

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК**  
до лабораторних робіт

з дисципліни «**ХІМІЯ** (неорганічна, аналітична)»

для студентів I – го курсу  
Спеціальність – «Водні біоресурси і аквакультура»  
Рівень вищої освіти - бакалавр

Одеса – 2016

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК**  
до лабораторних робіт

з дисципліни «**ХІМІЯ** (неорганічна, аналітична)»

для студентів I – го курсу  
Спеціальність – «Водні біоресурси і аквакультура»  
Рівень вищої освіти - бакалавр

«Затверджено»  
методичною комісією  
природоохоронного факультету  
протокол № 10 від «12» травня 2016 р.

Одеса – 2016

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «ХІМІЯ (неорганічна, аналітична)». Для студентів I-го курсу, спеціальність – «Водні біоресурси і аквакультура», рівень вищої освіти – бакалавр.

Укладачі: Васильєва М.Г., ст. викл., Шевченко С.В., ст. викл., Гриб К.О., зав. лаб. – Одеса, ОДЕКУ, 2016. – 119 с.

## ЗМІСТ

<b>ПЕРЕДМОВА</b> .....	5
<b>Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт</b> .....	7
<b>РОЗДІЛ 1. Загальні правила роботи в лабораторії. Основні закони хімії та основні методи хімічного аналізу</b> .....	10
Лабораторна робота №1 «Загальні правила роботи в лабораторії. Зважування на терезах».....	10
Теоретична частина .....	10
Експериментальна частина.....	15
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	15
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №1 .....	16
Лабораторна робота №2 «Визначення формули речовини гравіметричним (ваговим) методом аналізу».....	18
Теоретична частина .....	18
Експериментальна частина.....	21
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	23
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №2.....	24
Лабораторна робота №3 «Закон еквівалентів. Визначення еквіваленту металу методом витиснення водню».....	26
Теоретична частина .....	26
Експериментальна частина.....	28
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	31
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №3.....	31
<b>РОЗДІЛ 2. Властивості неорганічних сполук</b> .....	33
Лабораторна робота №4 «Властивості та класифікація неорганічних сполук».....	33
Теоретична частина .....	33
Експериментальна частина.....	57
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	59
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №4.....	59
Лабораторна робота №5 «Комплексні сполуки».....	62
Теоретична частина .....	62
Експериментальна частина.....	68
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	74
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №5.....	74

<b>РОЗДІЛ 3. Розчини</b> .....	75
Лабораторна робота №6 «Приготування розчинів заданої концентрації».....	75
Теоретична частина .....	75
Приклади розв'язання завдань.....	80
Експериментальна частина.....	85
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	91
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №6.....	93
Лабораторна робота №7 «Гідроліз солей та визначення кислотно-лужної реакції середовища водного розчину (рН)».....	96
Теоретична частина .....	96
Експериментальна частина.....	108
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	111
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №7.....	112
Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.....	113
Порядок оформлення звіту, його представлення і захист.....	113
Література .....	114
Додатки .....	115

## ПЕРЕДМОВА

Дисципліна «Хімія» (за розділами «Неорганічна хімія», «Аналітична хімія») належить до природничо-наукового циклу підготовки, є нормативною загальнонауковою дисципліною та служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін у підготовці бакалаврів напрямку підготовки 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура».

Засвоєння дисципліни «Хімія» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природно-наукового розуміння складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад і будову неорганічних речовин, знання про теорію розчинів, визначати водневий показник у водних розчинах при гідролізі солей, використовувати основні закони хімії та основні методи хімічного аналізу.

Мета збірника методичних вказівок – формування у студентів уявлення про теоретичні основи неорганічної, загальної та аналітичної хімії; надання студентам цілісного світорозуміння на основі сучасних знань про властивості неорганічних сполук; формування сучасного світогляду – розглядати життя з урахуванням гідросфери та біосфери, як єдиної системи живої речовини та мінеральних сполук; навчити студентів використовувати теоретичні знання з неорганічної та аналітичної хімії для практичних потреб сучасних фахівців з водних біоресурсів.

Виконання кожної лабораторної роботи проходить наступні стадії:

- теоретична підготовка – засвоєння основних теоретичних положень, базових знань та законів неорганічної та аналітичної хімії;
- вивчення принципу та хімізму даного методу виконання лабораторної роботи;
- ознайомлення з основними приладами та реактивами, які необхідні для виконання даної лабораторної роботи;
- проведення дослідження з використанням методів аналітичної хімії;
- написання хімічних формул неорганічних речовин та рівнянь хімічних реакцій;
- розрахунки, у результаті яких виходить фактичний матеріал;
- формулювання висновків.

Дані методичні вказівки допоможуть студенту оволодіти основними методами дослідження та аналізу хімічного складу неорганічних сполук. У цьому разі студент повинен знати:

- основні поняття і закони неорганічної та загальної хімії;
- основні методи якісного та кількісного аналізу;
- основні класи та номенклатуру неорганічних сполук;

- хімічні властивості неорганічних сполук;
- основні типи, номенклатуру, будову та властивості комплексних сполук;
- властивості водних розчинів неорганічних сполук;
- гідроліз неорганічних солей та його вплив на кислотно-лужну реакцію середовища (рН);
- основні методи вивчення структури та властивостей неорганічних речовин;
- роль неорганічної та аналітичної хімії у вирішенні екологічних проблем у гідросфері та біосфері;
- основні положення техніки безпеки при роботі з неорганічними сполуками.

Основні вміння, які отримує студент:

- складати рівняння типових хімічних реакцій;
- безпомилково записувати хімічні та структурні формули неорганічних сполук;
- класифікувати неорганічні сполуки та користуватися міжнародною номенклатурою;
- складати йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу солей та визначати рН розчину;
- визначати властивості розчинів неорганічних речовин;
- приготувати розчини та розрахувати їх концентрацію різними способами;
- визначати найбільш ймовірні властивості речовин на основі їх елементного складу та структури;
- використовувати основні закони хімічної стехіометрії;
- розв'язувати розрахункові завдання неорганічної, загальної та аналітичної хімії;
- користуватися лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою;
- застосувати теоретичні знання з неорганічної та аналітичної хімії для розуміння закономірностей розвитку навколишнього середовища.

## Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт

При проведенні лабораторних робіт необхідно ретельно дотримуватися правил техніки безпеки.

Необхідно стежити за вентиляцією лабораторії і у витяжній шафі, не допускати роботи при поганій вентиляції.

В лабораторії у доступному місці встановлюють аптечку, в якій мають бути вата, бинти, розчин борної кислоти  $H_3BO_3$  (2%), йодна настойка, розчин оцтової кислоти  $CH_3COOH$  (2%), лейкопластир, мазь від опіків, розчин двовуглекислої соди  $Na_2CO_3$  (5%), нашатирний спирт  $NH_4OH$ , пінцет, ножиці, склянка для промивання очей тощо.

### Робота зі скляним посудом.

- Хімічний посуд треба тримати обережно, не стискаючи його сильно руками для запобігання можливого поранення; мити хімічний посуд треба теж обережно йоршами, щоб не пробити дно або стінки.
- При невеликих порізах склом, треба обережно вилучити осколки, змити кров навколо ранки ватним тампоном, змазати йодом та зав'язати бинтом, або заклеїти лейкопластирем.
- При глибоких артеріальних порізах після вилучення скла треба міцно перев'язати руку вище порізу джгутом, витерти кров навколо рани, накласти кілька шарів стерильної марлі, потім товстий шар гігроскопічної вати та викликати лікаря.

Робота з хімічними реактивами. Випадки отруєння хімічними реактивами у лабораторії надзвичайно рідкісні, але не виключені, тому необхідно знати прийоми надання першої допомоги до прибуття лікаря.

- При роботі з рідкими кислотами треба пам'ятати, що вони можуть спричиняти важкі хімічні опіки, що погано гояться. Розбавляти кислоти потрібно лише певним чином – *лити кислоту у воду*, та ніколи не навпаки. При попаданні сильної кислоти на тіло слід обмити пошкоджене місце спочатку великою кількістю води під проточним струменем з крану, а потім – 5% розчином двовуглекислого натрію (соди).
- При опіці лугами також треба обмити вражене місце великою кількістю проточної води з крану, а вже потім – 2% розчином оцтової кислоти. Розбавляти концентрований розчин лугу треба таким же чином, що й кислоту – *лити луг у воду*, та ніколи не навпаки. При розчиненні лугів у воді спостерігається сильне розігрівання, тому луги треба розчиняти у фарфоровому товстостінному посуді – спочатку концентровані розчини, а після охолодження розбавити до потрібної концентрації.
- При попаданні у рот лужного розчину порожнину рота промивають спочатку водою, а потім 2% розчином борної кислоти до усунення



мильного присмаку у роті і знову водою. Потім порожнину рота змазують харчовим жиром.

- Якщо у порожнину рота попав розчин азотнокислого срібла, необхідно промити порожнину рота великою кількістю розчину хлористого натрію.
- При отруєнні хімічними реактивами необхідно ввести потерпілому у шлунок відповідні речовини: при отруєнні кислотами – мильна вода, магнезія, сода, вапнякова вода, молоко, рідке мучне тісто, слизисті відвари; лугами – лимонна кислота або 5% оцтова. При отруєнні солями вводять у шлунок яєчний білок, велику кількість молока. При отруєнні йодом – крохмаль з водою, в'язучі настойки, міцний чай або кофе.
- Треба завжди пам'ятати, що при наповненні піпетки будь-яким розчином, необхідно користуватись гумовою грушею.
- Роботу зі шкідливими, отруйними та легко летючими речовинами слід проводити у витяжній шафі.

#### **Робота з нагрівальними приладами.**

- Нагрівальні прилади не можна оставляти без нагляду, їх необхідно встановлювати на спеціальні ізоляційні підкладки.
- Нагрітий посуд або інші предмети треба брати спеціальними щипцями (канцер), колботримачем або просто рушником.
- У приміщенні лабораторії завжди повинні знаходитись протипожежні засоби: азбест, пісок, вогнегасник, кошма. Водою можна гасити тільки такі речовини, що розчиняються у воді або важчі за неї. Масло, бензин, керосин гасити водою неприпустимо.
- При опіках 1-го ступеня (почервоніння шкіри) користуються спеціальними мазями від опіків. При опіках 2-го ступеня (пухирі на шкірі) вражене місце треба обробити розчином марганцевокислого калію або розчином таніну. При опіках 3-го ступеня (руйнування тканини шкіри) треба покрити вражене місце стерильною пов'язкою та викликати лікаря.

#### **Робота з електроприладами.**

- В хімічній лабораторії краще використовувати електричну плитку із закритою спіраллю; під плитку треба підкладати азбестову ковдру чи керамічну або мармурову підставку.
- При роботі з електроплиткою, освітлювальними або іншими електричними приладами слід ретельно ізолювати проводи, не допускати потрапляння на них води, іскріння; усі несправності слід усувати при вимкненій електричній мережі.
- Студентам забороняється усувати несправності самостійно – слід тільки вказати на несправність викладачу або працівнику лабораторії.

**Питання для самостійної перевірки студентів  
виконання правил техніки безпеки при роботі у хімічній лабораторії**

1. Як правильно визначити запах хімічної речовини?
2. Як правильно наповнити піпетки рідкими небезпечними речовинами?
3. Чи можна на лабораторному столі випарювати органічні розчинники?
4. Яку небезпеку для працюючого становлять розчини концентрованих кислот та луг, а також тверді луги та пари кислот?
5. Як розбавляють розчини концентрованих сірчаної та азотної кислот? Чи можна воду додавати до концентрованого розчину кислоти? Чому?
6. Як правильно приготувати розчин лугу? З яким тепловим ефектом протікає реакція розчинення лугу?
7. Що треба зробити, якщо на руки чи на одяг попав концентрований розчин кислоти або лугу?
8. З якими нагрівальними приборами можна працювати, якщо маєш справу з вогненебезпечними чи легкогорючими речовинами?
9. Що треба зробити перш, ніж починати працювати з електричними приборами?
10. Як правильно нагрівати тверді та рідкі речовини у хімічному посуді?
11. Чому небезпечно нагрівати нижню частину пробірки з рідиною над відкритим вогнем?
12. Як правильно тримати пробірку з рідиною при нагріванні?
13. Які міри першої допомоги при термічних обпаленнях шкіри?
14. Які міри приймають при пораненнях або порізах склом?
15. Які міри першої необхідності приймають при виникненні пожегу?
16. Що необхідно зробити при отруєнні парами небезпечних речовин?
17. Як призводять виділення отрути з організму при шлункових отруєннях?
18. Чи можна студентам самостійно виправляти несправності електричних та інших приладів у лабораторії?
19. Чи можна оставляти без нагляду працюючий лабораторний прилад?
20. Що необхідно зробити по закінченні лабораторної роботи?
21. Які правила миття скляного хімічного посуду?

## **Розділ 1. Загальні правила роботи в лабораторії. Основні закони хімії та основні методи хімічного аналізу.**

### **Лабораторна робота №1 Тема: «Загальні правила роботи в лабораторії. Зважування на терезах.»**

#### **Теоретична частина**

##### **Загальні правила роботи в лабораторії**

Для успішного виконання лабораторних робіт кожен студент, який працює в лабораторії, зобов'язаний тримати своє робоче місце в чистоті й порядку. Приступаючи до роботи, необхідно ознайомитись з методичними вказівками, з лабораторним устаткуванням та його принципом дії, знати властивості хімічних речовин і методи безпечної роботи з ними. Користуватися можна тільки реактивами, які мають етикетки та розміщуються на полиці робочого стола.

##### **Порядок роботи**

1. Всі роботи в лабораторії повинні проходити тільки у присутності викладача.
2. В лабораторії кожний студент повинен працювати самостійно, користуючись методичними вказівками та звертаючись, якщо потрібно, за консультацією до викладача.
3. Кожний студент повинен вести журнал лабораторних робіт, у якому коротко, але точно відзначаються всі спостереження, зроблені при виконанні експерименту.
4. Не приступати до проведення наступного досліду, не записавши в журналі результати попереднього.
5. Не починати досліду, поки не перевірена наявність всього необхідного для нього (посуд, прилади, реактиви).
6. При роботі точно виконувати порядок та послідовність операцій, зазначених у методичних вказівках. Уважно стежити за ходом досліду.
7. Ніколи не оставляти діючий лабораторний прилад без нагляду.
8. Без дозволу викладача не проводити дослідів, не зазначених у методичних вказівках.
9. Після виконання роботи помити лабораторний посуд та упорядкувати робоче місце.

## Зважування на терезах

Необхідною приналежністю хімічної лабораторії є терези. Тому вміння правильно користуватися ними потрібно від кожного, хто працює в лабораторії. Звичайно при виконанні лабораторних робіт буває достатньо використовувати технохімічні терези. Точність зважування на таких терезах дорівнює 0,01г. Їх часто застосовують при аналітичних та синтетичних роботах, для зважування вхідних речовин та отриманих продуктів. Для більш точного зважування, яке необхідне при аналітичних роботах, застосовують аналітичні терези, точність зважування яких дорівнює 0,0001г.

Основною частиною як технохімічних, так й аналітичних терезів (рис. 1 а,б) є колонка з коромислом (5). На коромислі є три призми: одна з них знаходиться посередині коромисла та її ребро спирається о колонку; дві інші – на кінцях коромисла – до них за допомогою дужок підвішуються чаші терезів (4). В аналітичних терезах призми зроблені з агату, в технохімічних – з нержавіючої сталі.

Щоб охоронити ребра призми від зношування, терези мають аретир. Аретир вводиться в дію за допомогою колеса (3). У непрацюючому стані терезів аретир поворотом колеса піднімається догори та піднімає коромисло так, що призми не торкаються колонки, а дужки висять не на коромислі, а на аретирі. Поворотом колеса аретиру в зворотному напрямі терези приводяться у працюючий стан.

На кінцях коромисла є регулюючі гвинти (6), за допомогою яких до початку зважування терези можна відрегулювати (тобто врівноважити). Терези знаходяться у стані рівноваги, якщо стрілка (7), що прикріплена до коромисла, відклоняється вправо та вліво від середньої (нульової) риски шкали (8) на однакову кількість розподілів.

Неможна ставити на чаші терезів гарячі або дуже охолоджені предмети та реактиви. Предмети та речовини, які зважують, повинні мати кімнатну температуру.

Речовини, що зважують, поміщають у спеціальний посуд – на часове скло, у хімічну склянку, у бюкс або на папірець – та ніколи не кладуть безпосередньо на чаші.

**Класти предмети та реактиви на чаші терезів, або знімати з них, можна тільки при піднятому аретирі (тобто у непрацюючому стані терезів)!**

В одній лабораторній роботі усі зважування повинні проводитись на одних й тих же терезах та з одним набором важків. Набір звичайно складається з важків певної маси: 100, 50, 20, 20, 10, 5, 2, 2, 1 грамів та 500, 200, 100, 100, 50, 20, 10 міліграмів.

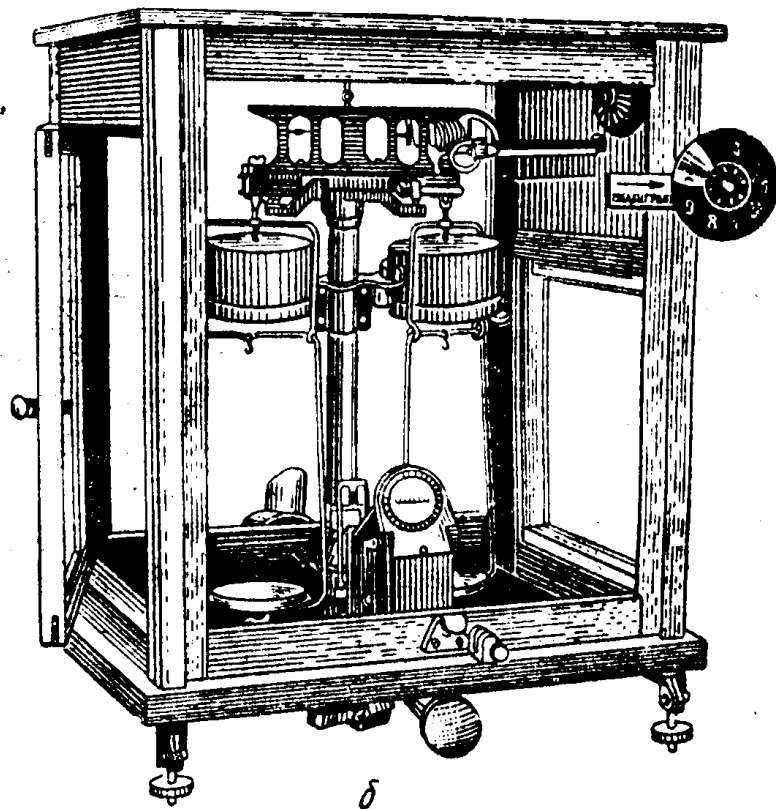
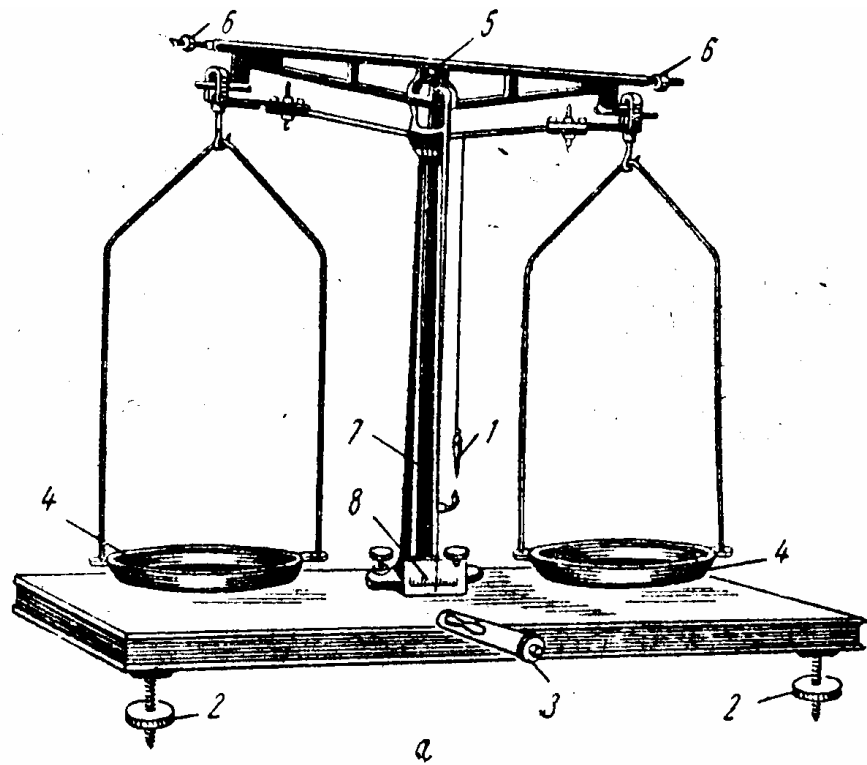


Рис.1 – Технохімічні терези (а):  
 1 – схил; 2 – настановні гвинти (гвинтові ніжки); 3 – аретир; 4 – чаші;  
 5 – коромисло; 6 – регулювальні гвинти; 7 – стрілка; 8 – шкала.  
 Аналітичні терези марки АДТ-200 (б).

Перед зважуванням слід перевірити за допомогою схилу (1), чи знаходяться терези у горизонтальному положенні. Якщо – ні, то неправильність їх регулювання можна усунути підкрутивши гвинтові ніжки (2). Потім перевіряють, чи знаходяться терези у стані рівноваги. Поворотом колеса (3) опускають аретир, щоб привести їх у працюючий стан. Тоді стрілка (7) почне гойдатися – при правильному регулюванні терезів її відхилення від нульової риски на шкалі (8) вправо та вліво повинні бути однаковими. Якщо відхилення стрілки різні, то насамперед треба перевірити чистоту чашок (4), коромисла (5), та гвинтів (6). Якщо забруднення немає та відхилення не дуже відрізняються, неточність можна виправити за допомогою регулюючих гвинтів (6). Але, якщо різниця дуже велика, треба звернутись за допомогою до викладача або лаборанта – ні в якому разі студентам не можна усувати несправність самотійно!

### **Основні правила роботи з технохімічним терезами:**

1. Предмет (або реактив), що зважують треба класти на ліву чашу терезів, а важки – на праву.
2. Важки беруть із шухлядки тільки пінцетом та кладуть на чашу терезів, або з чаші повертають важки до шухляди – на стіл їх класти не можна.
3. Слід починати з більших важків. Якщо важок занадто великий, його знімають (повертають у шухляду) та беруть інший меншої маси. Якщо важок виявився занадто легким, то, не знімаючи його, додають наступний по масі.
4. На кінець зважування вказує відхилення стрілки на однакову кількість розподілів, або знаходження стрілки точно на нульовій відмітці.
5. Для підрахунку маси предмета, що зважують, спочатку записують ціну поділу важків, не знімаючи їх з чаші, а потім переносячи їх до шухляди. Ретельно перевіряють запис та підраховують.
6. По закінченні роботи перевірте, чи прибрані у шухляду важки та пінцет, чи не забруднені чаші, чи піднятий аретир – робоче місце повинне бути у порядку.

**Аналітичні терези** поміщаються у спеціальну шафку з дверцятами, які відчиняються. Шафка захищає терези від пилу та рухів повітря, при яких неможливе точне зважування. Аналітичні демпферні терези (АДТ-200) мають спеціальне пристосування – демпфер, який швидко припиняє коливання чаш. При роботі з аналітичними терезами зважування з точністю до 1г проводиться також, як й на технохімічних терезах, тобто за допомогою важків (спеціальний набір у шухляді, який вміщує важки тільки масою у грамах). Десяті (0,1г) та відсоткові (0,01г) долі грама визначаються за допомогою спеціального механічного пристосування для опускання на коромисло терезів важків масою від 10мг до 990мг. Тисячні

(0,001г) й десятитисячні (0,0001г) долі грама визначають за допомогою оптичного пристосування (шкали) з підсвічуванням.

### **Порядок зважування на аналітичних терезах АДТ-200.**

- Включити в електричну мережу освітлювач вейтографа (спеціальне оптичне пристосування для відліку положення стрілки терезів по шкалі).
- Відрегулювати положення нульової точки терезів. Для цього при закритих дверцятах шафки обережно повертають колесо аретиру до кінця. При переводі терезів у працюючий стан автоматично включається лампочка освітлювача. На екрані вейтографа з'являється зображення мікрошкали, яке переміщується вздовж екрана. Коли переміщення закінчиться, нуль шкали повинний збігтися з вертикальною лінією на екрані вейтографа. Якщо – ні, то обережно повертають головку регулювального гвинта, який знаходиться на нижній панелі терезів, та домагаються збігу нуля з вертикальною лінією.
- Переконавшись, що терези працюють правильно, починають зважування. Предмет, що зважують кладуть на ліву чашу терезів, а на праву – важки. Таким чином проводять зважування з точністю до 1г.
- Для визначення десятків (0,1г) та відсотків (0,01г) грама застосовують пристрій для розташування на терези дрібних важків. Поворотом зовнішнього диска наважують на коромисло терезів важки масою у десяти долі грама (0,1г), а поворотом внутрішнього диска – важки масою у відсотки граму (0,01г). Кожний раз треба перевіряти у який бік відхиляється стрілка. Таким чином проводять зважування з точністю до 0,01г.
- Тисячні (0,001г) та десятитисячні (0,0001г) долі граму визначають за відхиленням стрілки від нульової точки на освітленій шкалі вейтографа. Для цього повертають до кінця колесо аретиру та, дочекавшись припинення коливання стрілки, роблять відлік відхилення вертикальної лінії освітленого екрана від нуля шкали. Кожний крупний розподіл шкали відповідає 0,001г, а кожний дрібний розподіл шкали – 0,0001г. Відхилення можуть мати як позитивне, так й негативне значення. У першому разі величину відхилення треба додавати до сумарної маси всіх важків, а у другому разі – відняти від сумарної маси.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:** вивчити пристрій та правила зважування на технохімічних та аналітичних терезах; навчитись правильно ними користуватися.

**Прилади та реактиви:** технохімічні терези, аналітичні терези марки АДТ-200, набори важків до них, спеціальний хімічний посуд для зважування, шпателі, бюкси з кристалічними солями  $K_2Cr_2O_7$ ,  $NaCl$ ,  $CuSO_4$ .

**Завдання №1:** Застосовуючи правила, які надані у теоретичній частині, зважити на технохімічних терезах сіль масою а) 2,67г; б) 1,38г; в) 3,25г; г) 2,43г.

Ретельно записати хід виконання. Зробити висновок про точність зважування (похибку зважування) на технохімічних терезах.

**Завдання №2:** Застосовуючи правила, які надані у теоретичній частині, зважити на аналітичних демпферних терезах марки АДТ-200 сіль масою а) 1,6374г; б) 2,4385г; в) 3,2755г; г) 2,1643г.

Ретельно записати хід виконання. Зробити висновок про точність зважування (похибку зважування) на аналітичних терезах.

### Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Чи вірно ствердження: маса речовини, зваженої на технохімічних терезах дорівнює 3,472г. Чому?
2. Яка основна частина як технохімічних, так й аналітичних терезів?
3. Який прилад допомагає охоронити ребра призми від зношування?
4. За допомогою якого пристрою аретир вводиться в дію?
5. Коли можна класти на чаші терезів важки та предмет, що зважують: якщо аретир піднятий чи опущений?
6. Яку роль виконують демпфери при зважуванні на аналітичних демпферних терезах марки АДТ-200?
7. За допомогою якого пристрою визначають тисячні та десятитисячні частки грама при зважуванні на терезах марки АДТ-200?
8. Де більше відносна похибка зважування двох наважок: 2г чи 15г?
9. При якій температурі можна зважувати предмети або реактиви?
10. На яку чашу терезів можна класти предмети та реактиви, та на яку – важки?
11. У якому посуді можна зважувати реактиви?
12. Чи можна діставати важки із шухляди руками?
13. Як встановити рівновагу терезів?
14. Яка точність зважування на технохімічних терезах?
15. Яка точність зважування на аналітичних терезах?



**Індивідуальне завдання до лабораторної роботи №1**

Табл.1.1

№ варіанту	<b><u>Завдання 1</u></b> Визначити відсотковий вміст елементів, що складають речовину, хімічна формула якої:	<b><u>Завдання 2</u></b>
1	$Al_2(SO_4)_3$	Визначте простішу формулу речовини, яка містить (по масі) 85,7% карбону та 14,3% гідрогену.
2	$Fe_3(PO_4)_2$	Найдіть простішу формулу речовини, що містить (по масі) 93,75% вуглецю та 6,25% гідрогену.
3	$Al(OH)_2Cl$	Найдіть простішу формулу речовини, яка містить (по масі) 26,53% К; 35,37% Сг; 38,10% О.
4	$NaH_2PO_4$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 20% гідрогену та 80% вуглецю.
5	$AlOHSO_4$	Найдіть простішу формулу кислоти, яка містить (по масі) 1,59% гідрогену; 22,22% нітрогену та 76,19% кисню.
6	$Mg(HCO_3)_2$	Масова частка хлору у хлориді фосфору складає 77,5%. Визначити простішу формулу.
7	$Fe(OH)_2NO_3$	Найдіть простішу формулу кислоти, яка містить (по масі) 2,2% гідрогену; 55,7% йоду та 42,1% кисню.
8	$Fe_2(SO_4)_3$	Найдіть простішу формулу речовини, яка містить (по масі) 43,4% Na, 11,3% С, 45,3% О.
9	$Fe(HSO_4)_2$	Розрахуйте, скільки грамів алюмінію міститься у 100г хлориду алюмінію.
10	$CrOHCl_2$	Найдіть простішу формулу оксиду ванадію, якщо 2,73г оксиду містить 1,53г ванадію.
11	$NH_4NO_3$	Найдіть простішу формулу речовини, яка містить (по масі) 29,1% натрію, 40,5% сірки, 30,4% кисню.
12	$AlOH(NO_3)_2$	Розрахуйте, скільки грамів барію міститься у 100г сульфату барію $BaSO_4$ .

13	$\text{CuOHNO}_3$	Визначити атомну масу п'ятивалентного елемента, якщо оксид цього елемента містить 74,1% кисню.
14	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	Найдіть простішу формулу сполуки бору з воднем, якщо вміст бору у сполуці становить 78,2% (по масі).
15	$\text{BaOHNO}_3$	Складіть простішу формулу мінералу, який містить (по масі) 36,8% заліза; 31,6% кисню та 31,6% титану.
16	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Розрахуйте, скільки кілограмів заліза міститься у 1т сірчаного колчедану ( $\text{FeS}_2$ ), якщо домішок - 15% .
17	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	Найдіть простішу формулу оксиду хрому, якщо вміст хрому в оксиді = 68,4% (мас.)
18	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Найдіть простішу формулу солі, яка містить (по масі) 24,7% калію, 34,8% марганцю та 40,5% кисню.
19	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Найдіть простішу формулу оксиду азоту, якщо вміст (мас.) азоту становить 25,93%, а кисню - 74,07%.
20	$\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 25% водню та 75% вуглецю.
21	$\text{Na}_2\text{HPO}_4$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 34,42% заліза та 65,58% хлору.
22	$\text{MgOHCl}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 93,09% срібла та 6,91% кисню.
23	$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 34,6% натрію, 23,3% фосфору та 42,1% кисню.
24	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 45,95% срібла та 54,05% йоду.
25	$(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$	Найдіть простішу формулу речовини, яка вміщує (по масі) 33,33% натрію, 20,29% азоту та 46,38% кисню.
26	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Складіть простішу формулу речовини, яка містить (по масі) 39,14% вуглецю, 52,16% кисню та 8,7% водню.

## Лабораторна робота №2

### Тема: «Визначення формули речовини гравіметричним (ваговим) методом аналізу»

#### Теоретична частина

Задача аналітичної хімії – вивчення методів визначення хімічного складу різних речовин. Аналітична хімія включає два основних розділа: якісний та кількісний аналіз. Кількісним аналізом називають розділ аналітичної хімії, присвячений визначенню кількісного складу аналізованої речовини. Його розвиток зв'язаний з промисловістю. Кількісний аналіз використовують у харчовій промисловості (зокрема при визначенні якості продуктів), при визначенні якості питної та технічної води, у контролі виробництва, у гідрохімії, біохімії, геохімії, також при визначенні складу корисних копалин та продуктів їх переробки, забруднювачів навколишнього середовища, технологічних відходів, тощо. Кількісний аналіз є сукупністю хімічних та фізичних методів визначення відносної кількості атомів, іонів, молекул або хімічних сполук у досліджуваній речовині. До методів кількісного аналізу відносяться: 1) гравіметричний (ваговий) аналіз; 2) титриметричний (об'ємний) аналіз; 3) фізико-хімічні методи аналізу.

