

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

## **«СТЕХІОМЕТРІЯ»**

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт

**Одеса 2010**

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

## **«СТЕХІОМЕТРІЯ»**

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт

Напрям підготовки: екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування.

**«ЗАТВЕРДЖЕНО»**  
на засіданні методичної комісії  
природоохоронного факультету  
Протокол № 8 від 12.04.2010 р.

**Одеса 2010**

**«СТЕХІОМЕТРІЯ».** Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії». Напрям підготовки: екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування.

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н., Одеса, ОДЕКУ, 2010. – 64 с.;  
укр. мова.

## ЗМІСТ

Передмова.....	4
Вступ.....	5
<b>Розділ 1 Стхіометрія та стхіометричні розрахунки.....</b>	<b>6</b>
<i>Лабораторна робота № 1 Техніка виконання лабораторних робіт.....</i>	6
1.1 Загальні положення .....	6
1.2 Експериментальна частина.....	15
1.3 Контрольні питання та вправи.....	17
<i>Лабораторна робота № 2 Визначення хімічних формул кристалогідратів.....</i>	18
2.1 Загальні положення.....	18
2.2 Приклади розрахунків.....	20
2.3 Контрольні питання.....	24
2.4 Експериментальна частина.....	24
2.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	27
<i>Лабораторна робота № 3 Визначення молярних мас еквівалентів металів.....</i>	30
3.1 Загальні положення.....	30
3.2 Приклади розв'язання завдань.....	31
3.3 Контрольні питання та вправи.....	34
3.4 Експериментальна частина.....	35
3.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	40
<b>Розділ 2 Властивості неорганічних сполук та їх класифікація.....</b>	<b>41</b>
<i>Лабораторна робота 4 Типи хімічних реакцій.....</i>	41
4.1 Загальні положення.....	41
4.2 Експериментальна частина.....	42
4.3 Контрольні питання та вправи.....	44
<i>Лабораторна робота 5 Способи отримання та хімічні властивості оксидів та основ.....</i>	46
5.1 Загальні положення.....	46
5.2 Приклади розв'язання завдань.....	47
5.3 Експериментальна частина.....	48
5.4 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	50
<i>Лабораторна робота 6 Способи отримання та хімічні властивості кислот та солей.....</i>	52
6.1 Загальні положення.....	52
6.2 Експериментальна частина.....	54
6.3 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	57
Література.....	58
Додатки.....	59

## ПЕРЕДМОВА

**Метою роботи** збірника методичних вказівок до лабораторних робіт «Стехіометрія», є засвоєння основних понять та законів загальної хімії в світі сучасних уявлень та оволодіння експериментальними навичками кількісних визначень в хімії; методикою стехіометричних розрахунків за хімічними процесами та знайденими експериментальними величинами.

Збірник методичних вказівок складається з двох розділів: «Стехіометрія та стехіометричні розрахунки» і «Властивості неорганічних сполук та їх класифікація».

Збірник містить вказівки до виконання 6 лабораторних робіт, контрольні питання та вправи до них; приклади розрахунків та розв'язань типових завдань; індивідуальні завдання до захисту робіт; перелік необхідної літератури та додаток.

При виконанні лабораторних робіт студент здобуває **знання**:

- теоретичних положень атомно-молекулярного вчення;
- основних понять та законів стехіометрії;
- типів хімічних процесів;
- властивостей основних класів неорганічних сполук.

Одержані знання дозволяють оволодіти **навичками**:

- експериментальної роботи в хімічній лабораторії;
- застосування хімічних приладів, посуду, терезів;
- вимірювання мас, об'ємів речовин, тиску, температури;
- визначення хімічних формул та певних величин за одержаними експериментальними результатами.
- вести стехіометричні розрахунки за хімічними формулами та рівняннями.

Виконання лабораторної роботи **оцінюється** за:

- знанням теоретичних відомостей;
- оволодінням експериментальними навичками;
- вмінням вести розрахунки за експериментальними даними; визначати похибку дослідів;
- робити висновки щодо відповідності експериментальних результатів теоретичним положенням;
- оформленням звіту про виконання лабораторної роботи.

Звіт оформлюється у вигляді протоколу лабораторної роботи за схемою:

1 – Титульний лист (додаток 3).

На 2-4 сторінках протоколу треба вказати:

- мету роботи;
- устаткування, реактиви;
- малюнок або схему приладу;
- назва досліду, рівняння реакцій, спостереження;
- таблицю вихідних та експериментальних даних;
- обробку результатів: формули, розрахунки, графіки;
- висновки про підсумки роботи.

## Вступ

Хімія відноситься до комплексу природничих наук, що вивчають матеріальний світ, закони його розвитку.

Великий експериментальний матеріал, який накопичували давні дослідники, та кількісні вимірювання, застосовані М.В. Ломоносовим, дозволяли перейти до нового періоду в розвитку хімії.

*Нова хімія* бере початок з робіт М.В. Ломоносова – відкриття закону збереження матерії, розвитку і застосування в хімії атомно-молекулярного вчення.

Закони, на які спирається атомно-молекулярне вчення, називають основними. До них належать закони збереження маси, енергії, сталості складу, кратних та об'ємних відношень, закон Авогадро, рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва-Клапейрона), закон парціальних тисків, закон еквівалентів. Ці закони отримали назву *стехіометричних*.

**Стехіометрія** – розділ хімії, який вивчає кількісні масові та об'ємні співвідношення між речовинами в хімічних процесах (від грецьк. – *stoicheion* - основа, начало, елементний склад та – *metreo* - міряти).

Стехіометричні закони підтверджують атомно-молекулярне вчення – основу *нової хімії*. У свою чергу, атомно-молекулярне вчення пояснило основні закони хімії.

Треба звернути увагу, що закони стехіометрії, як і інші, мають певні обмеження. Вони справедливі для речовин в газоподібному та пароподібному стані, тобто, речовин з молекулярною структурою.

**Стехіометричні коефіцієнти** – коефіцієнти перед формулами речовин в рівняннях хімічних реакцій, що вказують число молекул (моль), які беруть участь в реакції.

**Стехіометричні кількості** – кількості речовин, що беруть участь в реакції та відповідають рівнянням чи формулам.

**Стехіометричні розрахунки** – розрахунки за хімічними рівняннями та формулами, а також розрахунки, за якими визначаються формули речовин.

*Сучасна хімія* почалась з відкриття періодичного закону і періодичної системи елементів Д.І. Менделєєвим.

# **Розділ I СТЕХІОМЕТРІЯ ТА СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ**

## **Лабораторна робота №1**

### **«ТЕХНІКА ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ»**

- Мета роботи:**
- засвоїти правила безпеки при роботі в хімічній лабораторії;
  - ознайомитися з хімічним посудом та приладами;
  - засвоїти техніку виконання лабораторних робіт;
  - ознайомитися з устроєм технохімічних та аналітичних терезів;
  - засвоїти правила зважування на технохімічних та аналітичних терезах;
  - отримати навички зважування на технохімічних та аналітичних терезах;
  - отримати навички основних прийомів виконання лабораторних робіт.

### **1.1 Загальні положення**

#### **ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПРИ РОБОТІ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ**

1. Перед початком роботи в лабораторії отримайте у керівника інструктаж з техніки безпеки. Після отриманого інструктажу розпишіться в журналі про те, що з правилами безпечної роботи ви ознайомились, та зобов'язуєтесь їх виконувати.
2. Реакції з хімічними реактивами слід виконувати з такими кількостями, в такому посуді і приладах, і в тих умовах, як це зазначено в відповідних інструкціях та керівництвах.
3. Забороняється виконувати досліди у брудному посуді. Тому після закінчення роботи студенти зобов'язані вимити весь використаний посуд.
4. Роботи, пов'язані з виділенням летких та шкідливих речовин, необхідно проводити у витяжній шафі. Концентровані хлоридну та нітратну кислоти, а також концентрований розчин амоніаку потрібно розливати у витяжній шафі.
5. Забороняється пробувати на смак або нюхати будь-які речовини, пити воду з хімічного посуду. Треба пам'ятати, що всі речовини в лабораторії більш-менш отруйні. При нагріванні речовини в посуді забороняється схилятися над посудом. Якщо при кип'ятінні розчину випадає осад, необхідно його відфільтрувати і тільки потім продовжувати кип'ятіння.

- Електронагрівальні прилади під час роботи повинні стояти на вогнетривких підставках. Категорично заборонено підключати до однієї розетки декілька електричних приладів без спеціальної перехідної вилки. Після закінчення робіт в лабораторії треба вимикати рубильник.
- Заборонено працювати в лабораторії одному. Присутність другої особи потрібна для надання допомоги під час нещасного випадку, пожежі тощо.
- Після закінчення роботи потрібно впорядкувати своє робоче місце.

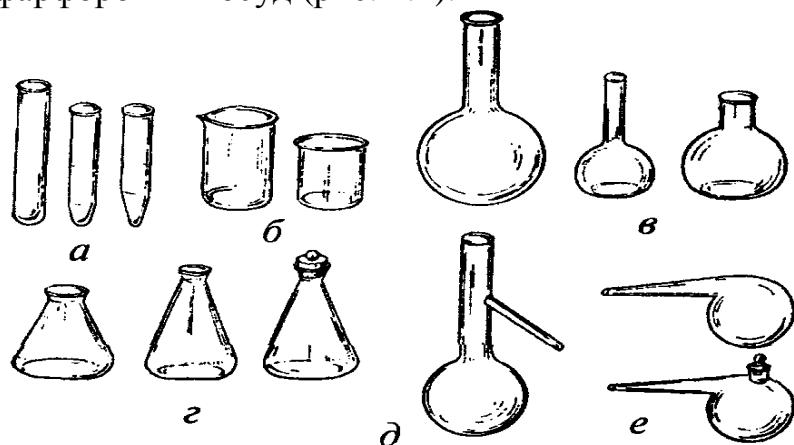
### ***Хімічні реактиви***

Реактиви треба зберігати в склянках, закритих пробками. На кожній склянці обов'язково повинна бути етикетка з написом хімічної назви реактиву, його формули та концентрації. Наливаючи розчин із хімічної склянки, її тримають так, щоб етикетка на ній була звернуто вгору. Не можна реактивні склянки залишати відкритими. Не можна пробками з одних склянок закривати інші.

Тверді реактиви краще брати з банок спеціальним шпателем. Реактиви, які під дією повітря та вологи псуються, повинні бути герметично закриті. Реактиви, які змінюються під дією світла, зберігаються в банках з темного скла.

### ***Хімічний посуд***

Хімічні реакції проводять у тонкостінному хімічно стійкому скляному (рідше фарфоровому) посуді. Найуживанішим хімічним посудом з тонкостінного скла є: пробірки, хімічні стакани, плоскодонні колби, конічні колби Ерленмейєра, круглодонні колби, колби Вюрца, реторті (рис. 1.1) та фарфоровий посуд (рис. 1.2).



***Рис. 1.1 – Тонкостінний посуд:***

*a* – пробірки; *б* – хімічні стакани з носиком і без носика; *в* – круглодонна і плоскодонні колби; *г* – конічні колби Ерленмейєра; *д* – колба Вюрца; *е* – реторті з тубусом і без тубуса

*Пробірки* використовують для проведення реакцій між невеликими об'ємами розчинів реагуючих речовин (0,1 – 0,2 об'єму пробірки). Звичайні лабораторні пробірки мають об'єм 15 – 20 мл.

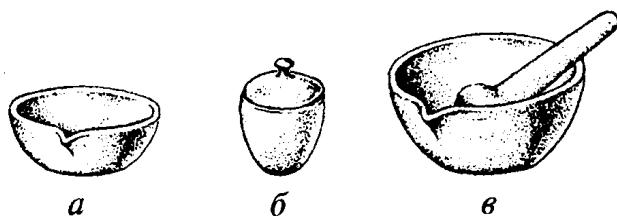
*Колби і стакани.* В колбі і стаканах виконують досліди з порівняно великими кількостями реагуючих речовин. Нагрівають стакани і плоскодонні колби крізь азbestовані сітки.

*Фарфорові чашки і тиглі.* Фарфорові чашки використовують для випарювання розчинів і висушування твердих порошкуватих речовин. Для випарювання розчинів чашку ставлять на водяну або піщану баню.

Фарфорові тиглі використовують для прожарювання речовин до температури 1000 – 1100 °С.

*Ступки і бюкси.* Ступки фарфорові, скляні, агатові, чавунні, латунні та інші використовують для подрібнення і розтирання твердих та сипких речовин.

Бюкси-стаканчики з пришліфованими кришками – використовують для зважування і зберігання летких або гігрокопічних речовин.



*Рис. 1.2 – Фарфоровий посуд:*

*a* – чашка; *b* – тигель з кришкою; *c* – ступка з товкачиком

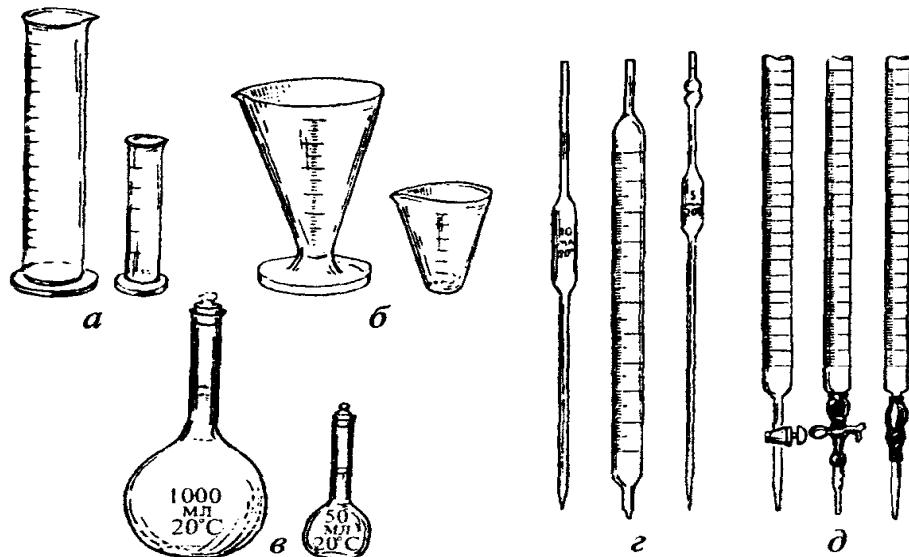
*Мірний посуд.* Для вимірювання об'ємів рідин використовують мірний посуд: мірні циліндри, мензурки, колби, піпетки, бюретки (рис. 1.3).

*Мірні циліндри і мензурки* – товстостінні скляні посудини, калібрковані поділками, які вказують об'єм у мілілітрах.

*Мірні колби* використовують для вимірювання порівняно великих сталих об'ємів розчинів і для приготування розчинів заданої концентрації. Найчастіше використовують мірні колби місткістю 100, 200, 250, 500 і 1000 мл.

*Піпетки* – вузькі скляні циліндри, що з двох протилежних кінців переходять у вузькі трубки, одна з яких закінчується капіляром, а інша – циліндрична з коловою рискою, до якої треба наповнювати піпетку для взяття певного об'єму рідини.

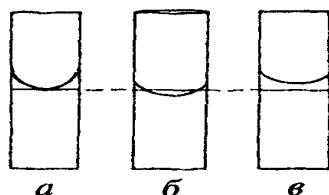
*Бюретки* – це вузькі довгі циліндричні скляні трубки, які з одного кінця закінчуються коротким звуженням, на яке надіто гумову трубку із затискачем.



**Рис. 1.3 – Мірний посуд:**

*а* – цилінди; *б* – мензурки; *в* – колби; *г* – піпетки; *д* – бюretки

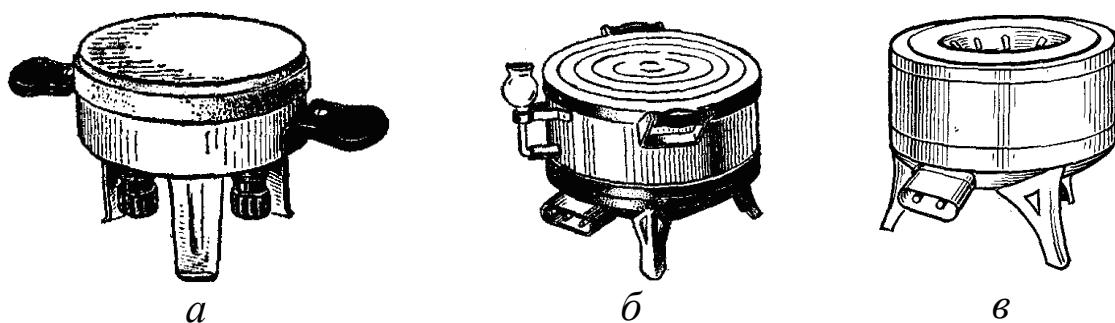
Бюretки градуйовані довгими (мілілітри) і короткими рисками. Довші риски пронумеровані числами (зазвичай наносять тільки парні числа), які показують об’єм від рівня верхньої (нульової) до нижньої довгої риски над рівнем рідини (рис. 1.4).



