



**МІНІСТЕРСТВО ТРАНСПОРТУ ТА ЗВ'ЯЗКУ УКРАЇНИ  
КИЇВСЬКИЙ УНІВЕРСИТЕТ ЕКОНОМІКИ І  
ТЕХНОЛОГІЙ ТРАНСПОРТУ**

**Кафедра екології та безпеки життєдіяльності на  
залізничному транспорті**

**НАВЧАЛЬНО–МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК  
до підготовки та виконання лабораторних робіт з хімії  
для студентів всіх спеціальностей денної та заочної  
форм навчання**

**Київ 2007**

УДК : 519.6.

Навчально–методичний посібник до підготовки та виконання лабораторних робіт з хімії / Т.І.Висоцька. – [ДЕТУТ], 2007. – 65 с.

Навчально–методичний посібник до підготовки та виконання лабораторних робіт з хімії розглянутий та затверджений на засіданні кафедри "Екології та безпеки життєдіяльності на залізничному транспорті" (протокол № 11 від 8 травня 2007 року) та на засіданні методичної ради інституту (протокол № 10 від 15 травня 2007 року).

Навчально–методичний посібник до підготовки та виконання лабораторних робіт з хімії містить правила техніки безпеки, правила роботи у хімічній лабораторії, а також пакет методичних вказівок до виконання лабораторних робіт, які передбачені навчальною програмою з дисципліни «Хімія».

Призначений для студентів університету всіх спеціальностей, всіх форм навчання.

**Укладач:** Висоцька Тетяна Іванівна канд. хім. наук, доцент кафедри «Екологія та безпека життєдіяльності».

**Рецензенти:** Наджафова О.Ю., канд. хім. наук., доцент кафедри “Аналітична хімія” Київського національного університету імені Тараса Шевченка;  
Пічкур Т.В. канд. іст. наук, доцент кафедри Екології та безпеки життєдіяльності на залізничному транспорті Державного економіко–технологічного університету транспорту.

## ЗМІСТ

1.	<i>Загальна частина. Техніка безпеки. Правила роботи у хімічній лабораторії. Хімічний посуд і прилади</i>	4
2.	<i>Деякі вимірювання в хімії</i>	17
3.	<i>Основні операції у хімічному практикумі</i>	21
4.	<i>Типи хімічних реакцій</i>	25
5.	<i>Одержання та властивості неорганічних сполук</i>	27
6.	<i>Реакції обміну</i>	32
7.	<i>Прийоми якісного аналізу речовин</i>	34
8.	<i>Електроліти і неелектроліти</i>	37
9.	<i>Комплексоутворення</i>	45
10.	<i>Окисно-відновні реакції.</i>	49
11.	<i>Хром, Манган, Ферум</i>	52
12.	<i>Взаємодія найважливіших кислот з металами</i>	58
	<i>Список літератури</i>	60
	<i>Додаток</i>	61

# **1. Загальна частина. Техніка безпеки. Правила роботи у хімічній лабораторії. Хімічний посуд і прилади.**

## ***1.1. Загальна частина***

Даний навчально–методичний посібник призначений для ознайомлення студентів з обладнанням та посудом, які використовуються у хімічній лабораторії, з найпростішими методиками проведення експерименту, а також з властивостями основних класів хімічних сполук та типами хімічних реакцій. Мета цього практикуму закріпити теоретичні знання, що отримуються під час лекцій.

Перед проведенням кожної лабораторної роботи здійснюється контроль знань. Студенти, які недостатньо добре засвоїли теоретичний матеріал до лабораторної роботи не допускаються. Пропущені за будь-якої причини лабораторні роботи відпрацьовуються у позааудиторний час.

## ***1.2. Правила роботи в лабораторії***

При роботі в хімічній лабораторії потрібно дотримуватись наступних загальних правил.

- Перед лабораторною роботою необхідно ретельно вивчити теоретичні питання, що стосуються даної теми, властивості речовин, які використовуються при проведенні дослідів, а також правила роботи з хімічними приладами й устаткуванням.

- Точно дотримуватись порядку і послідовності проведення дослідів.
- Дотримуватись запобіжних заходів і правил техніки безпеки.
- Уважно стежити за ходом дослідів, відзначати спостереження.
- Прилади і реактиви загального користування не переставляти на свої робочі місця.

- Не викидати у водопровідні стоки тверді осадки, папір, не виливати розчини кислот і лугів. Слід користуватися для цього спеціально підготовленим посудом.

- При проведенні дослідів користуватися тільки чистим посудом (в окремих випадках посуд обов'язково повинен бути сухим).

- Після закінчення роботи поставити на місце устаткування і прилади. Упорядкувати робоче місце. Вимити посуд.

## ***1.3. Правила користування реактивами***

- Для виконання експерименту використовувати реактиви у кількостях, що зазначені в описі дослідів.

- Сухі речовини брати шпателем, рідини – піпетками. Використовувати також можна бюретки, мірний посуд.

- Користуватися тільки тими реактивами, які знаходяться в склянках з етикетками.

- Узяті зі склянки зайва кількість реактиву (особливо рідини) назад у склянку не повертається, щоб уникнути забруднення.

- Не плутати пробки від склянок. Після користування реактивом негайно закрити склянку пробкою. Недотримання цієї вимоги може привести до

нещасного випадку.

- Після використання реактиву склянку поставити на місце.
- Всі реактиви знаходяться в склянках, розташованих у спеціальних шафах або на полиці лабораторного столу. Концентровані кислоти, луги, а також отруйні речовини та ті, що мають різкий запах, знаходяться у витяжній шафі, де вони повинні залишатися постійно.
- При взятті рідини не торкатися піпеткою стінок пробірки, для кожного реактиву використовувати окрему піпетку.

#### ***1.4. Правила техніки безпеки***

- Не допускати дій, що могли б привести до виникнення небезпеки для працюючого і оточуючих.
- Виконувати тільки ті досліди, які передбачені планом.
- Кількість реактивів, посуд і прилади застосовувати відповідно до інструкції.
- Уникати контакту реактивів, особливо концентрованих кислот, лугів, сильних окислювачів зі шкірою тіла.
- Всі досліди з отруйними речовинами і такими, що мають різкий запах, проводити тільки у витяжній шафі при увімкненій вентиляції.
- Після завершення дослідів з виділенням газів негайно зупинити реакцію, виливши вміст пробірки в спеціальну склянку.
- Не нюхати газу, що виділяється безпосередньо з посудини. Для визначення запаху газу посудину тримають на відстані 20-30 см від носа, обережно вдихають повітря, спрямовуючи рукою його струм від посудини до себе.
- Засмоктувати ротом концентровані кислоти і луги забороняється, варто використовувати для цього гумову грушу.
- **При розведенні концентрованих кислот (особливо сульфатної кислоти) лити кислоту у воду тонкою цівкою, перемішуючи, але не навпаки!**
- При опіках кислотами промити шкіру великою кількістю проточної води, а потім 10 %-м розчином соди.
- При опіках лугами промити шкіру великою, кількістю проточної води, а потім 5 %-м розчином оцтової (етанової) або борної (ортоборатної) кислоти.
- При потраплянні кислот в очі негайно промити їх проточною водою, а потім 3 %-м розчином питної соди.
- При потраплянні лугів в очі негайно промити їх проточною водою, а потім 2 %-м розчином оцтової кислоти.
- Категорично забороняється куштувати реактиви на смак.
- Забороняється приносити в лабораторію продукти харчування, приймати в лабораторії їжу, пити, палити, а також голосно розмовляти.
- Перед виходом з лабораторії слід обов'язково ретельно вимити руки.