Гравіметричний (ваговий) аналіз: складову частину досліджуваної речовини виділяють із розчину у вигляді осаду, чий хімічний склад відомий; а потім, визначивши масу отриманого осаду методом зважування на лабораторних терезах, розраховують кількість даної складової частини аналізованої речовини. Часто осад перед зважуванням прожарюють, щоб розкласти його та перевести у речовину іншого складу, яку буде зручніше зважувати. Іноді вагова та осаджена форми – це одна й та ж речовина. Речовина в осадженій формі повинна: а) мати низьку розчинність; б) утворювати великі кристали, що сприяє швидкому фільтруванню; в) легко та повністю перетворюватися у речовину у ваговій формі. Речовина у ваговій формі повинна: а) мати визначений хімічний склад, зная який можна розрахувати кількість визначаємої складової частини; б) бути хімічно стійкою.

У цій лабораторній роботі розглянуто визначення хімічної формули речовини кристалогідрату методом гравіметричного аналізу вилученням леткого компоненту кристалогідрату.

#### Хімічні формули речовин

Сучасні символи хімічних елементів були введені у хімічну науку у 1813 р. вченим Я. Берцеліусом, та ними користуються й тепер. Елементи

позначають першими літерами їх латинських назв. Хімічні символи елементів, крім скороченої назви, також виражають й певні їх кількості: а) один атом елементу; б) один моль атомів елементу; в) відносну атомну масу елементу; г) номер елементу у Періодичній таблиці елементів Д.І.Менделєєва. Наприклад, символ С показує, що назва елементу Карбон, відносна атомна маса =12 а.о.м; один моль його атомів має масу 12г; номер елементу у Періодичній таблиці №= 6.

Хімічна формула речовини – це запис за допомогою символів хімічних елементів, які складають речовину. За хімічною формулою речовини можна визначити: а) якісний склад речовини; б) кількісний склад речовини; в) назву речовини; г) до якого класу речовина відноситься; д) масу одного моль речовини; е) відносну молекулярну масу речовини.

Наприклад, формула  $K_2CO_3$  показує, що речовина складається з атомів калію, карбону та оксигену. Співвідношення цих елементів у даній речовині складають: 2:1:3. Це неорганічна речовина, яка відноситься до класу середніх солей та має назву карбонат калію.  $M_r(K_2CO_3) = 39 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 138$ г/моль. Маса одного моль цієї речовини =138г.

#### Встановлення формул хімічних сполук

Формулу речовини встановлюють за результатами аналізу. Наприклад, відповідно даним аналізу встановили, що речовина глюкоза містить 40,00%(мас.) карбону (С), 6,72%(мас.) водню (Н) та 53,28%(мас.) оксигену (О). Тому маси С, Н, та О співвідносяться один до одного як 40,00: 6,72: 53,28. Умовно позначимо формулу глюкози  $C_xH_yO_z$ . Відносні атомні маси цих елементів за Періодичною таблицею становлять відповідно 12, 1, 16. Тому:

$$12x : 1y : 16z = 40,00 : 6,72 : 53,28.$$

Звідси:

$$x : y : z = \frac{40,0}{12} : \frac{6,72}{1} : \frac{53,28}{16} = 3,33 : 6,65 : 3,33 = 1 : 2 : 1.$$

Тому простіша (або емпірична) формула глюкози  $CH_2O$ . Тобто, простіша формула показує найбільш простий атомний склад молекули речовини, який відповідає співвідношенню мас елементів, що складають цю речовину.

Молекулярна (істинна) формула показує дійсне число атомів кожного елемента у молекулі речовини. Для визначення молекулярної (істинної) формули речовини потрібно знати її молекулярну масу. Відношення атомів у молекулі потрібно збільшити у стільки разів, у скільки разів істинна молярна маса речовини більше молярної маси, розрахованої за простішою формулою. Часто простіша та істинна формула речовини є одна й та сама. Молярну масу пари речовини визначають за її

густиною відносно молярної маси водню ( $M_{H_2} = 2$  г/моль), кисню ( $M_{O_2} = 32$  г/моль) або повітря ( $M_{пов.} = 29$  г/моль). Найпростіший метод визначення молекулярних мас речовин ґрунтується на законі Авогадро: *однакові об'єми різних газів за однакових умов (P, T) містять однакове число молекул.*

Отже, маси однакових об'ємів двох різних газів  $m_1$  і  $m_2$  відносяться одна до одної як молекулярні або молярні маси цих газів, тобто:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де:  $M_1$  та  $M_2$  – відповідно молекулярні маси двох газів.

Відношення  $m_1/m_2$  показує, у скільки разів один газ важчий від іншого за однакових умов. Це відношення називається відносною густиною першого газу за другим та позначається  $D$ .

$$D = M_1/M_2$$

А звідси:  $M_1 = D \cdot M_2$

*Молекулярна маса газу дорівнює добутку його густини відносно іншого газу на молекулярну масу цього газу.*

Наприклад, визначимо молекулярну (істинну) формулу глюкози, якщо знаємо густину її пари відносно повітря ( $D_{пов.} = 6,205$ ).

$$M_{C_xH_yO_z} = D_{пов.} \cdot M_{пов.} = 6,205 \cdot 29 = 180 \text{ г/моль.}$$

Розрахуємо, у скільки разів істинна молярна маса глюкози більше, ніж молярна маса, розрахована за простішою формулою:

$$M(C_xH_yO_z) / M(CH_2O) = 180 / 30 = 6.$$

Так, істинна молярна маса глюкози виявляється у 6 разів більшою, ніж молярна маса, розрахована за простішою формулою. Тому в простішій формулі треба індекси збільшити у 6 разів. Молекулярна (істинна) формула глюкози виявляється:  $C_6H_{12}O_6$ .

У тих випадках, коли хімічна сполука утворена молекулами складних речовин, як *кристалогідрати*, прийнято їх виражати формулами, у яких указується, скільки молекул однієї речовини приходить на одну молекулу іншої. Наприклад, формула  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$  показує, що в речовині залізний купорос на одну молекулу сульфату феруму (II) приходить сім молекул кристалізаційної води. Тобто, *кристалогідратами* називають речовини, у кристали яких входять молекули води. Формулу

кристалогідрату, як видно з наступного прикладу, можна визначити шляхом нескладного експерименту.

Нариклад: прожарили 0,500 г кристалічної соди. Після прожарювання маса безводної соди виявилася 0,185 г. Вивести формулу кристалогідрату.

Рішення:

Маса кристалічної води

$$m_{H_2O} = 0,500\text{г} - 0,185\text{г} = 0,315\text{г}$$

Масові відношення

$$\frac{m_{Na_2CO_3}}{m_{H_2O}} = \frac{0,185}{0,315}$$

Загальна формула кристалогідрату соди:  $Na_2CO_3 \cdot xH_2O$

З цієї формули випливає, що масові відношення

$$\frac{m_{Na_2CO_3}}{m_{H_2O}} = \frac{M_{Na_2CO_3}}{x \cdot M_{H_2O}}$$

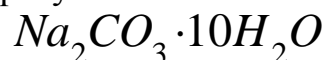
Підставляємо значення величин

$$\frac{0,185}{0,315} = \frac{106}{x \cdot 18}$$

Тоді:

$$x = \frac{0,315 \cdot 106}{18 \cdot 0,185} = 10$$

Формула кристалогідрату:



Таким чином, можна визначити кількісний склад і вивести хімічну формулу різних кристалогідратів, що при прожарюванні втрачають воду з утворенням безводної солі, такі як: кристалічна сода, хлористий барій, мідний купорос та інші.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:** визначити хімічну формулу кристалогідрату мідного купоросу  $CuSO_4 \cdot nH_2O$  за результатами аналізу визначення леткого компонента  $H_2O$ .

**Прилади та реактиви:** аналітичні або технохімічні терези, пісочна баня, штатив, термометр на 200-300°C, порцелянові тиглі, кристалогідрат купруму сульфат  $CuSO_4 \cdot nH_2O$ , канцер.

Визначення леткого компонента кристалогідрату  $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  (кристалізаційної води  $n\text{H}_2\text{O}$ ) виконується при висушуванні та прожарюванні наважки зразку аналізованої речовини кристалогідрату при температурі руйнування водневого зв'язку між сіллю  $\text{CuSO}_4$  та кристалічною водою  $n\text{H}_2\text{O}$ . Руйнування водневого зв'язку (видалення леткого компонента кристалізаційної води) відбувається при температурі 210-220 °С; при більшій температурі можливо руйнування хімічного зв'язку у молекулі  $\text{CuSO}_4$ , тому не слід допускати перебільшення температури. Масу видаленої кристалізаційної води розраховують за різницею між масою досліджуваної речовини до і після прожарювання.

### Хід визначення.

Чистий порцеляновий тигель зважте на техно-хімічних терезах з точністю до 0,01 г ( $m_1$ ).

Помістіть у тигель 1,0-1,5 г ( $m_2$ ) тільки що перекристалізованого кристалогідрату (взяти у викладача) і зважте тигель із сіллю також з точністю до 0,01 г ( $m_3$ ).

Помістіть тигель у пісочну баню на нагрівальний елемент електроплитки та нагрівайте 15-20 хв. Стежте за температурою досліду за допомогою термометра, який поміщений у пісочну баню та зафіксований у лабораторному штативі.

Гарячий тигель із прожареною сіллю помістіть в ексікатор для охолодження. Тигель, розігрітий до температури 210-220 °С можна тримати тільки за допомогою канцера. Після охолодження зважте тигель із сіллю з точністю до 0,01 г ( $m_4$ ).

Повторіть прожарювання тигля з сіллю ще 10 хвилин, охолодіть його в ексікаторі і знову зважте. Якщо друга маса відрізняється від першої не більш, ніж на 0,01 г, то прожарювання закінчене. У протилежному випадку повторіть прожарювання і зважування ще раз. Тобто прожарювання проводять до встановлення постійної маси.

Отримані експериментальні дані запишіть у робочий журнал у вигляді таблиці.

Табл. 2.1 Результати експерименту

Маса тигля, $m_1$ , г	Маса кристалогідрата, $m_2$ , г	Маса тигля з кристалогідратом, $m_3$ , г	Маса тигля з сіллю після прожарювання, $m_4$ , г	Маса кристалізаційної (випарованої) води, $m_5$ , Г	Маса безводної солі $m_6$ , Г
			1)		
			2)		
			3)		

### Розрахунки

- 1) Маса тигля з кристалогідратом:  $m_3 = m_1 + m_2$  (г).
- 2) Маса тигля з прожареною сіллю після останнього прожарювання (тобто після доведення маси до постійного значення):  $m_4$  (г).
- 3) Маса кристалізаційної (випарованої) води визначають:  $m_5 = m_3 - m_4$  (г).
- 4) Маса безводної солі визначають за різницею:  $m_6 = m_4 - m_1$  (г).
- 5) За результатами експеримента розрахуйте, скільки моль води приходить на один моль безводної солі. Обчислення проводиться аналогічно наведеному у прикладі:

$$\frac{m_{CuSO_4}}{m_{H_2O}} = \frac{M_{CuSO_4}}{x \cdot M_{H_2O}}$$
$$x = \frac{M_{CuSO_4} \cdot m_{H_2O}}{m_{CuSO_4} \cdot M_{H_2O}}$$

- 6) Складіть формулу кристалогідрату.
- 7) Зробіть висновок.

### **Питання для самостійної перевірки знань студентів**

1. Яка задача аналітичної хімії?
2. Які основні розділи включає аналітична хімія?
3. Назвіть методи кількісного аналізу.
4. В чому полягає суть гравіметричного аналізу?
5. Які розрахунки можна виконати, знаючи формулу сполуки?
6. В чому полягають відмінності між простішою (емпіричною) та молекулярною (істинною) формулами хімічної сполуки?
7. Що називають відносною густиною пари речовини відносно іншого газу?
8. Сформулюйте закон Авогадро.
9. Які речовини називають кристалогідратами?
10. В чому полягає метод визначення формули кристалогідрату за видаленням леткого компонента?
11. При якій температурі можна нагрівати кристалогідрат мідного купоросу, не допускаючи руйнування безводної солі?
12. Який закон використовують для розрахунку формули кристалогідрату?



## Індивідуальне завдання до лабораторної роботи №2

Табл. 2.2

№ варіанту	<u>Завдання 1</u> Визначити відсотковий вміст кристалізаційної води та безводної солі у кристалогідраті	<u>Завдання 2</u>
1	$MgCl_2 \cdot 6H_2O$	Складіть молекулярну формулу масляної кислоти, яка містить (по масі) 54,5% вуглецю, 36,4% кисню та 9,1% гідрогену. Густина її пари за воднем $D(H_2) = 44$ .
2	$Fe_2O_3 \cdot H_2O$	Складіть молекулярну формулу речовини, що містить (по масі) 93,75% вуглецю та 6,25% гідрогену, якщо густина цієї речовини за повітрям $D(пов.) = 4,41$ .
3	$AlCl_3 \cdot 6H_2O$	Розрахуйте густину оксиду вуглецю (IV) за воднем та за повітрям.
4	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Газоподібна сполука нітрогену з гідрогеном містить 12,5% (мас.) гідрогену. Густина сполуки за воднем $D(H_2) = 16$ . Виведіть молекулярну формулу речовини.
5	$PtCl_2 \cdot 4H_2O$	Визначте молекулярну формулу оксиду нітрогену, якщо вміст нітрогену (по масі) становить 30,4%, а густина оксиду за воднем $= 46$
6	$BaCl_2 \cdot 2H_2O$	Складіть молекулярну формулу речовини, яка містить (по масі) 39,14% вуглецю, 52,16% кисню та 8,7% гідрогену. Густина її пари за воднем $D(H_2) = 46$ .
7	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	Складіть молекулярну формулу мінералу, який містить (по масі) 36,8% феруму; 31,6% кисню та 31,6% титану. Густина її пари за воднем $D(H_2) = 151$ .
8	$FeCl_3 \cdot 6H_2O$	Простіша формула гідразину $NH_2$ . Найдіть його молекулярну формулу, якщо густина пари гідразину за повітрям $D(пов.) = 1,1$ .
9	$NH_3 \cdot H_2O$	Визначте молекулярну формулу речовини, яка містить (по масі) 85,7% карбону та 14,3% гідрогену. Густина пари речовини за воднем $D(H_2) = 14$ .

10	$\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	Розрахуйте густину оксиду нітрогену (V) за воднем та за повітрям.
11	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Складіть формулу кристалогідрату бури, яка містить (по масі) 12,05% Na; 11,35% B; 71,32% O; 5,28% H.
12	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Розрахуйте густину метану за воднем та за повітрям.
13	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Складіть молекулярну формулу спирту, якщо співвідношення карбону, гідрогену та оксигену відповідають 3:1:4. Густина пари спирту за воднем = 16.
14	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Розрахуйте густину амоніаку за воднем та за повітрям.
15	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	Визначте молекулярну формулу речовини, яка містить 92,3% карбону та 7,7% гідрогену. Густина пари речовини за воднем = 13.
16	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	При прожарюванні 2,94г хлориду кальцію видалили 1,45г кристалізаційної води. Розрахуйте формулу кристалогідрату $\text{CaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$
17	$\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_3(\text{OH})_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Визначте молекулярну формулу речовини, до складу якої входить 25% гідрогену та 75% карбону. Густина пари речовини за воднем = 24.
18	$\text{Mg}_6\text{Si}_4\text{O}_{11}(\text{OH})_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Розрахуйте формулу кристалогідрату $\text{FeSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , якщо при прожарюванні 11г кристалогідрату було видалено 5г кристалізаційної $\text{H}_2\text{O}$ .
19	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Найдіть молекулярну формулу речовини, до складу якої входить 20% гідрогену та 80% карбону. Молекулярна маса речовини $M = 30$ г/моль.
20	$\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Розрахуйте формулу кристалогідрату $\text{CoCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , якщо при прожарюванні 9,15г кристалогідрату було видалено 4,15г кристалізаційної $\text{H}_2\text{O}$ .

## Лабораторна робота №3

Тема: «Визначення еквіваленту металу методом витиснення водню»

### Теоретична частина

Хімічним еквівалентом речовини називають деяку умовну або реальну частинку цієї речовини, яка в даній реакції сполучається або заміщує 1 моль атомів гідрогену або 8 моль атомів кисню. Більша частина елементарних речовин взаємодіє або з гідрогеном, або з киснем, або з ними разом. Тому еквіваленти гідрогену та кисню прийняті у якості вихідних при розрахунках хімічних еквівалентів інших речовин, що з ними взаємодіють.

Закон еквівалентів: маси речовин, що взаємодіють між собою без остатку за нормальних умов ( $P = 1 \text{ атм.} = 760 \text{ мм рт.ст.} = 101\,325 \text{ Па}$ ;  $T = 273 \text{ К}$  або  $0^\circ \text{C}$ ), прямо пропорційні молярним масам їх еквівалентів

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Mekv_1}{Mekv_2}.$$

Об'єми газів, що реагують між собою при постійних температурі та тиску без остатку (н. у.), прямо пропорційні об'ємам їх еквівалентів

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{Vekv_1}{Vekv_2}.$$

У хімічній практиці буває так, що одна з реагуючих речовин знаходиться у твердому агрегатному стані, а інша речовина – у газоподібному; тоді закон еквівалентів для цього випадку (н. у.) можна виразити таким чином:

$$\frac{m_1}{V_2} = \frac{Mekv_1}{Vekv_2}.$$

Молярна маса еквіваленту речовини [г-екв/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини:

$$M_{\text{екв.}(речовини)} = f_{\text{екв.}(речовини)} \times M(речовини).$$

Молярний об'єм еквіваленту газоподібної речовини [л/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярний об'єм газу:

$$V_{\text{екв.}(газу)} = f_{\text{екв.}(газу)} \times V_M(газу) = f_{\text{екв.}(газу)} \times 22,4.$$

Кількість речовини еквіваленту [моль] – це відношення маси речовини до молярної маси її еквівалента:

$$\eta_{\text{екв}} = \frac{m}{M_{\text{екв}}}.$$

Якщо речовина газоподібна, то кількість речовини її еквіваленту [моль] – це відношення об'єму речовини до молярного об'єму еквіваленту газу:

$$\eta_{ekv} = \frac{V}{V_{ekv}}.$$

**Фактор еквівалентності речовини** є число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом.

**Фактор еквівалентності простої речовини** дорівнює оберненій величині добутку числа атомів, що складають формулу речовини, на їх валентність:

$$f_{ekv.(\text{прост. реч.})} = \frac{1}{n(\text{ат}) \times B}.$$

Наприклад:  $f_{ekv.}(\text{O}_2) = \frac{1}{2 \times 2} = \frac{1}{4};$   $f_{ekv.}(\text{Zn}) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}.$

**Фактор еквівалентності оксидів** дорівнює оберненій величині добутку числа атомів кисню на їх валентність:

$$f_{ekv.(\text{оксид.})} = \frac{1}{n(\text{O}) \times B(\text{O})}.$$

Наприклад:  $f_{ekv.}(\text{MnO}_2) = \frac{1}{2 \times 2} = \frac{1}{4};$   $f_{ekv.}(\text{Na}_2\text{O}) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2};$   
 $f_{ekv.}(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{3 \times 2} = \frac{1}{6}.$

**Фактор еквівалентності гідроксидів** дорівнює оберненій величині їх кислотності (кількості іонів OH<sup>-</sup>):

$$f_{ekv.}(\text{гідроксид.}) = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}.$$

Наприклад:  $f_{ekv.}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2};$   $f_{ekv.}(\text{NaOH}) = 1.$

**Фактор еквівалентності кислот** дорівнює оберненій величині їх основності (кількості іонів H<sup>+</sup> у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал):

$$f_{ekv.}(\text{кислот}) = \frac{1}{n(\text{H}^+)}.$$

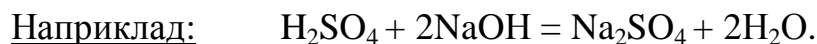
Наприклад:  $f_{ekv.}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2};$   $f_{ekv.}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3};$   $f_{ekv.}(\text{HNO}_3) = 1.$

**Фактор еквівалентності солі** дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на ступень окислення металу:

$$f_{\text{екв.}}(\text{солі}) = \frac{1}{n(\text{Met}) \times B(\text{Met})}.$$

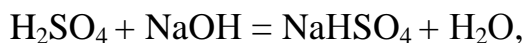
Наприклад:  $f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$ ;  $f_{\text{екв.}}(\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{3 \times 2} = \frac{1}{6}$ .

Фактор еквівалентності для більшості простих і складних речовин, а отже й еквівалент, є змінними величинами і визначаються за рівняннями відповідних хімічних реакцій.



У цій реакції 2 іона  $\text{H}^+$  заміщуються на 2 іона  $\text{Na}^+$ , тому  $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$ ;  $f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$ .

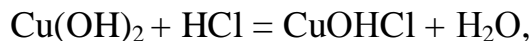
А якщо реакція відбувається за рівнянням:



то  $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ , та  $f_{\text{екв.}}(\text{NaHSO}_4) = 1$ , тому що тільки 1 іон  $\text{H}^+$  заміщуються на 1 іон  $\text{Na}^+$ .

У рівнянні хімічної реакції  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ,  
 $f_{\text{екв.}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$  та  $f_{\text{екв.}}(\text{CuCl}_2) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$ .

А якщо реакція відбувається за рівнянням



то:  $f_{\text{екв.}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1$  та  $f_{\text{екв.}}(\text{CuOHCl}) = 1$ .

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:** за результатами експерименту визначити молярну масу еквіваленту металу (Zn) за об'ємом витисненого їм водню з розчину соляної кислоти.

**Прилади та реактиви:** прилад для визначення еквіваленту металу; аналітичні або технохімічні терези та різноважки; термометр, барометр, фільтрувальний папір; бюкс з металевою стружкою (Zn) або порошком (х.ч.); склянка з 4н. розчином соляної кислоти (HCl), мірний циліндр.

### Хід визначення.

Прилад для визначення еквіваленту металу складається з колби, об'ємом 150см<sup>3</sup>, відвідної трубки, кристалзатора та евдіометра (приладу для визначення об'єму водню), який закріплений у штативі.

У колбу за допомогою мірного циліндру наливають 15-20см<sup>3</sup> розбавленої соляної кислоти (HCl) так, щоб не намочити горличко колби.

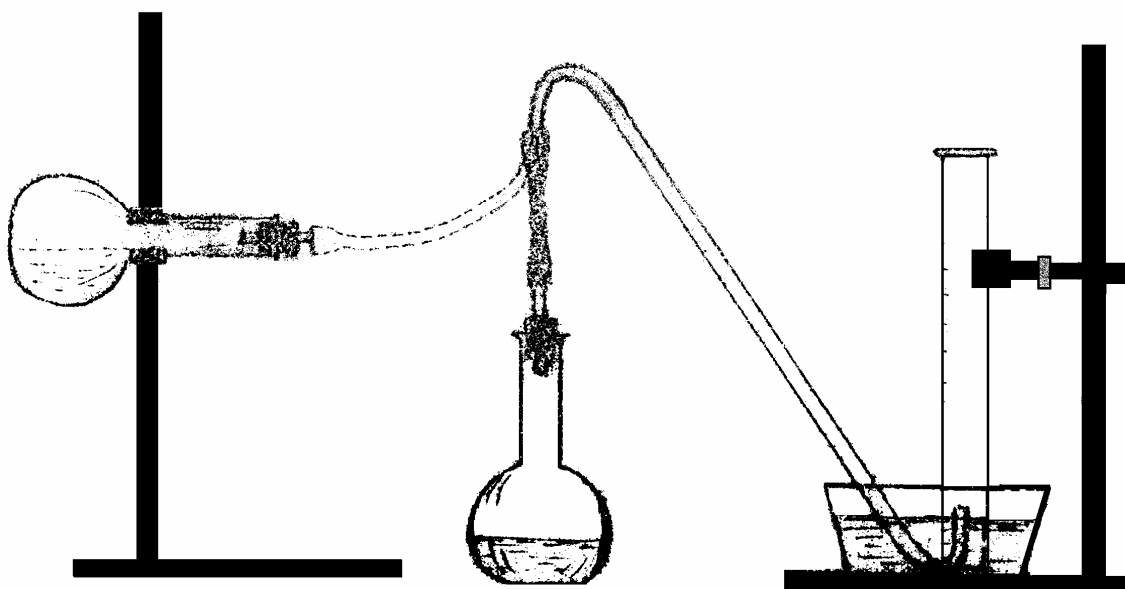
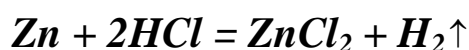


Рис. 2 – Схема приладу для визначення молярної маси еквівалента металу за об'ємом витисненого водню.

На аналітичних або технохімічних терезах зважують навішення металевої стружки або порошку цинку (Zn), яке близько до 0,1г. Це навішення цинку поміщають на стінку горличка колби, яке попередньо було протерте шматочком фільтрувального паперу. Колба при цьому повинна знаходитись у горизонтальному положенні. Відвідна трубка одним кінцем за допомогою пробки герметично сполучається з колбою, а інший кінець її підводиться під евдіометр. Евдіометр попередньо заповнюють водою, рівень якої встановлюють поблизу нульової відмітки у верхній частині евдіометру або точно на нуль.

Точно відмічають рівень води в евдіометрі ( $a_1$ , см<sup>3</sup>), потім різко повертають колбу у вертикальне положення так, щоб навішення цинку попало у кислоту. Відбувається хімічна реакція, в результаті якої виділяється водень (H<sub>2</sub>), що надходить відвідною трубкою та витісняє воду з евдіометра.



Після закінчення реакції:

- відмічають кінцевий рівень води в евдіометрі:  $a_2$  (см<sup>3</sup>) та знаходять об'єм водню, що виділився, за формулою:  $V(H_2) = a_2 - a_1$  (см<sup>3</sup>);
- лінійкою заміряють висоту стовпчика води, що осталась в евдіометрі, від рівня води у кристалізаторі до рівня води в евдіометрі:  $h_2$  (мм);
- по барометру, що знаходиться у лабораторії, відмічають атмосферний тиск:  $P_{атм.}$  (мм рт. ст.);
- відмічають температуру під час досліду по термометру, що знаходиться у лабораторії:  $t^{\circ}C$ ;
- у таблиці (додаток №1), знаходять значення тиску водяної пари при температурі досліду:  $h_1$  (мм рт. ст.).

**Результати вимірювань** зводять у таблицю:

Табл. 3.1

m (Zn), г	$a_1$ , см <sup>3</sup>	$a_2$ , см <sup>3</sup>	$V(H_2)$ , см <sup>3</sup>	$h_2$ , мм	$h_1$ , мм рт. ст.	$P_{атм.}$ , мм рт. ст.	$t^{\circ}C$

**Розрахунки:**

Отримані дані та формулу об'єднаного газового закону Бойля – Маріотта і Гей – Люссака використовують для розрахунку об'єму водню за нормальних умов:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} \Rightarrow$$

$$V_0(H_2) = \frac{PVT_0}{P_0T} = \frac{(P_{атм.} - h_1 - (h_2/13,6)) \times V(H_2) \times 273}{760 \times (273 + t^{\circ}C)},$$

де: 13,6 – густина ртуті.

Використовуючи закон еквівалентів (н. у.), отримаємо значення молярної маси еквіваленту цинку:

$$M_{екв.}(Zn) = \frac{m(Zn) \times V_{екв}(H_2)}{V_0(H_2)}.$$

**Розрахунок похибки досліду:**

Відносну похибку досліду у відсотках розраховують за формулою:

$$\Pi = \frac{|M_{екв}(Zn)_{теор.} - M_{екв}(Zn)_{експ.}|}{M_{екв}(Zn)_{теор.}} \times 100\%,$$

де:  $M_{екв.}(Zn)_{теор.}$  – молярна маса еквіваленту цинку, розрахована теоретично за формулою для простої речовини (г-екв/моль);

$M_{екв.}(Zn)_{експ.}$  – молярна маса еквіваленту цинку, розрахована за результатами експерименту (г-екв/моль).

**Запишіть кінцевий результат з урахуванням похибки досліду.  
Зробіть висновок.**

**Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів**

1. Що називають еквівалентом речовини?
2. Сформулюйте закон еквівалентів.
3. За яких умов справедливий закон еквівалентів?
4. Що називають фактором еквіваленту речовини?
5. Як розрахувати фактор еквіваленту простої речовини та складних речовин (оксидів, гідроксидів, кислот, середніх солей, кислих солей, основних солей)?
6. Як розрахувати молярну масу еквіваленту речовини та еквівалентний об'єм газоподібної речовини?
7. Чому дорівнює кількість речовини еквіваленту?
8. Фактор еквіваленту є постійною чи змінною величиною? Від яких факторів залежить значення еквіваленту речовини?
9. Одна й та ж кількість металу сполучається з 0,2г оксигену та з 3,17г галогену. Визначити молярну масу еквіваленту галогену.
10. На нейтралізацію 2,45г кислоти потрібно витратити 2г гідроксиду натрію (NaOH). Визначити молярну масу еквіваленту кислоти.
11. 1,6г кальцію (Ca) та 2,61г цинку (Zn) витісняють з кислоти однакову кількість водню ( $H_2$ ). Розрахуйте молярну масу еквіваленту цинку, якщо молярна маса еквіваленту кальцію дорівнює 20г-екв/моль.
12. При взаємодії 5,95г деякої речовини з 2,75г соляної кислоти (HCl) отримали 4,4г солі. Розрахуйте молярні маси еквіваленту цієї речовини та солі, яку отримали.
13. 1г деякого металу сполучається з 8,89г бромом та з 1,73г сірки. Розрахуйте молярні маси еквіваленту бромом та металу, якщо молярна маса еквіваленту сірки дорівнює 16г-екв/моль.
14. Маса 1л кисню ( $O_2$ ) дорівнює 1,4г. Скільки літрів кисню витрачується при згорянні 21г магнію, фактор еквіваленту якого  $=1/2$ .
15. Розрахуйте атомну масу двовалентного металу та визначте, який це метал, якщо 8,34г металу окислюються 0,68л кисню ( $O_2$ ). Умови нормальні.



### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №3

- а) розрахуйте фактор еквіваленту ( $f_{екв}$ ) речовини та підкресленого елемента; розрахуйте молярну масу еквіваленту цієї-ж речовини ( $M_{екв}$ ) та підкресленого елемента;
- б) розрахуйте об'єм еквіваленту газоподібної речовини ( $V_{екв}$ );
- в) розрахуйте кількість речовини еквіваленту даної речовини ( $\eta_{екв}$ ), якщо дана її маса ( $m, g$ ).

Табл.3.2

№ варіанту	а) Формула речовини	б) Формула газоподібної речовини	в) Формула речовини та її маса (г)
1	<u>Cu</u> (OH) <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , 49
2	H <sub>2</sub> <u>Si</u> O <sub>3</sub>	O <sub>2</sub>	CuSO <sub>4</sub> , 159,5
3	<u>Ca</u> SO <sub>4</sub>	CO <sub>2</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub> , 37
4	NaH <u>S</u> O <sub>4</sub>	CO	NaOH, 120
5	Na <sub>2</sub> H <u>P</u> O <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> S	Fe(OH) <sub>3</sub> , 107
6	<u>Mg</u> OHCl	HCl	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , 159
7	Mg <u>C</u> l <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	CH <sub>4</sub> , 4
8	<u>Mg</u> (OH) <sub>2</sub>	CH <sub>4</sub>	HCl, 73
9	<u>K</u> OH	Br <sub>2</sub>	CuCl <sub>2</sub> , 134,5
10	<u>Al</u> (OH) <sub>3</sub>	SO <sub>2</sub>	MgSO <sub>4</sub> , 120
11	Na <sub>3</sub> <u>P</u> O <sub>4</sub>	F <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub> , 17
12	H <sub>2</sub> <u>C</u> O <sub>3</sub>	NO	CO <sub>2</sub> , 22
13	Al(OH) <sub>2</sub> <u>C</u> l	HBr	AlCl <sub>3</sub> , 89
14	<u>Ca</u> (NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , 65,3
15	<u>Fe</u> (OH) <sub>3</sub>	N <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> S, 17
16	H <sub>3</sub> <u>P</u> O <sub>4</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Al(OH) <sub>2</sub> Cl, 100
17	NaH <sub>2</sub> <u>P</u> O <sub>4</sub>	HF	FeCl <sub>3</sub> , 50
18	<u>Fe</u> Cl <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , 25
19	Fe(OH) <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub>	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , 36
20	NaH <u>S</u>	N <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub> , 250
21	<u>Fe</u> <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	PH <sub>3</sub>	MgCl <sub>2</sub> , 160
22	<u>Ca</u> O	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	MgOHCl, 36
23	<u>K</u> <sub>2</sub> S	Br <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Na <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , 120
24	Na <sub>2</sub> <u>Cr</u> <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	H <sub>2</sub> O	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , 98
25	<u>N</u> H <sub>3</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	Fe(OH) <sub>2</sub> , 90
26	Al( <u>N</u> O <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	OF <sub>2</sub>	KOH, 112
27	Al <sub>2</sub> ( <u>S</u> O <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	SiF <sub>4</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , 150
28	<u>N</u> <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	HF	HNO <sub>3</sub> , 280
29	<u>C</u> l <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	NH <sub>3</sub>	NaHS, 100
30	<u>H</u> NO <sub>3</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub> , 210

## Розділ 2. Властивості неорганічних сполук

### Лабораторна робота №4

#### Тема: «Властивості та класифікація неорганічних сполук»

#### Теоретична частина

Усі неорганічні речовини за складом поділяються на прості та складні. Серед простих речовин розрізняють метали та неметали.