**Рис. 1.4 – Положення меніска рідини в бюretці:**

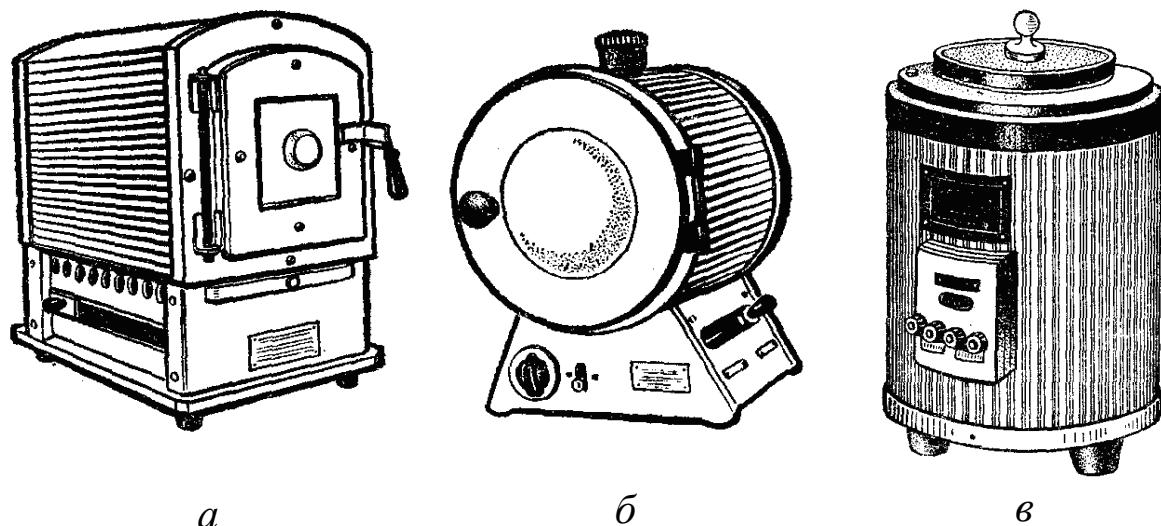
*а* – правильне; *б*, *в* – неправильне

**Нагрівні прилади.** В лабораторії для нагрівання користуються різними приладами: газовими і спиртовими пальниками, електричними плитками, сушильними шафами, муфелями різноманітних конструкцій, піщаними і водяними банями тощо (рис. 1.5 та 1.6).



**Рис. 1.5 – Нагрівні прилади:**

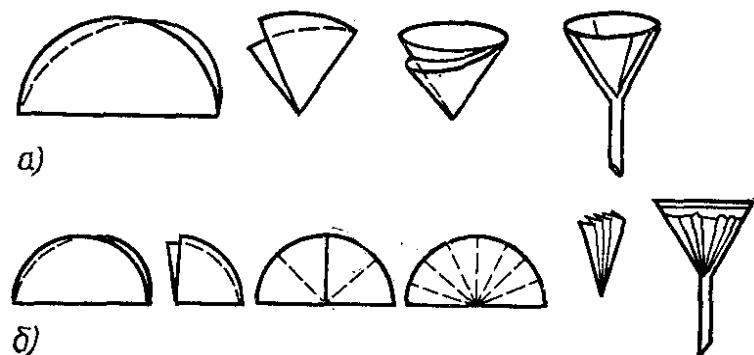
*а* – лабораторна електрична плитка; *б* – водяна баня; *в* - електричний колбонагрівач



**Рис. 1.6 – Сушильна шафа:**  
 а – електрична муфельна шафа; б – сушильна шафа; в – тигельна шафа

### Техніка виконання лабораторних робіт

**Фільтрування.** Щоб відокремити рідину від нерозчинних домішок, її фільтрують крізь дрібнопоруватий матеріал, який затримує нерозчинні часточки. Найчастіше для цього використовують фільтри, виготовлені з фільтрувального паперу (рис. 1.7).

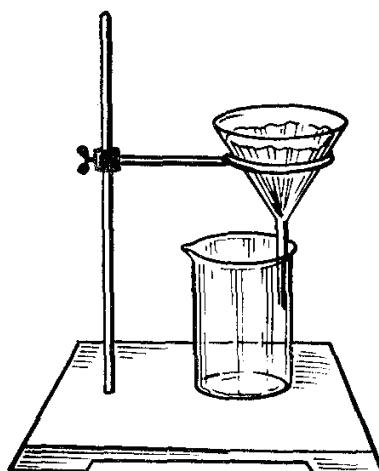


**Рис. 1.7 – Виготовлення фільтра:**

а – простого; б – складчотого

За звичайних умов для фільтрування застосовують скляні воронки, в середину яких поміщують фільтри або інший фільтрувальний матеріал (вату, тканину).

Розчин з осадом наливають на фільтр по скляній паличці, яку тримають похило. Кінець скляної палички має торкатись дна фільтра, але не торкатись його стінок (рис. 1.8).



*Рис. 1.8 – Пристосування для фільтрування холодних розчинів крізь скляну воронку*

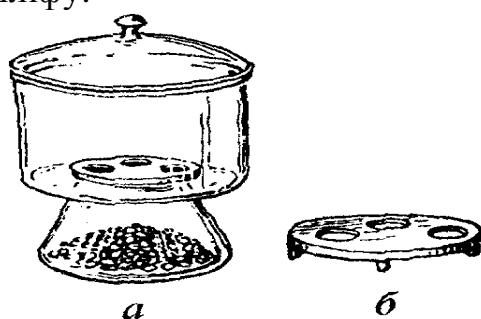
**Висушування** – процес вивільнювання речовини від води та її пари. При висушуванні необхідно враховувати реакційну здатність речовини, її стійкість до підвищеної температури, окиснення, гігроскопічність, агрегатний стан речовини та інше.

Тверді речовини сушать різними способами залежно від властивостей.

Негігроскопічні кристалічні речовини, змочені рідиною, можна висушувати фільтрувальним папером, промокаючи речовину між двома його аркушами.

Речовини, які не змінюють свого складу під час нагрівання, сушать у сушильній шафі за температури 100 – 110°C.

Висушену речовину зберігають у герметично закритій склянці або в бюксі, вміщеному у спеціальну посудину з товстостінного скла – *ексикатор* (рис. 1.9.а). На дні ексикатора міститься речовина, що енергійно вбирає вологу: безводний  $CaCl_2$ ;  $P_4O_{10}$ ;  $Mg(ClO_4)_2$  або концентрована  $H_2SO_4$ . На верхній виступ нижньої частини ексикатора кладуть фарфоровий круг з отворами (рис. 1.9.б), на який ставлять посудину з висушеною речовиною. Для герметичності шліф кришки ексикатора змащують вазеліном. Відкривають ексикатор не підняттям кришки вгору, а зміщенням її вбік по шліфу.



*Рис. 1.9 – Ексикатор*

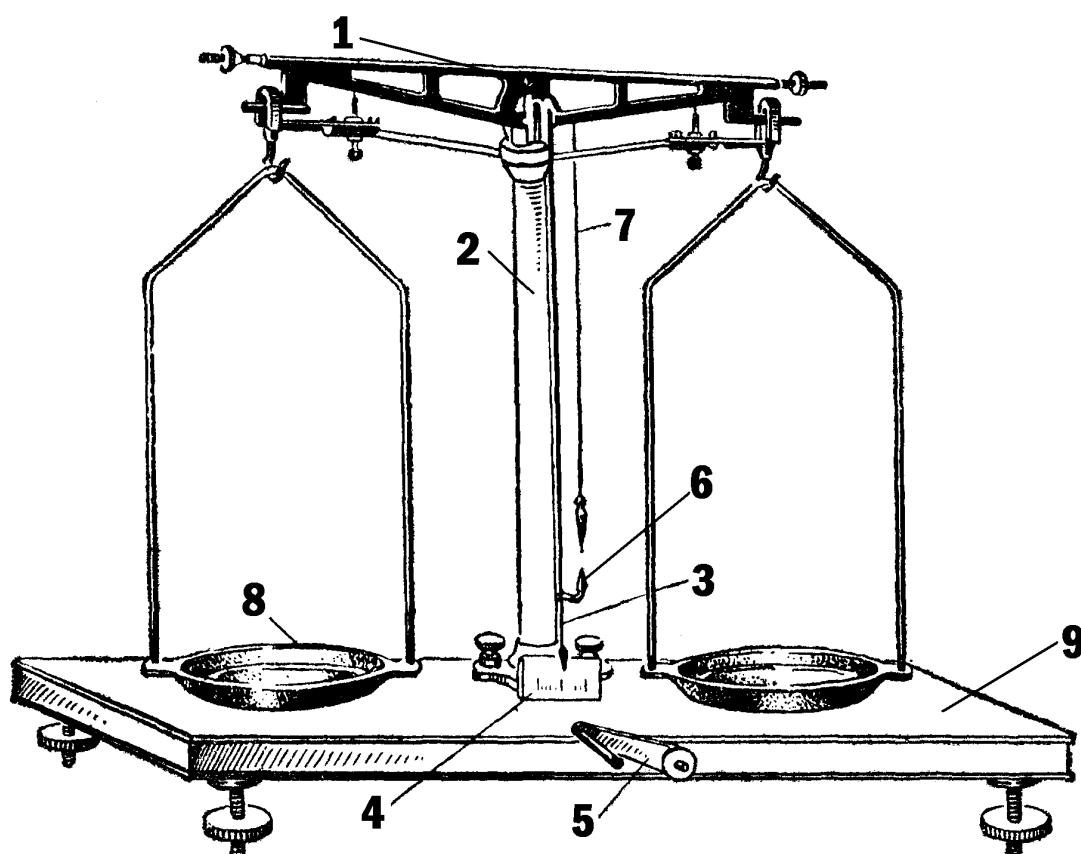
## *Терези і техніка зважування*

Кількості реагуючих речовин і добутих з них продуктів визначають зважуванням на терезах. При виконанні практичних робіт із загальної хімії речовини зважують на технохімічних терезах з **точністю до 0,01 г.**

**Технохімічні терези** (рис. 1.10) мають коромисло 1, яке своєю середньою призмою спирається на дві підстави, вмонтовані на вершечку циліндричного стрижня, який міститься всередині поздовжнього каналу колонки 2.

Посередині коромисла прикріплено стрілку 3, положення якої фіксує шкала 4. На бічні призми коромисла підвішено по «сережці». З «сережки» вниз опущено рамку з дроту, що утримує чашку 8. До колонки 2 на нитці прикріплено загострений знизу висок 7. Якщо цей висок збігається з гострим кінцем закріпленого під ним стрижня 6, то терези займають вертикальне положення.

До набору гирок (важків) для технохімічних терезів входять *граммові*: 500, 200, 200, 100, 50, 20, 20, 10, 5, 2, 2, 1 та *міліграмові*: 500, 200, 200, 100, 50, 20, 20, 10. Таким набором гирок можна зважувати предмети від 0,01 до 600 г.



*Рис. 1.10 – Технохімічні терези*

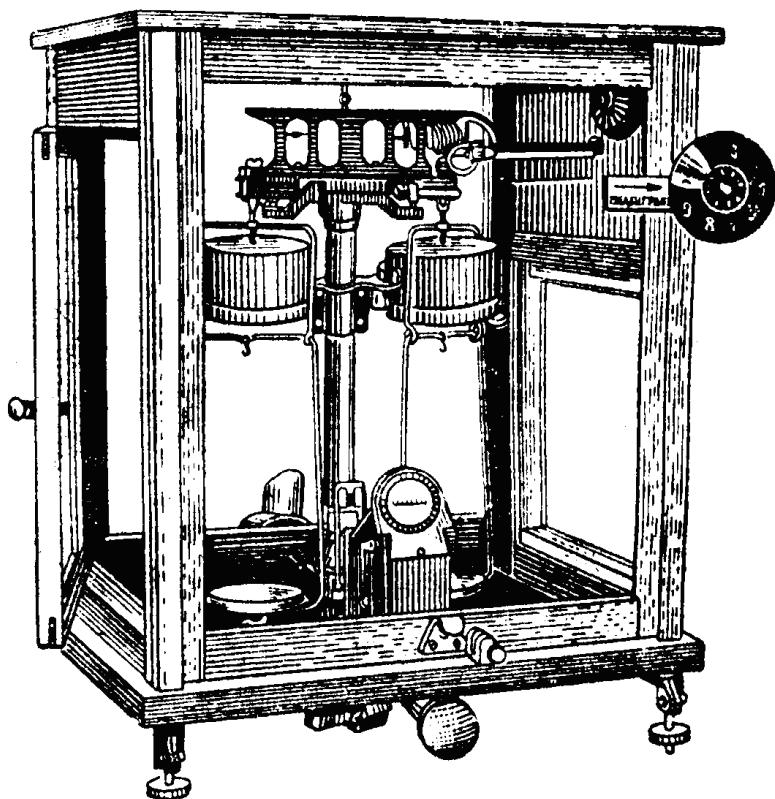
### ***Правила зважування:***

1. Предмет, що зважують, повинен мати кімнатну температуру. Зважувати треба тільки у спеціальному посуді – на годинниковому склі, в стаканах, бюксах або на фільтрувальному папері.
2. Предмет (або реактив), що зважують треба класти на ліву чашу терезів, а важки – на праву.

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

3. Важки беруть із шухлядки тільки пінцетом та кладуть на чашу терезів, або з чаші повертають важки до шухляди – на стіл їх класти не можна.
4. 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 за масою.
5. На кінець зважування вказує відхилення стрілки на однакову кількість поділок шкали або знаходження стрілки точно на нульовій відмітці.
6. Для підрахунку маси предмета, що зважують, спочатку записують ціну поділу важків, не знімаючи їх з чаші, а потім переносять їх до шухляди. Ретельно перевіряють запис та підраховують вагу.
7. По закінченні роботи необхідно перевірити, чи прибрані у шухляду важки та пінцет, чи не забруднені чаші, чи піднятий аретир – робоче місце повинне бути у порядку.

***Аналітичні демпферні терези АДВ-200*** (рис. 1.11) дозволяють зважувати речовину з **точністю 0,0001 г**. Вони мають спеціальне пристосування – демпфер, який швидко припиняє коливання чаш. При роботі з аналітичними терезами зважування з точністю до 1 г проводиться також, як і на технохімічних терезах, тобто за допомогою важків (спеціальний набір у шухляді, який вміщує важки тільки масою у грамах). Десяті (0,1 г) та відсоткові (0,01 г) долі грама визначаються за допомогою спеціального пристосування для опускання на коромисло терезів важків (гусариків) масою від 10 мг до 990 мг.



**Рис. 1.11 – Загальний вид аналітичних демпферних терезів АДВ-200**

#### **Правила зважування на аналітичних терезах АДВ-200**

1. Включити в електричну мережу освітлювач вейтографа (спеціальне оптичне пристосування для відліку положення стрілки терезів за шкалою).
2. Відрегулювати положення нульової точки терезів. Для цього при закритих дверцятах шафки обережно повертають колесо аретиру до кінця. При переведі терезів у працюючий стан автоматично включається лампочка освітлювача. На екрані вейтографа з'являється зображення мікрошки, яке переміщується вздовж екрана. Коли переміщування 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.
3. 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 1 г.
4. Для визначення десятків (0,1 г) та відсотків (0,01 г) грама застосовують пристрій для розташування на терези дрібних важків (гусариків). Поворотом зовнішнього диска наважують на коромисло терезів важки масою у десяті долі грама (0,1 г), а поворотом внутрішнього диска –

- важки масою у відсотки граму ( $0,01\text{ г}$ ). Кожний раз треба перевіряти у який бік відхиляється стрілка. Таким чином проводять зважування з точністю до  $0,01\text{ г}$ .
5. Тисячні ( $0,001\text{ г}$ ) та десятитисячні ( $0,0001\text{ г}$ ) 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  $0,001\text{ г}$ , а кожний дрібний розподіл шкали –  $0,0001\text{ г}$ . Відхилення можуть мати як позитивне, так і негативне значення. У першому разі величину відхилення треба додавати до сумарної маси всіх важків, а у другому разі – відняти від сумарної маси.

## 1.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

- Мета роботи:**
- засвоїти правила безпеки при роботі в хімічній лабораторії;
  - ознайомитися з хімічним посудом та приладами;
  - засвоїти техніку виконання лабораторних робіт;
  - ознайомитися з устроєм технохімічних та аналітичних терезів;
  - засвоїти правила зважування на технохімічних та аналітичних терезах;
  - отримати навички зважування на технохімічних та аналітичних терезах;
  - отримати навички основних прийомів виконання лабораторних робіт.

**Прибори та реактиви:** технохімічні та аналітичні терези, набір гирьок, хімічний посуд, бані, ексикатор; сухі солі, розчини хлориду барію  $0,1\text{ н}$  та сульфату натрію  $0,1\text{ н}$ ; дистильована вода.

### Дослід 1. *Нагрівання рідини в пробірці*

Налити у пробірку  $2 - 3\text{ мл}$  дистильованої води і нагріти її на електричній плитці чи газовому пальнику до кипіння.

