яка з наведених комплексних сполук є катіонним комплексом:

- A)  $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$       B)  $H_2[PtCl_6]$   
C)  $Na_3[Co(NO_2)_6]$       D)  $K_3[Fe(CN)_6]$   
E)  $Na_2[Fe(CN)_5NO]$

18. Який ступінь окиснення має центральний йон у сполуці  $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$ ?

- A) +4      B) 0      C) +2      D) +3      E) +6

**19. Визначити комплексну сполуку, заряд центрального атома-комплексоутворювача якої дорівнює 3+:**

- A)  $K_2[Mn(CN)_4]$  B)  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$   
C)  $K_3[Fe(CN)_6]$  D)  $K_2[PtCl_4]$   
E)  $[Ag(NH_3)_2]NO_3$

**20. Який вид ізомерії має місце для комплексної сполуки  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ :**

- A) координаційна B) оптична  
C) гідратна D) іонізаційна  
E) геометрична

**21. На підставі величин констант нестійкості визначити найбільш стійкий комплексний йон**

- A)  $[Fe(CN)_6]^{3-}$ ;  $K_H = 1 \cdot 10^{-31}$  B)  $[Ag(CN)_2]^-$ ;  $K_H = 1 \cdot 10^{-21}$   
C)  $[Ag(NH_3)_2]^+$ ;  $K_H = 5,89 \cdot 10^{-8}$  D)  $[Ni(CN)_4]^{2-}$ ;  $K_H = 1 \cdot 10^{-22}$   
E)  $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ ;  $K_H = 4,07 \cdot 10^{-5}$

**22. Комплексна сіль має склад  $PtCl_4 \cdot 4NH_3$ .  $AgNO_3$  осаджує з розчину цього комплексу половину йонів Хлору. Яка з наведених формул відповідає даному комплексу**

- A)  $[Pt(NH_3)_4]Cl_4$  B)  $[Pt(NH_3)_4Cl_4]$   
C)  $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$  D)  $[Pt(NH_3)_4Cl]Cl_3$   
E)  $[Pt(NH_3)_4Cl_3]Cl$

**23. Хлорофіл – зелений пігмент рослин, є комплексною сполукою. Вкажіть йон-комплексоутворювач в хлорофілі:**

- A)  $Mn^{2+}$  B)  $Fe^{3+}$  C)  $Mg^{2+}$  D)  $Fe^{2+}$  E)  $Ni^{2+}$

**24. Гем (складова частина гемоглобіну) є комплексною сполукою Феруму. До якого типу комплексних сполук він відноситься?**

- A) Хелатних комплексів B) Ацидокомплексів  
C) Аквакомплексів D) Катіонних комплексів  
E) Гідроксокомплексів

**25. Комплексна сіль має склад  $PtCl_4 \cdot 4NH_3$ . Яка з наведених формул відповідає даному комплексу, якщо відомо, що  $AgNO_3$  не осаджує з розчину цього комплексу йонів Хлору.**

- A)  $[Pt(NH_3)_4]Cl_4$  B)  $[Pt(NH_3)_4Cl_4]$   
C)  $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$  D)  $[Pt(NH_3)_4Cl]Cl_3$   
E)  $[Pt(NH_3)_4Cl_3]Cl$

## ДОДАТКИ

Таблиця 1

**Масова частка (%) і густина розчинів кислот та лугів**

$\omega(\%)$	Густина розчину, г/см <sup>3</sup> (за 20 °С)						
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl	CH <sub>3</sub> COOH	KOH	NaOH	NH <sub>3</sub>
4	1,027	1,022	1,019	1,0052	1,033	1,046	0,983
8	1,055	1,044	1,039	1,0113	1,065	1,092	0,967
12	1,083	1,068	1,059	1,0171	1,100	1,137	0,953
16	1,112	1,093	1,079	1,0228	1,137	1,181	0,939
20	1,143	1,119	1,100	1,0284	1,176	1,225	0,926
24	1,174	1,145	1,121	1,0337	1,217	1,268	0,913
28	1,205	1,171	1,142	1,0388	1,263	1,310	0,903
32	1,238	1,198	1,163	1,0436	1,310	1,352	0,893
36	1,273	1,225	1,183	1,0481	1,358	1,395	0,884
40	1,307	1,251		1,0523	1,411	1,437	
44	1,342	1,277		1,0562	1,460	1,478	
48	1,380	1,303		1,0598	1,511	1,519	
52	1,419	1,328		1,0631	1,564	1,560	
56	1,460	1,351		1,0660	1,616	1,601	
60	1,503	1,373		1,0685		1,643	
64	1,547	1,394		1,0707			
68	1,594	1,412		1,0725			
72	1,640	1,429		1,0740			
76	1,687	1,445		1,0747			
80	1,732	1,460		1,0748			
84	1,776	1,474		1,0742			
88	1,808	1,486		1,0726			
92	1,830	1,496		1,0696			
96	1,840	1,505		1,0644			
100	1,838	1,522		1,0553			

Таблиця 2

**Масова частка (%) і густина розчинів солей (за 20°С)**

$\omega(\%)$	Густина розчинів солей, г/см <sup>3</sup> (за 20°С)			$\omega(\%)$	Густина розчинів солей, г/см <sup>3</sup> (за 20°С)		
	NaCl	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	BaCl <sub>2</sub>		NaCl	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	BaCl <sub>2</sub>
1	1,005	1,009	-	12	1,086	1,124	1,113
2	1,013	1,019	1,016	14	1,101	1,146	1,134
4	1,027	1,040	1,034	16	1,116		1,156
6	1,041	1,061	1,053	18	1,132		1,179
8	1,056	1,082	1,072	20	1,148		1,203
10	1,071	1,103	1,092	22	1,164		1,228



**Значення стандартних окисно-відновних потенціалів  
у водних розчинах**

Елемент	Реакція	$E^0$ , В
Ac	$\text{Ac}^{3+} + 3e = \text{Ac}$	- 2,60
Ag	$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + e = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	- 0,31
	$\text{AgI} + e = \text{Ag} + \text{I}^-$	- 0,15
	$\text{AgCl} + e = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,22
	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	0,34
	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + e = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	0,37
	$\text{AgBr} + e = \text{Ag} + \text{Br}^-$	0,55
	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,80
Al	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	- 2,33
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3e = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	- 2,30
	$\text{AlF}_6^{3-} + 3e = \text{Al} + 6\text{F}^-$	- 2,07
	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	- 1,66
As	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	- 0,71
	$\text{AsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{As} + 4\text{OH}^-$	- 0,68
	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3e = \text{AsH}_3$	- 0,60
	$\text{HAsO}_2 + 3\text{H}^+ + 3e = \text{As} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,25
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56
At	$\text{At}_2 + 2e = 2\text{At}^-$	0,20
Au	$\text{Au}(\text{CN})_2^- + e = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	- 0,61
	$\text{AuCl}_4^- + 3e = \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	1,00
	$\text{Au}^{3+} + 2e = \text{Au}^+$	1,40
	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	1,50
	$\text{Au}^+ + e = \text{Au}$	1,69
B	$\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3e = \text{B} + 4\text{OH}^-$	- 1,79
	$\text{BF}_4^- + 3e = \text{B} + 4\text{F}^-$	- 1,06
	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{H}^+ + 3e = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	- 0,87
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	- 2,90
Be	$\text{BeO} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Be} + 2\text{OH}^-$	- 2,61
	$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}$	- 1,85
	$\text{BeO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	- 0,91

Елемент	Реакція	$E^0$ , В
Bi	$\text{BiOOH} + \text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Bi} + 3\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{Bi}^{3+} + 3e = \text{Bi}$	0,21
	$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3e = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	0,32
	$\text{NaBiO}_3 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{BiO}^+ + \text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	1,80
Br	$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
	$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	0,50
	$\text{BrO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{BrO}^- + 4\text{OH}^-$	0,54
Br	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	0,61
	$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76
	$\text{Br}_2 + 2e = 2\text{Br}^-$	1,09
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2e = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
	$\text{BrO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4e = \text{HBrO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
	$2\text{BrO}^- + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,60
	$\text{BrO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,76
C	$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
	$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HCOOH}$	-0,20
	$2\text{CO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = 2\text{CO} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,12
	$\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	0,19
	$2\text{CO}_3^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,44
	$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e = \text{C} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,48
Ca	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Ca} + 2\text{OH}^-$	-3,03
	$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,87
Cd	$\text{CdS} + 2e = \text{Cd} + \text{S}^{2-}$	-1,17
	$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-} + 2e = \text{Cd} + 4\text{CN}^-$	-1,03
	$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,61
	$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	-0,40
Ce	$\text{Ce}^{3+} + 3e = \text{Ce}$	-2,48
	$\text{Ce}^{4+} + e = \text{Ce}^{3+}$	1,61
	$\text{Ce}^{4+} + 4e = \text{Ce}$	1,68

Елемент	Реакція	$E^0$ , В
Cl	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,33
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	0,36
	$2\text{ClO}_2^- + 4\text{H}^+ + 6e = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8e = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	0,66
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14e = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,34
	$\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Cl}^-$	1,36
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,50
$\text{HClO}_2 + 3\text{H}^+ + 4e = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	1,56	
Cl	$2\text{HClO}_2 + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,63
	$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	1,64
Co	$\text{Co}(\text{CN})_6^{3-} + e = \text{Co}(\text{CN})_6^{4-}$	-0,83
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Co} + 2\text{OH}^-$	-0,73
	$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} + e = \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0,10
	$\text{Co}(\text{OH})_3 + e = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17
	$\text{Co}^{3+} + 3e = \text{Co}$	0,33
	$\text{Co}^{3+} + e = \text{Co}^{2+}$	1,81
Cr	$\text{Cr}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Cr} + 2\text{OH}^-$	-1,40
	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3e = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1,34
	$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1,27
	$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}$	-0,91
	$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{Cr}^{3+} + e = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3e = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + e = \text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33

