

Волинський національний університет імені Лесі Українки  
Факультет хімії, екології та фармації  
Кафедра хімії та технологій

**Піскач Л. В., Мазурець І. І.**

# **ЗАГАЛЬНА та НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

**методичні вказівки  
до вивчення навчальної дисципліни**

для студентів 1-го курсу  
спеціальності "Фармація, промислова фармація"

Луцьк  
2023

УДК 546(075)  
С 16

*Рекомендовано до друку методичною радою  
Волинського національного університету імені Лесі Українки  
(протокол № 7 від 16 березня 2023 р.)*

***Рецензенти:***

**Кадикало Елла Максимівна** – кандидат хімічних наук, доцент кафедри органічної хімії та фармації Волинського національного університету ім. Лесі Українки

**Шемет Василина Ярославівна** – кандидат хімічних наук, доцент кафедри матеріалознавства Луцького національного технічного університету

***Укладачі:***

кандидат хімічних наук, професор кафедри хімії та технологій Волинського національного університету імені Лесі Українки **Піскач Л. В.**

кандидат хімічних наук, старший лаборант кафедри хімії та технологій **Мазурець І. І.**

**Піскач Л. В., Мазурець І. І. Загальна та неорганічна хімія:** методичні вказівки до вивчення навчальної дисципліни / Л. В. Піскач, І. І. Мазурець. – Луцьк: П “Зоря-плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2023. – 100 с.

Методичні вказівки призначені для вивчення навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» студентами факультету хімії, екології та фармації спеціальності «Фармація, промислова фармація» денної форми навчання.

Навчально-методичне видання містить методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт та короткі теоретичні відомості до кожної теми з навчального курсу «Загальна та неорганічна хімія» та завдання для самопідготовки.

УДК 546(075)

© Піскач Л. В., Мазурець І. І., 2023

## ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Курс «Загальна та неорганічна хімія» ділиться на дві частини. Розділи загальної хімії містять поняття, закони і теорії, без яких неможливо зрозуміти властивості і перетворення речовин. Розділи хімії елементів присвячені систематичному розгляду властивостей елементів та їх найважливіших сполук відповідно до розміщення елементів у головних та побічних підгрупах періодичної системи.

Під час проходження лабораторного практикуму студенти повинні виконати певну кількість із наведених лабораторних робіт.

Мета проведення лабораторних робіт – закріплення теоретичного програмного матеріалу та оволодіння практичними навичками роботи в хімічній лабораторії.

Основні вимоги до виконання лабораторної роботи:

1. Студент має скласти протокол лабораторної роботи, де зазначаються: назва лабораторної роботи; мета роботи; хід її виконання із спостереженнями, рівняннями хімічних реакцій, розрахунками та висновками.
2. По завершенні роботи, необхідно вимити хімічний посуд та привести в порядок робоче місце.
3. Одержані під час виконання роботи експериментальні дані потрібно показати викладачу для перевірки і приступити до обробки результатів дослідів і оформлення звіту.

Як допуск до виконання лабораторної роботи на кожному занятті проводяться тематичні опитування по теоретичному матеріалу і рішення задач, а також перевіряються знання студентами методики експерименту.

Для підготовки до опитувань необхідно користуватися методичними рекомендаціями, де наведені питання для самопідготовки, задачі для самостійного розв'язування, які дозволяють студентам закріпити набуті теоретичні знання.

Пропущені лабораторні заняття, незалежно від причини пропуску, повинні бути відпрацьовані, оформлені та захищені. Відпрацювання їх проводиться в позаурочний час у присутності лаборанта чи викладача за узгодженим графіком.

Після вивчення тем кожного змістового модуля, виконання відповідних лабораторних робіт проводиться модульна контрольна робота. Кожна форма навчальної діяльності оцінюється певною кількістю балів згідно кредитно-модульної системи організації навчального процесу.

Самостійна робота включає опрацювання теоретичних основ лекційного матеріалу; вивчення окремих тем або питань, що не розглядаються в курсі лекцій; підготовку до лабораторних занять; розв'язування і письмове оформлення задач та систематизація вивченого матеріалу перед іспитом.

Семестрова форма контролю – екзамен, який студенти отримують за умови виконання лабораторного практикуму, самостійних завдань та оволодіння достатніми теоретичними знаннями, що відображається результатами проміжного модульного контролю.

## План проходження лабораторного практикуму

№ заняття	Тема заняття / назва лабораторної роботи / <i>модульні контрольні</i>
<i>1</i>	<i>2</i>
<b>Змістовий модуль 1</b>	
1	<b>Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії. Стехіометричні розрахунки</b> Визначення молярної маси карбон диоксиду (лаб. робота) Визначення молярної маси еквівалента металу (лаб. робота)
2	<b>Класифікація та номенклатура неорганічних сполук</b> Класи неорганічних сполук (лаб. робота)
3	<b>Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок та будова молекул</b> Будова атома, хімічний зв'язок (лаб. робота)
4	<b>Закономірності перебігу хімічних реакцій</b> Термодинаміка та кінетика хімічних реакцій, хімічна рівновага (лаб. робота)
<b><i>Модульна контрольна № 1</i></b>	
<b>Змістовий модуль 2</b>	
5	<b>Дисперсні системи. Розчини. Властивості розчинів неелектролітів</b> Приготування розчинів заданої концентрації (лаб. робота)
6	<b>Розчини електролітів. Гідроліз солей</b> Електролітична дисоціація. Зміщення іонної рівноваги (лаб. робота) Буферні розчини (лаб. робота)
7	<b>Електрохімічні процеси</b> Окисно-відновні реакції, електродні процеси (лаб. робота)
8	<b>Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки</b> Комплексні сполуки (лаб. робота)
<b><i>Модульна контрольна № 2</i></b>	
<b>Змістовий модуль 3</b>	
9	<b>Властивості s-елементів періодичної системи</b> Гідроген та його сполуки; лужні метали та їх сполуки (лаб. робота). Магній, лужноземельні метали та їх сполуки; твердість води (лаб. робота)
10	<b>Властивості p-елементів III-V груп періодичної системи</b> Бор, Алюміній, елементи підгрупи Галію та їх сполуки. Карбон, Сіліцій, елементи підгрупи Германію та їх сполуки. Пніктогени та їх сполуки (лаб. робота)

<i>1</i>	<i>2</i>
11	<b>Властивості <i>p</i>-елементів VI-VIII груп періодичної системи</b> Оксиген, халькогени та їх сполуки. Галогени та їх сполуки. (лаб. робота)
12	<b>Властивості <i>d</i>-елементів I-V груп періодичної системи</b> Елементи підгруп Купруму, Цинку, Скандію, Тітану, Ванадію та їх сполук (лаб. робота)
13	<b>Властивості <i>d</i>-елементів VI-VIII груп періодичної системи</b> Елементи підгруп Хрому, Мангану та їх сполуки. Фероїди та їх сполуки (лаб. робота)
	<b><i>Модульна контрольна № 3</i></b>

## РОЗДІЛ 1. ТЕХНІКА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

### 1.1. Основні правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії

#### *Загальні правила роботи та техніки безпеки*

1. До початку заняття необхідно уважно ознайомитися з темою роботи, використовуючи методичні вказівки, підручник і конспект лекцій.
2. Необхідно обережно поводитись з приладами та лабораторним посудом.
3. Кожен студент повинен працювати тільки на закріпленому за ним робочому місці, яке слід тримати в чистоті, не загромождаючи предметами, що не відносяться до роботи. У хімічній лабораторії слід працювати в спецодязі (халаті).
4. Категорично забороняється приймати їжу в хімічній лабораторії, приносити напої, курити, користуватись мобільними пристроями (телефонами, ноутбуками тощо).
5. Під час роботи слід точно дотримуватись порядку і послідовності операцій, вказаних в даних вказівках. Категорично забороняється проводити досліди, які не стосуються даної роботи, без відома викладача.
6. Склянки з реактивами загального користування повинні знаходитись в спеціально відведених для них місцях (під витяжкою, на спеціальних столах); забороняється їх переносити на своє робоче місце.
7. Категорично забороняється працювати в лабораторії самотійно у відсутності лаборанта чи викладача. Категорично забороняється проводити досліди, які не стосуються даної роботи, без відома викладача.
8. Усі досліди необхідно виконувати з такими кількостями та концентраціями реактивів, в тому хімічному посуді та приладах, як це вказано у відповідних методичних вказівках. Забороняється виконувати додаткові досліди без дозволу викладача.
9. Забороняється без дозволу викладача вмикати і вимикати рубильники і електроприлади, газові та водяні крани.
10. Зайві книги, журнали і зошити не повинні знаходитися на робочому столі та зберігатися у спеціально відведених місцях. Методичні посібники, необхідні для роботи та робочі зошити треба оберігати від попадання на них хімічних реактивів.
11. Після використання необхідної кількості реактиву відразу повертайте на місце корок або піпетки від них, щоб не переплутати.
12. Сухі реактиви брати лише спеціальними ложечками, шпателями або совочками.
13. Працювати в лабораторії слід обережно, без зайвої квалливості, не проливати і не просипати реактиви. Насипати або наливати реактиви необхідно на столі: сухі – над аркушем паперу, рідкі – над склянкою посудиною. Надлишки реактивів забороняється виливати чи зсипати його назад в тару (склянку чи банку) з чистими реактивами. Пролиті чи розсипані реактиви на столі або на підлозі слід негайно прибрати і нейтралізувати.
14. Використані в роботі тверді речовини та фільтрувальний папір необхідно викидати у спеціальні корзини, відходи солей срібла (аргентуму), а

також відпрацьовані кислоти, луги, вогненебезпечні та рідини з сильним запахом зливати в спеціальні склянки, інші рідкі відходи виливати в раковину.

15. Категорично забороняється пробувати на смак або запах хімічні речовини, або пити воду з хімічного посуду. Зі всіма речовинами в лабораторії слід поводитись як з більш-менш шкідливими.

16. При піпетуванні треба користуватися піпетками з грушами або дозаторами. Кінець піпетки завжди повинен бути нижче рівня рідини в посудині або рідина з піпетки повинна стікати по внутрішній стінці посудини.

17. Всі досліди, пов'язані з використанням або утворенням токсичних, неприємно пахнучих речовин, а також шкідливих парів або газів, слід проводити лише при ввімкненій вентиляції у витяжній шафі, дверцята якої повинні бути опущені на одну третину.

18. Закріплювати хімічний посуд (колби, стакани тощо) у тримачах штатива слід обережно, обертаючи його навколо осі, поки не відчується невелике утруднення в обертанні.

19. Нагрівати хімічні реактиви для дослідів необхідно тільки у тонкостінному скляному або фарфоровому посуді. Під час нагрівання рідин та твердих речовин в пробірках необхідно користуватися тримачами і не спрямовувати їх отвором на себе, або в сторону людей, що знаходяться поряд.

20. Не слід нахилитися над отвором пробірки чи колби, в якій проходить нагрівання або кип'ятіння рідини, для попередження попадання крапель в обличчя в разі можливого викиду нагрітої речовини. При необхідності визначити запах парів (газу, що виділяється) не можна вдихати його безпосередньо з робочої посудини, а легким рухом долоні направити струмінь газу від горла посудини до себе і обережно вдихнути.

21. Для попередження бурхливого закипання та викиду рідини, яка нагрівається до кипіння, необхідно користуватись "кипілками" (шматочками подрібненого фарфору). "Кипілки" забороняється додавати в нагріту до кипіння рідину, їх слід вносити тільки в холодну рідину.

22. Досліди з легкозаймистими, леткими і вогненебезпечними речовинами слід проводити в малих кількостях (не більше 2 мл), подалі від відкритого полум'я і по можливості у витяжній шафі.

23. Прилади, які необхідно нагрівати, або з яких будуть виділяться гази не слід залишати закритими, крім спеціально для цього призначених.

24. Під час розведення концентровані кислоти (особливо сульфатної) і луги, слід невеликими порціями вливати кислоту (або концентрований розчин лугу) у воду, а не навпаки, безперервно перемішуючи утворений розчин.

25. При запалюванні пальника спочатку обмежують до мінімуму доступ повітря в нього, запалюють сірник, відкривають газовий кран і підносять запалений сірник збоку до отвору пальника. Потім поступово збільшують притік повітря і отримують безбарвне полум'я; відрегулювати висоту полум'я до необхідної шляхом обмеження або збільшення подачі газу. При цьому потрібно враховувати, що значний надлишок повітря при запалюванні пальника і під час користування ним може привести до відриву полум'я від пальника.

26. Якщо склянка з легкозаймистою рідиною перекинеться або розіб'ється, слід відразу вимкнути всі пальники, що знаходяться поруч, засипати розливу рідину піском, зібрати його і перенести у призначений для цього ящик.

27. У разі виникнення непорозумінь стосовно виконання дослідів лабораторної роботи необхідно припинити роботу та звернутися до викладача.

28. При створенні нестандартної ситуації в лабораторії терміново повідомте викладача та вийдіть із лабораторії.

29. Після закінчення роботи необхідно прибрати робоче місце, вимкнути електроприлади, закрити крани з газом і водою. Здати свої робочі місця черговим із числа студентів. Чергові по закінченню роботи групи здають робочі місця лаборантам практикуму.

### ***Надання першої (долікарської) медичної допомоги***

Під час проведення лабораторних занять у хімічній лабораторії можливі нещасні випадки (отруєння, хімічні й термічні опіки, травмування осколками скла тощо). Слід пам'ятати, що чим швидше буде надано допомогу потерпілому, тим менше буде негативних наслідків. Кожен працюючий повинен знати, де в лабораторії знаходиться аптечка з медикаментами, уміти надати першу допомогу при різних травмах. У випадку необхідності потрібно негайно викликати швидку допомогу.

#### **1. Надання першої допомоги при ураженні електричним струмом**

При ураженні електричним струмом необхідно негайно звільнити потерпілого від дії електричного струму, відключивши електроустановку від джерела живлення, а при неможливості відключення - відтягнути його від струмоведучих частин за одяг, застосувавши підручний ізоляційний матеріал. При відсутності у потерпілого дихання і пульсу необхідно робити йому штучне дихання і непрямий (зовнішній) масаж серця, звернувши увагу на зіниці. Розширені зіниці свідчать про різке погіршення кровообігу мозку. При такому стані необхідно негайно приступити до оживлення потерпілого і викликати швидку медичну допомогу.

#### **2. Перша допомога при пораненні**

Для надання першої допомоги при пораненні необхідно розкрити індивідуальний пакет, накласти стерильний перев'язочний матеріал, що міститься у ньому на рану і зав'язати її бинтом.

Якщо індивідуального пакету якимсь чином не буде, то для перев'язки необхідно використати чисту носову хустинку, чисту полотняну ганчірку і т. ін. На те місце ганчірки, що приходиться безпосередньо на рану, бажано накапати декілька капель настойки йоду. щоб одержати пляму розміром більше рани, а після цього накласти ганчірку на рану. Особливо важливо застосовувати настойку йоду зазначеним чином при забруднених ранах.

#### **3. Перша допомога при переломах, вивихах, ударах**

При переломах і вивихах кінцівок необхідно пошкоджену кінцівку укріпити шиною, фанерною пластинкою, палицею, картоном або іншим подібним предметом. Пошкоджену руку можна також підвісити за допомогою перев'язки або хустки до шиї і прибинтувати до тулуба.



При передбачуваному переломі черепа (несвідомий стан після удару голови, кровотеча з вух або рота) необхідно прикласти до голови холодний предмет (грілку з льодом або снігом, чи холодною водою) або зробити холодну примочку.

При підозріванні перелому хребта необхідно потерпілого покласти на дошку, не підіймаючи його, чи повернути потерпілого на живіт обличчям униз, наглядаючи при цьому, щоб тулуб не перегинався з метою уникнення ушкодження спинного мозку.

При переломі ребер, ознакою якого є біль при диханні, кашлю, чханні, рухах, необхідно туго забинтувати груди чи стягнути їх рушником під час видиху.

#### 4. Надання першої допомоги при хімічних опіках

Слід пам'ятати, що концентровані кислоти, луги, бром та ін. можуть завдати дуже тяжкі хімічні опіки.

При попаданні кислоти або лугу на шкіру, ушкоджені ділянки необхідно ретельно промити цівкою води на протязі 15-20 хвилин, після цього пошкоджену кислотою поверхню обмити 5%-ним розчином питної соди, а обпечену лугом – 3%-ним розчином борної кислоти або розчином оцтової кислоти.

При попаданні на слизову оболонку очей кислоти або лугу необхідно очі ретельно промити цівкою води протягом 15-20 хвилин, після цього промити 2%-ним розчином питної соди, а при ураженні очей лугом – 2%-ним розчином борної кислоти.

При опіках порожнини рота лугом необхідно полоскати 3%-ним розчином оцтової кислоти або 3%-ним розчином борної кислоти, при опіках кислотою – 5%-ним розчином питної соди.

При попаданні кислоти в дихальні шляхи необхідно дихати розпиленням за допомогою пульверизатора 10%-ним розчином питної соди, при попаданні лугу – розпиленням 3%-ним розчином оцтової кислоти.

В разі опіку бромом уражене місце необхідно промити великою кількістю води, або спирту, а потім 5-10%-ним розчином гідросульфату натрію.

#### 5. Надання першої допомоги при теплових опіках

При опіках вогнем, парою, гарячими предметами, ні в якому разі не можна відкривати пузири, які утворюються, та перев'язувати опіки бинтом.

При опіках першого ступеня (почервоніння) обпечене місце обробляють ватою, змоченою етиловим спиртом.

При опіках другого ступеня (пухирі) обпечене місце обробляють спиртом, 3%-ним розчином перманганату калію чи 5%-ним розчином таніну або рідиною від опіків (із аптечки).

При опіках третього ступеня (зруйнування шкіряної тканини) накривають рану стерильною пов'язкою або чистою тканиною та викликають лікаря.

#### 6. Перша допомога при кровотечі

Для того щоб зупинити кровотечу, необхідно:

– підняти поранену кінцівку вверх;

- кровоточиву рану закрити перев'язочним матеріалом (із пакета), складеним у клубочок, придавити її зверху, не торкаючись самої рани, потримати на протязі 4-5 хвилин; якщо кровотеча зупинилася, то не знімаючи накладеного матеріалу, поверх нього покласти ще одну подушечку з іншого пакета чи кусок вати і забинтувати поранене місце (із деяким натиском);
- при сильній кровотечі, яку не можна зупинити пов'язкою, застосовується здавлювання кровоносних судин, які живлять поранену область, при допомозі згинання кінцівок у сугавах, а також пальцями, джгутом або закруткою; при великій кровотечі необхідно терміново викликати лікаря.

#### 7. Перша допомога при отруєннях

При отруєнні газоподібними речовинами: (сірководнем, хлором, парами бром, карбон оксидом) потрібно вийти (потерпілого вивести) на свіже повітря, а потім звернутися до лікаря.

При отруєнні ціаністими сполуками, а також солями Арсену, Талію і Меркурію необхідно відразу звернутись до лікаря.

#### 8. Перша допомога при пораненні

Той, хто подає допомогу при пораненні, повинен з милом помити руки, а якщо це неможливо – змазати пальці йодною настоянкою. Торкатися рани навіть вимитими руками не дозволяється. Не дозволяється обмивати рану водою.

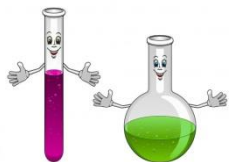
При незначних порізах рану обробляють йодною настоянкою і накладають марлеву пов'язку, яка захищає організм від мікробів і сприяє швидкому зсіданню крові.

При пораненні склом або іншим предметом рану промивають великою кількістю дистильованої води або тампоном, змоченим етиловим спиртом; виймають осколки скла і знову промивають рану спиртом. Якщо рана забруднена, бруд видаляється лише навкруги, але ні в якому разі не з глибинних шарів рани. Шкіру навколо рани обробляють йодною настоянкою або розчином брильянтової зелені, перев'язують і звертаються до медпункту.

При серйозному порізі й сильній кровотечі необхідно накласти джгут вище рани, покрити рану стерильною марлею і негайно викликати лікаря.

## 1.2. Хімічний лабораторний посуд, обладнання

Проведення будь-якого експерименту, лабораторно-клінічного дослідження неможливе без використання хімічного лабораторного посуду: мірного, загального і спеціального призначення (скляного, порцелянового, металічного чи пластмасового).



Чистота хімічного посуду при аналітичних дослідженнях має велике значення; при використанні недостатньо добре вимитого хімічного посуду (через недбалість або через невміння) можуть бути отримані спотворені результати досліду і зроблені неправильні висновки.

Хіміки в своїх дослідженнях використовують спеціальний посуд, в якому проводять і вивчають перетворення речовин, тобто хімічні реакції (рис. 1). Його виготовляють з різних природних та штучних матеріалів: скла, фарфору, корунду, кварцу, металу, пластмас та ін.



Рис. 1. Лабораторний хімічний посуд і обладнання.

Хімічний посуд, що використовується в лабораторіях може бути поділений на ряд груп. По призначенню посуд можна поділити на посуд *загального призначення*, *спеціального призначення* та *мірний*.

До групи *загального призначення* відносяться ті предмети, які завжди необхідні в лабораторії і без яких неможливо провести більшість робіт. Такими є: пробірки, лійки прості та ділильні, стакани, плоскодонні колби, кристалізатори, конічні колби (Ерленмеєра), колби Бунзена, холодильники, реторти, трійники, крани.

До групи *спеціального о призначення* відносяться ті предмети, які використовуються для однієї якої-небудь мети, наприклад: апарат Кіппа, дефлегматори, круглодонні колби, пікнометри, ареометри, склянки Вульфа, Дрекслея, Тищенка, прилади для визначення  $\text{CO}_2$ , температур кипіння, плавлення, молекулярної маси, та ін.

До *мірного* посуду відносяться: мірні циліндри та мензурки, піпетки, бюретки і мірні колби.

Найбільш поширений в лабораторіях посуд загального призначення, який виготовляють із тонкостінного чи товстостінного лабораторного скла. Завдяки прозорості, термостійкості, хімічній стійкості та міцності скло є найбільш придатним матеріалом для виготовлення хімічного посуду. Посуд, в якому проводяться реакції при нагріванні, виготовляється з жаростійкого пірексного скла і кварцу. Пірексне скло містить ~80 % сіліцій диоксиду, ~5 % лугів і володіє низьким коефіцієнтом розширення; посуд з нього володіє високою термічною стійкістю. Температура його розм'якшення близько 620 °С. Для проведення реакцій при більш високій температурі хімічний посуд виготовляється із кварцового скла. Кварцове скло містить ~99,95 % сіліцій диоксиду, відрізняється високою термічною стійкістю, інертністю по відношенню до ряду хімічних реагентів (крім фторидної і фосфорної кислот). Температура розм'якшення кварцового скла приблизно 1650 °С.

## Скляний посуд

До основного лабораторного скляного посуду, що найбільш часто використовується, фото яких приведені на рисунках, відносяться пробірки, колби, стакани, чашки, лійки, холодильники, дефлегматори та інший посуд різноманітної конструкції.

Хімічні реакції проводять в пробірках (рис. 2), плоскодонних (рис. 3) чи конічних (рис. 4) колбах. Якщо вмістимо пробірки необхідно нагріти, користуються спеціальними тримачами (рис. 5).



Рис. 2. Штатив з пробірками.

**Пробірки** (рис. 2) – вузькі циліндричної форми посудини із заокругленим дном; різної величини і діаметра та із різного скла. Необхідні для проведення багатьох експериментів з невеликими кількостями реактивів. Крім простих пробірок, застосовують градуйовані та центрифужні конічні. Пробірки з конусним шліфом та відповідною трубкою застосовують для фільтрування невеликих об'ємів рідин при пониженому тиску.

**Колби** використовуються для проведення багатьох експериментів по синтезу і аналізу. В залежності від їх призначення виготовляють різної місткості та форми (рис. 3, 4). Вони бувають круглодонні, плоскодонні, конічні, грушеподібні, гостродонні та бувають різної місткості – від 5 мл до 25 л, з шліфами і без них. Їх виготовляють з різних сортів скла. Нагрівати можна лише ті колби, які виготовлені із спеціального термостійкого скла. Такий посуд помічають спеціальним знаком – матовим прямокутником.



Рис. 3. Плоскодонні колби.



Рис. 4. Конічні колби.

Для утримування пробірок, що нагріваються відкритим полум'ям, при проведенні демонстраційних і лабораторних дослідів, пов'язаних з вивченням властивостей речовин, використовуються **щипці-тримач** (рис. 5). Виготовляється зазвичай з металу з дерев'яною ручкою.

Для демонстраційного експерименту часто використовують **хімічні стакани** (рис. 6), що представляють собою тонкостінні циліндри (хоча іноді

можуть мати форму розширеного доверху зрізаного конуса) різної ємності (від 50 до 1000 мл). Вони бувають двох видів: з носиками і без носиків. Стакани застосовують, як правило, для допоміжних робіт – фільтрування, випарювання (при температурі не більше 100 °С) та для приготування розчинів в лабораторних умовах, а також для проведення окремих синтезів.



Рис. 5. Тримач для пробірок.



Рис. 6. Хімічні стакани.

Іноді використовують і товстостінні (батерейні) стакани (для робіт без нагрівання). Часто стакани і конічні колби мають спеціальні мітки, з їх допомогою можна приблизно визначити об'єм рідини, що в них знаходиться.



Рис.7. Круглодонна колба.

Бюкси, або стакани для зважування застосовують для зважування та зберігання летких, гігроскопічних речовин.

**Круглодонна колба** (рис. 7) – колба з круглим дном і з одною чи декількома шийками різної довжини. Колби виготовляють із термостійкого боросилікатного скла для проведення хімічних реакцій. Круглі форми колби сприяють рівномірному нагріву та добре витримують вакуум. Круглодонні колби не можна поставити на стіл; тому їх встановлюють на спеціальні підставки, які мають заглиблення чи закріплюють на металічних стійках – **штативах** (рис. 8) – з допомогою лапок. Лапки, а також металічні кільця кріплять на штативі спеціальними затискачами. В круглодонних колбах зручно отримувати газоподібні речовини. Для того щоб збирати гази, що утворюються, користуються колбою з відводом (її називають колбою Вюрца (рис. 9)) чи пробіркою з газовідвідною трубкою.



Рис. 8. Штатив з кільцем, лапкою і затискачем.

Якщо газоподібні речовини необхідно охолоджувати, зконденсувати в рідину, використовують скляний **холодильник** (рис. 10). По його внутрішній трубці рухаються гази, що перетворюючись в рідину охолоджуються під дією холодної води, яка тече по «сорочці» холодильника в зворотньому напрямку. Прямі холодильники (Лібиха) застосовують для збору конденсату. Зворотні холодильники (Алліна) використовують для перегонки конденсату. Кульковий холодильник Сокслета може бути обладнаний мішалкою і найчастіше використовується як зворотній. Холодильник Дітмора можна використовувати як зворотній, так і низхідний. Пальцевий холодильник використовується для охолодження реакційного середовища.



Рис. 9. Колба Вюрца.



Рис. 10. Скляні холодильники.

**Лійки** використовують для наливання, переливання рідин із однієї посудини в іншу, фільтрування та інших операцій. Вони бувають різних діаметрів, мають гладку і ребристу внутрішню поверхню, а також різної довжини трубки. При роботі їх встановлюють у спеціальному штативі або в кільці. Лійки конусні (рис. 11) незамінні в процесі фільтрування, ділильні (рис. 12) – служать для розділення рідин, що не перемішуються; крапельні – для додавання рідини в реакційну масу.



Рис. 11. Конусні лійки.



Рис. 12. Ділильні лійки.

### ***Посуд спеціального призначення***

**Колби для дистиляції** Вюрца, Кляйзена, Арбузова мають різну місткість. При перегонці рідин їх приєднують до холодильника, зверху вставляють

термометр. В другу шийку колби Кляйзена вставляють трубку, яка відтягнута в капіляр, що поліпшує перегонку при зниженому тиску. Колба Арбузова (вдосконалена колба Кляйзена) має більшу дефлегмаційну здатність (при раптовому закипанні рідина стікає назад).

**Кристалізатор** – циліндричний з плоским дном посуд різних діаметрів і місткості, використовують для перекристалізації речовин та випарювання розчинів (рис. 13). Через велику площу поверхні налитого в кристалізатор розчину розчинник швидко випаровується, розчинена речовина виділяється в вигляді кристалів. Нагрівати кристалізатор не можна: його стінки лише здаються міцними, насправді при нагріванні він обов'язково трісне.

**Ексикатор** використовують для висушування та зберігання речовин, які поглинають вологу з повітря, їх поділяють на звичайні (без крана) і вакуумні (з краном). Речовину, що висушується, розміщують на вставці над водопоглинальною речовиною. При роботі з ексикатором необхідно стежити за змащенням його притертих частин (рис. 14).



Рис. 13. Кристалізатори.



Рис. 14. Ексикатор.

### ***Мірний посуд для вимірювання об'єму рідини***

До мірного посуду відносять бюретки, мірні колби, піпетки, вимірювальні циліндри, мензурки та градуйовані пробірки.

**Бюретки** використовують для вимірювання точних об'ємів рідин при титруванні. Найбільше поширені прямі бюретки з одноходовим краном. Мікробюретки використовують для вимірювання об'ємів рідини близько десятих, сотих долей см<sup>3</sup>.

**Мірні колби** зазвичай плоскодонні з довгими шийками, призначені для приготування розчинів визначеної концентрації, розчинення речовин, розбавлення розчинів, мають кільцеву позначку по циліндричній частині шийки.

**Вимірювальні піпетки** – це посуд для точного відмірювання об'єму рідини. Піпетки випускають градуйовані і неградуйовані (з позначкою). Піпетки калібровані по воді, ними можна користуватися для вимірювання об'єму рідин, близьких за в'язкістю до води (рис. 15).

**Мірний циліндр**, мензурка – це лабораторний посуд з позначеними на ній поділками, якою вимірюють невеликі об'єми рідини. Мензурки бувають циліндричної або конічної форми (рис. 16).



Рис. 15. Мірні піпетки

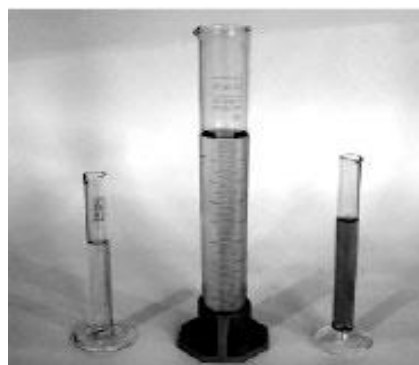


Рис. 16. Мірні циліндри.

Градуйовані **мірні пробірки** призначені для проведення хімічних реакцій, які відбуваються із зміною об'єму.

### *Нескляний посуд*

Окрім скляного посуду в хімічній лабораторії є посуд з фарфору, графіту, алунду, кварцу, шамоту, карбідів, деяких металів та їх окислів. Він має більшу термостійкість (до 1300-1800 °С в залежності від матеріалу) і механічну міцність, ніж скляний.

Найчастіше в учбових лабораторіях використовують фарфоровий посуд. Тонкостінний фарфоровий посуд витримує різкі перепади температур, в ньому можна проводити пропікання речовин на газовому пальнику, у муфельній печі, випарювання на піщаній бані. Промисловість випускає фарфорові стакани, випарювальні чашки, лійки, ступки, тиглі, лійки, ложки-шпателі .

В **ступці** товкачиком (рис. 17) подрібнюють кристалічні речовини. Скляний посуд для цього не підходить: від тиску товкачика вона відразу розколеться.

Фарфорова **чашка** подібна на маленький кристалізатор; стінки її гладкі та блискучі (рис. 18). Нагрівати її можна навіть на відкритому полум'ї до повного випарювання розчину.



Рис. 17. Ступка з товкачиком.



Рис. 18. Фарфорова чашка.

**Тиглі** Гуча з сітчатим дном призначені для фільтрування хімічно активних речовин відсмоктуванням через азбестовий вкладиш; **лійки** Бюхнера



призначені для фільтрування осадів та відокремлення твердих речовин від рідин у нагрітому і холодному стані при низькому тиску; **ложки-шпателі** застосовують для знімання осадів з фільтрів, відбору речовини (рис. 19-21).



Рис. 19. Тиглі Гуча.



Рис. 20. Лійки Бюхнера.



Рис. 21. Ложки-шпателі.

Посуд із полімерних та інших матеріалів (пластиків, метилметакрилових смол, фторопластів) має велику хімічну стійкість, малу теплопровідність, легкість, здатність витримувати удари. Використовується для виготовлення лійок, флаконів, промивалок, трубок, корків для посуду (рис. 22).



Рис. 22. Посуд із інших матеріалів (напр. лійки, шпателі, промивалки, трубки, корки).

У лабораторіях будь-яких підприємств і організацій для статичного вимірювання маси застосовують **лабораторні ваги** (рис. 23). Високоточні лабораторні ваги ще називають аналітичними. Їх використовують для визначення маси твердих, сипучих і рідких речовин з точністю 0,1 мг.



Рис. 23. Лабораторні ваги.

Для підігріву реакційної суміші в лабораторних умовах використовуються нагрівальні прилади (рис. 24, напр. **спиртівки** (а), **електричні бані** (б) та **плити** (в), **газові пальники** (г).

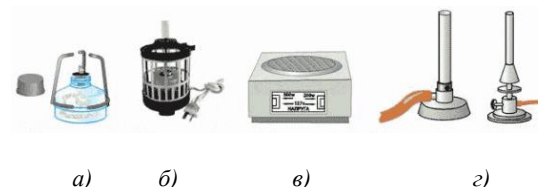


Рис. 24. Нагрівальні прилади.

*Щоб уникнути неприємностей і травм, кожен предмет необхідно використовувати строго по призначенню, знати, як з ним поводитись. Хімічний експеримент буде дійсно безпечним, повчальним і цікавим, якщо дотримуватись застережень при роботі з хімічним посудом, реактивами, обладнанням.*

## РОЗДІЛ 2. ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ

### 2.1. ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1

#### 2.1.1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ

##### Теоретична частина

**Атом** – найменша хімічно неподільна електронейтральна частинка матерії, що складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів і є носієм хімічних властивостей елемента.

**Молекула** – найменша частинка речовини, яка має сталий склад і зберігає її хімічні властивості.

**Атомна (молекулярна) маса**  $A_r (M_r)$  – значення маси атома (молекули), виражене в атомних одиницях маси. 1 атомна одиниця маси (*а.о.м.*) дорівнює  $1/12$  частини маси атома ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$  і становить  $1,67 \cdot 10^{-24}$  г. Молекулярна маса конкретної речовини дорівнює сумі мас атомів усіх елементів, що входять до складу молекули.

**Елемент** – тип атомів, що мають однакові хімічні властивості, однакове протонне число й певне середнє значення атомної маси.

**Валентність** – здатність атома утворювати хімічний зв'язок. За одиницю валентності приймають один хімічний зв'язок, що здатний утворити атом Гідрогену.

**Ступінь окиснення** – умовний заряд, що має елемент в йонній сполуці чи мав би в ковалентній сполуці, якби загальна електронна пара була б цілком зміщена до більш електронегативного елемента. Ступінь окиснення має цифрове вираження і відповідний знак заряду (+) чи (–). Наприклад, у  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ступінь окиснення Гідрогену +1, Оксигену –2, Сульфору +6, а валентність, відповідно, 1, 2, 6.

**Моль** – кількість речовини, що містить  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурних одиниць (*атомів, молекул, йонів, електронів* і т. ін.):  $n = m/M = V/V_m = N/N_A$ , (моль).

Маса 1 моль речовини називається її **молярною масою**:  $M = m/n$ , (г/моль).

Наприклад, молярна маса сульфатної кислоти  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$  г/моль.

**Еквівалент (E)** – масова кількість речовини, що взаємодіє з одним атомом чи йоном Гідрогену чи заміщає таку його кількість у хімічних реакціях. Еквівалент Гідрогену  $E_H$  дорівнює одиниці. ( $E_H = 1$ ). Еквівалент Оксигену  $E_O$  дорівнює восьми ( $E_O = 8$ ). **Еквівалент елемента** – величина змінна. Вона залежить від **атомної маси (A)** і **валентності (B)**, що елемент має в конкретній сполуці.  $E = A/B$ . Наприклад, визначимо еквівалент Сульфору в оксидах  $\text{SO}_2$  і  $\text{SO}_3$ . У  $\text{SO}_2$   $E_S = 32/4 = 8$ , а в  $\text{SO}_3$   $E_S = 32/6 = 5,33$ . Масу 1 моля еквівалентів речовини називають **молярною масою еквівалентів речовини** або **еквівалентною масою (M\_E)**.