### Дослід 2. *Фільтрування*

До  $5\text{ мл}$   $0,1\text{ н}$  розчину хлориду барію додати  $5\text{ мл}$   $0,1\text{ н}$  розчину сульфату натрію. Розчин перемішати та дати відстоятися. Записати рівняння реакції.

Виготовити фільтр та зважити його, вмістити його в лійку і по скляній паличці налити розчин з осадом на фільтр. Осад на фільтрі  $3 - 4$  рази промити дистильованою водою з промивальниці.

### **Дослід 3. Висушування речовини та зважування**

Осад, який отримали в досліді 2, висушити між листами фільтрувального паперу та висушити на фільтрі в сушильній шафі при температурі 100 – 110 °С. Охолодити в ексикаторі та зважити на технохімічних терезах. За різницею маси солі з фільтром та маси фільтру визначити масу отриманої солі.

### **Дослід 4. Вимірювання об'ємів і зважування**

- Зважують сухий мірний стакан на технохімічних терезах, наливають у нього 12 мл дистильованої води і знову зважують. Обчислюють різницю між масою води, встановленою зважуванням і обчисленою за густину взятого об'єму води (у відсотках). Значення густини води за кімнатної температури беруть з точністю до 4-го знака.
- Набирають у піпетку на 25 мл дистильовану воду і зливають її в заздалегідь зважений на технохімічних терезах бюкс. Бюкс накривають кришкою і зважують з водою. Різницю між масою води, встановленою зважуванням і обчисленою за відміряним об'ємом, записують у відсотках.
- Суху мірну колбу на 50 або 100 мл зважують, наповнюють до мітки дистильованою водою і знову зважують. Обчислюють у відсотках різницю між масою води, встановленою за густину води.

Таблиця 1.1 – Залежність густини води від температури

$t, ^\circ\text{C}$	$\rho, \text{г}/\text{см}^3$	$t, ^\circ\text{C}$	$\rho, \text{г}/\text{см}^3$	$t, ^\circ\text{C}$	$\rho, \text{г}/\text{см}^3$
0	0,999841	12	0,999498	24	0,997296
2	0,999941	14	0,999244	26	0,996783
4	0,999973	16	0,998943	28	0,996232
6	0,999941	18	0,998595	30	0,995646
8	0,999849	20	0,998203	32	0,995025
10	0,999700	22	0,997770	34	0,994371

Зробити висновок до виконаної лабораторної роботи.  
Оформити звіт про виконання лабораторної роботи.

### **1.3 Контрольні питання та вправи**

1. З якими кількостями та за яких умов працюють з хімічними реактивами?
2. Як слід поводитися з леткими та небезпечними хімічними сполуками?
3. Як нагрівають хімічні речовини, якими пристроями при цьому користуються?
4. Для чого застосовують ексикатори?
5. Яку точність забезпечує зважування на технохімічних та аналітичних терезах?
6. Які гирки (грамові та міліграмові) застосовують при зважуванні на технохімічних та аналітичних терезах?
7. Як правильно записати масу речовини, яка зважена на технохімічних та аналітичних терезах?
8. Як правильно зважувати летку, сипку гарячу, рідку речовини?
9. Вказати принцип устрою технохімічних терезів та склад гирок (важків) (грамових та міліграмових), що використовують для зважування на них.
10. Вказати принцип устрою аналітичних (демпферних) терезів та склад гирок, що використовують для зважування на них.
11. До набору гирок для технохімічних терезів входять *граммові*: 500, 200, 200, 100, 50, 20, 20, 10, 5, 2, 2, 1 та *міліграммові*: 500, 200, 200, 100, 50, 20, 20, 10.

Вказати, які слід брати грамові та міліграмові гирки, щоб зважити на технохімічних терезах речовину масою:

- |            |             |             |
|------------|-------------|-------------|
| а) 4,3 г   | д) 8,707 г  | и) 7,995 г  |
| б) 3,21 г  | е) 25,34 г  | й) 10,791 г |
| в) 7,389 г | ж) 0,835 г  | к) 24,2 г   |
| г) 2,745 г | з) 1,0105 г | л) 0,998 г  |

Як правильно записати масу цієї речовини?

## Лабораторна робота № 2

### «ВИЗНАЧЕННЯ ХІМІЧНИХ ФОРМУЛ КРИСТАЛОГІДРАТІВ»

**Мета роботи:** експериментально визначити хімічну формулу кристалогідрату мідного купоросу  $CuSO_4 \cdot nH_2O$  за методом відгонки леткого компоненту ( $H_2O$ ) кристалогідрату.

При виконанні лабораторної роботи студент повинен

знати: правила зважування на технохімічних та аналітичних терезах;

вміти: обчислити одержані результати аналізу і використати їх для визначення хімічної формули досліджуваної речовини;

отримати практичні навички роботи з технохімічними та аналітичними терезами та безпечної роботи в хімічній лабораторії.

#### 2.1 Загальні положення

*Хімічні формули* – це запис хімічних речовин за допомогою символів хімічних елементів.

*Символи або знаки хімічним елементам означають:*

1) називу елементів – це перші літери їх латинської назви.

Наприклад: водень - Hydrogenium ( $H$ ); кисень – Oxygenium ( $O$ ); мідь – Cuprum ( $Cu$ ).

2) один атом елементу;

3) один моль його атомів;

4) відносну атомну масу елемента;

5) атомний номер у системі елементів Д.І.Менделєєва.

Так символ  $Al$  показує, що це алюміній, один атом його; один моль його атомів; відносна атомна маса алюмінію  $A_r = 27$ ; атомний номер 13.

За хімічними формулами визначають:

1) називу речовини;

2) молекулу речовини;

3) моль речовини;

4) елементи, які входять до складу речовини;

5) кількість речовини кожного з елементів, що входять до 1 моль речовини;

6) відносну молекулярну масу речовини.

Наприклад: формула  $H_2SO_4$  показує, що це: сірчана кислота: одна молекула її, один моль сірчаної кислоти. До складу сірчаної кислоти входять три елементи – Гідроген, Сульфур та Оксиген. Один моль сірчаної кислоти містить 2 моль атомарного Гідрогену, 1 моль атомарного Сульфуру, та 4 моль атомарного Оксигену. Відносна молекулярна маса  $H_2SO_4$  дорівнює 98 а.о.м. ( $M_r = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$ ).

Формули речовин бувають *найпростіші* та *істинні*.

*Найпростіша* формула показує найбільш простий атомарний склад

молекули речовини, який відповідає співвідношенню мас елементів, що утворюють дану речовину. *Молекулярна або істинна формула* показує дійсну кількість атомів кожного елемента в молекулі.

Для визначення найпростішої формулі потрібно знати кількість речовини кожного з компонентів молекули. Відношення складових компонентів молекули дорівнює відношенню кількості речовини кожного атома в молекулі. Якщо в молекулу входять  $X$  та  $Y$  елементи, то

$$X : Y = v(X) : v(Y).$$

$$n(X) = \frac{m_X}{M_X} \quad n(Y) = \frac{m_Y}{M_Y}$$

де  $m_X, m_Y$  – маси компонентів  $X$  та  $Y$ ;

$M_X, M_Y$  – молекулярні маси їх атомів, або молекул, якщо  $X$  та  $Y$  відповідно складні сполуки.

За законом *сталості складу речовини* кількість атомів елементів, що входять до молекули складної речовини, визначають цілими числами.

Тому вище визначене співвідношення необхідно виразити відношенням цілих чисел. Для цього необхідно поділити одержані співвідношення на найменшу величину. Якщо і після цього отримуємо дрібні числа, то потрібно помножити кожний член співвідношення на таке число, щоб одержати цілі числа.

Для знаходження молекулярної формулі речовини, потрібно знати її молярну масу. Відношення атомів у молекулі потрібно збільшити у стільки разів, у скільки молярна маса речовини більше молярної маси найпростішої формулі. Часто найпростіша формула є істинною.

За хімічною формuloю газоподібної речовини можна визначити деякі її кількісні характеристики: масову частку, молярну масу, густину, відносну густину за будь-яким газом тощо. Та навпаки, за кількісними характеристиками можна визначити хімічні формулі речовин.

На основі закону Авогадро визначають молярні маси газоподібних речовин. Чим більше маса молекул газу, тим більше маса одного й того самого об'єму газу. Оскільки в одинакових об'ємах різних газів за одинакових умов міститься однаакова кількість молекул і моль газів, то

$$n_1 = n_2$$

$$\left( \text{де } n = \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{M}}, \quad \text{де } \mathbf{m} – \text{маса газу}; \mathbf{M} – \text{молярна маса газу} \right)$$

Тому можна записати

$$\frac{\mathbf{m}_1}{\mathbf{M}_1} = \frac{\mathbf{m}_2}{\mathbf{M}_2},$$

звідси

$$\frac{\mathbf{m}_1}{\mathbf{m}_2} = \frac{\mathbf{M}_1}{\mathbf{M}_2},$$

тобто, відношення мас певних об'ємів різних газів дорівнює відношенню їх молярних мас.

Позначивши  $\frac{m_1}{m_2} = D$ , отримаємо також  $D = \frac{M_1}{M_2}$ ,

де  $D$  – відносна густина першого газу за другим.

Відносна густина газу дорівнює відношенню молярної або відносної молекулярної маси даного газу до молярної, або відносної молекулярної маси газу, який взято за зразок  $D = \frac{M_1}{M_2}$ ;  $D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$ .

Звичайно густину газу визначають відносно найлегшого газу – водню, молярна маса якого дорівнює 2 г/моль

$$D_{H_2} = \frac{M}{M(H_2)}; \quad M = 2 \cdot D_{H_2}.$$

Часто густину газу визначають відносно повітря ( $D_n$ ). Хоча повітря є сумішшю газів, все ж говорять про його середню молярну масу. Вона дорівнює 29 г/моль. У цьому випадку молярна маса визначається за виразом:

$$M = 29 \cdot D_n.$$

Визначення молярних мас показало, що молекули простих газів складаються з двох атомів ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ), а молекули благородних газів – з одного атома ( $He$ ,  $Ne$ ,  $Ar$ ,  $Kr$ ,  $Xe$ ,  $Rn$ ). Однак молекули деяких інших простих речовин складаються з трьох і більше атомів.

Наприклад, молекула озону –  $O_3$ , фосфору –  $P_4$ ,  $P_8$ , пари сірки при невисоких температурах –  $S_8$ .

Визначення формул речовин розглянемо на прикладах.

## 2.2 Приклади розрахунків

### Приклад 1. Визначення найпростішої формули сполуки

При дослідженні мінералів або вивченні нових сполук, доводиться встановлювати їхні формули. Для цього роблять кількісний аналіз і, виходячи з результатів аналізу, визначають формули.

**Задача 1.** Оксид хрому містить 68,4% хрому. Визначити найпростішу формулу оксиду.

**Розв'язання:** Відсотковий вміст відповідає масовому вмісту елементів. 100 г оксиду вмістить 68,4 г Хрому та 31,6 г Оксигену ( $100 - 68,4 = 31,6$  г).

Атомні маси  $Cr$  та  $O$  відповідно 52 г/моль та 16 г/моль.

Визначаємо співвідношення кількості моль Хрому та Оксигену за формулою:

$$n(v) = \frac{m}{M} = \frac{m}{A}$$

$$\frac{68,4}{52} Cr : \frac{31,6}{16} O; \quad v(Cr) : v(O) = 1,32 : 1,98$$

Це дрібні величини. Щоб визначити співвідношення цілих чисел, поділимо ці величини на найменше значення; тобто на 1,32.

$$v(Cr) : v(O) = \frac{1,32}{1,32} : \frac{1,98}{1,32} = 1 : 1,5$$

В даному випадку одержали знову відношення дрібних чисел, помножимо їх на 2. Отримуємо  $v(Cr) : v(O) = 2 : 3$ .

Найпростішу формулу оксиду хрому записуємо як  $Cr_2O_3$ .

### Приклад 2. Визначення хімічної формулі за відносною густинною

**Задача 2.** Відносна густина галогеноводню за повітрям дорівнює 2,8. Визначте густину цього газу за воднем і назвіть його.

*Розв'язання.*

1. Визначаємо молярну масу галогеноводню.

Відносна густина газу  $H\Gamma$  ( $\Gamma$  – галоген) за повітрям  $D_n$  дорівнює відношенню молярної маси газу ( $H\Gamma$ ) до середньої молярної маси повітря  $M(\text{повітря}) = 29 \text{ г/моль}$ .

$$D_n = \frac{M(H\Gamma)}{M_n},$$

$$M(H\Gamma) = D_n \cdot M_n$$

$$M = 2,8 \cdot 29 \text{ г/моль} = 81 \text{ г/моль}$$

2. Обчислюємо молярну масу галогену:

$$M(\Gamma) = M(H\Gamma) - M(H);$$

$$M(\Gamma) = (81 - 1) = 80 \text{ г/моль.}$$

Отже, галоген – бром, а газ – бромоводень ( $HBr$ ).

3. Обчислюємо відносну густину  $HBr$  за воднем:

$$D_{H_2}(HBr) = \frac{M(HBr)}{M(H_2)} = \frac{81}{2} = 40,5.$$

*Відповідь:* газ –  $HBr$ , відносна густина його за воднем – 40,5.

### Приклад 3. Визначення формули кристалогідрату

**Задача 3.** Масова частка кристалізаційної води в кристалічній соді  $Na_2CO_3 \cdot nH_2O$  дорівнює 0,63. Визначте формулу кристалічної соди.

*Розв'язання.*

**a) Перший спосіб**

1. Обчислимо масову частку  $Na_2CO_3$  у кристалогідраті:

$$\omega(Na_2CO_3) = 1 - \omega(H_2O),$$

$$\omega(Na_2CO_3) = 1 - 0,63 = 0,37 \text{ або } 37\%$$

2. Розрахуємо молярну масу кристалогідрату:

$$M(Na_2CO_3 \cdot nH_2O) - 1$$

$$M(Na_2CO_3) - 0,37$$

Звідси  $M(Na_2CO_3 \cdot nH_2O) = \frac{M(Na_2CO_3)}{0,37}$

або  $M(Na_2CO_3 \cdot nH_2O) = \frac{M(Na_2CO_3) \cdot 100}{37},$

$$M(Na_2CO_3 \cdot nH_2O) = \frac{106}{0,37} = 286 \text{ г / моль.}$$

3. Визначаємо масу кристалізаційної води у соді:

З виразу  $M(Na_2CO_3 \cdot nH_2O) = M(Na_2CO_3) + n \cdot M(H_2O)$

знаходимо  $m(H_2O) = M(Na_2CO_3 \cdot nH_2O) - M(Na_2CO_3)$

$$m(H_2O) = 286 - 106 = 180 \text{ г.}$$

4. Визначимо кількість речовини води у соді:

$$n = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}; \quad n = \frac{180}{18} = 10 \text{ моль.}$$

Тобто, на 1 моль  $Na_2CO_3$  прийдеться 10 моль  $H_2O$ . Таким чином, формула кристалічної соди –  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ .

**б) Другий спосіб**

Формулу кристалогідрату можна визначити за співвідношенням кількості моль сухої речовини та води:

$$n_{peч} : n_{H_2O} = \frac{m_{peч}}{M_{peч}} : \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}.$$

Масова частка  $\omega$  означає кількість грам компонентів в 100 г речовини. Тому  $\omega(H_2O) = 0,63$  вказує, що в 100 г речовини міститься 63 г води та 37 (100 - 63) г сухої речовини ( $Na_2CO_3$ ).

Знаходимо співвідношення кількості компонентів речовини:

$$\frac{m}{M} Na_2CO_3 : \frac{m}{M} H_2O; \quad \frac{37}{106} Na_2CO_3 : \frac{63}{18} H_2O = 0,35 Na_2CO_3 : 3,5H_2O.$$

Для визначення хімічної формули кристалогідрату ці дрібні співвідношення поділимо на найменше значення:

$$\frac{0,35}{0,35} Na_2CO_3 : \frac{3,5}{0,35} H_2O = 1 Na_2CO_3 : 10H_2O.$$

Записуємо формулу кристалогідрату –  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ .

*Відповідь:* в кристалічній соді на один моль  $Na_2CO_3$  приходиться 10 моль  $H_2O$ .

#### Приклад 4. Визначення масової частки

**Задача 4.** З мінералу аргентиту  $Ag_2S$  виділене срібло масою 2,7 г. Визначте масову частку срібла у зразку.

*Розв'язання.*

1. Обчислимо кількість речовини добутого срібла:

$$n(Ag) = \frac{m(Ag)}{M(Ag)}; \quad n(Ag) = \frac{2,7}{107} = 0,025 \text{ моль};$$

2. Визначимо кількість речовини аргентиту  $Ag_2S$ , з якого можна виділити 0,025 моль срібла. З формули  $Ag_2S$  випливає:

$$n(Ag_2S) = \frac{1}{2} n(Ag) \quad n(Ag_2S) = \frac{0,025}{2} = 0,0125 \text{ моль.}$$

3. Визначимо масу аргентиту, що міститься у зразку гірської породи:

$$m(Ag_2S) = n(Ag_2S) \cdot M(Ag_2S) \quad m(Ag_2S) = 0,0125 \cdot 248 = 3,1 \text{ г.}$$

4. Знайдемо масову частку срібла у мінералі аргентиті:

$$\omega(Ag) = \frac{m(Ag)}{m(Ag_2S)}; \quad \omega(Ag) = \frac{2,7}{3,1} = 0,87, \quad \text{або} \quad 87\%.$$

*Відповідь:* Масова частка срібла у зразку аргентиту становить 87%.