### ***1.5. Правила протипожежної безпеки***

- З вогненебезпечними реактивами забороняється працювати близько до вогню.
- Нагріваючи пробірку з реактивом, тримати її похило, отвором від себе і оточуючих. Вміст періодично струшувати. Полум'я повинно торкатися переважно боків пробірки, а не її дна.
- Категорично забороняється проводити нагрівання у герметично закритих посудинах.
- Нагріті предмети брати тільки за допомогою спеціальних пінцетів, затискувачів, тримачів.
- При займанні органічних розчинників використовувати для гасіння пісок, азбестову ковдру, вогнегасники. Забороняється використовувати з *цією* метою воду.
- При отруєннях і опіках негайно звернутися до викладача, а потім до лікаря.
- Йдучи з лабораторії, перевірити, чи вимкнені газ, вода, електрика.

### ***1.6. Хімічний посуд і матеріали і прилади***

Більша частина використовуваних у хімії приладів і апаратів виготовляється зі скла, що не піддається впливу більшості хімічних реагентів. Крім того воно зручне з погляду надання йому будь-якої форми. Недоліком скла є його крихкість, а також порівняно низька температура плавлення. Спеціальне скло (пірекс), багате на кварц і містить оксид бору. Воно має більш високу температуру плавлення і витримує великі температурні перепади.

\* посуд з пірексу можна нагрівати на відкритому полум'ї.

Для виготовлення хімічного посуду й іншого лабораторного обладнання використовують також порцеляну, кварц, платину, золото тощо.

### ***Реактиви***

Прості та складні речовини, які випускаються промисловістю для дослідження їх фізичних і хімічних властивостей, перетворень, називаються реактивами.

Відповідно до агрегатного стану реактиви поділяються на тверді, рідкі і газоподібні. За ступенем чистоти реактиви бувають: технічними (техн.); чистими (ч.); чистими для аналізу (ч.д.а.), хімічно чистими (х.ч.).