**Молярні маси еквівалентів простих речовин** розраховують за формулою:

$M_E = A_r / B$ , (г/моль). Наприклад:  $M_E(\text{H}_2) = 1$  г/моль,  $M_E(\text{O}_2) = 8$  г/моль,  $M_E(\text{Cl}_2) = 35,5$  г/моль.

**Молярні маси еквівалентів складних речовин**

**Молярна маса еквівалентів кислоти (M\_{Eк-ти})** – відношення молекулярної маси кислоти до основності, яка визначається кількістю атомів Гідрогену, що беруть участь у реакції, (г/моль).

**Молярна маса еквівалентів основи** ( $M_{Eос-ви}$ ) – відношення молекулярної маси основи до кислотності, яка визначається кількістю гідроксогруп, що вступають у реакцію, (г/моль).

**Молярна маса еквівалентів солі** ( $M_{Eсоли}$ ) – відношення молекулярної маси солі до добутка кількості атомів металу, що вступають у реакцію, на їх валентність (г/моль).

**Молярна маса еквівалентів оксиду** ( $M_{Eокс.}$ ) знаходиться аналогічно до молярної маси еквівалентів солі або як сума молярних мас еквівалентів елемента і Оксигену, (г/моль).

Для газоподібних речовин користуються **молярними об'ємами еквівалентів** ( $V_E$ ).  $V_E(H_2) = 11,2$  л/моль,  $V_E(O_2) = 5,6$  л/моль,  $V_E(Cl_2) = 11,2$  л/моль.

**Окисний еквівалент** – відношення молекулярної маси окисника до кількості електронів, що він приймає в даній окисно-відновній реакції. **Відновний еквівалент** – відношення молекулярної маси відновника до кількості електронів, що віддані в даній реакції.

**Електрохімічний еквівалент** – відношення хімічного еквівалента речовини, що виділилася на електроді, до сталої Фарадея ( $F = 96\,485,3365(21)$  Кл/моль).

### **Основні закони хімії**

**Закон збереження маси:** в результаті хімічних перетворень сума мас речовин до реакції і сума мас речовин після реакції однакова.

**Закон збереження енергії:** будь-яка енергія не зникає і не виникає, а тільки одні її види переходять в інші.

**Закон сталості складу:** кожна речовина має постійний якісний і кількісний склад незалежно від способів її одержання. Речовини, що отримані різними способами, але які мають той самий якісний і кількісний склад, мають однакові хімічні властивості.

**Закон кратних відношень:** якщо два елементи утворюють один з одним кілька хімічних сполук, то маси одного елемента, що приходяться на ту саму масу іншого елемента, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

**Закон об'ємних відношень:** об'єми взаємодіючих газоподібних речовин відносяться між собою і до об'ємів продуктів реакції, як невеликі цілі числа.

**Закон Авогадро** (1811 р.): у рівних об'ємах різних газів при однакових умовах міститься однакове число часток (молекул, атомів, йонів).

#### **Наслідки з закону Авогадро:**

1. Моль будь-якого газу при нормальних умовах займає об'єм **22,4 л**.
2. Моль будь-якого газу за нормальних умов містить  **$6,02 \cdot 10^{23}$  часток (стала Авогадро  $N_A$ )**.

#### **Закон еквівалентів:**

1. Хімічні елементи сполучаються один з одним, а речовини реагують і утворюються в еквівалентних кількостях.
2. Маси (об'єми) речовин, що реагують, пропорційні молярним масам (об'ємам) їхніх еквівалентів:  $m_1/m_2 = M_{E1}/M_{E2}$ .

### **Питання для самопідготовки:**

1. Основні положення атомно-молекулярної теорії. 2. Карбонатна шкала атомних мас. Відносна атомна та молекулярна маси. 3. Моль, молярна маса. Зв'язок між молярною та молекулярною масами. 4. Закон кратних відношень (проілюструвати на прикладі нітроген оксидів). 5. Закон сталості складу.

Бертоліди, дальтоніди. 6. Еквівалент. Закон еквівалентів. 7. Фактор еквівалентності, молярна маса еквівалента. 8. Правила визначення еквівалентної маси складних речовин. 9. Нормальні та стандартні умови. Закон Авогадро, стала Авогадро, молярний об'єм. 10. Ідеальний газ. Закони Бойля-Маріотта, Гей-Люссака та Шарля. 11. Універсальна газова стала. Закон Менделєєва-Клапейрона. 12. Атомна теплоємність. Правило Дюлонга-Пті. 13. Відносні густини газів. 14. Тиск газової суміші. Парціальні тиски. Реальні гази. 15. Міжнародна система одиниць СІ.

## **Експериментальна частина**

### ***Лабораторна робота № 1***

### **Визначення молярної маси карбон діоксиду**

**Мета роботи:** навчитися експериментально визначати молярні маси газів, провівши розрахунки, пов'язані з кількістю речовини, молярним об'ємом та молярною масою, користуючись рівняннями газових законів.

### **Хід виконання роботи**

Установка для отримання карбон діоксиду (вуглекислого газу, карбон (IV) оксиду) (рис. 25) складається з апарата Кіппа 1, який заряджений шматками мармуру і розчином хлоридної кислоти, двох послідовно з'єднаних промивних склянок Тищенко 2 і 3 (склянка 2 заповнена водою для очистки газу від хлороводню і механічних домішок, склянка 3 – концентрованою сульфатною кислотою для осушування газу) і колби 4 для збирання вуглекислого газу.

Сушу колбу місткістю ~250-500 мл щільно закрити гумовим корком і позначити на шийці колби склографом рівень, до якого корок входить у горло колби. Зважити колбу з корком на технічних терезах з точністю до 0,01 г, результат зважування записати ( $m_1$ ).

Відкрити колбу і опустити газовідвідну трубку приладу до дна колби, відкрити газовідвідний кран апарата Кіппа і повільно пропускати газ. Через 3-4 хвилини, не закриваючи кран в апараті Кіппа, повільно вийняти газовідвідну трубку з колби і відразу закрити колбу тим же корком до мітки, не нагріваючи колбу руками (при закриванні корком тримати її пальцями за шийку у вертикальному положенні). Закрити кран в апараті Кіппа. Зважити колбу з карбон (IV) оксидом на тих самих терезах і з тією ж точністю, що й колбу з повітрям. Щоб бути впевненим, що повітря з колби повністю витіснене і вона цілком заповнена карбон діоксидом, слід ще раз опустити в неї газовідвідну трубку, пропустити газ і знову зважити колбу, повторюючи цю операцію до одержання сталої маси колби з газом (значення мас двох послідовних зважувань повинні відрізнятися не більше ніж на 0,01-0,02 г). Значення маси колби з карбон (IV) оксидом записати ( $m_2$ ).

Визначити об'єм колби, для чого наповнити її водою до мітки на шийці, виміряти об'єм води ( $V$ ) мірним циліндром з точністю до 1 мл і записати результати (об'єм колби дорівнює об'єму повітря та об'єму вуглекислого газу, яким

наповнювали колбу). За показами барометра і термометра записати значення атмосферного тиску і температури в приміщенні ( $P$ ,  $T$ ).

Результати експерименту записати у лабораторний зошит:

- маса колби з корком і повітрям –  $m_1$ , г;
- маса колби з корком і карбон (IV) оксидом –  $m_2$ , г: (декілька зважувань);
- об'єм газу в колбі –  $V$ , мл (л);
- температура –  $t$ , °C; абсолютна температура –  $T$ , K;
- атмосферний тиск –  $P$ , мм рт. ст. (атм; Па).

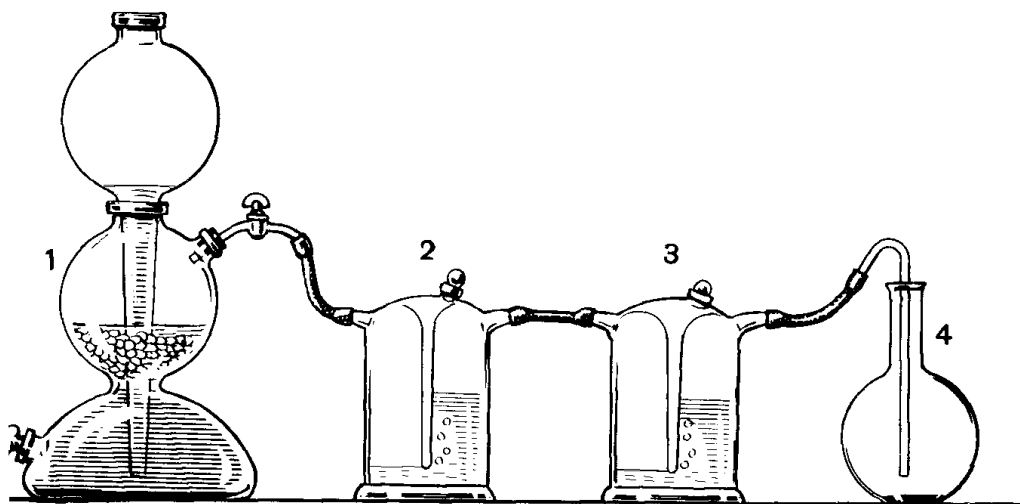


Рис. 25. Установка для отримання і очистки карбон (IV) оксиду:  
1 – апарат Киппа<sup>1</sup>; 2,3 – склянки Тищенко; 4 – колба-приймач.

Знаючи місткість колби і молярну масу повітря ( $M_{\text{пов.}} = 29 \text{ г/моль}$ ), обчислити масу повітря ( $m_3$ , г) в колбі за рівнянням Менделєєва-Клапейрона<sup>2</sup>

$$PV = \frac{m_3}{M} RT. \text{ Звідки } m_3 = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T}.$$

<sup>1</sup> Апарат Киппа - універсальний прилад для одержання газів дією розчинів кислот і лугів на тверді речовини. Він виготовляється зі скла і складається з декількох частин:

1. Верхня посудина (грушоподібна лійка з довгою трубкою).
2. Колба-реактор (сферичний резервуар з газовідвідною трубкою).
3. Нижня посудина (півсферичний резервуар з плоским дном).

Колба-реактор має верхню шароподібну частину з тубулусом, в який вставляється газовідвідна трубка, забезпечена краном або затискачем Мора, і нижній резервуар у вигляді півсфери. Нижній резервуар і колба-реактор розділені гумовою або пластиковою прокладкою з отвором, через яке проходить в нижній резервуар довга трубка лійки, яка практично доходить до дна нижнього резервуара.

Розчин в нижньому резервуарі приладу служить затвором, що перешкоджає виділенню газу назад через лійку під час досліду. Нижній резервуар зазвичай має тубулус, закритий притертим скляним корком: він необхідний для зливу рідини після використання приладу.

На прокладку через бічний тубулус шпателем насипають тверді речовини (мармур, цинк, алюміній, натрій сульфід, натрій сульфат). Тубулус закривається корком з газовідвідною трубкою. Потім при відкритому крані або затисканні в верхню лійку заливається розчин реагенту. Коли рівень рідини досягає речовини на прокладці, починається хімічна реакція з виділенням газу.

При закриванні крана тиск газу, що виділяється, витискує рідину з реактора в верхню частину лійки. Реакція припиняється. Відкривання крану призводить до відновлення реакції.

Апарат Киппа відноситься до апаратів періодичної дії.

<sup>2</sup> Слід пам'ятати, що залежно від одиниць вимірювання термодинамічних параметрів системи ( $P$ ,  $V$ ) слід використовувати різні значення  $R$  (див. Додаток).

(Ще один спосіб обчислення маси повітря ( $m_3$ , г) в колбі:

– перерахувати об'єм повітря ( $\text{CO}_2$ ) на н.у.:  $P_o \cdot V_o / T_o = P \cdot V / T$ ;

– знайти кількість речовини повітря у колбі:  $n_{\text{пов.}} = V_o / V_M$ ;

– розрахувати масу повітря  $m_{3(\text{пов.})}$  у колбі:  $m_3 = n_{\text{пов.}} \cdot M_{\text{пов.}}$ , де  $M_{\text{пов.}} = 29$  (г/моль).

За різницею між масою колби з повітрям і масою повітря вирахувати масу колби ( $m_4$ , г):  $m_4 = m_1 - m_3$ . За різницею між масою колби з карбон діоксидом і масою порожньої колби обчислити масу вуглекислого газу в об'ємі колби ( $m_5$ , г):  $m_5 = m_2 - m_4$ .

Розрахувати молярну масу вуглекислого газу  $M(\text{CO}_2)$  трьома способами:

1) за кількістю речовини  $\text{CO}_2$  в колбі:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{пов.}); \quad n(\text{CO}_2) = m_5(\text{CO}_2) / M(\text{CO}_2) \text{ (1)}; \quad \Rightarrow M(\text{CO}_2) \text{ (1)} = \dots$$

2) за відносною густиною за повітрям:

$$D_{\text{пов.}} = m_5(\text{CO}_2) / m_3(\text{пов.}) = M(\text{CO}_2) \text{ (2)} / M(\text{пов.}); \quad \Rightarrow M(\text{CO}_2) \text{ (2)} = \dots$$

3) за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$P \cdot V = m_5(\text{CO}_2) / M(\text{CO}_2) \text{ (3)} \cdot R \cdot T; \quad \Rightarrow M(\text{CO}_2) \text{ (3)} = \dots$$

Визначте середнє значення молярної маси:

$$M(\text{CO}_2)_{\text{сер.}} = M(\text{CO}_2) \text{ (1)} + M(\text{CO}_2) \text{ (2)} + M(\text{CO}_2) \text{ (3)} / 3.$$

Знайдену величину порівняти з молярною масою, обчисленою за формулою  $\text{CO}_2$ .

Визначити абсолютну ( $\Delta$ ) та відносну ( $\eta$ ) похибки досліду:

$$\Delta = |M(\text{CO}_2)_{\text{сер.}} - M(\text{CO}_2)_{\text{теор.}}|; \quad \eta (\%) = \Delta / M(\text{CO}_2)_{\text{теор.}} \cdot 100 \%$$

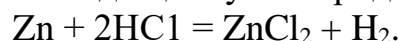
## Лабораторна робота № 2

### Визначення молярної маси еквівалента металу

**Мета роботи:** навчитися експериментально визначати молярні маси еквівалентів металів.

#### Хід виконання роботи

Молярну масу еквівалентів цинку потрібно визначити об'ємним методом за результатами дослідження взаємодії цинку з хлоридною кислотою:



У колбу місткістю 250 мл налейте через лійку 20 мл розчину хлоридної (соляної) кислоти так, щоб кислота не потрапила на внутрішню частину шийки колби. Потім закріпіть колбу горизонтально (рис. 26). У шийку колби покладіть шматочок цинку, попередньо зважений з точністю до 0,01 г. Отвір колби щільно закрийте газовідвідною трубкою, протилежний кінець якої занурте у кристалізатор з водою.

Прилад потрібно перевірити на герметичність. Для цього нагрійте рукою верхню частину колби. Якщо прилад герметичний, то з трубки будуть виділятися бульбашки повітря. Якщо вони не виділяються, то необхідно перевірити всі місця з'єднання. Потім заповніть мірний циліндр місткістю 250 мл водою та закрийте скляною пластиною так, щоб у циліндрі не було бульбашок повітря. Опустіть циліндр у кристалізатор з водою отвором донизу і під водою заберіть пластину, закріпіть циліндр у штативі вертикально.

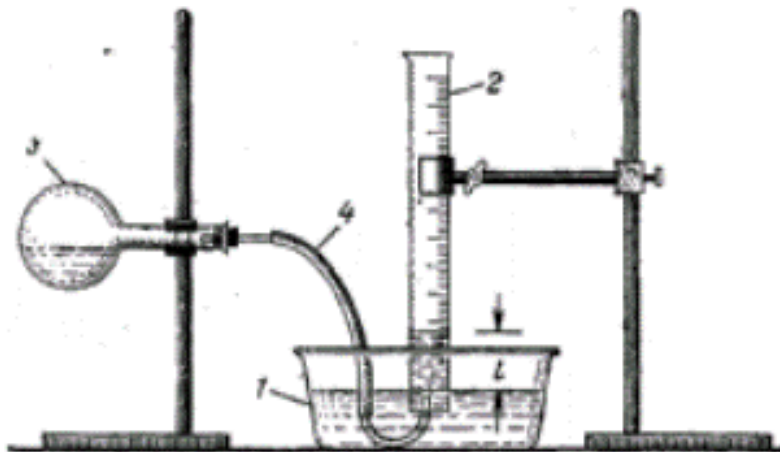


Рис. 26. Прилад для визначення молярної маси еквівалентів металу: кристалізатор з водою (1), мірний циліндр (2), круглодонна колба (3) газовідвідна трубка (4).

Кінець газовідвідної трубки підведіть під циліндр (рис.26) і надайте колбі вертикального положення. Потрапивши на дно колби, шматочок цинку починає взаємодіяти з кислотою. Водень, що виділяється, буде збиратися в циліндрі над водою, витісняючи її. Після розчинення цинку слід виміряти об'єм водню, що виділився, та висоту водяного стовпа від поверхні води в кристалізаторі до поверхні води у циліндрі.

Дані досліду занесіть в табл.1 лабораторного журналу.

Таблиця 1

1.	Маса наважки металу, $m(\text{Zn})$		г
2.	Об'єм водню в циліндрі, $V(\text{H}_2)$		мл ( $\text{см}^3$ )
3.	Висота водяного стовпа, $h_{\text{в}}$		мм
4.	Атмосферний тиск, $P_{\text{атм}}$		мм рт. ст., кПа
5.	Температура, $t$		$^{\circ}\text{C}$
6.	Тиск насиченої водяної пари, (довідкові дані, $P(\text{H}_2\text{O})$ )		мм рт. ст., кПа

Тиск насиченої водяної пари при різних температурах

$t$ , $^{\circ}\text{C}$		15	16	17	18	19	20	21	22	23
	мм рт. ст.	12,8	13,6	14,5	15,6	16,5	17,5	18,6	19,4	21,0
$P(\text{H}_2\text{O})$	кПа	1,71	1,82	1,94	2,08	2,20	2,34	2,48	2,59	2,80

Для розрахунку еквівалента металу можна використати два способи: через об'єм (1) і через масу (2) водню.

1) За рівнянням об'єднаного газового закону (рівняння Клапейрона) обчисліть, який об'єм займав би виділений водень за нормальних умов:

$$P_0 \cdot V_0 / T_0 = P \cdot V / T, \Rightarrow V_0 = ?$$

$$\text{де } T_0 = 273 \text{ K}, P_0 = 101,325 \text{ кПа}, T = 273 \text{ K} + t \text{ } ^{\circ}\text{C}.$$

Тиск водню в циліндрі  $P(\text{H}_2)$  визначте за співвідношенням:

$$P_{\text{атм.}} = P(\text{H}_2) + P(\text{H}_2\text{O}) + h, \Rightarrow P(\text{H}_2) = P_{\text{атм.}} - h - P(\text{H}_2\text{O}),$$

де  $P(\text{H}_2\text{O})$  – тиск насиченої водяної пари у рівновазі з водою (довідкові дані);

$h = h_{\text{в}} / 13,6$  (мм рт. ст.), а 13,6 - густина ртуті (для перерахунку висоти водяного стовпчика на висоту ртутного стовпчика).

Масу еквівалента металу визначити згідно із законом еквівалентів за відношенням:

$$m / V_0 = E_{\text{експ.}} / 11200,$$

$$\text{де } 11200 - \text{об'єм еквівалента водню за нормальних умов, мл (см}^3\text{)}.$$

Абсолютну та відносну похибки визначити за формулами:

$$|\Delta| = |E_{теор.} - E_{експ.}| = |M_{теор.}(Zn)/2 - E_{експ.}|;$$

$$\delta (\%) = (|\Delta|/65,405 / 2) \cdot 100 \%,$$

де 65,405 – відносна атомна маса цинку, а 2 - валентність цинку.

2) Масу водню  $m(H_2)$  розрахуйте за рівнянням Менделєєва-Клапейрона: .

$$P(H_2) \cdot V(H_2) = n(H_2) \cdot R \cdot T; \quad n(H_2) = m(H_2)/M(H_2)$$

Одиниці виміру  $P(H_2)$ ,  $V(H_2)$ ,  $T$  треба спочатку перевести в систему СІ:

$$1 \text{ мм рт. ст.} = 133,12 \text{ Па}; \quad 1 \text{ мл} = 10^{-3} \text{ л}; \quad R = 8,31 \cdot 10^3 \text{ л} \cdot \text{Па} / (\text{моль} \cdot \text{К}).$$

Молярну масу еквівалентів цинку (експериментальне значення) розрахуйте, користуючись законом еквівалентів:

$$m(Zn)/m(H_2) = E_{m(експ.)}(Zn) / m(H).$$

Визначте абсолютну ( $\Delta$ ) та відносну ( $\delta$ ) похибки досліду:

$$\Delta = |E_{m(експ.)}(Zn) - E_{m(теор.)}(Zn)|; \quad \delta = |\Delta| / E_{m(теор.)}(Zn)|.$$

Проаналізуйте значення похибки і зробіть висновки про причини її виникнення.

## 2.1.2. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

### Теоретична частина

**Неорганічні сполуки** – це сполуки, які утворюються всіма хімічними елементами (крім органічних сполук Карбону). За хімічним складом неорганічні речовини поділяються на *прості* та *складні*.

**Прості речовини** складаються з атомів одного хімічного елемента та за хімічними властивостями поділяються на *метали* та *неметали*. До неметалів відносяться речовини, утворені атомами двадцяти двох хімічних елементів: Гідрогену, благородних газів, галогенів, Оксигену, Сульфуру, Селену, Телуру, Нітрогену, Фосфору, Арсену, Карбону, Силіцію, Бору. Усі інші хімічні елементи і їх прості речовини – метали. Метали в хімічних реакціях тільки віддають електрони, тобто є відновниками, тому в сполуках їх атоми мають тільки позитивні ступені окиснення. Неметали в реакціях можуть приймати і віддавати електрони, тобто поводитися і як окисники, і як відновники, тому ступені окиснення неметалів в сполуках можуть бути як негативними, так і позитивними.

**Складні речовини** складаються з атомів різних хімічних елементів і називаються хімічними сполуками; за складом та хімічними властивостями поділяються на **оксиди**, **основи**, **кислоти** та **солі**.

**Оксиди** – речовини, що складаються з двох елементів, один з яких Оксиген із ступенем окиснення  $-2$ . У цих сполуках усі атоми Оксигену безпосередньо зв'язані з атомами більш електропозитивних елементів, а співвідношення компонентів відповідає правилам валентності. Розразняють *несолетворні* (індиферентні) оксиди, яким не відповідає ані кислота, ані основа: CO, N<sub>2</sub>O, NO та *солетворні* оксиди. За хімічними властивостями солетворні оксиди поділяють на три групи: основні, кислотні, амфотерні. **Основні** – оксиди металів, у яких останні виявляють невеликий ступінь окиснення  $+1$ ,  $+2$  (їм відповідають основи): Na<sub>2</sub>O; MgO; CuO; гідрати їх є основами. **Кислотні** – оксиди неметалів і металів зі ступенем окиснення більшим від  $+3$ , (їм відповідають кислоти): SO<sub>2</sub>; SO<sub>3</sub>; P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; гідрати їх є кислотами. **Амфотерні** – оксиди, які залежно від умов виявляють як основні, так і кислотні властивості: ZnO; Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.



**Гідроксиди** це сполуки солетворних оксидів з водою. За типом і продуктами електролітичної дисоціації у водних розчинах і за хімічними властивостями гідроксиди поділяються на кислоти, основи і амфотерні гідроксиди, або амфоліти. **Кислоти** – складні речовини, що складаються з атомів Гідрогену та кислотного залишку. Їх класифікують: за складом: безоксигенові (напр. HCl, H<sub>2</sub>S) і оксигеновмісні (напр. HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) та за кількістю атомів Гідрогену, здатних заміщатися на метал: одно-, дво-, триосновні (напр., HF, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>). **Основи** – складні речовини, в яких атоми металів з'єднані з однією чи декількома гідроксидними групами. Їх класифікують на розчинні у воді (луги): LiOH, CsOH, NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>; нерозчинні: Fe(OH)<sub>3</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>. Кількість гідроксидних груп у молекулі основи означає її *кислотність*: однокислотні: LiOH, NaOH, KOH, RbOH; двокислотні: Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>; трикислотні: Al(OH)<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>. **Амфотерні гідроксиди** при дисоціації утворюють одночасно і катіони Гідрогену H<sup>+</sup>, і гідроксид-йони OH<sup>-</sup> (Al<sup>3+</sup> + 3OH<sup>-</sup> = Al(OH)<sub>3</sub> ≡ H<sub>2</sub>O + Al(OH)<sub>3</sub> = [Al(OH)<sub>4</sub>]<sup>-</sup> + H<sup>+</sup>).

**Солі** – складні речовини, що складаються з атомів металу (або групи NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) та кислотних залишків. **Середні** солі (нормальні) – продукти повного заміщення атомів Гідрогену у кислотах на атоми металу, або гідроксидних груп в основах на кислотні залишки. При дисоціації дають тільки катіони металу (чи NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, NH<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>). **Кислі** солі (гідрогенсолі) утворюються внаслідок неповного заміщення атомів Гідрогену багатоосновних кислот на атоми металу (напр., NaHCO<sub>3</sub>, KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, KHSO<sub>4</sub>). **Основні** солі (гідроксосолі) утворюються внаслідок неповного заміщення гідроксогруп багатокислотних основ кислотними залишками (напр. Bi(OH)<sub>2</sub>Cl, CrOHSO<sub>4</sub>). До них належать і оксосолі (напр. BiOCl). **Комплексні** солі містять складні катіони чи аніони (напр., [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]Br, K<sub>2</sub>[BeF<sub>4</sub>], [Pt(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>]). Відомі також **подвійні** (KNaCO<sub>3</sub>, KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> та ін.), **змішані** (CaClOCl, або CaOCl<sub>2</sub>, Sr(HS)Cl та ін.).

Існують сполуки, які не відносяться до основних класів речовин: гідриди, бориди, карбіди, силіциди, нітриди, фосфіди та ін. Це сполуки сполуки Гідрогену, Бору, Карбону, Силіцію, Нітрогену, Фосфору з іншими елементами, які мають меншу електронегативність (головним чином з металами). Наприклад: NaH, SbH<sub>3</sub>, TiH<sub>2</sub>, B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, SiH<sub>4</sub>, ZrB<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>C<sub>2</sub>, Be<sub>2</sub>C, Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub>, HfC, CaC<sub>2</sub>, Fe<sub>3</sub>C, SiC, B<sub>4</sub>C, Mg<sub>2</sub>Si, Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, AlN, GaN, Ge<sub>3</sub>N<sub>4</sub>, P<sub>3</sub>N<sub>5</sub>, Cu<sub>3</sub>N, InP, Ca<sub>3</sub>P<sub>2</sub>. Вони вивчаються на заняттях з хімії елементів та їх сполук.

### Питання для самопідготовки

1. Способи класифікації неорганічних сполук. 2. Оксиди: класифікація, номенклатура, графічні формули, способи одержання. 3. Хімічні властивості оксидів. 4. Основи: класифікація, номенклатура, графічні формули, способи одержання. 5. Хімічні властивості основ. 6. Визначення поняття кислоти за різними теоріями. Зв'язок назви кислоти зі ступенем окиснення основного компонента. 7. Класифікація, графічні формули, способи одержання кислот. 8. Хімічні властивості кислот. 9. Основи та їх номенклатура, класифікація. 10. Фізичні та хімічні властивості Натрій та Кальцій гідроксидів. 11. Амфотерні гідроксиди. 12. Солі: середні, основні, кислі, подвійні та змішані. Номенклатура та графічні формули. 13. Способи одержання середніх солей (не менше 6 способів). 14. Хімічні властивості солей. 15. Індикатори. Дія кислот і лугів на індикатори.

## **Експериментальна частина**

### ***Лабораторна робота № 3*** **Класи неорганічних сполук**

**Мета роботи:** ознайомлення із способами отримання і властивостями основних класів неорганічних сполук; встановлення генетичного зв'язку між класами сполук.

#### **Хід виконання роботи**

##### ***Дослід 1. Отримання та властивості оксидів***

а) Невеликий шматочок магнію тигельними щипцями внести у верхню частину полум'я газового пальника. Магній спалахує і горить яскравим полум'ям з утворенням магній оксиду (порошок білого кольору). Внести отриманий магній оксид в пробірку з дистильованою водою, попередньо помістивши туди краплину розчину фенол-фталеїну, і добре перемішати вміст пробірки скляною паличкою. Що при цьому спостерігається? На які властивості магній оксиду вказує зміна забарвлення індикатора? Записати рівняння всіх проведених реакцій.

б) У суху пробірку внести кілька кристалів амоній дихромату, закріпити пробірку в пробіркотримачі і нагріти в полум'ї пальника. Які зміни при цьому спостерігаються. Записати рівняння термічного розкладу амоній дихромату, а також рівняння взаємодії утвореного оксиду з розплавом лугу та сульфатною кислотою при нагріванні. На які властивості даного оксиду вказують ці реакції?

##### ***Дослід 2 (демонстраційний). Добування фосфатної кислоти***

В залізну ложечку покласти невелику кількість червоного фосфору, підпалити і внести в колбу з 1–2 мл дистильованої води. Фосфор, згоряючи, утворює білий дим (фосфорний ангідрид). Після закінчення реакції колбу закрити корком і енергійно струснути. При цьому білий дим розчиняється у воді. Випробувати одержаний розчин універсальним індикаторним папером реакцію середовища.

Записати спостереження та рівняння трьох можливих реакцій взаємодії фосфорного ангідриду з водою.

##### ***Дослід 3. Отримання хлоридної кислоти***

У суху пробірку помістити два мікрошпателя кристалічного натрій хлориду, прилити 2-3 мл концентрованої сульфатної кислоти, закрити отвір пробірки корком з газовідвідною трубкою, кінець якої опустили в пробірку з дистильованою водою. Після поглинання водою одержаного внаслідок реакції гідроген хлориду довести наявність отриманому водному розчині хлоридної кислоти, скориставшись універсальним індикаторним папером та розчином аргентум нітрату. Записати рівняння всіх проведених реакцій.

##### ***Дослід 4 (демонстраційний). Добування натрій гідроксиду***

Фарфорову або кварцову чашку до половини заповнити дистильованою водою. Універсальним індикаторним папером перевірити реакцію середовища. Пінцетом дістати шматочок металічного натрію, який зберігається в банці з гасом, відрізати скальпелем невеликий шматочок, просушити фільтрувальним

папером і опустити в чашку з водою. Проходить енергійна взаємодія з виділенням тепла. Після закінчення реакції універсальним індикаторним папером встановити реакцію середовища. Записати спостереження та рівняння реакцій.

#### **Дослід 5. Добування та властивості купрум(II) гідроксиду**

Внести в пробірку 2 мл розчину купрум(II) сульфату і стільки ж 2 н. розчину лугу. Відзначити колір осаду, що утворився. Спостерігаючи за кольором осаду, пробірку обережно нагріти на полум'ї пальника до зміни забарвлення.

До якого класу сполук належить чорний осад, що утворився? Написати рівняння реакцій утворення купрум(II) гідроксиду та його розкладу.

#### **Дослід 6. Отримання гідроксидів та дослідження їх амфотерності**

а) Налити в окремі пробірки по 2–3 мл розчинів солей Алюмінію, Цинку, Хрому (III) та Нікелю (II). До кожного з розчинів додати по 1-2 краплі розчину NaOH до утворення осаду. Звернути увагу на колір та вид осаду. Осад перемішати та розлити у дві пробірки. До однієї частини осаду прилити розчин хлоридної кислоти, а до іншої – надлишок розчину лугу. Які явища при цьому спостерігаються? Записати рівняння всіх проведених реакцій. До якого типу гідроксидів можна віднести одержані гідроксиди згідно результатів проведених досліджень.

#### **Дослід 7. Отримання та властивості кислих солей**

До кількох краплин розчину кальцій гідроксиду додати краплю розбавленого (1:5) розчину ортофосфатної кислоти. Спостерігати випадання осаду середньої солі кальцій ортофосфату. Продожувати приливати по краплях розчин ортофосфатної кислоти до повного розчинення осаду за рахунок повного переходу середньої солі кислу (кальцій дигідрогенортофосфат). Записати рівняння відповідних реакцій. До отриманого розчину кислоти солі прилити розчин кальцій гідроксиду. Що спостерігається? Записати рівняння реакцій та привести графічні формули середньої та двох кислих солей ортофосфатної кислоти.

#### **Дослід 9. Одержання і властивості основних солей**

У дві пробірки до 1–2 мл солі кобальту додати краплями луг до утворення синього осаду основної солі. В одну додати лугу, а в іншу – кислоти. Описати зміни, які відбуваються в пробірках, записати відповідні рівняння реакцій.

#### **Дослід 10. Реакції обміну між солями**

У пробірку нести 6-8 краплин розчину цинк сульфату і додати таку ж кількість розчину барій хлориду. Аналогічні досліди виконати з розчинами таких речовин, як натрій хлорид і аргентум нітрат; плюмбум нітрат і калій йодид; плюмбум нітрат і натрій сульфат. Звернути увагу на колір та вид отриманих осадів. Записати рівняння реакцій та графічні формули молекул солей, що випали в осад.

## 2.1.3. БУДОВА АТОМІВ, МОЛЕКУЛ І ТВЕРДИХ ТІЛ

### Будова атома. Періодичний закон Д. І. Менделєєва

#### Теоретична частина

Атом згідно *квантово-механічної моделі атома* – це складна електро-нейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно зарядженої електронної оболонки. Кількість електронів в електронній оболонці чисельно дорівнює кількості протонів у ядрі, які зумовлюють його заряд і одночасно відповідають порядковому номеру елемента. Електрон в атомі характеризується двоїстою корпускулярно-хвильовою природою: він є матеріальною частинкою з власною масою спокою і в той же час виявляє хвильові властивості. Тому не можна говорити про яку-небудь визначену траєкторію руху електрона – можна лише судити про той чи інший ступінь імовірності його перебування в даній точці простору.

*Електронна орбіталь* – деяка частина простору навколо ядра, у межах якого імовірність перебування електрона найбільша. Електронна орбіта визначається імовірністю перебування електрона на визначеній відстані від ядра. Електронна хмара не має різко обкреслених границь, і навіть на великій відстані від ядра існує імовірність перебування електрона. Стан електрона в атомі описується набором *чотирьох квантових чисел*.

1. Головне квантове число  $n$  характеризує величину енергії електрона і може приймати тільки позитивні цілочислові значення:  $1, 2, 3$  і *т.ін.* Зі збільшенням головного квантового числа енергія електрона зростає. Стан електрона, що відповідає певному значенню головного квантового числа, називають *енергетичним рівнем* електрона в атомі. Крім енергії електрона головне квантове число визначає розміри електронної хмари: чим вище значення головного квантового числа, тим більше електронна хмара (*електронний шар*). Електронні шари позначають великими буквами латинського алфавіту  $K, L, M, N, O$ ; причому  $K$ -шар є першим від ядра атома, йому відповідає головне квантове число  $n = 1$ ,  $L$ -шар – другим,  $M$ -шар – третім і т.ін. Зі збільшенням головного квантового числа змінюються число і характер електронних орбіталей у межах даного електронного шару (рівня).

2. Орбітальне квантове число  $l$  описує форму електронної хмари і може приймати будь-які цілочислові значення від  $0$  до  $(n - 1)$ . Відповідні орбіталі позначаються малими літерами латинського алфавіту:  $s$  ( $l = 0$ ),  $p$  ( $l = 1$ ),  $d$  ( $l = 2$ ),  $f$  ( $l = 3$ ). Орбітальне квантове число відображає енергію електрона на підрівні. Електрони з різними орбітальними квантовими числами трохи відрізняються: їхня енергія тим вище, чим більше число  $l$ . Число можливих підрівнів у кожному енергетичному рівні збігається з порядковим номером електронного шару, але фактично жоден енергетичний рівень не містить більше чотирьох підрівнів. Це справедливо для стаціонарного стану атомів всіх елементів. Так, першому енергетичному рівню відповідає  $s$ -підрівень; другому рівню – два підрівні:  $s$  і  $p$ ; третьому рівню – три підрівні:  $s, p$  і  $d$ ; четвертому і наступним – чотири підрівні:  $s, p, d$  і  $f$ .