### **2.3 Контрольні питання**

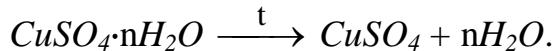
1. Сформулюйте поняття: атом, молекула, елемент, проста речовина, складна речовина, хімічний символ, хімічна формула.
2. В яких одиницях вимірюють атомну та молярну маси, відносні атомну та молекулярну маси?
3. Що називають відносними атомними та молекулярними масами? Як їх обчислюють?
4. Дайте визначення поняття «моль». До яких структурних одиниць можна застосувати поняття «моль»?
5. Дайте визначення поняття «валентність», як її визначають?
6. Чим відрізняються поняття «молекулярна маса» та «молярна маса»?
7. Що означають поняття «молярна маса» та «молярний об'єм»? Чому дорівнює молярний об'єм газу за нормальних умов?
8. Визначити поняття «еквівалент речовини». За яких умов еквівалент речовини ідентичний самій частинці речовини?
9. На що вказують співвідношення  $M/M_{екв}$  та  $A/M_{екв}$ ?
10. Сформулювати основні положення атомно-молекулярного вчення?
11. Що визначає хімічна формула сполуки?
12. Чим відрізняються найпростіша формула сполуки від молекулярної? Як можна підтвердити, що знайдена формула сполуки є істинною?
13. Яку кількість структурних одиниць містить 1 моль речовини?
14. Що називається сталою Авогадро, чому вона дорівнює?
15. Як можна визначити маси атомів та молекул, використовуючи сталу Авогадро?

### **2.4 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

**Мета роботи:** визначити хімічну формулу кристалогідрату мідного купоросу  $CuSO_4 \cdot nH_2O$ , за методом відгонки леткого компоненту ( $H_2O$ ) кристалогідрату.

#### **Сутність метода**

Визначення кристалізаційної води при нагріванні кристалогідратів засновано на висушуванні та прожарюванні навішування зразка досліджуваного кристалогідрату при певній температурі до сталої маси. При цьому кристалогідрат руйнується з видalenням води. Наприклад, для висушування кристалогідрату мідного купоросу потрібна температура 210 - 220°C, а кристалогідрату хлориду барію – 105 - 110°C. Різниця в масі речовини до і після висушування або прожарювання вказує на масу кристалізаційної води у навішуванні кристалогідрату, що аналізують. Руйнування кристалогідрату відбувається за рівнянням:



За знайденою масою кристалізаційної води та масою сухої солі визначаємо кількість компонентів у кристалогідраті:

$$n_{\text{солi}} : n_{H_2O} = \frac{m}{M} \text{солi} : \frac{m}{M} H_2O$$

та формулу сполуки.

**Устаткування та реагенти:** аналітичні терези; піщана баня; фарфоровий тигель. Мідний купорос  $CuSO_4 \cdot nH_2O$ . Вагова форма  $CuSO_4$ .

### Xід визначення

На аналітичних терезах зважити чистий прожарений тигель з точністю до 0,0001 г. Покласти в нього приблизно 1 – 1,2 г мілко розтертого мідного купоросу і знову зважити. За різницею мас знайти масу кристалогідрату.

Зважений з сіллю тигель поставити у піщану баню, так, щоб тигель на 3/4 своєї висоти був занурений в пісок.

При нагріванні солі летить вода і блакитний порошок поступово стає блідим. Коли в тиглі сіль стане білою (зникне блакитне забарвлення солі), нагрівання припинити. Гарячий тигель беруть тигельними щипцями і переносять в ексикатор для охолодження.

Після охолодження тигель зважити. Якщо маси солі після двох прожарювань співпадають, або відрізняються не більше ніж на 0,0002 г, то прожарювання закінчити. В іншому випадку всю операцію повторити ще раз. В робочому зошиті записати маси після кожного зважування і заповнити таблицю.

Таблиця 2.1 – Експериментальні та розраховані данні

Маса пустого тигля $m_1$ , г	Маса тигля з кристалогідратом $m_2$ , г	Маса кристалогідрату $m_3$ , г	Маса тигля після прожарювання $m_4$ , г	Маса випаруваної води $m_5$ , г	Маса безводної солі $m_6$ , г

### Аналіз експериментальних даних – обчислення результатів

1. Визначення маси кристалогідрату:

$$m_3 = m_2 - m_1.$$

2. Визначення маси випарованої води.

$$m_5 = m_2 - m_4.$$

3. Визначення маси безводної солі.

$$m_6 = m_4 - m_1.$$

4. Визначення співвідношення складових частин молекули кристалогідрату  $xCuSO_4 \cdot yH_2O$ :

$$\frac{m}{M} CuSO_4 : \frac{m}{M} H_2O.$$

5. Визначення співвідношення  $CuSO_4 : H_2O$  цілими числами.

6. Знаходження простішої формули кристалогідрату.

Зробити висновки відповідно до мети роботи, вказати знайдену формулу кристалогідрату та проаналізувати результати.

## 2.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

L2

<b>№ варіанта</b>	<b>Завдання 1</b> Визначити найпростішу формулу речовини, що містить:	<b>Завдання 2</b> Визначити молекулярну формулу речовини, знаючи її відносну густину за воднем ( $D_{H_2}$ ) чи за повітрям ( $D_{no\delta.}$ ):	<b>Завдання 3</b>		
			<b><i>m</i></b> кристалогідрату	<b><i>m</i></b> безводної солі	<b><i>m</i> чи <math>\omega</math></b> $H_2O$
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>
<b>1</b>	43,4 % $Na$ ; 11,3 % $C$ ; 45,3 % $O$	93,75 % $C$ ; 6,25 % $O$ ; $D_{no\delta.} = 4,41$	1,43 г	0,53 г $Na_2CO_3$	–
<b>2</b>	1,53 % $V$ ; 2,73 г оксиду ванадію	84,2 % $S$ ; 15,8 % $C$ ; $D_{no\delta.} = 2,64$	7,3 г	$CaCl_2$	3,6 г
<b>3</b>	63,64 % $N$ ; 36,36 % $O$	54,5 % $C$ ; 36,4 % $O$ ; 9,1 % $H$ ; $D_{H_2} = 44$	–	9,8% $Mg$ ; 13% $S$	51,2 %
<b>4</b>	70 % $Fe$ ; 30 % $O$	77,4 % $C$ ; 7,5 % $H$ ; 15,1 % $N$ ; $D_{no\delta.} = 3,21$	–	18,6% $Na$ ; 25,8% $S$	36,2 %,
<b>5</b>	36,8 % $Fe$ ; 31,6 % $Ti$ ; 31,6 % $O$	87,5 % $N$ ; 12,5 % $H$ ; $D_{no\delta.} = 1,1$	2,111 г	0,947 г $Na_2SO_4$	–
<b>6</b>	72,4 % $Fe$ ; 27,6 % $O$	82,4 % $N$ ; 17,6 % $H$ ; $D_{H_2} = 8,5$	2,1522 г	1,7019 г $CaSO_4$	–
<b>7</b>	34,6 % $Cu$ ; 30,4 % $Fe$ ; 35,0 % $S$	92,3 % $C$ ; 7,7 % $H$ ; $D_{H_2} = 13$	2,0333 г	0,9523 г $MgCl_2$	–
<b>8</b>	64,7 % $Mn$ ; 35,3 % $O$	92,3 % $C$ ; 7,7 % $H$ ; $D_{H_2} = 39$	1,1450 г	1,0550 г $Na_2RuO_4$	–
<b>9</b>	18,4 % $Fe$ ; 60,5 % $W$ ; 21,1 % $O$	95% $F$ ; 5% $H$ ; $D_{H_2} = 20$	1,8440 г	1,6620 г $K_2SO_4$	–
<b>10</b>	40 % $Ca$ ; 12 % $C$ ; 48 % $O$	78,18 % $B$ ; 21,82 % $H$ ; $D_{H_2} = 13,71$	1,9071 г	1,0063 г $Na_2B_4O_7$	–
<b>11</b>	29,4 % $Ca$ ; 23,52 % $S$ ; 47,08 % $O$ ;	75,76 % $As$ ; 24,24 % $O$ ; $D_{no\delta.} = 13,65$	1,6700 г	1,1921 г $Fe_3(PO_4)_2$	–

Продовження таблиці

<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>
<b>12</b>	32,9 % <i>Na</i> ; 12,9 % <i>Al</i> ; 54,2 % <i>F</i>	46,15 % <i>C</i> ; 53,85 % <i>N</i> ; $D_{no\delta.} = 1,79$	36,6 г	<i>BaCl</i> <sub>2</sub>	5,4
<b>13</b>	66,7 % <i>Cu</i> ; 33,3 % <i>S</i>	24,26 % <i>C</i> ; 71,62 % <i>Cl</i> ; 4,12 % <i>H</i> ; $D_{no\delta.} = 49,1$	6,10 г	5,2 г <i>BaCl</i> <sub>2</sub>	—
<b>14</b>	68,4 % <i>Cr</i> ; 31,6 % <i>O</i>	84,04 % <i>F</i> ; 15,96 % <i>B</i> ; $D_{no\delta.} = 2,34$	—	18,23% <i>Ca</i> ; 32,33% <i>Cl</i>	49,36%
<b>15</b>	49,8 % <i>Zn</i> ; 15,3 % <i>Si</i> ; 34,9 % <i>O</i>	3,85 % <i>H</i> ; 96,15 % <i>As</i> ; $D_{no\delta.} = 2,7$	2,94 г	<i>CaCl</i> <sub>2</sub>	1,45 г
<b>16</b>	56% <i>V</i> ; 44% <i>O</i>	54,50 % <i>C</i> ; 86,36 % <i>O</i> ; 9,16 % <i>H</i> ; $D_{no\delta.} = 3,04$	2,48 г	<i>Na</i> <sub>2</sub> <i>S</i> <sub>2</sub> <i>O</i> <sub>3</sub>	0,90 г
<b>17</b>	66,7 % <i>Mo</i> ; 33,3 % <i>O</i>	20,2 % <i>Al</i> ; 79,8 % <i>Cl</i> ; $D_{no\delta.} = 9,2$	6,44 г	2,84 г <i>Na</i> <sub>2</sub> <i>SO</i> <sub>4</sub>	—
<b>18</b>	60% <i>Ti</i> ; 40% <i>O</i>	64,87 % <i>C</i> ; 21,61 % <i>O</i> ; 13,51 % <i>H</i> ; $D_{no\delta.} = 2,56$	1,23 г	<i>MgSO</i> <sub>4</sub>	0,63
<b>19</b>	26,53 % <i>K</i> ; 35,37 % <i>Cr</i> ; 38,10 % <i>O</i>	24,24% <i>C</i> ; 4,05% <i>H</i> ; 71,71% <i>Cl</i> ; $D_{no\delta.} = 3,42$	1,91 г	1,01 г <i>Na</i> <sub>2</sub> <i>B</i> <sub>4</sub> <i>O</i> <sub>7</sub>	-
<b>20</b>	75 % <i>Al</i> ; 25 % <i>C</i>	6,66 % <i>H</i> ; 93,34 % <i>P</i> ; $D_{H_2} = 33$	2,92 г	<i>Na</i> <sub>2</sub> <i>B</i> <sub>4</sub> <i>O</i> <sub>7</sub>	0,90
<b>21</b>	1,58 % <i>H</i> ; 22,22 % <i>N</i> ; 76,20 % <i>O</i>	82,76 % <i>C</i> ; 17,24 % <i>H</i> ; $D_{no\delta.} = 2,01$	—	0,80 г <i>CuSO</i> <sub>4</sub>	0,45 г
<b>22</b>	42,07 % <i>Na</i> ; 18,91 % <i>P</i> ; 39,02 % <i>O</i>	24,24% <i>O</i> ; 75,76% <i>As</i> ; $D_{no\delta.} = 13,65$	—	0,304 г <i>FeSO</i> <sub>4</sub>	0,252
<b>23</b>	21,83 % <i>Mg</i> ; 27,85 % <i>P</i> ; 50,32 % <i>O</i>	15,10% <i>N</i> ; 7,5% <i>H</i> ; 77,4% <i>C</i> ; $D_{no\delta.} = 3,21$	—	16,08% <i>Na</i> ; 4,19% <i>C</i> ; 16,7% <i>O</i> ;	62,93 %
<b>24</b>	6,2 г <i>P</i> ; 14,2 г оксиду фосфору	71,62 % <i>Cl</i> ; 24,26 % <i>C</i> ; 4,12 % <i>H</i> ; $D_{no\delta.} = 6,38$	1,32 г	0,78 г <i>NiSO</i> <sub>4</sub>	—

Продовження таблиці

<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>
<b>25</b>	15,79 % C; 84,21 % S	53,85 % N; 46,185 % C; $D_{no\delta.} = 1,79$	0,533 г	$CrCl_3$	0,216 г
<b>26</b>	63,2 % Mn; 36,8 % O	77,4% C; 7,5% H; 15,1% N; $D_{H_2} = 20$	1,8440 г	1,6620 г $K_2SO_4$	–
<b>27</b>	36,8 % Fe; 31,6 % Ti; 31,6 % O	92,3 % C; 7,7 % H; $D_{no\delta.} = 2,62$	7,3 г	$CaCl_2$	3,6г
<b>28</b>	34,6 % Cu; 30,4 % Fe; 35 % S	82,76% C; 17,24% H; $D_{no\delta.} = 3,42$	1,91 г	1,01 г $Na_2B_4O_7$	–
<b>29</b>	32,9 % Na; 12,9 % Al; 54,2 % F	75,76% As; 24,24% O; $D_{no\delta.} = 2,7$	2,94 г	$CaCl_2$	1,45 г
<b>30</b>	49,8 % Zn; 15,3 % Si; 34,9 % O	92,3% C; 7,7% H; $D_{no\delta.} = 9,2$	6,44 г	2,84 г $Na_2SO_4$	–

## Лабораторна робота № 3

### «ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНИХ МАС ЕКВІАЛЕНТІВ МЕТАЛУ»

- Мета роботи:**
- експериментальне визначення молярної маси еквівалента металу за об'ємом витисненого їм водню із сполук;
  - оволодіння методикою розрахунків молярних мас еквівалентів елементів за законом еквівалентів та рівнянням Менделєєва-Клапейрона;
  - визначення відповідності експериментальних результатів закону еквівалентів.

#### 3.1 Загальні положення

*Хімічний еквівалент речовини* – деяка реальна або умовна частинка речовини, яка в кислотно-основних реакціях та реакціях йонного обміну рівноцінна одному атому або одному йону водню чи заміщує його.

*Фактор еквівалентності речовини* ( $f_{екв}$ ) – число, що вказує яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом.

$$f_{екв}(x) = \frac{1}{z},$$

де  $z$  – абсолютне значення ступеня окиснення елемента чи число електронів, які перейшли від відновника до окисника.

*Молярна маса еквівалента речовини* ( $M_{екв}$ ) – дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини (кг/моль, г/моль).

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

*Молярний об'єм еквівалента газу* ( $V_{екв}$ ) – дорівнює добутку фактора еквівалентності газу на молярний об'єм газу ( $\text{м}^3/\text{моль}$ ,  $\text{л}/\text{моль}$ ).

$$V_{екв} = f_{екв} \cdot V_m$$

Закон еквівалентів було сформульовано після введення поняття еквівалент.

*Речовини взаємодіють одна з одною у кількостях, пропорційних їх еквівалентам.*

Друге рівнозначне формулювання:

*Маси (об'єми) реагуючих речовин пропорційні їх молярним масам (об'ємам) еквівалентів.*

*Кількість речовини еквівалента КРЕ (моль) – це відношення маси речовини до молярної маси її еквівалента.*

$$KPE (n_{екв}) = \frac{m}{M_{екв}}.$$

Якщо речовина  $A$  реагує з речовиною  $B$ , то

$$n_{екв}(A) = n_{екв}(B).$$

Звідси  $\frac{m(A)}{M_{екв}(A)} = \frac{m(B)}{M_{екв}(B)}$  або  $\frac{V(A)}{V_{екв}(A)} = \frac{V(B)}{V_{екв}(B)}$

Наслідком із закону еквівалентів будуть математичні вирази:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{M_{екв}(B)}, \quad \frac{V(A)}{V(B)} = \frac{V_{екв}(A)}{V_{екв}(B)}, \quad \frac{m(A)}{V(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{V_{екв}(B)},$$

де  $m(A)$ ,  $m(B)$ ,  $V(A)$ ,  $V(B)$  – маси (об’єми) реагуючих речовин,  $M_{екв}(A)$ ,  $M_{екв}(B)$ ,  $V_{екв}(A)$ ,  $V_{екв}(B)$  – їхні молярні маси (об’єми) еквівалентів.

Молярна маса еквівалента є важливою фізико-хімічною характеристикою.