Елемент	Реакція	$E^0$ , В
Cs	$\text{Cs}^+ + e = \text{Cs}$	-2,92
Cu	$\text{CuS} + 2e = \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,71
	$\text{Cu}_2\text{S} + 2e = 2\text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,54
	$\text{Cu}(\text{CN})_2^- + e = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,36
	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,22
	$\text{CuI} + e = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,19
	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,05
	$\text{CuBr} + e = \text{Cu} + \text{Br}^-$	0,03
	$\text{CuCl} + e = \text{Cu} + \text{Cl}^-$	0,14
	$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	0,15
	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,34
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + e = \text{CuCl}$	0,54
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + e = \text{CuBr}$	0,64
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + e = \text{CuI}$	0,86	
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^- + e = \text{Cu}(\text{CN})_2^-$	1,12	
F	$\text{OF}_2 + 2\text{H}^+ + 4e = 2\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$	2,10
	$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{FeS} + 2e = \text{Fe} + \text{S}^{2-}$	-0,95
	$\text{FeCO}_3 + 2e = \text{Fe} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,76
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,55
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	-0,04
	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0,36
	$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	0,77
	$\text{FeO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{FeO}_2^- + 4\text{OH}^-$	0,90
	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,90
Ga	$\text{H}_2\text{GaO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Ga} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{Ga}^{3+} + 3e = \text{Ga}$	-0,56
Ge	$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Ge}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,36
	$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Ge} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,13
	$\text{Ge}^{2+} + 2e = \text{Ge}$	0,00

Елемент	Реакція	$E^0$ , В
Н	$\text{H}_2 + 2e = 2\text{H}^-$	- 2,25
	$\text{H}^+ + e = \text{H}$	- 2,10
	$2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	- 0,83
	$2\text{H}^+(10^{-7} \text{ M}) + 2e = \text{H}_2$	- 0,41
	$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0,00
Hf	$\text{Hf}^{4+} + 4e = \text{Hf}$	- 1,70
Hg	$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-} + 2e = \text{Hg} + 4\text{CN}^-$	- 0,37
	$\text{HgI}_4^{2-} + 2e = \text{Hg} + 4\text{I}^-$	0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
In	$\text{In}^{3+} + 3e = \text{In}$	- 0,33
Ir	$\text{Ir}^{3+} + 3e = \text{Ir}$	1,15
I	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
	$2\text{IO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
	$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
	$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	0,54
	$\text{I}_3^- + 2e = 3\text{I}^-$	0,55
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$\text{IO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e = \text{I}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,40
	$\text{IO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e = \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,65
K	$\text{K}^+ + e = \text{K}$	- 2,93
Li	$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	- 3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	- 2,37
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	- 1,18
	$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	0,56
Mn	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
	$\text{Mn}^{3+} + e = \text{Mn}^{2+}$	1,51
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
	$\text{Mn}^{4+} + 2e = \text{Mn}^{2+}$	1,84
	$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,26

Елемент	Реакція	$E^0$ , В
N	$3\text{N}_2 + 2e = 2\text{N}_3^-$	- 3,40
	$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	- 3,04
	$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	- 1,16
	$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6e = 2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$	- 0,76
	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	- 0,46
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	- 0,14
	$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8e = \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	- 0,12
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,01
	$\text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^-$	0,10
	$\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6e = 2\text{NH}_4^+$	0,26
	$\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^-$	0,42
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
	$\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+ + 6e = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	0,86
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8e = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + e = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
	$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,29
$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6e = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,44	
Na	$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	- 2,71
Nb	$\text{Nb}^{3+} + 3e = \text{Nb}$	- 2,71
	$\text{Nb}_2\text{O}_5 + 10\text{H}^+ + 10e = 2\text{Nb} + 5\text{H}_2\text{O}$	- 0,65
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
Os	$\text{OsO}_4 + 8\text{H}^+ + 8e = \text{Os} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,85
	$\text{Os}^{2+} + 2e = \text{Os}$	0,85

Елемент	Реакція	$E^0$ , В
P	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2\text{PO}_2^- + 3\text{OH}^-$	- 1,57
	$\text{PO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	- 1,12
	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	- 0,89
	$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + e = \text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$	- 0,51
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	- 0,50
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	- 0,39
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	- 0,28
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3e = \text{PH}_3$	0,06
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	- 0,13
	$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{PbO}_2^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,20
	$\text{Pb}^{4+} + 4e = \text{Pb}$	0,80
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{PbO}_3^{2-} + 3\text{H}^+ + 2e = \text{HPbO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	1,55
	$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
	$\text{Pb}^{4+} + 2e = \text{Pb}^{2+}$	1,80
Pd	$\text{PdO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Pd} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,90
	$\text{Pd}^{2+} + 2e = \text{Pd}$	0,99
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}$	1,20
	$\text{PtCl}_6^{2-} + 2e = \text{PtCl}_4^{2-} + 2\text{Cl}^-$	0,68
Pu	$\text{Pu}^{3+} + 3e = \text{Pu}$	- 2,03
	$\text{Pu}^{4+} + e = \text{Pu}^{3+}$	0,97
Rb	$\text{Rb}^+ + e = \text{Rb}$	- 2,93
Rh	$\text{Rh}^{3+} + 3e = \text{Rh}$	0,80
Ru	$\text{Ru}^{2+} + 2e = \text{Ru}$	0,45
	$\text{RuO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Ru} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,79
S	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	- 0,93
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{S} + 8\text{OH}^-$	- 0,75
	$\text{S} + 2e = \text{S}^{2-}$	- 0,48
	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,09
	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{S}$	0,14
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8e = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,15
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,36
	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,01

Елемент	Реакція	$E^0$ , В
Sc	$\text{Sc}^{3+} + 3e = \text{Sc}$	- 2,10
Si	$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{Si} + 6\text{OH}^-$ $\text{SiO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Si} + 2\text{H}_2\text{O}$	- 1,70 - 0,86
Se	$\text{Se} + 2e = \text{Se}^{2-}$ $\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{Se}$ $\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{Se} + 6\text{OH}^-$ $\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	- 0,92 - 0,40 - 0,37 0,74 1,15
Sm	$\text{Sm}^{3+} + 3e = \text{Sm}$	- 2,41
Sn	$\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + 2e = \text{HSnO}_2^- + 3\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HSnO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Sn} + 3\text{OH}^-$ $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$ $\text{SnO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Sn}^{4+} + 4e = \text{Sn}$ $\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$ $\text{HSnO}_2^- + 3\text{H}^+ + 2e = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	- 0,92 - 0,91 - 0,14 - 0,11 0,01 0,15 0,33
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2e = \text{Sr}$	- 2,89
Ta	$\text{Ta}_2\text{O}_5 + 10\text{H}^+ + 10e = 2\text{Ta} + 5\text{H}_2\text{O}$	- 0,81
Tc	$\text{Tc}^{2+} + 2e = \text{Tc}$ $\text{TcO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Tc}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{TcO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{TcO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,40 0,50 0,74
Te	$\text{Te} + 2e = \text{Te}^{2-}$ $\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{Te}$ $\text{TeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{Te} + 6\text{OH}^-$ $\text{TeO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{TeO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_6\text{TeO}_6 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{TeO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	- 1,14 - 0,74 - 0,57 0,89 1,02
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2e = \text{Ti}$ $\text{Ti}^{3+} + 3e = \text{Ti}$ $\text{TiF}_6^{2-} + 4e = \text{Ti} + 6\text{F}^-$ $\text{TiO}_2^+ + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Ti} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ti}^{3+} + e = \text{Ti}^{2+}$ $\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + e = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	- 1,63 - 1,23 - 1,19 - 0,89 - 0,37 0,10
Th	$\text{Th}(\text{OH})_4 + 4e = \text{Th} + 4\text{OH}^-$ $\text{Th}^{4+} + 4e = \text{Th}$	- 2,48 - 1,90



Елемент	Реакція	$E^0$ , В
Tl	$Tl^+ + e = Tl$	- 0,34
	$Tl^{3+} + 3e = Tl$	1,25
Tm	$Tm^{3+} + 3e = Tm$	- 2,28
U	$U^{3+} + 3e = U$	1,80
	$UO_2^{2+} + 4H^+ + 6e = U + 2H_2O$	0,82
	$U^{4+} + e = U^{3+}$	0,64
	$UO_2^{2+} + 4H^+ + 2e = U^{4+} + 2H_2O$	0,33
V	$V^{2+} + 2e = V$	- 1,19
	$V^{3+} + 3e = V$	- 0,83
	$V^{3+} + e = V^{2+}$	- 0,26
	$VO_2^+ + 4H^+ + 5e = V + 2H_2O$	- 0,25
	$VO^{2+} + 2H^+ + e = V^{3+} + H_2O$	0,34
	$V_2O_5 + 6H^+ + 2e = 2VO^{2+} + 3H_2O$	0,96
	$HVO_3 + 3H^+ + e = VO^{2+} + 2H_2O$	1,10
Y	$Y^{3+} + 3e = Y$	- 2,34
Zn	$Zn(OH)_2 + 2e = Zn + 2OH^-$	- 1,25
	$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e = Zn + 4OH^-$	- 1,22
	$Zn(NH_3)_4^{2+} + 2e = Zn + 4NH_3$	- 1,04
	$Zn^{2+} + 2e = Zn$	- 0,76
Zr	$Zr^{4+} + 4e = Zr$	- 1,53
	$ZrO_2 + 4H^+ + 4e = Zr + 2H_2O$	- 1,43