*Скляний посуд*

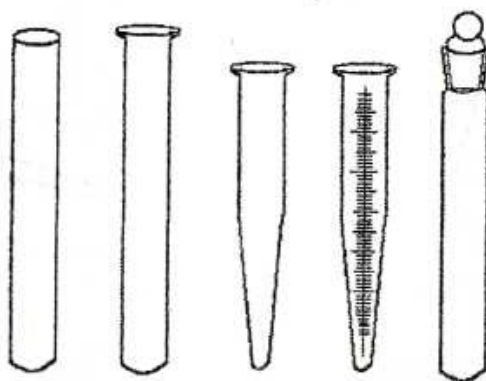


Рисунок 1 – Пробірки

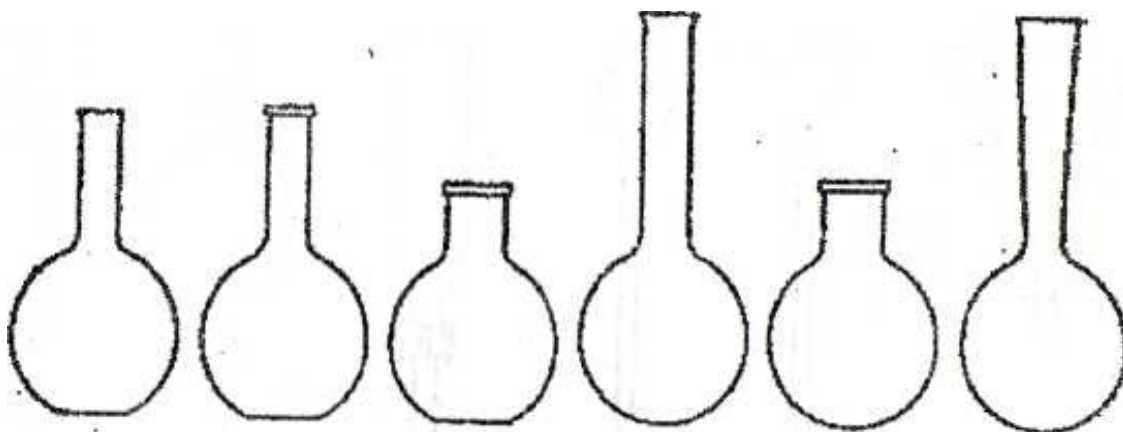


Рисунок 2 – Колби плоскодонні та круглодонні

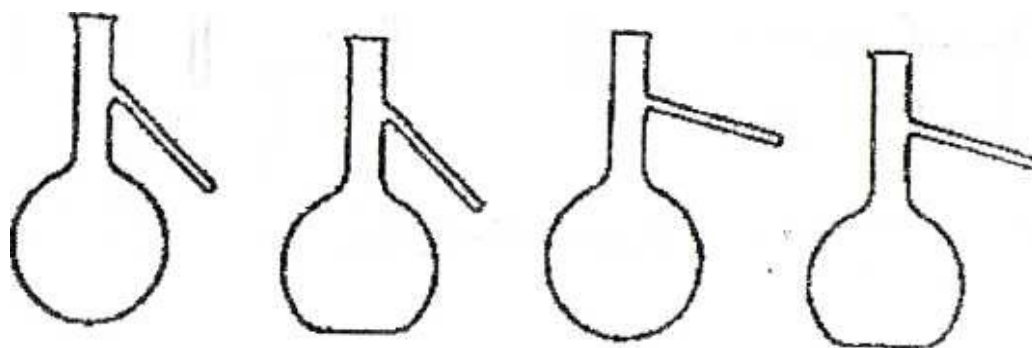


Рисунок 3 – Колби Вюрца плоскодонні та круглодонні



Рисунок 4 – Колба конічна

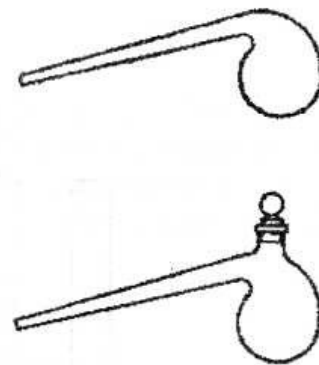


Рисунок 5 – Реторти

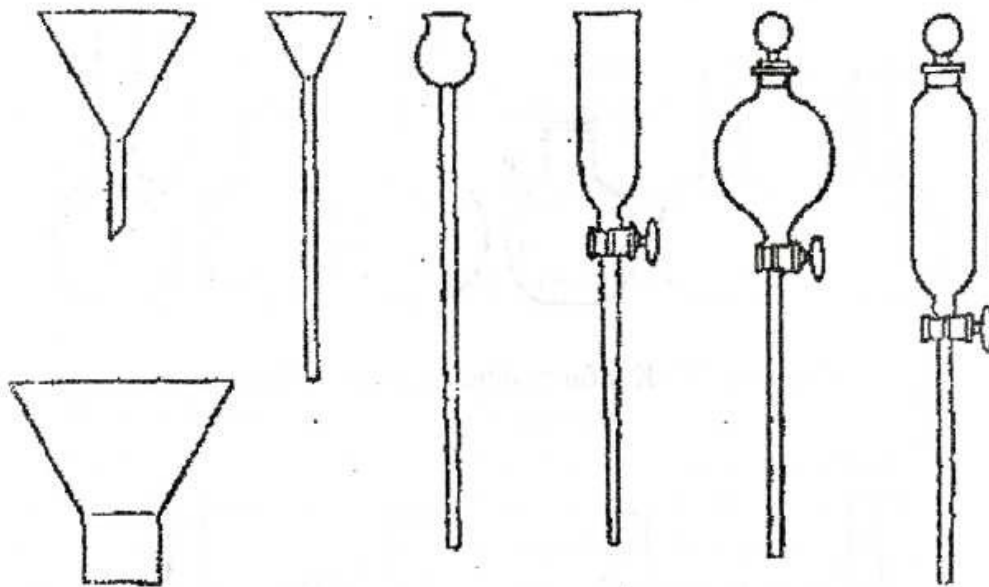


Рисунок 6 – Лійки



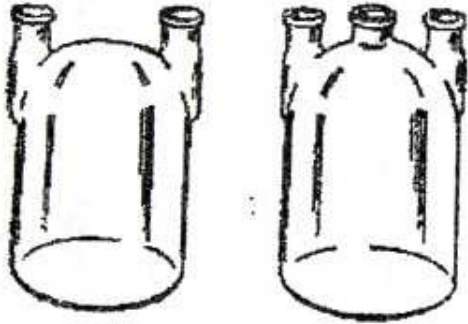


Рисунок 7 – Склянки Вульфа

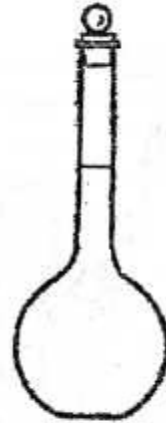


Рисунок 8 – Мірна колба

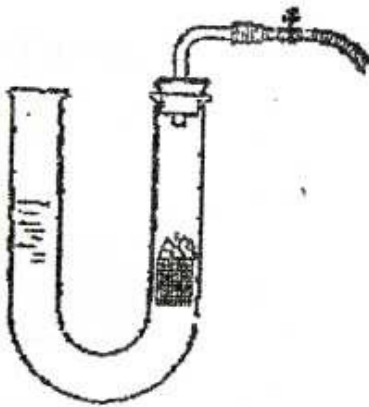


Рисунок 9 – U-подібна трубка для добування газу



Рисунок 10 – Аспіратор

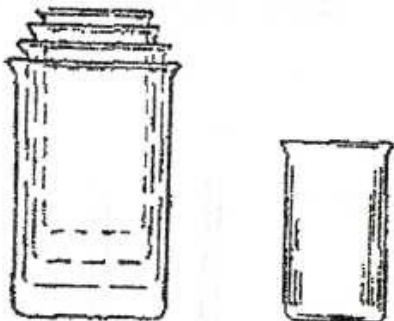


Рисунок 11 – Склянки хімічні тонкостінні (набір)

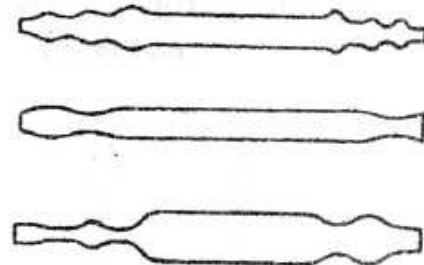


Рисунок 12 – Трубки з'єднувальні

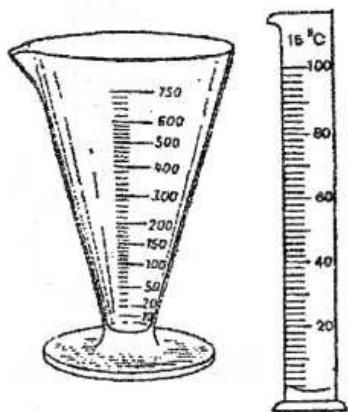


Рисунок 13 – Мензурка та мірний циліндр

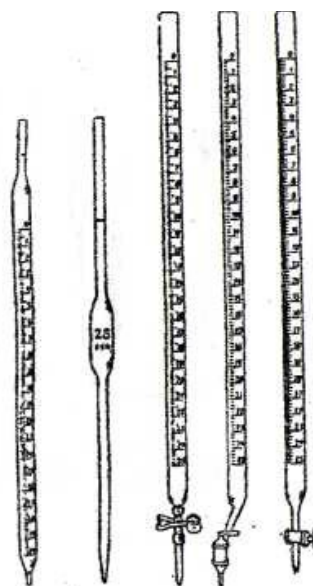


Рисунок 14 – Бюретки

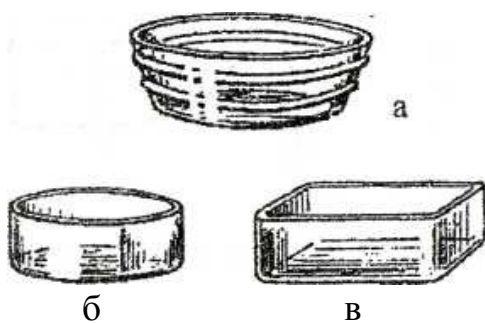


Рисунок 15– Конічна чашка (а), кристалізатор (б), пневматична ванна (в)

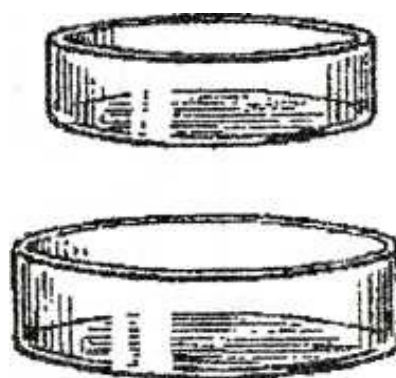


Рисунок 16 – Чашки Петрі

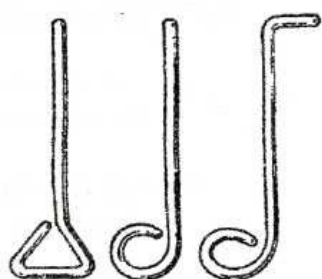


Рисунок 17 – Мішалки

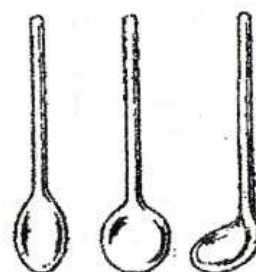


Рисунок 18 – Лопатки скляні

*Порцеляновий посуд*

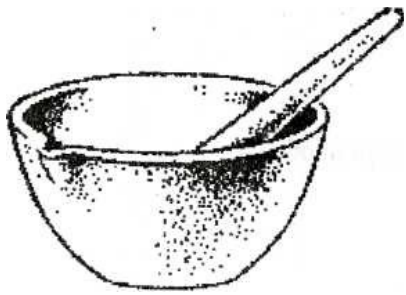


Рисунок 19 – Ступка з маточкою

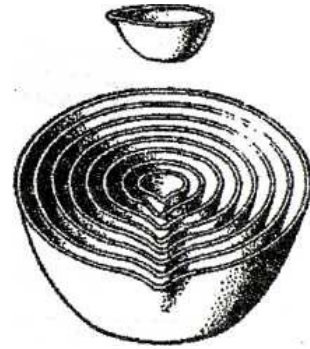


Рисунок 20 – Порцелянові чашки (набір)