### 3.2 Приклади розв’язання завдань

Приклад 1. **Визначити молярні маси еквівалентів металів у сполуках**

**Задача 1.** Визначити молярну масу еквівалента хрому в оксиді  $Cr_2O_3$ .

**Розв’язання.** Визначаємо валентність хрому:  $B(Cr) = 3$ .

За формулою  $B = \frac{M}{M_{екв}}$  знаходимо  $M_{екв}(Cr) = \frac{M(Cr)}{B(Cr)}$

$$M_{екв} = \frac{52}{3} = 17,3 \text{ (г/моль)}.$$

Приклад 2. **Визначити молярну масу еквівалента елемента в сполуці, знаючи її склад**

**Задача 1.** Обчислити молярну масу еквівалента металу знаючи, що його хлорид містить 65,57% хлору. Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль.

**Розв’язання.** Оскільки в умовах наведені масові частки, то відносно до маси сполуки в 100 г, їх можна визнати за маси.

$$\text{Знаходимо } m_{Me} = m_{cn} - m_{Cl}; \quad m_{Me} = 100 - 65,57 = 34,43 \text{ г}$$

Розраховуємо  $M_{екв}(Me)$  згідно

$$\frac{m_{Me}}{m_{Cl}} = \frac{M_{екв}(Me)}{M_{екв}(Cl)}$$

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{екв}(Cl)}{m(Cl)};$$

$$M_{екв}(Me) = \frac{34,43 \cdot 35,45}{65,57} = 18,62 \text{ (г / моль).}$$

**Задача 2.** 5 г алюмінію, взаємодіючи з киснем, утворюють 9,44 г оксиду алюмінію. Знайти молярну масу еквівалента алюмінію та його валентність. Визначити хімічну формулу оксиду алюмінію.

*Розв'язання.* Знаходимо масу кисню

$$m(O) = m_{(оксиду)} - m(Al),$$

$$m(O) = 9,44 - 5 = 4,44 \text{ г},$$

$$M_{екв}(O) = \frac{M(O)}{B}; \quad M_{екв}(O) = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль};$$

За виразом  $M_{екв}(Al) = \frac{m(Al) \cdot M_{екв}(O)}{m(O)}$

маємо  $M_{екв}(Al) = \frac{5 \cdot 8}{4,44} = 9 \text{ (г/моль)}$

$$B(Al) = \frac{M(Al)}{M_{екв}(Al)}; \quad B(Al) = \frac{27}{9} = 3.$$

Хімічна формула оксиду алюмінію –  $Al_2O_3$

**Задача 3.** 5,2 г металу взаємодіють з 3,5 г азоту, утворюючи нітрид. Який це метал, якщо його валентність дорівнює 1, а валентність азоту – 3?

*Розв'язання:* Розраховуємо  $M_{екв}$  азоту:

$$M_{екв}(N) = \frac{M}{B}; \quad M_{екв}(N) = \frac{14}{3} = 4,67 \text{ (г/моль);}$$

За законом еквівалентів

$$\frac{m(Me)}{m(N)} = \frac{M_{екв}(Me)}{M_{екв}(N)}, \quad M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{екв}(N)}{m(N)},$$

$$M_{екв}(Me) = \frac{5,2 \cdot 4,67}{3,5} = 6,9 \text{ (г/моль).}$$

Молярна маса  $Me$ :  $M(Me) = B \cdot M_{екв}(Me)$ ;  $M(Me) = 6,9 \text{ г/моль}$ .  
Невідомий метал – літій з молярною масою 6,9 г/моль.

**Задача 4.** Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо 0,0547 г металу витинає із кислоти 50,4 мл водню за н.у.

*Розв'язання:*

a)  $V_{екв}(H_2) = f_{екв} \cdot V_m = \frac{1}{2} \cdot 22,4 \text{ л} = 11,2 \text{ л.}$

б)  $M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{екв}(H_2)}{V_{H_2}} = \frac{0,0547 \text{ г} \cdot 11,2 \text{ л/моль}}{0,0504 \text{ л}} = 12,15 \text{ г/моль.}$

**Задача 5.** Яке значення має молярна маса еквівалента заліза (ІІІ), якщо відносна атомна маса заліза дорівнює 55,8?

*Розв'язання:*

a)  $f_{екв}(Fe^{3+}) = \frac{1}{3}$

б)  $M_{екв}(Fe) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{3} \cdot 55,8 = 18,6 \text{ (г/моль).}$

**Задача 6.** Знайти об'єм, що займає 60 г етану  $C_2H_6$ .

*Розв'язання:*

$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$$

$$V = \frac{m \cdot V_m}{M} = \frac{60 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{30 \text{ г/моль}} = 44,8 \text{ л.}$$

**Задача 7.** Маса 454 мл газу, взятого за температури 37 °C і при тиску 97325 Па, дорівнює 0,626 г. Визначити молярну масу цього газу.

*Розв'язання:* За рівнянням Менделєєва-Клапейрона визначаємо молярну масу газу:

$$M = \frac{1000 \cdot m \cdot R \cdot T}{p \cdot V},$$

$$P = 97325 \text{ Па}, \quad V = 0,454 \text{ л}, \quad T = (273 + 37) = 310 \text{ К}, \quad m = 0,626 \text{ г.}$$

$$M = \frac{1000 \cdot 0,626 \cdot 8,314 \cdot 310}{97325 \cdot 0,454} = 36,5 \text{ (г/моль).}$$

**Задача 8.** Знайти масу 1 л метану  $CH_4$  (н.у.).

*Розв'язання:* Маса 1 л газу – це густота газу, тому використовуємо формулу

$$\rho = \frac{M}{V_m} = \frac{16 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,175 \text{ г},$$

Відповідь: Маса 1 л  $CH_4$  дорівнює 0,715 г.

**Задача 9.** Визначити кількість речовини  $CO_2$ , що міститься в 16,8 л вуглекислого газу.

*Розв'язання:*  $n = \frac{V}{V_m} = \frac{16,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,75 \text{ моль.}$

### 3.3 Контрольні питання та вправи

- Чи буде молярна маса еквівалента металу вище чи менше, якщо:
  - в металі присутні домішки, що нерозчинні в кислоті;
  - при розрахунках не були враховані поправки на тиск пари води?
- Як визначають молярну масу еквівалента елемента?
- Як визначити молярну масу еквівалента металу в сполуці?
- При розчиненні в кислоті 3,06 г металу виділились 28 л водню, виміряного за н.у. Визначити молярну масу еквівалента металу.
- Визначити який це метал, якщо 1,6 г кальцію та 2,615 г двозарядного металу витискають з кислоти одинаковий об'єм водню за одних тих самих умов.
- При нагріванні 20,06 г металу було отримано 21,06 г оксиду. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо молярна маса еквівалента кисню становить 8 г/моль.
- Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо при згорянні 7,2 г металу в потоці хлору утворилось 28,2 г солі. Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль.
- Хлорид металу містить 69% хлору. Відносна атомна маса металу дорівнює 47,9. Визначити ступень окиснення металу в цій сполуці.
- Що є хімічним еквівалентом речовини?
- Як визначається молярна маса еквівалента речовини?
- Визначити молярний об'єм еквіваленту газів:  $H_2$ ;  $O_2$ ;  $Cl_2$ ;  $CO_2$ ;  $NH_3$ ;  $N_2$ ;  $NO$ ;  $SO_2$ .
- Сформулювати закон еквівалентів.
- Записати математичні вирази закону еквівалентів.
- Визначити молярні маси еквівалентів сполук:  $SO_3$ ;  $TiO$ ;  $SnO_2$ ;  $P_2O_5$ ;  $Pb(OH)_2$ ;  $CsOH$ ;  $Ga(OH)_3$ ;  $Ba(OH)_2$ .
- Визначити молярні маси еквівалентів кислот та основ в реакціях:

- а)  $HPO_3 + Bi(OH)_3 = Bi(OH)_2PO_3 + H_2O$ ;  
 б)  $H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$ ;  
 в)  $3H_2SO_4 + 2Al(OH)_3 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$ ;;

16. Визначити молярні маси еквівалентів кислот та основ в реакціях:

- а)  $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = CaHPO_4 + 2H_2O$ ;  
 б)  $2HCl + Bi(OH)_3 = BiOHCl_2 + 2H_2O$ ;  
 в)  $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O$ .

17. Визначити молярні маси еквівалентів кислот та основ в реакціях:

- а)  $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$ ;  
 б)  $HCl + Cu(OH)_2 = CuOHCl + H_2O$ ;  
 в)  $2HCl + Cu(OH)_2 = CuCl_2 + 2H_2O$ ;

18. Визначити молекулярні маси газів, якщо:

- а) 0,29 л газу при  $t = 27^\circ C$  та  $p = 1,064 \cdot 10^5$  Па має масу 0,32 г;  
 б) 1,56 л газу при  $t = 27^\circ C$  та  $p = 1,037 \cdot 10^5$  Па має масу 2,86 г;

19. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо 0,046 г його витинає з кислоти 62,35 мл водню, зібраного над водою при температурі 17 °C та тиску 764,52 мм рт.ст. Тиск водяної пари при 17 °C дорівнює 14,53 мм рт. ст. (Відповідь: 88,9 г/моль)

20. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо наважка 0,035 г цього металу, який має 20% домішок, витинає з кислоти 11,9 мл водню, зібраного над водою при температурі 17 °C та тиску 774,53 мм рт.ст. Тиск водяної пари при 17 °C дорівнює 14,53 мм рт.ст.

### 3.4 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:**

- експериментальне визначення молярної маси еквівалента металу за об'ємом витисненого їм водню із сполук;
- оволодіння методикою розрахунків молярних мас еквівалентів елементів за законом еквівалентів та рівнянням Менделєєва-Клапейрона;
- визначення відповідності експериментальних результатів закону еквівалентів.

#### Устаткування та реактиви:

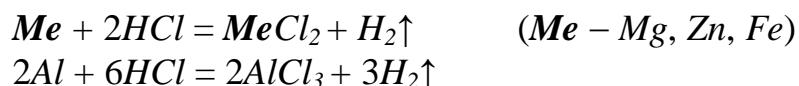
- Терези аналітичні з важками (гирками). Установка для визначення еквівалента металу. Термометр, барометр. Циліндр (25-50 мл), хімічний стакан (250 мл), фільтрувальний папір.
- наважка металу ( $Zn$ ,  $Mg$ ,  $Fe$ ,  $Al$ )  $\sim 0,007\text{-}0,12$  г. Розчин хлороводневої кислоти (2 н).

Перед виконанням лабораторної роботи треба ознайомитись з правилами безпеки роботи в хімічній лабораторії.

### *Сутність методу*

За реакцією між досліджуваним металом (*Mg, Zn, Fe, Al*) та кислотою визначають кількість водню, який виділяється певна маса металу.

Метали обирають лише такі, які розчиняються в кислотах та основах з виділенням водню



За об'ємом видисленого водню та рівнянням Менделєєва-Клапейрона розраховують масу водню. Визначивши масу водню, за законом еквівалентів розраховують молярну масу еквівалента металу.

Оскільки газ збирається над водою, він насыщений водяною парою і в цьому випадку загальний тиск дорівнює сумі парціальних тисків водню та пари води:

$$P_{\text{заг}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Звідки

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{заг}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Тиск насыченої водяної пари в рівновазі з водою див. в табл. 3.1.

Таблиця 3.1 – Тиск насыченої водяної пари в рівновазі з водою.

Температура, °C	Тиск пари, Па·10 <sup>3</sup> (мм рт. ст.)	Температура, °C	Тиск пари, Па·10 <sup>3</sup> (мм рт. ст.)
0	0,61 (4,58)	19	2,20 (16,48)
5	0,87 (6,54)	20	2,37 (17,53)
10	1,23 (9,20)	21	2,48 (18,65)
15	1,70 (12,79)	22	2,64 (19,82)
16	1,82 (13,63)	23	2,80 (21,09)
17	1,93 (14,53)	24	2,98 ((22,37))
18	2,06 (15,47)	25	3,16 (23,75)

### *Порядок виконання роботи*

#### *1. Підготовка установки до роботи*

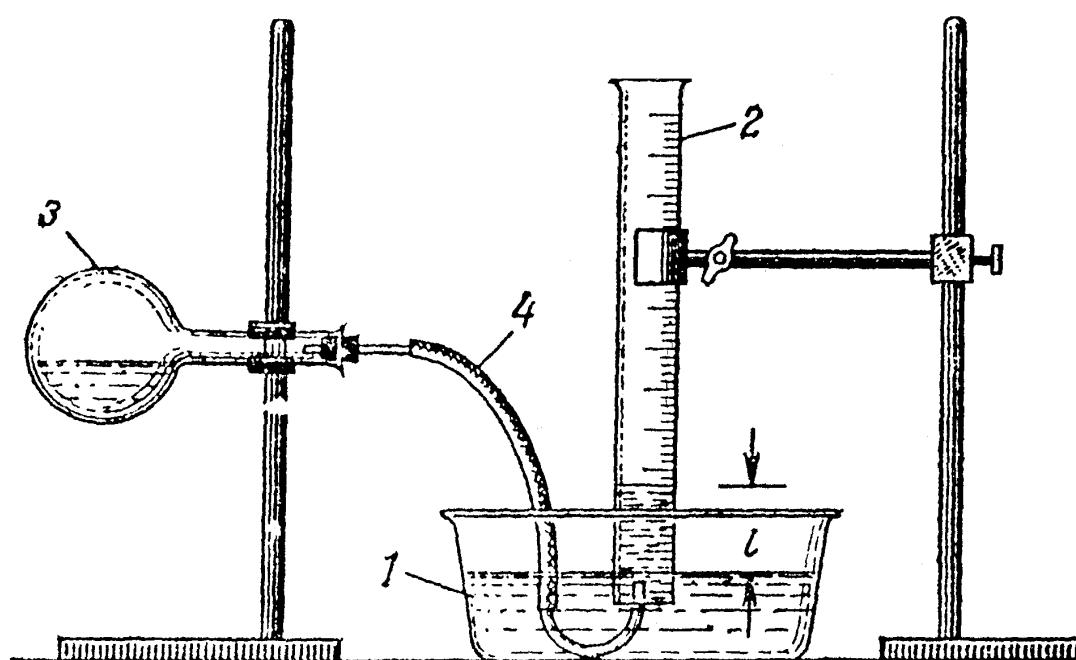
Визначення молярної маси еквівалента металу проводять в установці (див. рис. 3.1).

Перед початком роботи треба перевірити установку на герметичність. Для цього щільно закрити пробкою реакційну колбу і трохи опустити. Рівень води трохи знизиться. Якщо через 1–2 хвилини рівень

води далі не буде знижатися, установка герметична. В іншому випадку знайти причину негерметичності і усунути її. Після перевірки герметичності установки реакційну колбу підняти в первісне положення і встановити рівень води в евдіометрі на нульову позначку.

Обережно налити в реакційну колбу 15–20 см<sup>3</sup> хлороводневої кислоти так, щоб не зачепити шийку колби. Фільтрувальним папером обтерти шийку колби, щоб не залишили там крапель кислоти.

На аналітичних терезах зважити метал з **точністю до 0,0001 г**. Завернути наважку металу в тонкий папір.



*Рис. 3.1 – Установка для визначення молярної маси еквівалента металу:*

1 – кристалізатор; 2 – евдіометр; 3 – реакційна колба; 4 – газовідвідна трубка.

## 2. Проведення досліду.

У шийку колби, яку держать у горизонтальному положенні, обережно поміщають наважку металу, щільно закривають пробкою й ще раз перевіряють герметичність установки. Відмічають рівень води в евдіометрі, записують його. Для початку реакції колбу переводять у вертикальне положення (реакція з залізом потребує підігріву, для чого колбу ставлять в стакан з гарячою водою). Після закінчення реакції установку залишають в спокої на 10–15 хвилин для охолодження газу до кімнатної температури. Після охолодження визначити за поділками евдіометра об'єм витисненого водню. Записати кінцевий рівень води.

*3. Умови, за яких проводиться дослід.*

За термометром визначити  $t$  °C досліду й записати  $T$  або ( $T_0 + t$  °C). Визначити атмосферний тиск за барометром, Па. За довідковою таблицею визначити тиск насыченої пари при температурі досліду ( $P_{H_2O}$ , Па). Одержані результати записати до таблиці експериментальних даних.