## Константи дисоціації (йонізації) найважливіших кислот і основ

Назва	Формула	Константи дисоціації (йонізації), $K$	
Тригідроген тетраоксоарсенат Арсенатна (V)	$H_3AsO_4$	$K_1$	$5,6 \cdot 10^{-3}$
		$K_2$	$1,7 \cdot 10^{-7}$
		$K_3$	$2,95 \cdot 10^{-12}$
Тригідроген триоксоарсенат Арсенатна(III)	$H_3AsO_3$	$K_1$	$5,9 \cdot 10^{-10}$
Тригідроген триоксоборат Боратна (III)	$H_3BO_3$	$K_1$	$7,1 \cdot 10^{-10}$
		$K_2$	$1,8 \cdot 10^{-13}$
		$K_3$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Тетраборатна	$H_2B_4O_7$	$K_1$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
		$K_2$	$2,0 \cdot 10^{-8}$
Моногідроген триоксобромат Броматна (V)	$HBrO_3$	$K$	$2,0 \cdot 10^{-1}$
Моногідроген оксобромат Броматна (I)	$HBrO$	$K$	$2,2 \cdot 10^{-9}$
Карбонатна Дигідроген триоксокарбонат	$H_2CO_3$	$K_1$	$4,5 \cdot 10^{-7}$
	$CO_2 \cdot aq + H_2O$	$K_2$	$4,8 \cdot 10^{-11}$
Ціанідна	$HCN$	$K$	$5,0 \cdot 10^{-10}$
Аскорбінова	$H_2C_6H_6O_6$	$K_1$	$9,1 \cdot 10^{-5}$
		$K_2$	$4,6 \cdot 10^{-12}$
Моногідроген ціанат	$HOCN$	$K$	$2,7 \cdot 10^{-4}$
Ціанідна	$HCN$	$K$	$1,32 \cdot 10^{-9}$
Тартратна (винна)	$H_2C_4H_4O_6$	$K_1$	$9,1 \cdot 10^{-4}$
		$K_2$	$4,3 \cdot 10^{-6}$
Цитратна (лимонна)	$H_4C_6H_5O_7$	$K_1$	$7,4 \cdot 10^{-4}$
		$K_2$	$2,2 \cdot 10^{-5}$
		$K_3$	$4,0 \cdot 10^{-7}$
		$K_4$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
Молочна	$HC_3H_5O_3$	$K$	$1,5 \cdot 10^{-4}$
Форміатна	$HCOOH$	$K$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
8-оксихінолін	$C_9H_7ON$	$K$	$1,3 \cdot 10^{-10}$
Ацетатна	$CH_3COOH$	$K$	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Саліцилова	$C_6H_4(OH)COOH$	$K_1$	$1,1 \cdot 10^{-3}$
		$K_2$	$2,6 \cdot 10^{-14}$

Назва	Формула	Константи дисоціації (йонізації), $K$	
Сульфанілова	$\text{H}_2\text{NC}_6\text{H}_4\text{SO}_3\text{H}$	$K$	$6,3 \cdot 10^{-4}$
Сульфосаліцилова	$\text{C}_6\text{H}_3(\text{OH})\text{COOH}\text{SO}_3\text{H}$	$K_1$ $K_2$	$3,1 \cdot 10^{-2}$ $2,0 \cdot 10^{-12}$
Трихлорацетатна	$\text{CCl}_3\text{COOH}$	$K$	$2,0 \cdot 10^{-1}$
Фенол	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	$K$	$1,0 \cdot 10^{-10}$
Хлорацетатна	$\text{CH}_2\text{ClCOOH}$	$K$	$1,4 \cdot 10^{-3}$
Оксалатна (щавлева)	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$K_1$ $K_2$	$5,6 \cdot 10^{-2}$ $5,4 \cdot 10^{-5}$
Етилендіамін тетраацетатна	$\text{H}_4\text{Y}$ (EDTA)	$K_1$ $K_2$ $K_3$ $K_4$	$1,0 \cdot 10^{-2}$ $2,1 \cdot 10^{-3}$ $6,9 \cdot 10^{-7}$ $5,5 \cdot 10^{-11}$
Яблучна	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_5$	$K_1$ $K_2$	$5,6 \cdot 10^{-2}$ $5,4 \cdot 10^{-5}$
Янтарна	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4$	$K_1$ $K_2$	$1,6 \cdot 10^{-5}$ $2,3 \cdot 10^{-6}$
Моногідроген оксохлорат Хлоратна (I)	$\text{HClO}$	$K$	$2,95 \cdot 10^{-3}$
Моногідроген діоксохлорат Хлоратна (III)	$\text{HClO}_2$	$K$	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Дигідроген тетраоксохромат (Хроматна(VI))	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$K_1$ $K_2$	$1,6 \cdot 10^{-1}$ $3,2 \cdot 10^{-7}$
Дихроматна (VI)	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$K_2$	$2,3 \cdot 10^{-2}$
Флуоридна	$\text{HF}$	$K$	$6,21 \cdot 10^{-4}$
Тетрагідроген гексаціаноферат	$\text{H}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$K_3$ $K_4$	$5,6 \cdot 10^{-3}$ $6,0 \cdot 10^{-5}$
Дигідроген пероксид	$\text{H}_2\text{O}_2$	$K_2$	$2,0 \cdot 10^{-12}$
Пентагідроген гексаоксоіодат	$\text{H}_5\text{IO}_6$	$K_1$ $K_2$ $K_3$	$2,45 \cdot 10^{-2}$ $4,3 \cdot 10^{-9}$ $1,0 \cdot 10^{-15}$
Моногідроген триоксоіодат Іодатна (V)	$\text{HIO}_3$	$K$	$1,7 \cdot 10^{-1}$

Назва	Формула	Константи дисоціації (йонізації), $K$
Моногідроген оксоіодат Іодатна (I)	$\text{HIO}$	$K$ $2,3 \cdot 10^{-11}$
Дигідроген тетраоксоманганат Манганатна (VI)	$\text{H}_2\text{MnO}_4$	$K_1$ $1,1 \cdot 10^{-1}$ $K_2$ $7,12 \cdot 10^{-11}$
Дигідроген тетраоксомолібдат Молібдатна (VI)	$\text{H}_2\text{MoO}_4$	$K_1$ $2,9 \cdot 10^{-3}$ $K_2$ $1,4 \cdot 10^{-4}$
Азидна	$\text{HN}_3$	$K$ $2,0 \cdot 10^{-5}$
Нітритна Нітратна (III)	$\text{HNO}_2$	$K$ $5,1 \cdot 10^{-4}$
Дигідроген Діоксодинітрат	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	$K_1$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_2$ $2,94 \cdot 10^{-12}$
Дигідроген гідроген триоксофосфат	$\text{H}_2\text{PHO}_3$	$K_1$ $3,19 \cdot 10^{-2}$ $K_2$ $1,6 \cdot 10^{-7}$
Гідроген тетраоксофосфат (V) Фосфатна (V)	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$K_1$ $7,10 \cdot 10^{-3}$ $K_2$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3$ $5,0 \cdot 10^{-13}$
Гідроген гептаоксодифосфат (V) Дифосфатна (V)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$K_1$ $1,2 \cdot 10^{-1}$ $K_2$ $7,9 \cdot 10^{-3}$ $K_3$ $2,0 \cdot 10^{-7}$ $K_4$ $4,8 \cdot 10^{-10}$
Гідроген дигідроген діоксофосфат	$\text{HPH}_2\text{O}_2$	$K$ $5,9 \cdot 10^{-2}$
Тетрагідроген гексаоксодифосфат	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$	$K_1$ $6,3 \cdot 10^{-3}$ $K_2$ $1,6 \cdot 10^{-3}$ $K_3$ $5,4 \cdot 10^{-8}$ $K_4$ $9,3 \cdot 10^{-11}$
Дигідроген сульфід Сульфідна	$\text{H}_2\text{S}$	$K_1$ $1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2$ $2,5 \cdot 10^{-13}$
Дигідроген триоксосульфат Сульфатна (IV) (сульфітна)	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$K_1$ $1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2$ $6,2 \cdot 10^{-8}$
Дигідроген тетраоксосульфат Сульфатна (VI)	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$K_2$ $1,15 \cdot 10^{-2}$
Дигідроген триоксотіосульфат	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$K_1$ $2,5 \cdot 10^{-1}$ $K_2$ $1,9 \cdot 10^{-2}$

Назва	Формула	Константи дисоціації (йонізації), $K$	
Моногідроген Гексагідроксистибат	$\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	$K$	$4,0 \cdot 10^{-5}$
Дигідроген триоксоселенат Селенатна (IV)	$\text{H}_2\text{SeO}_3$	$K_1$ $K_2$	$1,8 \cdot 10^{-3}$ $3,2 \cdot 10^{-9}$
Дигідроген тетраоксоселенат Селенатна (VI)	$\text{H}_2\text{SeO}_4$	$K_2$	$1,2 \cdot 10^{-2}$
Гідроген тетраоксосилікат (IV) Силікатна	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	$K_1$ $K_2$ $K_3$	$1,3 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$ $2,0 \cdot 10^{-14}$
Телуридна	$\text{H}_2\text{Te}$	$K_1$ $K_2$	$2,3 \cdot 10^{-3}$ $6,9 \cdot 10^{-13}$
Дигідроген триоксотелурат Телуратна (IV)	$\text{H}_2\text{TeO}_3$	$K_1$ $K_2$	$2,7 \cdot 10^{-3}$ $1,8 \cdot 10^{-8}$
Гексагідроген гексаоксотелурат	$\text{H}_6\text{TeO}_6$	$K_1$ $K_2$ $K_3$	$2,45 \cdot 10^{-8}$ $1,1 \cdot 10^{-11}$ $1,0 \cdot 10^{-15}$
Дигідроген тетраоксовольфрамат Волфраматна (VI)	$\text{H}_2\text{WO}_4$	$K_1$ $K_2$	$6,3 \cdot 10^{-3}$ $2,0 \cdot 10^{-4}$
<b>ОСНОВИ</b>			
Амонію гідроксид	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$K$	$1,76 \cdot 10^{-5}$
Аргентум (I) гідроксид	$\text{AgOH}$	$K$	$5,0 \cdot 10^{-3}$
Барію дигідроксид	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$K_2$	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Анілін	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$K$	$4,3 \cdot 10^{-10}$
Гідразин	$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$K$	$9,3 \cdot 10^{-7}$
Гідроксиламін	$\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	$K$	$8,9 \cdot 10^{-9}$
Дифеніламін	$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O}$	$K$	$6,2 \cdot 10^{-14}$
Кальцію дигідроксид	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$K_2$	$4,0 \cdot 10^{-2}$