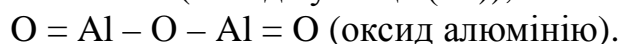
Метали – це сполуки, характерною фізичною властивістю яких є високі тепло- та електропровідність, пластичність, металічний блиск, а характерною хімічною властивістю – здатність віддавати свої валентні електрони, перетворюючись при цьому в позитивно заряджені іони (катіони).

Неметали – це сполуки, що мають лише незначні металічні ознаки, або не мають їх зовсім. У своїй більшості фізичні властивості неметалів – це низька тепло- та електропровідність, крихкість, відсутність металічного блиску. У хімічному відношенні для неметалів характерно приєднувати валентні електрони інших елементів, перетворюючись у негативно заряджені іони (аніони). До неметалів належать 22 елементи: Н, Не, В, С, N, О, F, Ne, Si, P, S, Cl, Ar, As, Se, Br, Kr, Te, I, Xe, At, Rn. Всі інші елементи у періодичній системі елементів ім. Д.І.Менделєєва – метали.

У результаті хімічних перетворень із простих речовин можна отримати складні сполуки – оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі – які за функціональними ознаками є найважливішими класами неорганічних сполук.

### ОКСИДИ

Оксидами називають сполуки, що складаються з атомів двох елементів, один з яких є кисень у ступені окислення -2. В оксидах атоми кисню сполучаються з атомами інших елементів і не зв'язані безпосередньо між собою. Наприклад:

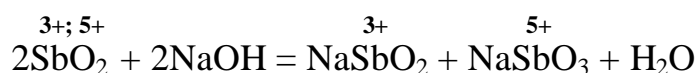
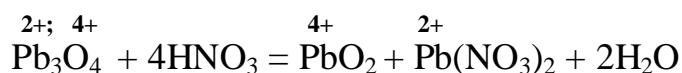
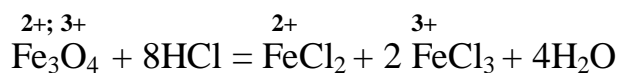


Сполуки елементів з киснем, в молекулах яких існує зв'язок між атомами кисню, називають пероксидами:

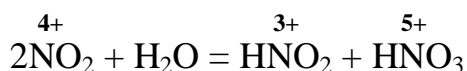
$\text{H}_2\text{O}_2$  – пероксид водню, його структурна формула:  $\text{H} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$ .  
Ступінь окислення кисню в пероксидах -1. Пероксиди металів (наприклад:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ;  $\text{CaO}_2$ ;  $\text{BaO}_2$ ) належать до класу солей.

Існує група складних оксидів. До їх складу входять атоми елементів у різних валентних станах:  $2+; 3+ \quad 2+ \quad 3+ \quad 2+; 4+ \quad 2+ \quad 4+$   
 $3+; 5+ \quad 3+ \quad 5+ \quad \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3); \quad \text{Pb}_3\text{O}_4 (2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2);$   
 $\text{SbO}_2 (\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot \text{Sb}_2\text{O}_5).$

Поведінка цих сполук у реакціях подібна поведінці сумішей простих оксидів, що їх утворюють, наприклад:



Аналогічно поведуть себе окремі прості оксиди неметалів ( $\text{NO}_2$ ;  $\text{ClO}_2$ ), наприклад:



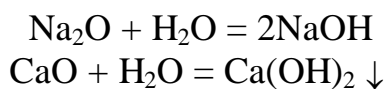
За своїми хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні та несолетворні. Інших дуже мало. Солетворних оксидів більшість, вони поділяються на основні, кислотні, амфотерні.

## ОСНОВНІ ОКСИДИ

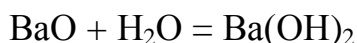
Основними називають оксиди, гідрати яких є основами. До них належать тільки оксиди лужних, лужноземельних металів, та всіх інших металів у нижчих ступенях окислення (+1, +2, рідше +3). У звичайному стані всі основні оксиди – тверді сполуки.

### Хімічні властивості основних оксидів

1. Взаємодія з водою з утворенням розчинних у воді основ (лугів):

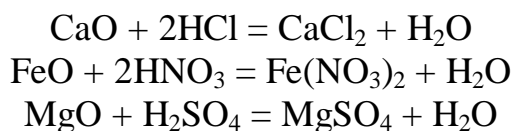


Для визначення можливості взаємодії оксиду з водою необхідно користуватись таблицею розчинності кислот, солей та основ (додаток №2). Якщо гідроксид, що відповідає даному оксиду, розчинний у воді, то розчинний і цей оксид. Наприклад, необхідно визначити можливість взаємодії з водою  $\text{BaO}$ . Використаємо для цього таблицю розчинності кислот, солей та основ. Якщо  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , що відповідає оксиду  $\text{BaO}$ , у воді розчинний, то  $\text{BaO}$  реагуватиме з водою за реакцією:

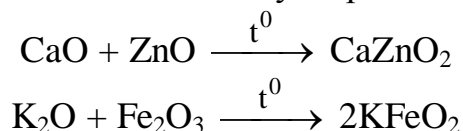


Основні оксиди більшості металів з водою не реагують. Їх гідроксиди добувають непрямим шляхом.

2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей та води:



3. Оксиди лужних та лужноземельних металів під час сплавлення взаємодіють з амфотерними оксидами з утворенням солей:

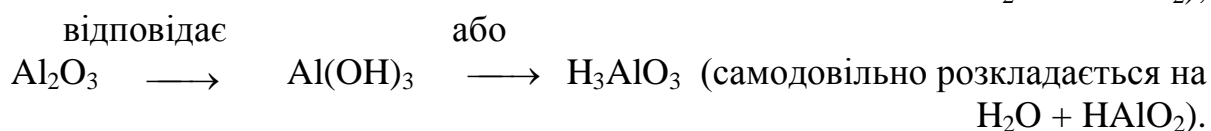
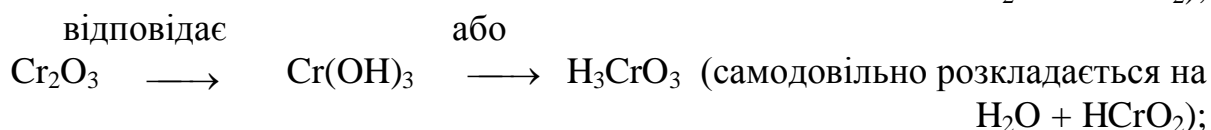
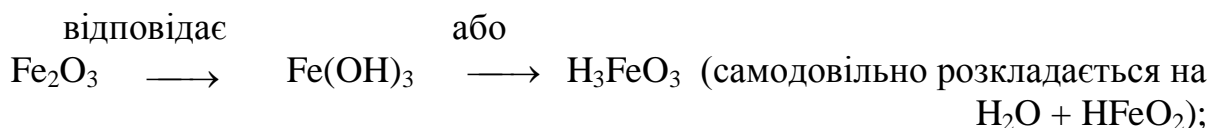


У наведених реакціях оксиди ZnO та Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> виявляють кислотні властивості, тому для безпомилкового написання рівнянь реакцій треба пам'ятати, який гідроксид (в даному випадку кислота) відповідає даному оксиду, наприклад:



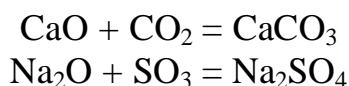
Таким чином, при взаємодії ZnO з оксидами, що виявляють більш основні, ніж ZnO, властивості, утворюватимуться солі двоосновної цинкової кислоти – цинкати, в даному випадку цинкат кальцію CaZnO<sub>2</sub>.

А при взаємодії оксиду заліза(III), оксиду хрому(III), оксиду алюмінію, що реагують з оксидами з більш основними властивостями, цю відповідність можна подати схемою:



Таким чином, під час взаємодії Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> з оксидами, що проявляють більш основний, ніж Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, характер, утворюватимуться солі одноосновної мета – алюмінатної кислоти (мета-алюмінати).

4. Основні оксиди взаємодіють з кислотними оксидами з утворенням солей:

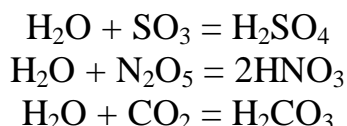


## КИСЛОТНІ ОКСИДИ

Кислотними називають оксиди, гідрати яких є кислотами, іноді їх називають ангідридами кислот, до них належать оксиди неметалів, а також деяких металів у високих та вищих ступенях окислення (+5, +6, +7). Не утворюють кислотних оксидів тільки фтор, гелій, неон, аргон, криптон.

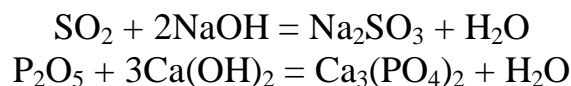
### Хімічні властивості кислотних оксидів

1. Взаємодія з водою з утворенням кислоти.

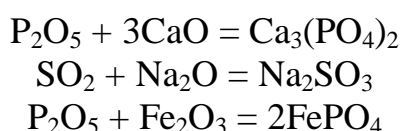


Щоб з'ясувати, чи може відбуватись реакція взаємодії кислотного оксиду з водою, слід звернутися до таблиці розчинності (додаток №2). Якщо кислота, що відповідає даному оксиду, розчинна, то розчинний у воді і цей оксид. Наприклад, треба визначити можливість взаємодії з водою  $\text{SiO}_2$ . Згідно з таблицею розчинності визначимо, що кремнієва кислота ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) як гідроксид, що відповідає оксиду  $\text{SiO}_2$ , у воді нерозчинна, тому даний кислотний оксид  $\text{SiO}_2$  з водою не реагує.

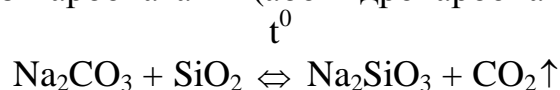
2. Взаємодія з основами з утворенням солі та води:



3. Деякі кислотні оксиди реагують з основними та амфотерними оксидами з утворенням солей:

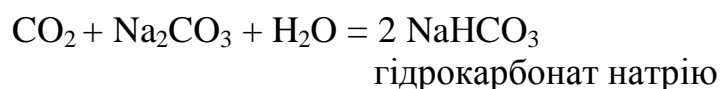


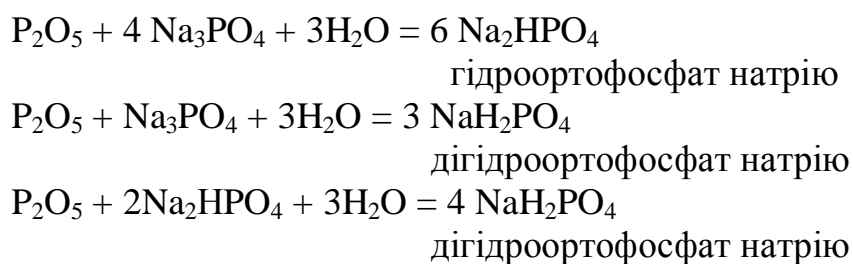
4. Взаємодія з карбонатами (або гідрокарбонатами) натрію під час сплавлення:



Ця реакція та подібні до неї відтворюються на явищі витиснення легкого оксиду  $\text{CO}_2$  нелетким кислотним оксидом при нагріванні.

5. Кислотні оксиди, яким відповідають багатоосновні кислоти, реагують із середніми солями цих самих кислот при наявності води з утворенням кислих солей:



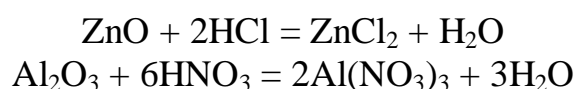


### АМФОТЕРНІ ОКСИДИ

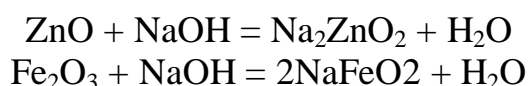
Амфотерними називають оксиди, які залежно від умов виявляють властивості як основних, так й кислотних оксидів. До них належать оксиди деяких металів головних підгруп (берилію, алюмінію, стануму(IV), плумбуму(IV)), а також багатьох металів побічних підгруп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окислення (+3, +4, рідше +2) – мангану(IV), хрому (III), феруму(III), цинку, й так далі.

#### Хімічні властивості амфотерних оксидів

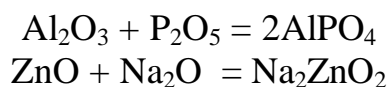
1. Не реагують з водою, тому що їх гідроксиди нерозчинні у воді (додаток №2).
2. Реагують з кислотами, виявляючи основні властивості, з утворенням солей:



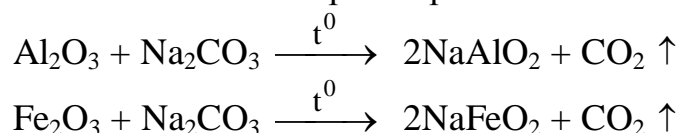
3. Реагують з основами, виявляючи кислотні властивості, з утворенням солей:



4. Реагують з кислотними та основними оксидами, утворюючи солі:

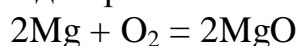


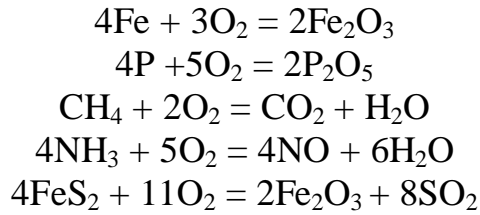
5. Реагують з солями летких кислот при нагріванні:



#### Способи добування оксидів

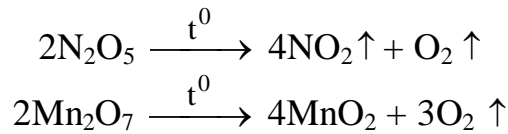
1. Прямий спосіб – при взаємодії простих або складних речовин з киснем:



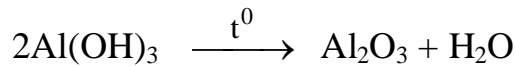


2. Термічне розкладання складних речовин, які вміщують кисень:

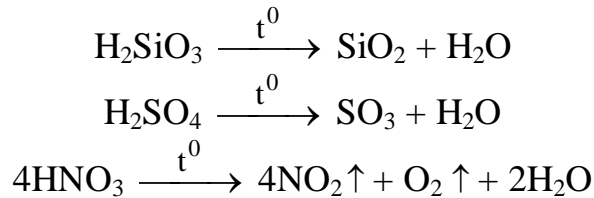
а) оксидів



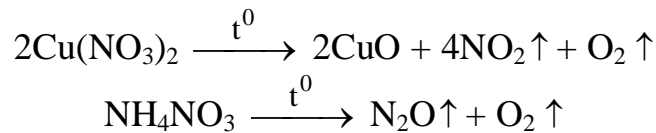
б) основ



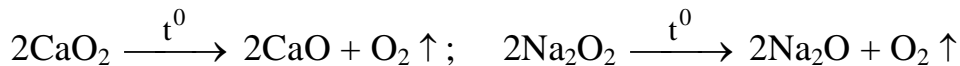
в) кислот



г) солей



д) пероксидів



### Номенклатура оксидів та структурні (графічні) формули

Назва оксиду за міжнародною номенклатурою складається з двох слів: «оксид» та «назва елементу у родовому відмінку». Якщо елементу властиві декілька ступенів окислення, то в назві його оксиду вказують цю ступінь окислення римською цифрою у дужках після назви елементу. Наприклад:  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  – оксид мангану (VII);  $\text{NO}_2$  – оксид нітрогену (IV);  $\text{N}_2\text{O}_5$  – оксид нітрогену (V);  $\text{SO}_3$  – оксид сульфуру (VI); але –  $\text{Al}_2\text{O}_3$  – оксид алюмінію, тому що алюмінію властива тільки одна ступінь окислення +3.

Структурні (графічні) формули вказують лише порядок з'єднання атомів у молекулах складних сполук. При складанні таких формул слід дотримуватися декількох правил:

- валентність кисню у солетворних оксидах = 2,

- одиниця валентності умовно позначається однією рисою,
- в оксидах атоми оксигену сполучаються з атомами інших елементів і не зв'язані безпосередньо між собою, тому структурну формулу записують в лінію, чергуючи елемент з оксигеном,
- першим записують той елемент, кількість якого більше,
- якщо кількість атомів оксигену значно більше, ніж кількість атомів елементу, то атоми оксигену (які не вмістились у одну лінію) записують знизу та зверху над символом елементу.

Наприклад: +5; -2

$\text{N}_2\text{O}_5$  – оксид нітрогену (V);

структурна формула: 
$$\begin{array}{c} \text{O} = \text{N} - \text{O} - \text{N} = \text{O} \\ \parallel \qquad \parallel \\ \text{O} \qquad \qquad \text{O} \end{array}$$

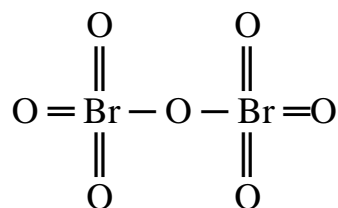
+1; -2

$\text{K}_2\text{O}$  – оксид калію;      структурна формула :  $\text{K} - \text{O} - \text{K}$

+7; -2

$\text{Br}_2\text{O}_7$  – оксид бром(VII);

структурна формула:



## ОСНОВИ

За атомно – молекулярним вченням основи – це складні сполуки, які складаються з атомів металу та гідроксогруп  $\text{OH}^-$ . Валентність металу визначає кількість гідроксогруп та вказує на кислотність основи. З точки зору теорії електролітичної дисоціації (С. Ареніус) основи – це електроліти, які у розчинах та розплавах дисоціюють на катіони металу  $\text{Me}^{+n}$  та аніони гідроксогруп  $\text{OH}^-$ .



Основи можна класифікувати:

- за розчинністю – розчинні основи (луги та гідроксид амонію) та нерозчинні основи (додаток №2);
- за кількістю гідроксогруп – однокислотні ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ); двокислотні ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ); багатокислотні ( $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ).



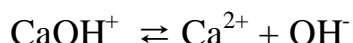
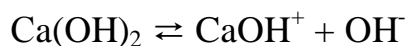
Лугами називають гідроксиди лужних металів (1 група головна підгрупа періодичної системи елементів: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) та гідроксиди лужноземельних металів (2 група головна підгрупа періодичної системи елементів: Ca, Sr, Ba, Ra).

### Хімічні властивості основ

1. Луги, як сильні електроліти, у водних розчинах дисоціюють на катіони

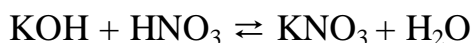


Багатокислотні основи дисоціюють поступово:

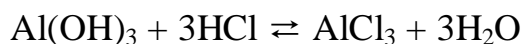


Завдяки наявності у розчинах лугів гідроксидних іонів ( $\text{OH}^-$ ) кислотно-основні індикатори забарвлюють ці розчини у характерний колір: метилоранж – жовтий, лакмус – синій, фенол-фталеїн – малиновий.

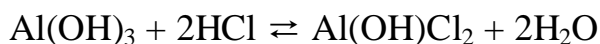
2. Основи взаємодіють з кислотами, утворюючи солі:



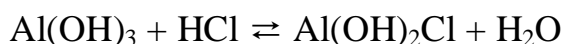
Багатокислотні основи та багатоосновні кислоти реагують між собою залежно від їх молярного співвідношення, утворюючи середні, основні та кислі солі:



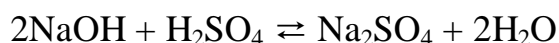
↑ хлорид алюмінію – середня сіль



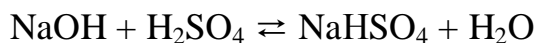
↑ гідроксохлорид алюмінію – основна сіль



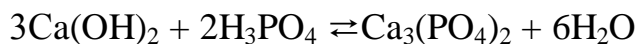
↑ дігідроксохлорид алюмінію – основна сіль



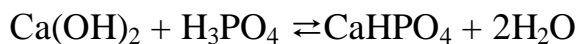
↑ сульфат натрію – середня сіль



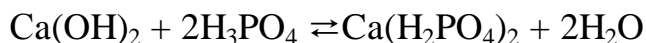
↑ гідросульфат натрію – кисла сіль



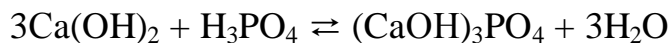
↑ ортофосфат кальцію – середня сіль



↑ гідроортофосфат кальцію – кисла сіль

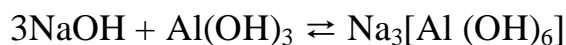
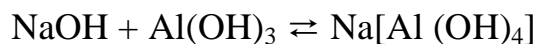


↑ дігідроортофосфат кальцію – кисла сіль

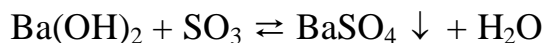


↑ ортофосфат гідроксокальцію – основна сіль

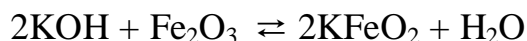
3. Луги реагують з амфотерними гідроксидами, утворюючи комплексні солі:



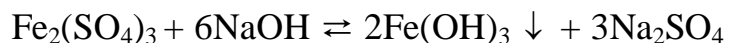
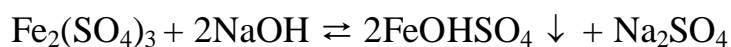
4. Взаємодіють з кислотними оксидами, утворюючи сіль та воду:



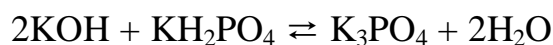
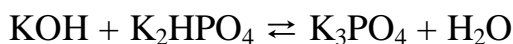
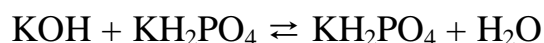
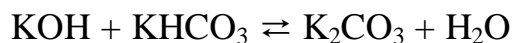
5. Луги взаємодіють з амфотерними оксидами при сплавленні ( $t^0$ ), утворюючи сіль та воду:



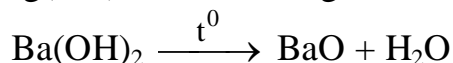
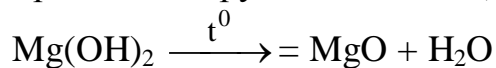
6. Луги взаємодіють із середніми солями, якщо гідроксид або основна сіль, що утворилися, нерозчинні у воді:



7. Луги взаємодіють з кислими солями, утворюючи середню або іншу кислоту сіль та воду:

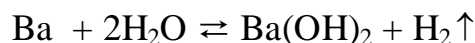
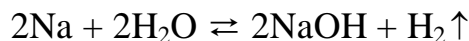


8. При нагріванні ( $t^0$ ) основи розкладаються на основний оксид та воду (крім гідроксидів натрію, калію, рубідію та цезію):

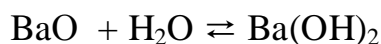


#### Способи отримання основ

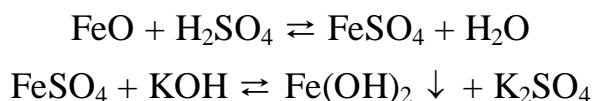
1. Луги отримують взаємодією лужних (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) або лужноземельних металів (Ca, Sr, Ba, Ra) з водою – це так званий прямий спосіб отримання лугів:



2. Також прямим способом отримання лугів є взаємодія оксидів лужних та лужноземельних металів з водою:



3. Нерозчинні основи отримують непрямим способом. Спочатку основний оксид сполучають з сильною кислотою, отримуючи сіль, а потім на отриману сіль діють лугом:



### Номенклатура основ та структурні (графічні) формули

За міжнародною номенклатурою назва основи складається з двох слів: «гідроксид» та «назва металу у родовому відмінку». Якщо метал має кілька валентностей, то у назві основи ця валентність вказується римською цифрою у дужках. Наприклад: KOH – гідроксид калію, Mg(OH)<sub>2</sub> – гідроксид магнію, Fe(OH)<sub>2</sub> – гідроксид заліза(II), Fe(OH)<sub>3</sub> – гідроксид заліза(III), Mn(OH)<sub>2</sub> – гідроксид мангану (II). Крім цього іноді застосовують традиційні назви: KOH – їдке калі, NaOH – їдкий натр, Ba(OH)<sub>2</sub> – їдкий барит, Ca(OH)<sub>2</sub> – гашене вапно.

При складанні структурних (графічних) формул слід дотримуватися правил:

- одиниця валентності умовно позначається одною рисою,
- структурну формулу записують в лінію, чергуючи елемент з водородом,
- водород записують першим,
- якщо кількість атомів водороду > 2, то їх розташовують знизу та зверху атому металу,
- водород з металом з'єднують через кисень,
- валентність кисню в основах = 2.

Наприклад: +; -2; +



+2; -2; +



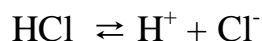
+3; -2; +



### КИСЛОТИ

За атомно-молекулярним вченням кислоти – це складні речовини, які містять атоми водороду, здатні заміщуватися на атоми металів у хімічних реакціях. З точки зору теорії електролітичної дисоціації, кислоти – це електроліти, які у розчинах дисоціюють з утворенням катіонів водороду. Частина молекули кислоти, яка залишається після відщеплення катіона водороду, називається кислотним залишком. Ступінь окислення

кислотного залишку чисельно дорівнює кількості атомів гідрогену в молекулі кислоти.



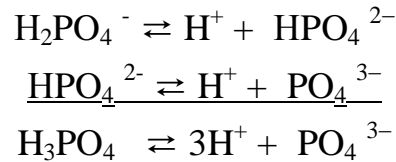
### Класифікація кислот

1. За кількістю атомів гідрогену, здатних заміщуватися на атоми металу (основність): а) одноосновні  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; б) двоосновні  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; в) багатоосновні  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .
2. За складом молекули кислоти (наявність кисню):
  - а) оксигеновмісні, що є гідроксидами неметалів, а також деяких металів у високих та найвищих ступенях окислення:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HMnO}_4$ ;
  - б) безокиснені, тобто розчини водневих сполук неметалів :  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ;
  - в) ізополікислоти:  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{V}_4\text{O}_7$ ;
  - г) гетерополікислоти:  $\text{H}_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4]$ ,  $\text{H}_4[\text{Si}(\text{W}_3\text{O}_{10})_4]$ .
3. За силою (тобто здатністю дисоціювати) кислоти поділяються на три групи:
  - а) сильні  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ;
  - б) середні  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HSCN}$ ;
  - в) слабкі  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .
4. Кислоти поділяються за їхньою окислювальною здатністю на:
  - а) кислоти – окисники, які окислюють кислотоутворюючими елементами: сульфуром, нітрогеном, хлором, що знаходяться у високому або вищому ступені окислення ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ );
  - б) кислоти – неокисники, які окислюють в основному метали катіонами водню:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , розведені  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та  $\text{HClO}_4$ , тощо.

### Хімічні властивості кислот

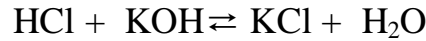
1. У водних розчинах кислоти дисоціюють на іони (катіони  $\text{H}^+$  та аніони кислотного залишку). Сильні кислоти – повністю, середні та слабкі – певною мірою. Багатоосновні та двоосновні кислоти дисоціюють по ступенях:



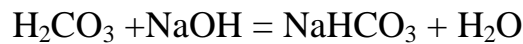


Наявність у розчинах кислот іонів  $\text{H}^+$  впливає на колір кислотно-основних індикаторів: метилоранж – червоний, лакмус – червоний.

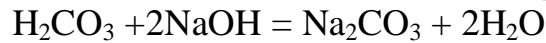
2. Реагують з основами, утворюючи солі та воду (реакція нейтралізації):



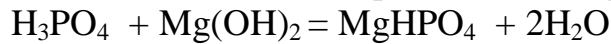
Багатоосновні кислоти та багато кислотні основи реагують між собою, утворюючи середні, кислі або основні солі та воду.



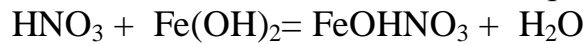
кисла сіль – гідрокарбонат натрію



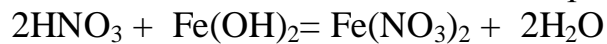
середня сіль – карбонат натрію



кисла сіль – гідроортофосфат магнію

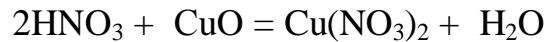


основна сіль – гідроксонітрат заліза(II)

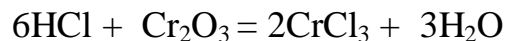


середня сіль – нітрат заліза(II)

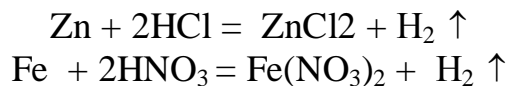
3. Кислоти реагують з основними оксидами, утворюючи сіль та воду:



4. Кислоти реагують з амфотерними оксидами, утворюючи сіль та воду:



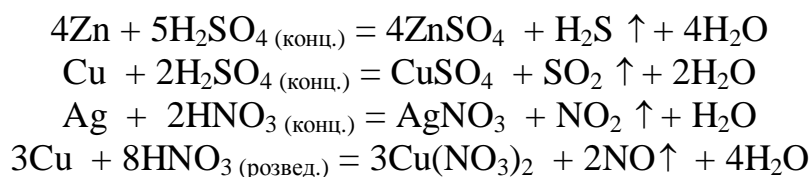
5. Кислоти – неокисники реагують з металами, які стоять у ряді стандартних електродних потенціалів (ряд напруги) перед воднем (зліва від нього), утворюючи сіль та витісняючи водень  $\text{H}_2$  із кислоти:



Метали, що стоять у ряді стандартних електродних потенціалів (ряд напруги) після водню (Cu, Hg, Ag, Pt, Au), не реагують з такими кислотами.

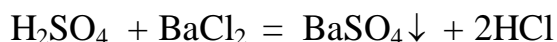
6. Кислоти – окисники (концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , концентрована та розведена  $\text{HNO}_3$  та інші) реагують як з металами, що стоять у ряді стандартних електродних потенціалів (ряд напруги) перед воднем, так і з металами,

що стоять у ряді напруги після водню ( Cu, Hg, Ag, Pt, Au), утворюючи сіль.

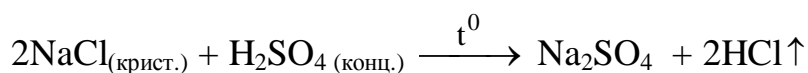


7. Кислоти реагують з солями, утворюючи нові сполуки,

а) якщо кислота або сіль, що утворилися, нерозчинні у воді:



б) якщо в результаті реакції утворюються леткі кислоти (такі реакції відбуваються при нагріванні та відсутності води):



в) якщо кислота, що утворилася, нестійка й розкладається з утворенням кислотного оксиду:



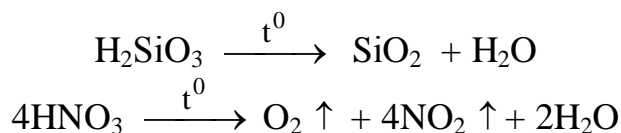
г) якщо утворюється тільки кисла сіль:



д) якщо утворюються кілька солей та вода:

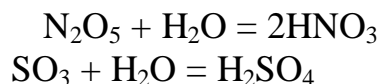


8. Оксигеновмісні кислоти при нагріванні розкладаються на кислотний оксид та воду:

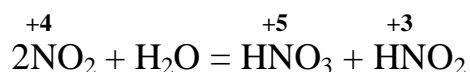


### Способи отримання кислот

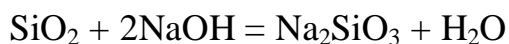
1. При взаємодії кислотних оксидів з водою утворюються оксигеновмісні кислоти (прямий спосіб):



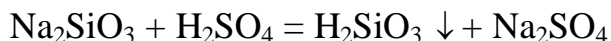
Так можуть утворитися дві кислоти того ж самого елемента з різними ступенями окислення:



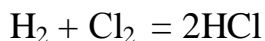
2. Якщо кислотний оксид нерозчинний у воді, то кислоту отримують у дві стадії (непрямий спосіб). Спочатку розчиняють оксид у лузі:



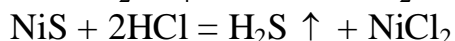
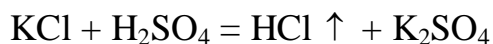
А потім на сіль, що утворилася, діють сильною кислотою:



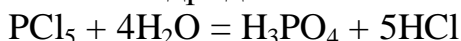
3. Безокисгенні кислоти отримують розчиненням у воді гідрогеновмісних сполук неметалів, одержаних взаємодією водню з неметалами:



4. Кислоти отримують дією на їх сухі солі інших кислот, більш сильних або менш летких:



5. Кислоти оксигеновмісні та безокисгенні одночасно можна отримати гідролізом галоген- або тіоангідридів:



### Номенклатура кислот та графічні формули

Згідно з міжнародною номенклатурою назви оксигеновмісних кислот утворюються від назви неметалу з додаванням закінчення «-атна», якщо ступінь окислення неметалу вища (тобто відповідає номеру групи періодичної системи елементів ім Д.І.Менделєєва); або «-ітна» «-итна», якщо ступінь окислення елемента нижчий.