3. Магнітне квантове число  $m_l$  визначає орієнтацію орбіталей у просторі. Магнітне квантове число  $m$  може приймати цілочислові значення від  $-l$  до  $+l$ , у тому числі нульове значення. Воно визначає число орбіталей у електронному шарі:  $s$ -підрівень ( $m_l = 0$ ),  $p$ -підрівень містить три орбіталі ( $m_l = -1, 0, +1$ ),  $d$ -підрівень містить

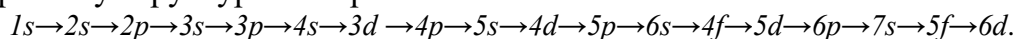
п'ять орбіталей ( $m_l -2 -1 0 +1 +2$ ), f-підрівень містить сім орбіталей ( $m_l -3 -2 -1 0 +1 +2 +3$ ).

Орбіталі з різними магнітними квантовими числами, але з однаковим головним і орбітальним квантовими числами, характеризуються однієї і тією же енергією.  $m$  – вектор, якому відповідає визначене числове значення і визначений напрямок, що виражається в знаках "+" і "-".

4. Спінове квантове число  $m_s$  раніш зв'язували з обертанням електрона навколо своєї осі, але тепер його вважають чисто квантово-механічною величиною. Спін електрона може мати два значення:  $+\frac{1}{2}$  і  $-\frac{1}{2}$ .

Заповнення електронами енергетичних рівнів, підрівнів і орбіталей відбувається згідно з певними законами: принципом мінімуму енергії, принципом Паулі, правилом Гунда, правилами Клечковського.

1. Принцип найменшої енергії: електрон в атомі займає той вільний підрівень, на якому він має мінімальне значення енергії. Тобто, електрон залишається на тому підрівні, на якому забезпечується найбільш міцний зв'язок з ядром. Послідовність заповнення підрівнів відповідає приведеному вище фактичному розташуванню підрівнів у структурі електронної оболонки атома:



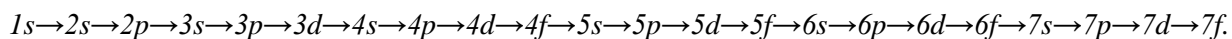
2. Принцип Паулі: в атомі не може бути навіть двох електронів з однаковими значеннями чотирьох квантових чисел. На орбіталі може знаходитися два електрони з різними спінами ( $m_s = +\frac{1}{2}$  і  $m_s = -\frac{1}{2}$ ).

Число електронів  $N$  на енергетичному рівні визначається як  $N = 2n^2$  ( $n$  – номер рівня), а на підрівні – як  $2 \cdot (2l+1)$ . Максимальне заповнення перших чотирьох енергетичних рівнів: для першого рівня – 2 електрони, для другого – 8, для третього – 18, для четвертого – 32 електрони.

3. Правило Гунда (Хунда): у межах підрівня електрони розподіляються так, щоб сумарне квантове число мало максимальне значення (спочатку по одному електрону на орбіталі, а потім спарювання).

У залежності від того, який підрівень заповнюється останніми електронами, розрізняють s-, p-, d-, f-елементи: **s-елементи**, в атомах яких останні електрони займають s-підрівень зовнішнього квантового рівня (Na, Mg, K, Ca); **p-елементи**, в атомах яких останні електрони займають p-підрівень зовнішнього квантового рівня (C, O, Cl, S); **d-елементи**, в атомах яких останні електрони займають d-підрівень (Ti, Cr, Fe, Cu); **f-елементи**, в атомах яких останні електрони займають f-підрівень другого від позаквантового рівня (Pr, Er, Eu).

Теоретична послідовність розташування квантових рівнів і підрівнів виглядає так:



4. Правила Клечковського:

1. Заповнення електронних шарів відбувається в порядку збільшення головного й орбітального квантових чисел ( $n + l$ ). Так, сума ( $n + l$ ) для електронів 3d-орбіталі дорівнює 5 ( $3 + 2$ ), для електронів 4s-орбіталі – 4 ( $4 + 0$ ). Тому спочатку електронами заповнюється 4s-орбіталь, а потім 3d-орбіталь.

2. Якщо для двох орбіталей суми ( $n + l$ ) мають однакові значення, то спочатку електронами заповнюється орбіталь з меншим значенням головного квантового числа. Наприклад, для електронів 3d- і 4p-орбіталей сума  $n + l = 5$  (відповідно  $3 + 2$  і  $4 + 1$ ). Але тому що для електронів 3d-орбіталі головне квантове число  $n = 3$ , а для електронів 4p-орбіталі  $n = 4$ , у першу чергу

заповнюються 3d-орбіталами. Лише після того, як заповнені орбіталами менших енергій, починається заповнення орбіталей більших енергій.

За правилом Клечковського послідовність розташування підрівнів наступна:  
 $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 5d \rightarrow 4f \rightarrow 5d^{2-5} \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 6d' \rightarrow 5f \rightarrow 6d^{2-5} \rightarrow 7p$ .

Розподіл електронів за різними атомними орбіталами називають **електронною конфігурацією атома**. Електронна конфігурація з найменшою енергією відповідає основному стану атома, інші зміни відносяться до збуджених станів. Електронну конфігурацію атома зображують двома способами – електронними формулами та електронно-графічними діаграмами.

**Періодична система хімічних елементів** – природна класифікація хімічних елементів, що є табличним виразом періодичного закону Д. І. Менделєєва. Сучасне формулювання **періодичного закону** звучить так: **властивості хімічних елементів і їх сполуки перебувають у періодичній залежності від зарядів їхніх атомних ядер**.

Головний принцип побудови Періодичної системи – виділення у ній **періодів** (горизонтальних рядів) та **груп** елементів (вертикальних стовпців). Сучасна Періодична система складається з **7 періодів**. Короткоперіодний варіант Періодичної системи містить **8 груп** елементів, кожна з яких умовно поділяється на групу **A (головну)** та групу **B (побічну)**. У довгоперіодному варіанті Періодичної системи – 18 груп, що мають ті ж позначення, що і в короткоперіодному. Елементи однієї групи мають однакову будову зовнішніх електронних оболонок атомів і виявляють певну хімічну схожість. Номер групи в Періодичній системі визначає кількість валентних електронів в атомах елементів. Номер періоду в Періодичній системі відповідає числу енергетичних рівнів атома даного елемента, заповнених електронами.

В міру зростання заряду ядра атомів хімічних елементів періодично змінюється будова їх електронних оболонок, що є причиною періодичної зміни їх властивостей.

### Питання для самопідготовки:

1. Розвиток уявлень про будову атома (Дж. Дальтон, В. Томсон, Е. Резерфорд, Н. Бор, Е. Шредінгер, Г. Мозлі).
2. Ядро і електрони. Ізотопи. Дуальна природа електрону.
3. Квантові числа, їх фізичний зміст і можливі значення.
4. Енергії та конфігурації електронних орбіталей атома. Форми атомних орбіталей (АО).
5. Принцип мінімальної енергії; принцип Паулі. Правила Хунда; правила Клечковського.
6. Сучасне формулювання періодичного закону Д. І. Менделєєва.
7. Будова періодичної системи. Форма таблиць.
8. Періодичність зміни властивостей хімічних елементів та їх сполук в залежності від розташування в таблиці Менделєєва.
9. s-, p-, d-, f-елементи.
10. Електронні формули багатоелектронних атомів.
11. Зв'язок електронної будови елементів з періодичною системою.
12. Атомні радіуси, енергія іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність і періодичність зміни цих характеристик.
13. Загальні хімічні властивості елементів: металічність чи неметалічність, кислотно-основні властивості, окисно-відновні властивості; періодичність їх зміни.
14. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції.
15. Поширення елементів у природі, походження елементів.

# Хімічний зв'язок

## Теоретична частина

Як відомо, в природі будь-яка матеріальна система спонтанно намагається досягти стану, що характеризується мінімальною потенціальною енергією, тобто стану максимальної стабільності.

**Хімічний зв'язок** – це взаємодія між атомами однакових або різних елементів для досягнення енергетично стабільного стану, у результаті якої утворюється хімічно стійка дво- або багатоатомна система (наприклад, молекула чи кристал).

За рахунок наявності зарядів протилежного знаку між двома атомами виникають сили притягання (ядро-електрони) і відштовхування (ядро-ядро; електрон-електрони). Відстань, на якій сили притягання і відштовхування між атомами урівноважуються і система досягає мінімального енергетичного стану, називається **довжиною зв'язку**. Утворення хімічного зв'язку між атомами супроводжується вивільненням певної кількості енергії, яка називається **енергією зв'язку**. Чим більша кількість енергії виділяється, тим міцніший утворюється зв'язок і тим коротша довжина зв'язку.

В утворенні зв'язку приймають електрони зовнішнього енергетичного рівня (валентні електрони). У *s*- і *p*-елементів валентними є електрони зовнішнього енергетичного рівня, у *d*-елементів – *s*-електрони зовнішнього і *d*-електрони передостаннього енергетичного рівня.

Залежно від характеру розподілу валентних електронів у речовині, розрізняють **три основних типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний та металічний**.

Отже, описати хімічний зв'язок у речовині означає встановити, як саме розподіляється електронна густина.

Хімічний зв'язок, який утворюється шляхом узагальнення електронної пари, називається **ковалентним**, а число утворених електронних пар (хімічних зв'язків) – **ковалентністю**. У випадку, коли електронна пара належить в рівній мірі обом атомам, утворюється **ковалентний неполярний зв'язок**, характерний для газів:  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ , (неполярні молекули). Якщо ж електронна пара зміщена до атома з більшою електронегативністю, утворюється **ковалентний полярний зв'язок**:  $H_2O$ ,  $HCl$ ,  $NH_3$  (полярні молекули або диполі). Існує й інший механізм утворення ковалентного зв'язку **донорно-акцепторний** або координаційний, який виникає за рахунок перекриття двоелектронної орбіталі одного атома (донора) з вільною орбіталлю іншого атома (акцептора). В утворенні зв'язку можуть приймати участь не лише *s*-, *p*-, але й *d*-орбіталі. Найпоширенішими є два методи: метод валентних зв'язків (**ВЗ**) і метод молекулярних орбіталей (**МО**). У цих методах використовуються різні підходи до побудови вихідної хвильової функції й різні уявлення про електронну будову молекули.

**Метод валентних зв'язків** ґрунтується на положенні, що кожна пара атомів у молекулі утримується разом за допомогою електронних пар, тобто хімічний зв'язок, локалізований між двома атомами, – двоелектронний і двоцентровий; він утворюється внаслідок перекривання атомних електронних хмар. У місці перекривання електронних хмар, тобто у просторі між атомами, електронна густина максимальна. Це означає, що ймовірність перебування електронів у просторі між ядрами більша, ніж в інших місцях молекули. Завдяки цьому зростають сили притягання між позитивним зарядом ядра і негативними зарядами електронів, що приводить до утворення молекули.

**Метод валентних зв'язків** дає більш наочне уявлення про будову молекул, характерні особливості ковалентного зв'язку (насиченість, напрямленість і полярність), тому він частіше застосовується для якісного розв'язання питань хімічного зв'язку.

Природу **йонного** зв'язку, будову і властивості йонних сполук можна пояснити з позицій електростатичної теорії хімічного зв'язку: хімічна взаємодія трактується як процес утворення йонів, які потім взаємодіють за рахунок електростатичних сил. Зв'язок, який виникає у результаті електростатичної взаємодії катіонів і аніонів, називається **йонним**. Він характеризується ненапрявленістю і ненасичуваністю.

Енергетично найбільш вигідно, коли кожний йон оточений максимальним числом йонів протилежного знаку, які взаємно скоординовані залежно від їх розмірів. В звичайних умовах йонні сполуки є кристалічними речовинами. Поняття простих двоіонних молекул типу  $NaCl$  та інших для них втрачає зміст, оскільки весь кристал потрібно розглядати як гігантську молекулу:  $Na_n^+ Cl_n^-$ . Речовини з йонним зв'язком, як правило, добре розчинні у воді, мають високі температури плавлення, кипіння, електропровідні.

**Металічний зв'язок** – це багатоцентровий зв'язок, що реалізується через електростатичне притягання позитивних йонів у атомних ґратках металів та їх сплаваів делокалізованими вільними валентними електронами (електронний газ). Обмін електронами надає остову атома позитивний потенціал, хоча він і відрізняється від йона. Наявність електронного газу пояснює добру тепло- і електропровідність металів. Крім електростатичної взаємодії (кулонівські сили), мають місце особливі обмінні та інші сили квантово-механічного походження.

У металах та сплавах має місце сильно делокалізований хімічний зв'язок, який характеризується високою міцністю, яка визначається енергією атомізації металу (переведення металу з твердого стану у поодинокі атоми).

**Водневий зв'язок** – це трицентровий зв'язок типу  $X-H\dots Y$ , який виникає через **атом Гідрогену** між двома електронегативними атомами  $X$  та  $Y$  (найчастіше атомами Флуору  $F$ , Оксигену  $O$  та Нітрогену  $N$ ). Водневий зв'язок може бути міжмолекулярним (у воді, спиртах, водних розчинах спиртів) і внутрішньо-молекулярним (у амінокислотах, білках).

Водневий зв'язок відіграє важливу роль у природі, фізіологічних і біохімічних процесах живих організмів. Він обумовлює аномально високі температури кипіння та плавлення таких речовин, як вода, аміак, фтороводень, спирти, сольватацію йонів, процеси розчинення речовин, формування структур білків, полісахаридів, утворення подвійної спіралі ДНК.

**Сили ван дер Ваальса** – це сили взаємодії, що діють між незв'язаними між собою атомами або молекулами. Включають взаємодії диполь-диполь, диполь-індукований диполь і сили Лондона. Це сили притягання та відштовхування між молекулярними частинками (чи між групами тієї ж молекулярної частинки), а також між нейтральними атомами на далекій, порівнянні з розмірами атомів, відстані. Цей зв'язок є значно слабкіший від звичайних хімічних зв'язків: це напр., сили притягання, зумовлені рухом електронів у атомах, що утримують графітні шари. Але особливо чітко цей зв'язок може бути описаний у випадку комплексів, утворених атомами інертних газів (енергія зв'язку  $He-He$  становить лише  $83 \text{ Дж}\cdot\text{моль}^{-1}$ , довжина  $289 \text{ нм}$ ).



### Питання для самопідготовки:

1. Причини утворення хімічного зв'язку. Властивості атомів, які взаємодіють. Ефективні радіуси, ефективні заряди атомів у молекулі. 2. Типи хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок, його характеристики (енергія, довжина, кратність, кут між зв'язками, полярність). 3. Метод валентних зв'язків. Переваги та недоліки методу валентних зв'язків. 4. Напрявленість ковалентного зв'язку.  $\sigma$ - та  $\pi$ -зв'язки. 5. Нормальний і збуджений стан атома. Типи гібридизації атомних орбіталей та їх просторова конфігурація. 6. Полярність та неполярність ковалентного зв'язку. Типи ковалентних молекул. Дипольний момент. 7. Метод валентних зв'язків. 8. Основні положення методу МО. Зв'язуючі та розпушуючі орбіталі. 9. Енергетичні діаграми молекул та іонів елементів другого періоду. 10. Двоатомні гетероядерні молекули (молекула карбон монооксиду). 11. Іонний зв'язок. Ненасиченість та ненапрявленість. 12. Металічний зв'язок. Ширина забороненої зони. Метали, неметали, напівпровідники. 13. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води. 14. Міжмолекулярна взаємодія (дисперсійна, орієнтаційна, індукційна). 15. Агрегатні стани речовини. Кристалічний та аморфний стани твердої речовини.

### Експериментальна частина

#### *Лабораторна робота № 4*

#### **Будова атома, хімічний зв'язок**

**Мета роботи:** трактувати хімічні перетворення між речовинами з точки зору будови атомів, складати електронні формули атомів і простих іонів, аналізувати тип хімічного зв'язку в неорганічних сполуках.

#### Хід виконання роботи

##### **Дослід 1. Зміна металічних властивостей атомів елементів**

**а) Взаємодія металів з водою.** У три порцелянові чашки з дистильованою водою помістіть шматочки (0,1-0,3 г) літію, натрію і калію; а у дві пробірки з водою – шматочки магнію і алюмінію. Спостерігайте хід реакцій без нагрівання, а також за нагрівання (у випадку магнію і алюмінію). Необхідно впевнитися у тому, що в усіх випадках утворилися відповідні гідроксиди. Як це зробити? За поведінкою (активністю) взаємодії металів з водою зробіть висновок про зміну металічних властивостей у I А групі зверху вниз.

**б) Взаємодія металів з нітратною кислотою.** У три пробірки (на 1/3 об'єму) налейте розчин нітратної кислоти. У першу пробірку занурте шматочок цинку, у другу – плюмбуму, а у третю – міді. Другу і третю пробірки підігрійте. Що сталося з металами, чи змінився колір розчину? Які ще спостерігаються ознаки хімічної реакції? Складіть рівняння реакції. Заповніть табл. 2.

До реакції		Після реакції	
Хімічний знак атому металу	Електронна формула атому	Хімічний знак йону металу	Електронна формула йону
Zn			
Pb			
Cu			

### Дослід 2. Зміна неметалічних властивостей атомів елементів

У дві пробірки налейте окремо по 1 мл розчину калій йодиду і натрій броміду. У першу додайте 1 мл бромної води, а у другу пробірку з розчином натрій броміду – 1 мл хлорної води. Чи спостерігається зміна забарвлення розчинів?

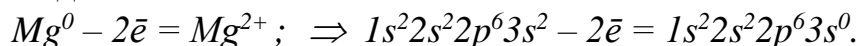
У звіті запишіть відповідні рівняння реакції. На прикладі елементів VII А групи зробіть висновок про зміну неметалічних властивостей в групах зверху вниз.

### Дослід 3. Дослідження властивостей гідратів оксидів елементів

**1:** Реакцією обміну добудьте магній гідроксид; випробуйте його відношення до дії розчину сильної кислоти; до дії розчину лугу та зробіть висновок про хімічний характер магній гідроксиду. **2:** Реакцією обміну добудьте алюміній гідроксид; випробуйте його відношення до дії розчину сильної кислоти та до дії розчину лугу; зробіть висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду. **3:** До 10 мл води додайте невелику порцію ( $\approx 0,5$  г) оксиду фосфору(V), який отримують із фосфору; що спостерігається? Визначте рН одержаного розчину. Зробіть висновок про хімічний характер цього оксиду. Зробіть висновок про зміну властивостей гідратів оксидів елементів III періоду.

### Дослід 4. Електронна структура атомів та катіонів металів

При окисленні атомів металів число електронів в електронній оболонці зменшується і утворюються іони металів з позитивним зарядом (катіони), наприклад:

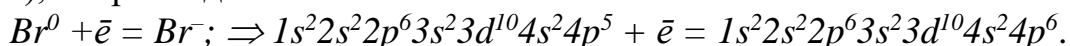


Для дослідження в три пробірки влити по 1-2 мл розчину плюмбум нітрату  $Pb(NO_3)_2$ . В першу пробірку занурити гранулу металічного цинку, в другу – залізний цвях, в третю – магнієву стружку. Через кілька хвилин спостерігати розчинення цинку, магнію і заліза з утворенням відповідних катіонів металів і відновлення катіонів Плюмбуму в вільний свинець.

Написати віддачу електронів (за наведеним прикладом) від атомів Цинку, Феруму з утворенням катіонів  $Zn^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ . Для кожного атома металу і його катіона написати електронну формулу, навести розподіл електронів по квантових комірках, навести значення квантових чисел для валентних електронів атомів. Вказати, виходячи з положення в періодичній системі та будови зовнішніх електронних шарів, до *s*-, *p*-, *d*- чи *f*-елементів належать ці метали.

### Дослід 5. Електронна структура атомів та аніонів неметалів

При відновленні атомів неметалів число електронів в електронній оболонці збільшується і утворюються іони неметалів з негативним зарядом (аніони), наприклад:



Для дослідження налити в 2 пробірки по 1-2 мл розчинів натрій сульфіді  $\text{Na}_2\text{S}$  і калій йодиду  $\text{KI}$ . Додати в обидві пробірки хлорної води  $\text{Cl}_2$  (під витяжкою). Спостерігати випадіння вільної сірки в першій пробірці та виділення вільного йоду у другій пробірці.

Написати віддачу електронів від сульфід-іону  $\text{S}^{2-}$  до вільної сірки  $\text{S}$ , від йодид-іону  $\text{I}^-$  до атома  $\text{I}$ ; записати приєднання електронів до атома Хлору з утворенням хлорид-іонів  $\text{Cl}^-$  (за прикладом в досл. 4). Навести для кожного атома неметалу і його аніона електронну формулу, навести розподіл електронів по квантових комірках, навести значення квантових чисел для валентних електронів атомів. Вказати, виходячи з положення в періодичній системі та будови зовнішніх електронних шарів, до  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -, чи  $f$ -елементів належать згадані неметали.

### Дослід 6. Визначення типу хімічного зв'язку в простих і складних речовинах

Який тип хімічного зв'язку (ковалентний неполярний, ковалентний полярний, металічний, іонний) має місце в речовинах:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Pb}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Fe}$ ? Які властивості цих типів хімічного зв'язку? Навести графічні формули наведених солей: п्लомбум нітрату, натрій сульфіді, калій йодиду, кисню.

## 2.1.4. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

### Теоретична частина

Хімічні реакції найчастіше супроводжуються тепловими явищами, що вивчаються в особливому розділі хімії – термохімії. У цьому розділі використовують термохімічні рівняння, у яких зазначено тепловий ефект реакції.

**Тепловий ефект реакції  $Q$**  – це кількість теплоти, що виділяється або поглинається в реакції при сталому тиску або об'ємі, причому продукти реакції мають таку ж температуру, що й вихідні речовини. Якщо тепловий ефект хімічної реакції визначений при постійному тиску  $Q_p$ , то він дорівнює:  $Q_p = \Delta U + A = \Delta U + p\Delta V$ , де  $A = p\Delta V$  – робота, вироблена в результаті реакції щодо зміни об'єму проти зовнішнього тиску  $p = \text{const}$ . У цих умовах значення  $Q_p$  характеризує конкретну хімічну реакцію, яка проходить без зміни тиску.

**Ентальпія реакції  $\Delta H$**  – термодинамічна функція, яка дозволяє обчислювати тепло, отримане або доставлене в хімічну реакцію, за умови, що ця реакція відбувалася при постійному тиску, і яка визначається як сума зміни внутрішньої енергії з добутком тиску на зміну об'єму речовин, які беруть участь у хімічній реакції:  $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$ . Термохімічні розрахунки виконують за **законом Гесса**: тепловий ефект хімічної реакції при постійному тиску й об'ємі не залежить від способу її проведення, а залежить лише від початкового та кінцевого стану реагуючих речовин. Тепловий ефект реакції залежить від природи реагуючих речовин та їх

агрегатних станів, тому в термохімічних рівняннях символами (*g, p, m*) позначають стан речовин – газоподібний, рідкий, твердий. Згідно з **наслідком із закону Гесса**:  $\Delta H^{\circ}_x = \sum n_{\text{прод.}} H^{\circ}_{f(\text{прод.})} - \sum n_{\text{вих.}} H^{\circ}_{f(\text{вих.})}$ , тобто стандартна ентальпія реакції дорівнює різниці між сумою стандартних ентальпій утворення продуктів реакції ( $H^{\circ}_{f(\text{прод.})}$ ) та сумою стандартних ентальпій утворення вихідних речовин ( $H^{\circ}_{f(\text{вих.})}$ ), помножених на відповідні стехіометричні коефіцієнти (*n*). Якщо ентальпія реакції є меншою від нуля  $\Delta H^{\circ}_x < 0$ , то реакція екзотермічна (виділення теплоти), якщо ентальпія реакції більше нуля  $\Delta H^{\circ}_x > 0$ , то реакція ендотермічна (поглинання теплоти).

**Стандартною ентальпією утворення** називається кількість теплоти, яка виділяється або поглинається під час утворення 1 моль речовини з простих речовин. **Стандартний стан у термохімії**: температура **298 K**, тиск **101,325 кПа**. Стандартну ентальпію утворення  $\Delta H^{\circ}_{298}$  простих речовин, які перебувають у стабільній модифікації, приймають за нуль.

*S* – це функція стану, що характеризує прагнення системи до розупорядкування та зниження стійкості. Ентропію реакції можна визначити як різницю між сумою ентропій продуктів реакції та сумою ентропій вихідних речовин:  $\Delta S^{\circ}_x = \sum n_{\text{прод.}} S^{\circ}_{f(\text{прод.})} - \sum n_{\text{вих.}} S^{\circ}_{f(\text{вих.})}$ .

**Енергія Гіббса  $\Delta G$**  є критерієм напрямку перебігу процесу. Якщо  $\Delta G < 0$  – процес самодовільний, якщо  $\Delta G = 0$ , то система перебуває у стані рівноваги, якщо  $\Delta G > 0$  – процес несамоодовільний. Енергія Гіббса також підпорядковується наслідку закону Гесса:  $\Delta G^{\circ}_x = \sum n_{\text{прод.}} \Delta G^{\circ}_{f(\text{прод.})} - \sum n_{\text{вих.}} \Delta G^{\circ}_{f(\text{вих.})}$ .

**Хімічна кінетика** вивчає швидкість і механізм перебігу хімічних процесів. Швидкість реакцій визначається зміною концентрації реагуючих речовин в одиницю часу. Концентрацію звичайно виражають числом *молів* у 1 л розчину, час – у *секундах*. Швидкість реакції залежить від природи реагуючих речовин і умов протікання реакції: концентрації реагентів, температури, присутності каталізаторів, поверхні розділу фаз у гетерогенній системі, а також від тиску, якщо реагенти – гази, тому що в цьому випадку зі зміною тиску змінюється концентрація реагентів. **Залежність швидкості реакції від концентрації** для елементарних процесів виражається **законом дії мас**: швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, які зведені у ступінь їх стехіометричних коефіцієнтів. Для реакції  $aA + bB \rightarrow dD + fF$  швидкість виражається рівнянням  $v = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$ , де  $c(A)$ ,  $c(B)$  – молярні концентрації речовин (*моль/л*), *k* – константа швидкості, що залежить від природи речовини, температури, каталізаторів і не залежить від концентрації реагуючих речовин. Якщо в реакції, крім газу чи рідини, бере участь також тверда речовина, концентрація якої постійна, то швидкість реакції змінюється тільки в залежності від концентрації газів і розчинних речовин, тому що маса твердої речовини не впливає на швидкість реакції.

При підвищенні температури на кожні 10 °C швидкість реакції зростає в 2-4 рази (температурний коефіцієнт). Якщо відома швидкість реакції при температурі  $t_1$  і температурний коефіцієнт, то швидкість реакції при будь-якій температурі приблизно може бути обчислена за **формулою Вант-Гоффа**:  $v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{t_2 - t_1/10}$ .

**Енергія активації  $E_A$**  – мінімальна надлишкова енергія, яку повинні мати молекули по відношенню до значення середньої енергії реагуючих молекул для того, щоб реакція стала можливою (*Дж/моль*). Залежність константи швидкості реакції від температури визначається за рівнянням Арреніуса:  $\ln k_{T_2}/k_{T_1} = E_A/R = (1/T_1 - 1/T_2)$ , де *R* – універсальна газова стала, *Дж/моль·K*.

Усі хімічні реакції можна розділити на **оборотні** і **необоротні**. Перші протікають одночасно в прямому і зворотному напрямках, але з різною швидкістю. Через якийсь час після їхнього початку швидкості прямої і зворотної реакції стають однаковими і настає **хімічна рівновага**. У принципі всі хімічні реакції оборотні, однак у визначених умовах реакція протікає в одному напрямку до повного зникнення вихідних речовин. Такі реакції є необоротними. До них відносяться процеси, що супроводжуються випаданням осаду, виділенням газу, утворенням малодисоціюючих речовин, а також процеси, що супроводжуються дуже великим виділенням теплоти. Усякий самодовільний процес супроводжується надлишком енергії Гіббса  $\Delta G$ ; тому критерієм протікання хімічної реакції служить нерівність  $\Delta G < 0$ . Коли наступить рівновага, ця величина досягає мінімуму, тобто критерієм рівноваги є рівність  $\Delta G = 0$ . Величина  $\Delta G$  зв'язана з тепловим ефектом реакції рівнянням:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ , де  $\Delta S$  – зміна ентропії в процесі. Значення  $\Delta G$  і  $\Delta S$  залежать від концентрації реагуючих речовин. Тому для зіставлення різних реакцій і для характеристики впливу температури на процес необхідно користатися якими-небудь порівнянними станами. У якості останніх приймають стан реакційної суміші, у якій концентрація кожної речовини дорівнює одиниці. Такі умови називають стандартними, а стандартні величини позначаються індексом  $^\circ$  (наприклад,  $\Delta G^\circ$ ).

Для будь-якої реакції  $aA + bB \leftrightarrow dD + fF$ , у стані рівноваги виконується співвідношення:  $K = c^d(D) \cdot c^f(F) / c^a(A) \cdot c^b(B)$ , де  $c^a(A)$ ,  $c^b(B)$ ,  $c^d(D)$ ,  $c^f(F)$  – концентрації речовин у момент рівноваги,  $K$  – константа хімічної рівноваги, що залежить від температури. Напрямок зсуву рівноваги в залежності від зміни температури, концентрації чи тиску визначається **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 підвищенні температури рівновага зміщується у бік реакції, що йде з поглинанням тепла. При підвищенні тиску рівновага зміщується у бік тих реакцій, що зменшують об'єм системи і т.ін.

### Питання для підготовки:

1. Класифікація хімічних реакцій за різними ознаками.
2. Термодинамічна система. Параметри які характеризують стан системи.
3. Ентальпія системи. Перший закон термодинаміки.
4. Термохімія. Тепловий ефект реакції. Ендотермічні та екзотермічні реакції. I закон термохімії.
5. Термохімічні рівняння, закон Гесса (II закон термохімії). Стандартні теплоти утворення та теплові ефекти.
6. Ентропія – міра неупорядкованості системи. Другий закон термодинаміки.
7. Вільна енергія Гіббса. Можливість і напрямок перебігу хімічних реакцій.
8. Хімічна кінетика. Швидкість хімічної реакції та її графічне вираження.
9. Закон діючих мас. Константа швидкості та її фізичний зміст.
10. Порядок та молекулярність реакції.
11. Поняття про енергію активації, енергетичний бар'єр і перехідний активований комплекс.
12. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації, тиску та температури. Рівняння Арреніуса. Правило Вант-Гоффа.
13. Каталізатори, інгібітори. Ферменти.
14. Оборотні та необоротні процеси. Стан хімічної рівноваги. Константа рівноваги. Роль хімічної рівноваги у природі.
15. Принцип Ле-Шательє. Умови необоротності процесу.

## Експериментальна частина

### *Лабораторна робота № 5*

#### Термодинаміка та кінетика хімічних реакцій, хімічна рівновага

**Мета роботи:** експериментальне визначення теплового ефекту реакції нейтралізації сильної кислоти сильним лугом; дослідження впливу зміни концентрації вихідних речовин та зміни температури на швидкість реакції; дослідження впливу концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізаторів на зміщення стану хімічної рівноваги.

#### Хід виконання роботи:

##### **Дослід 1. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації**

Стандартний тепловий ефект реакції нейтралізації – це зміна ентальпії в реакції між одним молем іонів Гідрогену й одним молем іонів гідроксилу з утворенням одного моля молекул води за стандартних умов.

Відповідне термохімічне рівняння реакції в іонно-молекулярній формі має вигляд:  $H^+ + OH^- = H_2O$ ,  $\Delta H^{\circ}_{нейтр.} = - 57,3 \text{ кДж/моль}$ .

Одержіть у викладача завдання, в якому зазначено молярну концентрацію, об'єм та густину розчину кислоти, що буде використаний в досліді. Розрахуйте кількість речовини (кислоти) в молях, що знаходиться у заданому об'ємі розчину:  $n_{(кислоти)} = C_{(кислоти)} \cdot V_{р-ну}$ .

За рівнянням реакції взаємодії кислоти з лугом розрахуйте, яку кількість NaOH необхідно використати для нейтралізації кислоти. Визначте, в якому об'ємі розчину лугу знаходиться необхідна кількість лугу для проведення реакції нейтралізації кислоти.

Заповніть бюретку розчином кислоти та налийте заданий об'єм розчину кислоти у внутрішній стакан калориметра. Виміряйте температуру розчину кислоти термометром та запишіть до лабораторного журналу значення температури:  $t_1 = \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ .

Використавши мірний циліндр, відміряйте необхідний для проведення нейтралізації об'єм розчину лугу. Додайте розчин лугу у стакан з розчином кислоти, перемішайте вміст стакану термометром та зафіксуйте максимальне значення температури:  $t_2 = \dots \text{ } ^\circ\text{C}$ .

Після проведення досліді виконайте необхідні розрахунки:

Визначте, якою була зміна температури при проведенні реакції нейтралізації:  $\Delta T = \Delta t = t_2 - t_1$ . Розрахуйте сумарну масу двох розчинів, використавши густину кожного розчину та його об'єм:

$$m_{р-ну} = m_{к-ти} + m_{лугу} = V_{к-ти} \cdot \rho_{к-ти} + V_{лугу} \cdot \rho_{лугу}$$

Розрахуйте кількість теплоти, що виділилася під час нейтралізації  $Q_{нейтр.}$  (кДж), прийнявши теплоємність нейтралізованого розчину такою ж, як і теплоємність води  $C_{H_2O}$ . Тоді

$$Q_{нейтр.} = m_{р-ну} \cdot \Delta T \cdot C_{H_2O}; C_{H_2O} = 4,18 \cdot 10^{-3} [\text{кДж}/(\text{г} \cdot \text{K})].$$

Експериментальне значення стандартного теплового ефекту реакції нейтралізації  $\Delta H^{\circ}_{нейтр. експ}$  розрахуйте за формулою:

$$\Delta H^{\circ}_{нейтр. експ.} = Q_{нейтр.} / n(\text{NaOH}) \text{ (кДж/моль)}.$$

Розрахуйте абсолютну ( $\Delta$ , кДж/моль) та відносну ( $\delta$ , %) похибки експеримента та заповніть табл. 3:

$$\Delta = \left| \Delta H^0_{\text{нейтр.експ.}} - \Delta H^0_{\text{нейтр.теор.}} \right|; \quad \eta = \Delta / \Delta H^0_{\text{нейтр.теор.}} \cdot 100 \%$$

Таблиця 3

<b>Вихідні дані</b>							
Розчин кислоти				Розчин лугу			
Формула кислоти	V, л	C, моль/л	$\rho$ , г/л	Формула лугу	V, л	C, моль/л	$\rho$ , г/л

<b>Результати роботи</b>						
$t_1$ , °C	$t_2$ , °C	$\Delta t$ , °C	m р-ну, г	$\Delta H^0_{\text{експ.}}$ , кДж/моль	Похибка	
					$\Delta$ , кДж/моль	$\eta$ , %

### Дослід 2. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції

Реакція тіосульфату натрію із сульфатною кислотою протікає за рівнянням:  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{S} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$  і супроводжується помутнінням розчину від сірки, що випадає (появою опалесценції).

У три пробірки налити розведеного розчину натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ : у першу пробірку – 1 мл, у другу – 2 мл, у третю – 3 мл. Після цього у першу пробірку додати 2 мл дистильованої води, у другу – 1 мл, а в третю воду не додавати. Загальний об'єм розчину тепер буде однаковий – 3 мл. Після цього в кожену пробірку з розчином натрій тіосульфату різної концентрації додати 1 мл розведеної сульфатної кислоти і точно зафіксувати час від моменту зливання розчинів до появи перших ознак помутніння (у вигляді опалесценції) у кожній пробірці.

Результати дослідження занести в табл. 4.

Таблиця 4

№ пробірки	$V_{\text{розчину Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ , мл	$V_{\text{H}_2\text{O}}$ дист., мл	$C_1$	$V_{\text{розчину H}_2\text{SO}_4}$ , мл	$C_2$	$V_{\text{розчину загальний}}$ , мл	$\tau_{\text{появи помутніння}}$ , сек	$\nu_{\text{реакції, відносна}}$	$k_{\text{швидкості}}$

Розрахуйте відносну швидкість реакції ( $\nu = 1/\tau$ ) та константу швидкості реакції ( $k = \nu/C_1 \cdot C_2$ , де  $C_1$  і  $C_2$  відносні концентрації  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відповідно). Залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату зобразіть у вигляді графіка  $\nu = f(C_1)$ . По осі абсцис відкладіть відносну концентрацію, а по осі ординат – відносну швидкість реакції.

Сформулювати висновок про залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин для даного дослідження.