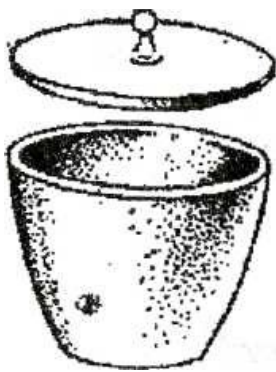


Рисунок 21 – Тигель

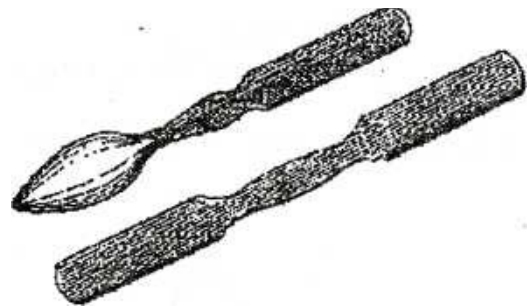


Рисунок 22 – Ложка і шпатель для сухих речовин

### *Пристосування*

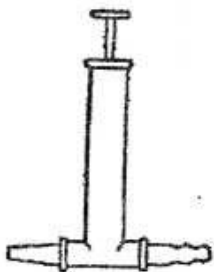


Рисунок 23 – Насос

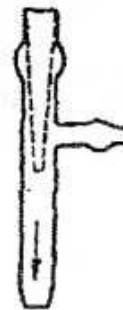


Рисунок 24 – Насос струмковий

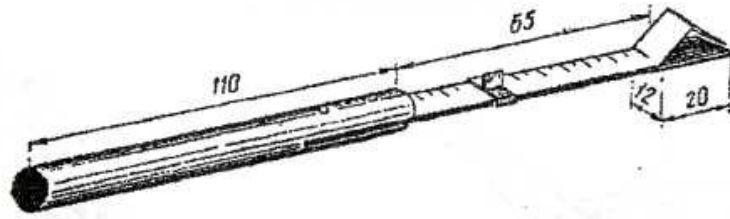


Рисунок 25 – Тримач для пробірок

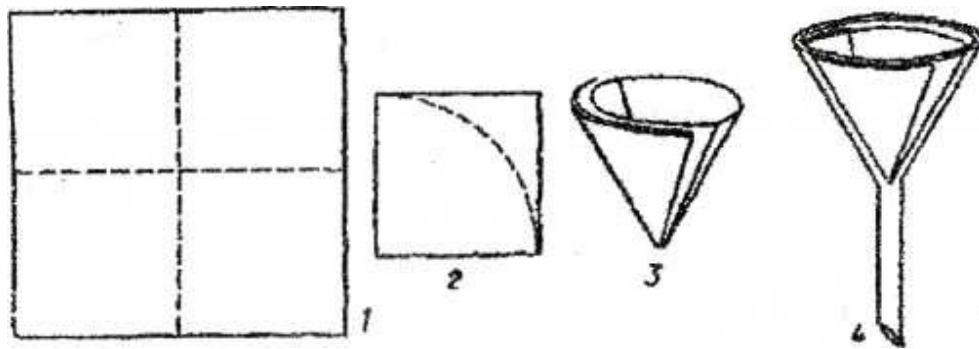


Рисунок 26 – Фільтр паперовий та його приготування

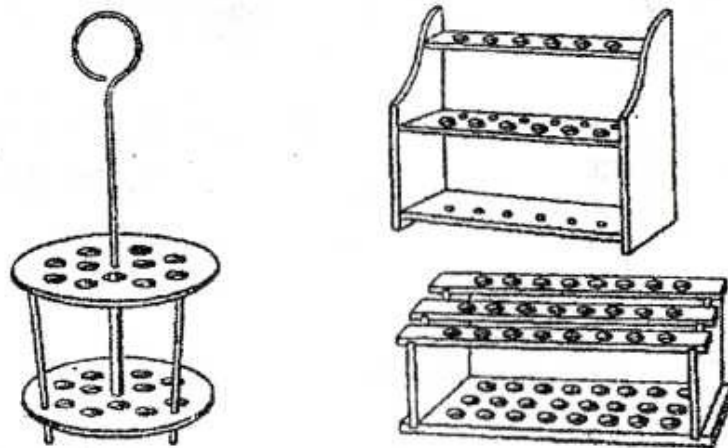


Рисунок 27 – Штативи для пробірок

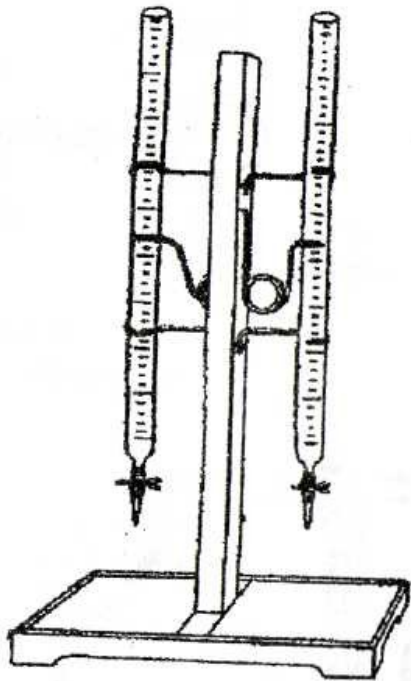


Рисунок 28 – Штатив для бюреток

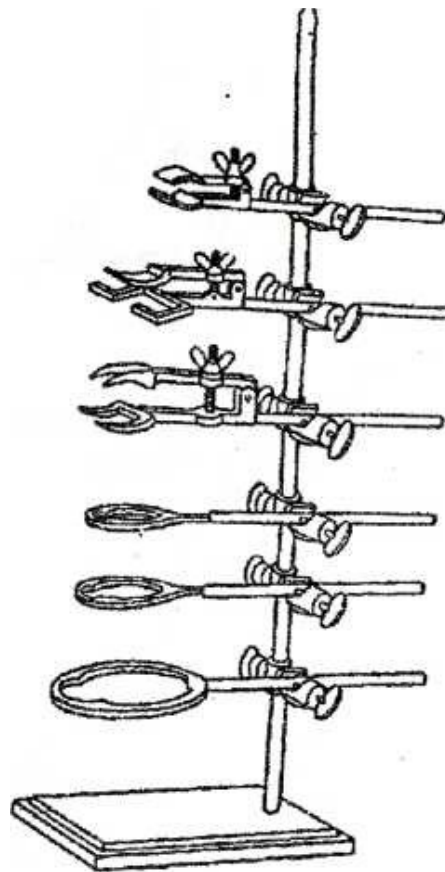


Рисунок 29 – Універсальний штатив



Рисунок 30 – Тагани



Рисунок 31 – Підйомний столик

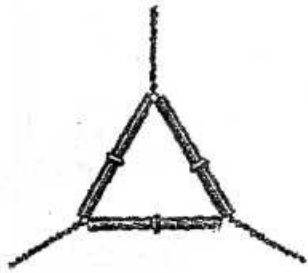


Рисунок 32 – Трикутник для тигля

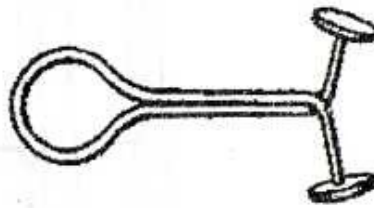


Рисунок 33 – Затискач пружинний

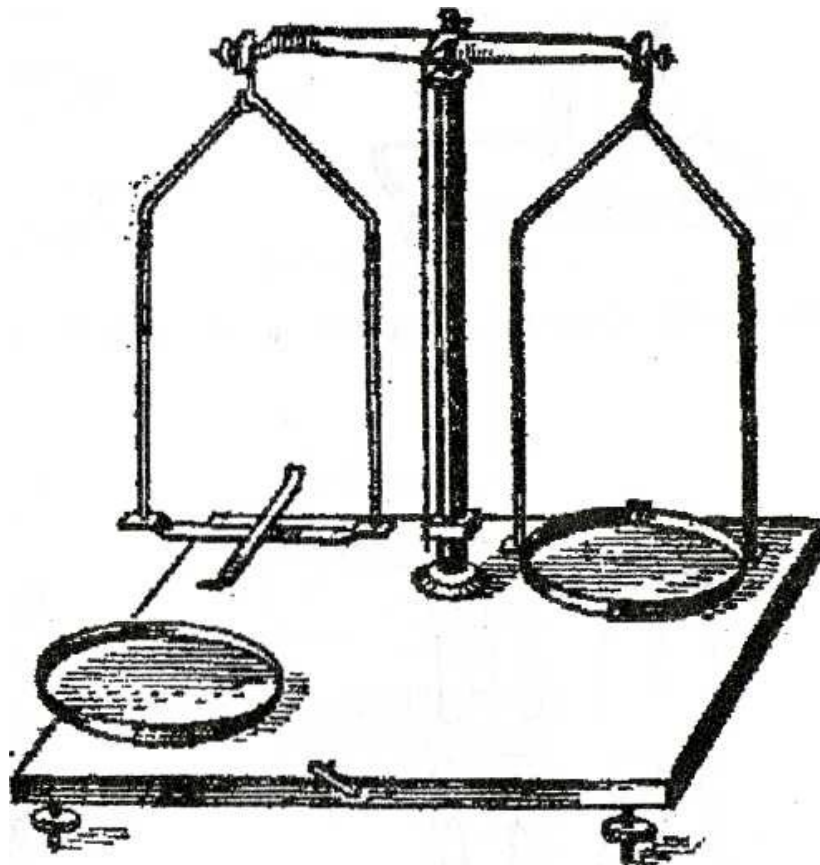


Рисунок 34 – Терези технічні



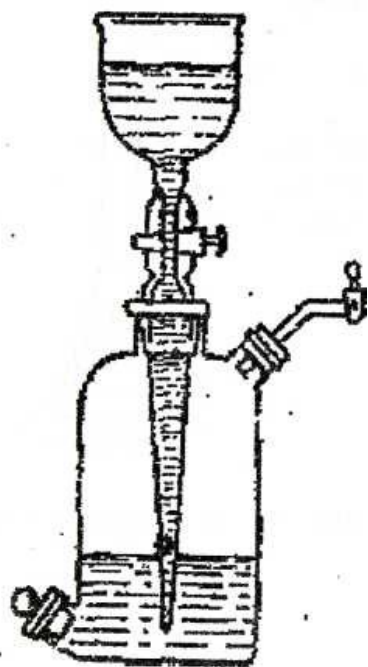


Рисунок 35 – Газометр

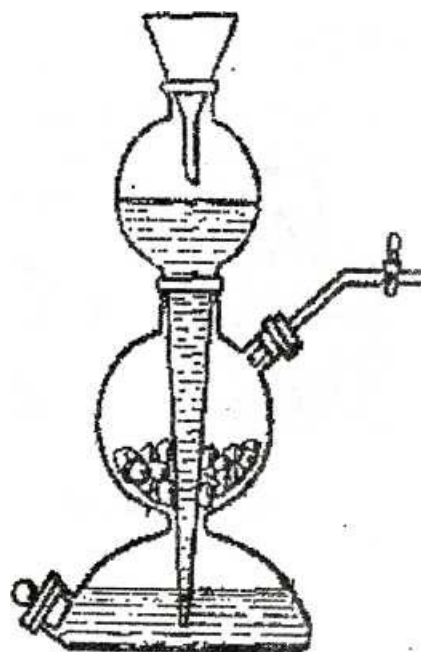


Рисунок 36 – Апарат Кіппа

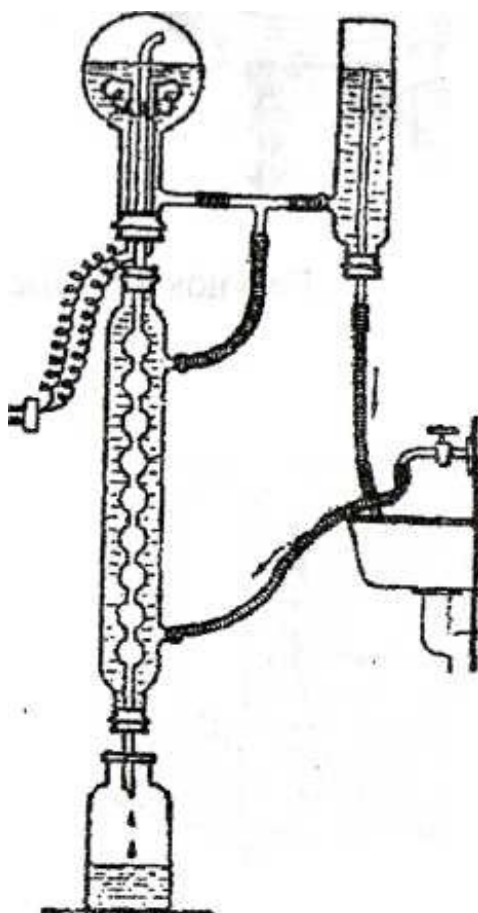


Рисунок 37 – Прилад для дистиляції води