Наприклад:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – сульфатна кислота (ступінь окислення сульфуру +6, що відповідає № групи цього елемента у періодичній системі ім Д.І.Менделєєва – VI);  $\text{H}_2\text{SO}_3$  – сульфитна кислота (ступінь окислення сульфуру +4);

$\text{H}_2\text{SiO}_3$  – силікатна кислота (ступінь окислення силіція +4, що відповідає № групи цього елемента у періодичній системі ім Д.І.Менделєєва – IV);

$\text{HNO}_3$  – нітратна кислота (ступінь окислення нітрогену +5, що відповідає № групи цього елемента у періодичній системі ім Д.І.Менделєєва – V);  $\text{HNO}_2$  – нітритна кислота (ступінь окислення нітрогену +3);

Якщо елемент може виявляти більш, ніж два ступені окислення в оксигеновмісних кислотах, то вживають префікси «гіпо-» (найнижчий ступінь окислення) та «пер-» (найвищий ступінь окислення).

Наприклад:  $\text{HClO}_4$  – перхлоратна кислота (ступінь окислення хлору найвищий +7);  $\text{HClO}_3$  - хлоратна кислота (ступінь окислення хлору високий +5);  $\text{HClO}_2$  - хлоритна кислота (ступінь окислення хлору низький +3);  $\text{HClO}$  - гіпохлоритна кислота (ступінь окислення хлору найнижчий +1).

У полікислотах число атомів кислотоутворювального елемента позначається грецьким префіксом, що показує кількість елементів. 1 – «моно-», 2 – «ди-», 3 – «три-», 4 – «тетра-», 5 – «пента-», 6 – «гекса-», й так далі. Наприклад:  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – дихроматна кислота;  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$  – тетраборатна кислота;  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  – дифосфатна кислота.

Якщо елемент з певним ступенем окислення здатний утворювати кілька кислот, що відрізняються між собою за числом молекул води, то їх розрізняють за префіксами у назві кислоти: до назви найбагатшої на воду кислоти додають префікс «орто-», до назви найбіднішої – «мета-». Наприклад:  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – ортофосфатна кислота;  $\text{HPO}_3$  – метафосфатна кислота.

Назви безоксигенних кислот містять суфікс «-ид». Наприклад:  $\text{HCl}$  – хлоридна кислота;  $\text{HF}$  – фторидна кислота;  $\text{HBr}$  – бромидна кислота,  $\text{HCN}$  – ціанідна кислота.

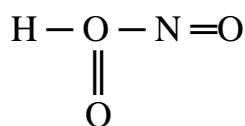
Деякі кислоти мають поширені тривалі назви:  $\text{HCl}$  – соляна кислота,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – сірчана кислота,  $\text{HNO}_3$  – азотна кислота,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  – вугільна кислота (за міжнародною номенклатурою – карбонатна).

При побудові структурних (графічних) формул кислот виконують декілька правил:

- графічну формулу записують в одну лінію, чергуючи атоми гідрогену з атомами кислотоутворюючого елемента, починаючи з гідрогену;
- атоми гідрогену, що залишилися, записують або над, або під кислотоутворюючим елементом;
- поєднати атоми гідрогену з атомами кислотоутворюючого елемента через кисень;
- атоми кисню, що залишились, розташувати зверху, або знизу від кислотоутворюючого елемента, в залежності від наявного місця;
- пам'ятати, що валентність атому кисню = 2; кожна одиниця валентності відповідає одній чорті.

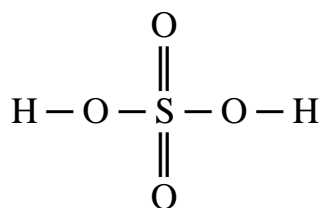
Наприклад:  $+1 +5 -2$

$\text{HNO}_3$  – нітратна (азотна) кислота; її графічна формула:



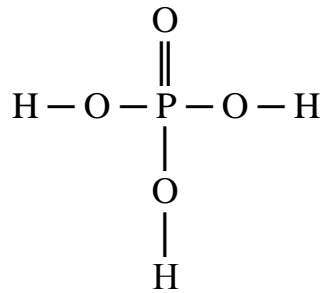
$+1 +6 -2$

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – сульфатна (сірчана) кислота; її графічна формула:





<sup>+1 +5 -2</sup>  
 $\text{H}_3\text{PO}_4$  – ортофосфатна кислота; її графічна формула:



<sup>+1 -1</sup>  
 $\text{HCl}$  – хлоридна (соляна) кислота; її графічна формула:  $\text{H} - \text{Cl}$

<sup>+1 -2</sup>  
 $\text{H}_2\text{S}$  – сульфідна кислота; її графічна формула:  $\text{H} - \text{S} - \text{H}$

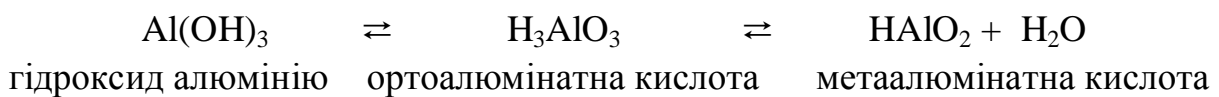
### АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ

Амфотерними називають гідроксиди, які в залежності від умов, проявляють як основні, так й кислотні властивості. Амфотерним гідроксидам відповідають амфотерні оксиди. До них належать гідроксиди деяких металів головних підгруп (берилію  $\text{Be}(\text{OH})_2$ , алюмінію  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , стануму  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ , плюмбуму  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ), а також багатьох металів побічних підгруп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окислення (хрому  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , цинку  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , заліза  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  й так далі).

Усі амфотерні гідроксиди є твердими, нерозчинними у воді речовинами.

#### Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

1. Амфотерні гідроксиди – це слабкі електроліти, що дисоціюють з утворенням незначної кількості іонів водню  $\text{H}^+$  та гідроксид-іонів  $\text{OH}^-$ .

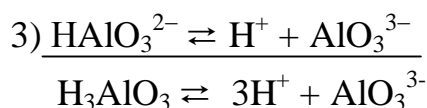


Гідроксид алюмінію може дисоціювати по ступенях:

- 1)  $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{OH}^-$
  - 2)  $\text{Al}(\text{OH})_2^+ \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{OH}^-$
  - 3)  $\underline{\text{Al}(\text{OH})^{2+}} \rightleftharpoons \underline{\text{Al}^{3+}} + \text{OH}^-$
- $$\text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$$

Ортоалюмінатна кислота дисоціює по ступенях:

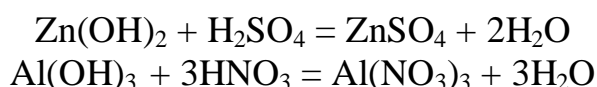
- 1)  $\text{H}_3\text{AlO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AlO}_3^-$
- 2)  $\text{H}_2\text{AlO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HAlO}_3^{2-}$



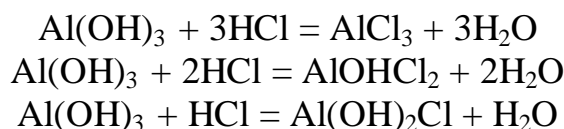
Метаалюмінатна кислота дисоціює таким чином:  $\text{HAlO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{AlO}_2^-$

Амфотерні гідроксиди не змінюють забарвлення індикатора.

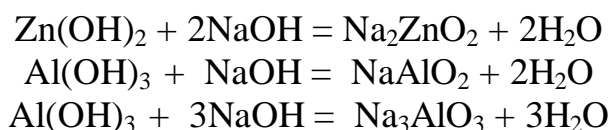
2. Під час взаємодії з кислотами та кислотними оксидами вони виявляють основні властивості.



Утворюватися можуть як середні, так й основні солі, відповідно до молярних співвідношень реагентів.

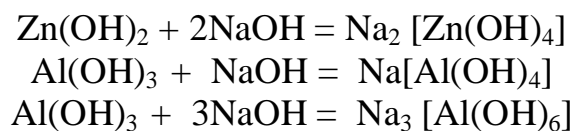


3. Під час взаємодії амфотерних гідроксидів з лугами або з основними оксидами, вони проявляють кислотні властивості.



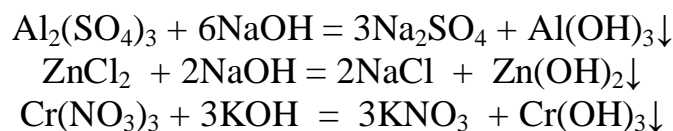
Ці реакції можуть протікати під час сплавлення ( $t^0$ ), в результаті утворюються орто- або мета-алюмінати та цинкат натрію.

4. Під дією водних розчинів лугів з амфотерними гідроксидами (внаслідок виникнення додаткових ковалентних зв'язків за донорно-акцепторним механізмом між атомами металу Al, Zn та гідроксогрупами) можуть утворюватися комплексні гідроксосолі.



#### Способи отримання амфотерних гідроксидів

Амфотерні гідроксиди отримують, як і нерозчинні у воді основи непрямым способом, тобто під час взаємодії відповідних солей з лугами.



## Номенклатура амфотерних гідроксидів та структурні (графічні) формули

Назви амфотерних гідроксидів та їх структурні формули складають за таким же зразком, як й у основ.

### СОЛІ

Солі можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів гідрогену у кислотах на атоми металів, або як продукти повного чи часткового заміщення гідроксильних груп в основах на кислотні залишки.

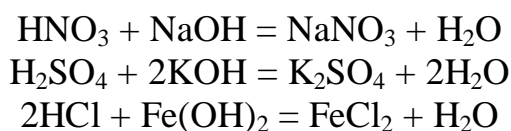
З точки зору теорії електролітичної дисоціації солі – це неорганічні речовини, які дисоціюють на катіони металів та аніони кислотних залишків:



### Класифікація солей

Солі розрізняють на середні, кислі, основні.

Середні солі – це продукти повного заміщення атомів гідрогену кислоти на атоми металу основи, або повного обміну гідроксогруп основи (ОН) на кислотні залишки кислоти. Наприклад:



Середні солі бувають прості, подвійні, змішані та комплексні.

Прості солі – це  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{FeCl}_2$ , тощо. До них належать також перокси металів, тобто солі кислоти  $\text{H}_2\text{O}_2$  (пероксиду гідрогену) –  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ ,  $\text{CaO}_2$ . До простих солей відносяться також нітриди, карбіди, фосфіди металів –  $\text{Na}_3\text{N}$ ,  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ,  $\text{Ba}_3\text{P}_2$ .

Змішані солі – це середні солі, в молекулах яких атом металу сполучений з двома різними кислотними залишками. Прикладом такої солі може бути хлорне вапно – кальцієва сіль хлоридної та гіпохлоридної кислот:  $\text{Cl} - \text{Ca} - \text{OCl}$

Подвійні солі – це продукти заміщення атомів гідрогену в молекулах кислот на атоми двох металів:  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{NaKSO}_4$ , тощо.

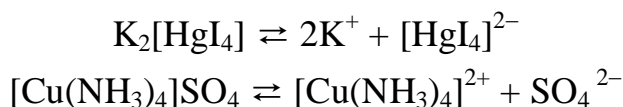
Подвійні солі можна добути нейтралізацією будь-якої багато основної кислот двома різними основами:



Або під час одночасної кристалізації різних солей:

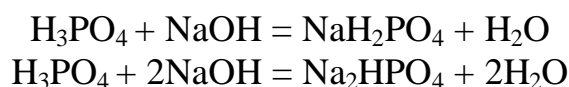


Крім того існують комплексні солі, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням комплексних іонів:

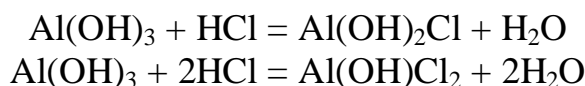


Детальніше про комплексні солі йдеться у наступній лабораторній роботі.

Кислі солі – це продукт неповного заміщення атомів гідрогену багато основної кислоти на атоми металу основи, наприклад:

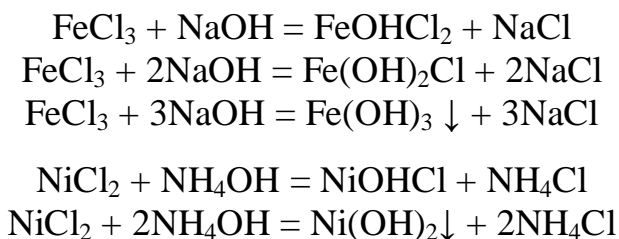


Основні солі – це продукт неповного заміщення гідроксогруп багато кислотної основи на кислотні залишки кислоти, наприклад:



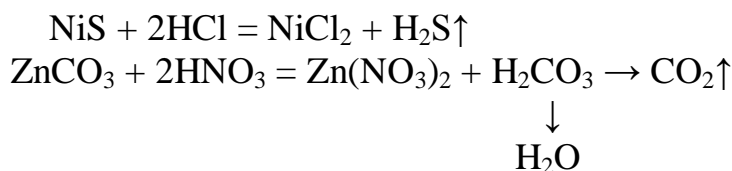
### Хімічні властивості солей

1. Солі реагують з лугами або з гідроксидом амонію, утворюючи нові солі (середні, кислі, основні) залежно від молярних співвідношень реагентів, наприклад:

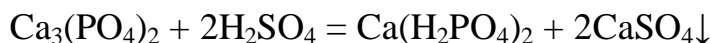


2. Солі реагують з кислотами, утворюючи:

а) нові кислоти і сіль



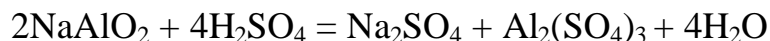
б)кислу та середню солі



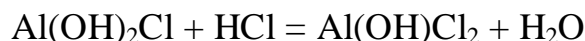
в) кислу сіль



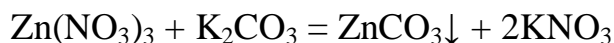
г) середні солі



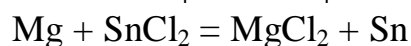
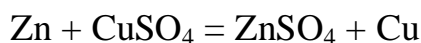
д) основну сіль



3. Солі взаємодіють між собою, утворюючи нові солі. Такі реакції називаються реакціями обміну; вони протікають до кінця, якщо в результаті утворюється нерозчинна сіль. Наприклад:



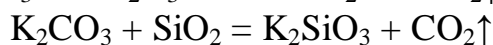
4. Солі взаємодіють з металами, утворюючи нові сіль та метал. Метал витісняє з розчину солі інший метал, якщо у ряду стандартних електродних потенціалів він знаходиться зліва (попереду) від того металу, який витісняє. Наприклад:



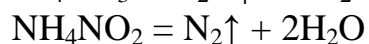
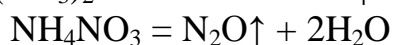
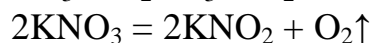
Але метали, які розміщені на початку ряду стандартних електродних потенціалів (до магнію), а саме: Li, Rb, K, Cs, Ba, Ca, Na, не можна використовувати для витіснення інших металів з водних розчинів їх солей, тому що лужні та лужно-земельні метали реагують з водою, утворюючи луги та водень. Луги взаємодіють з солями, утворюючи нерозчинні гідроксиди. Наприклад:



5. Солі реагують з амфотерними або кислотними оксидами при нагріванні ( $t^\circ$ ) з утворенням нової солі та кислотного оксиду (якщо новий оксид більш легкий, ніж вхідний), наприклад:



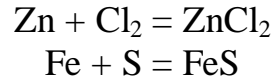
6. При нагріванні ( $t^\circ$ ) солі розкладаються на різні продукти у відповідності з хімічною природою кислоти та металу:



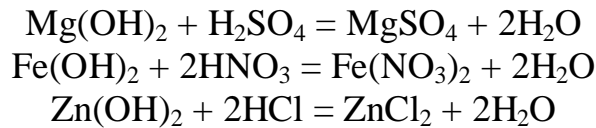
## Способи отримання солей

Солі добувають багатьма способами. Наведемо важливіші серед них.

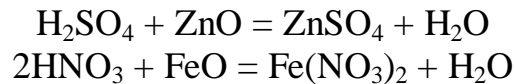
1. Реакція між металом та неметалом.



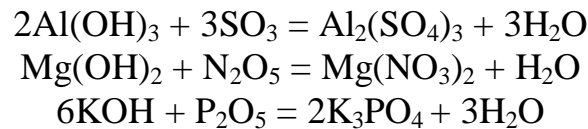
2. Реакція нейтралізації – взаємодія між кислотою та основою.



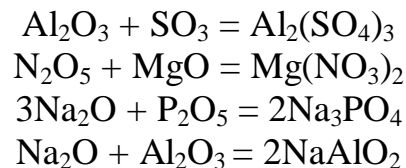
3. Взаємодія кислот з амфотерними та основними оксидами.



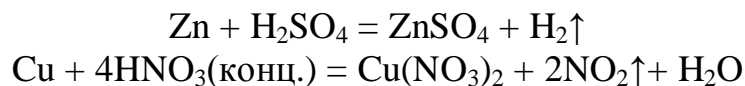
4. Взаємодія кислотних оксидів з амфотерними гідроксидами та з основами.



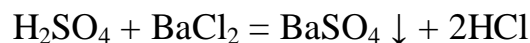
5. Взаємодія між кислотними оксидами та основними, або амфотерними оксидами.



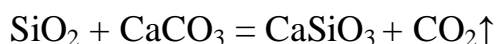
6. Взаємодія кислот з металами: кислоти-неокисники реагують тільки з активними металами, кислоти-окисники - з активними та неактивними (крім золота і деяких платинових металів), без виділення водню.



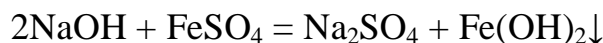
7. Взаємодія кислот з іншими солями.



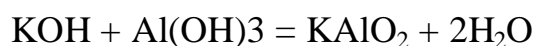
8. Взаємодія кислотних оксидів з солями.



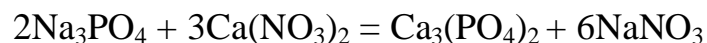
9. Взаємодія основ з солями.



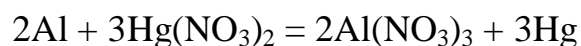
10. Взаємодія лугів з амфотерним гідроксидами.



11. Взаємодія солей з солями (реакція обміну).



12. Взаємодія солей з металами, що мають вищу активність, ніж метали, які входять до складу солей.



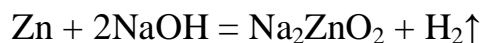
13. Взаємодія активних неметалів з лугами.



14. Термічне розкладання солей ( $t^0$ ).



15. Взаємодія металів, що утворюють амфотерні оксиди, з водними розчинами лугів.



### Номенклатура солей та структурні (графічні) формули

За міжнародною номенклатурою назви солей складаються з назви кислотного залишку (в називному відмінку) та назви атому металу у родовому відмінку. У випадку, коли метал може виявляти різні ступені окислення, його вказують у дужках римською цифрою.

Наприклад:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – сульфат натрію,  $\text{FeSO}_4$  – сульфат заліза(II),  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  – сульфат заліза(III).

Назви кислих солей утворюються додаванням до назви кислотного залишку префікса «гідро-», а якщо атомів гідрогену декілька, то додають відповідний числівник. Наприклад:  $\text{KHSO}_3$  – гідросульфит калію,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – дигідроортофосфат натрію.

Назви основних солей утворюють, додаючи до назви кислотного залишку префікс «гідрокси-». Наприклад:  $\text{FeOHCl}$  – гідроксохлорид заліза(II),  $\text{Fe(OH)}_2\text{Cl}$  – дигідроксохлорид заліза(III).

Назви катіонів або аніонів подвійних чи змішаних солей вживаються в алфавітному порядку, наприклад:  $\text{KAl(SO}_4)_2$  – сульфат алюмінію-калію,  $\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2$  – сульфат амонію-заліза(III).

У таблиці 4.1 наведені назви аніонів, за допомогою яких солям можна давати назви за міжнародною номенклатурою.

Табл.4.1

Формула кислоти	Формула аніону кислотного залишку	Міжнародна назва аніону	Формула кислоти	Формула аніону кислотного залишку	Міжнародна назва аніону
$\text{HF}$	$\text{F}^-$	фторид	$\text{HPO}_3$	$\text{PO}_3^-$	метафосфат
$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$	хлорид	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{PO}_4^{3-}$	ортофосфат
$\text{HBr}$	$\text{Br}^-$	бромід	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	дифосфат (пірофосфат)
$\text{HI}$	$\text{I}^-$	йодид	$\text{H}_3\text{PO}_3$	$\text{PO}_3^{3-}$	фосфіт
$\text{H}_2\text{S}$	$\text{S}^{2-}$	сульфід	$\text{H}_3\text{PO}_2$	$\text{PO}_2^{3-}$	гіпофосфіт
$\text{HCN}$	$\text{CN}^-$	ціанід	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{CO}_3^{2-}$	карбонат
$\text{HSCN}$	$\text{SCN}^-$	роданід	$\text{HCOOH}$	$\text{HCOO}^-$	форміат
$\text{H}_2\text{Se}$	$\text{Se}^{2-}$	селенід	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	ацетат
$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	нітрат	$\text{AlO}_2$	$\text{AlO}_2^-$	алюмінат
$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$	нітрит	$\text{HVO}_3$	$\text{VO}_3^-$	ванадат
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{SO}_4^{2-}$	сульфат	$\text{H}_2\text{WO}_4$	$\text{WO}_4^{2-}$	вольфрамат
$\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{SO}_3^{2-}$	сульфіт	$\text{H}_2\text{MoO}_4$	$\text{MoO}_4^{2-}$	молібдат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	тіосульфат	$\text{H}_2\text{ZnO}_2$	$\text{ZnO}_2^{2-}$	цинкат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$	дісульфат (піросульфат)	$\text{H}_2\text{SeO}_3$	$\text{SeO}_3^{2-}$	селеніт
$\text{HClO}$	$\text{ClO}^-$	гіпохлорит	$\text{H}_2\text{SeO}_4$	$\text{SeO}_4^{2-}$	селенат
$\text{HClO}_2$	$\text{ClO}_2^-$	хлорит	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{SiO}_3^{2-}$	сілікат
$\text{HClO}_3$	$\text{ClO}_3^-$	хлорат	$\text{HMnO}_4$	$\text{MnO}_4^-$	перманганат
$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$	перхлорат	$\text{H}_2\text{MnO}_4$	$\text{MnO}_4^{2-}$	манганат
$\text{HIO}$	$\text{IO}^-$	гіпойодит	$\text{HCrO}_2$	$\text{CrO}_2^-$	метахромат
$\text{HIO}_3$	$\text{IO}_3^-$	йодат	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$\text{CrO}_4^{2-}$	хромат
$\text{HIO}_4$	$\text{IO}_4^-$	перйодат	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	діхромат

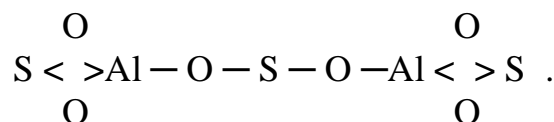
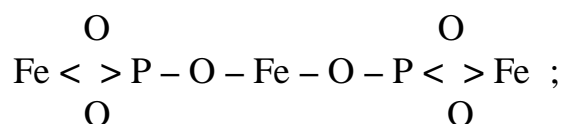


Приведемо послідовність написання графічних (структурних) формул солей. Їх також записують в одну лінію, при цьому чергують атоми металів з атомами кислотоутворюючого елемента.

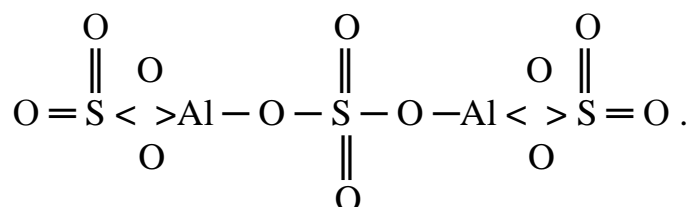
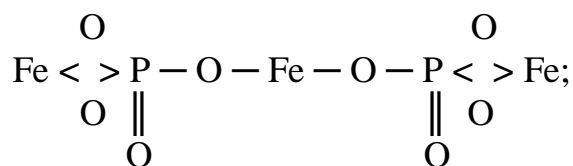
Наприклад, скласти графічні формули  $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$  та  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Спочатку запишемо символи елементів в одну лінію, чергуючи їх:



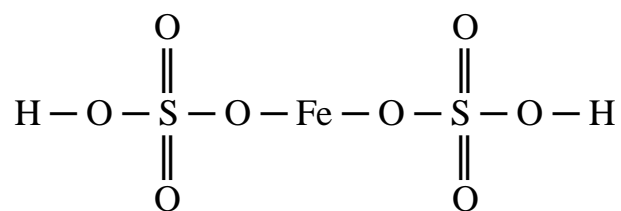
Потім поєднаємо атоми металів з атомами кислотоутворюючого елемента через кисень:



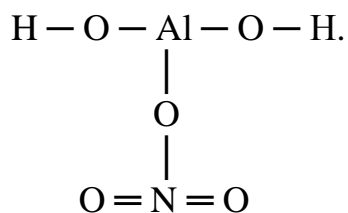
Допишемо останні атоми кисню зверху та знизу під символом кислотоутворюючого елемента, пам'ятаючи, що валентність кисню = 2.



При складанні графічних формул кислих солей атоми гідрогену з'єднують з атомами кислотоутворюючого елемента через кисень. Наприклад  $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$ :



При складанні графічних формул основних солей атоми гідрогену з'єднують через кисень з атомами металу. Наприклад  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ :



## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:** вивчити основні класи неорганічних речовин, їх номенклатуру та хімічні властивості; навчитись безпомилково записувати їх хімічні та графічні формули, складати рівняння типових хімічних реакцій.

**Прилади та реактиви:** штатив з набором пробірок; склянки з лугами (NaOH, KOH), кислотами (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HCl, HNO<sub>3</sub>), солями (FeCl<sub>3</sub>, FeSO<sub>4</sub>, AlCl<sub>3</sub>, ZnSO<sub>4</sub>, CrCl<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub>, MnCl<sub>2</sub>, NiCl<sub>2</sub>, CoCl<sub>2</sub>, BaCl<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, KI, NH<sub>4</sub>SCN), скляні палички, бюкси з оксидами (CaO, BaO, CuO, ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), шпатель.

### Хід визначення.

#### **Дослід 1. Взаємодія оксидів з водою, кислотами та лугами.**

1.1. Внести в пробірки по декілька крупинок (кількістю близько об'єму однієї сірникової голівки) оксидів CaO, BaO, CuO, ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Додати в кожную пробірку 5-10 крапель дистильованої води та ретельно перемішати вміст пробірок. Які оксиди безпосередньо взаємодіють з водою? Написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули оксидів, вказати ступінь окислення елементів, дати назву оксидам у відповідності з хімічною номенклатурою.

1.2. Внести в пробірки по декілька крупинок оксидів CaO, BaO, CuO, ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Додати в кожную пробірку 5-10 крапель кислоти (HCl). Після спостерегання написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули отриманих солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

1.3. Внести в пробірки по декілька крупинок оксидів CaO, BaO, CuO, ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Додати в кожную пробірку 5-10 крапель розчину лугу NaOH. Спостерігати, які оксиди взаємодіють з лугом. Написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули отриманих солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробити висновок, які оксиди є основними, які – амфотерними. Поясніть їх хімічні властивості.

## **Дослід 2. Одержання нерозчинних у воді гідроксидів – основ.**

2.1. Внести у пробірки по 1-5 краплі розчинів солей заліза (II)  $\text{FeCl}_2$ , міді (II)  $\text{CuCl}_2$ , мангану (II)  $\text{MnCl}_2$ , нікелю (II)  $\text{NiCl}_2$ , кобальту (II)  $\text{CoCl}_2$ . Додати в кожен пробірку по 2-3 краплі лугу  $\text{NaOH}$  або  $\text{KOH}$ . Після спостереження написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Відмітити колір осаду у кожній пробірці. Пояснити, чому змінюється колір осаду гідроксиду мангану (II). Написати структурні формули отриманих гідроксидів, вказати ступінь окислення елементів, дати назву гідроксидів у відповідності з хімічною номенклатурою.

2.2. У кожен пробірку з отриманим нерозчинним гідроксидом додайте декілька крапель кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Після спостереження написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули отриманих солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробіть висновок про хімічні властивості нерозчинних гідроксидів.

## **Дослід 3. Одержання амфотерних гідроксидів.**

Внести у 3 пробірки по 1 краплі розчину лугу  $\text{NaOH}$ . В першу по краплям додати розчин солі алюмінію  $\text{AlCl}_3$ , в другу – розчин солі цинку  $\text{ZnSO}_4$ , в третю – розчин солі хрому (III)  $\text{CrCl}_3$  до утворення осаду. Спостерегайте колір осаду. Кожен з одержаних осадів розділити на дві пробірки. До однієї частини осаду додати 2-3 краплі розчину сильної кислоти  $\text{HNO}_3$ , а до іншої – декілька крапель розчину лугу  $\text{NaOH}$ . Після спостереження написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули отриманих солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробіть висновок про хімічні властивості амфотерних гідроксидів.

## **Дослід 4. Взаємодія солі з сіллю (реакція обміну).**

У першу пробірку помістити 3-5 крапель розчину  $\text{BaCl}_2$ , додати таку ж кількість розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; у другу пробірку помістити 3-5 крапель розчину  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , додати таку ж кількість розчину  $\text{KI}$ ; у третю пробірку помістити 3-5 крапель розчину  $\text{FeCl}_3$ , додати стільки ж розчину  $\text{NH}_4\text{SCN}$ .

Після спостереження написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Відмітити зміну кольору. Написати структурні формули отриманих солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробіть висновок про хімічні властивості солей.

## **Дослід 5. Взаємодія солі з кислотою.**

У пробірку помістити декілька крапель розчину солі  $\text{AgNO}_3$  та додати розбавлену соляну кислоту  $\text{HCl}$ . Спостережати випадіння білого

осаду. Написати рівняння реакції у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробіть висновок про хімічні властивості солей.

#### **Дослід 6. Взаємодія солі з основою.**

У пробірку помістити декілька крапель розчину солі  $\text{FeCl}_3$  та додати розчин їдкою натру  $\text{NaOH}$ . Спостерігати випадіння бурого осаду. Написати рівняння реакції у молекулярній та іонній формах. Написати структурну формулу отриманого осаду та солі, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробіть висновок про хімічні властивості солей.

#### **Питання для самостійної перевірки знань студентів**

1. Які речовини називають простими, та які – складними?
2. Як класифікують в неорганічній хімії складні речовини?
3. Які неорганічні речовини називають оксидами? Як поділяють оксиди за хімічними властивостями?
4. Які неорганічні речовини називають основами? Які хімічні властивості проявляють основи? Які основи називають лугами?
5. Які неорганічні речовини називають кислотами? Які хімічні властивості проявляють кислоти?
6. Як поділяють кислоти за їх окислювальною здатністю, за складом та за силою?
7. Які неорганічні речовини називають амфотерними гідроксидами? Які хімічні властивості проявляють амфотерні гідроксиди?
8. Наведіть приклади рівнянь реакцій, які підтверджують слабкі кислотні властивості таких амфотерних гідроксидів:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .
9. Які неорганічні речовини називають солями? На які види поділяють солі?
10. Які хімічні властивості притаманні середнім солям?
11. Як можна отримати кислі та основні солі?
12. Доведіть, що кислі солі виявляють деякі властивості кислот, основні солі – деякі властивості основ.
13. Як можна отримати середні солі?
14. Як правильно назвати кислоти за міжнародною номенклатурою?
15. Як правильно назвати солі за міжнародною номенклатурою?

### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи

1. Для запропонованого варіанту напишіть хімічні реакції утворення оксидів 2-х елементів, укажіть характер отриманих оксидів (кислотний, основний, амфотерний), дайте їм назву згідно з міжнародною номенклатурою, напишіть їх структурні формули.
2. Напишіть хімічні реакції утворення гідроксидів або із отриманих раніше оксидів, або із простих речовин наданих елементів (прямим або непрямим способом), укажіть характер гідроксидів (кислота, основа, амфотерний гідроксид), дайте їм назву згідно з міжнародною номенклатурою, напишіть їх структурні формули.
3. Напишіть рівняння хімічних реакцій за наведеною схемою перетворень.
4. Дайте визначення та характеристику хімічних властивостей підкресленої речовини у схемі перетворень (за допомогою хімічних реакцій); дайте назву цій речовині згідно з міжнародною номенклатурою, напишіть її структурну формулу.