### Дослід 3. Вплив температури на швидкість реакції

Для дослідження потрібно взяти ті ж розчини  $Na_2S_2O_3$  і  $H_2SO_4$ , що і для попереднього. В три пробірки налити по 3 мл розчину натрій тіосульфату, а в інші три пробірки – по 1 мл сульфатної кислоти. Всі пробірки розділити на три пари так, щоб у кожній парі була одна пробірка з розчином натрій тіосульфату. Записати температуру повітря в лабораторії, злити разом розчини першої пари пробірок і записати, через який час з'явиться помутніння.

Другу пару пробірок помістити в термостат із водою з температурою на  $20^\circ C$  вищою за кімнатну і прогріти 1-2 хвилини. Температуру визначати за термометром, що знаходиться у воді. Розчини швидко злити і відзначити, через скільки секунд з'явиться помутніння.

Третю пару пробірок нагріти в термостаті з водою до температури на  $40^\circ C$  вище за кімнатну. Повторити аналогічний дослід.

Результати занесіть у табл. 5.

Таблиця 5

Номер дослідів	Температура $t, ^\circ C$	Час появи помутніння $\tau$ , сек	Відносна швидкість реакції, $v$	Константа швидкості, $k$	Температурний коефіцієнт, $\gamma$
1	$20^*(t_{\text{кімн.}})$				
2	$t_{\text{кімн.}} + 20$				
3	$t_{\text{кімн.}} + 40$				

(\* – чи інша кімнатна температура)

Розрахуйте відносну швидкість ( $v = 1/\tau$ ) та константу швидкості реакції ( $k = v / C_1 \cdot C_2$ , де  $C_1 = C_2 = 3$ ;  $C_1$  і  $C_2$  — відносні концентрації розчинів  $Na_2S_2O_3$  і  $H_2SO_4$  відповідно). Залежність швидкості реакції від температури зобразіть у вигляді графіка, відклавши по осі абсцис температуру, а по осі ординат – швидкість реакції.

Розрахуйте відносну швидкість ( $v = 1/\tau$ ) та константу швидкості реакції ( $k = v / C_1 \cdot C_2$ , де  $C_1 = C_2 = 3$ ;  $C_1$  і  $C_2$  — відносні концентрації розчинів  $Na_2S_2O_3$  і  $H_2SO_4$  відповідно). Залежність швидкості реакції від температури зобразіть у вигляді графіка, відклавши по осі абсцис температуру, а по осі ординат – швидкість реакції.

Розрахуйте значення температурних коефіцієнтів за різних температурних інтервалів та його усереднене значення  $\gamma_{\text{сер.}}$  за формулами:

$$\gamma_1 = \frac{t_2 - t_1}{10} \sqrt[10]{v_{t_2} / v_{t_1}},$$

$$\gamma_2 = \frac{t_3 - t_2}{10} \sqrt[10]{v_{t_3} / v_{t_2}},$$

$$\gamma_3 = \frac{t_3 - t_1}{10} \sqrt[10]{v_{t_3} / v_{t_1}},$$

$$\gamma_{\text{сер.}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2 + \gamma_3}{3},$$

де  $t_1 \approx 20^\circ C$  чи інша кімнатна температура,  $t_2 \approx 40^\circ C$ ,  $t_3 \approx 60^\circ C$ .

Скласти графік залежності швидкості реакції від температури для даного розчину: на вісь абсцис нанести температуру, а на вісь ординат – величину швидкості реакції. Як впливає зміна температури на стан хімічної рівноваги?



#### **Дослід 4. Вплив концентрації на рівновагу**

Досліджується реакція:  $FeCl_3 + 3KSCN \rightleftharpoons Fe(SCN)_3 + 3KCl$ .

У пробірку налити по 1 мл ферум(III) хлориду та 1 мл калій тіоціанату та розвести дистильованою водою до 2/3 об'єму пробірки.

Першу пробірку з отриманим розчином зберегти для порівняння (еталон) результатів дослідів. В інші пробірки додати такі реактиви: у другу – 1-2 краплі насиченого розчину ферум (III) хлориду – вихідної речовини (інтенсивність забарвлення підсилюється), у третю – 1-2 краплі насиченого розчину калій роданіду хлориду – також вихідної речовини (інтенсивність забарвлення ще сильніше підсилюється), у четверту – насиченого розчину калій хлориду – продукту реакції (розчин світлішає). Порівняти інтенсивність забарвлення отриманих розчинів з інтенсивністю забарвлення еталону.

Записати спостереження. Написати вираз для константи рівноваги оборотної реакції. Які речовини у досліджуваному розчині перебувають у стані рівноваги? Яка речовина надає розчину червоного забарвлення? Як змінюються у кожному випадку концентрації: а) ферум(III) роданіду; б) калій хлориду; в) ферум(III) хлориду; г) калій роданіду у порівнянні з їх концентраціями при встановленні початкової рівноваги? Як впливають зміни концентрацій вихідних речовин та продуктів реакції на стан хімічної рівноваги.

#### **Дослід 4. Вплив зміни температури на рівновагу**

Взяти дві мікроколбочки, заповнені  $NO_2$ . Відзначити буре забарвлення. Приготувати дві склянки: одну – з гарячою водою, другу – з холодною. Одночасно опустити в них дві мікроколбочки. Спостерігати посилення інтенсивності забарвлення газу в гарячій воді та знебарвлення в холодній. На основі принципу Ле Шательє і даних дослідів зробити висновок про тепловий ефект прямої та зворотної реакцій.

## **2.2. ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2**

### **2.2.1. ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. РОЗЧИНИ Способи вираження концентрації розчинів**

#### **Теоретична частина**

Система, в якій одна речовина у вигляді дуже дрібних часточок розподілена в об'ємі іншої, називається **дисперсною**. При цьому розрізняють два поняття: дисперсна фаза та дисперсійне середовище. **Дисперсна фаза** – це диспергована речовина, тобто та частина дисперсної системи, яка рівномірно розподілена в об'ємі іншої. Середовище, в якому рівномірно розподілена дисперсна фаза, називається **дисперсійним середовищем**. **Розчин** – гомогенна термодинамічна система змінного складу, яка складається із двох і більше компонентів.

Усі фізіологічні рідини в організмі людини, тварин, рослин є розчинами. Майже всі лікарські засоби чинять лікувальну дію на організм у розчиненому стані. Синтез і виробництво основної маси ліків здійснюється у розчинах. Розчини використовують майже в кожному технологічному процесі. Більшість продуктів харчування людини – розчини. Прогрес біології, медицини, фармації в значній мірі пов'язаний з розвитком учення про розчини.

Залежно від агрегатного стану розчиненої речовини і розчинника (дисперсійного середовища) розчини бувають твердим, рідким або газоподібним. Найбільше практичне значення мають рідкі розчини, особливо водні. Істинними **розчинами** називають стійкі рідкі або тверді гомогенні дисперсні системи, склад яких може змінюватися в досить широких межах. **Розчинення** – самовільний процес розподілу однієї речовини в іншій в результаті дифузії. Один з компонентів розчину називають розчинником, інші — розчиненими речовинами. Звичайно розчинником вважають компонент, який міститься в надлишку порівняно з іншими компонентами. Якщо один з компонентів рідина, то саме його називають розчинником.

Кількісно розчинність визначається вмістом речовини у насиченому розчині при певних умовах. Найчастіше **розчинність** визначають кількістю грамів речовини, розчиненої в 100 г розчинника. Насичені розчини характеризуються динамічною рівновагою (при сталій температурі) між кристалічною речовиною і речовиною у розчині: нерозчинена речовина  $\Leftrightarrow$  розчинена речовина у розчині ( $T = const$ ). Отже, **насичений розчин** – це розчин, у якому досягнута межа розчинності при даних зовнішніх умовах (температура, тиск). Якщо розчин містить менше речовини, ніж потрібно для насичення, то такий розчин називають **ненасиченим**. Деякі речовини можуть утворювати **пересичені розчини**, тобто такі, які при певній температурі містять більше розчиненої речовини, ніж їй потрібно для насичення.

Основні параметри стану розчину – температура, тиск і концентрація. **Концентрацією** розчину називається кількість розчиненої речовини, що міститься у певній кількості розчинника або розчину. За міжнародною системою одиниць СІ рекомендується користуватися такими способами вираження концентрації розчинів:

**Масова частка,  $\omega$**  (масовий або ваговий відсоток, процентна концентрація) – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину:

$$w_{p.p.} = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} \cdot 100 \%$$

$w_{p.p.}$  – масова частка розчиненої речовини (% або безрозмірна);  
 $m_{p.p.}$  – маса розчиненої речовини (г);  
 $m_{p-ну}$  – маса розчину (г).

**Об'ємна частка,  $\phi$**  – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$\phi_{p.p.} = \frac{V_{p.p.}}{V_{p-ну}} \cdot 100 \%$$

$\phi_{p.p.}$  – об'ємна частка розчиненої речовини (% або безрозмірна);  
 $V_{p.p.}$  – об'єм розчиненої речовини (л);  
 $V_{p-ну}$  – об'єм розчину (л).

**Молярна частка,  $\chi$**  – відношення кількості розчиненої речовини до загальної кількості всіх компонентів розчину:

$$\chi_{p.p.} = \frac{\nu_{p.p.}}{\nu_{p-ну}} \cdot 100 \%$$

$\chi_{p.p.}$  – молярна частка розчиненої речовини (% або безрозмірна);  
 $\nu_{p.p.}$  – кількість розчиненої речовини (моль);  
 $\nu_{p-ну}$  – загальна кількість всіх компонентів розчину (моль).

**Молярна концентрація,  $c$  ( $C_M$ )** – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$c_{p.p.} = \frac{\nu_{p.p.}}{V_{p-ну}}$$

$c_{p.p.}$  – молярна концентрація розчиненої речовини (моль/л або М);  
 $\nu_{p.p.}$  – кількість розчиненої речовини (моль);  
 $V_{p-ну}$  – об'єм розчину (л).

**Молярна концентрація еквівалентів,  $c_{\text{екв.}}$  ( $C_E, C_H$ )** – відношення кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$c_{\text{екв. р. р.}} = \frac{V_{\text{екв. р. р.}}}{V_{\text{р-ну}}}$$

$c_{\text{екв. р. р.}}$  – молярна концентрація еквівалентів розчиненої речовини (моль/л або  $n$ );  
 $V_{\text{екв. р. р.}}$  – кількість еквівалентів розчиненої речовини (моль);  
 $V_{\text{р-ну}}$  – об'єм розчину (л).

**Моляльність,  $m$**  – відношення кількості розчиненої речовини до маси розчинника:

$$m_{\text{р. р.}} = \frac{V_{\text{р. р.}}}{m_{\text{р-ка}}} \cdot 100 \%$$

$m_{\text{р. р.}}$  – моляльність розчиненої речовини (моль/кг);  
 $V_{\text{р. р.}}$  – кількість розчиненої речовини (моль);  
 $m_{\text{р-ка}}$  – маса розчинника (кг).

**Титр,  $T$**  – відношення маси розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$T_{\text{р. р.}} = \frac{m_{\text{р. р.}}}{V_{\text{р-ну}}}$$

$T_{\text{р. р.}}$  – молярна концентрація розчиненої речовини (моль/л або  $M$ );  
 $V_{\text{р. р.}}$  – кількість розчиненої речовини (моль);  
 $V_{\text{р-ну}}$  – об'єм розчину (л).

Розчин готується із наважки речовини або розбавленням концентрованого розчину. Для приготування розчину треба знати його концентрацію та скільки його потрібно. Ці величини лежать в основі розрахунків. Для переводу маси розчину в об'єм використовується відносна густина ( $\rho_{\text{р-ну}} = m_{\text{р. р.}} / V_{\text{р-ну}}$ ). Густина розчину можна визначити експериментально відносно води за допомогою ареометра.

Якщо відома концентрація розчину, виражена в один спосіб, то можливо розрахувати інші види концентрації того ж розчину.

Кількісний аналіз речовини можна виконати різними методами: ваговим, об'ємним та ін. Об'ємний метод визначення концентрації розчину, порівняно з іншими, є одним з найзручніших та простих. Основним прийомом об'ємного аналізу є титрування, сутність якого полягає в тому, що проводиться реакція між двома розчинами, концентрація одного з них відома, а другого – невідома. Відомо, що речовини реагують одна з іншою прямо пропорційно їх еквівалентним масам. Тобто між реагуючими розчинами діє закон еквівалентів – їх об'єми в реакції зворотно пропорційні молярним концентраціям еквівалентів. Тому, якщо відома еквівалентна (нормальна) концентрація розчину, легко розрахувати, які об'ємні співвідношення їх треба змішати, щоб розчинені речовини реагували без залишку:

$$V_1 / V_2 = C_{E(2)} / C_{E(1)}, \text{ або } V_1 \cdot C_{E(1)} = V_2 \cdot C_{E(2)},$$

де  $V_1, V_2$  – об'єми реагуючих розчинів, мл,  $C_{E(1)}, C_{E(2)}$  – еквівалентна концентрація розчинів, моль/л.

Якщо реакція супроводжується зовнішніми змінами – зміною кольору, випаданням осаду, то точку еквівалентності (кінець реакції) визначають за цими показниками. Коли змін немає, то реакцію ведуть в присутності індикаторів (фенолфталеїну, лакмусу, метилоранжу). **Титрування** – повільне ведення реакції під контролем зовнішніх показників, коли до заданого об'єму розчину з невідомою концентрацією краплями додається розчин відомої концентрації, об'єм першого розчину задається хімічною піпеткою, об'єм другого розчину відмічається по бюретці. Титрування ведеться в спеціальних конічних колбах, зручних для перемішування розчинів і проводиться тричі. В розрахунок слід брати середній об'єм розчину, який використовувався для титрування. Правильним вважається таке титрування, коли

результати виміру об'єму не відрізняються більш, ніж на 0,1 мл. Розчини, концентрація яких точно відома, мають назву титрованих.

### Питання для самопідготовки:

1. Дисперсні системи, їх класифікація. 2. Загальна характеристика розчинів. Розчинення як фізико-хімічний процес. Теплові явища під час розчинення. 3. Способи вираження концентрації розчинів. 4. Взаємозв'язок різних способів вираження концентрації. 5. Розчинність твердих речовин, рідин та газів у рідинах (закон Генрі–Дальтона). 6. Явище осмосу, осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. 7. Розчини неелектролітів. Тиск пари розчинника над розчином. Перший закон Рауля. 8. Ебуліоскопія, кріоскопія. Другий закон Рауля. 9. Розчини електролітів. Основні положення теорії С. Арреніуса. Електропровідність розчинів. 10. Ступінь та константа електролітичної дисоціації. Закон розбавлення Оствальда. 11. Дисоціація кислот, основ і солей. Іонні реакції у розчинах електролітів. 12. Дисоціація води. Іонний добуток води. рН та рОН водних розчинів. 13. Іонні рівноваги у гетерогенних системах. Добуток розчинності. 14. Індикатори. 15. Гідроліз солей. рН при гідролізі різних типів солей. 16. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу. 17. Вплив різних факторів на гідроліз.

### Експериментальна частина

#### *Лабораторна робота № 6*

#### **Приготування розчинів заданої концентрації**

**Мета роботи:** ознайомитися з методикою виготовлення розчинів різної концентрації та навчитися розраховувати масу розчиненої речовини та розчинника для приготування розчину з певною масовою часткою, молярною концентрацією чи молярною концентрацією еквівалента розчиненої речовини та перераховувати процентну концентрацію розчину в інші способи вираження концентрацій та набути навички приготування розчинів із сухої речовини або більш концентрованого розчину та визначення концентрації отриманого розчину.

### Хід виконання роботи:

#### **Дослід 1. Визначення густини розчинів**

Густина розчину – це фізична величина, яку визначають як відношення маси розчину до одиниці його об'єму:  $\rho_{(p-nv)} = m_{(p-nv)} / V_{(p-nv)}$ . Густина розчину виражають у г/мл.

Для наближеного, але швидкого визначення густини рідин або розчинів служить ареометр (рис. 26) – порожнистий скляний поплавок з тягарцем-грузилом (зазвичай дріб) в нижній частині та з вузьким відростком-трубкою у верхній частині, на якій є шкала з поділками, які зазначають густину. Ареометр занурюється в рідину на різну глибину. При цьому він витісняє об'єми цих рідин однієї і тієї ж маси, що рівні масі ареометра, а відповідно, обернено пропорційні їх густині.

Налити у високий вузький циліндр 250–300 мл розчин досліджуваної речовини заздалегідь нагрітій до температури, що зазначена в таблиці густин і опустити ареометр так, щоб він не торкався стінок посудини. Та поділка шкали, до якої ареометр занурюється в рідину, показує густину цієї рідини.

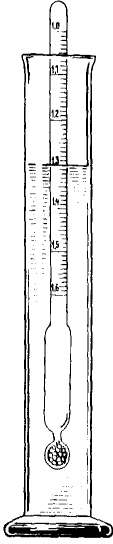


Рис. 26. Ареометр

В залежності від заданої точності використовують або один ареометр з великими інтервалами на шкалі, або набір декількох ареометрів з дрібними поділками.

Ареометри, що застосовують для визначення густини рідин, які важчі за воду, мають нуль у верхній частині шкали, а для рідин, що легші за воду – внизу шкали. *Густина розчинів змінюється залежно від концентрації, Тому за густиною можна визначити концентрацію розчиненої речовини. Для цього використовують довідкові таблиці (див. додаток), в яких кожній густині відповідає певна концентрація. Якщо величини, яка точно відповідає зробленому розрахунку на шкалі ареометра, немає у таблиці, а наведені величини близькі до неї (трохи більша або трохи менша), то концентрацію знаходять методом інтерполяції, приймаючи наближено, що у певному невеликому інтервалі густина прямо пропорційна концентрації.*

*Густина змінюється залежно від температури, тому густину розчину визначають при тій температурі, яка вказана в довідковій таблиці.*

## **Дослід 2. Приготування розчинів певної концентрації**

Розчини певної концентрації можна приготувати наступними методами:

- з фіксаналів;
- розчиненням відомої наважки твердої речовини в певній масі або об'ємі розчинника або розчину;
- розведенням концентрованих розчинів.

Для приготування розчинів із заданою молярною або нормальною концентрацією використовують мірні колби – плоскодонні круглі колби з вузьким горлом і пришліфованим корком. Мірні колби є різної місткості: на 25, 50, 100, 200, 250, 500, 1000 і більше *мілілітрів*. Місткість посудини, так як і температура, якій вона відповідає, вказані на самій колбі.

### **1. Приготування розчину із фіксаналу**

Для приготування розчину із фіксаналу необхідно вміст ампули кількісно перенести в мірну колбу та розвести дистильованою водою до мітки. Перенесення вмісту фіксаналу в колбу: ампулу вимити й промити дистильованою водою. У мірну колбу потрібного об'єму (1,0; 0,5; 0,25 л) вставляють лійку діаметром 9-10 см, в якій розміщують бойок з розширенням. Цим бойком пробивають фіксанал з одного боку, тримаючи фіксанал вертикально. Іншим бойком пробивають фіксанал з другого боку й дають змогу вмісту його перейти крізь лійку в колбу. Не змінюючи положення ампули, її обережно, але ретельно промивають дистильованою водою. Об'єм води повинен не менше, ніж у шість разів перевищувати об'єм фіксаналу. Після розчинення вмісту ампули об'єм рідини в колбі доводять дистильованою водою до мітки. Готовий розчин ретельно перемішують.

### **2. Приготування розчинів заданої концентрації по розрахованій наважці**

Кожний студент одержує в викладача картку з індивідуальним завданням: приготувати розчин *лікарського* препарату певної концентрації з поясненням застосування його в медичній практиці. Спочатку виконує необхідні розрахунки, а потім, з дозволу викладача, готує розчин.

Приготування розчину масової концентрації. Розраховану наважку речовини зважити на терезах (на годинниковому склі). Відміряють необхідний об'єм, тобто масу, води мірним циліндром. Переносять речовину в будь-який немірний посуд і обмивають туди ж годинникове скло водою з мірного циліндра та переливають залишки води. Розмішують розчин скляною паличкою та знову переливають у мірний циліндр.

Приготування розчинів молярної концентрації та молярної концентрації еквівалента. Розраховану наважку зважити на аналітичних терезах (рідкі речовини відбирають піпеткою) та кількісно перенести її через суху скляну лійку, поміщену в шийку колби, обережно висипають або виливають в мірну колбу потрібного об'єму, старанно змивши в колбу її залишки із стінок склянки і лійки (у колбу перед цим внести невеликий об'єм дистильованої води). Якщо не вся сіль розчиниться у промивній воді, долити в колбу ще трохи води до повного розчинення солі. Після цього долити дистильовану воду до мітки, закрити колбу корком і готовий розчин перемішати багаторазово перевертаючи її догори дном.

*Під час приготування розчинів мінеральних кислот слід доливати відміряну циліндром кислоту у воду тоненькою струминкою при безперервному помішуванні скляною паличкою і ні в якому разі не навпаки. Густина концентрованих кислот більша за густину води. Тому при вливанні кислоти в воду вона проходить крізь весь шар води, що спричиняє рівномірний розігрів усього об'єму розчину. Якщо ж воду доливати до концентрованої сульфатної кислоти, то сильне місцеве нагрівання практично обмежується верхніми шарами розчину: вода перетворюється в пару, яка, енергійно виділяючись з розчину, викликає його сильне розбризкування, що може призвести до нещасних випадків.*

### **3. Приготування розчину заданої молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента з більш концентрованого розчину**

Отримавши у лаборанта розчин певної молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента і значення густини, розрахувати його об'єм, необхідний для приготування розчину заданої концентрації. Налити в заздалегідь підготовлену мірну колбу потрібного об'єму близько половини об'єму води і влити в неї (у випадку кислоти тонким струменем) через лійку розчин кислоти, відміряний градуйованою піпеткою або мірним циліндром. Залишки кислоти з лійки ретельно змити в колбу за допомогою промивалки. Вміст колби ретельно перемішати круговими рухами до повного змішування рідин. Охолодити отриманий розчин до кімнатної температури. Довести об'єм розчину в колбі дистильованою водою до мітки. Колбу закрити корком і, багаторазово перевертаючи її догори дном (не менше 15 разів), ретельно перемішати розчин.

*В приготовані розчини занурюють ареометр і вимірюють густину: вона має відповідати необхідній концентрації.*

### **4. Оформлення протоколу лабораторної роботи**

Зробити в зошиті необхідні розрахунки та описати порядок приготування розчину згідно з індивідуальним завданням.

**Дослід 3. Визначення концентрації розчиненої речовини методом титрування (молярної концентрації еквівалентів кислоти методом титрування лугом).**

Заповнити бюретку розчином з молярною концентрацією еквівалентів NaOH 1 моль/л, встановити рівень розчину на нульовій поділці по нижньому меніску. Вибрати піпетку для розчину кислоти, промити її дистильованою водою та розчином, який буде вимірюватися. Відміряти 5 мл розчину кислоти (піпетку занурити обов'язково до дна) і перенести її в колбу для титрування. Додайте 1-2 краплини розчину фенолфталеїну і титрувати лугом з бюретки до появи блідо-рожевого забарвлення. Визначити об'єм витраченого лугу з точністю до 0,1 мл. Результати титрування записати в табл. 6.

Таблиця 6

№ досліду	Об'єм розчину лугу, що пішов на титрування, мл	Об'єм розчину кислоти, мл	Концентрація розчину лугу, моль/л
1			
2			
3			
$V_{\text{середній}} =$			

Титрування проводити тричі. Перед кожним титруванням колбочку для кислоти споліскувати дистильованою водою, а рівень лугу в бюретці доводити до нуля.

Обчислити молярну концентрацію еквівалентів кислоти за формулою:

$$C_{E \text{ кислоти}} = V_{\text{середній}} \cdot C_{E \text{ лугу}} / V_{\text{кислоти}} \text{ моль/л.}$$

Обчислити відносну похибку досліду за формулою:

$$\varepsilon = |C_{\text{теор.}} - C_{\text{практ.}} / C_{\text{теор.}}| \cdot 100 \%$$

**Розчини електролітів. Зміщення іонної рівноваги. Гідроліз солей**

**Теоретична частина**

**Електроліти і неелектроліти.** За електропровідністю та особливостями передачі електричного струму речовини поділяються на **провідники першого роду** (метали та їх сплави), в яких електрика переноситься за рахунок переміщення електронів, і **провідники другого роду**, де електрика передається за допомогою іонів.

Речовини, які не проводять електричний струм ні у розплавленому, ні у розчиненому стані, називаються неелектроліти. До неелектролітів належать речовини з ковалентними неполярними чи малополярними зв'язками: сахароза, бензен, етанол. Для розчинів неелектролітів характерні **колігативні властивості** (фізико-хімічні властивості розведених розчинів неелектролітів): **тиск насиченої пари над розчином, температури кипіння, кристалізації та замерзання, осмотичний тиск** – змінюються пропорційно концентрації розчинів (залежать тільки від числа частинок у розчині) і не залежать від її хімічної природи, розмірів, форми, маси. До колігативних властивостей належать дифузія та осмос. **Дифузією** називається процес самовільного вирівнювання концентрації розчину внаслідок теплового руху молекул розчиненої речовини та розчинника. Процес односторонньої

дифузії молекул розчинника через напівпроникну мембрану називається **осмосом**, а тиск, що його обумовлює, – **осмотичним**. Розчини, що мають однаковий осмотичний тиск називають **ізотонічними**.

**Закон осмотичного тиску Вант-Гоффа** для розведених розчинів: осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тиску, який би чинила розведена речовина, якби вона за тої самої температури перебувала в газоподібному стані та займала об'єм, що дорівнює об'єму розчину. Математичне вираження закону:

$$\pi_{\text{осм.}} = CRT \Rightarrow \pi_{\text{осм.}} = mRT/M,$$

де  $\pi_{\text{осм.}}$  – осмотичний тиск;  $C$  – молярна концентрація розчиненої речовини;  $R$  – універсальна газова стала;  $T$  – абсолютна температура;  $m$  – маса розчиненої речовини в *грамах*, що міститься в 1 л розчину;  $M$  – молекулярна маса речовини.

Осмотичний тиск має велике значення в природі. Усі біологічні тканини складаються з клітин, оболонки яких напівпроникні. Якщо клітину помістити в розчин, у якому концентрація розчинених речовин буде вищою, ніж у ній (у медицині такий розчин називають **гіпертонічним**), почнеться перехід води з клітини в розчин, клітина почне зморщуватися (посолені овочі). Таке явище називають **плазмолізом**. У разі потрапляння клітини в розчин з нижчою концентрацією розчинених речовин (**гіпотонічний**) спостерігається перехід води в клітину, збільшення її об'єму (набрякання харчових волокон). Цей процес має назву **гемоліз**.

Тиск насиченої пари розчинника над розчином нижчий, ніж тиск пари розчину над чистим розчинником (за однакових температурних умов). **Перший закон Рауля:** відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини:  $\Delta P/P_0 = n_1/(n_1+n_2)$ , де  $\Delta P = P_0 - P$  величина зниження тиску пари;  $P_0$  – тиск пари розчинника;  $P$  – тиск розчину;  $n_1$  і  $n_2$  – відповідно кількість розчиненої речовини і розчинника, *моль*.

Наявність речовини, розчиненої в розчиннику, підвищує його температуру кипіння та знижує температуру замерзання, тим сильніше, чим більш концентрованим є розчин. Якщо розчинити у воді будь-яку речовину (цукор, кухонну чи інші мінеральні солі, гліцерин тощо), то температура замерзання розчину буде нижча 0°C, а температура кипіння – вища 100 °C. Різниця між температурами кипіння або температурами замерзання розчину та чистого розчинника називається підвищенням температури кипіння або зниженням температури замерзання розчину відповідно.

**Другий закон Рауля:** для розведених розчинів підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання пропорційні моляльній концентрації розчинів.

**Третій закон Рауля:** розчини, що містять однакові кількості розчинених речовин в однакових кількостях розчинника, мають однакові зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння.

Для кожного розчинника зміни температури кипіння та замерзання сталі.

**Кріоскопічна константа  $K_K$**  – зниження температури замерзання, що відповідає розчиненню 1 моля речовини в 1000 г розчинника (для води  $K_K = 1,86$  град/моль).

**Ебуліоскопічна константа  $K_E$**  – підвищення температури кипіння, яке спостерігається в разі розчинення 1 моля речовини в 1000 г розчинника (для води  $K_E = 0,52$  град/моль).

Математичні вирази другого та третього законів Рауля відповідно мають такий вигляд:  $\Delta t_{\text{кип.}} = K_E C_m$ ;  $\Delta t_{\text{зам.}} = K_K C_m$ , де  $K_E$  та  $K_K$  – ебуліоскопічна та кріоскопічна константи відповідно;  $C_m$  – моляльність розчину.

На законах Рауля засноване визначення молекулярних мас деяких речовин.

Провідники другого роду – це електроліти. **Електроліти** — рідкі або тверді речовини і системи, в яких наявність іонів зумовлює їх електропровідність. Інше більш вузьке визначення електролітів — речовини, розчини або розплави яких



проводять електричний струм за рахунок іонів, що утворюються внаслідок електролітичної дисоціації.

**Електролітична дисоціація** - процес розпаду молекул або кристалів речовин на іони, що відбувається внаслідок електростатичної взаємодії її з полярними молекулами розчинника. Поряд з полярністю молекул розчинника важливе значення має його діелектрична проникність ( $\epsilon$ ). Діелектрична проникність розчинника показує, у скільки разів сила взаємодії між двома зарядами у даному середовищі менша, ніж у вакуумі.

**Теорія електролітичної дисоціації містить декілька положень.**

- Розчинення електроліту супроводжується його розкладанням на позитивно (катіон) і негативно (аніон) заряджені іони, які піддаються сольватації (або гідратації, якщо розчинником є вода). При цьому сумарний заряд аніонів за абсолютною величиною дорівнює сумарному заряду катіонів, тому електроліт в цілому електронейтральний.
- При пропусканні електричного струму через розчин чи розплав електроліту іони набувають напрямленого руху: позитивно заряджені переміщуються до катода (*катіони*), а негативно заряджені – до анода (*аніони*).
- Електролітична іонізація є оборотним процесом, тобто одночасно з розпадом молекул на іони відбувається зворотний процес – *сполучення іонів у молекули – асоціація*, або *рекомбінація*.
- Електрична провідність і колігативні властивості розчинів електролітів пропорційні загальній концентрації молекул та іонів.

Закони Рауля і принцип Вант-Гоффа не дійсні для розчинів електролітів (навіть нескінченно розведених; реальні показники цих величин завжди більші, ніж розраховані теоретично). Щоб урахувати збільшення кількості частинок (відносно недисоційованого стану) при обчисленні відповідних величин було введено поправковий **ізотонічний коефіцієнт  $i$** .

$$i = \Delta P_{\text{експ.}} / \Delta P_{\text{теор.}} = \Delta t_{\text{кип.експ.}} / \Delta t_{\text{кип.теор.}} = \Delta t_{\text{зам.експ.}} / \Delta t_{\text{зам.теор.}} = \pi_{\text{осм. експ.}} / \pi_{\text{осм.теор.}}$$

Тому закони, що описують колігативні властивості, для розчинів електролітів набувають вигляду:

**I закон Рауля:**  $\Delta P = i P_0 \chi_{\text{розч.реч.}}$ ;

**II закон Рауля:**  $\Delta t_{\text{кип}} = i K_E C_m$ ;  $\Delta t_{\text{зам}} = i K_K C_m$ ;

**закон Вант-Гоффа:**  $\pi_{\text{осм}} = i RT C_M$ .

- Кількісними характеристиками процесу дисоціації є ступінь  $i$  і константа дисоціації.

Електроліти в розчинах по-різному дисоціюють на іони залежно від умов. Кількісною характеристикою розпаду молекул на іони є **ступінь дисоціації  $\alpha$** , який обчислюють як відношення кількості електроліту, що розпався на іони, до загальної кількості розчиненого електроліту:  $\alpha = C_{\text{дис}} / C_{\text{заг}}$ , де  $C_{\text{дис}}$  і  $C_{\text{заг}}$  – відповідно молярна концентрація продисоційованого електроліту і загальна концентрація, моль/л.

Зважаючи на те, що молярна концентрація визначається відношенням кількості речовини  $\nu$  до об'єму розчину ( $C = \nu / V$ ), то за умов постійного об'єму ( $V = \text{const}$ ) попереднє рівняння набуває вигляду:  $\alpha = \nu_{\text{дис}} / \nu_{\text{заг}}$ . Ступінь дисоціації пов'язаний з ізотонічним коефіцієнтом Вант-Гоффа залежністю:  $\alpha = i - 1/n - 1$ , де  $n$  – загальна кількість іонів, що утворюється при дисоціації електроліту, наприклад, для солі  $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$   $n = 2 + 3 = 5$ . Ступінь дисоціації виражається у частках одиниці або у відсотках. У розчинах слабких електролітів ступінь дисоціації менше 3 %. Електроліти середньої сили мають значення  $\alpha$  понад 3 % і менше 30 %, а сильних електролітів — понад 30%. Сильними електролітами є розчинні основи (луги): LiOH,

NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub> і Ba(OH)<sub>2</sub>; сильні мінеральні кислоти: HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub> і розчинні солі. До електролітів середньої сили належать деякі органічні кислоти (HCOOH, H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>), мінеральні кислоти (HNO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, HF), основи Mg(OH)<sub>2</sub>, TlOH та солі — CdCl<sub>2</sub>, ZnCl<sub>2</sub>, HgCl<sub>2</sub>. До слабких електролітів належать малорозчинні основи, амфотерні гідроксиди, слабкі мінеральні кислоти (H<sub>2</sub>S, HCN, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>), майже всі органічні кислоти, вода, амоній гідроксид.

Оскільки здатність речовин до дисоціації залежить від багатьох умов, то і ступінь дисоціації є функцією багатьох перемінних, тому на величину  $\alpha$  впливають різні чинники.

Електроліти добре розчиняються і дисоціюють у H<sub>2</sub>O ( $\epsilon = 81$ ), CH<sub>3</sub>COOH ( $\epsilon = 57$ ), слабше — у C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH ( $\epsilon = 21$ ), погано в C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> ( $\epsilon = 2,5$ ) та інших неполярних розчинниках.

Оскільки електролітична дисоціація слабких електролітів є оборотнім процесом, то вона підлягає закону діючих мас. Тому для процесу дисоціації слабких електролітів можна записати **константу рівноваги**. Наприклад, якщо дисоціація речовини КА відбувається згідно рівняння  $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$ , то константа рівноваги  $K = [K^+] \cdot [A^-] / [KA]$ , де  $[K^+]$ ,  $[A^-]$  – рівноважні концентрації відповідних іонів у розчині,  $[KA]$  – концентрація в розчині недисоційованих молекул.

Константа рівноваги слабого електроліту  $K$  називається **константою дисоціації**  $K_{дис.}$ . Чим більше значення  $K_{дис.}$  електроліту, тим краще він дисоціює у розчині і тим більша концентрація його іонів.

Значення  $K_{дис.}$  залежить від природи електроліту, природи розчинника і температури. Значення  $K_{дис.}$  визначають за допомогою експериментальних методів.

Між константою і ступенем електролітичної дисоціації існує зв'язок, відомий під назвою **закону розведення Оствальда**. При дисоціації слабого електроліту з концентрацією  $C$  (моль/л):  $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$  він має вигляд:  $K_{дис.} = C \cdot \alpha / 1 - \alpha$ .

У насиченому розчині при певній температурі добуток концентрацій іонів малорозчинного електроліту є сталою величиною, яка називається **добутком розчинності (ДР)**:  $ДР = [K^+] \cdot [A^-]$ ,  $[KA]$  - концентрація речовини в осаді, яка не залежить від твердої фази.

Вода є слабким електролітом і в дуже незначній мірі дисоціює на іони. Рівняння дисоціації води:  $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$  і  $K_{дис.} = [H^+] \cdot [OH^-] / [H_2O]$ , тоді  $K_{дис.} \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] = K_w$ . Практично  $[H_2O] = const$ , звідси  $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$  (при 25°C) називається **іонним добутком води**.

У водних розчинах електролітів молярні концентрації іонів H<sup>+</sup> і OH<sup>-</sup> не обов'язково дорівнюють  $10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup> (як в чистій воді), проте їх добуток при 25°C завжди дорівнює  $10^{-14}$ . Отже, якщо задано значення  $[H^+]$ , то легко визначити  $[OH^-]$ .

**У кислих розчинах переважають іони H<sup>+</sup>**:  $[H^+] > 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup> і  $[OH^-] < 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>.