Таблиця 3.2 – Таблиця експериментальних даних

$m_{Me}$ , г	$T$ , К ( $273 + t$ °C)	$p$ , Па	$P_{H_2O}$	$P_{H_2}$ , ( $P - P_{H_2O}$ )	$V_{H_2}$ , мл	$V_0$ , мл	$m_{H_2}$ г

*Обробка та аналіз результатів*

*1. Визначення об'єму водню.*

За поділками ендіометра визначаємо початковий та кінцевий об'єм водні.

$$V_{H_2} = V_{kin} - V_{noch}.$$

*2. Визначення об'єму водню за н.у.*

Знаходимо об'єм водню за н.у. відповідно рівнянню об'єднаного закону Бойля-Маріотта та Гей-Люссака:

$$\frac{V_o \cdot p_o}{T_o} = \frac{V \cdot p}{T}; \quad \text{звідси} \quad V_o(H_2) = \frac{(p - p_{H_2O}) \cdot V \cdot T_o}{p_o \cdot T},$$

$$V_o(H_2) = \frac{(p - p_{H_2O}) \cdot V \cdot 273}{101,325 \cdot (273 + t^o C)}.$$

де  $(p - p_{H_2O})$  – різниця атмосферного тиску та тиску насыченої водяної пари, яка дорівнює парціальному тиску водню над стовпчиком води в ендіометрі.

$$P_{H_2} = P - P_{H_2O}.$$

*3. Визначення маси водню.*

Масу водню знаходимо за рівнянням Менделєєва-Клапейрона з точністю до 0,0001 г.

$$pV = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} RT, \quad m(H_2) = \frac{p \cdot V \cdot M(H_2)}{R \cdot T}$$

де  $R$  – універсальна газова стала,  $R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ ;

$M(H_2)$  – молярна маса водню, 2 г/моль;

$V$  – об'єм водню, м<sup>3</sup>.

#### 4. Визначення експериментальної молярної маси еквівалента металу $M_{екв}(Me)$ .

Розрахувати значення молярної маси еквівалента металу за законом еквівалентів з точністю до 0,01 г.

а) за масою водню

$$\frac{m(Me)}{m(H_2)} = \frac{M_{екв}(Me)}{M_{екв}(H_2)}; \quad \text{де } M_{екв}(H_2) = 1 \text{ г/моль.}$$

б) за об'ємом водню

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{екв}(H_2)}{V_0(H_2)}, \quad V_{екв}(H_2) = 11,2 \text{ л}$$

За результатами двох розрахунків молярної маси еквівалента металу знаходимо середнє значення  $M_{екв}(Me)$  з точністю до 0,01 г.

#### 5. Визначення теоретичної величини молярної маси еквівалента металу.

Теоретично величину молярної маси еквівалента металу розраховуємо за формулою

$$M_{екв}(Me) = \frac{M(Me)}{B},$$

де  $B$  – валентність металу за періодичною системою Д.І. Менделєєва.

#### 6. Розрахувати похибки досліду.

Відносну похибку досліду розраховуємо з точністю до 0,1% за формулою:

$$\Pi = \frac{M_{екв(теор)} - M_{екв(експ)}}{M_{екв(теор)}} \cdot 100\%$$

#### 7. Висновки.

Зробити висновок у відповідності до мети роботи. Оформити протокол лабораторної роботи згідно зразку та захистити її, відповівши на контрольні питання та самостійно розв'язавши завдання.

### 3.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

Для запропонованого варіанту вказати та обчислити:

- 1) Ступень окислення елементів.
- 2) Фактор еквівалентності позначеного елемента.
- 3) Молярну масу еквівалента цього елемента.
- 4) Залежність молярної маси та молярної маси еквівалента від ступеня окиснення (валентності).
- 5) Відношення молярних мас еквівалентів між собою.

1	$Cu_2S$ , $CuO$ , $CuSO_4$ , $Cu_2O$	$Cu$
2	$Au_2O$ , $Au_2O_3$ , $HAuCl_4$ , $Au(OH)_3$	$Au$
3	$Hg_2O$ , $HgO$ , $Hg_2Cl_2$ , $Hg(NO_3)_2$	$Hg$
4	$VO_2$ , $V_2O_5$ , $HVO_3$ , $VO$ ,	$V$
5	$Cr(OH)_2$ , $Cr_2O_3$ , $CrO_3$ , $Cr_2(SO_4)_3$	$Cr$
6	$MnO$ , $MnO_2$ , $MnCl_2$ , $Mn_2O_7$	$Mn$
7	$FeSO_4$ , $Fe_2O_3$ , $FeS_2$ , $FeCl_3$	$Fe$
8	$CoO$ , $Co(OH)_3$ , $CoCl_2$ , $CoAs$	$Co$
9	$NiO$ , $NiSO_4$ , $Ni_2O_3$ , $Ni(OH)_3$	$Ni$
10	$OsO_4$ , $OsF_3$ , $OsO_2$ , $OsCl_4$	$Os$
11	$PtCl_4$ , $PtO_2$ , $PtCl_2$ , $H_2Pt(CN)_4$	$Pt$
12	$TiO$ , $TiF_3$ , $TiO_2$ , $TiCl_4$	$Ti$
13	$ZrO_2$ , $ZrF_2$ , $K_2ZrCl_6$ , $ZrSiO_4$	$Zr$
14	$HfO_2$ , $HfF_4$ , $H_2HfF_6$ , $HfN$	$Hf$
15	$VCl_3$ , $K_3VF_6$ , $VCl_2$ , $VO_2$	$V$
16	$VO$ , $VCl_4$ , $V_2O_5$ , $VOF_3$	$V$
17	$Nb_2O_5$ , $NbO_2$ , $NbOCl_2$ , $NaNbO_3$	$Nb$
18	$CrCl_2$ , $CrCl_3$ , $KCrO_2$ , $CrO_2F_2$	$Cr$
19	$WF_6$ , $WO_3$ , $WO_2Cl_2$ , $WBr_2$	$W$
20	$MoCl_6$ , $MoO_3$ , $MoCl_2$ , $MoS_3$	$Mo$
21	$Mn_3(PO_4)_2$ , $MnS$ , $MnF_4$ , $MnSO_4$	$Mn$
22	$TcO_2$ , $TcCl_4$ , $KTcO_4$ , $Tc_2O_7$	$Tc$
23	$ReCl_6$ , $ReF_7$ , $ReO_2$ , $ReCl_4$	$Re$
24	$FeI_2$ , $Fe(CN)_3$ , $FeO$ , $K_2FeO_4$	$Fe$
25	$RuO_2$ , $RuF_4$ , $RuO_4$ , $RuF_6$	$Ru$
26	$OsO_4$ , $OsF_6$ , $OsCl_4$ , $K_3OsCl_6$	$Os$
27	$RuF_6$ , $RuCl_4$ , $K_3Ru(CN)_6$ , $RuO_4$	$Ru$
28	$Co(OH)_2$ , $CoF_2$ , $Co_2(SO_4)_3$ , $K_3Co(NO_2)_6$	$Co$
29	$IrF_6$ , $Ir(OH)_4$ , $IrO_2$ , $Na_2IrCl_6$	$Ir$
30	$RhF_6$ , $RhF_3$ , $Cs_2RhCl_6$ , $Rh(NH_3)_3Cl_3$	$Rh$

## Розділ II ВЛАСТИВОСТІ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК ТА ЇХ КЛАСИФІКАЦІЯ

### Лабораторна робота №4

#### «ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ»

- Мета роботи:**
- експериментально ознайомитися з типами хімічних процесів;
  - оволодіти методикою виконання хімічних досліджень;
  - навчитись за певними ознаками визначати тип хімічних реакцій.

#### 4.1 Загальні положення

Класифікацію хімічних процесів здійснюють за різними ознаками.

**1. На основі енергетичних явищ**, що відбуваються при протіканні хімічного процесу. Розрізняють:

а) екзотермічні процеси або процеси, що протікають з виділенням теплоти:



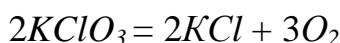
б) ендотермічні процеси або процеси, що протікають з поглинанням тепової енергії:



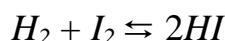
Теплові ефекти хімічних реакцій вивчає термохімія.

**2. На основі оборотності процесів.** Розрізняють:

а) необоротні реакції, що йдуть тільки в одному напрямку:



б) оборотні процеси: продукти реакції взаємодіють один з одним з утворенням початкових речовин:



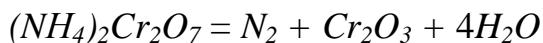
У рівняннях таких реакцій замість знаку дорівнює ставиться знак оборотності ( $\rightleftharpoons$ ).

**3. За ознакою зміни числа початкових і кінцевих речовин.** В цьому випадку прийнята наступна класифікація:

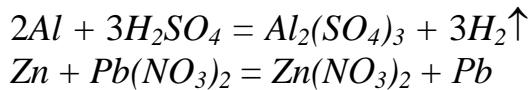
а) *реакції з'єднання*: з двох або більш речовин утворюється одна нова речовина.



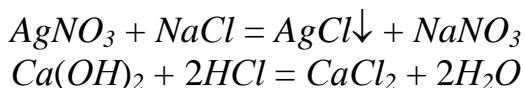
б) *реакції розкладання*: з однієї речовини утворюється декілька нових.



в) *реакції заміщення*: атоми простої речовини заміщають атоми одного з елементів складної речовини.

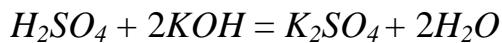


г) *реакції обміну*: дві речовини обмінюються складовими частками (катіонами або аніонами), утворюючи дві нові речовини.



Подібні реакції відбуваються, якщо в результаті реакції утворюються малорозчинні, газоподібні речовини або слабкі електроліти.

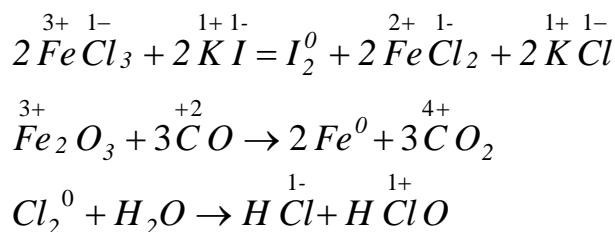
До них належать також реакції нейтралізації – реакції між сильною кислотою та сильною основою



#### 4. *Окисно-відновні процеси.*

Існують реакції, що протікають без зміни ступеня окиснення реагуючих речовин із зміною цього ступеню.

Реакції, що протікають зі зміною ступеня окиснення реагуючих речовин, називаються окисно-відновними.



#### 4.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:** - експериментально ознайомитися з типами хімічних процесів;

- оволодіти методикою виконання хімічних досліджень;
- навчитись за певними ознаками визначати тип хімічних реакцій.

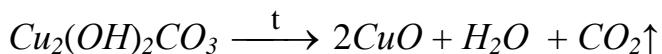
**Посуд та реактиви:** пробірки; **0,1** н розчини сульфату цинку, сульфату натрію, хлорида барію, хромата калію, сірчаної кислоти, сульфіду натрію, гідроксида натрію; карбонат гідроксоміді ( $Cu_2(OH)_2CO_3$ ), металевий цинк; концентровані розчини хлороводневої кислоти ( $HCl$ ), аміаку ( $NH_4OH$ ).

### Дослід 1. Взаємодія аміаку з соляною кислотою

Змочите скляну паличку в концентрованій хлоридній (соляній) кислоті. Іншу паличку занурити в 25 % розчин аміаку. Потім зближуйте намочені кінцівки паличок між собою, спостерігайте утворення білого диму в місці їх зближення. Поясніте це явище і запишіть рівняння реакції взаємодії  $HCl$  з  $NH_3$ . До якого типу реакцій відноситься взаємодія пари соляної кислоти з аміаком?

### Дослід 2. Розкладання малахіту $Cu_2(OH)_2CO_3$

У суху пробірку насыпте малахіту. Закройте пробірку пробкою з газовідвідною трубкою. Газовідвідну трубку занурите у воду з розчином нейтрального лакмусу. Пробірку з малахітом добре нагріти. При нагріванні відбувається реакція:



Що спостерігається? Чому лакмус змінив колір? Запишіть реакцію взаємодії  $CO_2$  з водою. До якого типу відноситься реакція розкладання малахіту і реакція розчинення оксиду вуглецю (IV) у воді?

**Синтез малахіту:** В фарфоровій ступці рівномірно змішати 6,2 г тонкорозтертої солі  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  та 4,2 г  $Na_2CO_3$ . Отриману суміш внести невеликими порціями при швидкому перемішуванні в 250 мл киплячої води в стакані ємністю 0,5 л.

В результаті виділення  $CO_2$  розчин спінюється. Чергову порцію вносити лише після того, як поверхня води звільниться від піни. В кінці реакції суміш кип'ятить 10-15 хвилин. Після охолодження осад промити водою декантацією до вивільнення промивних вод від сульфат-йонів та відфільтрувати на лійці Бюхнера.

Препарат просушити спочатку між листами фільтрувального паперу, потім при  $t = 80-100^\circ C$ .

### Дослід 3. Взаємодія цинку з розчином мідного купоросу.

Декілька шматочків цинку помістите в розчин мідного купоросу  $CuSO_4$ . Злегка нагрійте. Що спостерігається? Чому розчин знебарвлюється? Записати рівняння реакції взаємодії цинку з розчином мідного купоросу. До якого типу відноситься досліджувана реакція? Чому відбулася реакція?

### Дослід 4. Взаємодія двох солей.

а) Налити в пробірку 2-3 мл розчину хлориду барію  $BaCl_2$  і додати 2-3 мл розчину сульфату натрію  $Na_2SO_4$ . Відзначити колір осаду.

б) В іншу пробірку з розчином хлориду барію додати 2-3 мл хромату калію  $K_2CrO_4$ . Відзначити колір осаду. Записати рівняння реакцій. До якого типу відноситься досліджувана реакція? Чому відбулася реакція?

#### Дослід 5. Утворення летких речовин

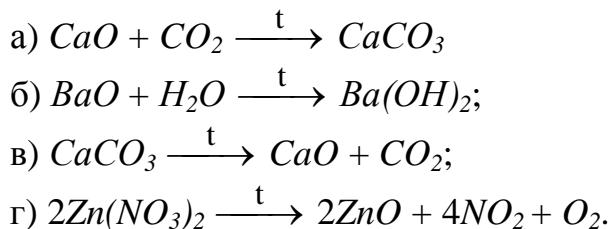
Дослід проводиться у витяжній шафі. У пробірку налити 2-3 мл розчину сульфіду натрію  $Na_2S$  і додати таку ж кількість розчину сірчаної кислоти ( $H_2SO_4$ ). Що спостерігається? Запишіть рівняння реакції. До якого типу реакції відноситься досліджувана реакція?

#### Дослід 6. Утворення слабкого електроліту

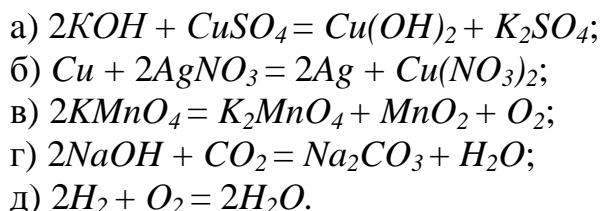
У пробірку налити 2-3 мл розчину кислоти. Додати декілька крапель метилоранжу. Розчин забарвиться в червоний колір. Чому? Потім в цю ж пробірку додати рівний об'єм розчину лугу (до зміни кольору індикатора). Чому змінився колір індикатора? Записати рівняння реакції взаємодії сірчаної кислоти з розчином гідроксиду натрію. Зробити висновок. Чому відбулася реакція?

### 4.3 Контрольні питання та вправи

- Які ознаки покладені в основу класифікації хімічних процесів?
- Дайте визначення реакцій: а) з'єднання; б) розкладання; в) заміщення; д) обміну. Навести приклади.
- Що таке реакція нейтралізації? Запишіть приклад в молекулярній і йонній формі.
- У яких випадках реакції обміну йдуть до кінця? Запишіть приклади в молекулярній та йонній формі.
- Вказати за якою ознакою класифікують наступні реакції. До якого типу реакцій вони відносяться?



- Вказати за якою ознакою класифікують наступні реакції. До якого типу ці реакції відносяться? Записати реакції в йонній формі.



7. Які реакції відповідають екзо- та ендотермічним процесам?

- а)  $FeO + CO = Fe + CO_2$ ;       $\Delta H > 0$   
б)  $2NO + Cl_2 = 2NOCl$ ;       $\Delta H < 0$   
в)  $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ ;       $\Delta H < 0$   
г)  $2WO_3 + 3C = 2W + 3CO_2$ ,       $\Delta H > 0$

8. Які реакції називають оборотними та необоротними? Визначити такі в наведених процесах:

- а)  $2NO_2 = N_2O_4$ ;  
б)  $CaCO_3 + 2HCl = H_2O + CO_2 + CaCl_2$ ;  
в)  $2CO + O_2 = 2CO_2$ ;  
г)  $2NO_2 = 2NO + O_2$ ;  
д)  $Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ .

9. За якими ознаками визначають окисно-відновні реакції (ОВР). Серед наведених реакцій вказати ОВР.

- а)  $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$ ;  
б)  $Al + HNO_3 \rightarrow Al_2O_3 + NO_2 + H_2O$ ;  
в)  $In + H_2SO_4 \rightarrow InSO_4 + H_2$ ;  
г)  $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$ ;  
д)  $2BiCl_3 + 3H_2S \rightarrow Bi_2S_3 \downarrow + 6HCl$ .

10. За певними ознаками класифікувати наведені реакції.

- а)  $KBr + AgNO_3 = KNO_3 + AgBr \downarrow$ ;  
б)  $CaO + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2O$ ;  
в)  $4HCl + MnO_2 = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$ ;  
г)  $MgOHCl + HCl = MgCl_2 + H_2O$ ;  
д)  $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$ .