Табл. 4.2

№ варіант	Елементи		Схема перетворень
	1	S (IV)	Fe(II)
2	I(VII)	Mn(II)	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \underline{\text{Ba(H}_2\text{PO}_4)_2}$
3	P (V)	Al	$\text{NaOH} \rightarrow \underline{\text{NaHCO}_3} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$
4	S(VI)	Fe(III)	$\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \underline{\text{Ca(HSO}_4)_2} \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaO}$
5	Si(IV)	Zn	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \underline{\text{Fe(NO}_3)_3} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2\text{NO}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$
6	Se(IV)	Cd	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \underline{(\text{CaOH})_3\text{PO}_4} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
7	Cl(V)	Ni	$\text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgOHCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \underline{\text{Mg(NO}_3)_2} \rightarrow \text{MgO}$
8	Pb(IV)	K	$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \underline{\text{Al(HSO}_4)_3} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
9	Br(VII)	Sn(II)	$\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \underline{\text{KHSiO}_3} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3$
10	N(V)	Ag(I)	$\text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \underline{\text{Na}_2\text{CO}_3} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$
11	Cl(VII)	Cu(II)	$\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \underline{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \rightarrow \text{Fe(HSO}_4)_3 \rightarrow \text{SO}_3$
12	I(V)	Pb(II)	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO}$
13	Cr(VI)	Na	$\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$
14	Se(VI)	Li	$\text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \underline{\text{ZnOHNO}_3} \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnO}$

15	C(IV)	Mg	$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow \underline{ZnSO_4} \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2$
16	Br(III)	Ba	$CuSO_4 \rightarrow (\underline{CuOH})_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2$
17	Br(V)	Cr(III)	$Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow \underline{CaOHCl} \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3$
18	P(III)	Mo(II)	$FeSO_4 \rightarrow FeO \rightarrow FeCl_2 \rightarrow \underline{Fe_3(PO_4)_2} \rightarrow Fe(H_2PO_4)_2$
19	B(III)	Ca	$Mg \rightarrow MgO \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow \underline{MgOHCl} \rightarrow MgCl_2$
20	I(III)	Be	$Mg(OH)_2 \rightarrow \underline{MgOHCl} \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgO$
21	As(V)	Rb	$C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow \underline{Na_2CO_3} \rightarrow NaHCO_3$
22	Mn(VII)	Ti(II)	$Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow \underline{Cu(NO_3)_2} \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuOHNO_3$
23	As(III)	Hg(II)	$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow \underline{Al(OH)_2Cl}$
24	Mn(VI)	Pt(II)	$Al(OH)_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow \underline{Al_2(SO_4)_3} \rightarrow AlOHSO_4$
25	V(V)	Co(II)	$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow \underline{CaOHCl} \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(OH)_2$
26	Mo(VI)	Bi(II)	$Be \rightarrow BeO \rightarrow \underline{BeSO_4} \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow K_2BeO_2$
27	Mn(IV)	Cu(I)	$Sn \rightarrow SnCl_2 \rightarrow Sn(NO_3)_2 \rightarrow \underline{SnOHNO_3} \rightarrow Sn(OH)_2$
28	W(VI)	V(II)	$Ni \rightarrow NiO_2 \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow \underline{(NiOH)_2SO_4}$
29	Au(III)	Pd(II)	$N_2 \rightarrow N_2O_5 \rightarrow HNO_3 \rightarrow \underline{CuOHNO_3} \rightarrow Cu(NO_3)_2$
30	Fe(III)	Sr	$HgCl_2 \rightarrow HgS \rightarrow Hg \rightarrow \underline{Hg(NO_3)_2} \rightarrow HgO$

## Лабораторна робота №5

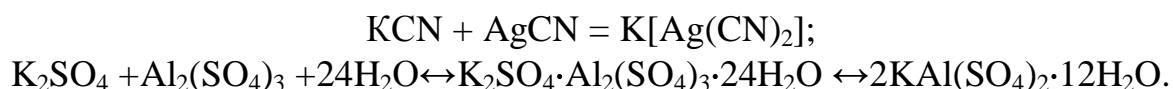
### Тема: «Комплексні сполуки»

#### Теоретична частина

Комплексними сполуками називають речовини, у вузлах кристалічних ґраток яких містяться складні часточки, побудовані за рахунок координації одним атомом (іоном) електронейтральних молекул або протилежно заряджених іонів (простих або складних). Ці складні часточки – комплексні іони – здатні до самостійного існування при переході речовини у розчинений або розплавлений стан.

Комплексні сполуки складають найбільш поширений та різноманітний клас неорганічних сполук. До них належать також металоорганічні сполуки, які зв'язують разом неорганічну та органічну хімію. Важливою властивістю багатьох комплексних сполук є їх здатність прискорювати хімічні та біохімічні реакції. Механізм майже всіх каталітичних реакцій ґрунтується на утворенні проміжних активованих комплексів. Деякі комплексні сполуки з органічними аміносполуками є біологічними каталізаторами – ферментами. Багато комплексних сполук – вітамін В<sub>12</sub>, гемоглобін, хлорофіл та інші – відіграють велику роль у фізіологічних та біохімічних процесах. Не виключено, що всі мікроелементи (цинк, купрум, кобальт, бор, магній та ін.), без яких не можуть відбуватися процеси життєдіяльності, перебувають у живих тканинах у вигляді комплексних сполук.

Назву «комплексні сполуки» часто пов'язують з назвою «подвійні солі», тому що більшість комплексних та подвійних солей можна розглядати як продукти, що утворені двома металами та одною кислотою:

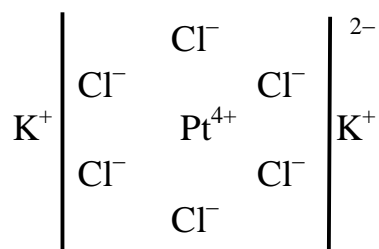


Комплексні сполуки та подвійні солі відрізняють значенням константи нестійкості. Для подвійних солей  $K_{\text{нест.}} = 10^{-1}$ .

Будову та властивості комплексних сполук пояснює координаційна теорія, яка була запропонована у 1893 р. А. Вернером.

#### Основні положення координаційної теорії:

У комплексних сполуках розрізняють внутрішню та зовнішню сфери. Внутрішня сфера (або комплекс) складається з центрального атома (комплексоутворювача) та лігандів (адендів), які розміщуються (координуються) навколо нього. Іони, що не входять у внутрішню сферу, складають зовнішню сферу комплексної сполуки. Наприклад, у комплексній сполуці  $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$  згідно з координаційною теорією:



Іони  $\text{K}^+$  складають зовнішню сферу; катіон  $\text{Pt}^{4+}$  - центральний атом або комплексоутворювач, 6 аніонів  $\text{Cl}^-$  – це ліганди, які координуються навколо комплексоутворювача та разом з ним складають внутрішню сферу.

*Центральними атомами* в комплексних (координаційних) сполуках найчастіше є позитивно заряджені іони або атоми d- елементів. Дуже рідко комплексоутворювачами виступають атоми лужних або лужно-земельних металів. Деякі неметали, наприклад, бор, силіцій, нітроген, фосфор, також можуть бути комплексоутворювачами.

*Лігандами* можуть виступати:

- прості ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ) або складні ( $\text{CN}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ) іони,
- нейтральні молекули, у більшості полярні, як неорганічні ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ), так й органічні ( $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ ).

Кількість лігандів, які координуються навколо центрального атому, називають *координаційним числом* (к.ч.) комплексоутворювача.

Кількість місць, яке займає кожний ліганд у внутрішній сфері комплексу, називають *дентантністю* ліганду або його координаційною ємністю. Ліганди, що займають у координаційній сфері одно місце, називають монодентантними ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ). Ліганди, що займають у координаційній сфері два або кілька місць, називають ді- або полідентантними ( $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ).

Отже, визначення координаційного числа, як числа лігандів, не є точним. Правильніше було б називати координаційним числом кількість хімічних зв'язків ( $\sigma$ ), якими комплексоутворювач приєднує ліганди. А дентантність ліганда – це кількість хімічних зв'язків ( $\sigma$ ), якими кожний з лігандів приєднується до комплексоутворювача.

Значення координаційного числа залежить, насамперед, від ступеня окислення центрального іона. Найхарактерніші координаційні числа комплексоутворювача зі ступенями окислення +1; +2; +3; +4 дорівнюють відповідно 2; 4 та 6; 6 та 4; 8. Так, для комплексоутворювачів  $\text{Pt(IV)}$ ,  $\text{Cr(III)}$ ,  $\text{Co(III)}$ ,  $\text{Fe(III)}$ , найчастіше к.ч. = 6; для комплексоутворювача  $\text{Cu(II)}$  к.ч. = 4 та 6; комплексоутворювачів  $\text{Zn}$ ,  $\text{Pb(II)}$ ,  $\text{Pt(II)}$  к.ч. = 4; комплексоутворювачів  $\text{Ag(I)}$ ,  $\text{Cu(I)}$ ,  $\text{Au(I)}$  к.ч. = 2. Ці координаційні числа відповідають максимальному насиченню координаційної сфери (координаційно насичені сполуки).



При написанні формул комплексних сполук прийнято відокремлювати *внутрішню сферу* від *зовнішньої* квадратними дужками. *Внутрішня сфера* при розчиненні в значній мірі зберігає стабільність. Іони, які знаходяться у *зовнішній сфері* у розчинах легко відокремлюються. Тому говорять, що у внутрішній сфері іони та молекули зв'язані неіоногенно, а у зовнішній – іоногенно. У водних розчинах комплексні сполуки практично повністю дисоціюють на прості та комплексні іони:



Заряд комплексного іону визначається як алгебраїчна сума зарядів комплексоутворювача та лігандів, наприклад:



### Класифікація комплексних сполук

Комплексні сполуки класифікують за знаком комплексного іону та залежно від природи лігандів.

За знаком електричного заряду розрізняють такі комплекси:

- катіонні -  $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ ,  $[Al(H_2O)_5OH]^{2+}$ ,  $[Pt(H_2O)(NH_3)_3OH]^+$ ,
- аніонні -  $[Fe(CN)_6]^{4-}$ ,  $[Zn(OH)_4]^{2-}$ ,
- нейтральні –  $[Ni(CO)_4]^0$ ,  $[Fe(SCN)_3]^0$ .

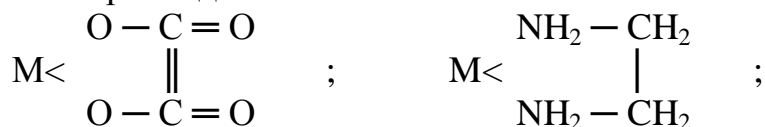
Нейтральні комплекси не мають зовнішньої сфери.

Залежно від природи лігандів комплексні сполуки поділяють на такі типи:

1. Амінокомплекси або аміакати (ліганди – молекули аміаку  $NH_3$ ), наприклад:  $[Co(NH_3)_6]Cl_2$ ,  $[Zn(NH_3)_4]SO_4$ ,  $[Ag(NH_3)_2]Cl$ ;
2. Аквакомплекси (ліганди – молекули води  $H_2O$ ), наприклад:  $[Al(H_2O)_6]Cl_3$ ,  $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ ,  $[Co(H_2O)_6]Cl_2$ ;
3. Ацидокомплекси (ліганди – аніони кислотних залишків  $CN^-$ ,  $SCN^-$ ,  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $NO_2^-$ ,  $S_2O_3^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $C_2O_4^{2-}$ ), наприклад:  $K_4[Fe(CN)_6]$ ,  $K_2[PtCl_4]$ ,  $[Fe(SCN)_3]$ ,  $Na_3[AlF_6]$ ,  $K_3[Ag(S_2O_3)_2]$ ;
4. Гідроксокомплекси (ліганди – гідроксогрупи  $OH^-$ ), наприклад:  $K_2[Zn(OH)_4]$ ;  $K[Al(OH)_4]$ ;  $Na_3[Al(OH)_6]$ ;  $Na_2[Pt(OH)_6]$ ;
5. Комплекси змішаного типу вміщують кілька лігандів різної хімічної природи, наприклад:  $[Al(H_2O)_5OH]Cl_2$ ;  $[Pt(H_2O)(NH_3)_3OH]NO_3$ ;  $K[Pt(NH_3)Cl_3]$ . Щоб правильно записати формулу комплексу змішаного типу, треба спочатку записати комплексоутворювач, потім електронейтральні ліганди і, нарешті, ліганди з негативним зарядом. Ліганди, однакові за типом заряду, але різні за хімічним складом, записують у порядку розміщення елементів в ряду неметалів зліва

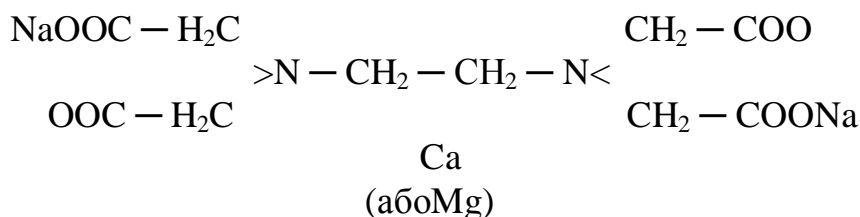
направо незалежно від складності лігандів. Наприклад,  $\text{H}_2\text{O}$  записують перед  $\text{NH}_3$ ;  $\text{CN}^-$  перед  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{NO}_2^-$  перед  $\text{OH}^-$ .

6. Циклічні або хелатні комплексні сполуки вміщують ді- або полідентантні ліганди, зв'язані з центральним атомом декількома хімічними зв'язками. Наприклад:



де: M – центральний атом,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  та  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{NH}_2)_2^{2-}$  - дідентантні ліганди.

До хелатних комплексів належать внутрішньокомплексні сполуки, в яких центральний атом входить до складу циклу, утворюючи ковалентні зв'язки як за обміном, так й за донорно-акцепторним механізмом. Наприклад, комплексон III або трилон Б (двунатрієва сіль етилендіамінотетраоцтової кислоти), який застосовують для визначення загальної твердості води, здатний утворювати з іонами магнію та, особливо, кальцію малодисоційовані комплекси:



Усі перелічені типи комплексних сполук мають один центральний атом і тому належать до однойдерних.

Існують також комплексні сполуки, які містять два або більше центральних атомів, сполучених між собою за допомогою окремих атомів або груп атомів. Такі комплексні сполуки називаються поліядерними. До них належать:

- Ізополікислоти, наприклад: дихроматна  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; дифосфатна  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ; тетраборатна  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ .
- Гетерополікислоти, наприклад: фосфорномолібдатна  $\text{H}_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4] \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ; силіціймолібдатна  $\text{H}_4[\text{Si}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4] \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ; силіційвольфраматна  $\text{H}_4[\text{Si}(\text{W}_3\text{O}_{10})_4] \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ; германіймолібдатна  $\text{H}_4[\text{GeMo}_{12}\text{O}_{40}]$ .
- Комплекси з містковими лігандами – вони зв'язують одночасно два комплексоутворювача, наприклад:  $[\text{Cl}_2 \text{AlCl}_2 \text{AlCl}_2]$ .
- Кластерні сполуки, центральні атоми яких зв'язані між собою безпосередньо, наприклад:  $[(\text{CO})_5\text{Mn} - \text{Mn}(\text{CO})_5]$ .

## Номенклатура комплексних сполук

Назва комплексних сполук згідно з міжнародною номенклатурою утворюється, як і назви звичайних солей. Спочатку вказують аніон у називному відмінку, а потім катіон у родовому відмінку. Кількість лігандів, які входять до складу комплексу, позначають грецьким числівником: 1 – моно-, 2 – ді-, 3 – три-, 4 – тетра-, 5 – пента-, 6 – гекса-, 7 – гепта-, 8 – окта-. Ліганди називають:  $\text{H}_2\text{O}$  – аква-,  $\text{NH}_3$  – амін-,  $\text{CN}^-$  – ціано-,  $\text{SCN}^-$  – родано-,  $\text{OH}^-$  – гідроксо-,  $\text{NO}_2^-$  – нітро-,  $\text{Cl}^-$  – хлоро-,  $\text{Br}^-$  – бром-,  $\text{I}^-$  – йодо-.

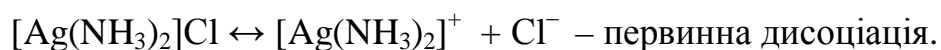
У назві комплексного аніону спочатку перелічують ліганди з вказівкою їх кількості, а потім вказують назву комплексоутворювача (латинською) із закінченням «-ат» та ступень його окислення у дужках римською цифрою. Назви катіона та аніона записують окремо. Наприклад:  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  – гексафтороалюмінат натрію;  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  – тетрагідроксоцинкат калію;  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – гексаціаноферат(II) калію;  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – гексаціаноферат(III) калію;  $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$  – трихлороамінплатинат(II) калію.

У назві комплексного катіону спочатку в називному відмінку записують назву аніону, далі перелічують ліганди з вказівкою їх кількості, а потім називають комплексоутворювач українською мовою у родовому відмінку та його ступінь окислення (римська цифра у дужках). Назви катіона та аніона записують окремо. Наприклад:  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]\text{Cl}_2$  – хлорид моногідроксопентаакваалюмінію;  $[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_3\text{OH}]\text{NO}_3$  – нітрат моногідроксотриамінмоноакваплатини(II);  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$  – хлорид гексааквахрому(III);  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  – сульфат тетраамінцинку.

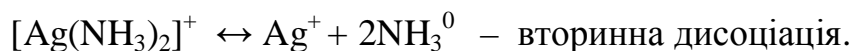
У назві нейтрального комплексу перелічують усі ліганди з вказівкою їх кількості, а потім називають українською комплексоутворювач у називному відмінку. Всю назву записують одним словом. Наприклад:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$  – трихлоротриамінкобальт(III);  $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$  – трироданоферат(III).

## Дисоціація комплексних сполук.

У водних розчинах комплексні сполуки дисоціюють на іони внутрішньої та зовнішньої сфери. Іони зовнішньої сфери зв'язані з комплексним іоном (внутрішньою сферою) електростатичними силами та легко відщеплюються у водному розчині. Таку дисоціацію комплексної сполуки називають первинною – вона відбувається за типом дисоціації сильних електролітів.



Ліганди, які знаходяться у внутрішній сфері, зв'язані з центральним атомом значно сильніше і відщеплюються лише незначною мірою. Оборотний розпад комплексного іону називається вторинною дисоціацією.



Вторинна дисоціація комплексного іону може бути описана згідно із законом діючих мас, як дисоціація слабкого електроліту. Вона може бути кількісно охарактеризована константою нестійкості комплексного іону:

$$K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]}$$

Константа нестійкості є мірою стійкості комплексного іону. Чим менше константа нестійкості, тим стійкіший комплексний іон. Величини констант нестійкості деяких комплексних іонів надані у додатку №4. Іноді замість константи нестійкості використовують константу стійкості. Вона є оберненою величиною константи нестійкості:

$$K_{\text{ст.}} = \frac{1}{K_{\text{нест.}}}$$

### Просторова будова та ізомерія комплексних сполук

Механізм утворення комплексних сполук найчастіше пояснюють за допомогою методу валентних зв'язків. Взаємодію між комплексоутворювачем та лігандами слід розглядати як донорно-акцепторний зв'язок за рахунок електронних пар лігандів (донори). При цьому орбіталі центрального атома (акцептора), що беруть участь у зв'язку, підлягають гібридизації. Тип гібридизації визначається як електронною структурою комплексоутворювача, так й кількістю, природою та електронною структурою лігандів. Гібридизація електронних орбіталей комплексоутворювача в свою чергу зумовлює геометрію комплексу. При утворенні комплексу під впливом лігандів може змінюватися характер розподілу електронів на зовнішніх орбіталях.

Для комплексних сполук з координаційним числом (к.ч.) = 2 найхарактернішою є лінійна будова. Для сполук з к.ч. = 4 характерні дві геометричні конфігурації: квадрат та тетраедр. Сполукам з к.ч. = 6 найчастіше відповідає конфігурація октаедр, в центрі якого розташований комплексоутворювач, а у вершинах – ліганди. У комплексних сполуках з к.ч. = 4 тетраедрична конфігурація забезпечується  $sp^3$ -гібридизацією електронних орбіталей комплексоутворювача, а квадратна –  $d^2sp^2$ - та  $d^2p^2$ -гібридизацією ( $[\text{AuCl}_4]^-$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ). У комплексних сполуках з к.ч. = 6 октаедрична структура зумовлена  $d^2sp^3$ -гібридизацією. У комплексних

сполуках з к.ч. = 2 лінійна будова комплексу відповідає sp- гібридизації електронних орбіталей комплексоутворювача ( $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ).

При утворенні комплексу в межах однієї координаційної сфери може змінюватися розміщення лігандів, спостерігатися обмін їх місцями із зовнішніми іонами або змінюватися характер приєднання до центрального атому. Все це призводить до змін властивостей сполуки, тобто до ізомерії.

Для комплексних сполук характерні такі види ізомерії: а) геометрична – цис- і транс-ізомерія; б) оптична – дзеркальна ізомерія; в) гідратна (сольватна) ізомерія; г) іонізаційна ізомерія; д) координаційна ізомерія; є) ізомерія зв'язку.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:** досліджування комплексних сполук: вивчити основні типи та номенклатуру, просторову структуру, хімічні властивості та процеси комплексоутворення.

**Прилади та реактиви:** штатив з пробірками; дистильована вода; скляні трубочки та палички; бюкс з кристалогідратом  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ; мікрошпатель; склянки з розчинами:  $\text{NiSO}_4$ ;  $\text{CuSO}_4$ ;  $\text{NaOH}$ ;  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ;  $\text{AgNO}_3$ ;  $\text{KI}(0,5\text{н.})$ ;  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(1\text{н.})$ ;  $\text{FeCl}_3$ ;  $\text{NaF}$ ;  $\text{CdCl}_2$ ;  $\text{CdSO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{NiSO}_4$ ;  $\text{NH}_4\text{OH}(25\%)$ ;  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{NH}_4\text{SCN}$ (насич.);  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{CuCl}_2$ ;  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{KSCN}$ ;  $\text{FeSO}_4$ ;  $\text{NaCl}$ ;  $\text{KI}(0,1\text{н.})$ ;  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ;  $\text{HNO}_3(2\text{н.})$ .

### Хід визначення.

#### Дослід 1. Утворення сполук з комплексним катіоном

##### 1.1. Отримання амінокомплексів нікелю та купрум.

У дві пробірки з розчином сульфату нікелю  $\text{NiSO}_4$  та розчином сульфату міді  $\text{CuSO}_4$  додати невелику кількість їдкою натру  $\text{NaOH}$ . В результаті проведених реакцій отримують у першій пробірці - осад гідроксиду нікелю(II), а у другій – осад гідроксиду купрум(II). У кожну пробірку до осаду додайте по краплях 25%-й розчин гідроксиду амонію до їх повного розчинення у результаті отримання комплексних основ. Порівняйте забарвлення іонів  $\text{Ni}^{2+}$  та  $\text{Cu}^{2+}$  з кольором утворених комплексних основ. Присутність яких іонів надає забарвлення розчинам комплексних основ?

Напишіть: реакції утворення осадів  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  та  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді; реакції утворення комплексних основ нікелю та купрум у молекулярному та

іонному (повному і скороченому) виді, враховуючи, що координаційне число нікелю = 6, а координаційне число купруму = 4. Дайте назву комплексним сполукам за міжнародною номенклатурою. Укажіть комплексоутворювач (його ступінь окислення та координаційне число), ліганди (їх дентантність), зовнішню та внутрішню сфери комплексної сполуки.

### 1.2. Отримання аквакомплексу кобальту.

У пробірку внесіть 4-5 крапель дистильованої води, а потім додайте мікрошпатель кристалів  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  та перемішайте скляною паличкою. Відзначте забарвлення отриманого розчину комплексної сполуки, який вміщується у водному розчині кристалогідрату.

Напишіть хімічну формулу аквакомплексу, враховуючи, що координаційне число іонів кобальту = 6. Дайте назву комплексній сполуці за міжнародною номенклатурою. Укажіть комплексоутворювач (його ступінь окислення та координаційне число), ліганди (їх дентантність), зовнішню та внутрішню сфери комплексної сполуки.

## **Дослід 2. Утворення сполук з комплексним аніоном**

### 2.1. Отримання ацидокомплексу.

У пробірку з 3-4 краплями розчину нітрату вісмуту  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$  додайте по краплям 0,5н. розчин йодиду калію  $\text{KI}$  до випадіння темно-бурого осаду йодиду вісмуту(III). Потім додайте ще 2-3 краплі йодиду калію до повного розчинення осаду з утворенням комплексної сполуки (емпірична формула якої  $\text{KI} \cdot \text{BiI}_3$ ). Відзначте забарвлення отриманого розчину комплексної сполуки. Який з іонів:  $\text{K}^+$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Bi}^{3+}$  обумовлює цей колір? Який з іонів ( $\text{K}^+$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ) є комплексоутворювачем? Які іони є лігандами? Які іони знаходяться у зовнішній сфері?

Напишіть: рівняння реакції утворення осаду йодиду вісмуту(III) у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді; рівняння реакції утворення комплексної сполуки (ацидокомплексу) у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді. Дайте назву комплексній сполуці за міжнародною номенклатурою. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації ацидокомплексу.

### 2.2. Отримання комплексної сполуки дітіосульфатоаргентата натрію.

У пробірку з 2-3 краплями розчину нітрату аргентуму  $\text{AgNO}_3$  додайте по краплям 1н. розчин тіосульфату натрію  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  до випадіння осаду тіосульфату аргентуму. Потім додайте ще декілька крапель розчину тіосульфату натрію до повного розчинення осаду з утворенням комплексної сполуки.

Напишіть: рівняння реакції утворення осаду тіосульфату аргентуму у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді; рівняння реакції утворення комплексної сполуки у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді та її координаційну формулу, враховуючи, що координаційне число іону аргентуму ( $\text{Ag}^+$ ) = 2. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексної сполуки.

### 2.3. Отримання сполуки з комплексним аніоном $[\text{FeF}_6]^{3-}$ .

У пробірку з  $2\text{см}^3$  розчину хлориду феруму(III)  $\text{FeCl}_3$  додайте по краплям  $4\text{см}^3$  розчину  $\text{NaF}$ . Спостерігайте зникнення жовтого забарвлення внаслідок утворення комплексного аніону  $[\text{FeF}_6]^{3-}$ .

Напишіть рівняння реакції утворення комплексної сполуки у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді та її координаційну формулу. Укажіть комплексоутворювач (його ступінь окислення та координаційне число), ліганди (їх дентантність), зовнішню та внутрішню сфери комплексної сполуки. Дайте назву комплексній сполуці за міжнародною номенклатурою. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексної сполуки.

### 2.4. Отримання сполуки з комплексним аніоном $[\text{CdCl}_4]^{2-}$ .

У пробірку з  $2\text{-}3\text{см}^3$  розчину хлориду (або сульфату) кадмію(II)  $\text{CdCl}_2$  ( $\text{CdSO}_4$ ) додайте по краплям таку ж кількість розчину  $\text{Na}_2\text{S}$ . Спостерігайте випадіння осаду сульфід кадмію жовто-оранжевого кольору. Сульфід кадмію розчиняється у концентрованій соляній кислоті ( $\text{HCl}$ ) при нагріванні. Розчинення відбувається внаслідок зв'язування іонів  $\text{Cd}^{2+}$  у комплексні аніони  $[\text{CdCl}_4]^{2-}$ .

Напишіть: рівняння реакції утворення осаду  $\text{CdS}$  у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді; рівняння реакції утворення комплексної сполуки у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді та її координаційну формулу, враховуючи, що координаційне число іону кадмію ( $\text{Cd}^{2+}$ ) = 4. Дайте назву комплексній сполуці за міжнародною номенклатурою. Укажіть комплексоутворювач (його ступінь окислення та координаційне число), ліганди (їх дентантність), зовнішню та внутрішню сфери комплексної сполуки. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексної сполуки.

### **Дослід 3. Утворення сполуки, яка містить комплексний аніон та комплексний катіон.**

У пробірку з  $2\text{-}3$  краплями розчину гексаціаноферату(II) калію  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  додайте  $3\text{-}4$  краплі розчину сульфату нікелю  $\text{NiSO}_4$  до випадіння осаду гексаціаноферату(II) нікелю. Потім додайте по краплям

25%-й розчин гідроксиду амонію  $\text{NH}_4\text{OH}$  до повного розчинення осаду. Через 1-2 хв. з отриманого розчину почнуть випадати блідо-лілові кристали комплексної солі  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Напишіть: рівняння реакції утворення осаду у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді; рівняння реакції утворення комплексної сполуки у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді. Дайте назву комплексній сполуці за міжнародною номенклатурою. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексної сполуки.

#### **Дослід 4. Реакції обміну комплексних сполук**

##### 4.1. Реакція обміну тетрароданомеркурату амонію з нітратом кобальту.

Приготуйте розчин тетрароданомеркурату амонію. Для цього у пробірку з 3 краплями розчину нітрату ртуті ( $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ) насичений розчин роданіду амонію ( $\text{NH}_4\text{SCN}$ ) до повного розчинення осаду роданіду ртуті ( $\text{Hg}(\text{SCN})_2$ ), який утворюється спочатку. До отриманої комплексної сполуки додайте 4-5 крапель розчину нітрату кобальту ( $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ) та струшуйте пробірку для прискорення утворення осаду тетрароданомеркурату кобальту. Спостерігайте забарвлення осаду.

Напишіть рівняння реакції взаємодії роданіду ртуті з надлишком роданіду амонію у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді. У комплексній сполуці, що утворилася, координаційне число ртуті = 4.

Напишіть рівняння реакції обміну тетрароданомеркурату амонію з нітратом кобальту у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді, в результаті якої утворилася нерозчинна комплексна сполука тетрароданомеркурат(II) кобальта.

##### 4.2. Реакція обміну гексаціаноферату(II) калію з сульфатом купруму(II).

У пробірку з 4-5 краплями розчину сульфату (або хлориду) купруму  $\text{CuSO}_4$  ( $\text{CuCl}_2$ ) додайте невелику кількість жовтої кров'яної солі (гексаціаноферату(II) калію)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  до випадіння осаду цегельно-червоного кольору: гексаціаноферату(II) купруму(II).

Напишіть рівняння реакції обміну гексаціаноферату(II) калію з сульфатом купруму у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді, в результаті якої утворилася нерозчинна комплексна сполука гексаціаноферат(II) купруму(II).



#### 4.3. Реакція утворення осаду берлінської лазури.

У пробірку з 2-3см<sup>3</sup> розчину солі феруму(III) додайте невелику кількість жовтої кров'яної солі (гексаціаноферату(II) калію)  $K_4[Fe(CN)_6]$  до випадіння темно-синього осаду берлінської лазури - гексаціаноферату(II) заліза(III)  $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ .

Напишіть рівняння реакції обміну гексаціаноферату(II) калію з сульфатом (або хлоридом) феруму(III) у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді, в результаті якої утворилася нерозчинна комплексна сполука гексаціаноферат(II) заліза(III).

#### 4.4. Реакція утворення осаду турнбулевої сині.

У пробірку з 2-3см<sup>3</sup> розчину солі феруму(II) додайте невелику кількість червоної кров'яної солі (гексаціаноферату(III) калію)  $K_3[Fe(CN)_6]$  до випадіння синього осаду турнбулевої сині - гексаціаноферату(III) заліза(II)  $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ .

Напишіть рівняння реакції обміну гексаціаноферату(III) калію з сульфатом (або хлоридом) феруму(II) у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді, в результаті якої утворилася нерозчинна комплексна сполука гексаціаноферат(III) заліза(II).

Зробіть висновок.

### **Дослід 5. Різниця між простими та комплексними іонами феруму(III).**

А) У пробірку з 2-3см<sup>3</sup> розчину  $FeCl_3$  додати невелику кількість розчину  $KSCN$ . Спостерігайте появлення кров'яно-червоного забарвлення внаслідок утворення роданіду феруму(III)  $Fe(SCN)_3$ . Ця реакція характерна для визначення у розчині вільного іону  $Fe^{3+}$ . Напишіть рівняння реакції у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді.

Б) Зробіть аналогічний дослід, взяв замість розчину  $FeCl_3$  розчин червоної кров'яної солі (гексаціаноферату(III) калію)  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Спостерігайте реакцію та переконайтесь, що розчин не вміщує іонів  $Fe^{3+}$ .

В) В одну пробірку налейте 2-3см<sup>3</sup> розчину  $FeCl_3$ , а у другу – таку ж кількість розчину  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Додайте у кожен пробірку однакову кількість розчину  $FeSO_4$ . Спостерігайте відсутність змін у першій пробірці та утворення осаду турнбулевої сині у другій пробірці (характерна реакція визначення комплексного іону  $[Fe(CN)_6]^{3-}$ ).

Напишіть рівняння реакції у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді.

Зробіть висновок.

## Дослід 6. Стійкість та руйнування комплексних іонів.

### 6.1. Порівняння стійкості комплексних іонів.

У двох пробірках отримайте хлорид аргентуму, даючи до 2-3 см<sup>3</sup> розчину нітрату аргентуму AgNO<sub>3</sub> таку ж кількість розчину хлориду натрію NaCl. В першу пробірку додайте 25%-й розчин гідроксиду амонію NH<sub>4</sub>OH до повного розчинення осаду, у другу – 1н. розчин тіосульфату натрію Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> також до повного розчинення осаду. В обидві пробірки додайте по дві краплі 0,1н. розчину йодиду калію KI та злегка струсніть їх. У якій пробірці випадає осад йодиду аргентуму AgI, що не зникає при струшуванні?