**У лужних розчинах переважають іони OH<sup>-</sup>**:  $[H^+] < 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup> і  $[OH^-] > 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>.

За пропозицією датського фізико-хіміка Серенсена замість значень молярних концентрацій  $[H^+]$  використовують **водневий показник рН** – це негативний десятковий логарифм числового значення молярної концентрації катіонів Гідрогену, вираженої в моль/дм<sup>3</sup>:  $pH = -\lg[H^+] = -\lg[H_3O^+]$ .

Таким чином, значення рН легко обчислити, якщо відома концентрація іонів H<sup>+</sup> (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>). Величина рН (**шкала рН**) використовується як міра кислотності, нейтральності або основності водних розчинів: **кисле середовище рН < 7, нейтральне середовище рН = 7, лужне середовище рН > 7.**

Точне значення рН розчинів можна розрахувати або експериментально визначити за допомогою спеціальних електрохімічних методів. Однак для наближеного знаходження величини рН користуються *індикаторами* (від лат. слова *indicator* – той, хто вказує).

**Індикатор** – це хімічна сполука, яка дозволяє візуалізувати досягнення системою певного стану з відповідною величиною рН середовища, що виявляється у виникненні помітної ознаки (змінення забарвлення, випадіння осаду, поява люмінесценції тощо).

Існує декілька груп індикаторів, кожна з яких має своє призначення. Так, для визначення рН розчину використовують здебільшого кислотно-основні індикатори – найчастіше це складні органічні кислоти чи основи, які змінюють своє забарвлення залежно від реакції середовища. Інтервал переходу (*рН*) фенолфталеїну – 8,2-10,0 з безбарвного в малиновий, метилового оранжевого – 3,1-4,4 з рожевого в жовтий, лакмусу – 6,0-8,0 з червоного в синій кольори.

### Реакції у розчинах електролітів

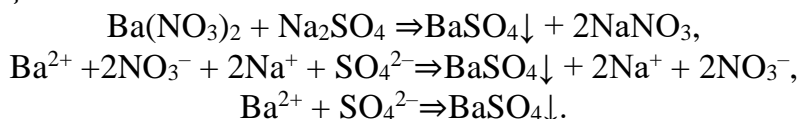
Згідно з теорією електролітичної дисоціації реакції у розчинах електролітів відбуваються між іонами, причому обов'язковою умовою перебігу таких реакцій є виділення щонайменше одного продукту з реакційного середовища.

Реакції між іонами у розчинах відбуваються тільки у тому випадку, якщо внаслідок їх взаємодії утворюється осад, летка сполука або слабкий електроліт, що зумовлює зміщення рівноваги у бік прямої реакції.

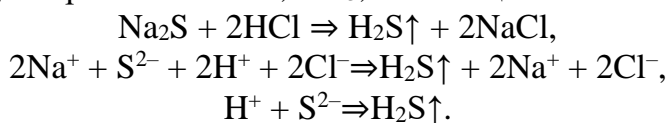
#### Окремі випадки перебігу іонних реакцій.

**Утворення осаду.** Якщо до розчину солі барію додати розчин, що містить сульфат-іони, то випадає осад  $\text{BaSO}_4$ . Ця взаємодія відображається за допомогою молекулярних та іонних рівнянь реакції:

Скорочені іонні рівняння доводять, що фактично реакція відбувається між іонами  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{SO}_4^{2-}$ , тому саме скорочені іонні рівняння виражають сутність хімізму цієї реакції.

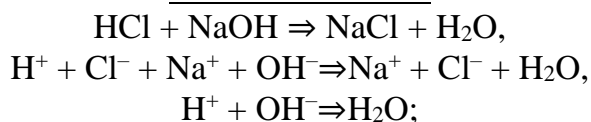


**Утворення леткої речовини.** Прикладами можуть бути реакції, внаслідок яких виділяються газоподібні речовини:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}_2$  тощо.

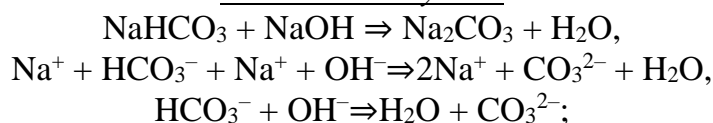


**Утворення малодисоційовані сполуки** внаслідок перебігу таких процесів: реакцій нейтралізації, в яких утворюється вода. Реакції нейтралізації можуть відбуватися при взаємодії різних речовин, наприклад:

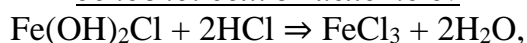
кислоти і основи:

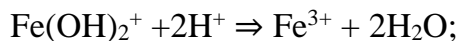


кислої солі з лугом:

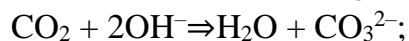
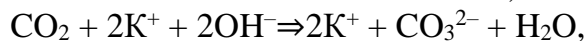
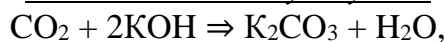


основної солі з кислотою:

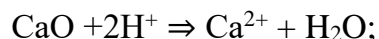
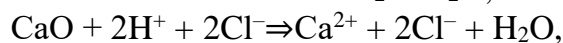
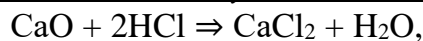




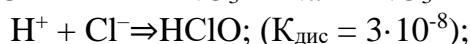
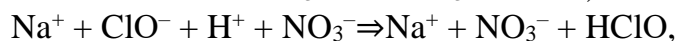
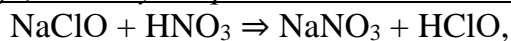
кислотного оксиду з лугом:



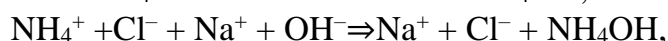
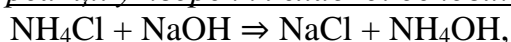
основного оксиду з кислотою:



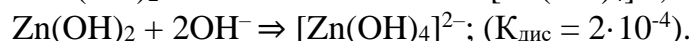
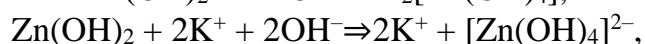
реакції, в яких утворюється слабка кислота:



реакції утворення слабкої основи:



реакції утворення комплексних іонів:



**Гідроліз солей** – взаємодія солі з водою, яка приводить до утворення слабкого або малорозчинного електроліту. **Гідроліз** можна визначити як реакцію обмінного розкладу солі водою. Гідроліз солі є окремим випадком взаємодії солі з розчинником, що супроводжується утворенням слабкого електроліту (сольволіз). Гідролізу зазнають солі, що утворені за участю слабких кислот і основ. Солі, які є похідними сильних кислот та сильних основ, не гідролізують.

#### Типові випадку гідролізу солей:

1. Водний розчин солі, **утвореної слабкою основою і сильною кислотою** внаслідок гідролізу має кисле середовище ( $\text{pH} < 7$ ).

Так, сіль  $\text{NH}_4\text{Cl}$  у воді дисоціює:  $\text{NH}_4\text{Cl} \Leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ ; утворені іони  $\text{NH}_4^+$  взаємодіють з молекулами води:  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$  ( $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$ ), утворюючи слабкий електроліт  $\text{NH}_4\text{OH}$ , тим самим вивільняють катіони  $\text{H}^+$ , що зумовлює кислу реакцію водного розчину  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

Гідроліз  $\text{AlCl}_3$ :  $\text{AlCl}_3 \Leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ ,

$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$  ( $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$ ) (I ступінь),

$\text{AlOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$  ( $\text{AlOHCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$ ) (II ступінь),

$\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$  ( $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$ ) (III ступінь).

Процес гідролізу оборотний і додавання кислоти змістить рівновагу у бік негідролізованих молекул солі, тобто гідроліз послабиться.

2. Водний розчин солі, **утвореної слабкою кислотою і сильною основою** внаслідок гідролізу має лужне середовище ( $\text{pH} > 7$ ).

Так, сіль  $\text{KCN}$  у воді дисоціює:  $\text{KCN} \Leftrightarrow \text{K}^+ + \text{CN}^-$ , утворені іони  $\text{CN}^-$  взаємодіють з молекулами води:  $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$  ( $\text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{HCN} + \text{KOH}$ ), утворюючи слабкий електроліт  $\text{HCN}$ , тим самим вивільнюють аніони  $\text{OH}^-$ , що зумовлює лужну реакцію водного розчину  $\text{KCN}$ .

Гідроліз  $K_2CO_3$  :  $K_2CO_3 \rightleftharpoons 2K^+ + CO_3^{2-}$ ,

$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$  ( $K_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons KHCO_3 + KOH$ ) (I ступінь),

$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$  ( $KHCO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + KOH$ ) (II ступінь).

3. Сіль, утворена *слабкою основою і слабкою кислотою* гідролізує досить повно, оскільки внаслідок гідролізу утворюються дві малодисоційовані або малорозчинні сполуки. Багато солей такого типу гідролізують незворотно. Розчини таких солей внаслідок гідролізу можуть мати  $pH=7$ ;  $pH>7$ ;  $pH<7$  в залежності від константи дисоціації більш сильного електроліту (кислоти або основи).

Так, для розчину  $CH_3COONH_4$  маємо:  $CH_3COONH_4 \rightleftharpoons CH_3COO^- + NH_4^+$   
 $CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$

$pH$  водного розчину цієї солі  $\approx 7$ , оскільки  $K_{дис.}(CH_3COOH) = 1,74 \cdot 10^{-5}$ , а  $K_{дис.}(NH_4OH) = 1,76 \cdot 10^{-5}$ , тобто практично рівні.

Прикладом повного гідролізу є гідроліз  $Al_2S_3$ :

$Al_2S_3 + 6H_2O \rightleftharpoons 2Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2S \uparrow$ ,

( $2AlCl_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O \rightleftharpoons 2Al(OH)_3 \downarrow + 6NaCl + 3CO_2 \uparrow$ ).

**Ступінь гідролізу солі (h)** є відношенням концентрації гідролізованої солі до її загальної концентрації.

## Експериментальна частина

### *Лабораторна робота № 7*

## **Електролітична дисоціація. Зміщення іонної рівноваги. Гідроліз солей**

**Мета роботи.** Ознайомлення з властивостями електролітів, процесами дисоціації, визначення  $pH$  розчинів за допомогою індикаторів, вивчення реакцій гідролізу солей різних типів.

### Хід виконання роботи:

#### **Дослід 1. Визначення реакції середовища розчину**

Приготувати дев'ять чистих пробірок. Розмістити їх у штативі трьома серіями – по три пробірки у кожній серії. Налити в кожен пробірку по 1 мл дистильованої води. Додати у три пробірки першої серії по 1–2 краплини розчину лакмусу, в пробірки другої серії – таку саму кількість розчину метилоранжу, а в пробірки третьої серії – фенолфталеїну. Після цього в три пробірки (по одній з кожної серії) додати по 1 мл будь-якої розведеної кислоти, а в три інших пробірки (також по одній з кожної серії) – таку саму кількість будь-якого розведеного лугу. Останні три пробірки залишити для порівняння. Записати у табл. 7 колір індикаторів у різних середовищах.

Таблиця 7

Реакція середовища	Колір індикатора		
	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеїн
<b>Кисла</b>			
<b>Нейтральна</b>			
<b>Лужна</b>			

#### **Дослід 2. Зміщення рівноваги процесу дисоціації слабких електролітів**

У дві пробірки внести розчин ацетатної кислоти. В кожен пробірку

додати краплю метилового оранжевого. Під впливом яких іонів метиловий оранжевий набуває рожевого забарвлення? Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в другу внести 3-4 мікрошпателі натрій ацетату і перемішати розчин. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках. Пояснити спостереження.

У дві пробірки внести розчин амоніаку. В кожну пробірку додати одну краплю фенолфталеїну. Під впливом яких іонів виникає рожеве забарвлення? Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в другу додати 3-4 мікрошпателі амоній хлориду і перемішати розчин. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках.

### **Дослід 3. Іонні реакції в розчинах електролітів**

Провести якісну реакцію на хлорид іони, подіявши хлоридною кислотою на натрій нітрат, аргентум(I) нітрат та калій сульфат (у пробірки додавати по 1 мл розчинів). В якому випадку спостерігається якісна реакція на хлорид-іони? Скласти молекулярні та йонні рівняння.

### **Дослід 4. Необоротні іонні реакції**

#### ***а) утворення малорозчинних солей***

В три пробірки налити по кілька краплин розчинів різних солей сульфатної кислоти, (напр.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  чи  $\text{ZnSO}_4$ ). В кожну пробірку додати по краплях розчину барій хлориду до утворення осаду. Скласти молекулярні та йонні рівняння. Який йон є реагентом на сульфат-йон?

#### ***б) утворення малорозчинних основ***

До розчинів нікол сульфату та ферум хлориду додати розчин натрій гідроксиду до утворення осадів нікол та ферум гідроксидів. Написати рівняння реакцій в молекулярному та йонному скороченому вигляді.

#### ***в) реакції нейтралізації***

Налити в пробірку 2-3 мл 2 н розчину лугу і додати краплю фенолфталеїну. В який колір забарвився індикатор? Чому? Потім в пробірку влити 2 н розчин хлоридної кислоти до знебарвлення розчину. Пояснити причину знебарвлення. Написати молекулярне і йонне рівняння реакції нейтралізації лугу кислотою.

### **Дослід 5. Гідроліз солей різних типів**

Розчинити в окремих пробірках у дистильованій воді по декілька кристаликів однієї з солей: ***а) солі, утворені сильною основою та слабкою кислотою*** ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ), ***б) солі, утворені слабкою основою та сильною кислотою*** ( $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ), ***в) солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою*** ( $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  або іншої солі цього типу), ***г) солі, утворені сильною основою та сильною кислотою*** ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ). Розмішати розчини, при цьому в жодному разі скляні палички **не переносити** з одного розчину в інший! В кожну пробірку опустити смужку універсального індикаторного паперу. Спостерігати зміну забарвлення індикатора і за шкалою визначити рН розчину. Пояснити зміну забарвлення індикаторного паперу.

Які з досліджуваних солей піддаються гідролізу та як змінюється кислотність розчинів? Написати іонні та молекулярні рівняння реакцій їх гідролізу і вказати вид гідролізу кожної солі (простий чи ступеневий). У випадку ступеневого гідролізу написати рівняння реакції лише для першого ступеня, оскільки практично в достатньо концентрованих розчинах наступні ступені протікають дуже слабо.

#### **Дослід 6. Вплив температури на гідроліз солей**

Внести в дві пробірки по 2 мл розчину натрій ацетату. Додати в кожен пробірку 2–3 краплі фенолфталеїну. Одну пробірку залишити для порівняння, а другу нагріти на невеликому полум'ї газового пальника. Спостерігати за зміною забарвлення при нагріванні розчину та при його охолодженні.

Написати іонне рівняння гідролізу цієї солі. Який висновок про зміну концентрації іонів  $\text{OH}^-$  в розчині можна зробити на основі зміни забарвлення фенолфталеїну при нагріванні? В якому напрямку зміщується рівновага гідролізу? Зробити висновок про вплив температури на ступінь гідролізу солі. Вказати причини цього явища.

#### **Дослід 7. Вплив розведення розчину на гідроліз солей**

У пробірку внести 1–2 мл розчину стибій (III) хлориду і краплями додавати воду до появи помутніння. Одержаний розчин залишити для наступного дослідження. Помутніння з'являється внаслідок утворення осаду стибій (III) хлориду оксиду  $\text{SbOCl}$ . Цей осад утворюється на другому ступені гідролізу  $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ .

Написати іонні рівняння першого та другого ступеня гідролізу стибій(III) хлориду і загальне рівняння її гідролізу до утворення  $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ .

#### **Дослід 8. Оборотно́сть процесу гідролізу**

До розчину з осадом, одержаного в попередньому досліді, додати краплями хлоридну кислоту до розчинення осаду, а потім знову додати води.

Написати формулу для визначення константи гідролізу стибій(III) хлориду для першого ступеня. Показати за допомогою цієї константи, як впливає розведення на ступінь гідролізу цієї солі.

#### **Дослід 9. Розчинення металу в продуктах гідролізу солі**

Помістити у пробірку шматочок цинку, додати 2–3 мл концентрованого розчину алюміній сульфату, який приготувати шляхом розчинення відповідної солі у воді. Нагріти пробірку на невеликому полум'ї газового пальника. Спостерігати розчинення цинку і виділення пухирців водню.

Написати іонні рівняння першого та другого ступеня гідролізу алюміній сульфату. Пояснити причину виділення водню.

## **2.2.2. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ**

### **Теоретична частина**

**Окисно-відновні реакції** - це реакції, що супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

**Окиснення** – це процес віддавання електронів атомом, молекулою або йоном. Атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називаються **відновниками**, самі ж вони окиснюються.

**Відновлення** – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном. Атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, називаються **окисниками**, самі ж вони відновлюються. Ступінь окиснення атома позначається арабською цифрою із знаком „+” або „-“ і ставиться над символом хімічного елемента.

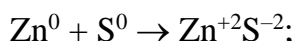
Стан атома в молекулі характеризує поняття «ступінь окиснення» атома, яке ще має назву окислювального числа або електрохімічної валентності атома. **Ступінь окиснення** – це той електричний заряд, який виникає на атомі в результаті зміщення електронних пар від атома з меншою електронегативністю до атома з більшою електронегативністю. Можна дати і інше визначення цього поняття: ступінь окиснення – це той умовний заряд атома в сполуці, який обчислений, виходячи з припущення, що речовина складається тільки з йонів. Під час складання рівнянь ступінь окиснення вказують арабською цифрою зверху символу елемента зі знаком "+" або "-", наприклад:  $\text{Cl}^{+7}$ ,  $\text{S}^{+4}$ ,  $\text{Cr}^{+6}$ ,  $\text{N}^{-3}$  і т. ін. В більшості сполук ступінь окиснення Оксигену дорівнює  $-2$  (винятки  $\text{OF}_2$ , де ступінь окиснення Оксигену  $+2$  і пероксиди  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , де ступінь окиснення  $-1$ ). Для Гідрогену в сполуках характерний ступінь окиснення  $+1$  (виняток – гідриди металів  $\text{NaN}$ ,  $\text{CaH}_2$ , де ступінь окиснення Гідрогену  $-1$ ). В молекулах простих речовин ступені окиснення атомів дорівнюють нулю. Ступінь окиснення атомів в простих йонних сполуках за знаком і величиною дорівнює електричному заряду йону. Наприклад,  $\text{K}^{+1}\text{Cl}^{-1}$ . Якщо молекула утворюється за рахунок ковалентного зв'язку, то ступінь окиснення більш електронегативного атома має знак  $(-)$ , а менш електронегативного  $(+)$ . Наприклад,  $\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ . Алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в сполуці дорівнює нулю, а в складному йоні – заряду йона. Виходячи з цього, можна легко визначити ступінь окиснення атомів в складних сполуках.

Вищим ступенем окиснення атома елемента в сполуці називають його позитивний ступінь окиснення, що дорівнює номеру групи періодичної системи, в якій розташований елемент.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій застосовують два методи: **електронного балансу** (базується на порівнянні ступенів окиснення атомів у складі реагентів та продуктів реакції; при знаходженні стехіометричних коефіцієнтів окисно-відновних реакцій виходять з того, що кількість електронів, які віддає відновник, повинна дорівнювати кількості електронів, що приймає окисник) та **іонно-електронного балансу** (напівреакцій) (базується на складанні іонних рівнянь процесів окиснення і відновлення з наступним додаванням їх в одне рівняння). Метод напівреакцій (іонно-електронного балансу) придатний лише для зрівнювання рівнянь реакцій, що відбуваються у водному середовищі. Метод електронного балансу – для будь якого середовища та агрегатного стану (твердий, газоподібний, розплав тощо).

**Окисно-відновні реакції поділяються на три типи:**

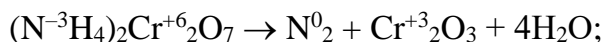
- 1) міжмолекулярного окиснення-відновлення, коли окисник і відновник належать до складу різних речовин:



у цій реакції Цинк є відновником (процес окиснення, віддає  $2e$ ), а Сульфур – окисником (процес відновлення, приймає  $2e$ );

- 2) реакції, в яких окисник і відновник входять до складу одної речовини називаються – внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення:





у складі молекули амоній дихромату Нітроген є відновником (процес окиснення, віддає 3e), а Хром – окисником (процес відновлення, приймає 3e);

3) реакції, в яких той самий елемент і окиснюється, і відновлюється, називаються самоокиснення-самовідновлення (диспропорціювання) (щоб мати можливість диспропорціювання, елемент повинний перебувати у стані проміжного ступеня окиснення):



у цій реакції Фосфор має проміжний ступінь окиснення +3, отже він здатний віддати ще два електрони або приєднати ще шість електронів (окисно-відновна двоїстість); з рівняння реакції видно, що три з чотирьох молекул  $H_3PO_3$  є відновниками, а одна молекула є окисником.

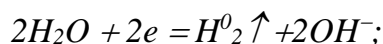
**Електролізом** називають окисно-відновний процес, що відбувається біля електродів під дією постійного електричного струму на розчин або розплав електроліту. Біля **катода** (в процесі електролізу це негативний електрод) відбувається процес відновлення, а біля **анода** (позитивний електрод) – процес окислення.

Найбільш простим випадком електролізу є електроліз розплавів електролітів. Більш складні процеси перебігають у водних розчинах електролітів. Чим менша алгебраїчна величина стандартного електронного потенціалу металу  $E^0$  в ряду напруг металів, тим більш характерним для нього є іонний стан і тим складніше катіонам металу відновитись біля катода.

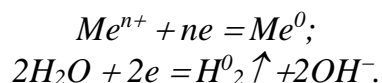
Під час електролізу розчину солі біля катода може відновлюватись :

1) катіон металу, якщо даний метал розташований в ряду напруг після Гідрогену,  $Me^{n+} + ne = Me^0$ ;

2) вода, якщо метал солі розташований від початку ряду напруг до алюмінію включно,



3) сумісно катіон металу й вода, якщо метал солі розташований після Алюмінію і до Гідрогену,

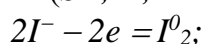


Якщо в розчині наявні катіони різних металів, то під час електролізу вони відновлюються в послідовності зменшення значень стандартного електродного потенціалу  $E^0$ . Із суміші катіонів  $Ag^+$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$  спочатку відновлюються іони Аргентуму, потім Купруму і останніми – Цинку.

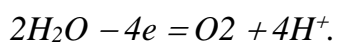
На процеси, що відбуваються біля анода, впливає матеріал самого анода. Анод може бути нерозчинним (інертним: з графіту, платини, срібла та ін.) або розчинним (активним). У випадку розчинного анода окислюється матеріал самого анода.

У випадку нерозчинного анода біля анода може окислюватись:

1) аніон безоксиренової кислоти ( $S^{2-}$ ,  $I^-$ ,  $Br^-$ ,  $Cl^-$ ),



2) молекули води, якщо розчин містить аніон оксигенвмісних кислот ( $SO^{2-}_4$ ,  $NO^{-3}$ ,  $PO^{3-}_4$  та ін.),



Для встановлення взаємозв'язку між кількістю електрики, яка проходить через електропровідний розчин, і масою речовини, яка виділяється на електродах користуються основними **законами електролізу** (законами Фарадєя).

**Перший закон Фарадея:** маса речовини, що прореагувала на електроді  $m$ , прямо пропорційна заряду  $q$ , який пройшов через електроліт. Оскільки  $q = I \cdot t$ , то математичний запис першого закону Фарадея є таким:

$$m = k \cdot q = k \cdot I \cdot t.$$

Електрохімічні еквіваленти різних речовин прямо пропорційні їх молярній масі та обернено пропорційні їх валентності.

**Другий закон Фарадея** можна записати у вигляді формули:

$$k = M / F \cdot n,$$

де  $m$  – маса речовини (кг), що прореагувала ( виділилася) на електроді;

$q$  – заряд, який пройшов через електроліт;

$k$  – коефіцієнт пропорційності (**електрохімічний еквівалент**), який залежить від речовини, що виділяється на електроді;

$I$  – сила струму (А), яка проходить через електроліт;

$t$  – час електролізу (с);

$F$  – постійна Фарадея (96 500 Кл/моль);

$M$  – молярна маса речовини, що виділяється на електроді;

$n$  – валентність речовини.

З першого закону Фарадея слідує, що  $k = m/q$ , тобто  $k$  чисельно дорівнює  $m$ , якщо  $q = 1$  Кл ( $k$ [кг/Кл]).

**Об'єднаний закон Фарадея** можна одержати об'єднуючи обидва закони Фарадея у вигляді однієї формули:

$$m = M \cdot I \cdot t / F \cdot n.$$

Метали в хімічних реакціях є відновниками. **Металічні кристалічні ґратки** складаються з катіонів металу, що пов'язані спільними валентними електронами. Електрони, які вільно рухаються між позитивно зарядженими іонами, образно називають ще «електронним газом».

Абсолютні значення потенціалів металів виміряти не вдається, тому вимірюють їх відносно водневого електроду.

**Водневий електрод** ( $H^+ + e^- \leftrightarrow \frac{1}{2}H_2$ ) складається з платинової пластини, яка вкрита губчастою платиною. Електрод занурюють у розчин сульфатної кислоти, з концентрацією іонів Гідрогену 1 г-іон/л. Знизу електрод омивається потоком газоподібного водню під тиском 1 атм. Величину потенціалу такого електроду ( $\varphi_{2H^+/H_2}$ ) приймають за нуль.

Різниця потенціалів між металом зануреним у розчин своєї солі з концентрацією іонів металу 1 моль/л і водневим електродом, називається стандартним або нормальним потенціалом металу ( $\varphi^0$  або  $E^0$ ). Це є ступінь відновних властивостей металів за стандартних умов ( $T = 298$  К,  $[Me^{n+}] = 1$  моль/л).

Метали, розміщені в порядку зростання стандартного електродного потенціалу (в ряд за алгебраїчною величиною), утворюють електрохімічний ряд активності металів або «**ряд напруги металів**» (табл. 8).

Таблиця 8

<b>Me:</b>	Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Ti	Mn	Zn
<b>Me<sup>n+</sup></b>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Ti <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>
<b><math>\varphi^0</math>, eV</b>	-3,04	-2,92	-2,91	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,21	-1,18	-0,76

Ряд напруги металів дає можливість зробити дуже важливі висновки:

- чим менш алгебраїчна величина стандартного електродного потенціалу, тим більша його хімічна активність;
- метали, які мають негативну величину стандартного електродного потенціалу, можуть витіснити водень з кислот;
- метал з меншою величиною стандартного електродного потенціалу здатний витіснити з розчину солей метал з більшою алгебраїчною величиною стандартного електродного потенціалу;
- у гальванічному елементі анодом зветься більш активний метал, тобто стандартний електродний потенціал якого має меншу алгебраїчну величину.

Тобто у ряді напруг відновні властивості металів зменшуються, а окиснювальні властивості їх катіонів зростають. Метали від літію до алюмінію прийнято вважати сильними або активними відновниками, від титану до плюмбуму – відновниками середньої активності, а розташовані у ряді напруг після водню – слабкими або малоактивними відновниками.

Якщо занурити металеву пластинку у воду, вона починає розчинятися, посилаючи свої гідратовані іони у воду. Внаслідок цього найближче коло розчину заряджається позитивно, а надлишок електронів заряджають метал негативно. І в цьому випадку утворюється стрибок потенціалу.

Різниця електростатичних потенціалів на межі метал-розчин називається електродним потенціалом.

При зануренні металеві пластинки у розчин своєї солі з концентрацією іонів метала у цій солі такою, яку пластинка надавала б при розчиненні, тобто в момент занурення, з металу буде виходити стільки ж іонів, скільки і повертатися. В цьому випадку потенціал металу буде дорівнювати нулю.

Електродний потенціал, який відповідає стану рівноваги, при якому швидкість перебігу іонів у розчин дорівнює швидкості зворотнього їх осадження, називається **рівноважним потенціалом.**

Якщо занурити металеву пластинку у насичений розчин своєї солі, то при цьому іони металу з розчину будуть “осаджуватися” на пластинку, заряджуючи її позитивно, а надлишок кислотних залишків зарядить розчин негативно. На межі метал-розчин утворюється різниця потенціалів або електродний потенціал. Величина електродного потенціалу залежить від активності металу, концентрації його іонів у розчині та температури.

Електродний потенціал розраховується за **формулою Нерста:**

$$E = E^0 + 0.059/n \cdot \lg C,$$

де  $E^0$  – стандартний електродний потенціал метала;

$n$  – валентність іонів металу у розчині;

$C$  – концентрація іонів металу у розчині (в г-іон/л).

*Прилади, в яких хімічна енергія окислювально-відновної реакції перетворюється в електричну називають **гальванічні елементи.***

**Гальванічний елемент Даніеля-Якобі** складається з мідної та цинкової пластинок занурених у розчин своїх солей. Розчини розділені напівпроникливою перетинкою. Якщо у зовнішній ланцюг увімкнути вольтметр, тоді ми виміряємо різницю електродних потенціалів або ЕДС елемента:

$$E_{ДС} = E^0_{окисл.} - E^0_{відновн.}$$

Схематично мідно-цинковий гальванічний елемент можна записати таким чином:



### Питання для самопідготовки:

1. Окисно – відновні реакції та реакції невалентних перетворень. Різниця між валентністю і ступенем окиснення елемента. 2. Найважливіші окислювачі і відновники. 3. Типи окислювально-відновних реакцій. 4. Шкала електронегативностей. 5. Зміна електронегативностей за періодами і групами. 6. Метод електронного балансу. 7. Іонно–електронний метод (метод напівреакцій). 8. Можливість проходження окисно – відновних процесів. 9. Вплив рН-середовища на окисну дію  $\text{KMnO}_4$ . 10. Вплив кислотності середовища на окисну дію  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . 11. Гальванічні елементи. 12. Стандартні окисно–відновні потенціали. 13. Еквіваленти окисника і відновника в окисно–відновних реакціях. 14. Електроліз. 15. Значення окисно-відновних реакцій у житті людини, природі, техніці.

### Експериментальна частина

#### *Лабораторна робота № 8*

#### **Окисно-відновні процеси. Електродні процеси**

Мета роботи: ознайомитися з типами окисно–відновних реакцій, окисниками та відновниками, особливостями перебігу та ознаками окисно–відновних реакцій.

#### Хід виконання роботи:

##### **Дослід 1. Прості речовини у якості окисників і відновників**

а) В пробірку з 5-6 краплями розчину купрум сульфату занурити залізний цвях. Через 2-3 хвилини відмітити зміну поверхні металу. Користуючись рядом напруг, вказати, які метали можуть витискати купрум з розчинів її солей. Зробити такі досліді. Написати рівняння реакцій. Який елементарний іон є окисником?

б) До 5-6 краплин розчину калій йодиду прилити такий же об'єм хлорної води. Чим пояснити зміну забарвлення розчину? Скласти рівняння реакції.

##### **Дослід 2. Реакції диспропорціонування**

Помістити у пробірку маленький кристалик йоду і 8-10 крапель 2 М розчину натрій гідроксиду. Перемішати вміст пробірки до повного розчинення і знебарвлення йоду. Написати рівняння реакції, враховуючи, що в результаті диспропорціонування йоду утворюється натрій йодид  $\text{NaI}$  та натрій гіпойодит  $\text{NaIO}$ .

##### **Дослід 3. Реакція внутрішньомолекулярного окислення-відновлення (демонстраційний)**

В фарфорову чашку помістити невелику кількість кристалічного амоній біхромату  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  і запалити суміш. Через декілька секунд спостерігати розкладання солі. Написати рівняння реакції, враховуючи, що утворюється хром (III) оксид, азот і пари води. Вказати окисник і відновник.

##### **Дослід 4. Вплив середовища на відновлення перманганат–іону**

У три пробірки налити по 1–2 мл 0,1 М розчину калій перманганату. В першу додати стільки ж розведеної сульфатної кислоти, в другу – води, в третю – 1 М розчину натрій гідроксиду. В кожену пробірку додати по 1 мікрошпателю сухого натрій сульфіту. Ретельно струсити пробірки і дати їм постояти 2–3 хвилини. Відзначити зміну забарвлення розчину в усіх трьох випадках. Записати рівняння реакцій відновлення калій перманганату в кислому, нейтральному та лужному середовищах. Врахувати, що сполуки мангану в різних ступенях його окиснення мають характерні забарвлення: іон  $\text{MnO}_4^-$  має фіолетове забарвлення,  $\text{MnO}_4^{2-}$  – зелене, іон  $\text{Mn}^{2+}$  – світло-рожеве, а при малій концентрації практично безбарвний. Манган диоксид і його гідроксид є важкорозчинними речовинами бурого кольору.

До якого ступеня окиснення відновлюється калій перманганат у розчинах, що мають  $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ?

#### **Дослід 5. Взаємодія дихромат-іонів в різних середовищах**

У дві пробірки налити по 2–3 мл 0,2 М розчину калій дихромату. В першу додати стільки ж розведеної сульфатної кислоти, в другу – 2 мл 1 М розчину натрій гідроксиду. В кожену пробірку додати по 1 мікрошпателю натрій сульфіту. Струсити обидві пробірки. Спостерігати зміну забарвлення розчинів у двох випадках. Записати рівняння окисно-відновних реакцій відновлення калій дихромату в кислому та лужному середовищах. В кислому середовищі відновлення протікає до утворення синьо-зеленого аквакомплексу катіона  $\text{Cr}^{+3}$ , а в лужному – до утворення зеленого гідросокомплексу  $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$ .

#### **Дослід 6. Взаємодія гідроген пероксиду з калій йодидом**

До розчину калій йодиду, підкислити його сульфатною кислотою, додати 1-2 мл 3%-ного розчину гідроген пероксиду. Для якої речовини характерне забарвлення одержаного розчину?

#### **Дослід 7. Окислювальні властивості нітратної кислоти**

У дві пробірки внести невелику кількість порошкоподібного магнію і додати нітратної кислоти: у першу – 2-3 мл 2 н розчину, в другу – 2-3 мл 1 н розчину. Записати окислювально-відновні процеси, вважаючи, що нітратна кислота відновлюється в першому випадку до азоту, в другому – до іонів амоніаку.

#### **Дослід 8. Відновні властивості солей феруму(II)**

У бромну воду, підкислену сульфатною кислотою, додати дрібнокристалічний ферум(II) сульфат. Після розчинення кристалів спостерігати знебарвлення розчину.

#### **Дослід 9. Окислювально-відновні властивості солей нітритної кислоти**

У три пробірки внести по 1–2 мл розчинів: у першу – калій йодиду, в другу – калій перманганату, в третю – калій біхромату. В усі пробірки додати по 2–4 краплі 2 н. розчину сульфатної кислоти і 1–2 мл натрій нітриту. Відзначити зміну забарвлення розчинів у кожному випадку.

Записати рівняння реакцій, враховуючи, що в першій пробірці натрій нітрит відновлюється до  $\text{NO}$ , в другій –  $\text{KMnO}_4$  переходить у манган(II)

сульфат, у третій  $K_2Cr_2O_7$  – в хром(III) сульфат. В яку сполуку при цьому переходить натрій нітрит? Вкажіть, в якому випадку він є окисником, а в якому – відновником? Чому нітрити проявляють ті й інші властивості?

**Дослід 10 (демонстраційний). Мідно–цинковий гальванічний елемент**

Налити в одну склянку 1 М розчину купрум(II) сульфату, а в іншу – 1 М розчин цинк сульфату. Розчини в склянках з'єднати електролітичним містком, що заповнений насиченим розчином калій хлориду. У розчин  $ZnSO_4$  занурити цинковий електрод, а в розчин  $CuSO_4$  – мідний. Електрорушійну силу (ЕРС) елемента виміряти вольтметром.

Зробити теоретичний розрахунок ЕРС мідно–цинкового гальванічного елемента і порівняти з експериментальними даними. Обчислити похибку.

**Дослід 11 (демонстраційний). Електроліз водного розчину калій йодиду**

Налити в електролізер розчин калій йодиду, додати 2-3 краплі фенолфталеїну. Опустити у розчин електроди з графіту та підключити їх до джерела постійного струму. Пояснити, чому змінюється забарвлення розчину біля електродів. Скласти рівняння реакцій, що відбуваються на електродах.

**Дослід 12. Витискання водню з кислоти**

Отримайте водень взаємодією хлоридної кислоти з металами: цинком, алюмінієм, магнієм, залізом. Складіть рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

**Дослід 13. Витискання одних металів іншими**

У розчин з купрум(II) сульфатом занурюють: цинкову пластинку, алюмінієвий дріт, залізний дріт (цвях), олов'яну пластинку. Складіть рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

**Дослід 14. (демонстраційний). Електроліз водного розчину купрум сульфату**

а) Налити в скляний стакан розчин купрум сульфату і опустити у нього графітові електроди. Підключити їх до джерела сталого струму. Простежити за змінами, що відбуваються на електродах. Записати рівняння реакцій, які пояснюють ці зміни.