*Пристрої для нагрівання*

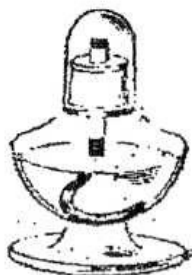
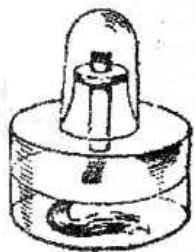


Рисунок 38 – Спиртівки

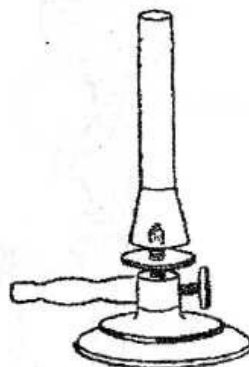


Рисунок 39 – Пальник газовий



Рисунок 40 – Лазні водяні

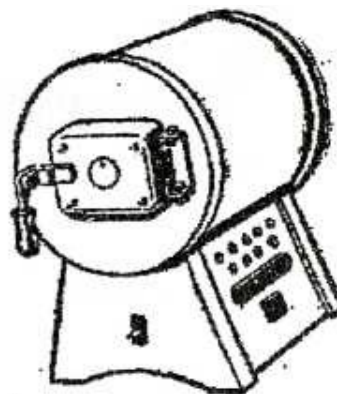
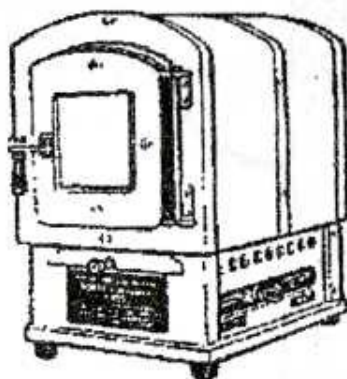


Рисунок 41 – Печі муфельні



## 2. Деякі вимірювання в хімії.

### 2.1. Теоретична частина.

#### *Вимірювання маси речовини*

Під час виконання робіт з визначення маси речовини використовуються технічні терези, що дозволяють зважувати з точністю до 0,01 г. Для більш точного зважування застосовують аналітичні й електронні терези, точність яких складає 0,0001 г і більше.

Перед тим, як розпочати зважування, необхідно встановити горизонтально підставку терезів за допомогою гвинтів. Потім привести коромисло в робоче положення за допомогою спеціального гвинта, що називається аретиром. Внаслідок цього стрілка терезів починає виконувати коливальні рухи. Терези вважають зрівноваженими, коли стрілка відхиляється симетрично щодо положення „0” на градуйованій шкалі. Щоб цього домогтися, користуються грузиками, розташованими на кінцях коромисла. Для стабілізації коливань коромисла забороняється торкатися стрілки.