Напишіть рівняння хімічних реакцій утворення обох комплексних сполук (координаційне число іону Ag<sup>+</sup> = 2) та рівняння їх електролітичної дисоціації. Поясніть утворення осаду AgI, користаючись рівнянням дисоціації відповідного комплексного іону. Яка з отриманих комплексних сполук більш стійка? Напишіть вираження для констант нестійкості обох комплексів та вирішіть за результатами дослідів, яка з констант має менше значення.

Перевірте свій висновок з даними додатку №4.

### 6.2. Руйнування комплексної сполуки при осадженні комплексоутворювача.

Отримайте у пробірці комплексну сполуку, додаючи до декількох крапель розчину сульфату купрум(II) CuSO<sub>4</sub> 2н. розчин гідроксиду амонію NH<sub>4</sub>OH до повного розчинення осаду гідроксосульфату купрум(II) (CuOH)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, який спочатку випадає. Відзначте колір отриманої комплексної сполуки та напишіть рівняння взаємодії сульфату купрум(II) з гідроксидом амонію (координаційне число Cu<sup>2+</sup> = 4).

Додайте до отриманого розчину 2-3 краплі розчину сульфід амонію (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S. Яка речовина випадає у осад? Напишіть рівняння дисоціації комплексної солі та її комплексного іону. У якому напрямі зсувається рівновага дисоціації комплексного іону при дії на нього (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S? Чому? Що відбувається з комплексною сполукою при цьому? Напишіть рівняння реакції комплексної солі з (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді.

Зробіть висновок.

### 6.3. Руйнування комплексного іону при утворенні більш стійкого комплексу.

У пробірці отримайте хлорид аргентуму  $\text{AgCl}$  (як у досліді 6.1.) та розчиніть його у 25%-му розчині гідроксиду амонію  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Напишіть рівняння утворення комплексної сполуки (координаційне число  $\text{Ag}^+ = 2$ ).

До розчину комплексної солі додайте 2н. розчин нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$  до випадіння білого осаду хлориду аргентуму. Напишіть рівняння реакції комплексної солі з  $\text{HNO}_3$  у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді.

Як впливає утворення більш стійкого комплексного іону з комплексоутворювачем  $\text{NH}_4^+$  на рівновагу дисоціації комплексного іону з комплексоутворювачем  $\text{Ag}^+$ ? Чому знову випадає осад хлориду аргентуму? Зробіть висновок.

### **Питання для самостійної перевірки знань студентів**

1. Який клас сполук називають комплексними?
2. Чому назва «комплексні сполуки» пов'язана з назвою «подвійні солі»?
3. Яка наукова теорія пояснює будову та основні властивості комплексних сполук? Ким вона була сформульована?
4. Які види сфер розрізняють у координаційних сполуках та як їх називають? Яка із сфер у водному розчині практично не дисоціює на іони?
5. Які частинки комплексного іону називають комплексоутворювачем (центральним атомом), та які – лігандами?
6. Атоми яких елементів (s-, p-, d-, f-) частіше виступають як комплексоутворювач?
7. Як визначають заряд центрального атому (комплексоутворювача)?
8. Які частинки можуть бути лігандами?
9. Що називають координаційним числом комплексоутворювача?
10. Як визначають заряд комплексного іону?
11. Що називають координаційною ємністю (дентантністю) лігандів?
12. Як складають назви комплексів: аніонних, катіонних, електронейтральних?
13. Як з точки зору валентних зв'язків пояснюють механізм утворення та структуру комплексів?
14. Як дисоціюють водні розчини комплексних сполук? Яку дисоціацію називають первинною, яку – вторинною?
15. Що таке константа нестійкості комплексного іону? Як вона характеризує стійкість комплексу при розпаді?

### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи

Для запропонованого варіанту:

1. Дати назву комплексній сполуці згідно з міжнародною номенклатурою та визначити, до якого типу комплексних сполук вона належить.
2. Визначити комплексоутворювач, його координаційне число та ступінь окислення. До якого сімейства (s-, p-, d-, f-) належить атом комплексоутворювача? Визначити, які іони або молекули є лігандами у комплексній сполуці. Визначити дентантність лігандів.
3. Напишіть рівняння реакції електролітичної дисоціації розчину наведеної у варіанті комплексної сполуки у молекулярному та іонному (повному та скороченому виді). Визначте її зовнішню та внутрішню (координаційну) сфери та їх ступені окислення. Напишіть рівняння реакції руйнування комплексного іону (координаційної сфери) та вираження його константи нестійкості.
4. Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу іону комплексоутворювача. Визначте тип гібридизації атомних орбіталей іону комплексоутворювача та просторову структуру комплексного іону.

Табл. 5.1

№ варіанту	Комплексна сполука	№ варіанту	Комплексна сполука
1	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$	16	$\text{Ca}[\text{Al}(\text{OH})_5\text{H}_2\text{O}]$
2	$\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{OH})_6]$	17	$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$
3	$\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Br}_2]$	18	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$
4	$\text{Ca}[\text{ZrF}_6]$	19	$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$
5	$\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$	20	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
6	$[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_2$	21	$\text{Na}_2[\text{HgCl}_4]$
7	$\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$	22	$\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$
8	$\text{Na}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$	23	$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$
9	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	24	$\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$
10	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$	25	$\text{Ba}[\text{Pt}(\text{CN})_4]$
11	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$	26	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$
12	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$	27	$\text{H}[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$
13	$\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_4]$	28	$\text{Ca}[\text{Al}(\text{OH})_5\text{H}_2\text{O}]$
14	$\text{Na}_2[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$	29	$\text{H}_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$
15	$\text{K}[\text{AuCl}_4]$	30	$\text{Cr}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_2\text{Br}_2]_3$

## Розділ 3. Розчини

### Лабораторна робота №6

#### Тема: «Приготування розчинів заданої концентрації»

#### Теоретична частина

Системи, в яких одна речовина рівномірно розподілена у середовищі іншої (або інших), називають розчинами. Цей термін можна відносити до будь якого агрегатного стану системи. Якщо характеризують рідкі розчини (як, наприклад, водні розчини), то користуються поняттями розчинника та розчинної речовини. Якщо мають на увазі розчин газів або твердих речовин у рідині (воді), розчинником вважають рідину (воду), а розчинною речовиною – газ або тверду речовину, незалежно від їх кількісного вмісту.

Істинні розчини – це однорідні (гомогенні), термодинамічностійкі системи, що складаються з двох або більше компонентів і продуктів їх взаємодії, відносні кількості яких можуть перебувати у широких межах. Розчин складається з розчинника та розчиненої речовини – тобто середовища, в якому рівномірно розподілені молекули або іони розчиненої речовини.

Однорідність розчинів робить їх дуже схожими з хімічними сполуками. Виділення теплоти при розчиненні деяких речовин також вказує на хімічну взаємодію між розчинником та розчиненою речовиною. Відмінність розчинів від хімічних сполук полягає в тому, що склад розчину може змінюватися в широких межах. Крім того, у властивостях розчину можна спостерігати властивості його окремих компонентів, що не спостерігають у разі хімічних сполук. Непостійність складу розчинів наближує їх до механічних сумішей, але від них розчини відрізняються своєю однорідністю. Таким чином, розчини займають проміжне положення між механічними сумішами та хімічними сполуками.

Розчинення кристалічної речовини в рідині відбувається з відривом з поверхні кристала окремих молекул або іонів цієї речовини. У процесі дифузії вони рівномірно розподіляються по всьому об'єму розчинника. Відділення молекул або іонів від поверхні твердого тіла визивається, по-перше, їх власним коливальним рухом а, по-друге, притяганням з боку молекул розчинника. Цей процес міг би продовжуватися до повного розчинення любої кількості кристалічної речовини, але одночасно відбувається й обернений процес – кристалізація. Молекули, що вже перейшли у розчин, ударяються о поверхню кристала та знову притягаються до нього (входять у його склад). Зрозуміло, що виділення молекул із розчину буде йти тим швидше, чим вище їх концентрація у розчині. Нарешті, наступить такий момент, коли швидкість розчинення

стане рівною швидкості кристалізації. Тоді установиться динамічна рівновага, при якій за одиницю часу розчиняється стільки молекул, скільки їх виділяється з розчину. Розчин, який знаходиться в рівновазі з речовиною, що розчиняється, називають насиченим розчином.

В лабораторній практиці частіше користуються ненасиченими розчинами, які містять меншу кількість розчиненої речовини, ніж її є при даній температурі у насиченому розчині.

При цьому, розчини з низьким вмістом розчиненої речовини називають розбавленими, а з високим вмістом – концентрованими.

Вміст розчиненої речовини у розчині може бути виражено або безрозмірними одиницями – частками чи відсотками, або величинами розмірними – концентраціями.

Концентрація речовини – це фізична величина, що визначає кількісний вміст розчину. Концентрація розчиненої речовини визначається його кількістю в певній масі або об'ємі розчину або розчинника. Тому концентрації поділяють на масові та об'ємні.

### Масові концентрації.

- **Масова частка** розчиненої речовини  $\omega$  – відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ну}}} = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{реч}} + m_{\text{р-ка}}}; \quad \omega = \frac{m_{\text{реч}}}{\rho \cdot V_{\text{р-ну}}}$$

де:  $\omega$  – масова частка розчиненої речовини;

$m_{\text{реч}}$  – маса розчиненої речовини, (г);

$m_{\text{р-ну}}$  – загальна маса розчину, (г);

$m_{\text{р-ка}}$  – маса розчинника, (г);

$\rho$  – густина розчину, (г/см<sup>3</sup>);

$V$  – об'єм розчину, (см<sup>3</sup>).

Масова частка розчиненої речовини  $\omega$  – це безрозмірна фізична величина, зазвичай виражається в долях одиниці або у відсотках.

Наприклад, масова частка розчиненої речовини – солі КСl у воді дорівнює 0,05 (або 5%). Це означає:

$$m_{\text{р-ну}} = 100\text{г}; \quad m_{\text{реч.}}(\text{КСl}) = 5\text{г}; \quad m_{\text{р-ка}}(\text{H}_2\text{O}) = 95\text{г}.$$

- **Процентна концентрація С%** – маса (г) розчиненої речовини в 100г розчину

$$\text{С}\% = \omega \cdot 100\% \quad \text{або} \quad \text{С}\% = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%.$$

- **Молярна частка** ( $N_i$ ) – відношення кількості речовини ( $n_{\text{реч}}$ ) до сумарної кількості всіх речовин, що входять до складу розчину, включаючи розчинник.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

де  $n_1$  і  $n_2$  – число моль розчинника і розчиненої речовини,  $N_i$  – молярна частка – безрозмірна фізична величина.

- **Молярна концентрація** – (молярність,  $C_m$ ) – відношення кількості (числа моль) розчиненої речовини до маси розчинника. Вказує скільки моль розчиненої речовини міститься в 1 кг розчинника.

$$C_m = \frac{n_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ка}}}; \quad C_m = \frac{m_{\text{реч}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ка}}}, \text{ (моль/кг),}$$

де:  $m_{\text{реч}}$  – маса розчиненої речовини, (г);

$m_{\text{р-ка}}$  – маса розчинника, (г);

$n_{\text{реч}}$  – кількість речовини, (моль);

$M$  – молярна маса розчиненої речовини, (г/моль).

Позначення одиниці молярності – моль/кг, 1 кг = 1000г.

### Об'ємні концентрації.

- **Об'ємна частка** розчиненої речовини  $\varphi_{\text{реч}}$  – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину

$$\varphi_{\text{реч}} = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{р-ну}}}; \quad \varphi_{\text{реч}} = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{реч}} + V_{\text{р-ка}}},$$

де:  $\varphi_{\text{реч}}$  – об'ємна частка розчиненої речовини;

$V_{\text{реч}}$  – об'єм розчиненої речовини, (см<sup>3</sup>);

$V_{\text{р-ну}}$  – загальний об'єм розчину, (см<sup>3</sup>);

$V_{\text{р-ка}}$  – об'єм розчинника, (см<sup>3</sup>).

Об'ємна частка – безрозмірна величина, її виражають в частках від одиниці або у відсотках

$$C(\% \text{ об.}) = \varphi \cdot 100\%$$

- **Молярна концентрація** (молярність,  $C_M$  або  $M$ ) – відношення кількості розчиненої речовини  $n_{\text{реч}}$  до об'єму розчину  $V_{\text{р-ну}}$ . Показує скільки моль розчиненої речовини вміщується в 1дм<sup>3</sup> розчину (1 дм<sup>3</sup> = 1л).

$$C_M = \frac{n_{\text{реч}}}{V_{\text{р-ну}}}; \quad C_M = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{реч}} \cdot V_{\text{р-ну}}}, \text{ (моль/л; моль/дм}^3\text{)}.$$

Одиницею молярної концентрації є моль/дм<sup>3</sup> або моль/л. Приклад запису молярної концентрації:  $C_M(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$ . Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації (моль/дм<sup>3</sup>) є **М**.

Якщо в 1л розчину міститься 0,1 моль речовини, то він називається децимолярним; 0,01 моль – сантимольярним 0,001 моль – мілімолярним. Молярність розчину позначається буквою **М**. Наприклад, 0,01М NaOH – сантимольярний розчин гідроксиду натрію, тобто 1л розчину містить 0,01 моль NaOH, або:

$$0,01 \text{ моль} \cdot M_{\text{екв}}(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,4 \text{ г NaOH}.$$

- **Молярна концентрація еквіваленту речовини** (еквівалентна концентрація або **нормальність**,  $C_H$  або **н**) – відношення кількості еквіваленту розчиненої речовини до об'єму розчину. Показує скільки моль еквіваленту розчиненої речовини вміщується в 1дм<sup>3</sup> розчину

$$C_H = \frac{n_{\text{екв}}}{V_{\text{р-ну}}}; \quad C_H = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{екв(реч)}} \cdot V_{\text{р-ну}}}.$$

Одиницею молярної концентрації еквіваленту є г-екв/дм<sup>3</sup> або г-екв/л. Приклади запису молярної концентрації еквіваленту речовини:

$$C_H(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ г-екв/дм}^3; \quad C_H(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,5 \text{ г-екв/дм}^3.$$

Скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалентів речовини (г-екв/дм<sup>3</sup>) є **Н**, або **Н**.

Якщо в 1л розчину міститься 1моль еквіваленту речовини, то він називається нормальним; 0,1Н – децинормальним; 0,01Н – сантінормальним; 0,001Н - мілінормальним. Наприклад: 0,1Н H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – децинормальний розчин сірчаної кислоти, тобто 1л такого розчину містить 0,1моль еквіваленту речовини або

$$0,1 \text{ моль} \cdot M_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 49 \text{ г/моль} = 4,9 \text{ г H}_2\text{SO}_4.$$

Добуток молярної концентрації еквіваленту речовини **М<sub>екв</sub>** на об'єм розчину **V<sub>р-ну</sub>** дорівнює кількості еквіваленту цієї речовини. Тому для реакції, в якій беруть участь рівні кількості еквівалентів речовин **А** і **В**

$$C_H(\text{A}) \cdot V_{\text{р-ну}}(\text{A}) = C_H(\text{B}) \cdot V_{\text{р-ну}}(\text{B}).$$

Оскільки речовини взаємодіють в еквівалентних кількостях, то закон еквівалентів для розчинів приймає вигляд:



$$C_H(A) \cdot V_{p-ну}(A) = C_H(B) \cdot V_{p-ну}(B),$$

де:  $C_H(A)$  і  $C_H(B)$  – молярні концентрації еквівалентів (нормальності) розчинених речовин **A** і **B**, (г-екв/дм<sup>3</sup>);

$V(A)$  і  $V(B)$  – відповідні об'єми розчинів, (дм<sup>3</sup>).

- **Титр (Т)** – концентрація стандартного розчину. Показує, яка маса речовини (г) міститься в 1 см<sup>3</sup> розчину (1 см<sup>3</sup> = 1 мл).

$$T = \frac{m_{реч}}{V_{p-ну}}; \quad T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}, \quad (\text{г/мл}; \text{г/см}^3).$$

Оскільки кількість моль розчиненої речовини

$$n(v) = m/M, \text{ то } T \cdot V = m,$$

$$\text{далі: } T \cdot V / M_{екв} = m / M_{екв} = n(v),$$

тобто отримаємо число моль еквівалентів в даному об'ємі, або кількість речовини еквівалента (*КРЕ*).

Звідси:

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{M_{екв}}; \quad C_H = \frac{m \cdot 1000}{M_{екв} \cdot V}.$$

$$C_M = \frac{T \cdot 1000}{M}; \quad C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}.$$

Зв'язок між масовою часткою, молярною концентрацією та молярною концентрацією еквівалента речовини.

Оскільки масова частка (відсоток) і молярна концентрації відносяться до масових кількостей розчину, а молярна концентрація еквівалента та титр – до об'ємних, то для переходу від одного способу виразу концентрації до іншого потрібно знати відносну густину розчину ( $\rho$ , г/см<sup>3</sup>). Відносна густина розчину дорівнює відношенню маси розчину (г) до його об'єму (см<sup>3</sup>).

Формули перерахунку концентрацій досить прості і мають вигляд:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M} \quad \text{моль/дм}^3$$

де:  $\rho$  – густина розчину в г/см<sup>3</sup>.

$$C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M_{екв} \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{екв}} \quad \text{моль/дм}^3.$$

## Приклади розв'язання завдань

**Приклад №1** Визначити молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквівалента ( $C_H$ ), моляльну концентрацію ( $C_m$ ) та титр ( $T$ ) 25%-го розчину солі сульфат натрію  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , густина якого  $1,2 \text{ г/см}^3$ .

Розв'язання.

Знаючи густина розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M}, \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{\text{екв}}}$$

$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль}$

$M_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = f_{\text{екв}} \cdot M = 1/2 \cdot 142 = 71 \text{ г/моль}$

Визначаємо молярну концентрацію розчину (молярність):

$$C_M = \frac{1,2 \cdot 1000 \cdot 0,25}{142} = 2,1 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо молярну концентрацію еквівалента розчину (нормальність):

$$C_H = \frac{1,2 \cdot 1000 \cdot 0,25}{71} = 4,2 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо моляльну концентрацію розчину (моляльність) за формулою:

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ка}}}$$

де  $m$ ,  $m_{\text{р-ка}}$  – маси речовини та розчинника

$$m_{\text{р-ка}} = m_{\text{розч-ну}} - m_{\text{реч.}} = 100 - 25 = 75 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{25 \cdot 1000}{142 \cdot 75} = 2,35 \text{ моль/кг.}$$

Титр розчину визначаємо за формулою:

$$T = \frac{C_H \cdot M_{\text{екв}}}{1000}; \quad \text{або} \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

$$T(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{4,2 \cdot 71}{1000} = 0,2982 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{2,1 \cdot 142}{1000} = 0,2982 \text{ г/см}^3.$$

Відповідь:  $C_M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2,1 \text{ моль/дм}^3$ ,  $C_H(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 4,2 \text{ моль/дм}^3$ ;

$$C_m = 2,35 \text{ моль/кг}; \quad T(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2982 \text{ г/см}^3.$$

### Приклад №2

Яка маса речовини KCl та який об'єм води міститься в 120г водного розчину KCl з масовою часткою 0,04 (4%)?

#### Розв'язання.

Розрахуємо масу хлориду калію і води за формулою:

$$\begin{aligned}\omega_{\text{реч}} &= m_{\text{реч}}/m_{\text{р-ну}} \\ m_{\text{реч}} (\text{KCl}) &= m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(\text{KCl}) = 120 \cdot 0,04 = 4,8\text{г} \\ m_{\text{р-ка}} (\text{H}_2\text{O}) &= m_{\text{р-ну}} - m(\text{KCl}) = 120 - 4,8 = 115,2\text{г}.\end{aligned}$$

Щільність води  $\rho(\text{H}_2\text{O})=1\text{г/см}^3$ . Тому об'єм води дорівнює:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{115,2\text{г}}{1\text{г/мл}} = 115,2\text{мл}$$

Відповідь:  $m_{\text{реч}} (\text{KCl}) = 4,8\text{г}$  ;  $V(\text{H}_2\text{O}) = 115,2 \text{ мл}$ .

### Приклад №3

Яку масу речовини  $\text{CuSO}_4$  та який об'єм води треба взяти для приготування 50г водного розчину  $\text{CuSO}_4$  з масовою часткою 0,03 із кристалогідрату  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

#### Розв'язання.

Для приготування розчину необхідно розрахувати масу безводної солі  $\text{CuSO}_4$ .

$$m(\text{CuSO}_4) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega (\text{CuSO}_4) = 50 \cdot 0,03 = 1,5\text{г}$$

Знайдемо масу кристалогідрату  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , відповідну масі безводної солі  $\text{CuSO}_4$ .

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & \text{містить} & 1 \text{ моль } \text{CuSO}_4 \\ 249,5\text{г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & - & 159,5\text{г } \text{CuSO}_4 \\ m \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & - & 1,5\text{г } \text{CuSO}_4 \\ m (\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) & = & (249,5 \cdot 1,5)/159,5 = 2,34\text{г} \end{array}$$

Маса кристалогідрату  $m_{\text{к}} = m (\text{CuSO}_4) + m_{\text{ақ}}$   
де  $m_{\text{ақ}}$  – маса води, що входить до складу кристалогідрату

$$m_{\text{ақ}} = m_{\text{к}} - m (\text{CuSO}_4) = 2,34 - 1,50 = 0,84\text{г}.$$

Маса розчину  $m_{\text{р-ну}} = m_{\text{к}} + m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{в}} + m_{\text{ақ}} + m(\text{H}_2\text{O})$ ,

де  $m(\text{H}_2\text{O})$  – маса води, використаної на приготування розчину із заданим значенням  $\omega$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m_{\text{к}} = 50,00 - 2,34 = 47,66\text{г.}$$

або

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{CuSO}_4) - m_{\text{ақ}} = 50,00 - 1,50 - 0,84 = 47,66\text{г.}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{47,66\text{г}}{1\text{г/мл}} = 47,66\text{ мл}$$

Відповідь: для приготування розчину  $\text{CuSO}_4$  з масовою часткою 0,03 треба взяти навішення кристалогідрату мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  масою 2,34г та розчинити у воді об'ємом 47,66мл.

#### Приклад №4

Розрахуйте, скільки грамів речовини  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  міститься в 300 мл 0,2М розчину дихромату калію  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

Розв'язання.

Маса  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , яка міститься в 300 мл 0,2М розчину, розраховується за формулою:

$$C_{\text{М}} = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V} \text{ (моль/л)}$$

Об'єм розчину:  $V_{\text{р-ну}} = 300\text{мл} = 0,3\text{л.}$

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot C_{\text{М}} \cdot V = 294 \cdot 0,2 \cdot 0,3 = 17,6\text{г.}$$

Відповідь:  $m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 17,6\text{г.}$

#### Приклад №5

Розрахуйте, яка маса речовини  $\text{CaCl}_2$  міститься в 250 мл 0,2 н розчину  $\text{CaCl}_2$ .

Розв'язання.

Маса  $\text{CaCl}_2$ , яка міститься в 250мл 0,2н розчину, розраховується за формулою:

$$C_{\text{Н}} = \frac{m}{M_{\text{екв}} \cdot V}$$

$$m(\text{CaCl}_2) = M_{\text{екв}}(\text{CaCl}_2) \cdot C_{\text{Н}} \cdot V = (M(\text{CaCl}_2)/2) \cdot C_{\text{Н}} \cdot V;$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 111/2 \cdot 0,2 \cdot 0,25 = 2,78\text{г.}$$

Відповідь:  $m(\text{CaCl}_2) = 2,78\text{г.}$

#### Приклад №6

Зл 48%-го розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відносної густини  $1,38\text{ г/см}^3$  змішали з 2,5л 20%-го розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відносної густини  $1,14\text{ г/см}^3$ . Визначити відсоткову концентрацію одержаного розчину і його молярність.

### Розв'язання.

Якщо при змішуванні розчинів враховуються їх об'єми, то користуючись відносною густиною, визначаємо їх маси, а потім проводимо розрахунок за формулою:

$$m_1A + m_2B = (m_1 + m_2)x,$$

де  $m = \rho \cdot V$

Отже:

$$\begin{aligned} m_1 &= 3 \cdot 1,38 = 4,14 \text{ кг}, & m_2 &= 2,5 \cdot 1,14 = 2,85 \text{ кг} \\ (3 \cdot 1,38 \cdot 48 + 2,5 \cdot 1,14 \cdot 20) &= (4,14 + 2,85) \cdot x \\ 255,72 &= 6,99x \\ x &= 36,58 \end{aligned}$$

Відсоткова концентрація  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у суміші 36,58%.

Молярність розчину – число молей розчиненої речовини в 1л розчину:

$$\begin{array}{rcl} 5,5\text{л } \text{H}_2\text{SO}_4 & \text{містять} & 255,72/98 \text{ моль } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ 1\text{л } \text{H}_2\text{SO}_4 & - & x \text{ моль } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ & & x = 0,474 \text{ моль} \end{array}$$

Відповідь: молярна концентрація отриманого розчину сульфатної кислоти  $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,474 \text{ моль/л}$ ;  $C\%(\text{H}_2\text{SO}_4) = 36,58\%$ .

### Правило змішування або «правило хреста»

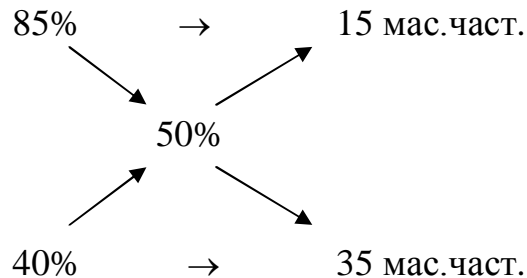
Часто в лабораторній практиці виникає потреба готувати розчини з заданою концентрацією шляхом змішування готових розчинів з іншими концентраціями (з числа тих, що є у наявності), або шляхом розведення розчину з більшою концентрацією водою до меншої концентрації. При цьому для визначення необхідних кількостей наявних розчинів рекомендується використовувати правило змішування, яке ще називають «правило хреста». Нижче наведені приклади по застосуванню цього правила.

- Отримання розчину заданої концентрації з двох наявних розчинів інших концентрацій

Необхідна концентрація в розчині пишеться в місці перетинання двох ліній (тобто у центрі хреста), а концентрації у наявних розчинах інших концентрацій — наприкінці обох ліній ліворуч (більша — вгорі, менша — внизу). Потім на кожній лінії роблять розрахунок (від більшого числа віднімають менше число) і різниця записується у вільного кінця тієї ж лінії. Отримані числа (розташовані праворуч — вгорі і внизу) указують, яку кількість кожного розчину треба взяти, щоб одержати розчин з необхідною концентрацією.

### Приклад №7

Для отримання 50%-ого розчину з 85%-ого та 40%-ого розчинів (які є у наявності) треба взяти 15 масових частин 85%-ого розчину та 35 масових частин 40%-ого розчину:



Якщо 50%-ого розчину треба отримати точно задану кількість, наприклад 250 мл, то масові частини можна перерахувати в мл. Для цього 1мл позначають X. Тоді:

$$\begin{aligned}15 \cdot X + 35 \cdot X &= 250 \\50 \cdot X &= 250 \\X &= 250/50 \\X &= 5.\end{aligned}$$

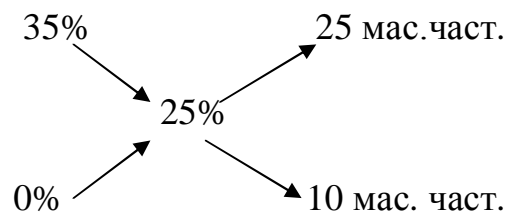
Тобто, щоб отримати 250мл 50%-ого розчину, 85%-ого розчину треба взяти 75мл ( $15 \cdot X = 15 \cdot 5 = 75$ ), а 40%-ого розчину – 175 мл ( $35 \cdot X = 35 \cdot 5 = 175$ ).

- Отримання розчину меншої концентрації методом розведення водою розчину з більшою концентрацією.

Як і в попередньому випадку ставлять хрестом значення концентрацій: в центрі – ту, що мають отримати; ліворуч зверху – ту, що мають розвести; ліворуч знизу – нуль (чиста дистильована вода, яка не містить розчиненої речовини). Отримані числа (розташовані праворуч — вгорі та внизу) указують, яку кількість треба взяти розчину та скільки розчинника (дистильованої води).

### Приклад №8

Щоб розбавити 35%-ий водний розчин до 25%-ого, потрібно взяти 25 масових частин розчину та 10 масових частин води.



## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Мета роботи:

- отримання навичок приготування розчинів різної концентрації;
- оволодіння методикою розрахунку навішувань речовин, необхідних для приготування розчинів заданої концентрації та перерахунку концентрації різними способами;
- оволодіння навичками визначення концентрації розчинів за допомогою ареометра.

**Прилади та реактиви:** колби ємністю 200-250 мл, мірні колби на 100, 200, 250 мл, циліндри на 100 та 250 мл, ареометр та маленький циліндр без поділок; безводні солі: хлорид натрію NaCl, хлорид калію KCl, хлорид амонію NH<sub>4</sub>Cl, біхромат калію K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; солі кристалогідрати: сульфат міді CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O, сульфат магнію MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O, сульфат натрію Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·10H<sub>2</sub>O, карбонат натрію Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·10H<sub>2</sub>O.

### Дослід 1. Приготування розчину із заданою масовою часткою солі

Отримати у викладача індивідуальне завдання. **Приготувати методом зважування** розчин заданої концентрації:

1. 180г 9% -го розчину NaCl;
2. 125г 15% -го розчину CuSO<sub>4</sub> з кристалогідрату CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O;
3. 150г 5% -го розчину K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>;
4. 110г 6% -го розчину MgSO<sub>4</sub> з кристалогідрату MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O;
5. 205г 3% -го розчину KCl;
6. 190г 8% -го розчину Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> з кристалогідрату Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·10H<sub>2</sub>O;
7. 145г 7% -го розчину NH<sub>4</sub>Cl.

### Хід виконання

Для приготування розчинів заданої концентрації необхідно розрахувати навішення речовини, як це наведено у прикладах теоретичної частини, та зважити її на технохімічних терезах з точністю до 0,01г.

- Відповідно до завдання розрахуйте масу солі (у перерахунку на суху речовину), потрібної для приготування розчину заданої концентрації. При необхідності розрахуйте масу кристалогідрату, який містить масу безводної солі. Розрахунки перевірте у викладача.
- Зважіть на технохімічних терезах розраховану масу солі та перенесіть її в конічну колбу на 200 або 250 мл.
- Розрахуйте необхідну кількість дистильованої води для приготування розчину заданої концентрації. Враховуючи, що густина води  $\rho(\text{H}_2\text{O})=1 \text{ г/см}^3$ , відміряйте циліндром необхідний об'єм води та

розчинить сіль у приблизно половинному об'ємі води. Після розчинення солі додайте воду, що залишилася, та ретельно перемішайте розчин.

- Визначте відносну густину приготованого розчину таким чином: розчин із колби слід перелити у вузький циліндр невеликого об'єму та заміряти ареометром його густину.
- Порівняйте відносну густину одержаного розчину ( $\rho_{\text{експ}}$ ) з табличним значенням ( $\rho_{\text{табл}}$ ), яке наведено у таблиці 6.1.
- Розрахуйте похибку досліду за формулою:

$$\Pi = [(\rho_{\text{табл}} - \rho_{\text{експ}}) / \rho_{\text{табл}}] \cdot 100\%,$$

$$\text{або } \Pi = [(\omega_{\text{табл}} - \omega_{\text{експ}}) / \omega_{\text{табл}}] \cdot 100\%.$$

- Зробіть **висновок** про те, з якою точністю приготували розчин.
- Розрахуйте молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквіваленту ( $C_H$ ), молярну концентрацію ( $C_m$ ) і титр ( $T$ ) приготованого розчину.

Таблиця 6.1. – Відносна густина і концентрації розчинів деяких солей

Масова частка, %	Густина розчину $\rho$ (г/см <sup>3</sup> )							
	NaCl	KCl	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	CuSO <sub>4</sub>	MgSO <sub>4</sub>	NH <sub>4</sub> Cl
1	1,007	1,005	1,007	1,006	1,005	1,009	-	1,001
2	1,014	1,011	1,016	1,015	1,012	1,019	1,018	1,004
3	1,022	1,017	1,026	1,023	1,019	-	-	1,008
4	1,029	1,024	1,035	1,031	1,026	1,040	1,039	1,011
5	1,036	1,030	1,044	1,039	1,034	-	-	1,014
6	1,044	1,037	1,053	1,048	1,041	1,062	1,060	1,017
7	1,051	1,043	1,063	1,053	1,049	-	-	1,020
8	1,058	1,050	1,072	1,065	1,056	1,084	1,082	1,023
9	1,065	1,056	1,082	1,073	-	-	-	1,026
10	1,073	1,063	1,091	1,082*	-	1,107	1,104	1,029
12	1,089	1,077	1,111	-	-	1,131	1,126	1,034
14	1,104	1,090	1,131	-	-	1,155	1,148	1,040
16	1,119	1,104	1,141	-	-	1,180	1,172	1,046
18	1,135	1,113	-	-	-	1,206	1,196	1,051
20	1,151	1,133	-	-	-	-	1,220	1,057

\* Насичений розчин



### Правила користування ареометром

Ареометр – це пустотілий скляний поплавець, у верхній частині якого знаходиться шкала відносної густини, а в нижній – вантаж, який підтримує ареометр у вертикальному положенні при зануренні його в рідину.