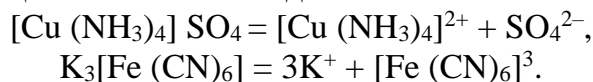
б) Поміняти полюси електродів. Підключити до того ж джерела струму. Простежити за зміною стану електродів. Скласти рівняння реакцій, що відбуваються на електродах у цьому випадку.

### **2.2.3. РЕАКЦІЇ КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ. КООРДИНАЦІЙНІ СПОЛУКИ**

#### **Теоретична частина**

**Комплексні сполуки** – це речовини, у вузлах кристалічних решіток яких містяться складні йони, побудовані за рахунок координації певних частинок навколо центрального атома (чи йона) та здатні до самостійного існування після переходу речовини у розчинений або розплавлений стан.

Комплексні сполуки відносяться до групи складних речовин, в яких атоми і групи атомів з'єднуються за допомогою валентного та координаційного зв'язку. Наприклад, в сполуці  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  молекули  $\text{NH}_3$  зв'язуються за допомогою координаційного зв'язку, а комплексний іон з аніоном  $\text{SO}_4^{2-}$  за рахунок іонного зв'язку. У водних розчинах вони розпадаються не на ті іони, з яких склалися солі, а утворюють при дисоціації нові більш складні комплексні іони:



Відповідно до теорії Вернера, в молекулі кожної комплексної сполуки центральне місце займає атом або іон з характерним для нього зарядом. Центральний атом або іон носить назву **комплексоутворювача**. З ним пов'язані знаходяться в безпосередній близькості іони або нейтральні групи атомів, які називаються **лігандами** (*координованими групами, адендами*). Комплексоутворювач разом з лігандами утворює при дисоціації **комплексний іон (внутрішню сферу)**. Кількість лігандів, пов'язаних з комплексоутворювачем, називається **координаційним числом**. Іони, які не увійшли у внутрішню сферу, розташовуються на більш далекій відстані від комплексоутворювача і утворюють **зовнішню сферу**. Заряд комплексного іона визначається алгебраїчною сумою зарядів комплексоутворювача і тих іонів або нейтральних груп, які знаходяться у внутрішній сфері.

Наприклад, в комплексній сполуці  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  комплексоутворювачем є  $\text{Fe}^{3+}$ , лігандами – 6 аніонів  $\text{CN}^-$ , зовнішньою сферою – 3 катіони  $\text{K}^+$ ; координаційне число – 6, комплексний іон (внутрішня сфера) –  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ .

Існує декілька **класифікацій комплексних сполук**. Залежно від ознаки, яку беруть до уваги, одну і ту саму комплексну сполуку можна віднести одночасно до різних видів.

**За належністю до певного класу** неорганічних речовин комплексні сполуки поділяються на такі групи:

комплексні кислоти, зовнішньою сферою яких є катіони гідрогену  $\text{H}^+$  ( $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ ,  $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ );

комплексні основи, зовнішньою сферою яких є гідроксид-аніони  $\text{OH}^-$  ( $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ );

комплексні солі, зовнішньою сферою яких є катіон металу чи аніон кислотного залишку ( $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ );

комплексні неелектроліти, які не мають зовнішньої сфери ( $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^0$ ,  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]^0$ ).

**За знаком заряду внутрішньої сфери** розрізняють такі комплексні сполуки:

катіонні комплексні сполуки, які містять позитивно заряджену внутрішню сферу, наприклад:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ;

аніонні комплексні сполуки з негативно зарядженою внутрішньою сферою, наприклад:  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ,  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ ;

нейтральні комплексні сполуки, які позбавлені зовнішньої сфери:  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]^0$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_3]^0$ ;

бікомплексні сполуки, що складаються з двох комплексних йонів, наприклад:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6] \cdot [\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

**Залежно від природи лігандів** розрізняють:

аквакомплекси – комплексні йони чи молекули, що як ліганди містять у внутрішній сфері молекули води, наприклад:  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ,  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ,  $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ,  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ .

аміакати, в яких лігандами є молекули амоніаку NH<sub>3</sub>, наприклад: [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup>, [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup>;

карбоніли, що мають за ліганди молекули карбон(II) оксиду. Практично всі карбонільні комплекси належать до комплексних неелектролітів, оскільки роль комплексоутворювача в них відіграють атоми металів, що знаходяться у нульовому ступені окиснення, а лігандів – нейтральні молекули CO, наприклад [Fe(CO)<sub>5</sub>];

гідроксокомплекси, до складу внутрішньої сфери яких входять гідроксильні йони OH<sup>-</sup> наприклад: [Zn(OH)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup>, [Al(OH)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>;

ацидокомплекси, в яких лігандами є аніони різних кислот, у тому числі оксалатні (C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>), галогенідні (F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>), ціанідні (CN<sup>-</sup>), сульфатні (SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>), тіосульфатні (S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>), нітратні (NO<sub>3</sub><sup>-</sup>), нітритні (NO<sub>2</sub><sup>-</sup>) тощо;

аніонгалогенати – комплекси, в яких і комплексоутворювач, і ліганди є атомами галогенів. Як ліганди атоми галогенів мають ступінь окиснення -1, а як комплексоутворювачі – можуть перебувати у додатному, від'ємному чи нульовому ступеню окиснення, наприклад:  $\overset{+3}{\text{Na}}[\overset{-1}{\text{I}}\text{Cl}_4]$ ,  $\overset{0}{\text{Rb}}_2[\overset{-1}{\text{I}}_2(\overset{-1}{\text{I}}_3)_2]$ ,  $\overset{-1}{\text{K}}[\overset{0}{\text{I}}_2\overset{0}{\text{I}}]$ .

змішані комплекси, у внутрішній сфері яких містяться ліганди різної природи, наприклад: [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>];

π-комплекси, в яких лігандами є ненасичені органічні сполуки типу етилену, циклопентадієну, бензену.

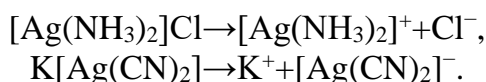
**За кількістю ядер** комплекси бувають:

моноядерні комплекси, в яких міститься тільки один комплексоутворювач: [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup>, [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>4-</sup>;

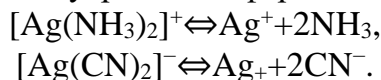
поліядерні комплекси, в яких є два чи більше комплексоутворювачів. Поліядерні комплекси у свою чергу поділяються на такі групи: *кластери*, *місткові* та *ізо-і гетерокислоти*.

**За відсутністю або наявністю замкнутих структур** комплексні сполуки поділяють на *прості* та *циклічні*.

Розчинні аніонні та катіонні комплексні сполуки у розведених водних розчинах найчастіше поведуть себе як сильні електроліти і піддаються електролітичній дисоціації, при якій внутрішня та зовнішня сфери існують у вигляді самостійних йонів. Такий процес називається **первинна дисоціація**, яка у більшості випадків проходить повністю. При цьому комплексний йон, що утворюється, поводить себе як єдине ціле. Наприклад:



Поряд з первинною дисоціацією дуже незначною мірою відбувається **вторинна дисоціація** – розклад внутрішньої сфери комплексу на складові частинки:



Оскільки комплексний йон виявляє себе як надзвичайно слабкий електроліт, вторинна дисоціація підлягає закону діючих мас. Тому можна записати вираз константи рівноваги, яка для комплексних йонів називається **константа нестійкості комплексу**:

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



$$K_{\text{нест}} [\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{CN}^-]^2}{[ [\text{Ag}(\text{CN})_2]^- ]} = 10^{-22}.$$

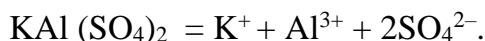
Константа нестійкості є мірою міцності внутрішньої сфери: чим менша величина  $K_{\text{нест}}$ , тим міцніший комплекс. Отже, з двох наведених вище прикладів більшу стійкість виявляє другий комплекс, тому що саме йому відповідає менше значення константи нестійкості.

Іноді замість константи нестійкості використовують обернену їй величину – **константа стійкості**:  $K_{\text{ст}} = 1 / K_{\text{нест}}$ .

Більшому значенню константи стійкості відповідає більша концентрація комплексоутворювача у розчині під час стану рівноваги.

Процес дисоціації зазвичай відбувається ступінчасто. Добуток констант нестійкості за першим та другим ступенями дає загальну константу нестійкості комплексу в цілому (напр.  $K_{\text{нест}} = K_{\text{нестI}} \cdot K_{\text{нестII}}$ ).

Деякі комплексні сполуки мають дуже нестійку внутрішню сферу і досить великі значення констант нестійкості ( $K_{\text{нест}} > 10^{-1}$ ). До таких сполук, у першу чергу, належать подвійні солі, які у твердому стані та у висококонцентрованих розчинах мають координаційну структуру, а у розведених розчинах значною мірою розпадаються на йони з утворенням всіх тих іонів, які перебували в розчинах простих солей, наприклад:



Величини констант нестійкості комплексів наводяться у спеціальних довідниках.

### Питання для самопідготовки:

1. Координаційна теорія Вернера. Комплексоутворювач, ліганди.
2. Координаційне число (КЧ) комплексоутворювача. Чинники, що впливають на значення КЧ.
3. Дентатність лігандів.
4. Внутрішня та зовнішня координаційні сфери.
5. Типи лігандів. Номенклатура комплексних сполук.
6. Побудова назви аніонних, катіонних і нейтральних комплексів.
7. Ізомерія комплексних сполук.
8. Дисоціація в водних розчинах (пояснити на прикладі), стійкість.
9. Константа нестійкості та константа стійкості комплексного іона. Як вони пов'язані між собою?
10. Подвійні солі. Кристалогідрати.

### Експериментальна частина

#### **Лабораторна робота № 9** **Комплексні сполуки**

**Мета роботи:** вивчення будови комплексних сполук; ознайомлення з методами отримання комплексних сполук та їх хімічними властивостями.

#### Хід виконання роботи:

##### **Дослід № 1. Реакції іонів комплексної солі**

Налити в одну пробірку 1 мл розчину ферум (III) хлориду, а в другу – розчину калій гексаціаноферату (III) і додати краплями розчин калійтіоціанату. Чому розчин в першій пробірці червоний, а в другій ні?

Налити в одну пробірку 1 мл калій хлориду, а в другу – розчину калійгексаціаноферату (III) і додати в обидві пробірки розчин натрійгексанітрокобальтату. Спостерігати за утворенням осадів в обох пробірках. Який висновок можна зробити на основі цього досліду?

Налити в одну пробірку 1 мл розчину ферум (III) хлориду, а в другу – розчину калій гексаціаноферату (III) і додати краплями розчин ферум (II) сульфату. Що спостерігається?

Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

### **Дослід № 2. Утворення солі з комплексним катіоном**

Налити у дві пробірки по 1 мл розчину аргентум нітрату і додати в одну з них розчин амоніаку, а в іншу – такий же об'єм дистильованої води, а потім в обидві пробірки додати краплями розчин калій хлориду. Що спостерігається? Чому в амоніачному розчині не утворюється осад аргентум хлориду?

Злити з осаду рідину і додати невеликими порціями розчин амоніаку. Спостерігати за розчиненням осаду внаслідок утворення комплексної солі. Описати утворений комплекс, написати рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

### **Дослід № 3. Утворення солі з комплексним аніоном**

Налити в пробірку 1 мл розчину меркурій (II) нітрату і додати краплями розчин калій тіоціанату. Спостерігати за утворенням осаду. Додати надлишок калій тіоціанату і спостерігати за розчиненням осаду внаслідок утворення комплексної солі. Описати утворений комплекс, написати рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

### **Дослід № 4. Утворення комплексів у неводних розчинах**

В пробірку налити концентрованого розчину кобальт (II) хлориду. Потім поступово приливати ацетон до отримання розчину яскраво-синього кольору, при цьому утворюється комплексна сіль. Розведення водою приводить до появи рожевого розчину.

### **Дослід № 5. Утворення комплексів з нейтральним лігандом**

Отримати осад нікол (II) гідроксиду з розчину нікол хлориду і їдкою натру. Розчинити осад у 25%-ному розчині амоніаку. Відзначити зміну забарвлення розчину. Яка основа є більш сильною: проста чи комплексна? Нікол (II) хлорид можна замінити купрум (II) сульфатом.

### **Дослід 6. Одержання амоніакатів**

Внести у три пробірки по 5-7 крапель розчинів солей  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  та  $\text{Zn}^{2+}$  і додати до них по краплях розчин  $\text{KOH}$  чи  $\text{NaOH}$  до утворення осадів. Записати рівняння відповідних реакцій і відзначити колір осадів. До осадів додати краплями концентрований розчин  $\text{NH}_3$ . Простежити за розчиненням осадів та зміною забарвлення розчинів внаслідок утворення комплексних іонів. Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій. Назвати утворені комплексні сполуки. Вказати комплексоутворювач та його координаційне число в кожній сполуці.

### **Дослід 7. Одержання гідроксокомплексів**

Налити в пробірки по 5-7 крапель розчинів солей  $Zn^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $Pb^{2+}$  та  $Cr^{3+}$  і краплями додати до них розчин лугу до утворення осадів. Написати рівняння відповідних реакцій. Подіяти на утворені осаді надлишком лугу (на  $Pb(OH)_2$  – концентрованим розчином лугу). Спостерігати розчинення осадів внаслідок утворення гідросокомплексів. Скласти молекулярні та іонні рівняння реакцій. Назвати сполуки, що утворилися.

### **Дослід 8. Одержання ацидокомплексів**

Помістити у пробірку 2-3 краплі аргентум (I) нітрату і додати по краплях 1н розчин  $Na_2S_2O_3$  до випадання осаду аргентум (I) тіосульфату. Доодержаного осаду додати ще декілька крапель розчину  $Na_2S_2O_3$  до розчинення осаду, яке відбувається за рахунок утворення комплексної сполуки. Написати відповідні рівняння реакцій. Використовуючи значення величини ДР і  $K_n$ , пояснити розчинення осаду в надлишку  $Na_2S_2O_3$  та утворення ацидокомплексу.

### **Дослід 9. Подвійні і комплексні солі**

Взяти 5 пробірок. У перші три пробірки помістити по 3 краплі розчину залізоамонійних галунів  $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , у четверту і п'яту – по 3 краплі  $K_3[Fe(CN)_6]$ .

У першу пробірку додати 2 краплі розчину  $KSCN$ , у другу – 2 краплі розчину  $BaCl_2$ , у третю – дві краплі розчину  $NaOH$  (нагріти до появи запаху амоніаку), у четверту – 2 краплі розчину  $NaOH$  і в п'яту – 2 краплі розчину  $KSCN$ . Написати рівняння реакцій, що відбуваються.

Порівняти досліди в першій, другій та третій пробірках з дослідами в четвертій та п'ятій. На які іони дисоціюють у водному розчині залізоамонійні галуни і  $K_3[Fe(CN)_6]$ ? Написати рівняння реакцій дисоціації взятих солей. У чому подібність і відмінність між подвійними солями та координаційними сполуками?

## **2.3. ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3**

### **2.3.1. ВЛАСТИВОСТІ s-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ**

#### **Теоретична частина**

**До s-елементів належать елементи з валентним s-підрівнем.** Цей підрівень будується в атомів водню, гелію та лужних металів, які становлять головну підгрупу I групи періодичної системи (Гідроген, Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій), а також в атомів елементів головної підгрупи II групи (Берилій, Магній) і лужноземельних металів (Кальцій, Стронцій, Барій, Радій) та Гелій. Сукупність s-елементів утворює s-блок періодичної системи елементів (табл. 9).

Таблиця 9

Характеристика елементів I групи головної підгрупи періодичної системи

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
1	2	3	4
1	H	$1s^1$	+ 1
1	2	3	4
2	Li	$[He]2s^1$	+ 1
3	Na	$[Ne]3s^1$	+ 1
4	K	$[Ar]4s^1$	+ 1

5	Rb	[Kr]5s <sup>1</sup>	+ 1
6	Cs	[Xe]6s <sup>1</sup>	+ 1
7	Fr	[Rn]7s <sup>1</sup>	+ 1

**s-Елементи I групи** періодичної системи Д. І. Менделєєва (короткий і довгий варіант) дістали назву "лужні метали" завдяки тому, що їх гідроксиди є найсильнішими серед відомих лугів. Ці метали - найактивніші серед металів і найбільш електропозитивні серед елементів, тобто вони найлегше відщеплюють свій єдиний валентний електрон і перетворюються на позитивно заряджені катіони. Саме тому у природі вони трапляються тільки в зв'язаному стані. Добувають лужні метали за відсутності води переважно електролізом розплавів їхніх сполук та елементотермічними методами.

**s-Елементи II групи** періодичної системи Д. І. Менделєєва ((короткий і довгий варіант) представлені також дуже активними металами, однак вони все-таки дещо поступаються за активністю лужним металам. Якщо серед лужних металів своєю поведінкою від інших істотно відрізняється Літій, то відмінностей у властивостях s-елементів II групи значно більше. Особливо відрізняється Берилій, який виявляє амфотерні властивості. Низку особливостей має Магній. Окрему підгрупу дуже подібних між собою металів утворюють всі інші елементи, які носять назву "лужноземельні метали". Походження такої назви зумовлене лужною реакцією у воді їхніх оксидів (за термінологією алхіміків — "земель"). Другу групу головної підгрупу періодичної системи Д. І. Менделєєва становлять s-елементи: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra (табл. 10).

Таблиця 10

Характеристика елементів II групи головної підгрупи періодичної системи

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	Be	[He ]2s <sup>2</sup>	+ 2
3	Mg	[Ne]3s <sup>2</sup>	+ 2
4	Ca	[Ar]4s <sup>2</sup>	+ 2
5	Sr	[Kr]5s <sup>2</sup>	+ 2
6	Ba	[Xe]6s <sup>2</sup>	+ 2
7	Ra	[Rn]7s <sup>2</sup>	+ 2

Як лужні метали, так і s-елементи II групи у природі трапляються лише у зв'язаному стані, переважно у вигляді солей кисневмісних кислот та силікатів. їх також добувають електролізом розплавів і елементотермічними методами. Лужні, лужноземельні метали і магній часто використовують для добування інших елементів металотермічним методом. Природні мінерали цих елементів, а також штучно добуті різноманітні сполуки s-елементів широко застосовуються на практиці.

### Питання для самопідготовки:

1. **Гідроген:** положення Гідрогену в Періодичній системі та специфічність його властивостей. Ізотопи Гідрогену. 2. Існування у природі. Добування водню в промисловості та в лабораторії. Застосування водню. 3. Фізичні та хімічні властивості водню. 4. Бінарні сполуки Гідрогену; вода; пероксигідроген. 5. **Елементи I групи (лужні метали):** електронна будова атомів і типи зв'язків у сполуках. 6. Поширення у природі, методи добування та фізичні властивості. 7. Взаємодія лужних металів з галогенами, сіркою, азотом. 8. Оксиди,

пероксиди, надпероксиди й озоніди лужних металів. 9. Відношення лужних металів до води, кислот та основ. 10. Карбонати, гідрокарбонати та нітрати лужних металів. Їх історичні назви. 11. Біологічна функція лужних металів. 12. **Елементи II групи**: загальна характеристика, електронна будова атомів та типи зв'язків у сполуках. 13. Берилій: добування, фізичні властивості, застосування. 14. Хімічні властивості берилію. 15. Токсична дія сполук Берилію. 16. Магній: добування, фізичні властивості, застосування. 17. Хімічні властивості магнію. 18. Біологічна дія сполук Магнію. 19. **Підгрупа Кальцію (лужноземельні метали)**: існування у природі, методи добування та фізичні властивості, застосування. 20. Взаємодія простих речовин з неметалами (галогени, вуглець, азот, водень), відношення до дії води, кислот і лугів. 21. Оксиди та гідроксиди лужноземельних металів. Вапняна та баритова вода. 22. Солі елементів підгрупи Кальцію. 23. Гідриди, нітриди, карбіди елементів підгрупи Кальцію. 24. Твердість води та способи її усунення. 25. Біологічна функція і токсикологічна дія сполук лужноземельних металів.

## **Експериментальна частина**

### ***Лабораторна робота № 10***

#### **Гідроген та його сполуки. Лужні метали та їх сполуки.**

#### **Магній, лужноземельні метали та їх сполуки; твердість води**

**Мета роботи:** ознайомитися з властивостями s-елементів I та II груп та їх сполуками, з особливостями та типами жорсткості води.

#### ***Дослід 1 (демонстраційний). Добування і горіння водню***

У пробірку помістити декілька шматочків цинку і долити 5–7 мл розведеної (1:1) хлоридної кислоти. Пробірку щільно закрити корком з капіляром і закріпити в лапці штатива. Відзначити бурхливе протікання реакції. Через 20–30 сек після початку реакції можна перевірити водень, який виділяється, на чистоту. Для цього надіти на капіляр суху пробірку, перевернуту догори дном. Через 30 сек. пробірку зняти з капіляра і закрити її отвір пальцем. Потім піднести пробірку до пальника, відкрити отвір і підпалити водень. Якщо в пробірці чистий водень, то він запалюється і горить блідо–блакитним полум'ям. Якщо ж у пробірці ще є кисень повітря, то відбувається легкий вибух, що супроводжується різким свистом.

Написати рівняння реакції одержання і горіння водню. Що є окисником в цьому процесі? Чому пробірку для збирання водню слід тримати догори дном? Чи можна одержати водень із хлоридної кислоти при заміні цинку на інший метал?

#### ***Дослід 2. Взаємодія натрій пероксиду з водою***

У пробірку внести шпателем невелику кількість порошку натрій пероксиду, додати 8–10 крапель дистильованої води і розмішати. Довести наявність лугу в отриманому розчині, додавши до нього одну краплю фенолфталеїну. Написати рівняння реакції взаємодії натрій пероксиду з водою.

#### ***Дослід 3. Відновні властивості натрій пероксиду***

Внести у пробірку 4–5 крапель розчину калій перманганату, додати невелику кількість натрій пероксиду і перемішати. Відзначити виділення газу і появу бурого осаду. Написати рівняння реакції.

#### **Дослід 4. Реакція середовища у розчинах натрій карбонату і гідрокарбонату**

Внести у три пробірки по 6–7 крапель дистильованої води. У кожен з них додати таку ж кількість нейтрального розчину лакмусу. В одну пробірку внести декілька кристаликів натрій карбонату, в другу – натрій гідрокарбонату. Третю пробірку залишити для порівняння. Перемішати розчини. Порівняти забарвлення лакмусу в розчинах солей із його забарвленням у третій пробірці.

Яка реакція середовища в розчинах і чому? Написати іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Чому відтінок забарвлення лакмусу в розчинах цих солей різний? Відповідь обґрунтувати.

#### **Дослід 5. Добування літій карбонату**

Внести у пробірку 4-5 крапель розчину літій хлориду і додати такий самий об'єм розчину натрій карбонату. Злегка підігріти пробірку на пальнику і спостерігати спочатку помутніння, а потім випадання дрібних кристалів літій карбонату. Записати рівняння реакції.

#### **Дослід 6. Забарвлення полум'я іонами лужних металів (Демонстраційний)**

Очищену платинову дротинку опустити у розчин калій хлориду і внести у полум'я пальника. Відмітити забарвлення полум'я. Дослід повторити з розчинами солей літію, натрію та купруму (II). Перед кожним дослідом дротинку слід промивати у концентрованій хлоридній кислоті і прожарювати у полум'ї пальника.

#### **Дослід 7. Взаємодія магнію з кислотами**

У дві пробірки помістити невелику кількість магнієвого порошку. В одну пробірку додати декілька крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти, а в іншу – таку ж кількість 2 н. розчину нітратної кислоти. Чи той самий газ виділяється? Чому? Написати рівняння реакцій.

#### **Дослід 8. Добування магній гідроксиду та його властивості**

У дві пробірки внести по 1 мл розчину солі магнію і в кожен з них додати по 2 мл розчину їдкого натру. В одну з пробірок додати розчин хлоридної кислоти до повного розчинення осаду. У другій пробірці розчинити осад у 2 н. розчині амоній хлориду. У якому випадку для розчинення осаду була потрібна більша кількість реактиву?

Написати рівняння реакцій: одержання магній гідроксиду і його розчинення в кислоті і в розчині солі амонію. Використовуючи добуток розчинності, пояснити розчинення магній гідроксиду в амоній хлориді і хлоридній кислоті. У якому реактиві розчинення відбувається легше? Чому? Чи розчиняється магній гідроксид при додаванні амоній сульфату? калій хлориду?

#### **Дослід 9. Добування магній гідроксокарбонату**

У пробірку до 2–3 крапель розчину солі магнію додати розчин соди до утворення осаду магній гідрокарбонату. Відмити виділення газу. Випробувати відношення осаду основної солі магнію до хлоридної кислоти. Написати рівняння реакцій добування магній гідрокарбонату і його розчинення в кислоті.

**Дослід 10. Добування і властивості карбонатів лужноземельних металів**

Добути осади кальцій, стронцію і барій карбонатів через взаємодію розчинів відповідних солей з розчином соди. Випробувати відношення одержаних карбонатів до хлоридної кислоти (кислоту додавати краплями). Написати рівняння відповідних реакцій. Відзначити розчинення карбонатів у кислоті.

**Дослід 11. Забарвлення полум'я солями лужноземельних металів. (Демонстраційний)**

Платинову дротинку внести у концентровану хлоридну кислоту, а потім прожарити у полум'ї пальника. Чиста дротинка не повинна забарвлювати полум'я. Очищену платинову дротинку внести в розчин солі барію і знову внести в полум'я пальника. Відмити забарвлення полум'я. Дослід повторити з розчинами солей стронцію і кальцію. Описати спостережені явища.

**Дослід 12. Визначення тимчасової жорсткості (твердості)**

**Реактиви і матеріали.** Бюретки ємкістю 25 мл. Піпетки ємкістю 100–50мл. Конічні колби ємкістю 250 мл. Лійки для бюретонок. Індикатори: метиловий оранжевий, еріхром чорний (0,2%-ний розчин в спирті).

**Розчини.** Хлоридна кислота – HCl (0,1 м розчин), буферний розчин (20 г х. ч. амоній хлориду розчинити в дистильованій воді, додати 100 мл 25%-ного розчину амоніаку і дистильованої води до мітки в мірній колбі ємкістю 1 л); ЕДТА (0,02 м) (3,7224 г ЕДТА розчинити в мірній колбі ємкістю 1 л в дистильованій воді, розчин довести до мітки). Вода для аналізу.

**Порядок виконання роботи.** Так як вода, яка містить гідрокарбонати кальцію та магнію має лужну реакцію (чому?), визначення карбонатної жорсткості (твердості) проводиться безпосереднім титруванням води хлоридною кислотою в присутності індикатора метилового оранжевого. Відміряти піпеткою вказаний викладачем об'єм досліджуваної води (50-100 мл) і перенести її в конічну колбу для титрування. Додати 2-3 краплини індикатора метилового оранжевого. В приготовлену раніше бюретку налити 0,1м титрований розчин хлоридної кислоти. Встановити рівень рідини на нульову поділку і по краплях приливати хлоридну кислоту в воду до зміни кольору розчину від жовтого до помаранчево-рожевого. Визначити об'єм витраченої на титрування HCl і записати його в таблицю. Титрування повторити ще два рази, кожного разу доливаючи в бюретку кислоту до нульової поділки і миючи колбу для титрування. Відхилення в об'ємі кислоти при титруванні не повинно перевищувати 0,05 мл.

**Запис даних дослідю.** Результати дослідів записати в табл. 11.

Таблиця 11

№ титру-	Об'єм піпетки, об'єм H <sub>2</sub> O, V <sub>1</sub>	Об'єм розчину	Середній об'єм розчину HCl,	Нормальність розчину HCl,
----------	---	---------------	-----------------------------	---------------------------

вання	мл	HCl, який пішов на титрування	V <sub>2</sub> мл	NH <sub>4</sub> Cl,
1				
2				
3				

Тимчасову твердість води в мг-екв/л розраховують за формулою:

$$Ж_k = \frac{N_{HCl} \cdot V_{2HCl} \cdot 1000}{V_{1H_2O}},$$

де  $Ж_k$  – жорсткість (твердість) тимчасова (карбонатна);

$N_{HCl}$  – нормальність хлоридної кислоти;

$V_{2HCl}$  – об'єм витраченої на титрування хлоридної кислоти;

$V_{1H_2O}$  – об'єм досліджуваної води.

### Дослід 7. Визначення загальної жорсткості (твердості)

Загальну жорсткість (твердість) води визначають комплексометричним методом із застосуванням розчину трилону Б – дигідрату динатрієвої солі етилендіамінтетраацетатної кислоти (ЕДТА).

Порядок виконання роботи. Заповнити бюретку титрованим розчином ЕДТА (0,02 м). Відміряти піпеткою вказаний викладачем об'єм досліджуваної води і перенести її в конічну колбу для титрування. Долити дистильованою водою до загального об'єму 100 мл (воду відміряти мензуркою). Додати 5 мл (буферного розчину для підтримання рН в інтервалі 9-10 і 2-3 краплини індикатора еріхрому чорного, при якому розчин забарвлюється в червоний колір. Перемішати розчин і відразу титрувати із бюретки розчином ЕДТА до переходу червоного кольору в синій. Титрування повторити три рази.

Запис даних дослідю. Результати записати в таблицю (як в досліді №1). Загальну жорсткість води (мг-екв/л) розрахувати за формулою:

$$Ж_{II} = \frac{N_{EDTA} \cdot V_{2EDTA} \cdot 1000}{V_{1H_2O}},$$

де  $Ж_{II}$  – постійна жорсткість (твердість);

$N_{EDTA}$  – нормальність розчину трилону Б;

$V_{2EDTA}$  – об'єм розчину ЕДТА, що витратився на титрування;

$V_{1H_2O}$  – об'єм досліджуваної води.

Обчислити постійну жорсткість виразом:

*Жорсткість постійна = Жорсткість загальна – Жорсткість карбонатна:*  
**( $Ж_{II} = Ж_{з} - Ж_{к}$ ).**

До якого типу жорсткості (твердості) відноситься досліджувана вода?

## 2.3.2. ВЛАСТИВОСТІ p-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

### Теоретична частина

До p-елементів періодичної системи належать елементи з валентним p-підрівнем. Ці елементи розташовані у III, IV, V, VI, VII, VIII групах, головних



підгрупах періодичної системи Д. І. Менделєєва (**p-блок** в періодичній таблиці елементів). В періоді орбітальні радіуси атомів зі збільшенням атомного номеру зменшуються, а енергія іонізації в цілому зростає. У підгрупах елементів зі збільшенням номеру елементу, розміри атомів загалом збільшуються, а енергія іонізації зменшується. Даний блок містить всі неметали (виключаючи Гідроген і Гелій) і напівметали, а також деякі метали.

Елементи p-блоку мають різні властивості, як фізичні, так і механічні: p-неметали – це, як правило, високореакційні речовини, що мають сильну електронегативність, p-метали – помірно активні метали, причому їх активність підвищується до низу таблиці хімічних елементів.

**До p-елементів III групи** головної підгрупи періодичної системи Д. І. Менделєєва належать p-елементи: Бор В, Алюміній Al, Галій Ga, Індій In і Талій Tl. За характером цих елементів бор є типовим неметалом, решта - метали. У межах підгрупи простежуються різкий перехід від неметалу до металів. Властивостями та поведінкою Бор подібний до Силіцію, що є результатом діагональної спорідненості елементів у періодичній системі, згідно з якою зміщення в періоді вправо спричиняє посилення неметалічного характеру, а вниз по групі - металічного, тому аналогічні за властивостями елементи виявляються розміщеними діагонально поруч, наприклад Li та Mg, Be та Al, B та Si.

Електронна будова валентних підрівнів атомів p-елементів III групи в основному стані має вигляд  $ns^2np^1$  (табл. 12). У сполуках Бор та Алюміній тривалентні, Галій та Індій, крім того, можуть утворювати сполуки із ступенем окиснення +1, а для Талію останній є доволі характерним.

Алюміній є одним з найпоширеніших елементів природи, Бор - достатньо поширений, Галій, Індій а Талій поширені мало і дуже розсіяні, тому належать до рідкісних.

Таблиця 12.

Характеристика елементів III групи головної підгрупи періодичної системи

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	B	[He ] $2s^22p^1$	+ 3
3	Al	[Ne] $3s^23p^1$	+ 3
4	Ga	[Ar] $3d^{10}4s^24p^1$	+ 3
5	In	[Kr] $4d^{10}5s^25p^1$	+ 3
6	Tl	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$	+ 3, +1

**До p-елементів IV групи** належать Карбон С, Силіцій Si, Германій Ge, Станум Sn та Плюмбум Pb. Загальна електронна конфігурація валентних підрівнів атомів p-елементів в основному стані  $ns^2np^2$  (табл. 13). Внаслідок наявності 2-х неспарених p-електронів у сполуках вони можуть виявляти ступінь окиснення +2, при чому ця тенденція посилюється у напрямку до Плюмбуму. Атоми можуть переходити у збуджений стан з утворенням чотирьох валентних електронів, що зумовлює виникнення сполук зі ступенем окиснення +4. Цей стан є найхарактернішим для Карбону та Силіцію, здатність до виявлення ступеня окиснення +4 послаблюється в напрямку до Плюмбуму.

Таблиця 13.

Характеристика елементів IV групи головної підгрупи періодичної системи

Період	Елемент	Розподіл	Характерні ступені
--------	---------	----------	--------------------

		електронів	окиснення
2	C	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	Від -4 до +4
3	Si	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	+ 4, +2
4	Ge	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	+ 4, +2
5	Sn	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	+ 4, +2
6	Pb	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>	+ 4, +2

Характер зміни фізичних властивостей елементів і відповідних простих речовин свідчить про закономірне послаблення неметалічних і посилення металічних властивостей у ряду C - Si - Ge - Pb.

Вуглець і кремній - типові неметали, які утворюють атомні кристалічні ґратки з ковалентним зв'язком. Їх прості речовини характеризуються високими твердістю, температурами плавлення та кипіння. Для германію ці параметри залишаються відносно великими, що разом із крихкістю характеризує його як алмазоподібний кристал з ковалентним типом зв'язку. Водночас у германію вже виявлено деякий внесок металічного зв'язку. На це вказує помітне зменшення ширини забороненої зони та зростання електропровідності. Для олова напівпровідникові властивості зберігаються лише до температури 13,2 °С, при подальшому нагріванні олово переходить у металічний стан. Свинець – метал, який не виявляє напівпровідникових властивостей. Зростання металічних властивостей супроводжується поступовим зменшенням енергії іонізації елементів, їх електронегативності та посиленням відновної здатності простих речовин.

**До p-елементів V групи** належать Нітроген N, Фосфор P, Арсен As, Стилій Sb та Бісмут Bi, при чому Нітроген і Фосфор є типовими елементами, а решта елементів утворюють підгрупу Арсену. Електронна конфігурація валентних підрівнів елементів в основному стані  $ns^2np^3$  (табл. 14).

На останньому енергетичному рівні атоми елементів цієї підгрупи мають по три одноелектронні орбіталі, які можуть утворювати три ковалентні зв'язки. Водночас у зв'язуванні можуть брати участь двоелектронна орбіталь, а в разі елементів, розміщених після Нітрогену, - також вільні *nd*-орбіталі. Так, Нітроген здатний утворювати четвертий ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом з використанням своєї неподіленої пари електронів. Прикладом може бути іон амонію NH<sub>4</sub><sup>+</sup> та його численні похідні. Максимально можлива валентність Нітрогену в його сполуках дорівнює 4, і кожна пара електронів чотирьох ковалентних зв'язків займає одну із чотирьох орбіталей.

Таблиця 14.

Характеристика елементів V групи головної підгрупи періодичної системи

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	N	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	-3, +1, +2, +3, +4, +5
3	P	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	-3, +3, +5
4	As	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	-3, +3, +5
5	Sb	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	+3, +5
6	Bi	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	(-3), +3, (+5)

На відміну від Нітрогену решта атомів *p*-елементів V групи мають *nd*-підрівень, вакантні орбіталі якого здатні брати участь в утворенні додаткових ковалентних зв'язків, за рахунок чого їх ковалентність може зростати до 5.