Тіло, що зважується завжди кладеться на ліву чашку, а важки - на праву. Забороняється зважувати гарячі предмети, а також хімічні речовини, поклавши їх безпосередньо на чашки терезів. Для цього використовують бокси, склянки, предметні або часові скельця або ж паперові конверти, які попередньо зважують окремо, а потім з речовиною. Різниця між двома масами відповідає масі речовини, що зважується.

Важки варто брати тільки пінцетом. Після зважування важки повертають у коробку в порядку убування їх мас, одночасно записуючи їх у лабораторний журнал. Класти або виймати з чашок важки і предмети, що зважуються, дозволяється тільки в неробочому стані терезів (терези повинні бути аретовані).

#### *Вимір об'ємів рідин*

Для виміру об'ємів рідин використовується скляний градуйований посуд.

Мірні циліндри і склянки. Мірні циліндри і склянки мають на стінках градуйовану шкалу. Оскільки рідини при зміні температури змінюють об'єм, то градуювання будь-якого мірного посуду здійснюється при температурі 20 °С. За такої ж температури повинні вимірюватися об'єми рідин. У випадках значних відхилень температури рідини від 20 °С необхідно вводити поправку, з огляду на коефіцієнт розширення даної рідини.

Існують циліндри і склянки для виміру наступних об'ємів: 10, 20, 25, 50, 75, 100, 200, 250, 500, 1000, 2000, 5000 мл та ін.

Щоб відміряти визначений об'єм рідини, вибирають мірну посудину, установлюють ціну поділки на градуйованій шкалі і відмічають поділку, що відповідає об'єму, який вимірюється. Потім наливають рідину таким чином, щоб око експериментатора, необхідна поділка шкали і рівень нижнього меніска для безбарвної і прозорої рідини або верхнього меніска для забарвленої рідини знаходилися на одній прямій лінії.

Під час виміру об'єму рідини мірний посуд повинен бути розташований суворо вертикально.

Мірні колби. Для приготування розчинів заданої молярної або нормальної концентрації використовуються мірні колби. Це колби з вузьким горлом, на якому знаходиться мітка. Об'єм рідини, наливої в колбу до наявної мітки, відповідає об'єму, зазначеному на колбі при 20 ° С. Існують мірні колби на 50, 75, 100, 150, 200, 250, 500, 1000, 2000, 3000 мл та ін.

Піпетки. Існують піпетки з однією міткою у верхній частині, що використовуються для взяття тільки визначених об'ємів рідин, зазначених на піпетці: 1, 2, 5, 10, 15, 20, 25, 50 або 100 мл.

Існують також градуйовані піпетки, у яких градування починається з нижньої частини. Такими піпетками можна вимірювати об'єми в межах від 0 мл і до максимального об'єму піпетки.

Для заповнення піпетки занурюють її нижню частину в рідину, повільно її всмоктують гумовою грушею до поділки, що знаходиться дещо вище необхідного, при цьому стежити, щоб кінець піпетки під час добору проби знаходився всередині рідини.

Піпетку, наповнену рідиною, переносять у посудину, витискають з груші решту повітря і дають можливість рідині стекти, після чого торкаються нижнім кінцем піпетки до стінки судини.

Бюретки. Використовуються частіше для титрування, тобто у випадку, якщо необхідно додавати рідину по краплях до визначеного моменту з реєстрацією об'єму витраченої рідини.

Бюретки градуйовані бувають різних об'ємів: 10, 20, 50, 100 мл тощо. Найчастіше точність виміру об'єму рідини в бюретці становить 0,1 мл (тобто ціна однієї поділки дорівнює 0,1 мл). У мікробюретках ціна однієї поділки 0,01 мл.

Для зливу рідини бюретка має кран або гумову трубку зі скляною бусинкою усередині. Заливається бюретка за допомогою лійки.

Бюретку закріплюють у штативі. Висота, на якій встановлюється бюретка, повинна бути на рівні ока.

### *Вимір густини рідин*

Густина речовини – це маса одиниці її об'єму при визначеній температурі.

У хімії звичайно виражають густину рідини у грамах на мілілітр або у грамах на кубічний сантиметр, густину вимірюють при 20 °С.

Густину рідини вимірюють за допомогою ареометрів при достатній кількості рідини (декілька десятків мілілітрів). Кожен ареометр розрахований на визначений інтервал густини.

Для виміру густини рідини за допомогою ареометру, її наливають у циліндр і опускають туди ареометр з відповідним інтервалом густини. Якщо ареометр цілком занурюється в рідину, то беруть ареометр з меншими значеннями густини, у протилежному випадку – з більшими.

Підібравши необхідний ареометр для досліджуваної рідини, визначаємо густину на його шкалі за поділкою, яка збігається з рівнем рідини.

Для досягнення більш високої точності у визначенні густини рідини, а також, коли мають справу з малими кількостями рідини, користуються

пiкнометрами. Пiкнометри являють собою невеликi мiрнi колбочки з притертими пробками об'ємом 1, 2, 5, 10 мл тощо.

Для вимiру густини за допомогою пiкнометра, його зважують на аналітичних терезах, додають туди досліджувану рiдину майже до мiтки, потiм термостатують при 20 °С і доводять рiдину до мiтки. Далі пiкнометр з рiдиною зважується і на пiдставі одержаних результатiв-об'єму та маси – визначається густина.

### *Вимір температури кипіння рiдини*

Температура, за якої рiдина при даному тиску переходить у газоподiбний стан, називається температурою кипіння. Температура кипіння є важливою характеристикою речовини.

Оскільки температура кипіння залежить від тиску, звичайно температуру кипіння, вимiряну при рiзних тисках, приводять до стандартного тиску (101325 Па - 760 мм рт.ст.).

Для визначення температури кипіння наливають у пробiрку досліджувану рiдину й опускають у пробiрку термометр таким чином, щоб його кiнець знаходився на 1–2 см над рiвнем рiдини.

Нагрівають пробiрку за допомогою спеціального пристрою для нагрівання пробiрок. Як тільки рiдина закипить, і на кiнці термометра з'явиться крапля, температура, що фіксується термометром, різко зростає і залишається постійною протягом певного, порiвняно короткого часу.

Це і є температура кипіння рiдини. При подальшому нагріванні рiдини температура знову починає зростати – це вже температура її перегрiтої пари.

## **2.2. Контрольні запитання**

1. Які терези, крім технічних, що застосовуються у лабораторній хімічній практиці вам відомі?
2. Який посуд використовується для зважування рiдин, газiв?
3. Чому для забору сухої речовини рекомендують користуватися порцеляновим шпателем, а не металевим?
4. Чи можна набирати невідому речовину у пiпетку, всмоктуючи її ротом? Чому?
5. Яка залежність iснує між густиною, масою та об'ємом речовини?
6. Чому під час вимiрювання температури кипіння не можна занурювати термометр у рiдину?
7. Який слiд брати ареометр під час вимiрювання густини кислоти: зі шкалою, розрахованою на бiльшу чи на меншу густину?

## **2.3. Експериментальна частина**

### Дослід №1 Зважування.

Зважити 2,35 г сухої речовини і 3,17 г рiдини, визначених викладачем, дотримуючись всiх правил зважування. Зважені зразки передати лаборанту, щоб він мав змогу перевірити точність результатiв зважування.

Дослід №2. Вимірювання об'єму рідини.