Ареометр калібрується при певній температурі. Ареометри, що вживають для визначення відносної густини рідин важче за воду, мають нуль вгорі шкали, а для рідин легше за воду – внизу шкали.

Користуючись набором ареометрів, можна швидко визначити густину рідини. Для цього в сухий вузький циліндр місткістю 50-100 мл наливають досліджуваний розчин і занурюють сухий чистий ареометр так, щоб він не торкався стінок циліндра. Занурювати ареометр у рідину треба обережно, не випускаючи його з рук доти, поки не стане очевидним, що він плаває. Тоді руку обережно відпускають і ареометр приймає потрібне положення. Ареометр повинний знаходитись в центрі циліндра та ні в якому випадку не торкатися стінок циліндра, тому що положення ареометра в циліндрі відбивається на точності показань (внаслідок утворення меніска). Потім відзначають розподіл шкали, який співпадає з рівнем рідини в циліндрі по верхньому меніску.

Правильне положення ареометра показано на рис. 3.

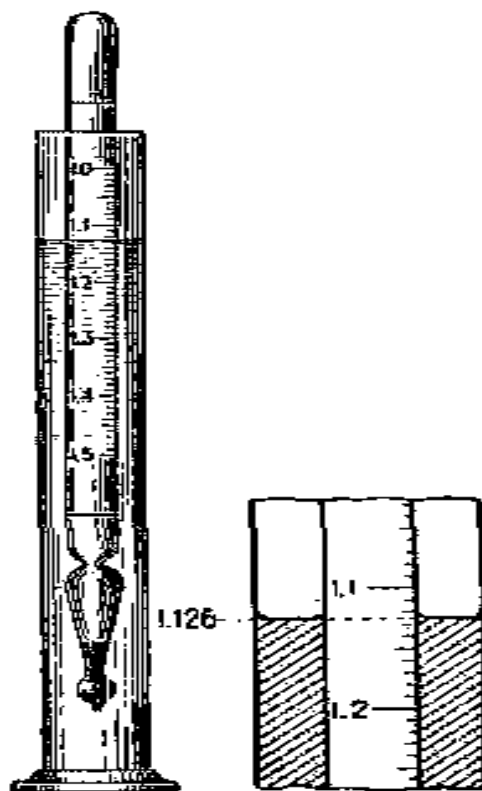


Рис. 3 – Правильне положення ареометра в циліндрі для визначення густини розчину.

Після визначення густини розчину ареометр обмивають водою (якщо визначалася густина водних розчинів або розчинних у воді речовин), витирають та складають у спеціальний футляр.

За спеціальними таблицями, дослідивши густину розчину, визначають масову частку розчиненої речовини (%). Якщо в таблиці немає цифри, точно співпадаючої з відліком за шкалою ареометра, а є близькі значення, то масовою частку розчиненої речовини обчислюють методом інтерполяції (визначення проміжної величини по двом відомим крайніх значень).

Робота з ареометром вимагає обережності, як й з тонкостінним скляним посудом, бо його можна легко розбити – це потрібно завжди пам'ятати.

Для деяких інших рідин існують спеціальні ареометри, що відразу дають потрібну характеристику. Так, для спирту є спеціальні спиртометри, які відразу показують міцність або відсотковий вміст спирту; для молока застосовують лактометри, які показують вміст жиру в молоці, й т.д.

- Результати досліду внести в таблицю 6.2.

Таблиця 6.2. – Результати досліду та розрахунків

ω, %	Маса безводної солі, г	Маса кристало- гідрату, г	Маса води, г	ρ <sub>р-ну</sub> , г/см <sup>3</sup>		Концентрація приготовленого розчину			
				табл.	експ.	C <sub>м</sub>	C <sub>н</sub>	C <sub>м</sub>	T

### **Дослід 2. Приготування розчину солі із заданою масовою часткою(%) з більш концентрованого розчину**

Одержати у викладача індивідуальне завдання. Використовуючи одержаний в досліді 1 розчин, приготувати методом розведення менш концентрований розчин:

1. 250 мл 5%-го розчину NaCl;
2. 200 мл 4%-го розчину CuSO<sub>4</sub>;
3. 250 мл 3%-го розчину K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>;
4. 200 мл 4%-го розчину MgSO<sub>4</sub>;
5. 250 мл 1%-го розчину KCl;
6. 200 мл 5%-го розчину Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>;
7. 250 мл 3%-го розчину NH<sub>4</sub>Cl.

### **Хід виконання**

- Зробіть розрахунок за «правилом хреста», як це наведено у прикладах 7, 8 теоретичної частини. Розрахунок перевірити у викладача.

- Відміряйте циліндром розрахований об'єм більш концентрованого розчину (отриманого у досліді 1), перенесіть його в мірну колбу на 200 або 250 мл і долийте дистильованою водою до мітки.
- Приготований розчин ретельно перемішайте, перелийте у маленький циліндр і поміряйте ареометром його густину –  $\rho_{\text{експ}}$ .
- Табличне значення густини приготованого розчину знайдіть у таблиці 1. –  $\rho_{\text{табл}}$ .
- Результати дослідів занесіть в таблицю 6.3.

Таблиця 6.3. – Результати дослідів та розрахунків

$V_{\text{конц. р-ну, см}^3}$	$\rho_{\text{експ, г/см}^3}$	$\rho_{\text{табл, г/см}^3}$	Концентрація приготовленого розчину			
			$C_M$	$C_N$	$C_m$	$T$

- Порівняйте відносну густину одержаного розчину ( $\rho_{\text{експ}}$ ) з табличним значенням ( $\rho_{\text{табл}}$ ) та розрахуйте **похибку дослідів** за формулою:

$$\Pi = [(\rho_{\text{табл}} - \rho_{\text{експ}}) / \rho_{\text{табл}}] \cdot 100\%$$

- Розрахуйте молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквіваленту ( $C_N$ ), молярну концентрацію ( $C_m$ ) і титр ( $T$ ) приготованого розчину. Результати розрахунків занесіть у таблицю 1.3.
- Зробіть **висновок** про те, з якою точністю приготували розчин.

### **Дослід 3. Приготування розчину молярної концентрації або молярної концентрації еквівалентів**

Одержати у викладача індивідуальне завдання. **Приготувати методом зважування** розчин заданої концентрації:

1. 250 мл 0,05М розчину  $K_2Cr_2O_7$ ;
2. 200 мл 0,1Н розчину  $Na_2SO_4$  з кристалогідрату  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ;
3. 100 мл 0,1М розчину  $MgSO_4$  з кристалогідрату  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ;
4. 200 мл 0,2М розчину  $NaCl$ ;
5. 250 мл 0,05М розчину  $CuSO_4$  з кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ;
6. 100 мл 0,05 Н розчину  $K_2Cr_2O_7$ ;
7. 250 мл 0,15 Н розчину  $KCl$ .

### Хід виконання

- Розрахувати масу солі, необхідної для приготування заданого розчину, враховуючи при цьому і кристалізаційну воду, якщо розчин готується із кристалогідрату. Розрахунок перевірити у викладача.
- Зважити розраховану масу солі на технохімічних терезах, використовуючи у якості тари хімічний стакан.
- Перенести сіль із стакана в мірну колбу відповідного об'єму та розчинити її при перемішуванні в невеликій кількості води. Обполоснути кілька разів невеликими кількостями води стакан, в якому розчиняли сіль, злити цю воду також в мірну колбу і вміст колби довести до мітки дистильованою водою по нижньому меніску. Розчин в колбі ретельно перемішати.
- Відносну густину приготованого розчину визначити за допомогою ареометра.
- Порівняйте відносну густину одержаного розчину ( $\rho_{\text{експ}}$ ) з табличним значенням ( $\rho_{\text{табл}}$ ) та розрахуйте похибку досліду за формулою:

$$\Pi = [(\rho_{\text{табл}} - \rho_{\text{експ}}) / \rho_{\text{табл}}] \cdot 100\%.$$

- Перерахувати молярну концентрацію в  $C_H$ ,  $T$ ,  $\omega$  (%), а нормальну концентрацію - в  $C_M$ ,  $T$ ,  $\omega$  (%).
- Результати досліду внести в таблицю 6.4.

Таблиця 6.4. – Результати досліду та розрахунків

Спосіб вираження концентрації	Маса солі для приготування розчину, г		Маса води, г	$V_{\text{р-ну}}$ , $\text{см}^3$	$\rho_{\text{експ}}$ , $\text{г}/\text{см}^3$	Концентрація приготованого розчину		
	безвод.	кристалогідр.				$T$	$C_M, (C_H)$	$\omega$ (%)

- Зробити **висновок** про точність приготування розчинів, вказавши похибку дослідів.

## Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

1. Дайте визначення розчину.
2. Дайте характеристику насиченим та ненасиченим розчинам.
3. Що таке концентрація розчину?
4. Які розчини називають концентрованими та які – розбавленими?
5. Охарактеризуйте способи визначення концентрації розчинів та їх математичні вирази.
6. На які дві групи поділяють способи виразу концентрації розчинів і для якої з них вони оцінюються безрозмірними величинами? Наведіть приклади.
7. Як розраховують концентрації при змішуванні розчинів?
8. Яка концентрація називається молярною концентрацією, одиниця її вимірювання?
9. Яка концентрація називається молярною концентрацією еквівалентів, одиниця її вимірювання?
10. У якому співвідношенні мас потрібно взяти 28 %-й і 1 %-й розчини, щоб одержати 7 %-й розчин?
11. Розрахуйте молярну концентрацію 20 %-го розчину хлоридної кислоти, відносна густина якого  $1,1 \text{ г/см}^3$ ?
12. У скільки разів потрібно розбавити 2 М розчин, щоб одержати 0,4 М розчин?
13. Яка молярна концентрація еквівалента розчину, в 300 мл якого міститься 10,5 г гідроксида калію?
14. У якому співвідношенні треба змішати розчини з масовою часткою розчиненої речовини 10 і 50 %, щоб одержати розчин масою 800 г, для якого  $\omega = 25 \%$ ?
15. Що називають масовою часткою розчиненої речовини? За якою формулою її обчислюють?
16. У чому сутність правила змішування (правило «хреста») при приготуванні розчину проміжної концентрації з більш розведених та більш концентрованих розчинів?
17. Яка концентрація називається моляльною? В яких одиницях її визначають та за якою формулою її можна обчислити?
18. В чому полягає особливість розрахунку концентрації компонентів розчину при приготуванні його з кристалогідрату та води?
19. Які фізичні та хімічні процеси відбуваються під час розчинення?
20. Які дані необхідно застосувати для перерахунку масової концентрації розчину в об'ємні та навпаки?
21. Які існують способи приготування розчинів?
22. Як визначити густину розчину за допомогою ареометра?
23. Які правила поводження з ареометром?

## Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №6

Таблиця 6.5.

Варіант №	Завдання 1	Завдання 2 Обчислити $C_M$ , $C_H$ , $C_m$ , $T$ .
1	2	3
1	Яку масу фосфату калію і води треба взяти для приготування 8%-го розчину $K_3PO_4$ масою 250 г?	8%-го розчину $K_2SO_4$ густина якого $1,065 \text{ г/см}^3$
2	Яку масу солі і води треба взяти для приготування розчину з масовою часткою сульфату натрію 0,12 та масою 40 кг?	30%-го розчину $HNO_3$ , густина якого $1,184 \text{ г/см}^3$
3	У воді об'ємом 200 мл розчинили сіль масою 40г. Визначте масову частку солі в одержаному розчині, прийнявши густину води рівної 1 г/мл.	12%-го розчину $HCl$ , густина якого $1,059 \text{ г/см}^3$
4	У бензолі об'ємом 170 мл розчинили сірку масою 1,8г. Густина бензолу дорівнює 0,88 г/мл. Визначте масову частку сірки в розчині.	16%-го розчину $NaOH$ , густина якого $1,180 \text{ г/см}^3$
5	Яка маса хлориду калію буде потрібна для приготування розчину цієї солі об'ємом 300 мл і з концентрацією 0,15М $KCl$ ?	21%-го розчину $H_2SO_4$ , густина якого $1,151 \text{ г/см}^3$
6	Яку масу мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ і води треба взяти для приготування розчину сульфату міді масою 40кг з масовою часткою $CuSO_4$ 2%?	30%-го розчину $Pb(NO_3)_2$ густина якого $1,326 \text{ г/см}^3$
7	У воді масою 40г розчинили залізний купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ масою 3,5г. Визначте масову частку сульфату заліза (II) в одержаному розчині.	9%-го розчину $HNO_3$ , густина якого $1,05 \text{ г/см}^3$
8	Визначте масову частку хлориду кальцію в 1,4М розчині $CaCl_2$ густина якого дорівнює 1,12 г/мл.	35%-го розчину $NaOH$ , густина якого $1,383 \text{ г/см}^3$
9	До розчину сульфатної кислоти об'ємом 400мл, густина якого дорівнює 1,1 г/мл а масова частка – 0,15, додали воду масою 60г. Визначте масову частку $H_2SO_4$ в одержаному розчині.	6%-го розчину $KMnO_4$ , густина якого $1,041 \text{ г/см}^3$

1	2	3
10	До води масою 200г додали 2М розчин КСІ об'ємом 40 мл і густиною 1,09 г/мл. Визначте молярну концентрацію і масову частку КСІ в одержаному розчині.	80%-го розчину $\text{H}_2\text{SO}_4$ , густина якого $1,732 \text{ г/см}^3$
11	До розчину масою 250г, масова частка солі в якому складає 10%, додали воду об'ємом 150мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	19%-го розчину $\text{HCl}$ , густина якого $1,094 \text{ г/см}^3$
12	У воді об'ємом 200 мл розчинили зразок солі, одержавши розчин з масовою часткою розчиненої речовини 20 %. До цього розчину ще додали воду об'ємом 150 мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	10%-го розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , густина якого $1,070 \text{ г/см}^3$
13	У воді масою 600г розчинили аміак об'ємом 560мл (нормальні умови). Визначте масову частку амоніаку в одержаному розчині.	13%-го розчину $\text{KOH}$ , густина якого $1,109 \text{ г/см}^3$
14	Водний розчин з масовою часткою амоніаку 10% називають нашатирним спиртом. Який об'єм газу буде потрібно за нормальних умов для отримання нашатирного спирту об'ємом 200 мл і густиною 0,96 г/мл?	10%-го розчину $\text{FeCl}_3$ , густина якого $1,085 \text{ г/см}^3$
15	Який об'єм 3М розчину $\text{NaCl}$ густиною 1,12 г/мл треба додати до води масою 200г, щоб одержати розчин з масовою часткою $\text{NaCl}$ 10%?	55%-го розчину $\text{H}_2\text{SO}_4$ , густина якого $1,447 \text{ г/см}^3$
16	До розчину 3,5М $\text{NH}_4\text{Cl}$ об'ємом 80 мл і густиною 1,05г/мл додали воду об'ємом 40 мл (густиною води прийняти рівною 1 г/мл). Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	10%-го розчину $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , густина якого $1,102 \text{ г/см}^3$
17	Яку масу розчину з масовою часткою карбонату калію 40% треба додати до води масою 500г для отримання розчину з масовою часткою $\text{K}_2\text{CO}_3$ 15%?	17%-го розчину $\text{H}_2\text{SO}_4$ , густина якого $1,120 \text{ г/см}^3$
18	Яку масу розчину з масовою часткою хлориду натрію 20 % необхідно додати до води об'ємом 40 мл для отримання розчину з масовою часткою солі 6 %?	20%-го розчину $\text{CaCl}_2$ , густина якого $1,178 \text{ г/см}^3$

1	2	3
19	Які об'єми 2М і 6М розчину HCl потрібно змішати для приготування 500 мл 3М розчину?	21,75%-го розчину $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , густина якого $0,920 \text{ г/см}^3$
20	Для нейтралізації 20мл 0,1н розчину кислоти було потрібно 8мл розчину NaOH. Скільки грамів NaOH містить 1л цього розчину?	65,3 %-го розчину $\text{HNO}_3$ , густина якого $1,400 \text{ г/см}^3$
21	У лабораторії є розчини з масовою часткою хлориду натрію 10% і 20%. Яку масу кожного розчину треба взяти для отримання 300г розчину з масовою часткою солі 12%?	49,4 %-го розчину KOH, густина якого $1,530 \text{ г/см}^3$
22	Скільки грамів $\text{Na}_2\text{CO}_3$ міститься в 500 мл 0,25 н розчину?	39%-го розчину HCl, густина якого $1,200 \text{ г/см}^3$
23	У якому об'ємі 0,1 н розчину міститься 8г $\text{CuSO}_4$ ?	6%-го розчину $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , густина якого $1,061 \text{ г/см}^3$
24	Для нейтралізації 30 мл 0,1н розчину лугу було потрібно 12мл кислоти. Визначте нормальність кислоти.	26%-го розчину KOH, густина якого $1,241 \text{ г/см}^3$
25	Визначте масу розчину з масовою часткою $\text{CuSO}_4$ 10% і масу води, які будуть потрібно для приготування розчину масою 500г з масовою часткою $\text{CuSO}_4$ 2%	86%-го розчину $\text{HNO}_3$ , густина якого $1,480 \text{ г/см}^3$
26	Яка маса води і розчину з масовою часткою хлориду магнію 0,2 буде потрібно для приготування розчину з масовою часткою $\text{MgCl}_2$ 0,04 та масою 300г?	31,75%-го розчину $\text{NH}_3$ , густина якого $0,890 \text{ г/см}^3$
27	Визначте масову частку гідроксиду барію в розчині, одержаному при змішанні води масою 50г і гідроксиду барію масою 1,2г.	48%-го розчину $\text{H}_2\text{SO}_4$ , густина якого $1,380 \text{ г/см}^3$
28	Який об'єм 2М розчину $\text{Na}_2\text{CO}_3$ треба взяти для приготування 1л 0,25н розчину?	4%-го розчину $\text{BaCl}_2$ , густина якого $1,034 \text{ г/см}^3$
29	Який об'єм 6М розчину HCl потрібно взяти для приготування 25 мл 2,5М розчину HCl	28%-го розчину KOH, густина якого $1,263 \text{ г/см}^3$
30	Який об'єм 0,05н розчину можна одержати з 100 мл 1н розчину?	94%-го розчину $\text{HNO}_3$ , густина якого $1,500 \text{ г/см}^3$



## Лабораторна робота №7

### Тема: «Гідроліз солей та визначення кислотно-лужної реакції середовища водного розчину солі (рН)»

#### Теоретична частина

#### Властивості розчинів електролітів

Речовини, водні розчини яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації їх молекул на іони, називаються електролітами. Розчини електролітів називають іонними провідниками, тому що перенос струму відбувається іонами. Такими речовинами є неорганічні солі, кислоти та основи.

При розчиненні у воді, яка є полярним розчинником, електроліти піддаються електролітичній дисоціації, тобто у більшій чи меншій степені розкладаються на позитивно та негативно заряджені іони – катіони та аніони.

Основні положення теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса (1883 р.):

- всі електроліти дисоціюють (розкладаються) у розчинах на позитивно (катіони) та негативно (аніони) заряджені іони;
- під впливом електричного струму позитивно заряджені іони рухаються до катода та називаються катіонами, а негативно заряджені іони – до анода та називаються аніонами;
- дисоціація молекул речовин з іонним або ковалентним полярним зв'язком відбувається під дією полярних молекул розчинника;
- електролітична дисоціація відбувається самовільно ( $\Delta G < 0$ ), тобто енергія взаємодії молекул розчинника з розчиненою речовиною (енергія сольватації) достатня, щоб зруйнувати хімічні зв'язки в молекулах чи іонних кристалах електроліта (розчиненої речовини);
- електропровідність розчинів чи розплавів електролітів зумовлена наявністю в них заряджених часток – іонів;
- процес дисоціації зворотний: встановлюється динамічна рівновага між кількістю молекул, які розпалися на іони, та числом іонних асоціатів, що утворилися.

Для кількісної характеристики електролітичної дисоціації С.Арреніус вводить поняття ступень електролітичної дисоціації ( $\alpha$ ) – це відношення числа молекул, дисоційованих на іони, до загальної кількості молекул електроліта в розчині:

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{N}.$$

Ступень дисоціації ( $\alpha$ ) електроліту величина безрозмірна, її виражають у частках одиниці або у відсотках. Ступень дисоціації залежить від типу зв'язку, від концентрації електроліту, від температури.

Електроліти за ступенем дисоціації поділяються на сильні і слабкі.

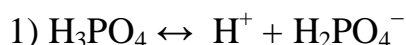
Сильні електроліти в розчинах практично повністю дисоціюють на іони, навіть в концентрованих розчинах  $\alpha$  понад 30 %. До сильних електролітів належить більшість солей, сильні кислоти –  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ; луки (розчинні основи) –  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ .

Слабкі електроліти у розчинах дисоціюють лише частково ( $\alpha \leq 3\%$ ). В розчині встановлюється динамічна рівновага між недисоційованими частками та іонами. До них належить більшість органічних кислот, деякі неорганічні –  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , нерозчинні гідроксиди металів, вода, гідроксид амонію  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

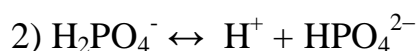
Електроліти середньої сили, ступень дисоціації яких дещо більше 3% -  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Mg(OH)}_2$  – частіше відносять до слабких електролітів.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації кислоти – це електроліти, які в розчинах утворюють катіони гідрогена ( $\text{H}^+$ ) та аніони кислотних залишків. Катіони гідрогена у розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді іонів гідроксонію –  $\text{H}_3\text{O}^+$ , але для спрощення їх записують як  $\text{H}^+$ .

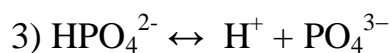
Слабкі багатоосновні кислоти дисоціюють по ступенях, наприклад:



$$K_{д1} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 7,5 \times 10^{-5};$$

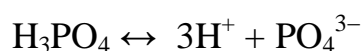


$$K_{д2} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 6,3 \times 10^{-8};$$



$$K_{д3} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = 1,3 \times 10^{-12}.$$

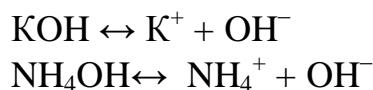
Сумарне рівняння дисоціації:



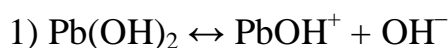
$$K_{д} = \frac{[\text{H}^+]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}.$$

Константа дисоціації ( $K_d$ ) – це константа рівноваги, яка відповідає дисоціації слабкого електроліта.

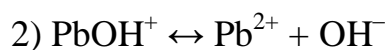
Основи – це електроліти, які під час дисоціації утворюють гідроксид-аніони ( $\text{OH}^-$ ), наприклад:



Багатокислотні слабкі основи дисоціюють по ступеням:

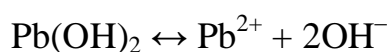


$$K_{d1} = \frac{[\text{PbOH}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]} = 9,55 \cdot 10^{-4};$$



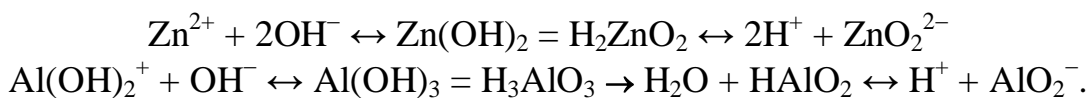
$$K_{d2} = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})^+]} = 3,0 \cdot 10^{-8}.$$

Сумарне рівняння дисоціації:



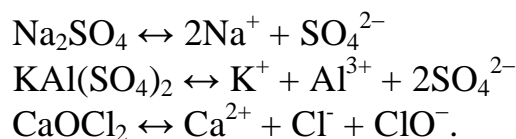
$$K_d = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]}$$

Амфоліти – це гідроксиди металів, які виявляють амфотерні властивості, дисоціюють залежно від умов дисоціації за основним чи кислотним типом, наприклад:

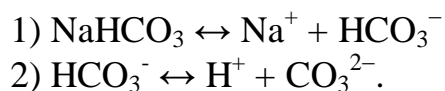


До них належать:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ga}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ge}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ . Вода також відноситься до амфолітів:  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ .

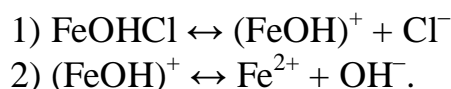
Середні солі (сполуки з іонним зв'язком) – це сильні електроліти. Вони повністю дисоціюють на іони за одним ступенем, наприклад:



Кислі та основні солі дисоціюють по ступеням. Наприклад, дисоціація кислої солі гідрокарбонат натрію відбувається за двома ступенями:



Основна сіль гідроксохлорид феруму(II) дисоціює за двома ступенями:



Тому розчини кислих солей містять незначну кількість іонів гідрогену  $\text{H}^+$  та мають слабкі кислотні властивості. Розчини основних солей мають слабкі основні властивості.

Константа дисоціації характеризує даний електроліт. В одному й тому ж самому розчиннику при постійній температурі константа дисоціації є сталою величиною.

Константи дисоціації деяких сильних та слабких електролітів при температурі 298К наведені в таблицях 7.1. та 7.2.

Таблиця 7.1. Константи дисоціації деяких сильних електролітів  
(для  $T = 298 \text{ K}$ )

Назва	Формула	Константа дисоціації
Нітратна кислота	$\text{HNO}_3$	$K_d = 43,6$
Бромидна кислота	$\text{HBr}$	$K_d = 10^9$
Йодидна кислота	$\text{HI}$	$K_d = 10^{11}$
Хлоридна кислота	$\text{HCl}$	$K_d = 10^7$
Сульфатна кислота	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$K_{d1} = 10^3;$ $K_{d2} = 10^{-2}$
Перманганатна кислота	$\text{HMnO}_4$	$K_d = 10^7$

Таблиця 7.2. Константи дисоціації деяких слабких електролітів (Т = 298)

Назва		Формула	$K_d$	$pK = -\lg K_d$
Нітритна кислота		$HNO_2$	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Боратна кислота		$H_3BO_3$	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Германієва кислота	$K_1$	$H_4GeO_4$	$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
	$K_2$		$2,0 \cdot 10^{-13}$	12,7
Селенідна кислота	$K_1$	$H_2Se$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
	$K_2$		$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0
Сульфітна кислота	$K_1$	$H_2SO_3$	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
	$K_2$		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сульфідна кислота	$K_1$	$H_2S$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
	$K_2$		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Карбонатна кислота	$K_1$	$H_2CO_3 \leftrightarrow$ $CO_2 (p) + H_2O$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
	$K_2$		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Оцтова кислота		$CH_3COOH$	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Метафосфатна кислота	$K_1$	$H_3PO_3$	$3,1 \cdot 10^{-2}$	1,51
	$K_2$		$1,6 \cdot 10^{-7}$	6,79
Ортофосфатна кислота	$K_1$	$H_3PO_4$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,12
	$K_2$		$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,20
	$K_3$		$1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89
Силікатна кислота	$K_1$	$H_2SiO_3$	$2,2 \cdot 10^{-10}$	9,66
	$K_2$		$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,80
Гіпохлоритна кислота		$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Ціанідна кислота		$HCN$	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
Фторидна кислота		$HF$	$6,6 \cdot 10^{-4}$	3,18
Алюмінію гідроксид	$K_3$	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Амоніаку розчин (амонію гідроксид)		$H_3N + H_2O$ $NH_4OH$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Феруму (II) гідроксид	$K_2$	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Феруму (III) гідроксид	$K_2$	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
	$K_3$		$1,35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Магнію гідроксид	$K_2$	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
Мангану (II) гідроксид	$K_2$	$Mn(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Плюмбуму (II) гідроксид	$K_1$	$Pb(OH)_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$	3,02
	$K_2$		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Аргентуму гідроксид		$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Цинку гідроксид	$K_2$	$Zn(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4

На відміну від  $K_d$  ступень дисоціації ( $\alpha$ ) визначає стан електроліту в розчині з певною концентрацією. Тобто  $\alpha$  слабких електролітів залежить від їх концентрації в розчині: з розведенням розчинів (зменшенням концентрації) ступень дисоціації збільшується, наближуючись до 1, та навпаки – при збільшенні концентрації розчину слабого електроліту  $\alpha$  зменшується, тому що імовірність зустрічі іонів у розчині з утворенням недисоційованих молекул підвищується.

Константа та ступень дисоціації зв'язані співвідношенням – закон розбавлення Оствальда:

$$K_d = \frac{\alpha^2 \times C_M}{1 - \alpha},$$

де  $C_M$  – молярна концентрація електроліта (моль/л).

Якщо ступень дисоціації значно менше 1, то при наближених розрахунках можна прийняти  $(1 - \alpha) \approx 1$ . Тоді вираження закону розбавлення Оствальда спрощується:

$$K_d = \alpha^2 \times C_M, \quad \text{або:} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}}$$

### Іонний добуток води та водневий показник (рН)

Чиста вода слабо дисоціює на іони. Вода, як речовина, має незначну електропровідність, тобто вона – слабкий електроліт. Дисоціація води відбувається за схемою:



Константа дисоціації води:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Концентрація молекул води при 22 °С є сталою величиною і дорівнює 55,55 моль/л, тому її можна включити в константу:

$$K_{\text{дис}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55 = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль/л}$$

Активності іонів приблизно дорівнюють їх концентраціям, а активність води близька до одиниці, тому використовують вираз:

$$K_b = [\text{H}^+][\text{OH}^-].$$

Добуток концентрації іонів водню ( $\text{H}^+$ ) та гідроксид-іонів ( $\text{OH}^-$ ) є величиною сталою при постійній температурі.

Цю величину називають іонним добутком води. Його чисельне значення при 22 °С дорівнює:

$$K_b = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ моль/л.}$$

При дисоціації чистої води утворюється однакова кількість іонів водню та гідроксид-іонів, тобто в чистій воді  $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}}$  моль/л.

Тому в нейтральному середовищі водного розчину, яке характеризується рівністю концентрацій іонів водню ( $H^+$ ) та гідроксид-іонів ( $OH^-$ ):

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

В кислому середовищі водного розчину концентрація іонів водню перебільшує концентрацію гідроксид-іонів  $[H^+] > [OH^-]$ , тому:

$$[H^+] > 10^{-7} \text{ моль/л}; \quad [OH^-] < 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

В лужному середовищі водного розчину концентрація іонів водню менше концентрації гідроксид-іонів  $[H^+] < [OH^-]$ , тому:

$$[H^+] < 10^{-7} \text{ моль/л}; \quad [OH^-] > 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Концентрації іонів водню та гідроксид-іонів у водних розчинах надто малі, тому їх виражають у вигляді логарифмів з негативним знаком та називають ці величини водневим показником (рН) та показником гідроксид-іонів (рОН):

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg[H^+]; \\ \text{pOH} &= -\lg[OH^-]. \end{aligned}$$

Показник константи води (рК<sub>в</sub>) є негативним логарифмом константи води:

$$\text{pK}_b = -\lg K_b = -\lg 10^{-14} = 14.$$

Якщо взяти негативний логарифм відношення  $K_b = [H^+][OH^-]$ , то отримаємо:

$$\text{pK}_b = \text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

При нейтральній реакції водного розчину, тобто при рівності іонів водню та гідроксид-іонів,  $\text{pH} = \text{pOH} = 7$ .

При кислій реакції водного розчину:  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pOH} > 7$ .

При лужній реакції водного розчину:  $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pOH} < 7$ .

Приблизно визначити рН середовища можна за допомогою кислотно-основних індикаторів – речовин, які в певному інтервалі значень рН розчину змінюють свій колір.

Індикаторами можуть бути слабкі органічні кислоти  $\text{HInd}$  та основи  $\text{IndOH}$ , молекули та іони яких мають різний колір.



Наприклад, індикатори – слабкі органічні кислоти – це лакмус та фенолфталеїн; індикатори – слабкі основи – це метиловий помаранчевий, метиловий червоний.

Забарвлення деяких рН-індикаторів наведені у таблиці 7.3.