Чинники збільшення радіусів атомів та відповідного зменшення електронегативності в ряду N - P - As - Sb - Bi впливають на властивості простих

речовин і сполук елементів: поступово зменшується стійкість неметалічних форм простих речовин і збільшується стійкість металоподібних (азот — типовий неметал з великою електронегативністю, а бісмут — типовий метал, електронегативність якого лише 1,70), послаблюються кислотні та посилюються основні властивості бінарних сполук елементів, їхніх гідроксидів тощо.

**До *p*-елементів VI групи** належать Оксиген O, Сульфур S, Селен Se, Телур Te і Полоній Po. На валентних підрівнях атомів *p*-елементи VI групи розміщено 6 електронів: електронна конфігурація валентних підрівнів атомів в основному стані  $ns^2np^4$  (табл. 15).

Таблиця 15.

Характеристика елементів VI групи головної підгрупи періодичної системи

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	O	[He] $2s^22p^4$	-2
3	S	[Ne] $3s^23p^4$	-2,+4,+6
4	Se	[Ar] $3d^{10}4s^24p^4$	-2,+4,+6
5	Te	[Kr] $4d^{10}5s^25p^4$	-2,+4,+6
6	Po	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$	(-2), + 4, +2

За рахунок використання неспарених електронів елементи у своїх сполуках виявляють характерну для них валентність 2. Вона може зростати в разі утворення донорно-акцепторних зв'язків, в яких беруть участь двоелектронні орбіталі.

Наприклад, у кислих водних розчинах існують іони гідроксонію  $H_3O^+$ , в яких атом Оксигену сполучений з атомами Гідрогену трьома ковалентними зв'язками. На відміну від кисню атоми решти *p*-елементів VI групи мають вільний *nd*-підрівень, орбіталі якого також здатні брати участь в утворенні хімічних зв'язків, внаслідок чого валентність Сульфуру, Селену, Телуру та Полонію може зростати до 6.

Для атомів *p*-елементів VI групи характерне приєднання електронів для завершення *np*-підрівня та утворення стійкої електронної конфігурації наступного благородного газу  $ns^2np^6$ . Це визначає характерний для них ступінь окиснення -2 у сполуках з менш електронегативними елементами.

З переходом до Полонію спостерігається характерне для груп *p*-елементів зменшення стійкості вищого ступеня окиснення. Для Полонію сполуки зі ступенем окиснення +6 дуже нестійкі. Це зумовлено сильним зростанням енергетичної різниці між *ns*- та *np*-підрівнями, що утруднює участь *ns*-електронів в утворенні хімічних зв'язків.

У ряду O - S - Se - Te - Po зростають радіуси атомів, що характерно для груп *p*-елементів, зменшення енергії їх іонізації та електронегативності. Послаблення неметалічних властивостей елементів виявляється також у зменшенні стійкості неметалічних форм простих речовин та у зростанні стійкості металічних. Це призводить до того, що на відміну від попередніх елементів підгрупи Полоній вже має металічну кристалічну ґратку і належить до металів.

**До *p*-елементів VII групи** належать Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I та Астат At. Елементи мають загальну назву галогени. Електронна конфігурація валентних підрівнів атомів *p*-елементів VII групи відповідає формулі  $ns^2np^5$  (табл.16).

Таблиця 16.

Характеристика елементів VII групи головної підгрупи періодичної системи

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
--------	---------	---------------------	------------------------------

2	F	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	-1
3	Cl	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	-1; +1; +3; +4; +5; +7
4	Br	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	-1; 0; +1; +3; +5
5	I	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>	-1; +1; +3; +5; +7
6	At	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>	-1; +1; +5

На останньому енергетичному рівні атоми елементів мають по сім електронів, один з яких є неспареним. Цим пояснюється подібність їхніх властивостей. Наявність одноелектронної орбіталі визначає характерну для всіх елементів валентність 1. Водночас галогени (крім Флуору) мають вакантний *nd*-підрівень, орбіталі якого також можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків і збільшувати валентність атомів елементів до 7.

Молекули галогенів двоатомні, неполярні. Всі галогени є неметалами. В ряду F - Cl - Br - I - At послаблюються ознаки неметалічності: Флуор — найтипівіший елемент-неметал, а Астат виявляє деякі властивості елемента-металу.

У межах свої періодів галогени характеризуються малими атомними радіусами, що зумовлює їхні високі електронегативність та спорідненість до електрона, тому для них у складних речовинах найстійкішим є ступінь окиснення -1.

**До р-елементів VIII групи** належать Гелій He, Неон Ne, Аргон Ar, Криптон Kr, Ксенон Xe та Радон Rn, які складають головну підгрупу. Атоми цих елементів мають завершені зовнішні електронні шари, тому електронна конфігурація валентних підрівнів їхніх атомів в основному стані має вигляд 1s<sup>2</sup> (He) та ns<sup>2</sup>np<sup>6</sup> (решта елементів). Завдяки дуже високій стійкості електронних конфігурацій вони загалом характеризуються великими значеннями енергій іонізації та хімічною інертністю, тому їх називають благородними (інертними) газами. У вільному стані вони існують у вигляді атомів (одноатомних молекул). Атоми Гелію (1s<sup>2</sup>), Неону (2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>) та Аргону (3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>) мають особливо стійку електронну будову, тому сполуки валентного типу для них невідомі. Криптон (4s<sup>2</sup>4p<sup>6</sup>), Ксенон (5s<sup>2</sup>5p<sup>6</sup>) та Радон (6s<sup>2</sup>6p<sup>6</sup>) відрізняються від попередніх благородних газів більшими розмірами атомів та відповідно меншими енергіями іонізації. Вони здатні утворювати сполуки, які найчастіше мають низьку стійкість.

### Питання для самопідготовки:

1. **Елементи III групи:** Бор, Алюміній, підгрупа Галію; електронна будова атомів, загальна характеристика елементів, їх властивості. 2. Отримання і властивості простих речовин. 3. Найважливіші сполуки та їх застосування. 4. **Елементи IV групи:** Карбон, Силіцій, підгрупа Германію; електронна будова атомів, загальна характеристика елементів, закономірності зміни властивостей. 5. Отримання і властивості простих речовин. 6. Найважливіші сполуки та їх застосування. Термічний розклад карбонатів. 7. **Елементи V групи:** Нітроген, Фосфор, елементи підгрупи Арсену: електронна будова атомів і загальна характеристика елементів, їх властивості. 8. Знаходження в природі, одержання та властивості простих речовин. 9. Найважливіші сполуки та їх застосування. Термічний розклад нітратів. 10. Азотні та фосфорні добрива. 11. Біологічна функція елементів підгрупи Арсену і токсична дія їх сполук.

### Експериментальна частина

## **Лабораторна робота № 11**

### **Властивості р-елементів III-V груп періодичної системи**

**Мета роботи.** Ознайомитися з властивостями р-елементів III-V груп та їх сполуками.

#### **Властивості р-елементів III групи та їх сполук**

##### **Дослід 1. Отримання малорозчинних боратів**

У три пробірки внести по 3-4 краплі насиченого розчину  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  і додати по декілька крапель розчинів: у першу – аргентум (I) нітрату, у другу – купрум (II) сульфату, у третю – алюміній сульфату. Відмітити кольори осадів, що випали.

Написати рівняння реакцій, враховуючи, що у всіх реакціях бере участь вода і утворюється борна кислота, а також, що у першій пробірці випадає осад аргентум (I) метаборату, у другій – основна сіль купруму  $\text{CuOHBO}_2$  – купрум (II) гідроксометаборат, у третій – алюміній гідроксид. Чому в останніх двох пробірках не утворились середні солі – купрум (II) борат і алюміній борат? Відповідь пояснити написати рівняння відповідних реакцій.

##### **Дослід 2. Взаємодія алюмінію з кислотами**

У три пробірки внести по 5-6 крапель 2 н розчинів кислот: хлоридної, сульфатної, нітратної. У кожен пробірку опустити по маленькому шматочку алюмінію. Чи скрізь протікає реакція на холоді? Нагріти пробірки. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій. Який газ виділяється при взаємодії алюмінію з розбавленою нітратною кислотою? З розбавленими хлоридною та сульфатною кислотами?

Проробити дослід аналогічний попередньому, взявши замість розбавлених кислот концентровані. Як протікають реакції на холоді? З якою кислотою алюміній не взаємодіє? Чому? Нагріти пробірки. Як впливає нагрівання на протікання реакцій?

Описати спостережені явища. Відповісти на питання. Написати рівняння реакцій, враховуючи, що при нагріванні нітратна кислота відновлюється в основному до нітроген (IV) оксиду, а сульфатна кислота – до сульфур (IV) оксиду на холоді і частково до вільної сірки при нагріванні. Чи впливає зміна концентрації хлоридної кислоти на характер її взаємодії з алюмінієм?

##### **Дослід 3. Вплив хлорид-іона на корозію алюмінію**

Іон Хлору є сильним активатором корозії. Його присутність у розчині сприяє руйнуванню захисної плівки алюміній оксиду, внаслідок чого корозія підсилюється.

У дві пробірки помістити по шматочку алюмінію і додати в одну з них 7-8 крапель купрум (II) сульфату, а в другу – стільки ж розчину купрум (II) хлориду. Відмітити різний результат в обох випадках: в той час як у першій пробірці алюміній залишається майже без змін, то в другій він швидко вкривається нальотом міді. Написати відповідні рівняння реакцій.

#### **Властивості р-елементів IV групи та їх сполук**

**Дослід 1. Добування і властивості карбонатів лужноземельних металів**

У двох пробірках добути кальцій і барій карбонати взаємодією 3–4 крапель солі відповідного металу з 3–4 краплями розчину натрій карбонату. Дати розчинам відстоятись і, зливши більшу частину рідини, додати до осадів по одній краплі розчину ацетатної кислоти. Що спостерігається?

Відзначити випадання осадів, їх забарвлення і розчинення в ацетатній кислоті, що супроводжується виділенням газу. Написати рівняння всіх реакцій.

### **Дослід 2. Добування малорозчинних силікатів**

У чотири пробірки внести по 3-5 крапель розчинів солей: у першу – кальцій хлориду, в другу – кобальт (II) сульфату, в третю – плюмбум (II) нітрату, а в четверту – купрум (II) сульфату. Додати у кожную пробірку розчину натрій силікату. Відмітити забарвлення осадів. Написати рівняння реакцій.

### **Дослід 3. Добування важкорозчинних солей Плюмбуму (II)**

В чотири пробірки окремо внести по 2–4 краплі 2 н. розчинів сульфатної та хлоридної кислот, розчину калій іодиду і калій хромату. В кожную пробірку додати по 2–3 краплі розчину солі плюмбуму. Відзначити випадання осадів та їх кольори. Осад плюмбум хлориду дослідити на розчинність при нагріванні до кипіння і при охолодженні холодною водою. Осад плюмбум іодиду відокремити від розчину, додати 5–6 мл розчину ацетатної кислоти, нагріти до кипіння і охолодити. Струшуючи пробірку, стежити за рухом кристаликів, що при цьому утворюються.

Записати спостереження і рівняння всіх реакцій, які проходять.

### **Властивості р-елементів V групи та їх сполук**

#### **Дослід 1 (демонстраційний). Добування NO і NO<sub>2</sub>**

У пробірку помістити мідні ошурки і долити розведеної нітратної кислоти (1:3) так, щоб вона покрила ошурки повністю. Пробірку похило закріпити у штативі, закрити пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої підвести під отвір іншої пробірки, заповненої водою і зануреної отвором у воду в кристалізаторі. Якщо реакція іде недостатньо енергійно – злегка підігріти реакційну суміш на полум'ї пальника. Заповнити пробірку газом, що виділяється, приблизно на 3/4 її об'єму (в пробірці повинна залишатися вода), закрити її під водою пальцем, вийняти з води і перевернути вниз дном. Відкрити на 1-2 сек. отвір пробірки і спостерігати побуріння безбарвного газу (пробірку тримати на білому фоні). Закрити пробірку пальцем, струснути її декілька разів до повного поглинання водою отриманого бурого газу. Знову відкрити пробірку і спостерігати побуріння вдруге і його розчинення в воді при струшуванні. Отриманий розчин перевірити лакмусовим або універсальним індикаторним папірцем. Відзначити зміну забарвлення і зробити висновок про реакцію середовища в розчині. Записати рівняння реакцій.

#### **Дослід 2. Осадження ферум(III)- і алюміній фосфатів**

У дві пробірки внести по 3–4 краплі розчинів солей: у першу – ферум (III) хлориду, в другу – алюміній сульфату. Додати в кожную з пробірок по 2–3 краплі розчинів натрій ацетату і натрій гідрофосфату. Відмітити кольори осадів, що утворилися. Написати рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах.

### **Дослід 3. Відновні властивості сполук стибію(III) та бісмуту(III)**

У дві пробірки налити по 2–3 краплі калій перманганату і 2 н. розчину хлоридної кислоти. В одну з пробірок додати 3–5 крапель розчину стибій(III) хлориду, в іншу – стільки ж розчину бісмут(III) нітрату. Відзначити знебарвлення розчину в першій пробірці. Чи проходить така ж реакція в іншому випадку?

Написати рівняння реакції окиснення стибій(III) хлориду до  $\text{H}[\text{SbCl}_6]$ . Відзначити різну відновну здатність іонів  $\text{Sb}^{3+}$  і  $\text{Bi}^{3+}$ . З таблиці електродних потенціалів виписати відповідні числові значення. Чи підтверджують ці дані практичні спостереження?

### **Питання для самопідготовки:**

1. **Елементи VI групи (халькогени):** Оксиген, елементи підгрупи Сульфуру: Сульфур, Селен, Телур, Полоній: загальна характеристика елементів; електронна будова атомів, елементи типові і повні електронні аналоги; закономірна зміна властивостей. 2. Оксиген. Будова атома і молекули  $\text{O}_2$ . 3. Поширеність, природні сполуки, одержання, окиснювальна активність, застосування кисню. 4. Озон: утворення і будова молекули з позицій методу ВЗ, отримання, окислювальна активність, застосування. 5. Пероксогідроген: будова молекули, властивості, одержання, застосування. Пероксиди, надпероксид, озоніди. Застосування. 6. Найважливіші сполуки елементів підгрупи Сульфуру та їх застосування. 7. Біологічні функції та токсичність халькогенів. 8. **Елементи VII групи (галогени):** електронна будова атомів, загальна характеристика елементів, їх властивості. 9. Отримання і властивості простих речовин. 10. Найважливіші сполуки та їх застосування. 11. Біологічні функції та токсичність галогенів. 12. **Елементи VIII групи: (благородні (інертні) газу):** загальна характеристика. 13. Хімічні сполуки благородних газів. 14. Застосування та токсикологія інертних газів.

### **Експериментальна частина**

#### ***Лабораторна робота № 12***

#### **Властивості p-елементів VI-VIII підгруп періодичної системи**

**Мета роботи.** Ознайомитися з властивостями p-елементів VI-III груп та їх сполуками.

#### **Властивості p-елементів VI групи та їх сполук**

#### ***Дослід 1 (демонстративний). Добування кисню***

Наповнити пробірку кристалічним калій перманганатом на 1/5 її об'єму, закріпити похило в штативі і закрити ватою і корком з газовідвідною трубкою. Приготувати невелику колбу зі щільним корком. Відкритий кінець газовідвідної трубки ввести в колбу, підігріти пробірку з калій перманганатом. Перевірити наявність кисню тліючою скіпкою. Записати рівняння реакції одержання кисню.

#### ***Дослід 2. Отримання малорозчинних сульфідів***

У дві пробірки внести окремо по 3-4 краплі манган (II) сульфату і плюмбум (II) нітрату. До кожного розчину додати по 3-4 краплі розчину натрій сульфідіду. Спостерігати випадання осадів сульфідів мангану та плюмбуму. До отриманих осадів додати по 3-4 краплі 2 н розчину нітратної кислоти. Який сульфід розчинився? Чи можливе його утворення в кислому середовищі?

У дві інші пробірки з розчинами тих самих солей мангану та плюмбуму додати по 3-4 краплі сірководневої води. В якому випадку утворення осадів не спостерігається? Чому?

Написати в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій добування сульфідів мангану та плюмбуму. Вказати їх забарвлення. Записати рівняння реакції розчинення  $MnS$  у кислоті. Користуючись значеннями  $ДР_{MnS}$  і  $ДР_{PbS}$ , а також правилом добутку розчинності, пояснити: а) різні результати дії  $H_2S$  та  $Na_2S$  на сіль мангану; б) утворення осаду  $PbS$  в обох випадках. Утворення чорного осаду  $PbS$  може служити реакцією виявлення іона  $Pb^{2+}$ .

### **Дослід 3. Дія сульфатної кислоти на метали**

У дві пробірки внести по 5-8 крапель розчину розведеної сульфатної кислоти і по 2-3 гранули металів: у першу – цинку, в другу – міді. Якщо реакція проходить повільно, то слід підігріти пробірки на невеликому полум'ї пальника.

В якому випадку реакція не відбувається? Чому? Написати рівняння реакцій, що протікають. Який елемент у цих реакціях є відновником?

У дві пробірки внести по 2–3 мл концентрованої сульфатної кислоти і додати в одну з них 2–3 шматочки міді, а в іншу – 2–3 гранули цинку. Пробірки трохи підігріти на невеликому полум'ї пальника. Спостерігати виділення газів в обох пробірках. До отворів пробірок по черзі піднести вологий синій лакмусовий папірець і папірець, змочений розчином плюмбум(II) ацетату.

Записати спостереження. Які гази виділяється? Написати рівняння реакцій, що проходять, і вказати, який елемент у молекулі сульфатної кислоти є окисником. Написати можливі рівняння реакцій взаємодії конц. сульфатної кислоти з цинком із утворенням: а) сірчистого газу; б) сірки; в) сірководню?

### **Властивості р-елементів VII групи та їх сполук**

#### **Дослід 1 (демонстраційний). Добування і горіння водню**

У пробірку помістити декілька шматочків цинку і долити 5–7 мл розведеної (1:1) хлоридної кислоти. Пробірку щільно закрити корком з капіляром і закріпити в лапці штатива. Відзначити бурхливе протікання реакції. Через 20–30 сек. після початку реакції можна перевірити водень, який виділяється, на чистоту. Для цього надіти на капіляр суху пробірку, перевернуту догори дном. Через 30 сек. пробірку зняти з капіляра і закрити її отвір пальцем. Потім піднести пробірку до пальника, відкрити отвір і підпалити водень. Якщо в пробірці чистий водень, то він запалюється і горить блідо–блакитним полум'ям. Якщо ж у пробірці ще є кисень повітря, то відбувається легкий вибух, що супроводжується різким свистом.

Написати рівняння реакції одержання і горіння водню. Що є окисником в цьому процесі? Чому пробірку для збирання водню слід тримати догори дном?



Чи можна одержати водень із хлоридної кислоти при заміні цинку на інший метал?

### **Дослід 2. Відновлення калій перманганату гідроген пероксидом**

Внести у пробірку декілька крапель розчину гідроген пероксиду, підкислити його декількома краплями розчину сульфатної кислоти і додати краплями розчин калій перманганату. Відзначити знебарвлення розчину. Написати рівняння реакції, враховуючи, що утворюється сіль мангану(II) і вільний кисень.

### **Дослід 3 (демонстраційний). Добування хлору і хлорної води**

В колбу місткістю 200–250 мл, що закріплена в штативі, внести 8–10 г калій перманганату. Колбу закрити корком з газовідвідною трубкою і ділильною лійкою, в яку налити концентровану хлоридну кислоту. Відкрити кран ділильної лійки і спостерігати бурхливий початок реакції. Кінець газовідвідної трубки опустити на дно підставленої сухої пробірки і спостерігати її заповнення жовто–зеленим газом. Дослід проводити **під тягою!!!** Написати рівняння реакції, враховуючи, що калій перманганат переходить у манган(II) хлорид. Вказати окисник і відновник.

Кінець газовідвідної трубки опустити на дно циліндра об'ємом 100 мл, заповненого дистильованою водою, і пропускати хлор, що виділяється, протягом 8–10 хвилин. Відзначити зміну забарвлення води. Написати рівняння реакції.

### **Дослід 4. Характерні реакції на галогенід-іони**

Утворення осадів AgCl, AgBr і AgJ є характерною реакцією на галогенід-іони. Отримати вказані речовини за допомогою реакції обміну. Необхідні розчини солей брати в кількості 4-5 крапель. До отриманих осадів додати розчину амоніаку. Чи спостерігається їх розчинення?

Написати в молекулярній та іонній формі рівняння реакцій, відзначити кольори добутих осадів і результат дії на них розчину амоніаку.

## **2.3.3. ВЛАСТИВОСТІ *d*-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ**

### **Теоретична частина**

***d*-елементи** – елементи у періодичній таблиці, в електронній оболонці яких валентні електрони з найвищою енергією займають *d*-орбіталь. Множина таких елементів утворює ***d*-блок**: в нього входять елементи від 1 до 8 групи побічних підгруп (чи 3 до 12 групи у довгому варіанті). ***d*-елементи** заповнюють *d*-оболонку *d*-елекtrонами, яка в елементів починається  $s^2d^1$  (третья група) і закінчується  $s^2d^{10}$  (дванадцята група). Однак існують деякі порушення в цій послідовності, наприклад, у Хрому  $s^1d^5$  (але не  $s^2d^4$ ) вся одинадцята група має конфігурацію  $s^1d^{10}$  (але не  $s^2d^9$ ). Одинадцята група має заповнені *s*- і *d*-електрони. *d*-елементи також відомі як перехідні метали або перехідні елементи. Однак точні межі, що відокремлюють перехідні метали від інших груп хімічних елементів, ще не проведені. Хоча деякі автори вважають, що елементи, що входять до *d*-блок, є перехідними елементами, в яких *d*-електрони є частково заповненими або в нейтральних атомах або іонах, де ступінь окислювання дорівнює нулю. Міжнародний союз

фундаментальної та прикладної хімії (англ. International Union of Pure and Applied Chemistry, IUPAC) в даний час приймає такі дослідження як достовірні і повідомляє, що це відноситься тільки до 3–12 груп хімічних елементів. Метали 12<sup>ої</sup> внаслідок повного заповнення *d*-оболонки не відповідають класичному визначенню *d*-елементів, тому їх можна вважати і постперехідними металами. Для прикладу наведено характеристики елементів II групи побічної підгрупи (12 групи у довгому варіанті) (табл. 17), VI групи побічної підгрупи (6 групи у довгому варіанті) (табл. 19) та VII групи побічної підгрупи (7 групи у довгому варіанті) періодичної системи (табл. 19).

Таблиця 17.

Характеристика елементів II групи побічної підгрупи періодичної системи  
(12 група у довгому варіанті)

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
4	Zn	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	+2
5	Cd	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	+2
6	Hg	[Xe] 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	+ 1; +2

В *s*-блоці та *p*-блоці періодичної таблиці аналогічні властивості, через періоди, як правило, не спостерігаються: найважливіші властивості посилюються по вертикалі у нижніх елементів даних груп. Примітно, що відмінності елементів входять до *d*-блоку по горизонталі, через періоди, стають вираженішими.

Таблиця 18.

Характеристика елементів VI групи побічної підгрупи періодичної системи  
(6 група у довгому варіанті)

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
4	Cr	[Ar] 3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	+3; +6
5	Mo	[Kr] 4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	+4; +6
6	W	[Xe] 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>	+ 4; +6
7	Sg	[Rn] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>4</sup> 7s <sup>2</sup>	

Лютецій і Лоуренсій знаходяться в *d*-блоці, та вони не вважаються перехідними металами, але лантаноїди й актиноїди, однак, такими вважаються з погляду ІЮПАК. Дванадцята група хімічних елементів хоч і знаходиться в *d*-блоці, проте вважається, що елементи, які до неї входять, є постперехідними.

Таблиця 19.

Характеристика елементів VII групи побічної підгрупи періодичної системи  
(7 група у довгому варіанті)

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
4	Mn	[Ar] 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	+ 2; +3; +4; +6; +7
5	Tc	[Kr] 4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	+4; +7
6	Re	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	+ 4; +7
7	Bh	[Rn] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>5</sup> 7s <sup>2</sup>	

**f-елементи** – елементи в періодичній таблиці, f-електронну оболонку атомів яких заповнюють **f-електрони**. Вони входять в третю групу побічну підгрупу періодичної системи Д. І. Менделєєва. Це найбільша підгрупа, яка містить 32 хімічних елементів. **f-блок** відображається як виноска в стандартній періодичній таблиці з 18 стовпцями, або розташовується ліворуч у центрі повної таблиці із шириною з 32 стовпцями. Атоми елементів третьої групи мають на зовнішньому

енергетичному рівні два або три електрони, а на передостанньому – вісім або дев'ять. Лантаноїди і актиноїди різняться числом електронів на  $f$ -підрівні. В утворенні хімічних зв'язків беруть участь електрони зовнішніх, частково передостанніх і третього зовні енергетичних рівнів. У елементів цієї групи переважає ступінь окиснення +3, однак мають місце і ступені окиснення у лантаноїдів +4; актиноїди мають +4, +5, +6, +7. Елементи побічної підгрупи, що містять по два електрони на  $ns$ -підрівні є характерними активними металами.

Елементи  $f$ -блоку займають два ряди виділені з 6 і 7 періодів. Всі хімічні елементи є металами. Електрони з  $f$ -орбіталей в значній мірі не активні у вираженні хімічних властивостей елементів (валентності) періодів 6 та 7 з  $f$ -блоків. Їхні хімічні властивості в основному визначаються одним електроном на  $d$ -орбіталі і двома електронами на  $s$ -орбіталах, які є зовнішні і знаходяться над  $f$ -орбіталами. Таким чином ці елементи мають тенденцію демонструвати такі ж хімічні властивості, як і їхні аналоги — перехідні метали. Елементи  $f$ -блоку з 7 періоду поведуться хімічно подібно до їх аналогів 6 періоду. Для елементів  $f$ -блоку спільним є наявність одного або більше електронів у внутрішній  $f$ -орбітальній області.  $f$ -орбіталі можуть містити до семи пар електронів, тому кожен блок займає чотирнадцять рядків у періодичній таблиці. Їм не приписані номери груп в таблиці, оскільки вертикальні періодичні закономірності неможливо визначити в рамках «групи» з двох елементів. Фактична електронна конфігурація елементів, що входять в цей блок, може відрізнитися від справжньої і не може не підпадати під визначення **правила Маделунга** (також **Правило  $n + l$** ; чи **принцип Ауфбау**). Блок  $f$ -елементів 6 і 7 періодів ділиться на дві групи:

1. Елементи, у яких електрони перебувають на  $4f$ - орбіталі, належать до лантаноїдів,
2. Елементи, у яких електрони перебувають на  $5f$ -орбіталі, належать до актиноїдів.

### Питання для самопідготовки:

1. Існування у природі, методи добування та фізичні властивості елементів підгрупи Цинку та Купруму.
2. Електронна будова атомів та основні ступені окиснення елементів підгрупи Цинку та Купруму.
3. Хімічні властивості простих речовин підгрупи Цинку та Купруму.
4. Оксиди та гідроксиди елементів підгрупи Цинку.
5. Комплексні сполуки елементів підгрупи Цинку.
6. Оксиди та гідроксиди елементів підгрупи Купруму.
7. Комплексні сполуки елементів I-В підгрупи.
8. Напишіть рівняння реакції утворення основного купрум (II) карбонату, зелений наліт якого з'являється на поверхні виробів з міді під дією  $H_2O$ ,  $CO_2$  і  $O_2$ , що знаходяться в повітрі.
9. Напишіть реакцію розчинення купрум (II) карбонату при дії аміаку.
10. В чому проявляється схожість та відмінність  $3d$ -,  $4f$ - та  $5f$ -елементів.
11. Хімічна активність лантаноїдів та актиноїдів.
12. Напишіть рівняння ядерних реакцій утворення протактинію-231 з урану-235, якщо відомо, що атом Урану послідовно піддається  $\alpha$ - та  $\beta$ -розпаду.
13. Охарактеризуйте промислове значення РЗЕ та актиноїдів.
14. Відношення простих речовин елементів підгрупи Титану до неметалів, води, кислот і лугів.
15. Застосування титану, цирконію, гафнію та сполук цих елементів. Стопи Титану.

### Експериментальна частина

## *Лабораторна робота № 13*

### **Властивості d-елементів I-V груп періодичної системи**

**Мета роботи.** Ознайомитися з властивостями d- та f-елементів I-V груп та їх сполуками.

#### **Властивості d-елементів I групи та їх сполук**

**Дослід 1. Взаємодія міді з розбавленими і концентрованими кислотами**

У три пробірки помістити по шматочку міді і додати по 5-6 крапель 2 н розчинів кислот: у першу – хлоридної, в другу – сульфатної, в третю – нітратної. Чи забарвився розчин у пробірках у синьо-голубий колір, характерний для іона  $\text{Cu}^{2+}$ ?

Проробити аналогічний дослід з концентрованими кислотами без нагрівання і при обережному нагріванні. З якими кислотами взаємодіє мідь?

При написанні рівняння реакції взаємодії міді з розбавленою нітратною кислотою вважати, що нітратна кислота відновлюється до NO. Чому мідь не взаємодіє з хлоридною кислотою і розбавленою сульфатною? Написати рівняння реакцій взаємодії міді з концентрованими кислотами, вважаючи, що концентрована нітратна кислота відновлюється міддю до нітроген (IV) оксиду, а сульфатна – до сульфур (IV) оксиду.

#### **Дослід 2. Взаємодія купрум (II) оксиду з кислотами**

У дві пробірки внести невелику кількість купрум (II) оксиду і додати по 5-6 крапель 2 н розчинів кислот: в одну – хлоридної, в другу – сульфатної. Спостерігати в обох випадках появу забарвлення розчину. Присутністю яких іонів воно зумовлене? Написати рівняння реакцій.

#### **Дослід 3. Характерні реакції на іони галогенів**

Утворення осадів  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$  і  $\text{AgI}$  є характерною реакцією на галогенаніони. Отримати вказані осадки реакцією обміну. Необхідні розчини брати в кількості 4-5 крапель. Розділити отримані осадки на дві пробірки. В одну пробірку з осадком додати 2-3 краплі розчину нітратної кислоти, в другу – розчину аміаку. Чи спостерігається їх розчинення?

Написати рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах, зазначити кольори отриманих осадків і результат дії на них нітратної кислоти та аміаку.

#### **Властивості d-елементів II групи та їх сполук**

##### **Дослід 1. Розчинення цинку в кислотах і лугах.**

Налити у пробірку декілька крапель 2 н розчину сульфатної кислоти, внести гранулу цинку і злегка підігріти. Те ж саме проробити з концентрованою сульфатною кислотою і за запахом визначити виділення сульфур диоксиду. Таким самим способом перевірити розчинність цинку в 2 н розчині хлоридної кислоти і в 2 н розчині лугу.

Описати спостережені явища. Чому розбавлена і концентрована сульфатна кислота по різному реагує з цинком? Який атом і в якому ступені окиснення є окисником в одному і в іншому випадку?

### **Дослід 2. Добування цинк сульфіді і кадмій сульфіді**

У дві пробірки, в одній з яких міститься декілька крапель розчину солі цинку, а в іншій – солі кадмію, додати по 2-3 краплі розчину натрій сульфіді. Відмітити забарвлення осадів і додати в кожен пробірку по одній краплі 2 н розчину хлоридної кислоти. Який з сульфідів є більш розчинним у хлоридній кислоті?

Користуючись правилом добуток розчинності, пояснити різну розчинність сульфідів цинку і кадмію у кислоті. Написати рівняння реакцій.

### **Дослід 3. Взаємодія меркурій (II) нітрату з надлишком калій іодиду**

Помістити у пробірку 1-2 краплі розчину меркурій (II) нітрату осадити меркурій (II) іодид, додавши 2 краплі розчину калій іодиду. Додати надлишок розчину калій іодиду. Що відбулося з розчином? Що можна сказати про розчинність комплексної сполуки  $\text{HgI}_2 \cdot 2\text{KI}$ ? Написати координаційну формулу цієї сполуки, враховуючи, що іон меркурію  $\text{Hg}^{2+}$  має координаційне число 4. До отриманого розчину додати 2 краплі розчину аргентум нітрату. Яка розчинність отриманої комплексної сполуки?

Відповісти на питання, назвати обидві комплексні солі, написати рівняння реакцій у молекулярній та іонніймах. Написати вирази констант нестійкості отриманого комплексного аніона.

### **Властивості d-елементів III групи та їх сполук**

#### **Дослід 1. Взаємодія солі лантану з лугом**

Помістити у пробірку 3-4 краплі солі лантан (III) нітрату і осадити лантан (III) гідроксид рівним об'ємом розчину лугу. Розділити отриману речовину на дві пробірки. Додати в одну з них надлишок лугу. Чи розчиняється отриманий осад лантан (III) гідроксиду? У другу пробірку додати розчин нітратної кислоти. Який характер лантан (III) гідроксиду? Записати рівняння реакцій.

#### **Дослід 2. Добування малорозчинних солей лантану**

У три пробірки помістити по 3-4 краплі розчину лантан (III) нітрату. У першу пробірку додати 2-3 краплі розчину натрій ортофосфату, у другу – стільки ж 1 н розчину оксалатної кислоти, в третю – 1-2 краплі розчину натрій флуориду. Записати рівняння реакцій.

### **Властивості d-елементів IV групи та їх сполук**

#### **Дослід 1. Властивості сполук титану (III)**

В три пробірки внести по 3-4 краплі розчину солі титану (III). В першу пробірку додайте краплинами розчину калій перманганату. Що спостерігається?

У дві інших пробірки додайте розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте за утворенням темно-коричневого осаду титан (III) гідроксиду. Осад на повітрі досить швидко окислюється. В одну пробірку долийте розчину сульфатної кислоти, а в другу – надлишок лугу. Який висновок можна зробити про хімічний характер титан (III) гідроксиду? Напишіть рівняння реакцій.

#### **Дослід 2. Добування і властивості цирконій (IV) гідроксиду**

До 1 мл розчину нітрату цирконілу додати розчин натрій гідроксиду. Спостерігайте за утворенням білого драглистого осаду цирконій (IV) гідроксиду. Розділіть осад з розчином у дві пробірки і долейте в одну з них сульфатної кислоти, а в другу надлишок лугу. Спостерігайте за розчиненням осаду в кислоті. Напишіть рівняння реакцій.

### **Дослід 3. Добування цирконій (IV) ортофосфату**

Налити у пробірку 1 мл розчину нітрату цирконілу і добре підкислити хлоридною кислотою, а потім додайте розчин натрій гідрофосфату. Спостерігайте за утворенням білого осаду цирконій (IV) ортофосфату. Напишіть рівняння реакцій.

## **Властивості d-елементів V групи та їх сполук**

### **Дослід 1. Отримання малорозчинних ванадатів**

У чотири пробірки внести по 3-4 краплі розчину натрій метаванадату і додати по 3 краплі розчинів: у першу – барій хлориду, у другу – купрум (II) сульфату, в третю – аргентум нітрату, в четверту – плюмбум (II) нітрату. Спостерігати випадання осадів і відмітити їх забарвлення.

Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій, враховуючи, що для барію і плюмбуму отримують солі метаванадатної кислоти, а для аргентуму – солі ортованадатної кислоти  $H_3VO_4$ . Для купруму в залежності від рН розчину можуть бути солі метаванадатної кислоти (осад синьо-зеленого кольору) або ортованадатної кислоти (осад жовто-зеленого кольору).

### **Дослід 2. Окиснювальні властивості ванадатів**

До 1 мл підкисленого розчину натрій ванадату додати 1-2 краплі розчину калій іодиду. Спостерігайте за виділенням вільного іоду. Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що ванадій (V) відновлюється до ванадію (III).

### **Дослід 3. Утворення сполук ванадію (IV), ванадію (III), ванадію (II)**

Налийте у пробірку 5-6 мл розчину натрій ванадату, додайте концентрованої хлоридної кислоти і шматочок цинку. Спостерігайте за перебігом реакції і зміною забарвлення розчину внаслідок послідовного відновлення ванадію до сполук ванадію з нижчими ступенями окиснення: ванадій (IV) – синє забарвлення, ванадію (III) – зелене забарвлення, ванадію (II) – фіолетове забарвлення.

Який висновок можна зробити на основі проведених дослідів? Напишіть рівняння реакцій.