11. Напишіть рівняння реакції взаємодії нітрату срібла з хлоридом натрію (реакцію записати в молекулярній і йонній формах). Вкажіть, до якого типу реакцій вона відноситься.

12. Напишіть рівняння реакції взаємодії заліза з розбавленою сірчаною кислотою з утворенням газоподібного водню. До якого типу реакцій вона відноситься?

13. Напишіть рівняння реакції взаємодії карбонату натрію з соляною кислотою. Оскільки реакція відбувається в розчині, то рівняння необхідно записати в молекулярній і йонній формі. Вкажіть, чому відбулася реакція. До якого типу реакцій вона відноситься?

14. Напишіть рівняння реакції взаємодії алюмінію з хлором з утворенням хлориду алюмінію. До якого типу реакцій вона відноситься?

15. Чи впливає нагрівання на хлорид амонію? Напишіть рівняння реакції, якщо при цьому утворюється аміак ( $NH_3$ ) і хлороводень ( $HCl$ ). Вкажіть, до якого типу реакцій вона відноситься.

## Лабораторна робота № 5

### «ОТРИМАННЯ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ ТА ОСНОВ»

**Мета роботи:** - експериментально засвоїти методи отримання оксидів та основ;

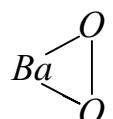
- ознайомитися з їхніми хімічними властивостями;
- оволодіти методикою виконання хімічних досліджень.

#### 5.1 Загальні положення

Найважливішими класами неорганічних сполук є оксиди, гідроксиду, кислоти і солі.

##### *Оксиди і гідроксиду, їх властивості і отримання*

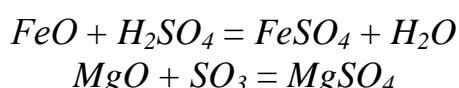
Оксиди – сполуки елементів з киснем, в яких кисень приєднується тільки до атомів інших елементів:  $Na - O - Na$ ,  $Mg = O$ ,  $O = C = O$  і ін. Сполуки елементів з киснем, в яких здійснюється зв'язок між двома атомами кисню, називаються *пероксидами*  $Na_2O_2$  ( $Na - O - O - Na$ ),  $BaO_2$



Всі оксиди можна поділити на солетворні і несолетворні. Несолетворних оксидів небагато:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ .

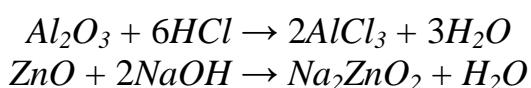
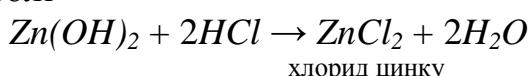
Солетворні оксиди діляться на *основні*, *кислотні* і *амфотерні*.

*Основні оксиди* утворюють солі при взаємодії з кислотами або кислотними оксидами. Основними оксидами можуть бути тільки оксиди металів. Наприклад:

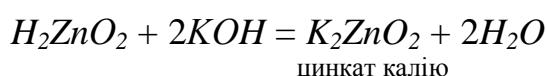


*Кислотні оксиди* утворюють солі при взаємодії з основами або основними оксидами. Кислотні оксиди називають *ангідридами* кислот.

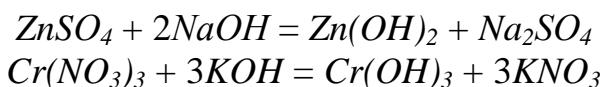
*Амфотерні оксиди та гідроксиди* взаємодіють як з кислотами, так і з лугами, утворюючи солі



Взаємодіючи з лугами, амфотерні гідроксиди проявляють кислотні властивості



Солі, що утворилися, містять метал у складі кислотного залишку. Амфотерні гідроксиди отримують взаємодією солей з еквівалентними кількостями лугів.



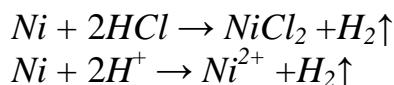
## 5.2 Приклади розв'язання завдань

**Завдання 1.** Виконати схему перетворення.

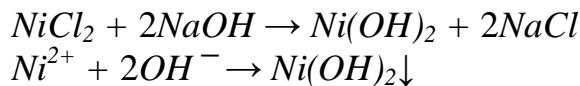
*Приклад.* Виконати схему перетворення:



*Розв'язання.* Щоб здійснити перетворення  $Ni \rightarrow NiCl_2$ , слід пам'ятати способи добування солей, де одним з компонентів є метал – це взаємодія з кислотами, вибираємо  $HCl$ :

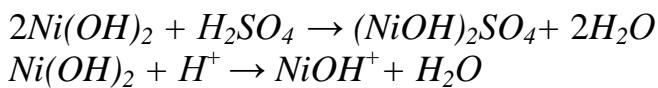


Перетворення солі  $NiCl_2$  до гідроксиду  $Ni(OH)_2$  слід виконувати при взаємодії з лугами:

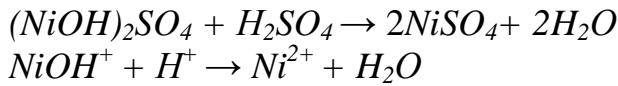


Перетворення  $Ni(OH)_2$  до основної солі  $(NiOH)_2SO_4$  можна здійснити при взаємодії з кислотою  $H_2SO_4$  але додержуючи співвідношення:

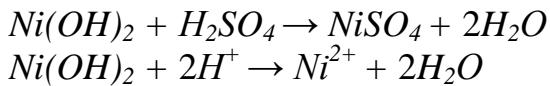
2 молекули  $Ni(OH)_2$ , та 1 молекула  $H_2SO_4$ :



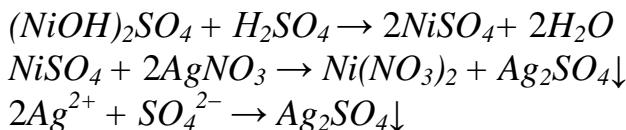
При більшої кількості кислоти отримаємо:



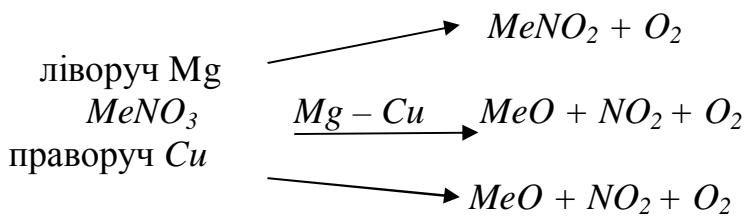
або



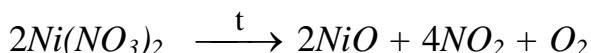
Слідуюче перетворення слід виконувати при переході від основної солі  $(NiOH)_2SO_4$  до середньої  $Ni(NO_3)_2$  за допомогою нітрату срібла  $AgNO_3$ . Утворення солі  $Ni(NO_3)_2$  можливе, оскільки друга сполука  $Ag_2SO_4$  - нерозчинна у воді.



Перетворення до оксиду виконується згідно до схеми:



Солі азотної кислоти утворюють різні продукти (залежно від металів, що стоять в ряду стандартних потенціалів). Оскільки  $Ni$  перебуває в ряду стандартних електродних потенціалів між  $Mg$  та  $Cu$  розклад піде з утворенням оксиду.



Це термічний розклад (під дією високої температури).

### 5.3 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:** - експериментально засвоїти методи отримання оксидів та основ;  
- ознайомитися з їхніми хімічними властивостями;  
- оволодіти методикою виконання хімічних досліджень.

**Посуд та реактиви:** штатив з пробірками, спиртовий пальник;

**розвини:** 0,5 М сульфату міді; 2 М гідроксиду натрію; 0,1 н розчини сульфату нікелю, сульфату кобальту; сульфату заліза (ІІ); лакмусу; метилоранжу.

**сухі солі:** карбонат кальцію; дихромат амонію; нітрат свинцю.

#### Дослід 1. *Отримання і властивості основного оксиду розкладанням гідроксиду*

У пробірку налити 1 см<sup>3</sup> 0,5 М розчину сульфату міді (ІІ) і додати 1 см<sup>3</sup> 1 М розчину лугу. Блакитний осад гідроксиду міді (ІІ), що утворився, нагрівати до тих пір, поки він не перетвориться на оксид міді (ІІ). Якого кольору оксид міді? Написати рівняння реакцій отримання, розкладання гідроксиду міді. Невелику кількість оксиду міді розчинити в розбавленій сірчаній кислоті. Що спостерігається?

Записати реакцію взаємодії оксиду міді з кислотою. Якого кольору і характеру оксид міді?

#### Дослід 2 . *Отримання оксиду вуглецю розкладанням його солі.*

У суху пробірку помістити трохи карбонату кальцію. Пробірку закрити пробкою з газовідповідною трубкою. Газовідповідну трубку занурити до дна у воду з розчином нейтрального лакмусу. Пробірку з карбонатом

кальцію добре нагрівати. Що спостерігається? Після припинення реакції газовідвідну трубку вийняти з води і припинити нагрівання. Коли пробірка охолоне, додати в неї 1-2 мл дистильованої води і розчин лакмусу. Що спостерігається? Якого кольору лакмус в пробірці з оксидом кальцію і в пробірці з вуглекислим газом? Написати рівняння реакцій отримання оксиду кальцію і оксиду вуглецю. Зробити висновок про характер  $CaO$  і  $CO_2$ .

#### Дослід 3. *Отримання амфотерного оксиду розкладанням солі*

Насипати в пробірку невелику кількість дихромату амонію  $(NH_4)_2Cr_2O_7$  і нагрівати на полум'ї спиртівки. Припинити нагрівання, коли почнеться розкладання солі. По закінченню реакції зібрати отриманий оксид хрому (ІІІ) і випробувати його в окремих пробірках на розчинення у воді, кислоті і лузі.

**Після роботи вимийте руки з милом! (сполуки хрому ядовиті).**

Чому оксид хрому (ІІІ) розчиняється в кислоті і лузі?



Записати рівняння реакцій взаємодії оксиду хрому (ІІІ) з лугом та кислотою в молекулярній та йонній формах.

#### Дослід 4. *Отримання кислотного оксиду розкладанням солі*

В пробірку з термостійкого скла з газовідвідною трубкою помістити 200-300 мг сухого нітрату свинцю і обережно нагрівати. Потім підсилити нагрівання до виділення бурої пари оксиду азоту (ІV)  $NO_2$ . Через декілька секунд пропустити газ, що виділяється, в іншу пробірку, опущену в стакан з охолоджуючою сумішшю (лід + соль).

Продовжувати нагрівання до тих пір, поки весь нітрат свинцю не розкладеться. Розгляньте зібраний в охолоджений пробірці рідкий димер оксиду азоту (ІV)  $N_2O_4$ . Приєднати до пробірки з димером оксиду азоту газовідвідну трубку і нагрівати пробірку. Спостерігайте виділення бурого газу – оксиду азоту (ІV). Цей газ зібрати над водою і краплю отриманої рідини випробувати індикатором – лакмусом або метилоранжем.

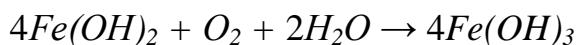
Оксид азоту (ІV)  $NO_2$  – газ червоно-бурого кольору, стійкий при температурі  $+140$  °С. Нижче за цю температуру він містить домішки безбарвного оксиду з подвоєною молекулярною масою  $N_2O_4$ , який стійкіший при низьких температурах (в охолоджуючій суміші). При нагріванні останній розпадається:  $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$  і знов з'являється червоно-буруе забарвлення.

## Дослід 5. *Отримання нерозчинних основ*

*a)* В дві пробірки налити по 1-2 мл розчинів сульфатів нікелю і кобальту. У кожну пробірку додати розчин лугу до утворення осадів. Відзначити колір осадів і випробувати їх на розчинення в кислоті і надлишку лугу. Який характер мають отримані гідроксиди? Напишіть рівняння реакцій їх отримання.

*б)* В пробірки налити по 1-2 мл розчинів солей заліза (ІІ), кобальту (ІІ), і нікелю (ІІ), і додати по краплях 2 М розчин лугу. Злегка нагрівати. Спостерігати випадання осадів. Перемішати осади скляною паличкою.

Осад в пробірці з сіллю заліза при перемішуванні скляною паличкою стає бурим внаслідок утворення  $Fe(OH)_3$  при окисненні  $Fe(OH)_2$  киснем повітря.



У пробірці з сіллю кобальту спочатку випадає синій осад основної солі, який при додаванні лугу і нагріванні переходить в рожевий  $Co(OH)_2$ .

Зробити висновок про розчинність гідроксидів металів.

### 5.4 *Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи*

1. Які з наведених речовин реагують з гідроксидом калію:  $Mg(OH)_2$ ;  $Al(OH)_3$ ;  $InO$ ;  $Ba(OH)_2$ ;  $Fe(OH)_3$ .

Записати рівняння відповідних реакцій?

2. Які з вказаних сполук будуть попарно взаємодіяти:  $P_2O_5$ ;  $NaOH$ ;  $InO$ ;  $AgNO_3$ ;  $Na_2CO_3$ ;  $KCl$ ;  $Cr(OH)_3$ ;  $H_2SO_4$ ?

Скласти рівняння цих реакцій.

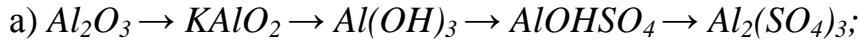
3. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна зробити наступні перетворення:



4. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна зробити наступні перетворення:



5. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна зробити наступні перетворення:



6. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна зробити наступні перетворення
- $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaOHCl;$
  - $N_2 \rightarrow NO \rightarrow HNO_3 \rightarrow Pb(OH)_2 \rightarrow PbO \rightarrow Pb.$
7. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна зробити наступні перетворення
- $NiO \rightarrow Ni \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow Ni(OH)_3 \rightarrow Ni(OH)_2NO_3.$
  - $S \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow KHSO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3;$
8. Скласти формули гідроксидів цинку та сірки. Записати їх графічні формули та назвати їх.
9. Вказати хімічні властивості основ, записати рівняння реакцій.
10. Вказати хімічні властивості різних типів оксидів, записати рівняння реакцій.

## Лабораторна робота № 6

### «ОТРИМАННЯ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ ТА СОЛЕЙ»

**Мета роботи:** - експериментально отримати кислоти та їх солі;

- вивчити їх хімічні властивості;

- оволодіти методикою виконання хімічних досліджень.

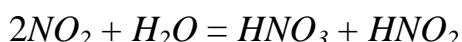
#### 6.1 Загальні положення

**Кислоти** – сполуки, які при електролітичній дисоціації утворюють іони водню і інших позитивних йонів не дають. У водних розчинах кислоти дисоціюють на іони водню і кислотний залишок. Кількість атомів водню, здатних заміщатися металами з утворенням солей, визначає основність кислот. Кислоти можуть бути одноосновними ( $HNO_3$ ,  $HCl$ ), двоосновними ( $H_2SO_4$ ,  $H_2S$ ), триосновними ( $H_3PO_4$  і ін.).

За хімічним складом розрізняють кислоти безкисневі і кисневовмісні. Безкисневі кислоти:  $H_2S$ ,  $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$  і ін. Кисневовмісними кислотами є гідрати кислотних оксидів. Більшість кислотних оксидів утворюють кислоти шляхом безпосереднього приєднання води. Тому часто кислотні оксиди називають *ангідридами кислот*.



Кислотні оксиди, які утворюють з водою дві кислоти, називаються *змішаними ангідридами*:

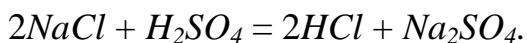


*Способи отримання кислот:*

1. Взаємодія ангідридів кислот з водою:



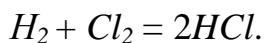
2. Взаємодія солей з кислотами:



3. Взаємодія з деякими простими речовинами:



4. Взаємодія неметалів з воднем:



Водний розчин таких сполук є кислотами.

**Сіль** – продукт заміщення атомів водню в кислоті на метал. Солі поділяють на середні, кислі, основні.

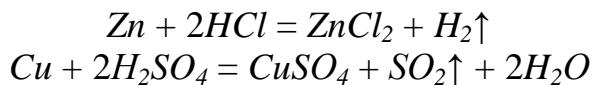
*Середні солі* – продукт повного заміщення атомів водню в кислоті на метал:  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $MgCl_2$ ,  $KNO_3$  та ін.

*Кислі солі* – продукти неповного заміщення атомів водню в кислоті на метал:  $NaHSO_4$ ,  $MgHPO_4$  і ін. Кислі солі утворюються при надлишку кислоти.

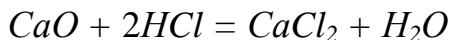
*Основні солі* містять в своєму складі метал, кислотний залишок і гідроксильну групу  $OH^-$ . Такі солі можна розглядати як продукти неповного заміщення гідроксильних груп основи кислотними залишками  $Al(OH)_2Cl$ ,  $Ni(OH)NO_3$ ,  $Al(OH)SO_4$ . Усі основні солі важкорозчинні у воді. Вони утворюються при нестачі кислоти.