За допомогою мірного циліндра відміряти 35 мл (65, 135 мл) забарвленої рідини. За допомогою піпетки взяти 2 мл (5, 10, 15, 20, 25 мл) безбарвної рідини і перенести в склянку.

Заповнити бюретку забарвленою рідиною і приготувати її до титрування. Результати вимірювань показати викладачу.

Дослід №3. Визначення густини рідини за допомогою ареометра і пікнометра.

Одержати у лаборанта рідину і виміряти її густину при 20 °С за допомогою ареометра. Повторити вимірювання густини тієї ж рідини за допомогою пікнометра. Порівняти значення густини досліджуваної рідини зі значенням, що має лаборант. Порівняти точність результатів, проведених за допомогою ареометра та за допомогою пікнометра.

Дослід №4. Визначення температури кипіння рідини.

Одержати у лаборанта рідину і визначити її температуру кипіння. Знаючи атмосферний тиск, привести його до стандартного. Порівняти визначену температуру кипіння з температурою кипіння, знайденою в довіднику.

### 3. Основні операції у хімічному практикумі.

#### 2.1. Теоретична частина.

##### **Робота з твердими речовинами**

Робота з твердими речовинами проводиться з дотриманням спеціальних запобіжних заходів. Необхідно виключити можливість контакту шкіри рук з реактивами, оскільки багато з них можуть виявитись токсичними або сильними окислювачами. Для діставання твердих речовин з банок користуються шпателями.

Дуже часто в хімії потрібно подрібнити і змішати тверді речовини. Подрібнити тверді речовини можна вручну (ступка з маточкою) або механічним способом (млини).

Змішування твердих речовин – важлива операція, від якості виконання якої іноді залежить успіх всього експерименту. При змішуванні дуже важливим чинником є ступінь подрібнення твердих речовин, який повинен бути якомога вищим.

Простими та найбільш застосовуваними методами змішування тверди речовин у хімічній практиці є такі:

- за допомогою шпателя;
- багатократним пересипанням суміші твердих речовин з однієї посудини в іншу до утворення однорідної суміші;
- за допомогою сит, для цього суміш подрібнених твердих речовин багаторазово пропускають через сито, отвори якого в 2 – 3 рази більші твердих частинок речовин, що змішуються;
- за допомогою механічних змішувачів для твердих речовин різних конструкцій.

##### **Робота з рідинами**

Для забору і збереження рідин використовується наступний хімічний посуд: колби, склянки, кристалізатори, пробірки тощо.

Переливають рідини з однієї посудини в іншу за допомогою лійок. Піпетка дозволяє додавати рідину по краплях, з цією ж метою використовуються крапельниці. Для виміру об'єму рідин використовується мірний посуд. Для перемішування рідин застосовуються скляні палички або механічні і магнітні мішалки.

Для переливання рідин використовуються конічні або круглі колби, хімічні склянки, а також порцеляновий посуд. У випадку застосування для нагрівання спиртівок або газових пальників посуд, що нагрівається ставлять на азбестову сітку, яку закріплюють у штативі.

##### **Робота з газами**

Для одержання незначних кількостей газу в хімічному практикумі використовується найпростіший прилад, який складається з пробірки і корку з газовивідною трубкою.

Для одержання таких газів, як  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}_2$  і інших, широко використовується апарат Кіпа.

### ***Нагрівання. Випарювання. Розчинення. Осадження***

Для здійснення хімічної реакції, а також будь-якої іншої операції при підвищеній температурі використовують різні нагрівальні прилади. Варто відзначити, що для здійснення процесу при температурі нижче 100 °С використовують водяні лазні, а при температурі вище 100 °С і до 400 °С – пісочні лазні. Нагрівання речовин у пробірках проводять також на відкритому полум'ї за допомогою спиртівки або газових пальників.

У наш час широко застосовується для нагрівання рідин посуд з нанесеним на його поверхню напівпровідником, що служить нагрівальним елементом.

Для збільшення концентрації розчиненої речовини або повного видалення розчинника проводять випарювання. Цей процес здійснюють у порцелянових або скляних чашках, а в якості нагрівальних приладів найчастіше використовують водяні та пісочні лазні.

Розчинення. Багато хімічних реакцій здійснюються в розчинах. Для приготування розчинів необхідно знати, що швидкість розчинення залежить від розміру часток твердої речовини: чим більше ступінь її подрібнення, тям вище швидкість розчинення. Температура також у значній мірі впливає на швидкість розчинення: підвищення температури збільшує швидкість розчинення.

Третім чинником, що впливає на швидкість розчинення, є перемішування рідини, що здійснюється найпростішим способом за допомогою скляної палички або ж за допомогою механічних або магнітних мішалок.

Розчинення твердої речовини в рідині може відбуватися двома способами:

1. Просте розчинення, що не супроводжується хімічною реакцією. У даному випадку хімічна речовина не змінює свого складу.

2. Розчинення, обумовлене хімічною реакцією. Хімічна реакція може бути оборотною (у цьому випадку розчинена речовина частково перетворюється на продукти реакції) і необоротною (що призводить до повного перетворення речовини, що розчиняється, на продукти реакції).

При розчиненні солей необхідно враховувати явище гідролізу і вживати заходів з його попередження. Не можна забувати, що підвищення температури підсилює гідроліз.

Осадження – процес, що супроводжується утворенням осаду. Звичайно осадження здійснюють у конічних або циліндричних пробірках, пристосованих для центрифугування, оскільки за осадженням обов'язково йде центрифугування, що полягає в розподілі двох фаз – твердої і рідкої.

У більшості випадків осади речовин утворюються в ході реакцій обміну, окислювально-відновних реакцій, а також у ході процесів насичення. Залежно від природи речовин, що реагують, і осаду, що утворюється в результаті реакції, підбирають схожі умови, наприклад, підвищують температуру.

### ***Методи розподілу сумішей і методи очищення***

Чисті речовини зустрічаються в природі рідко. Багато реакцій також призводять до утворення сумішей речовин. Тому проблема поділу сумішей і очищення речовин дуже важлива. Для розподілу сумішей з метою одержання чистих речовин використовується ряд методів. Розглянемо найбільш часто використовувані в хімічній практиці методи розподілу сумішей.

Рідкі гомогенні суміші розділяються найчастіше дистиляцією. Гетерогенні суміші розділяють декантацією, фільтруванням, центрифугуванням.

**Дистиляція** – метод, який полягає у тому, що рідину доводять до кипіння, при цьому більш леткий компонент переходить у пару, охолоджується в холодильнику і збирається в приймачі дистиляту. Менш леткі або нелеткі компоненти рідкої суміші залишаються в колбі, яка зазнає нагрівання. Цим методом, зокрема, одержують дистильовану воду.

Для рідин, температури кипіння яких вище 120 °С, можна замість спеціального холодильника використовувати довгу скляну трубку (повітряний холодильник).

**Декантація** використовується для розподілу двох рідин, що не змішуються (емульсій), а також рідин і нерозчинних у них твердих речовин (суспензій).

Для розподілу двох рідин, що не змішуються, використовують ділильні лійки.

Емульсію наливають у ділильну лійку і залишають на деякий час, щоб рідини розділилися. Потім, відкриваючи кран лійки, зливають нижню рідину, яка має більшу густину.

Для розподілу суспензій залишають стояти посудину із суспензією на деякий час, для того щоб тверді частинки осіли на дно посудини. Потім відокремлюють рідину декантацією, для чого наповнюють водою гумову трубку і поміщають один її кінець у суспензію, а інший – у посудину, розташовану на більш низькому рівні, ніж рівень рідини в суспензії.