Назва	Формула	Константи дисоціації (йонізації), $K$	
Літію гідроксид	LiOH	$K$	$6,8 \cdot 10^{-1}$
Плюмбуму дигідроксид	Pb(OH) <sub>2</sub>	$K_1$ $K_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$ $3,0 \cdot 10^{-8}$
8-оксихінолін	C <sub>9</sub> H <sub>7</sub> ON + H <sub>2</sub> O	$K$	$1,1 \cdot 10^{-9}$

Таблиця 5

**Наближені значення коефіцієнтів активності  
при різній йонній силі розчинів**

Йонна сила	Коефіцієнт активності йонів, $f$				
	одно-зарядних	дво-зарядних	три-зарядних	чотири-зарядних	п'яти-зарядних
0,0002	0,98	0,94	0,87	0,77	
0,0005	0,97	0,90	0,80	0,67	
0,001	0,96	0,86	0,73	0,56	
0,002	0,95	0,81	0,64	0,45	
0,0025	0,95	0,81	0,63	0,44	
0,005	0,93	0,74	0,52	0,33	
0,01	0,90	0,67	0,42	0,23	
0,025	0,86	0,56	0,29	0,13	
0,05	0,84	0,50	0,21	0,06	0,013
0,1	0,81	0,44	0,16	0,04	0,0058
0,2	0,80	0,41	0,14	0,03	0,0038
0,3	0,81	0,42	0,14	0,03	0,0046
0,4	0,82	0,45	0,17	0,04	0,0072
0,5	0,84	0,50	0,21	0,06	0,013
0,6	0,87	0,56	0,27	0,10	0,027
0,7	0,88	0,63	0,36	0,16	0,058
0,8	0,92	0,72	0,48	0,27	0,13
0,9	0,96	0,83	0,66	0,48	0,31
1,0	0,99	0,96	0,91	0,85	0,78

## Йонний добуток води за температури від 0 до 100°C

t, °C	$K_w$	$\sqrt{K_w}$	t, °C	$K_w$	$\sqrt{K_w}$
0	$0,11 \cdot 10^{-14}$	$0,33 \cdot 10^{-7}$	30	$1,48 \cdot 10^{-14}$	$1,20 \cdot 10^{-7}$
5	$0,17 \cdot 10^{-14}$	$0,42 \cdot 10^{-7}$	31	$1,58 \cdot 10^{-14}$	$1,26 \cdot 10^{-7}$
10	$0,30 \cdot 10^{-14}$	$0,54 \cdot 10^{-7}$	32	$1,70 \cdot 10^{-14}$	$1,29 \cdot 10^{-7}$
15	$0,46 \cdot 10^{-14}$	$0,68 \cdot 10^{-7}$	33	$1,82 \cdot 10^{-14}$	$1,35 \cdot 10^{-7}$
16	$0,50 \cdot 10^{-14}$	$0,71 \cdot 10^{-7}$	34	$1,95 \cdot 10^{-14}$	$1,38 \cdot 10^{-7}$
17	$0,55 \cdot 10^{-14}$	$0,74 \cdot 10^{-7}$	35	$2,09 \cdot 10^{-14}$	$1,45 \cdot 10^{-7}$
18	$0,60 \cdot 10^{-14}$	$0,77 \cdot 10^{-7}$	36	$2,24 \cdot 10^{-14}$	$1,48 \cdot 10^{-7}$
19	$0,65 \cdot 10^{-14}$	$0,80 \cdot 10^{-7}$	37	$2,40 \cdot 10^{-14}$	$1,55 \cdot 10^{-7}$
20	$0,69 \cdot 10^{-14}$	$0,83 \cdot 10^{-7}$	38	$2,57 \cdot 10^{-14}$	$1,58 \cdot 10^{-7}$
21	$0,76 \cdot 10^{-14}$	$0,87 \cdot 10^{-7}$	39	$2,75 \cdot 10^{-14}$	$1,66 \cdot 10^{-7}$
22	$0,81 \cdot 10^{-14}$	$0,90 \cdot 10^{-7}$	40	$2,95 \cdot 10^{-14}$	$1,70 \cdot 10^{-7}$
23	$0,87 \cdot 10^{-14}$	$0,93 \cdot 10^{-7}$	50	$5,50 \cdot 10^{-14}$	$2,34 \cdot 10^{-7}$
24	$0,93 \cdot 10^{-14}$	$0,96 \cdot 10^{-7}$	60	$9,55 \cdot 10^{-14}$	$3,09 \cdot 10^{-7}$
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$1,00 \cdot 10^{-7}$	70	$15,8 \cdot 10^{-14}$	$3,98 \cdot 10^{-7}$
26	$1,10 \cdot 10^{-14}$	$1,05 \cdot 10^{-7}$	80	$25,1 \cdot 10^{-14}$	$5,01 \cdot 10^{-7}$
27	$1,17 \cdot 10^{-14}$	$1,07 \cdot 10^{-7}$	90	$38,0 \cdot 10^{-14}$	$6,17 \cdot 10^{-7}$
28	$1,29 \cdot 10^{-14}$	$1,12 \cdot 10^{-7}$	100	$55,0 \cdot 10^{-14}$	$7,41 \cdot 10^{-7}$
29	$1,38 \cdot 10^{-14}$	$1,17 \cdot 10^{-7}$			

**Добуток розчинності ( $K_s^0$ ) деяких малорозчинних  
у воді сполук (за 25 °С)**

<b>Сполука</b>	<b>Назва сполуки</b>	<b><math>K_s^0</math></b>
$Ag_3AsO_4$	Аргентум арсенат (V)	$1,0 \cdot 10^{-22}$
$Ag_3AsO_3$	Аргентум арсенат (III)	$1,0 \cdot 10^{-17}$
$AgBr$	Аргентум бромід	$5,3 \cdot 10^{-13}$
$AgCH_3COO$	Аргентум ацетат	$4,0 \cdot 10^{-3}$
$Ag_2CO_3$	Аргентум карбонат	$1,2 \cdot 10^{-12}$
$Ag_2C_2O_4$	Аргентум оксалат	$3,5 \cdot 10^{-11}$
$AgCl$	Аргентум хлорид	$1,78 \cdot 10^{-10}$
$Ag_2CrO_4$	Аргентум хромат (VI)	$1,1 \cdot 10^{-12}$
$Ag_2Cr_2O_7$	Аргентум дихромат (VI)	$1,0 \cdot 10^{-10}$
$AgI$	Аргентум йодид	$8,3 \cdot 10^{-17}$
$AgMnO_4$	Аргентум манганат (VII)	$1,6 \cdot 10^{-3}$
$Ag_2O (Ag^+, 2OH^-)$	Диаргентум оксид	$1,95 \cdot 10^{-8}$
$AgNO_2$	Аргентум нітрат (III)	$6,0 \cdot 10^{-4}$
$Ag_3PO_4$	Аргентум фосфат (V)	$1,3 \cdot 10^{-20}$
$Ag_2S$	Диаргентум сульфід	$6,3 \cdot 10^{-50}$
$AgSCN$	Аргентум тіоціанат	$1,1 \cdot 10^{-12}$
$Ag_2SO_3$	Аргентум сульфат (IV)	$1,5 \cdot 10^{-14}$
$Ag_2SO_4$	Аргентум сульфат (VI)	$1,6 \cdot 10^{-5}$
$Ag_2S_3$	Аргентум (III) сульфід	$4,1 \cdot 10^{-29}$
$AlAsO_4$	Алюміній арсенат (V)	$1,6 \cdot 10^{-16}$
$Al(OH)_3$ ( $Al^{3+}, 3OH^-$ ) ( $AlOH^{2+}, 2OH^-$ ) ( $H^+, AlO^{2-}$ )	Алюміній тригідроксид	$3,2 \cdot 10^{-34}$ $3,2 \cdot 10^{-25}$ $1,6 \cdot 10^{-13}$
$AlPO_4$	Алюміній фосфат (V)	$5,75 \cdot 10^{-19}$
$Ba(OH)_2$	Барій дигідроксид	$5,0 \cdot 10^{-3}$
$BaCO_3$	Барій карбонат	$4,0 \cdot 10^{-10}$
$BaC_2O_4$	Барій оксалат	$1,1 \cdot 10^{-7}$
$BaCrO_4$	Барій хромат (VI)	$1,2 \cdot 10^{-10}$
$BaF_2$	Барій дифлуорид	$1,1 \cdot 10^{-6}$
$BaMnO_4$	Барій тетраоксоманганат(VI)	$2,5 \cdot 10^{-10}$
$Ba_2[Fe(CN)_6]$	Барій гексаціаноферат(II)	$3,0 \cdot 10^{-8}$
$Ba_3(PO_4)_2$	Трибарій дифосфат	$6,0 \cdot 10^{-39}$
$Ba_2P_2O_7$	Барій дифосфат (V)	$3,0 \cdot 10^{-11}$
$BaSO_3$	Барій сульфат (IV)	$8,0 \cdot 10^{-7}$
$BaSO_4$	Барій сульфат (VI)	$1,1 \cdot 10^{-10}$
$BiI_3$	Бісмут (III) йодид	$8,1 \cdot 10^{-19}$