Таблиця 7.3. Визначення рН за допомогою деяких індикаторів

Назва індикатора	Забарвлення індикатора в різних середовищах		
	Кисле середовище	Нейтральне середовище	Лужне середовище
Метиловий-помаранчевий	Червоний ( $\text{pH} < 3,1$ )	Помаранчевий ( $3,1 < \text{pH} < 4,4$ )	Жовтий ( $\text{pH} > 4,4$ )
Метиловий-червоний	Червоний ( $\text{pH} < 4,2$ )	Помаранчевий ( $4,2 < \text{pH} < 6,3$ )	Жовтий ( $\text{pH} > 6,3$ )
Фенолфталеїн	Безбарвний ( $\text{pH} < 8,0$ )	Блідо-рожевий ( $8,0 < \text{pH} < 9,8$ )	Рожевий ( $\text{pH} > 9,8$ )
Лакмус	Червоний ( $\text{pH} < 5,0$ )	Пурпурний ( $5,0 < \text{pH} < 8,0$ )	Синій ( $\text{pH} > 8,0$ )

### Гідроліз солей.

#### Вплив гідролізу на водневий показник (рН) розчинів

Реакцію обміну між речовиною та водою називають гідролізом. Гідролізу підлягають солі, вуглеводи, білки, етери, жири тощо.

Гідроліз солей – це хімічна взаємодія іонів солі з іонами води, в результаті якої утворюється слабкий електроліт або слаборозчинний електроліт та відбувається зміна концентрації іонів водню, тобто рН середовища.

Гідроліз є наслідком поляризаційної взаємодії іонів солі з їх гідратною оболонкою.

Розглянемо 4 типа солей.

**1) Солі, що утворені сильною основою та сильною кислотою гідролізу не підлягають.**

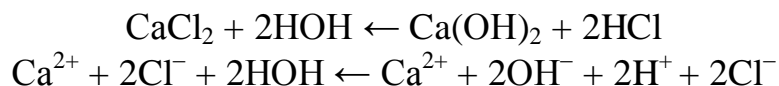
До сильних основ належать луги – розчинні гідроксиди лужних металів (1-ї групи головної підгрупи періодичної системи Д.І. Менделєєва) –  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$  та гідроксиди лужно-земельних



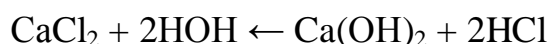
металів (2-ї групи головної підгрупи періодичної системи Д.І. Менделєєва) –  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

Сильні кислоти –  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ .

При взаємодії солі  $\text{CaCl}_2$ , утвореної сильною основою  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  та сильною кислотою  $\text{HCl}$ , з водою не утворюється слабкий електроліт, який би зв'язав іони води ( $\text{H}^+$  чи  $\text{OH}^-$ ):



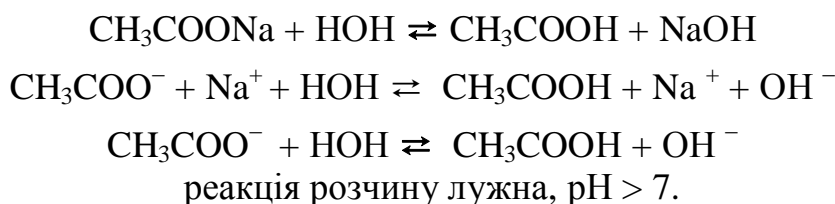
Внаслідок цього рівновага зміщується вліво, в бік малодисоційованої речовини  $\text{H}_2\text{O}$ :



Тобто **солі, утворені лугами та сильними кислотами не гідролізують**. Розчини таких солей нейтральні:  $\text{pH} = 7$ .

**2) Солі, що утворені сильними основами та слабкими кислотами гідролізують за аніоном**, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт (слабка кислота), а розчин має лужну реакцію:  $\text{pH} > 7$ . Відбувається гідроліз за аніоном (іоном слабого електроліту) –  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{CNS}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  та інш.

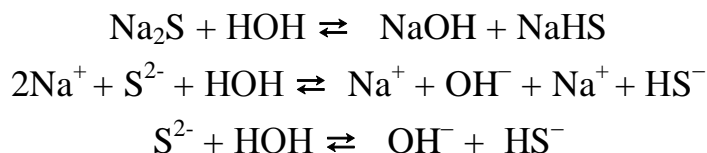
Наприклад, гідроліз солі ацетат натрію  $\text{CH}_3\text{COONa}$ :



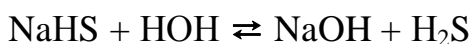
Внаслідок гідролізу солі іони гідрогену води ( $\text{H}^+$ ) зв'язуються в слабкий електроліт – оцтову кислоту та залишається надлишок  $\text{OH}^-$ -іонів. Тому розчини солей, що утворені сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію:  $\text{pH} > 7$ .

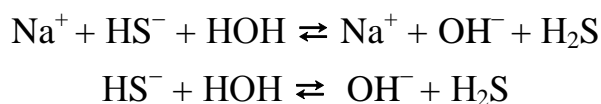
Солі багатоосновних кислот гідролізують по ступеням.

I. Перший ступінь:

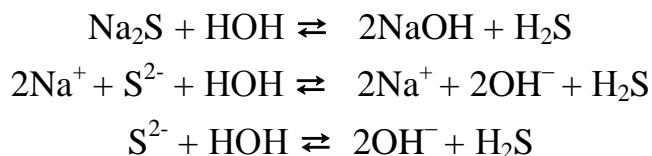


II. Другий ступінь:





Сумарна реакція:



реакція розчину лужна,  $\text{pH} > 7$

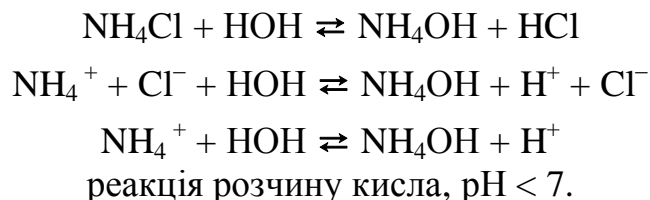
Солі, що утворені з багатоосновних кислот та лугів, гідролізують з утворенням кислих солей. Розчин таких солей має лужну реакцію –  $\text{pH} > 7$ .

Індикатор – фенолфталеїн набуває рожевого кольору. Гідроліз такої солі відбувається за аніоном.

Гідроліз тим інтенсивніше, чим слабше кислота.

**3) Солі, які утворені слабкими основами та сильними кислотами гідролізують за катіоном**, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт (слабка основа), а розчин має кислу реакцію –  $\text{pH} < 7$ . Відбувається гідроліз за катіоном (іоном слабого електроліту) –  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$  та інш.

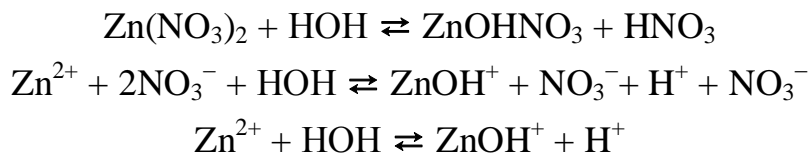
Наприклад:



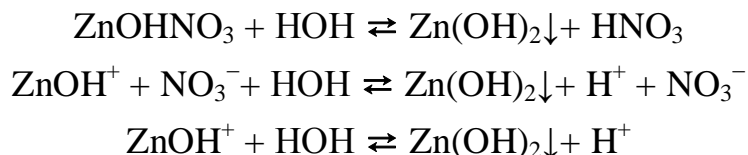
Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи  $\text{NH}_4\text{OH}$ , а в розчині накопичується надлишок водневих іонів  $\text{H}^+$ , тому реакція розчину кисла –  $\text{pH} < 7$ .

Солі багатокислотних основ гідролізують по ступеням:

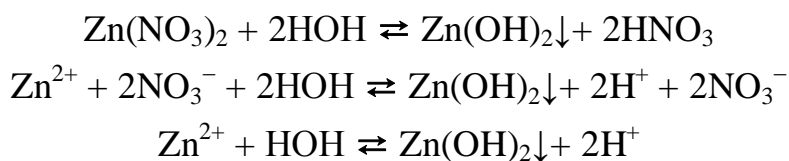
I. Перший ступінь:



II. Другий ступінь:

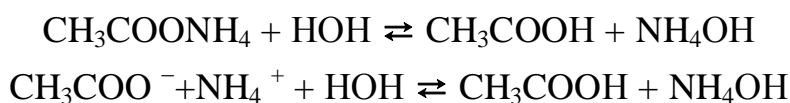


Сумарна реакція:

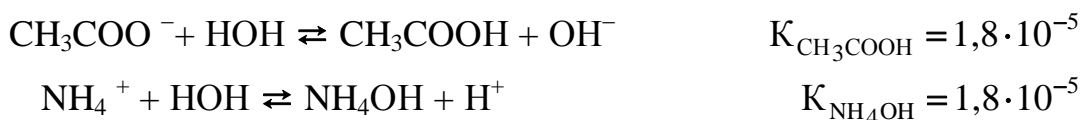


Накопичується надлишок іонів водню – реакція розчину кисла,  $\text{pH} < 7$ .  
Індикатор – лакмус набуває червоного кольору. Чим слабше основа, тим повніше йде гідроліз.

**4) Солі, які утворені слабкою основою та слабкою кислотою гідролізуються за катіоном та аніоном. Наприклад:**

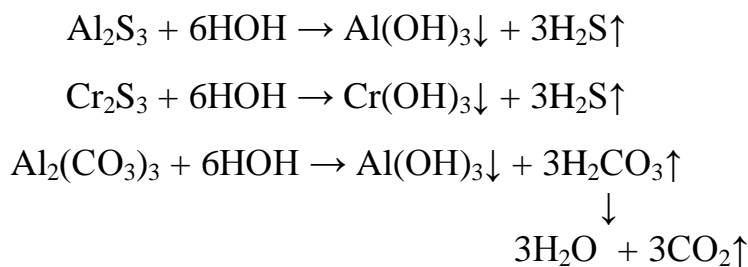


Одночасно йдуть обидва процеси:



Реакція розчину залежить від співвідношення констант іонізації речовин, що утворюються, - слабкої основи та слабкої кислоти. Вона може бути або слабо кислою, або слабо основною, тобто  $\text{pH} \approx 7$ . В наведеному прикладі константи дисоціації кислоти та основи співпали, то реакція розчину – нейтральна ( $\text{pH} = 7$ ).

Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія сульфідів алюмінію, хрому, карбонату алюмінію з водою:



**Ступінь гідролізу. Константа гідролізу.**

Кількісно гідроліз характеризується ступенем гідролізу ( $h_2$ ) та константою гідролізу ( $K_f$ ).

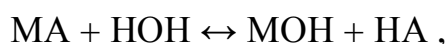
Ступінь гідролізу – відношення числа молекул, які гідролізуються, до загального числа молекул:

$$h_2 = \frac{C_2}{C},$$

де  $C_r$  – концентрація гідролізованої частини речовини,  
 $C$  – загальна концентрація розчиненої речовини.

Ступінь гідролізу залежить від збільшення концентрації або розбавлення солі, температури і хімічної природи кислоти та основи, які складають сіль.

Якщо рівняння реакції гідролізу солі **МА** записати в загальному вигляді:



то вираження для константи рівноваги цієї реакції

$$K_p = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA] \cdot [H_2O]}.$$

Але концентрація води  $[H_2O]$  в розведених розчинах стала та дорівнює 55,5 моль/л. Тоді:  $K_p \cdot [H_2O] = \text{const}$  та називається константою гідролізу

$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA]}$$

Константа гідролізу за аніоном:

$$K_2 = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{Д(кислоти)}},$$

де:  $K_{H_2O}$  - іонний добуток води;  $K_{H_2O} = 1 \cdot 10^{-14}$ .

Константа гідролізу за катионом:

$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{Д(основи)}}$$

Константа гідролізу за катионом та аніоном:

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{Д(кислоти)} \cdot K_{Д(основи)}}$$

Ці рівняння – кількісні підтвердження зробленого раніше висновку: чим слабша кислота (основа), сіль якої підлягає гідролізу, тим повільніше йде гідроліз.

Зв'язок ступеня гідролізу ( $\alpha_r$ ) з константою гідролізу ( $K_r$ ) описується законом розведення Оствальда:

$$K_{\Gamma} = \frac{h_{\Gamma}^2 \cdot C_M}{1 - h_{\Gamma}}$$

Якщо  $h_{\Gamma} \ll 1$ ,  $K_{\Gamma} = h_{\Gamma}^2 \cdot C_M$ ;  $h_{\Gamma} = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_M}}$ .

При розведенні розчину солі, яка підверглась гідролізу, ступінь її гідролізу зростає.

Тому розчини солей треба зберігати концентрованими та додавати луку (для солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою) або кислоту (для солей, утворених сильною кислотою та слабкою основою).

Ступінь гідролізу ( $h_{\Gamma}$ ) – зростає зі збільшенням температури. Це витікає з принципу Ле-Шательє. Реакції гідролізу є ендотермічними (на відміну від реакцій нейтралізації, які є екзотермічними). Тому із зростанням температури збільшується ступінь гідролізу. Для послаблення гідролізу розчини солей треба зберігати при низькій температурі.

## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

### **Мета роботи:**

- дослідити реакцію розчинів різних солей;
- дослідити утворення основних та кислих солей при ступінчастому гідролізі; випадки повного гідролізу;
- дослідити фактори, які прискорюють та гальмують гідроліз.

### **Прилади та реактиви:**

- розчини солей: ацетат натрію  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , сульфат алюмінію  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , карбонат натрію  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , хлорид натрію  $\text{NaCl}$ , хлорид феруму(III)  $\text{FeCl}_3$ , ортофосфат натрію  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , хлорид стибію  $\text{SbCl}_2$ ;
- кристалічна сіль хлорид стануму (II)  $\text{SnCl}_2$ , концентрований розчин хлорводневої кислоти  $\text{HCl}$  (1:1), дистильована вода;
- індикатори: нейтральний розчин лакмусу, спиртовий розчин фенолфталеїну;
- штатив з пробірками, мікрошпатель, стакан на 200мл, електрична плитка.

## **Хід виконання**

### **Дослід 1. Дослідження реакції розчинів солей, що гідролізують.**

#### **А) Гідроліз карбонату натрію $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .**

В 2 пробірки налити по 2-3 мл 0,1 н розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн та

спостерігати зміну забарвлення розчину. У другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення. Результати дослідження занести у таблицю 7.4.

Записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу карбонату натрію – за ступенями та сумарне. Написати вираження константи гідролізу. Визначити реакцію середовища (рН).

Зробити **висновок** про те, як йде гідроліз – за катіоном чи за аніоном; який проміжний продукт отримали у першій стадії; яке значення рН (< чи >7); який індикатор слід застосовувати.

### **Б) Гідроліз ортофосфату натрію $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .**

В 2 пробірки налити по 2-3 мл 1 н розчину  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн та спостерігати зміну забарвлення розчину. У другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення. Результати дослідження занести у таблицю 7.4.

Записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – за 3-ма ступенями та сумарне. Написати вираження константи гідролізу. Визначити реакцію середовища (рН).

Зробити **висновок** про те, як йде гідроліз – за катіоном чи за аніоном; який проміжний продукт отримали у першій стадії; яке значення рН (< чи >7) та який індикатор у цьому разі слід застосовувати.

### **В) Гідроліз сульфату алюмінію $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .**

В 2 пробірки налити по 2-3 мл 0,5 н розчину  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн; у другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення у розчинах. Результати дослідження занести у таблицю 7.4.

Записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  – за ступенями та сумарне. Написати вираження константи гідролізу. Визначити реакцію середовища (рН).

Зробити **висновок** про те, як йде гідроліз – за катіоном чи за аніоном; який проміжний продукт отримали у першій стадії та яка речовина є кінцевим продуктом; яке значення рН (< чи >7); поясніть, який індикатор слід застосовувати.

### **Г) Гідроліз хлориду натрію $\text{NaCl}$ .**

В 2 пробірки налити по 2-3 мл 0,5 н розчину  $\text{NaCl}$ . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн, а в іншу – декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати, чи відбудеться зміна забарвлення. Результати дослідження занести у таблицю 7.4.

Записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння. Визначити реакцію середовища (рН).

Зробити **висновок** про те, чи йде гідроліз; яке значення рН (< чи > або =7); поясніть, чому індикатори не змінюють забарвлення.

Таблиця 7.4. – Результати спостережень у досліді 1(А-Г).

№ пробірки	Формула солі	Індикатор	Забарвлення індикатору	Реакція розчину	рН розчину
1					
2					
3					
4					

### **Дослід 2. Вплив температури на гідроліз.**

У дві пробірки налити по 2-3 мл розчину хлориду феруму(III)  $\text{FeCl}_3$  та додати у кожен пробірку 4-5 мл дистильованої води. Потім одну пробірку залишити у штативі, а другу поставити нагрівати у стакан з киплячою водою на електричній плитці. Через приблизно 5 хвилин спостерігайте, як буде відмінюватись колір розчину в цих пробірках. Поясніть, чому при нагріванні забарвлення розчину стає інтенсивніше.

Запишіть молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу  $\text{FeCl}_3$  (за ступенями та сумарне). Напишіть вираження константи гідролізу. Визначить реакцію середовища (рН < чи >7); який індикатор у цьому разі слід застосовувати.

Зробити **висновок** про те, як впливає збільшення температури на швидкість реакції гідролізу та поясніть це явище спираючись на принцип Ле-Шательє.

### **Дослід 3. Вплив розбавлення розчину солі на гідроліз.**

Налийте у пробірку 2-3 мл розчину солі хлориду стибію  $\text{SbCl}_2$  та додайте 4-5 мл дистильованої води. Спостерігайте, що відбувається.

Напишіть молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу  $\text{SbCl}_2$  (за ступенями та сумарне). Напишіть вираження константи гідролізу. Визначить реакцію середовища (рН < чи >7) та який індикатор слід застосовувати.

Зробити **висновок** про те, як впливає розбавлення розчину солі на гідроліз.

### **Дослід 4. Подавлення гідролізу.**

Положіть у пробірку 2-3 кристалика солі хлорид стануму  $\text{SnCl}_2$  (не більше) та додайте приблизно 2 мл дистильованої води. Спостерігайте появлення рясного білого осаду основної солі гідроксохлориду стануму(II).

Напишіть молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу  $\text{SnCl}_2$ . Напишіть вираження константи гідролізу. Визначить реакцію середовища (рН) та який індикатор слід застосовувати.

Потім до отриманого осаду додайте 2-3 краплі концентрованого розчину хлоридної кислоти  $\text{HCl}$  (1:1) та спостерігайте розчинення осаду. Поясніть це явище. Напишіть рівняння реакції. Зробити **висновок** про те, як впливає додавання сильної кислоти на гідроліз  $\text{SnCl}_2$ .

### Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Назвіть основні положення теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса.
2. Які речовини називають електролітами?
3. За яким принципом електроліти поділяють на сильні, середньої сили та слабкі?
4. Що таке ступень дисоціації та константа дисоціації електроліта?
5. Вода, як речовина, є сильним чи слабким електролітом?
6. Які неорганічні речовини є електролітами?
7. Як відбувається ступінчаста дисоціація слабких електролітів?
8. Що таке іонний добуток води?
9. Дайте визначення водневого показника (рН).
10. Яке значення рН у різних середовищах водних розчинів?
11. Які речовини називають кислотно-лужними індикаторами?
12. Яку реакцію називають гідроліз?
13. Які типи солей гідролізують? Який тип солей не підлягає реакції гідролізу?
14. За яким показником визначають силу та слабкість кислот та основ?
15. Які значення приймає рН у розчинах різних типів солей?
16. В якому разі відбувається ступінчастий гідроліз?
17. Охарактеризуйте ступінь гідролізу та константу гідролізу. Укажіть, як вони зв'язані поміж собою.
18. Які фактори впливають на прискорення реакції гідролізу? Поясніть, чому.
19. Як подавити гідроліз?
20. Опишіть зв'язок ступеня гідролізу з константою гідролізу за законом розведення Оствальда.



### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №7

1. Скласти молекулярні, повні та скорочені іонно-молекулярні рівняння гідролізу солей (по ступеням та сумарне) – варіанти наведені у таблиці 7.5.
2. Написати вираження константи гідролізу для кожного ступеню та для сумарного рівняння. Зробіть висновок про характер гідролізу.
3. Вказати реакцію середовища (рН) та індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів солі, вказати колір індикатора.

Табл.7.5.– Варіанти індивідуального завдання до лабораторної роботи №7.

№ варіанта	Формули солей
1	$\text{SnCl}_2, \text{Na}_2\text{S}$
2	$\text{AlCl}_3, \text{CH}_3\text{COOK}$
3	$\text{Li}_2\text{CO}_3, \text{MgSO}_4$
4	$\text{RbCl}, \text{CuSO}_4$
5	$\text{NiSO}_4, \text{K}_3\text{PO}_4$
6	$\text{Na}_2\text{SO}_3, \text{TiCl}_3$
7	$\text{K}_2\text{SnO}_3, \text{FeCl}_3$
8	$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2, \text{NiCl}_2$
9	$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2, \text{CrCl}_3$
10	$\text{CoCl}_2, \text{K}_2\text{S}$
11	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3, \text{KCl}$
12	$\text{FeSO}_4, \text{Na}_2\text{SO}_3$
13	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2, \text{NH}_4\text{NO}_3$
14	$\text{Na}_2\text{SiO}_3, \text{NiCl}_3$
15	$\text{ZnCl}_2, \text{CaS}$
16	$\text{NaNO}_3, \text{FeCl}_2$
17	$\text{NH}_4\text{Br}, \text{CuCl}_2$
18	$\text{CaCl}_2, \text{NaNO}_2$
19	$\text{Na}_3\text{PO}_4, \text{CrCl}_2$
20	$\text{MgSO}_4, \text{Na}_2\text{S}$
21	$\text{NaNO}_2, \text{KCNS}$
22	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2, \text{CaCO}_3$
23	$\text{NaCN}, \text{NH}_4\text{NO}_2$
24	$\text{K}_2\text{CO}_3, \text{Cr}(\text{NO}_3)_2$
25	$\text{NH}_4\text{Cl}, \text{NaF}$
26	$\text{Na}_2\text{HPO}_4, \text{ZnBr}_2$
27	$\text{CuCl}_2, \text{CH}_3\text{COOK}$
28	$\text{CH}_3\text{COONH}_4, \text{CoCl}_2$
29	$\text{MnSO}_4, \text{KI}$
30	$\text{Sn}(\text{NO}_3)_2, \text{Na}_2\text{SO}_4$

## **Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.**

Результати проведених дослідів, отримані під час виконання лабораторної роботи, є базою як для безпосереднього аналізу, так і для подальших розрахунків, які підтверджують вірність теоретичних положень.

Виконуючи лабораторну роботу студент повинен спостерігати за ходом експерименту, відзначаючи всі його особливості: зміна кольору, випадіння осаду, виділення газоподібної речовини, теплові ефекти, показання приладу, т.д. Результати спостережень записують у лабораторний журнал у вигляді протоколу лабораторної роботи, дотримуючись певної послідовності:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи;
- 4) накреслити схему устаткування з коротким описом важливих вузлів;
- 5) написати рівняння хімічних реакцій;
- 6) результати дослідів слід внести в таблиці;
- 7) розрахункова частина (таблиці, формули);
- 8) зробити висновки.

Записи в лабораторному журналі роблять чорнилом. Малюнки приладів, схеми установок, графіки виконують олівцем на міліметровому папері. Всі розрахунки необхідно проводити в лабораторному журналі.

Значення символів і коефіцієнтів, що входять у формулу, повинні бути наведені безпосередньо під формулою в тій послідовності, у якій вони наведені у формулі.

## **Порядок оформлення звіту, його представлення і захист.**

Виконавши лабораторну роботу, студент повинен оформити звіт, тобто протокол лабораторної роботи у лабораторному журналі. Основні пункти протоколу:

- Тема лабораторної роботи.
- Мета лабораторної роботи.
- Коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи.
- Короткий опис принципу методу дослідження з приведенням хімічних рівнянь.
- Реактиви, хімічний посуд та прилади, що застосовують.
- Короткий опис ходу виконання дослідження.
- Написати рівняння хімічних реакцій, які ілюструють дослід.
- Розрахунки.
- Висновки.

Для представлення та захисту лабораторної роботи необхідно вміти відповідати на контрольні запитання та вирішувати індивідуальні завдання, наведені у методичних вказівках у кінці кожної лабораторної роботи. Виконавши лабораторну роботу та самостійно попрацювавши над «контролюючою програмою», студент, з одного боку, ознайомиться з характером питань по даній темі, з іншого боку - добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу хімії.

## ЛІТЕРАТУРА

### ОСНОВНА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. – Київ.: Перун, 1998. – 480 с.
2. Сегеда А.С. Аналітична хімія. Якісний аналіз. Навчальний посібник. – Київ.: ЦУЛ, 2002. – 523 с.
3. Сегеда А.С. Лабораторний практикум з аналітичної хімії. Якісний і кількісний аналіз. К.: ЦУЛ Фітосоціоцентр, 2004. – 279 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. – Учебное пособие для вузов. /Под ред. В.А. Рабиновича./- Л.: Химия, 1985г. – 720 с.
5. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебн. пособие для вузов/ Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной – Л., Химия, 1988г. – 272с.
6. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. – Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. Учебн. пособие. 4-е изд. испр. – М.:Высш.шк., 2002. – 230 с.

### Додаткова

7. Бутенко А.М., Булавін В.І., Ярошок Т.П. Загальна хімія – Київ, 1997г. – 389с.
8. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Ученик для Химико-технологических вузов. – 2-е изд. перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 1988. – 320 с.
9. Степаненко О.М., Рейтер Л.Т., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник. – Київ.: Пед. преса., 2000. – 489 с.
10. Лабораторный практикум по общей химии. Под ред. А.А. Таперовой. – М.: Высш. шк., 1969. – 367 с.

## Додаток 1

Тиск водяної пари при різних температурах (мм рт. ст.)

t °C	P мм рт.ст.	t °C	P мм рт.ст.	t °C	P мм рт.ст.	t °C	P мм рт.ст.
0	4,58	25	23,76	50	92,51	75	289,1
1	4,93	26	35,21	51	97,20	76	301,4
2	5,29	27	26,74	52	102,1	77	314,1
3	5,69	28	28,35	53	107,2	78	327,3
4	6,10	29	30,04	54	112,5	79	341,0
5	6,54	30	31,82	55	118,0	80	355,1
6	7,01	31	33,70	56	123,8	81	369,7
7	7,51	32	35,66	57	129,8	82	384,9
8	8,05	33	37,73	58	136,1	83	400,6
9	8,61	34	39,90	59	142,6	84	416,8
10	9,21	35	42,18	60	149,4	85	433,6
11	9,84	36	44,56	61	156,4	86	450,9
12	10,52	37	47,07	62	163,8	87	468,7
13	11,23	38	49,69	63	171,4	88	487,1
14	11,99	39	54,44	64	179,3	89	506,1
15	12,79	40	55,32	65	187,5	90	525,76
16	13,63	41	58,34	66	196,1	91	546,05
17	14,53	42	61,50	67	205,1	92	566,99
18	15,48	43	64,80	68	214,2	93	588,60
19	16,48	44	68,26	69	223,7	94	610,90
20	17,54	45	71,88	70	233,7	95	633,90
21	18,65	46	75,65	71	243,9	96	657,62
22	19,83	47	79,60	72	254,6	97	682,07
23	21,07	48	83,71	73	265,7	98	707,27
24	22,38	49	88,02	74	277,2	99	733,24
						100	760,00

Додаток 2

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони																						
	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	
OH <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F <sup>-</sup>	Р	Р	Р	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Н	ВР	ВР	ВР	ВР	Р	Р	Р	.	ВР	ВР	Н	Н	Н	Р
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	.	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	.	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Р
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	.	.	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	ВР	.	.	Н	Н	.	Н	Н	.	Н	.	.	Н	Н	Н	.	.
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	ВР	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	.	Р	Р	Р	ВР	Р	Р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	.
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	ВР	Р	Р	.	.	.	.	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	.	.	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	.
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	.
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	.	Р	Р	Р	Р	Н	.
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	.	.

Примітка: Р – розчинні у воді, ВР – важкорозчинні (малорозчинні), Н – практично нерозчинні, “.” – риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

PERIODIC SYSTEM OF ELEMENTS D.I. MENDELÉEV																	
PERIOD	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
1	<b>H</b> 1,0079 Гідроген Водень												<b>He</b> 4,0026 Гелій				
2	<b>Li</b> 6,941 Літій	<b>Be</b> 9,0122 Берилій	<b>B</b> 10,811 Бор	<b>C</b> 12,011 Карбон Вуглець	<b>N</b> 14,007 Нітроген Азот	<b>O</b> 15,999 Оксиген Кисень	<b>F</b> 18,998 Флуор Фтор	<b>Ne</b> 20,179 Неон									
3	<b>Na</b> 22,990 Натрій	<b>Mg</b> 24,305 Магній	<b>Al</b> 26,982 Алюміній	<b>Si</b> 28,086 Силіцій	<b>P</b> 30,974 Фосфор	<b>S</b> 32,066 Сульфур Сірка	<b>Cl</b> 35,453 Хлор	<b>Ar</b> 39,948 Аргон									
4	<b>K</b> 39,098 Калій	<b>Ca</b> 40,078 Кальцій	<b>Sc</b> 44,956 Скандій	<b>Ti</b> 47,88 Титан	<b>V</b> 50,942 Ванадій	<b>Cr</b> 51,996 Хром	<b>Mn</b> 54,938 Манган	<b>Fe</b> 55,847 Ферум Залізо	<b>Co</b> 58,933 Кобальт	<b>Ni</b> 58,69 Нікел							
5	<b>Rb</b> 85,468 Рубідій	<b>Sr</b> 87,62 Стронцій	<b>Y</b> 88,906 Ітрій	<b>Zr</b> 91,224 Цирконій	<b>Nb</b> 92,906 Ніобій	<b>Mo</b> 95,94 Молибден	<b>Tc</b> [98] Технецій	<b>Ru</b> 101,07 Рутеній	<b>Rh</b> 102,91 Родій	<b>Pd</b> 106,42 Паладій							
6	<b>Cs</b> 132,91 Цезій	<b>Ba</b> 137,33 Барій	<b>*La</b> 138,91 Лантан	<b>Hf</b> 178,49 Гафній	<b>Ta</b> 180,95 Тантал	<b>W</b> 183,85 Вольфрам	<b>Re</b> 186,21 Реній	<b>Os</b> 190,2 Осній	<b>Ir</b> 192,22 Ірідій	<b>Pt</b> 195,08 Платина							
7	<b>Fr</b> [223] Францій	<b>Ra</b> 226,03 Радій	<b>**Ac</b> [227] Актиній	<b>Pb</b> 207,2 Свинець, олово	<b>Bi</b> 208,98 Вісмут	<b>Po</b> [209] Полоній	<b>At</b> [210] Астат	<b>Rn</b> [222] Радон									
8	<b>Ce</b> 140,12 Церій	<b>Pr</b> 140,91 Прометій	<b>Nd</b> 144,24 Неодим	<b>Sm</b> 151,96 Самарій	<b>Eu</b> 151,96 Європій	<b>Gd</b> 157,25 Гадоліній	<b>Tb</b> 158,93 Тербій	<b>Dy</b> 162,50 Диспрозій	<b>Ho</b> 164,93 Гольмій	<b>Er</b> 167,26 Ербій	<b>Tm</b> 168,93 Тульй	<b>Yb</b> 173,04 Йттербій	<b>Lu</b> 174,97 Лютецій				
9	<b>Th</b> 232,04 Торій	<b>Pa</b> [231] Протактиній	<b>U</b> 238,03 Уран	<b>Pu</b> [243] Плутоній	<b>Am</b> [243] Америцій	<b>Cm</b> [247] Кюрий	<b>Bk</b> [247] Беркелій	<b>Cf</b> [251] Каліфорній	<b>Es</b> [252] Ейнштейній	<b>Fm</b> [257] Фермій	<b>Md</b> [258] Менделєвій	<b>No</b> [259] Нобелій	<b>Lr</b> [260] Лоуренсій				

## Додаток 4

### Константи нестійкості деяких комплексних іонів

Комплексний іон	Кн.	Комплексний іон	Кн.
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-27}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-41}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4 \cdot 10^{-10}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1 \cdot 10^{-21}$	$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-13}$	$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-17}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-20}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$5 \cdot 10^{-25}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-31}$

**Оформлення титульного листа протоколу лабораторної роботи**

Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

ПРОТОКОЛ

лабораторної роботи №....

Тема: «.....»

Схема приладу.

Виконав: П.І.Б. студента

Група.....

Перевірив: П.І.Б. викладача

Одеса – 2016



## **ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК**

до лабораторних робіт

з дисципліни «ХІМІЯ (неорганічна, аналітична)»

для студентів I – го курсу

Спеціальність – «Водні біоресурси і аквакультура»

Рівень вищої освіти - бакалавр

Укладачі: Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії  
навколишнього середовища ОДЕКУ  
Шевченко С.В., старший викладач кафедри хімії  
навколишнього середовища ОДЕКУ  
Гриб К.О., завідувач навчальної лабораторії хімії  
навколишнього середовища

Підп. до друку  
Умовн. друк. арк.

Формат  
Тираж

Папір  
Зам.№

Надруковано з нового оригінал-макета

---

Одеський державний екологічний університет  
65016, Одеса, вул. Львівська, 15

---