## **Питання для самопідготовки:**

1. Існування у природі, методи добування та фізичні властивості елементів підгрупи Хрому та Феруму. 2. Електронна будова атомів та основні ступені окиснення елементів підгрупи Хрому. 3. Хімічні властивості простих речовин. 4. Сполуки елементів підгрупи Хрому зі ступенями окиснення +6 та +3. 5. Вплив рН-середовища на окисню дію біхромат – іона. 6. Особливості електронної будови атомів та основні ступені окиснення. 7. Який характер проявляють оксиди хрому при ступенях окиснення +2, +3 і +6? 8. Напишіть

формули манган гідроксидів, який виявляють: а) амфотерні властивості; б) основні властивості; в) кислотні властивості. 9. Яким чином з  $\text{KMnO}_4$  можна отримати: а) калій манганат; б)  $\text{MnO}_2$ ; в) манган (II) сульфат? Напишіть рівняння реакцій. 10. Назвіть найбільш стійкі гідроксиди феруму, кобальту і ніколу. 11. Як змінюються відновні та окисні властивості іонів в ряду:  $\text{Fe}^{+2} - \text{Co}^{+2} - \text{Ni}^{+2}$ . 12. Взаємодія елементів тріади Феруму з неметалами, кислотами, лугами. 13. Біологічна функція і токсична дія сполук елементів родини Феруму та Хрому. 14. Іржавіння заліза та методи захисту від іржі. 15. Фізичні та хімічні властивості платинових металів.

## Експериментальна частина

### *Лабораторна робота № 14*

#### **Властивості d-елементів VI-VIII груп періодичної системи**

##### **Властивості d-елементів VI групи та їх сполук**

##### **Дослід 1. Одержання і властивості хром(III) гідроксиду**

Добути у двох пробірках малорозчинний хром(III) гідроксид через взаємодію 3-4 крапель розчину солі хрому(III) з двома краплями 2 н. розчину луку. Випробувати відношення хром гідроксиду до кислоти і до надлишку луку, для чого додати в одну пробірку краплями 2 н. розчин сульфатної кислоти, а в другу – 2 н. розчин луку до розчинення осаду.

Написати рівняння реакцій: а) добування хром(III) гідроксиду; б) взаємодії хром(III) гідроксиду з кислотою та з лугом, враховуючи, що в другому випадку утворюється комплексний аніон  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ . Як називається відповідна калієва сіль? При підкисленні розчину відбувається поступове заміщення гідроксидних лігандів у гідросокомплексі хрому(III) на молекули води з утворенням аквакомплексу. При цьому координаційне число комплексоутворювача не змінюється. Зробити висновок про кислотно-основний характер хром(III) гідроксиду.

##### **Дослід 2. Паралельний гідроліз хром(III) сульфату і натрій карбонату**

До 2–3 крапель розчину хром(III) сульфату додати краплями розчин натрій карбонату до утворення осаду  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ . Зафіксувати виділення газу.

Чому не утворюється хром(III) карбонат? Який газ виділяється? Написати молекулярне та іонне рівняння реакції. Яка форма гідролізу хром(III)сульфату мала місце в цій реакції?

##### **Дослід 3. Одержання малорозчинних хроматів**

У три пробірки з розчином калій хромату додати по 2–3 краплі розчинів: в першу – барій хлориду, в другу – плюмбум(II) ацетату, в третю – аргентум(I) нітрату. Відзначити кольори осадів, що утворилися.

Написати в молекулярній та іонній формах рівняння реакцій.

##### **Властивості d-елементів VII групи та їх сполук**

##### **Дослід 1. Манган (II) гідроксид і його властивості**

У дві пробірки внести по 3-4 краплі розчину солі мангану (II) і по 2-3 краплі 2 н розчину лугу. Який колір отриманого осаду манган (II) гідроксиду? Розмішати осад в одній пробірці і відмити його побуріння внаслідок окиснення Mn (II) до Mn (IV). У другу пробірку з осадом манган (II) гідроксиду додати 2-3 краплі 2 н сульфатної кислоти. Що спостерігається? Які властивості характерні для манган (II) гідроксиду?

Написати рівняння реакцій: добування манган (II) гідроксиду і його окиснення киснем повітря в  $MnO(OH)_2$ ; взаємодії манган (II) гідроксиду з сульфатною кислотою.

### **Дослід 2. Відновлення мангану (VII) манганом (II)**

Налити в пробірку 1 мл розчину манган сульфату і додати декілька крапель розчину калій перманганату. Що спостерігається? Перевірити реакцію середовища у пробірці індикаторним папірцем. Напишіть рівняння реакцій.

### **Дослід 3. Розклад $KMnO_4$ при нагріванні. (Демонстраційний)**

Помістити декілька кристаликів калій перманганату у пробірку, закріпити її в штативі горизонтально і нагрівати на невеликому полум'ї пальника до повного розкладу речовини. Після охолодження пробірки до сухого залишку додати 5-6 крапель води. Відмити забарвлення отриманого розчину. Яка речовина перебуває в осаді? Яка в розчині?

Написати рівняння реакції розкладу калій перманганату. Вказати окисник і відновник.

### **Властивості d-елементів VIII групи та їх сполук**

#### **Дослід 1. Дія на солі феруму(III) калій роданіду**

Помістити в пробірку 5-6 крапель розчину ферум(III) хлориду і додати одну краплю розчину калій роданіду. Відзначити зміну кольору розчину. Перенести 1 краплю одержаного розчину в іншу пробірку і додати 8-10 крапель води. Записати рівняння реакції з утворенням  $Fe(SCN)_3$ . Чим пояснюється світліше забарвлення при розведенні?

#### **Дослід 2. Комплексні сполуки Феруму, Кобальту і Нікелю**

**Одержання турнбулевої сині і берлінської блакиті.** Приготувати в пробірці розчин сульфату Феруму(II) і додати одну краплю червоної кров'яної солі  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Спостерігати утворення осаду комплексного сполуки, тривіальна назва якої "турнбулева синь".



Написати рівняння реакції в молекулярній і йонній формі, навести номенклатурні назви обох сполук. ферум(III) хлориду і додати 1 краплю розчину калій гексаціаноферрату(II) (жовтої кров'яної солі  $K_4[Fe(CN)_6]$ ). Спостерігати випадання осаду комплексного сполуки (відзначити колір), тривіальна назва якого «берлінська блакить».



Написати молекулярне і йонне рівняння утворення комплексного сполуки, навести її номенклатурну назву.



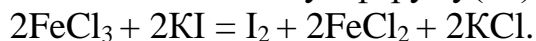
У звіті відмітити, що сучасні дослідження показали ідентичність складу турнбулевої сині і берлінської блакиті, які відрізняються тільки будовою комплексів.

### **Дослід 3. Окисно-відновні властивості сполук феруму(II) і феруму(III)**

**Відновні властивості йонів  $Fe^{2+}$ .** В пробірку помістити 6 крапель розчину дихромату калію, підкислити розбавленою сірчаною кислотою (5-6 крапель), потім додати один мікрошпатель кристалічного сульфату феруму(II). Спостерігати зміну забарвлення розчину.

У звіті написати рівняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

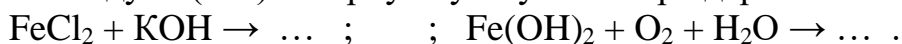
**Окиснювальні властивості йонів  $Fe^{3+}$ .** В пробірку внести по 3–4 краплі розчину ферум(III) хлориду і додати 1–2 краплі розчину калій іодиду В який колір і чому забарвлюється розчин у пробірці? Описати дослід і зробити висновок про окиснювальні властивості сполук феруму(III):



### **Дослід 4. Одержання і дослідження властивостей гідроксидів феруму(II), кобальту(II) і нікелю(II)**

**Гідроксид феруму(II).** Розчини солей феруму(II) ніколи не готують заздалегідь, оскільки вони легко окиснюються киснем повітря. Тому в дослідах використовується найбільш стійка кристалічна подвійна сіль – сіль Мора  $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$  або її розчин, який готується безпосередньо перед дослідом (в пробірку насипають один мікрошпатель солі Мору і розчиняють в 6-8 краплях води). У рівняннях реакцій замість формули солі Мору можна користуватися формулою сульфату феруму (II).

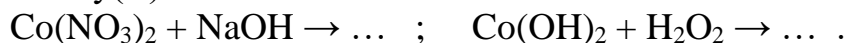
У пробірку з 6 краплями розчину солі Мору додати по краплях розчин лугу до випадання осаду  $Fe(OH)_2$ . Звернути увагу на колір одержаного гідроксиду.



Перемішати отриманий осад скляною паличкою, спостерігати поступовий перехід забарвлення у бурий колір внаслідок окиснення гідроксиду феруму(II) в гідроксид феруму(III), формулу якого слід записувати у вигляді  $FeO(OH)$ , оскільки катіон феруму(+3) має сильну поляризуючу дію, наслідком якої у момент утворення  $Fe(OH)_3$  є реакція :

Написати рівняння реакцій : а) утворення гідроксиду феруму(II); б) його окиснення в гідроксид феруму(III) під дією кисню повітря і води; в) перетворення  $Fe(OH)_2$  на гідроксид оксоферуму (III).

**Гідроксид кобальту(II).** У дві пробірки внести по 6 крапель розчину солі кобальту(II) і додати по краплях розчин лугу. Реакція відбувається. Спочатку з'являється синій осад основної солі  $Co(OH)Cl$ , який потім стає рожевим, що вказує на утворення гідроксиду кобальту(II). Осад в одній пробірці розмішати скляною паличкою і залишити на повітрі, а в іншу додати 2-3 краплі 3 %-го розчину пероксиду водню. У якій з пробірок спостерігається окиснення гідроксиду кобальту(II)?



Описати дослід і написати рівняння реакцій.

*Гідроксид нікелю(II)*. У три пробірки помістити по 6 крапель розчину солі нікелю(II) і додати по краплях розчин лугу до випадання осаду Ni(OH)<sub>2</sub>. Відмітити колір осаду. У першій пробірці осад перемішати скляною паличкою і залишити на повітрі, в другу додати 2-3 краплі 3 % розчини H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> а в третю – 1 краплю бромистої води. У якому випадку відбувається окиснення Ni(OH)<sub>2</sub>?



Описати дослід і написати рівняння реакцій.

За результатами досліду зробити загальний висновок про зміну відновних властивостей сполук у ряді Fe(OH)<sub>2</sub> → Co(OH)<sub>2</sub> → Ni(OH)<sub>2</sub>.

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

### *Основна література:*

1. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Ключова ; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.

3. Хімія неорганічна. Лабораторний практикум: методичні вказівки / Укл.: Л. В. Піскач, І. І. Петрусь. – Луцьк: П «Зоря-плюс» ВОО ВОІ СОІУ, 2020. 55 с.

4. Хімія неорганічна. Завдання для підготовки до контрольних опитувань: метод. рекомендації з організації самостійної роботи (запитання, задачі, вправи) / Укл.: Л. В. Піскач, І. І. Петрусь. Луцьк: П «Зоря-плюс» ВОО ВОІ СОІУ, 2020. 89 с.

### *Додаткова література:*

1. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, 2012. К. : Вища шк., 2009. 471 с.

2. Сиса Л. В. Неорганічна хімія в розрахункових задачах для комп'ютерного контролю знань / Л. В. Сиса, В. М. Сомов. – Луцьк: Видав. обл. друкарні, 2006. – 287 с.

### *Інформаційні ресурси:*

1. Методичні вказівки з загальної та неорганічної хімії для самостійної та аудиторної роботи студентів фармацевтичного факультету (Змістовий модуль 1. Загальна хімія). Спосіб доступу:

[http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1\\_Navchalno-org\\_robota/Metodychne\\_zabezpechennaj/Metod\\_Inorganic\\_chem\\_1\\_pharm\\_M-1.pdf](http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1_Navchalno-org_robota/Metodychne_zabezpechennaj/Metod_Inorganic_chem_1_pharm_M-1.pdf)

2. Методичні вказівки з загальної та неорганічної хімії для самостійної та аудиторної роботи студентів фармацевтичного факультету (Змістовий модуль 2. Неорганічна хімія). Спосіб доступу:

[http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1\\_Navchalno-org\\_robota/Metodychne\\_zabezpechennaj/Metod\\_Inorganic\\_chem\\_1\\_pharm\\_M-2.pdf](http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1_Navchalno-org_robota/Metodychne_zabezpechennaj/Metod_Inorganic_chem_1_pharm_M-2.pdf)

3. <http://chemistry.inf.ua>

4. [http://schoolchem.ho.ua/assistant/Solution\\_1\\_2.html](http://schoolchem.ho.ua/assistant/Solution_1_2.html)

5. <https://chemiday.com/uk/encyclopedia>

6. <https://uk.wikipedia.org/wiki/>

ДОДАТОК

Таблиця 1

Деякі одиниці міжнародної системи (СІ)

Величина	Одиниця	
	Назва	Позначення
<b>Основні одиниці</b>		
Довжина	Метр	м
Маса	Кілограм	кг
Час	Секунда	с
Сила струму	Ампер	А
Температура	Кельвін	К
Кількість речовини	Моль	моль
<b>Похідні одиниці</b>		
Об'єм	Метр кубічний	м <sup>3</sup>
Густина	Кілограм на метр кубічний	кг/м <sup>3</sup>
Сила, вага	Ньютон	Н
Тиск	Паскаль	Па
Енергія	Джоуль	Дж
Робота		
Кількість теплоти		
Потужність	Ватт	Вт
Кількість електрики	Кулон	Кл
Електрична напруга	Вольт	В
Електричний потенціал		
Електрорушійна сила		

Таблиця 2

Співвідношення між деякими несистематичними одиницями і одиницями СІ

Величина	Одиниця	Еквівалент в СІ
Довжина	Мікрон чи мікрометр (мкм)	10 <sup>-6</sup> м
	Ангстрем (А)	10 <sup>-10</sup> м
Маса	Карат (кар)	2 · 10 <sup>-4</sup> кг
	Грам (г)	10 <sup>-3</sup> кг
	Тонна (т)	10 <sup>3</sup> кг
Тиск	Атмосфера фізична (атм)	1,01325 · 10 <sup>3</sup> Па
	Міліметр ртутного стовпчика (мм.рт.ст.)	133,322 Па
Температура	Градуси Цельсія (0° С)	273 К
Об'єм	Літр (л) = Дециметр кубічний (дм <sup>3</sup> )	10 <sup>-3</sup> м <sup>3</sup>
Енергія, робота, кількість теплоти	Електронвольт (еВ)	1,60219 · 10 <sup>-19</sup> Дж
	Калорія (кал)	4,1868 Дж
	Кілокалорія (ккал)	4186,8 Дж
Дипольний момент	Дебай (D)	3,34 · 10 <sup>-30</sup> Кл·м

## Значення деяких фундаментальних фізичних сталих

Стала	Позначення	Числове значення
Швидкість світла у вакуумі	$c$	$2,9979246 \cdot 10^8$ м/с
Стала Планка	$h$	$6,62618 \cdot 10^{-31}$ Дж·с
Елементарний електричний заряд	$e$	$1,602189 \cdot 10^{-19}$ Кл
Стала Авогадро	$N$	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль <sup>-1</sup>
Стала Фарадея	$F$	96 484,6 Кл/моль 26,8 А·год/моль
Універсальна газова стала	$R$	8,3144 Дж/(моль·К) 0,0821 л·атм/(моль·К) 62 360 мм рт. ст.·мл/(моль·К)
Нормальні умови	<i>н.у.</i> : $T_0, P_0$	273 К, 101 325 Па
Молярний об'єм газу при н. у.	$V_0$	22,4 л
Атомна одиниця маси	<i>а.о.м.</i>	$1,66054 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою електрона	$m_e$	$9,10939 \cdot 10^{-31}$ кг
Маса спокою протона	$m_p$	$1,67262 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою нейтрона	$m_n$	$1,67493 \cdot 10^{-27}$ кг

## Назви найважливіших кислот

Формули кислот	Назви	
	кислоти	аніонів їх солей
1	2	3
HAIO <sub>2</sub>	метаалюмінієва кислота	метаалюмінат
HAsO <sub>2</sub>	метаарсенітна	метаарсеніт
H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	ортоарсенітна	ортоарсеніт
HAsO <sub>3</sub>	метаарсенатна	метаарсенат
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	ортоарсенатна	ортоарсенат
HBO <sub>2</sub>	метаборна	метаборат
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	ортоборна	ортоборат
H <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub>	тетраборна	тетраборат
HBr	бромідна	бромід
HBrO	гіпобромідна	гіпобромідна
HBrO <sub>3</sub>	броматна	броматна
HCOOH	мурашина (етанова)	форміат
CH <sub>3</sub> COOH	оцтова	ацетат
HCN	ціанідна (синильна)	ціаніди
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	карбонатна	карбонат
H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	оксалатна (щавелева)	оксалат
HCl	хлоридна	хлорид
HClO	гіпохлоритна	гіпохлорит
HClO <sub>2</sub>	хлоритна	хлорит
HClO <sub>3</sub>	хлоратна кислота	хлорат
HClO <sub>4</sub>	перхлоратна	перхлорат
HCrO <sub>2</sub>	метахромітна	метахроміт

1	2	3
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	хроматна	хромат
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	дихроматна	дихромат
HI	йодидна	йодид
HIО	гіпойодитна	гіпойодит
HIО <sub>3</sub>	йодатна	йодат
HIО <sub>4</sub>	перйодатна	перйодати
HMnO <sub>4</sub>	перманганатна	перманганат
H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	манганатна	манганати
H <sub>2</sub> MoO <sub>4</sub>	молібдатна	молібдати
HN <sub>3</sub>	азидна (гідроген азид)	азид
HNO <sub>2</sub>	нітритна	нітрит
HNO <sub>3</sub>	нітратна	нітрат
HPO <sub>3</sub>	метафосфорна	метафосфат
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	ортофосфатна	ортофосфат
H <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	дифосфатна (пірофосфатна)	дифосфат (пірофосфат)
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	фосфітна	фосфіт
H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub>	гіпофосфітна	гіпофосфіт
H <sub>2</sub> S	сульфідна	сульфід
HSCN	тіоціанатна	роданід
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	сульфітна	сульфіт
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	сульфатна	сульфат
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	тіосульфатна	тіосульфат
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	дисульфатна (піросульфатна)	дисульфат (піросульфат)
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	надсульфатна (пероксосульфатна)	надсульфат (пероксосульфат)
H <sub>2</sub> Se	селенідна	селенід
H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	селенітна	селеніт
H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	селенатна	селенат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	силікатна	силікат
H <sub>2</sub> VO <sub>3</sub>	ванадатна	ванадат
H <sub>2</sub> WO <sub>4</sub>	вольфраматна	вольфрамат

Таблиця 5

**Термодинамічні константи деяких речовин при 298 К (25 °С)**  
(стандартні ентальпії  $\Delta H_{298}^{\circ}$ , абсолютні ентропії  $S_{298}^{\circ}$  і енергії Гіббса  $\Delta G_{298}^{\circ}$ )

Речовина	$\Delta H_{298}^{\circ}$ , кДж/моль	$S_{298}^{\circ}$ , Дж/(К·моль)	$\Delta G_{298}^{\circ}$ , кДж/моль
1	2	3	4
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	-1676,0	50,9	-1582,0
C (графіт)	0	5,7	0
CCl <sub>4</sub> (г)	-135,4	214,4	-64,6
CH <sub>4</sub> (г)	-74,9	186,2	-50,3
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г)	226,8	200,8	209,2
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (г)	52,3	219,4	68,1
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (г)	-89,7	229,5	-32,9
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (р)	82,9	269,2	129,7
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (р)	-277,6	160,7	-174,8

1	2	3	4
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (глюкоза)	-1273,0	-	-919,5
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO <sub>2</sub> (г)	-393,5	213,7	-394,4
COCl <sub>2</sub> (г)	-223,0	289,2	-309,2
CaCO <sub>3</sub> (т)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaF <sub>2</sub> (т)	-1214,6	68,9	-1161,9
CaN <sub>2</sub> (т)	-431,8	105	-368,6
CaO (т)	-635,5	39,7	-604,2
Ca(OH) <sub>2</sub> (т)	-986,6	76,1	-896,8
Cl <sub>2</sub> (г)	0	222,9	0
Cl <sub>2</sub> O (г)	76,6	266,2	94,2
ClO <sub>2</sub> (г)	105,0	257,0	122,3
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (р)	251,0	-	-
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (т)	-1440,6	81,2	-1050,0
CuO (т)	-162,0	42,6	-129,9
FeO (т)	-264,8	60,8	-244,3
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (т)	-822,2	87,4	-740,3
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (т)	-1117,1	146,2	-1014,2
H <sub>2</sub> (г)	0	130,5	0
HBr (р)	-36,3	198,6	-53,3
HCN (г)	135,0	113,1	125,5
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г)	26,6	206,5	1,8
HN <sub>3</sub> (г)	294,0	328,0	238,8
H <sub>2</sub> O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H <sub>2</sub> O (р)	-285,8	70,1	-237,3
H <sub>2</sub> S (г)	-21,0	205,7	-33,8
KCl (т)	-435,9	82,6	-405,0
KClO <sub>3</sub> (т)	-391,2	143,0	-289,9
MgCl <sub>2</sub> (т)	-641,1	89,9	-591,6
Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub> (т)	-461,1	87,9	-400,9
MgO (т)	-601,8	26,9	-569,6
N <sub>2</sub> (г)	0	191,5	0
NH <sub>3</sub> (г)	-46,2	192,6	-16,7
NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> (т)	-256	-	-
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (т)	-365,4	151	-183,8
N <sub>2</sub> O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,3	210,6	86,6
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (г)	83,3	307,0	140,5
NO <sub>2</sub> (г)	33,5	240,2	51,5
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	9,6	303,8	98,4
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (г)	-42,7	178	114,1
NiO (т)	-239,7	38,0	-211,6
O <sub>2</sub> (г)	0	205,0	0
OF <sub>2</sub> (г)	25,1	247,0	42,5

продовження таблиці 5

1	2	3	4
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (Т)	-820	173,5	-
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (Т)	-1492	114,5	-1348,8
PbO (Т)	-219,3	66,1	-189,1
PbO <sub>2</sub> (Т)	-276,6	74,9	-218,3
SO <sub>2</sub> (Г)	-296,9	248,1	-300,2
SO <sub>3</sub> (Г)	-395,8	256,7	-371,2
SiCl <sub>4</sub> (р)	-687,8	239,7	-
SiH <sub>4</sub> (Г)	34,7	204,6	57,2
SiO <sub>2</sub> (кварц)	-910,9	41,8	-856,7
SnO (Т)	-286,0	56,5	-256,9
SnO <sub>2</sub> (Т)	-580,8	52,3	-519,3
Ti (Т)	0	30,6	0
TiCl <sub>4</sub> (р)	-804,2	252,4	-737,4
TiO <sub>2</sub> (Т)	-943,9	50,3	-888,6
WO <sub>3</sub> (Т)	-842,7	75,9	-763,9
ZnO (Т)	-350,6	43,6	-320,7

Таблиця 6

Константи нестійкості деяких комплексних іонів у водних розчинах при 25 °С

Схема дисоціації комплексного іона	Константа нестійкості
[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ] <sup>+</sup> ↔ Ag <sup>+</sup> + 2NH <sub>3</sub>	9,3 · 10 <sup>-8</sup>
[Ag(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> ] <sup>-</sup> ↔ Ag <sup>+</sup> + 2NO <sup>-</sup>	1,8 · 10 <sup>-3</sup>
[Ag(S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ] <sup>3-</sup> ↔ Ag <sup>+</sup> + 2S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	1,1 · 10 <sup>-13</sup>
[Ag(CN) <sub>2</sub> ] <sup>-</sup> ↔ Ag <sup>+</sup> + 2CN <sup>-</sup>	1,1 · 10 <sup>-21</sup>
[Cd(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> ↔ Cd <sup>2+</sup> + 4NH <sub>3</sub>	5,9 · 10 <sup>-8</sup>
[Cd(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> ↔ Cd <sup>2+</sup> + 6NH <sub>3</sub>	2,8 · 10 <sup>-5</sup>
[Cd(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> ↔ Cd <sup>2+</sup> + 4CN <sup>-</sup>	7,8 · 10 <sup>-18</sup>
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> ↔ Co <sup>2+</sup> + 6NH <sub>3</sub>	4,0 · 10 <sup>-5</sup>
[Cd(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup> ↔ Co <sup>3+</sup> + 6NH <sub>3</sub>	3,1 · 10 <sup>-33</sup>
[Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> ↔ Cu <sup>2+</sup> + 4NH <sub>3</sub>	2,1 · 10 <sup>-13</sup>
[Cu(CN) <sub>4</sub> ] <sup>3-</sup> ↔ Cu <sup>+</sup> + 4CN <sup>-</sup>	5,0 · 10 <sup>-31</sup>
[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup> ↔ Fe <sup>2+</sup> + 6CN <sup>-</sup>	1,0 · 10 <sup>-24</sup>
[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup> ↔ Fe <sup>3+</sup> + 6CN <sup>-</sup>	1,0 · 10 <sup>-31</sup>
[Fe(NCS) <sub>4</sub> ] <sup>-</sup> ↔ Fe <sup>3+</sup> + 4NCS <sup>-</sup>	1,4 · 10 <sup>-4</sup>
[Ni(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> ↔ Ni <sup>2+</sup> + 6NH <sub>3</sub>	1,9 · 10 <sup>-9</sup>
[HgCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> ↔ Hg <sup>2+</sup> + 4Cl <sup>-</sup>	8,5 · 10 <sup>-16</sup>
[HgBr <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> ↔ Hg <sup>2+</sup> + 4Br <sup>-</sup>	1,0 · 10 <sup>-21</sup>
[HgI <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> ↔ Hg <sup>2+</sup> + 4I <sup>-</sup>	1,5 · 10 <sup>-30</sup>
[Hg(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> ↔ Hg <sup>2+</sup> + 4CN <sup>-</sup>	4,0 · 10 <sup>-42</sup>
[Zn(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> ↔ Zn <sup>2+</sup> + 4CN <sup>-</sup>	1,0 · 10 <sup>-16</sup>
[Zn(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> ↔ Zn <sup>2+</sup> + 4 NH <sub>3</sub>	2,0 · 10 <sup>-9</sup>
[Zn(OH) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> ↔ Zn <sup>2+</sup> + 4OH <sup>-</sup>	7,1 · 10 <sup>-16</sup>

## Константи дисоціації деяких слабких електролітів у водних розчинах при 298 К

Електроліт	K		
	K <sub>1</sub>	K <sub>2</sub>	K <sub>3</sub>
Гідрогеназид HN <sub>3</sub>	2,6 · 10 <sup>-5</sup>		
Нітритна кислота HNO <sub>2</sub>	4 · 10 <sup>-4</sup>		
Амоній гідроксид NH <sub>4</sub> OH	1,8 · 10 <sup>-5</sup>		
Ортоборна кислота HBO <sub>3</sub>	5,8 · 10 <sup>-10</sup>		
Гіпобромідна кислота HBrO	2,1 · 10 <sup>-9</sup>		
Гідроген пероксид H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	2,6 · 10 <sup>-12</sup>		
Силікатна кислота H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	2,2 · 10 <sup>-10</sup>	1,6 · 10 <sup>-12</sup>	
Мурашина (метанова) кислота HCOOH	1,8 · 10 <sup>-4</sup>		
Селенітна кислота H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	3,5 · 10 <sup>-3</sup>	5 · 10 <sup>-8</sup>	
Селенідна кислота H <sub>2</sub> Se	1,7 · 10 <sup>-4</sup>	1 · 10 <sup>-11</sup>	
Сульфатна кислота H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		1,2 · 10 <sup>-2</sup>	
Сульфітна кислота H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1,6 · 10 <sup>-2</sup>	6,3 · 10 <sup>-8</sup>	
Сульфідна кислота H <sub>2</sub> S	1,1 · 10 <sup>-7</sup>	1,2 · 10 <sup>-18</sup>	
Телуритна кислота H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub>	3 · 10 <sup>-3</sup>	2 · 10 <sup>-8</sup>	
Телурідна кислота H <sub>2</sub> Te	1 · 10 <sup>-3</sup>	1 · 10 <sup>-11</sup>	
Карбонатна кислота H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4,5 · 10 <sup>-7</sup>	4,7 · 10 <sup>-11</sup>	
Оцтова (етанова) кислота CH <sub>3</sub> COOH	1,8 · 10 <sup>-5</sup>		
Гіпохлоритна кислота HClO	5,0 · 10 <sup>-8</sup>		
Хлороцтова (хлоретанова) кислота CH <sub>2</sub> ClCOOH	1,4 · 10 <sup>-3</sup>		
Ортофосфатна кислота H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	7,6 · 10 <sup>-3</sup>	6,2 · 10 <sup>-8</sup>	4,2 · 10 <sup>-13</sup>
Фторидна кислота HF	6,6 · 10 <sup>-4</sup>		
Ціанідна (синильна) кислота HCN	7,9 · 10 <sup>-10</sup>		
Щавелева (оксалатна) кислота H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	5,4 · 10 <sup>-2</sup>	5,4 · 10 <sup>-5</sup>	

## Добутки розчинності деяких малорозчинних електролітів при 298 К

Електроліт	ДР	Електроліт	ДР
AgBr	6 · 10 <sup>-13</sup>	Cu(OH) <sub>2</sub>	2,2 · 10 <sup>-20</sup>
AgCl	1,8 · 10 <sup>-10</sup>	CuS	6 · 10 <sup>-36</sup>
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	4 · 10 <sup>-12</sup>	Fe(OH) <sub>2</sub>	1 · 10 <sup>-15</sup>
AgI	1,1 · 10 <sup>-16</sup>	Fe(OH) <sub>3</sub>	3,8 · 10 <sup>-38</sup>
Ag <sub>2</sub> S	6 · 10 <sup>-50</sup>	FeS	5 · 10 <sup>-18</sup>
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	2 · 10 <sup>-5</sup>	HgS	1,6 · 10 <sup>-52</sup>
Al(OH) <sub>3</sub>	5,7 · 10 <sup>-32</sup>	MnS	2,5 · 10 <sup>-10</sup>
BaCO <sub>3</sub>	5 · 10 <sup>-9</sup>	PbBr <sub>2</sub>	9,1 · 10 <sup>-8</sup>
BaCrO <sub>4</sub>	1,6 · 10 <sup>-10</sup>	PbCl <sub>2</sub>	2 · 10 <sup>-5</sup>
BaSO <sub>4</sub>	1,1 · 10 <sup>-10</sup>	PbCrO <sub>4</sub>	1,8 · 10 <sup>-14</sup>
CaCO <sub>3</sub>	5 · 10 <sup>-9</sup>	PbI <sub>2</sub>	8,0 · 10 <sup>-9</sup>
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	2 · 10 <sup>-9</sup>	PbS	1 · 10 <sup>-27</sup>
CaF <sub>2</sub>	4 · 10 <sup>-11</sup>	PbSO <sub>4</sub>	1,6 · 10 <sup>-8</sup>
CaSO <sub>4</sub>	1,3 · 10 <sup>-4</sup>	SrSO <sub>4</sub>	3,2 · 10 <sup>-7</sup>
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	1 · 10 <sup>-29</sup>	Zn(OH) <sub>2</sub>	1 · 10 <sup>-17</sup>
Cd(OH) <sub>2</sub>	2 · 10 <sup>-14</sup>	ZnS	1,6 · 10 <sup>-24</sup>
CdS	7,9 · 10 <sup>-27</sup>	Zn CO <sub>3</sub>	1,5 · 10 <sup>-11</sup>



Стандартні електродні потенціали  $\varphi^\circ$  у водних розчинах при 25 °С

Елемент	Електродний процес	$\varphi^\circ, \text{В}$
1	2	3
Ag	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	0,80
Al	$\text{AlO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,66
Au	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Au}^{3+} + 2\text{CN}^-$	-0,61
	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	1,50
	$\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}$	1,69
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	-2,90
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3e^- = \text{Bi}$	0,21
Br	$\text{Br}_2(\text{p}) + 2e^- = 2\text{Br}^-$	1,07
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	-2,84
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	1,96
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,49
Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}^{3+} + 3e^- = \text{Co}$	1,81
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- = \text{Cr}^{3+} + 7\text{OH}^-$	1,33
	$\text{Cr}^{3+} + e^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
Cu	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	0,15
	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,34
	$\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu}$	0,52
F	$\text{F}_2 + 2e^- = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3e^- = \text{Fe}$	-0,04
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^- + e^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,36
	$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$	0,77
H	$\text{H}_2 + 2e^- = 2\text{H}^-$	-2,25
	$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0,000
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- = 2\text{Hg}$	0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
I	$\text{I}_2(\text{T}) + 2e^- = 2\text{I}^-$	0,54
	$\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{I}_2(\text{T}) + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{I}_2(\text{T}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
K	$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,92
Li	$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,24
Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2,71
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	-0,25
O	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$2\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
P	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+}$	1,69
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pt}$	1,19
S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}$	0,17
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 4\text{SO}_4^{2-}$	2,01
	$\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$	0,45
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+_{(\text{кoнц.})} + 2\text{e}^- = \text{SO}_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	0,16
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{OH}^-$	-0,93
Se	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	0,15
Te	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
Zn	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0,76

## ЗМІСТ

Пояснювальна записка .....	3
План проходження лабораторного практикуму .....	4
<b>РОЗДІЛ 1. ТЕХНІКА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ .....</b>	<b>6</b>
<b>1.1. Основні правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії .....</b>	<b>6</b>
<b>1.2. Хімічний лабораторний посуд, обладнання .....</b>	<b>11</b>
<b>РОЗДІЛ 2. ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ .....</b>	<b>18</b>
<b>2.1. ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1 .....</b>	<b>18</b>
<b>2.1.1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ .....</b>	<b>18</b>
<i>Лабораторна робота № 1. Визначення молярної маси карбон диоксиду</i>	<i>20</i>
<i>Лабораторна робота № 2. Визначення молярної маси еквівалента металу ..</i>	<i>22</i>
<b>2.1.2. КЛАСИФІКАЦІЯ ТА НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК .....</b>	<b>24</b>
<i>Лабораторна робота № 3. Класи неорганічних сполук .....</i>	<i>26</i>
<b>2.1.3. БУДОВА АТОМІВ, МОЛЕКУЛ І ТВЕРДИХ ТІЛ .....</b>	<b>28</b>
Будова атома. Періодичний закон Д. І. Менделєєва .....	28
Хімічний зв'язок .....	31
<i>Лабораторна робота № 4. Будова атома, хімічний зв'язок .....</i>	<i>33</i>
<b>2.1.4. . ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ .....</b>	<b>35</b>
<i>Лабораторна робота № 5. Термодинаміка та кінетика хімічних реакцій, хімічна рівновага .....</i>	<i>38</i>
<b>2.2. ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2 .....</b>	<b>41</b>
<b>2.2.1. ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. РОЗЧИНИ .....</b>	<b>41</b>
Способи вираження концентрації розчинів .....	41
<i>Лабораторна робота № 6. Приготування розчинів заданої концентрації</i>	<i>44</i>
Розчини електролітів. Зміщення іонної рівноваги. Гідроліз солей .....	47
<i>Лабораторна робота № 7. Електролітична дисоціація. Зміщення іонної рівноваги. Гідроліз солей .....</i>	<i>53</i>

<b>2.2.2. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ .....</b>	<b>55</b>
<i>Лабораторна робота № 8. Окисно-відновні реакції. Електродні процеси</i>	<i>60</i>
<b>2.2.3. РЕАКЦІЇ КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ. КООРДИНАЦІЙНІ СПОЛУКИ .....</b>	<b>62</b>
<i>Лабораторна робота № 9. Комплексні сполуки .....</i>	<i>65</i>
<b>2.3. ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3 .....</b>	<b>67</b>
<b>2.3.1. ВЛАСТИВОСТІ <i>s</i>-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ</b>	<b>67</b>
<i>Лабораторна робота № 10. Гідроген та його сполуки. Лужні метали та їх сполуки. Магній, лужноземельні метали та їх сполуки; твердість води .....</i>	<i>69</i>
<b>2.3.2. ВЛАСТИВОСТІ <i>p</i>-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ .....</b>	<b>72</b>
<i>Лабораторна робота № 11. Властивості <i>p</i>-елементів III-V груп періодичної системи .....</i>	<i>76</i>
<i>Лабораторна робота № 12. Властивості <i>p</i>-елементів VI-VIII груп періодичної системи .....</i>	<i>79</i>
<b>2.3.3. ВЛАСТИВОСТІ <i>d</i>-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ .....</b>	<b>81</b>
<i>Лабораторна робота № 13. Властивості <i>d</i>-елементів I-V груп періодичної системи .....</i>	<i>83</i>
<i>Лабораторна робота № 14. Властивості <i>d</i>-елементів VI-VIII груп періодичної системи .....</i>	<i>86</i>
<b>РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА .....</b>	<b>90</b>
<b>ДОДАТОК .....</b>	<b>91</b>