Сполука	Назва сполуки	$K_s^0$
BiOCl (BiO <sup>+</sup> , Cl <sup>-</sup> ) (BiOCl + H <sub>2</sub> O = Bi <sup>3+</sup> + 2OH <sup>-</sup> + Cl <sup>-</sup> )	Бісмут (III) оксид хлорид	7,0 · 10 <sup>-9</sup> 1,8 · 10 <sup>-31</sup>
BiOОН (BiO <sup>+</sup> , OH <sup>-</sup> )	Бісмут (III) гідроксид оксид	4,0 · 10 <sup>-10</sup>
Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Бісмут (III) сульфід	1,0 · 10 <sup>-9</sup>
BiPO <sub>4</sub>	Бісмут (III) фосфат (V)	1,3 · 10 <sup>-23</sup>
CaC <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub>	Кальцій тартрат	7,7 · 10 <sup>-7</sup>
CaCO <sub>3</sub>	Кальцій карбонат	3,8 · 10 <sup>-9</sup>
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Кальцій оксалат	2,3 · 10 <sup>-9</sup>
CaCrO <sub>4</sub>	Кальцій хромат (VI)	7,1 · 10 <sup>-4</sup>
CaF <sub>2</sub>	Кальцій дифлуорид	4,0 · 10 <sup>-11</sup>
CaHPO <sub>4</sub> (Ca <sup>2+</sup> , HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	Кальцій гідрогенфосфат	2,7 · 10 <sup>-7</sup>
Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) (Ca <sup>2+</sup> , 2H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> )	Кальцій дигідрогенфосфат	1,0 · 10 <sup>-3</sup>
Ca(OH) <sub>2</sub> (Ca <sup>2+</sup> , 2OH <sup>-</sup> ) (CaOH <sup>+</sup> , OH <sup>-</sup> )	Кальцій дигідроксид	6,5 · 10 <sup>-6</sup> 9,1 · 10 <sup>-5</sup>
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Трикальцій дифосфат	2,0 · 10 <sup>-29</sup>
CaSO <sub>3</sub>	Кальцій сульфат (IV)	3,2 · 10 <sup>-7</sup>
CaSO <sub>4</sub>	Кальцій сульфат (VI)	2,5 · 10 <sup>-5</sup>
CdCO <sub>3</sub>	Кадмій карбонат	1,0 · 10 <sup>-12</sup>
CdC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Кадмій оксалат	1,5 · 10 <sup>-8</sup>
Cd(OH) <sub>2</sub> (Cd <sup>2+</sup> , 2OH <sup>-</sup> ) (свіжеосаджений)	Кадмій дигідроксид	2,2 · 10 <sup>-14</sup>
Cd(OH) <sub>2</sub> (Cd <sup>2+</sup> , 2OH <sup>-</sup> ) (після старіння)	Кадмій дигідроксид	5,9 · 10 <sup>-15</sup>
Cd(OH) <sub>2</sub> (H <sup>+</sup> , HCdO <sup>2-</sup> )	Кадмій дигідроксид	2,0 · 10 <sup>-19</sup>
CdS	Кадмій сульфід	1,6 · 10 <sup>-28</sup>
CoCO <sub>3</sub>	Кобальт(II) карбонат	1,05 · 10 <sup>-10</sup>
CoC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Кобальт(II) оксалат	6,3 · 10 <sup>-8</sup>
Co(OH) <sub>2</sub> (блакитний)	Кобальт(II) дигідроксид	6,3 · 10 <sup>-15</sup>
Co(OH) <sub>2</sub> (рожевий, свіжеосаджений)	Кобальт(II) дигідроксид	1,6 · 10 <sup>-15</sup>
Co(OH) <sub>3</sub>	Кобальт(II) тригідроксид	4,0 · 10 <sup>-45</sup>
Cr(OH) <sub>2</sub>	Хром(II) дигідроксид	1,0 · 10 <sup>-17</sup>

Сполука	Назва сполуки	$K_s^0$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ ( $\text{Cr}^{3+}$ , $3\text{OH}^-$ )	Хром(II) тригідроксид	$6,3 \cdot 10^{-31}$
$(\text{CrOH}^{2+}$ , $2\text{OH}^-)$ ( $\text{H}^+$ , $\text{H}_2\text{CrO}_3^-$ )		$7,9 \cdot 10^{-21}$ $4,0 \cdot 10^{-15}$
$\text{CrPO}_4$ (фіолетовий) $\text{CrPO}_4$ (зелений)	Хрому (III) фосфат	$1,0 \cdot 10^{-17}$ $2,4 \cdot 10^{-23}$
$\text{CuBr}$	Купрум(I) бромід	$5,25 \cdot 10^{-9}$
$\text{CuCO}_3$	Купрум(II) карбонат	$2,5 \cdot 10^{-10}$
$\text{CuC}_2\text{O}_4$	Купрум(II) оксалат	$3,0 \cdot 10^{-9}$
$\text{CuCl}$	Купрум(I) хлорид	$1,2 \cdot 10^{-6}$
$\text{CuCrO}_4$	Купрум(II) хромат	$3,6 \cdot 10^{-6}$
$\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Купрум(II) гексаціаноферат(II)	$1,3 \cdot 10^{-16}$
$\text{CuI}$	Купрум(I) йодид	$1,1 \cdot 10^{-12}$
$\text{Cu}_2\text{O}$ ( $\text{Cu}^+$ , $2\text{OH}^-$ )	Купрум(I) оксид	$1,0 \cdot 10^{-14}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ ( $\text{Cu}^{2+}$ , $2\text{OH}^-$ ) ( $\text{CuOH}^+$ , $\text{OH}^-$ ) ( $\text{H}^+$ , $\text{HCuO}_2^-$ )	Купруму дигідрооксид	$8,3 \cdot 10^{-20}$ $8,3 \cdot 10^{-12}$ $1,0 \cdot 10^{-19}$
$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$	Дикупрум(II) дигідрооксид карбонат	$1,7 \cdot 10^{-34}$
$\text{Cu}_2\text{S}$	Дикупрум(I) сульфід	$2,5 \cdot 10^{-48}$
$\text{CuSCN}$	Купрум(I) тіоціанат	$4,8 \cdot 10^{-15}$
$\text{CuS}$	Купрум(II) сульфід	$6,3 \cdot 10^{-36}$
$\text{FeCO}_3$	Ферум(II) карбонат	$3,5 \cdot 10^{-11}$
$\text{FeC}_2\text{O}_4$	Ферум(II) оксалат	$2,0 \cdot 10^{-7}$
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ ( $\text{Fe}^{2+}$ , $2\text{OH}^-$ ) ( $\text{FeOH}^+$ , $\text{OH}^-$ ) ( $\text{H}^+$ , $\text{HFeO}_2^-$ )	Ферум(II) дигідрооксид	$7,2 \cdot 10^{-16}$ $2,2 \cdot 10^{-11}$ $8,0 \cdot 10^{-20}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ ( $\text{Fe}^{3+}$ , $3\text{OH}^-$ ) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ( $\text{Fe}^{3+}$ , $3\text{OH}^-$ )	Ферум(III) тригідрооксид	$6,3 \cdot 10^{-38}$ $3,2 \cdot 10^{-40}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ ( $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$ , $\text{OH}^-$ ) ( $\text{Fe}(\text{OH})^{2+}$ , $2\text{OH}^-$ )	Ферум(III) тригідрооксид	$6,8 \cdot 10^{-18}$ $2,0 \cdot 10^{-28}$
$\text{FePO}_4$	Ферум(III) фосфат	$1,3 \cdot 10^{-22}$
$\text{FeS}$	Ферум(II) сульфід	$5,0 \cdot 10^{-18}$

Сполука	Назва сполуки	$K_s^0$
$\text{FeS}_2$ ( $\text{Fe}^{2+}, \text{S}_2^{2-}$ )	Феруму(II) дисульфід	$6,3 \cdot 10^{-31}$
$\text{Hg}_2\text{Br}_2$ ( $\text{Hg}_2^{2+}, 2\text{Br}^-$ )	Димеркурій(I) дибромід	$5,8 \cdot 10^{-23}$
$\text{Hg}_2\text{CO}_3$ ( $\text{Hg}_2^{2+}, \text{CO}_3^{2-}$ )	Димеркурій(I) карбонат	$8,9 \cdot 10^{-17}$
$\text{Hg}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ( $\text{Hg}_2^{2+}, \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ )	Димеркурій(I) оксалат	$1,0 \cdot 10^{-13}$
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ( $\text{Hg}_2^{2+}, 2\text{Cl}^-$ )	Димеркурій(I) дихлорид	$1,3 \cdot 10^{-18}$
$\text{Hg}_2\text{CrO}_4$ ( $\text{Hg}_2^{2+}, \text{CrO}_4^{2-}$ )	Димеркурій(I) хромат	$5,0 \cdot 10^{-9}$
$\text{Hg}_2\text{I}_2$ ( $\text{Hg}_2^{2+}, 2\text{I}^-$ )	Димеркурій(I) дийодид	$4,5 \cdot 10^{-29}$
$\text{Hg}_2\text{O}$ ( $\text{Hg}_2^{2+}, 2\text{OH}^-$ )	Димеркурій(I) оксид	$1,6 \cdot 10^{-23}$
$\text{HgO}$ ( $\text{Hg}^{2+}, 2\text{OH}^-$ )	Меркурій(II) оксид	$3,0 \cdot 10^{-26}$
$\text{HgS}$ (чорний) $\text{HgS}$ (червоний)	Меркурій(II) сульфід	$1,6 \cdot 10^{-52}$ $4,0 \cdot 10^{-53}$
$\text{Hg}_2\text{S}$ ( $\text{Hg}_2^{2+}, \text{S}^{2-}$ )	Димеркурій(I) сульфід	$1,0 \cdot 10^{-47}$
$\text{Hg}_2(\text{SCN})_2$ ( $\text{Hg}_2^{2+}, 2\text{SCN}^-$ )	Димеркурій(I) дитіоціанат	$3,0 \cdot 10^{-20}$
$\text{Hg}_2\text{SO}_4$ ( $\text{Hg}_2^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$ )	Димеркурій(I) сульфат	$6,8 \cdot 10^{-7}$
$\text{K}_3[\text{AlF}_6]$ ( $3\text{K}^+, \text{AlF}_6^{3-}$ )	Калій гексафлуороалюмінат	$1,6 \cdot 10^{-9}$
$\text{KClO}_4$	Калій хлорат(VII)	$1,1 \cdot 10^{-2}$
$\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ( $3\text{K}^+, [\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ )	Калій гексанітрокобальтат(III)	$4,3 \cdot 10^{-10}$
$\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ( $2\text{K}^+, \text{Na}^+, [\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ )	Дикалій натрій гексанітрокобальтат(III)	$2,2 \cdot 10^{-11}$
$\text{KIO}_4$	Калій йодат(VII)	$8,3 \cdot 10^{-4}$
$\text{K}_2[\text{PdCl}_6]$ ( $2\text{K}^+, [\text{PdCl}_6]^{2-}$ )	Калій гексахлоропаладат(IV)	$6,0 \cdot 10^{-6}$