### *Способи отримання солей*

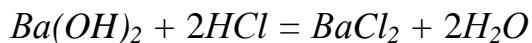
1. Взаємодія металу з кислотою:



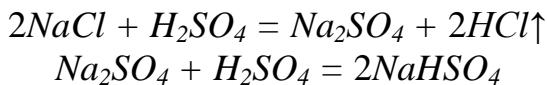
2. Взаємодія основного оксиду з кислотою:



3. Взаємодія основ з кислотою:



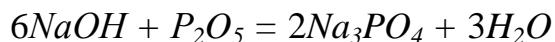
4. Взаємодія солі з кислотами:



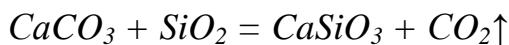
5. Взаємодія основного та кислотного оксидів:



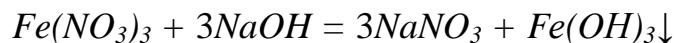
6. Взаємодія основ з кислотними оксидами:



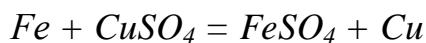
7. Взаємодія солі з кислотними оксидами:



8. Взаємодія основ з сіллю:



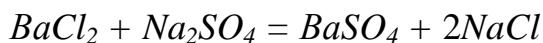
9. Взаємодія металів з сіллю:



10. Взаємодія металу з неметалом:



11. Взаємодія між двома солями:



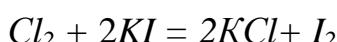
12. Взаємодія металу з лугом:



13. Взаємодія неметалу з лугом:



14. Взаємодія неметалу з сіллю:



15. Термічне розкладання солей:



## 6.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:** - експериментально отримати кислоти та їх солі;

- вивчити їх хімічні властивості;

- оволодіти методикою виконання хімічних досліджень.

**Посуд та реактиви:** штатив з пробірками; лакмусовий папір;

**роздчини:** концентрованої сірчаної кислоти  $H_2SO_4$ ; концентрованої хлоридної кислоти  $HCl$ ; фосфатної кислоти  $H_3PO_4$ ; гідроксиду кальцію  $Ca(OH)_2$ ; гідроксиду амонію (аміак); силікату натрію  $Na_2SiO_3$ ; нітрату свинцю  $Pb(NO_3)_2$ ; хлориду натрію  $NaCl$ ; нітрату срібла  $AgNO_3$ ; хлориду кобальта  $CoCl_2$ ; гідрокарбонату натрію  $NaHCO_3$ ; гідроксиду барію  $Ba(OH)_2$ ; фосфату натрію  $Na_3PO_4$ ; хлориду кальцію  $CaCl_2$ ; метилоранжу;

**сухі реактиви:** карбонат натрію  $Na_2CO_3$ , нітрат натрію  $NaNO_3$ , сульфіт натрію  $Na_2SO_3$ , хлорид натрію  $NaCl$ , тетраборат натрію  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ , фосфор; гідроксид барію  $Ba(OH)_2$ ; магній (стружка).

### Дослід 1. *Отримання кислоти з ангідриду*

Вуглекислий газ отримати за рівнянням:



Відвідну трубку апарату Киппа опустити в пробірку з водою так, щоб трубка доходила до дна пробірки. Пропустити з апарату протягом 1-2 хв вуглекислий газ.

Апарат перекрити, вийняти відвідну трубку, а в пробірку додати 1-2 краплі метилоранжу. Як змінюється колір метилоранжу?

Зробіть висновок про властивості вуглекислого газу. Напишіть рівняння реакції вуглекислого газу з водою.

### Дослід 2. Властивості оксиду фосфору

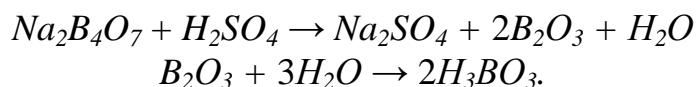
На кінчику мікрошпателя потримайте у полум'ї спиртівки близько 10-20 мг фосфору. Після закінчення горіння занурити мікрошпатель в пробірку з 1-2 см<sup>3</sup> води. Випробувати отриманий розчин на індикатор.

Записати рівняння отримання та розчинення оксиду фосфору.

### Дослід 3. Отримання твердої кислоти

Нагріти майже до кипіння в пробірці біля 1 см<sup>3</sup> розчину тетраборату натрію  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ , виготовленого з розрахунку 1 г солі на 2,5 см<sup>3</sup> води. Додати 8-10 крапель 12,5 М розчину сірчаної кислоти. Пробірку охолодити до кімнатної температури, а потім охолоджувати в стаканчику з льодом або снігом. Спостерігати виділення малорозчинних у воді безбарвних кристалів ортоборної кислоти  $H_3BO_3$ .

Процеси, що відбуваються, можна записати наступними рівняннями реакцій:



### Дослід 4. Витіснення летючих кислот

Помістити дуже незначну кількість солей натрію: карбонату, нітрату, сульфіту або гідросульфіту, хлориду в окремі пробірки і додати в кожну піпеткою по декілька крапель концентрованої сірчаної кислоти. Над отвором пробірки з карбонатом потримати скляну паличку, заздалегідь змочену розчином гідроксиду кальцію. Спостерігати на чорному фоні помутніння прозорої краплі гідроксиду кальцію на кінчику палички. У пробірці, що містить нітрат, спостерігати виділення забарвленого газу. До отвору пробірки, що містить сульфіт натрію, наблизити вологий синій лакмусовий папірець і дуже обережно провести пробу на запах газу. Гази, що виділяються з пробірки з хлоридом, дослідити скляною паличкою на краплю концентрованого водного розчину аміаку.

### Дослід 5. Отримання слабкої кислоти витісненням з розчину її солі сильнішою кислотою

У пробірку налити 2 – 3 мл розчину силікату натрію  $Na_2SiO_3$ , занурити до дна відвідну трубку з апарату Киппа. Пропускати протягом декількох хвилин вуглекислий газ. Що спостерігається? Дослід повторити: замість вуглекислого газу в пробірку з силікатом натрію додати розчин

соляної кислоти. Напишіть рівняння реакцій взаємодії силікату натрію з вугільною і соляною кислотами. Опишіть фізичні властивості кремнієвої кислоти.

#### Дослід 6. *Отримання солі взаємодією кислоти з основами*

Налити в пробірку 1 – 2 см<sup>3</sup> розбавленої соляної кислоти. На шматок паперу відсипати порошок гідроксиду барію і додати його до кислоти малими порціями, злегка постукуючи вміст на папері. При додані нової порції порошку розмішати вміст пробірки скляною паличкою і кожного разу, торкаючись намоченою в розчині паличкою до індикаторного лакмусового папірця, перевіряти реакцію розчину. Якщо реакція стане нейтральною або слабколужною, збільшення гідроксиду барію припинити.

В останньому випадку розчин нейтралізувати краплею кислоти. Декілька крапель розчину помістити на скляну паличку і випаровувати над полум'ям пальника. Розглянути під мікроскопом отримані кристали хлориду барію. Написати рівняння реакції взаємодії гідроксиду барію з соляною кислотою.

#### Дослід 7. *Отримання солі взаємодією металу з кислотою*

Внести до пробірки шматочок стружки магнію і додати декілька крапель розбавленої сірчаної кислоти, щоб покрити метал. Спостерігати енергійне виділення бульбашок водню. Після закінчення реакції (коли припиниться виділення пухирців) узяти краплю отриманого розчину і помістити її на годинникове скло. Випарувати над полум'ям спиртівки. Розглянути кристали отриманої солі під мікроскопом. Написати рівняння реакції.

#### Дослід 8. *Отримання солі взаємодією іншої солі з кислотою*

Налити в пробірку 1 см<sup>3</sup> розчину нітрату свинцю і додати розбавленої сірчаної кислоти до виділення осаду сульфату свинцю. Написати рівняння реакції.

#### Дослід 9. *Взаємодія двох солей*

а) Налити в пробірку 1 см<sup>3</sup> розчину хлориду натрію і додати декілька крапель розчину нітрату срібла. Яка сіль знаходиться в осаді? Написати рівняння реакції. Що утворюється при взаємодії двох солей?

б) Налити в пробірку 1 см<sup>3</sup> розчину хлориду кобальту і додати по краплям насичений розчин гідрокарбонату натрію до утворення великого осаду карбонату кобальту  $CoCO_3 \cdot 6H_2O$ . Відзначити колір осаду. Каплю розчину обережне випарувати на скляній пластинці над полум'ям спиртівки і після того, як вона охолодиться, розглянути її під мікроскопом. Яку форму мають кристали? Написати рівняння реакції.

## Дослід 10. *Отримання кислої солі*

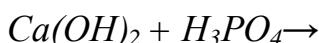
У пробірку з розчином гідроксиду барію пропускати струм оксиду вуглецю до тих пір, поки отриманий осад не розчиниться. Який склад осаду, що утворився? Чому він розчиняється при подальшому пропусканні оксиду вуглецю (IV)? Написати рівняння реакцій.

## Дослід 11. *Перетворення середньої солі в кислу*

Налити в пробірку 1 см<sup>3</sup> розчину фосфату натрію і декілька крапель розчину хлориду кальцію. Написати рівняння реакції взаємодії двох солей. Потім до вмісту пробірки додавати декілька крапель фосфорної кислоти до тих пір, поки осад повністю розчиниться. Написати рівняння реакції перетворення середньої солі в кислі солі фосфорної кислоти. Які солі фосфорної кислоти нерозчинні у воді, а які розчинні?

### 6.3 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

1. Назвати та записати графічні формули наступних речовин:  $CrCl_3$ ,  $Ba(HCO_3)_2$ ,  $AlOHCl_2$ ,  $Fe(NO_3)_3$ ,  $CrOHSO_4$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $Fe(HS)_2$ ,  $(ZnOH)_2SO_4$ ,  $Al(H_2PO_4)_3$ ,  $CaHPO_4$ ,  $Cr_2(HPO_4)_3$ ,  $CaSiO_3$ ,  $FeOHNO_3$ ,  $NaHCO_3$ ,  $BiOHCl$ .
2. Скласти рівняння реакції отримання всіма можливими способами наступних солей: *сульфат міді (II)*, *нітрат натрію*, *карбонат кальцію*.
3. Змінюючи співвідношення реагуючих речовин в реакції



отримати кислу, основну та середню сіль.

4. Скласти рівняння реакцій отримання вказаних солей: *дигідрофосфат натрію*; *гідросульфат барію*; *хлорид дигідроксоалюмінію*; *нітрат гідроксохрому (III)*. Записати рівняння відповідних реакцій.
5. Для речовин, які вказані в завданні 4, записати рівняння реакцій перетворення цих солей в середні.
6. Скласти формули середніх, кислих, основних солей алюмінію та кадмію. Записати їх графічні формули та дати їх назву.
7. Вказати хімічні властивості солей, записати рівняння реакцій.
8. Вказати хімічні властивості кислот, записати рівняння реакцій.
9. Записати рівняння хімічних реакцій способів отримання солей.
10. Записати рівняння хімічних реакцій способів отримання кислот.

## **СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ**

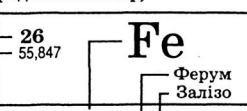
### *Основна*

1. Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: Химия, 1988. – 704 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.
3. Романова Н.В. Загальна хімія. – Київ: Перун, 1998. – 480 с.
4. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. – Одеса, ТЕС, 2009. – 304 с.
5. Ахметов Н.С. Неорганическая химия. – М.: Высшая шк., 1985. – 679 с.
6. Хомченко Г.П. Хімія для вступників до вузів. – Київ: Вища шк., 1994. – 423 с.

### *Додаткова*

7. Бутенко А.И., Булавин В.И., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія. – Київ, 1997, - 392 с.
8. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. – М.: Химия, 1976. – 654 с.
9. Кириченко В.І. Загальна хімія – К.: Вища школа. 2005.- 639 с.
10. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії.-К.: Каравела. 2003. – 342 с.

Додаток 1

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄСВА																										
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																		
1	H Гідроген Водень  1,0079							He Гелій  2,0026	Протонне число (порядковий номер)  Відносна атомна маса Назва елемента																	
2	Li Літій  6,941	Be Берилій  9,0122	B Бор  10,811	C Карбон Вуглець  12,011	N Нітроген Азот  14,007	O Оксиген Кисень  15,999	F Флуор Фтор  18,998	Ne Неон  20,179	Хімічний символ Назва елемента																	
3	Na Натрій  22,990	Mg Магній  24,305	Al Алюміній  26,982	Si Силіцій  28,086	P Фосфор  30,974	S Сульфур Сірка  32,066	Cl Хлор  35,453	Ar Аргон  39,948	Традиційна назва простої речовини Відносна атомна маса																	
4	K Калій  39,098	Ca Кальцій  40,078	Sc Скандій  44,956	Ti Титан  47,88	V Ванадій  50,942	Cr Хром  51,996	Mn Манган  54,938	Fe Ферум Залізо  55,847	Co Кобальт  58,933	Ni Нікель  58,69																
	29 63,546	Cu Купрум Мідь  65,39	Zn Цинк  69,723	Ga Галій  69,723	Ge Германій  72,59	As Арсен  74,922	Se Селен  78,904	Br Бром  79,904	Kr Криптон  83,80																	
5	Rb Рубідій  85,468	Sr Стронцій  87,62	Y Ітрій  88,906	Zr Цирконій  91,224	Nb Ніобій  92,906	Mo Молібден  95,94	Tc Технецій  [99]	Ru Рутеній  101,07	Rh Родій  102,91	Pd Паладій  106,42																
	47 107,87	Ag Аргентум Срібло  112,41	Cd Кадмій  114,82	In Індій  118,71	Sn Станум Олово, цина  118,71	Sb Стибій  121,75	Te Телур  127,60	I Іод Йод  126,90	Xe Ксенон  131,29																	
6	Cs Цезій  132,91	Ba Барій  137,33	La Лантан  138,91	*La Гафній  178,49	Hf Тантал  180,95	Ta Вольфрам  183,85	W Реній  186,21	Re Осмій  190,2	Os Іridій  192,22	Ir Іридій  195,08	Pt Платина  195,08															
	79 196,97	Au Аурум Золото  200,59	Hg Меркурій Ртуть  204,38	Tl Талій  204,38	Pb Плюмбум Свинець, оліво  207,2	Bi Бісмут  208,98	Po Полоній  [209]	At Астат  [210]	Rn Радон  [222]																	
7	Fr Францій  [223]	Ra Радій  226,03	89 **Ac Актиноїди  [227]	104 [261]	Db Дубній  [262]	105 [262]	Jl Джоліотій  [263]	106 [263]	Rf Резерфордій  [262]	107 [262]	Bh Борій  [265]	108 [265]	Hn Ганій  [266]	109 [266]	Mt Майтнерій  [259]	110 [260]	Uun Уууннілій Лютеній  58,69									
* Лантаноїди																										
58 140,12	Ce Церій  140,91	Pr Празеодім  144,24	Nd Неодім  144,24	61 [147]	Pm Прометій  150,36	62 [147]	Sm Самарій  151,96	63 [147]	Eu Європій  157,25	64 [147]	Gd Гадоліній  158,93	65 [147]	Tb Тербій  162,50	66 [147]	Dy Диспрозій  164,93	67 [147]	No Гольмій  167,26	68 [147]	Er Ербій  168,93	69 [147]	Tm Тулій  173,04	70 [147]	Yb Ітербій  174,97	71 [147]	Lu Лютеній  174,97	
90 323,04	Th Торій  [231]	Pa Протактиній  238,03	92 [237]	U Уран  238,03	93 [237]	Np Нептуній  [244]	94 [244]	Pu Плутоній  [244]	95 [243]	Am Америцій  [243]	96 [247]	Cm Кюрій  [247]	97 [247]	Bk Берклій  [251]	98 [251]	Cf Каліфорній  [252]	99 [252]	Es Ейнштейній  [257]	100 [257]	Fm Фермій  [258]	101 [258]	Md Менделевій  [259]	102 [259]	No Нобелій  [260]	103 [260]	Lr Лоуренсій  [260]

**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>	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	BP	H	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	-	-	
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	BP	P	P
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	P	P	H
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	-

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

## **Додаток 3**

### ***Зразок титульного листа протоколу***

Міністерство освіти та науки України  
Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколошнього середовища

### **Протокол**

лабораторної роботи № \_\_\_\_

«\_\_\_\_\_»  
(назва)

Студента (-ки) Іванова О.О.  
І к. гр. Е-12  
Дата:

Перевірив:

Одеса 2010

*Навчально-методичне видання*

## **СТЕХІОМЕТРІЯ**

ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК

ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н.

---

Підписано до друку 12.04.2011. Формат 60x84/16. Папір офсетний.  
Друк офсетний. Ум. друк. Арк. 3,72.  
Тираж 200 прим. Зам. № 275.

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

Надруковано з готового оригінал-макета

Друкарня видавництва «Екологія»  
65045, м. Одеса, вул. Базарна, 106, к. 313  
Tel.: (0482) 33-07-18, 37-07-95, 37-15-27

**[www.fotoalbum-odessa.com](http://www.fotoalbum-odessa.com)**

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 1873 від 20.07.2004 р.