Сполука	Назва сполуки	$K_s^0$
$K_2[PtCl_4]$ ( $2K^+$ , $[PtCl_4]^{2-}$ )	Калій тетрахлороплатинат(II)	$8,0 \cdot 10^{-3}$
LiOH	Літій гідроксид	$4,0 \cdot 10^{-2}$
$Li_3PO_4$	Літій фосфат (V)	$3,2 \cdot 10^{-9}$
$MgNH_4PO_4$	Амоній магній фосфат(V)	$2,5 \cdot 10^{-13}$
$Mg(OH)_2$ (свіжоосаджений) $Mg(OH)_2$ ( $Mg^{2+}$ , $2OH^-$ )	Магній дигідроксид	$6,0 \cdot 10^{-10}$
( $MgOH^+$ , $OH^-$ ) (після старіння)		$7,1 \cdot 10^{-12}$
$Mg_3(PO_4)_2$	Тримагній дифосфат	$2,6 \cdot 10^{-9}$
$MgCO_3$	Магній карбонат	$1,0 \cdot 10^{-13}$
$MgF_2$	Магній дифлуорид	$2,1 \cdot 10^{-5}$
$MnCO_3$	Манган(II) карбонат	$6,5 \cdot 10^{-9}$
$MnC_2O_4$	Манган(II) оксалат	$1,8 \cdot 10^{-11}$
$MnNH_4PO_4$	Амоній манган фосфат(V)	$5,0 \cdot 10^{-5}$
$Mn(OH)_2$ ( $Mn^{2+}$ , $2OH^-$ )	Манган(II) дигідроксид	$1,0 \cdot 10^{-12}$
( $MnOH^+$ , $OH^-$ )		$1,9 \cdot 10^{-13}$
( $H^+$ , $HMnO_2^-$ )		$4,9 \cdot 10^{-10}$
$Mn(OH)_3$	Манган(III) тригідроксид	$1,0 \cdot 10^{-19}$
$Mn(OH)_4$	Мангану(IV) тетрагідроксид	$1,0 \cdot 10^{-36}$
$MnS$ (тілесного кольору)	Манган(II) сульфід	$1,0 \cdot 10^{-56}$
$MnS$ (зелений)		$2,5 \cdot 10^{-10}$
( $NH_4$ ) <sub>3</sub> [ $Co(NO_2)_6$ ] ( $3NH_4^+$ , $[Co(NO_2)_6]^{3-}$ )	Амоній гексанітрокобальтат(III)	$2,5 \cdot 10^{-13}$
( $NH_4$ ) <sub>2</sub> $PdCl_6$	Амоній гексахлоропаладат(IV)	$7,6 \cdot 10^{-6}$
$Na[Sb(OH)_6]$ ( $Na^+$ , $[Sb(OH)_6]^-$ )	Натрій гексагідроксистибат(V)	$9,0 \cdot 10^{-6}$
$Ni(C_4H_7O_2N_2)_2$	Нікол(II) диметилглюксимат	$4,8 \cdot 10^{-8}$
$NiCO_3$	Нікол(II) карбонат	$2,3 \cdot 10^{-25}$
$NiC_2O_4$	Нікол(II) оксалат	$1,3 \cdot 10^{-7}$
$Ni(OH)_2$ (свіжоосаджений) $Ni(OH)_2$ (після старіння)	Нікол(II) дигідроксид	$4,0 \cdot 10^{-10}$
$NiP_2O_7$	Нікол(II) дифосфат	$2,0 \cdot 10^{-15}$
$NiS$ альфа	Ніколу(II) сульфід	$6,3 \cdot 10^{-18}$
$NiS$ бета		$1,7 \cdot 10^{-13}$
$NiS$ гама		$3,2 \cdot 10^{-19}$
$PbCO_3$	Плюмбум(II) карбонат	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$PbC_2O_4$	Плюмбум(II) оксалат	$2,0 \cdot 10^{-26}$
$PbCl_2$	Плюмбум(II) дихлорид	$7,5 \cdot 10^{-15}$
		$4,8 \cdot 10^{-10}$
		$1,6 \cdot 10^{-5}$

Сполука	Назва сполуки	$K_s^0$
$PbCrO_4$	Плюмбум(II) хромат(VI)	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$PbF_2$	Плюмбум(II) дифлуорид	$2,7 \cdot 10^{-8}$
$PbI_2$	Плюмбум(II) дийодид	$1,1 \cdot 10^{-9}$
$Pb_2[Fe(CN)_6]$	Плюмбум(II) гексаціаноферрат(II)	$9,55 \cdot 10^{-19}$
$PbO_2$ ( $Pb^{4+}$ , $4OH^-$ )	Плюмбум(II) диоксид	$3,0 \cdot 10^{-6}$
$Pb(OH)_2$ ( $Pb^{2+}$ , $2OH^-$ )(жовтий)	Плюмбум(II) дигідроксид	$7,9 \cdot 10^{-16}$
$Pb(OH)_2$ ( $Pb^{2+}$ , $2OH^-$ ) (червоний) ( $PbOH^+$ , $OH^-$ ) ( $H^+$ , $HPbO_2^-$ )	Плюмбум(II) дигідроксид	$5,0 \cdot 10^{-16}$ $1,0 \cdot 10^{-9}$ $3,2 \cdot 10^{-16}$
$Pb_2(OH)_2CO_3$	Диплюмбум(II) дигідроксид карбонат	$3,5 \cdot 10^{-46}$
$Pb_3(PO_4)_2$	Триплюмбум(III) дифосфат	$7,9 \cdot 10^{-43}$
$PbS$	Плюмбум(III) сульфід	$2,5 \cdot 10^{-27}$
$Pb(SCN)_2$	Плюмбум(II) дитіоціанат	$2,0 \cdot 10^{-5}$
$PbSO_4$	Плюмбум(II) сульфат	$1,6 \cdot 10^{-8}$
$PbS_2O_3$	Плюмбум(II) триоксотіосульфат	$4,0 \cdot 10^{-7}$
$SnI_2$	Станум(II) дийодид	$8,3 \cdot 10^{-6}$
$Sn(OH)_2$ ( $Sn^{2+}$ , $2OH^-$ )	Станум(II) дигідроксид	$6,3 \cdot 10^{-27}$
( $SnOH^+$ , $OH^-$ ) ( $H^+$ , $HSnO_2^-$ )		$2,5 \cdot 10^{-16}$ $1,3 \cdot 10^{-15}$
$Sn(OH)_4$	Стануму (IV) тетрагідроксид	$1,0 \cdot 10^{-57}$
$SnS$	Станум(II) сульфід	$2,5 \cdot 10^{-27}$
$SrCO_3$	Стронцій карбонат	$1,1 \cdot 10^{-10}$
$SrC_2O_4$	Стронцій оксалат	$1,6 \cdot 10^{-7}$
$SrCrO_4$	Стронцій хромат(VI)	$3,6 \cdot 10^{-5}$
$SrF_2$	Стронцій дифлуорид	$2,5 \cdot 10^{-9}$
$Sr(OH)_2$	Стронцій дигідроксид	$3,2 \cdot 10^{-4}$
$Sr_3(PO_4)_2$	Тристронцій дифосфат	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$SrSO_3$	Стронцій сульфат(IV)	$4,0 \cdot 10^{-8}$
$SrSO_4$	Стронцію сульфат(VI)	$3,2 \cdot 10^{-7}$

Сполука	Назва сполуки	$K_s^0$
ZnCO <sub>3</sub>	Цинк карбонат	$1,45 \cdot 10^{-11}$
ZnC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Цинк оксалат	$2,75 \cdot 10^{-8}$
Zn <sub>2</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Цинк гексаціаноферат(II)	$2,1 \cdot 10^{-16}$
Zn[Hg(SCN) <sub>4</sub> ]	Цинк тетраціанато- меркурат (II)	
(Zn <sup>2+</sup> , [Hg(SCN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> )		$2,2 \cdot 10^{-7}$
Zn(OH) <sub>2</sub> (Zn <sup>2+</sup> , 2OH <sup>-</sup> ) (ZnOH <sup>+</sup> , OH <sup>-</sup> )	Цинк дигідроксид	$1,4 \cdot 10^{-17}$ $1,4 \cdot 10^{-11}$
Zn <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Трицинк дифосфат	$9,1 \cdot 10^{-33}$
ZnS	Цинк сульфід	$1,6 \cdot 10^{-24}$
ZnS		$2,5 \cdot 10^{-22}$

Таблиця 8

## Значення констант нестійкості комплексних йонів за 20-25 °С

Комплексо- утворювачі	Йонізація комплексів	Константа нестійкості, $K_H$
Ag <sup>+</sup>	$[Ag(NH_3)_2]^+ \rightleftharpoons Ag^+ + 2NH_3$	$5,75 \cdot 10^{-8}$
	$[AgCl_2]^- \rightleftharpoons Ag^+ + 2Cl^-$	$9,12 \cdot 10^{-6}$
	$[AgI_2]^- \rightleftharpoons Ag^+ + 2I^-$	$5,50 \cdot 10^{-12}$
	$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-} \rightleftharpoons Ag^+ + 2S_2O_3^{2-}$	$3,47 \cdot 10^{-14}$
	$[Ag(S_2O_3)]^- \rightleftharpoons Ag^+ + S_2O_3^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{-13}$
	$[Ag(CN)_2]^- \rightleftharpoons Ag^+ + 2CN^-$	$1,41 \cdot 10^{-20}$
	$[Ag(SCN)_2]^- \rightleftharpoons Ag^+ + 2SCN^-$	$5,88 \cdot 10^{-9}$
	$[Ag(NO_2)_2]^- \rightleftharpoons Ag^+ + 2NO_2^-$	$1,80 \cdot 10^{-3}$
Al <sup>3+</sup>	$[Al(OH)_4]^- \rightleftharpoons Al^{3+} + 4OH^-$	$1,00 \cdot 10^{-33}$
	$[AlF_6]^{3-} \rightleftharpoons Al^{3+} + 6F^-$	$2,14 \cdot 10^{-21}$
	$[Al(SO_4)_2]^- \rightleftharpoons Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$	$1,26 \cdot 10^{-6}$
	$[Al(C_2O_4)_3]^{3-} \rightleftharpoons Al^{3+} + 3C_2O_4^{2-}$	$5,00 \cdot 10^{-17}$
	$[AlEDTA]^- \rightleftharpoons Al^{3+} + EDTA^{4-}$	$7,41 \cdot 10^{-1}$
Cd <sup>2+</sup>	$[Cd(NH_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons Cd^{2+} + 4NH_3$	$2,75 \cdot 10^{-7}$
	$[Cd(CN)_4]^{2-} \rightleftharpoons Cd^{2+} + 4CN^-$	$1,76 \cdot 10^{-18}$
	$[CdI_4]^{2-} \rightleftharpoons Cd^{2+} + 4I^-$	$7,94 \cdot 10^{-7}$
	$[Cd(S_2O_3)_2]^{2-} \rightleftharpoons Cd^{2+} + 2S_2O_3^{2-}$	$3,31 \cdot 10^{-7}$
Co <sup>2+</sup> Co <sup>3+</sup>	$[Co(NH_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons Co^{2+} + 6NH_3$	$7,80 \cdot 10^{-6}$
	$[Co(NH_3)_6]^{3+} \rightleftharpoons Co^{3+} + 6NH_3$	$6,16 \cdot 10^{-36}$
	$[Co(CN)_6]^{4-} \rightleftharpoons Co^{2+} + 6CN^-$	$8,13 \cdot 10^{-20}$
	$[Co(CN)_6]^{3-} \rightleftharpoons Co^{3+} + 6CN^-$	$1,00 \cdot 10^{-64}$
	$[CoEDTA]^{2-} \rightleftharpoons Co^{2+} + EDTA^{4-}$	$1,00 \cdot 10^{-17}$
	$[CoEDTA]^- \rightleftharpoons Co^{3+} + EDTA^{4-}$	$1,00 \cdot 10^{-36}$
Cu <sup>+</sup>	$[Cu(NH_3)_2]^+ \rightleftharpoons Cu^+ + 2NH_3$	$1,36 \cdot 10^{-11}$
	$[Cu(CN)_4]^{3-} \rightleftharpoons Cu^+ + 4CN^-$	$5,00 \cdot 10^{-31}$
Cu <sup>2+</sup>	$[Cu(NH_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons Cu^{2+} + 4NH_3$	$9,33 \cdot 10^{-13}$

Комплексоутворювачі	Йонізація комплексів	Константа нестійкості, $K_H$
$\text{Cu}^{2+}$	$[\text{Cu}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$5,00 \cdot 10^{-11}$
	$[\text{CuCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$2,40 \cdot 10^{-6}$
	$[\text{CuEDTA}]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{EDTA}^{4-}$	$1,58 \cdot 10^{-19}$
$\text{Fe}^{2+}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-24}$
	$[\text{Fe}(\text{C}_6\text{H}_4(\text{COO})\text{O})_2]^{2-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2(\text{C}_6\text{H}_4(\text{COO})\text{O})^{2-}$	$5,62 \cdot 10^{-12}$
$\text{Fe}^{3+}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-31}$
	$[\text{FeF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{F}^-$	$7,94 \cdot 10^{-17}$
	$[\text{FeEDTA}]^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{EDTA}^{4-}$	$7,94 \cdot 10^{-26}$
	$[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$6,31 \cdot 10^{-21}$
$\text{Hg}^{2+}$	$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$5,20 \cdot 10^{-20}$
	$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$8,50 \cdot 10^{-16}$
	$[\text{HgBr}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,00 \cdot 10^{-21}$
	$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,48 \cdot 10^{-30}$
	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$3,09 \cdot 10^{-42}$
	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{SCN}^-$	$1,70 \cdot 10^{-20}$
$\text{Ni}^{2+}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$1,23 \cdot 10^{-8}$
	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-31}$
	$[\text{NiEDTA}]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + \text{EDTA}^{4-}$	$2,40 \cdot 10^{-19}$
$\text{Pb}^{2+}$	$[\text{Pb}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$6,31 \cdot 10^{-8}$
	$[\text{PbEDTA}]^{2-} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + \text{EDTA}^{4-}$	$9,12 \cdot 10^{-19}$
$\text{Zn}^{2+}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,00 \cdot 10^{-9}$
	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$2,19 \cdot 10^{-11}$
	$[\text{Zn}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$7,08 \cdot 10^{-11}$
	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-11}$
	$[\text{ZnEDTA}]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{EDTA}^{4-}$	$3,16 \cdot 10^{-11}$

## Ряд електронегативності елементів

<b>РЯД ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ</b>															
Cs	K	Na	Ca	Mg	Al	Si	H	C	P	S	Br	N	Cl	O	F
0,86	0,91	1,01	1,04	1,23	1,47	1,74	2,10	2,50	2,10	2,60	2,74	3,07	2,83	3,50	4,10

Таблиця 10

## Ряд стандартних електродних потенціалів

		РЯД СТАНДАРТНИХ ЕЛЕКТРОДНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ МЕТАЛІВ																			
ЕЛЕКТРОД	ОКИСЛЕНА ФОРМА	ПОСИЛЕННЯ ОКИСНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ																	-ne +ne		
	ВІДНОВАЛЕНА ФОРМА	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	2H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>		Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>
	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Cu	2Hg	Ag	Pt		Au	
	ПОСИЛЕННЯ ВІДНОВАЛЮВАЛЬНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ																				
	E <sup>0</sup> , В	-3,04	-2,92	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	0,34	0,79	0,80	1,20	1,50	

Таблиця 11

Таблиця розчинності кислот, основ і солей у воді  
РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ (за температури 20-25 °С)

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

Умовні позначення: **P** – розчиняється (понад 10 г/л H<sub>2</sub>O);  
**M** – мало розчиняється (від 10 г/л до 0,01 г/л H<sub>2</sub>O);  
**H** – практично не розчиняється (менше 0,01 г/л H<sub>2</sub>O);  
**-** – сполука розкладається водою або не існує.



# Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

Період	Ряд	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1	1	<b>H</b> 1,0079 Гідроген Водень							<b>He</b> 4,0026 Гелій					
2	2	<b>Li</b> 6,941 Літій	<b>Be</b> 9,012 Берилій	<b>B</b> 10,81 Бор	<b>C</b> 12,011 Карбон Вуглець	<b>N</b> 14,0067 Нітроген Азот	<b>O</b> 15,999 Оксиген Кисень	<b>F</b> 18,998 Флуор Фтор	<b>Ne</b> 20,179 Неон					
3	3	<b>Na</b> 22,990 Натрій	<b>Mg</b> 24,305 Магній	<b>Al</b> 26,981 Алюміній	<b>Si</b> 28,086 Силіцій Кремній	<b>P</b> 30,973 Фосфор	<b>S</b> 32,06 Сулфур Сірка	<b>Cl</b> 35,453 Хлор	<b>Ar</b> 39,948 Аргон					
4	4	<b>K</b> 39,098 Калій	<b>Ca</b> 40,08 Кальцій	<b>Sc</b> 44,956 Скандій	<b>Ti</b> 47,90 Титан	<b>V</b> 50,941 Ванадій	<b>Cr</b> 51,996 Хром	<b>Mn</b> 54,938 Манган Марганець	<b>Fe</b> 55,847 Ферум Залізо	<b>Co</b> 58,933 Кобальт	<b>Ni</b> 58,70 Нікол Нікель			
5	5	<b>Zn</b> 65,39 Цинк	<b>Ga</b> 69,72 Галій	<b>Ge</b> 72,59 Германій	<b>As</b> 74,921 Арсен Миш'як	<b>Se</b> 78,96 Селен	<b>Br</b> 79,904 Бром	<b>Kr</b> 83,80 Криптон		<b>Ru</b> 101,07 Рутеній	<b>Rh</b> 102,905 Родій	<b>Pd</b> 106,4 Паладій		
6	6	<b>Rb</b> 85,468 Рубідій	<b>Sr</b> 87,62 Стронцій	<b>Y</b> 88,906 Ітрій	<b>Zr</b> 91,22 Цирконій	<b>Nb</b> 92,906 Ніобій	<b>Mo</b> 95,94 Молибден	<b>Tc</b> [98,906] Технецій		<b>Os</b> 190,2 Осмій	<b>Ir</b> 192,22 Ірідій	<b>Pt</b> 195,09 Платина		
7	7	<b>Ag</b> 107,868 Аргентум Срібло	<b>Cd</b> 112,41 Кадмій	<b>In</b> 114,82 Індій	<b>Sn</b> 118,71 Станум Олово, Цина	<b>Sb</b> 121,75 Стибій	<b>Te</b> 127,60 Телур	<b>I</b> 126,904 Йод	<b>Xe</b> 131,30 Ксенон					
8	8	<b>Cs</b> 132,91 Цезій	<b>Ba</b> 137,33 Барій	<b>*La</b> 138,905 Лантан	<b>Hf</b> 178,49 Гафній	<b>Ta</b> 180,948 Тантал	<b>W</b> 183,85 Вольфрам	<b>Re</b> 186,207 Реній		<b>Os</b> 190,2 Осмій	<b>Ir</b> 192,22 Ірідій	<b>Pt</b> 195,09 Платина		
9	9	<b>Au</b> 196,967 Аурум Золото	<b>Hg</b> 200,59 Меркурій Ртуть	<b>Tl</b> 204,37 Талій	<b>Pb</b> 207,2 Плюмбум Свинць, Оливо	<b>Bi</b> 208,980 Бісмут Вісмут	<b>Po</b> [209] Полоній	<b>At</b> [210] Астат						
10	10	<b>Fr</b> [223] Францій	<b>Ra</b> 226,025 Радій	<b>**Ac</b> [227] Актиній	<b>Unq</b> [261] Унїлквадій	<b>Unp</b> [262] Унїлпентій	<b>Unh</b> [263] Унїлгексій	<b>Uns</b> [264] Унїлсептій		<b>Uno</b> [265] Унїлоктій	<b>Une</b> [266] Унїленій	<b>Uun</b> [272] Унїунїлій		
		<b>R<sub>2</sub>O</b>	<b>RO</b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>RO<sub>2</sub></b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	<b>RO<sub>3</sub></b>	<b>RO<sub>7</sub></b>	<b>RO<sub>4</sub></b>					
		Леткі водневі сполуки			<b>RH<sub>4</sub></b>	<b>RH<sub>3</sub></b>	<b>H<sub>2</sub>R</b>	<b>HR</b>						
*Ланта-ноїди	58	<b>Ce</b> 140,908 Церій Празеводим	<b>Pr</b> 144,24 Прозеводим	<b>Nd</b> [145] Неодим	<b>Sm</b> 150,36 Самарій	<b>Eu</b> 151,96 Європій	<b>Gd</b> 157,25 Гадоліній	<b>Tb</b> 158,925 Тербій	<b>Dy</b> 162,50 Диспрозій	<b>Ho</b> 164,93 Гольмій	<b>Er</b> 167,26 Ербій	<b>Tm</b> 168,934 Тулій	<b>Yb</b> 173,04 Ітербій	<b>Lu</b> 174,97 Лютецій
**Акти-ноїди	90	<b>Th</b> 232,038 Торій	<b>Pa</b> [231] Протактіній	<b>U</b> 238,029 Уран	<b>Np</b> [237] Нептуній	<b>Am</b> [243] Америцій	<b>Cm</b> [247] Кюрій	<b>Bk</b> [247] Берклій	<b>Cf</b> [251] Каліфорній	<b>Es</b> [254] Ейнштейній	<b>Fm</b> [257] Фермій	<b>Md</b> [258] Менделєвій	<b>No</b> [259] Нобелій	<b>Lr</b> [260] Лоуренсій

---

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

---

### Базова (основна)

1. Державна фармакопея України – 2-е вид. Харків : державне підприємство "Український науковий фармацевтичний центр якості лікарських засобів», 2015. Т.1. 1128 с.
2. Державна фармакопея України – 2-е вид. Харків : державне підприємство "Український науковий фармацевтичний центр якості лікарських засобів», 2014. Т.2. 724 с.
3. Гомонай В.І., Мільович С.С. Загальна та неорганічна хімія : підручник. Вінниця : Нова книга, 2016. 448 с.
4. Кириченко В.І. Загальна хімія: навч. посіб. Київ : Вища шк., 2005. 639 с.
5. Степаненко О. М. Загальна та неорганічна хімія : підручник в 2-х ч. / О.М. Степаненко, А.Г. Рейтер, В.М. Ледовський, С.В. Іванов. Київ : Педагогічна преса, 2000. Ч. I. 568 с. Ч. II. 783 с.
6. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна та неорганічна хімія. Задачі та вправи : навч. посіб. Київ : Либідь, 2001. 400 с.
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – 12-е изд. Санкт-Петербург : Лань, 2021, 744 с.
8. Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самойленко В.М. Загальна та неорганічна хімія. Практика : навч. посіб. для студ. хім. і нехім. спец. вищих навч. закладів / М.В. Слободяник, Н.В. Улько, К.М. Бойко, В.М. Самойленко. Київ : Либідь, 2004. 336 с.
9. Шевряков М. В. Аналітична хімія. Теоретичні основи якісного та кількісного аналізу: навч.-метод. посібник / М.В. Шевряков, М.В. Повстяний, Б.В. Яковленко, Т.А. Попович. Херсон : Атлант, 2013. 404 с.
10. Шевряков М.В. Практикум з аналітичної хімії. Кількісний аналіз неорганічних та органічних речовин : навч. посіб. для студентів хімічних та фармацевтичних спеціальностей закладів вищої освіти. Вид. 2-е доп. та пер. / М.В. Шевряков, Г.О. Рябініна. Т.А. Попович. Херсон : Олді-плюс, 2020. 304с.
11. Попович Т.А. Збірник завдань з органічної, біологічної, аналітичної та фармацевтичної хімії для самостійної студентів: практикум для студентів закладів вищої освіти спеціальності 226 Фармація, промислова фармація денної та заочної форми навчання / О.Н. Речицький, С.Ф. Решнова, Т.А. Попович. Херсон : Вид-во ФОП Вишнимирський В.С., 2020. 132 с.
12. Шевряков М.В. Токсикологічна хімія : навч. посіб. для студентів закладів вищої освіти хімічних, фармацевтичних, біологічних екологічних / М.В. Шевряков. Херсон : ОЛДІ-ПЛЮС, 2020. 258 с.

### Додаткова

13. Левітін Є.Я. Біоактивність неорганічних сполук / Є.Я. Левітін, І.О. Ведерникова, А.О. Коваль, О.С. Криській. Харків : НФаУ, 2017. 83 с.
14. Телегуз В.С. Основи загальної хімії: навч. посіб. для студентів хімічних спеціальностей вузів. К. : Новий світ, 2000. 424 с.

15. Скопенко В.В., Савранський Л.І. Координаційна хімія : підручник. Київ : Либідь, 2004. 424 с.
16. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Голуб О.А. / за ред. О.А. Голуб. Загальна хімія : підручник. Київ : Вища шк., 2009. 471 с.
17. Тестові завдання з бази даних «Крок 1. Фармація» Національного фармацевтичного університету <https://nuph.edu.ua/>
18. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» для студентів денної та заочної форми навчання напряму підготовки 6.051301 – «Хімічна технологія» / Укл. Захарова О.І., Чумак В.О. Сєверодонецьк : Вид-во СНУ ім. В.Даля, 2016. 76 с. [http://filelibsnu.at.ua/navchalno-metod/ch.1\\_2015-16.pdf](http://filelibsnu.at.ua/navchalno-metod/ch.1_2015-16.pdf)
19. Неорганічна хімія. Збірник тестів : навчальний посібник для студентів вищих фармацевтичних закладів освіти та фармацевтичних факультетів медичних університетів / Є.Я. Левітін, А.О. Коваль, О.С. Криськів, Є.О. Цапко / За ред. проф. Левітіна Є.Я. Харків : Видавництво НФаУ, 2012. 87 с. [https://inorgchem.nuph.edu.ua/wp-content/uploads/2013/12/Inchem\\_TC\\_UKR.pdf](https://inorgchem.nuph.edu.ua/wp-content/uploads/2013/12/Inchem_TC_UKR.pdf)
20. [https://stud.com.ua/159831/prirodoznavstvo/zagalna\\_ta\\_neorganichna\\_himiya\\_dlya\\_farmatsevtiv](https://stud.com.ua/159831/prirodoznavstvo/zagalna_ta_neorganichna_himiya_dlya_farmatsevtiv)
21. <https://dspace.nuph.edu.ua/handle/123456789/11331>
22. <http://repo.knmu.edu.ua/bitstream/123456789/9658/1/%D0%A5%D0%91%D0%95%20%D1%81%D1%82%D1%83%D0%B4%20%D0%BC%D0%B5%D0%B4.pdf>
23. <https://res.in.ua/1-biogenni-elementi.html>
24. <https://med-chemistry.pdmu.edu.ua/storage/resources/docs/mIxzMU17sZfxaFCgnw2WaxLD7BjFlkEji2IVIA8V.pdf>
25. [https://esu.com.ua/search\\_articles.php?id=35329](https://esu.com.ua/search_articles.php?id=35329)

Наукова література

**ВИШНЕВСЬКА Л.В., ПОПОВИЧ Т.А.**

**ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

(Частина 1. Загальна хімія)

Лабораторний практикум для здобувачів першого (бакалаврського)  
рівня вищої освіти фармацевтичних спеціальностей галузі знань 22  
Охорона здоров'я (денна та заочна форми навчання)

ISBN 978-966-630-299-4

Технічний редактор – Дудченко С.Г.

Підписано до друку 16.12.2021 р. Формат 60x84/16. Папір офсетний. Гарнітура  
Times New Roman. Ум. др. арк. 12,25. Наклад 300.

Віддруковано з готових оригінал-макетів у ТОВ “Айлант”  
*Свідоцтво про реєстрацію ХС №1 від 20.08.2000 р.*  
73000, Україна, м. Херсон, пров. Пугачова, 5/20.  
Тел.: +38-050-396-08-91.