**Центрифугування** – це операція, в результаті якої розділяють гетерогенні суміші за рахунок відцентрових сил.

Чим більша густина фази, тим більша і відцентрова сила. Таким чином, у нижньому шарі розділеної суміші завжди знаходиться більш густа фаза.

**Фільтрування** використовується для розподілу суспензій. Процес фільтрування зводиться до пропускання суспензій крізь фільтр, який затримує тверді частки дисперсної фази. Край фільтру не повинен виступати з лійки. Суспензію виливають невеликими порціями по скляній паличці на фільтр, спрямовуючи струмінь на стінку фільтра. Під лійкою розташовують посудину для рідкої фази. Після відділення рідкої фази осад промивають на фільтрі дистильованою водою. Рівень рідини, налитої на фільтр, повинен бути на 5–10 мм нижче його краю; фільтрування прискорюється, якщо трубка лійки заповнена рідиною.

### **3.2. Контрольні запитання**

1. Чому розсипану на стіл речовину не можна зсипати назад у посуд, де вона зберігається?
2. Як правильно нагрівати речовини, що знаходяться у пробірці на відкритому полум'ї спиртівки або пальника?
3. Чому не можна нагрівати речовини у щільно закоркованих посудинах?
4. Чому метод дистиляції не використовується для розподілу емульсій?

### **3.3. Експериментальна частина**

### Дослід № 1. Фільтрування.

Одержати у лаборанта певну кількість хлориду натрію, забрудненого піском. Забруднену сіль помістити в склянку, долити водою і помішувати до повного розчинення хлориду натрію. Суспензію відфільтрувати за допомогою паперового фільтру і випарити в порцеляновій чашці.

### Дослід № 2. Дистиляція забрудненої води.

Здійснити дистиляцію забрудненої пофарбованої водопровідної води й одержати кілька мілілітрів дистильованої води на лабораторній дистиляційній установці. Пояснити суть процесу дистиляції і зазначити, які типи сумішей можуть бути розділені або очищені дистиляцією.

### Дослід 3. Декантація.

Одержати у лаборанта емульсію і розділити її фази декантацією. Пояснити, у чому полягає декантація емульсій.



## 4. Типи хімічних реакцій

### 4.1. Теоретична частина

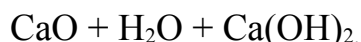
**Реакції розкладу** – це такі реакції, внаслідок яких з однієї речовини утворюється кілька нових речовин.

Наприклад:



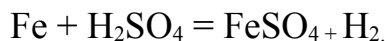
**Реакції сполучення** – це такі реакції, внаслідок яких з двох або кількох речовин утворюється одна нова речовина.

Наприклад:



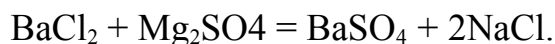
**Реакції заміщення** – це такі реакції, в ході яких кількість речовин не змінюється, а відбувається заміщення однієї складової частини складної речовини простою речовиною.

Наприклад:



**Реакції обміну** – це такі хімічні реакції, в процесі яких молекули двох сполук обмінюються своїми складовими частинами, утворюючи молекули нових сполук. У цьому разі кількість сполук, які прореагували, дорівнює кількості сполук, що утворилися.

Наприклад:

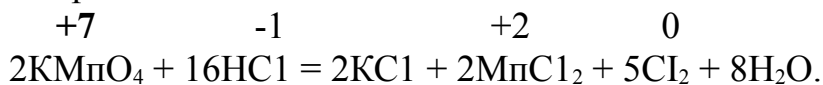


**Екзотермічна реакція** – це реакція, яка супроводжується виділенням тепла.

**Ендотермічна реакція** – це реакція, яка супроводжується поглинанням тепла.

**Окисно-відновні реакції** – це реакції, внаслідок яких змінюються ступені окислення окремих елементів, що входять до складу реагуючих сполук.

Наприклад:



### 4.2. Контрольні запитання

1. Які типи хімічних реакцій, окрім зазначених вище ви знаєте?
2. Що таке гомогенні та гетерогенні реакції? Ланцюгові (радикальні)? Електрохімічні? Каталітичні?
3. Розкрийте поняття "умови протікання хімічної реакції".
4. Від чого залежить швидкість хімічної реакції?
5. Опишіть принцип дії каталізатора. Які каталізатори найбільш поширені?
6. Що таке каталітична отрута?
7. Що таке рівновага хімічної реакції? Зміщення рівноваги? Константа рівноваги?

### **4.3. Експериментальна частина**

#### ***Реакції сполучення***

Дослід №1. Одержання хлориду амонію.

Внутрішню поверхню однієї пробірки змочити 2 – 3 краплинами концентрованої хлоридної кислоти, а іншої - концентрованим розчином аміаку. Піднести пробірки отворами одну до іншої. Що спостерігається?

Напишіть рівняння реакції.

Дослід №2. Взаємодія фосфору з киснем.

На керамічну плитку покладіть 0,5 – 1 г червоного фосфору. Накрийте його великою воронкою, отвір якої накритий сухою пробіркою. Під край воронки покладіть скляну паличку таким чином, щоб був доступ для повітря. Нагрітою скляною паличкою торкніться фосфору. Що при цьому спостерігається?

Напишіть рівняння реакції горіння фосфору.

#### ***Реакції розкладу***

Дослід №3. Розклад гідроксиду купруму (II) або малахіту.

В суху пробірку насипте певну кількість речовини  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  або  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ . Підігрійте вміст пробірки. Що спостерігається?

Напишіть рівняння реакції.

Дослід №4. Розклад дихромату амонію.

На керамічну плиточку покладіть невелику кількість дихромату амонію  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  і підпаліть. Що спостерігається?

Напишіть рівняння реакції.

#### ***Реакції обміну та заміщення***

Дослід №5. Взаємодія між двома солями у розчині.

У пробірку помістити 2 – 3 краплини хлориду барію і додати кілька краплин розчину сульфату калію. Що при цьому відбувається?

Напишіть рівняння реакції.

Дослід №6. Взаємодія між сіллю та металом.

Налити у пробірку 5 – 6 краплин розчину сульфату купруму (II) і занурити у цей розчин залізну скріпку. Які зміни спостерігаються?

Напишіть рівняння реакції.

## 5. Одержання та властивості неорганічних сполук.

### 5.1. Теоретична частина

Розрізняють такі найважливіші неорганічні сполуки:

1. Оксиди.
2. Кислоти.
3. Основи.
4. Солі.

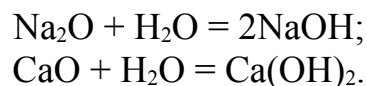
**Оксидами** називаються складні речовини, які складаються з двох елементів, одним з яких є кисень зі ступенем окиснення  $\sim 2$ .

За хімічними властивостями оксиди поділяють на три групи: основні, кислотні і амфотерні.

**Основні оксиди.** Основними оксидами називаються такі оксиди, яким відповідають основи. Наприклад:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  – основні оксиди, бо їм відповідають такі основи як  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  тощо.

Деякі основні оксиди при взаємодії з водою утворюють основи.

Наприклад:

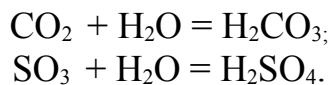


Інші основні оксиди безпосередньо з водою не реагують, а відповідні їм основи утворюються з солей.

Основні оксиди утворюються лише металами. Розчинні у воді основи називають *лугами*.

**Кислотні оксиди.** Кислотними оксидами, або ангідрідами кислот, називають такі оксиди, яким відповідають кислоти. Наприклад:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$  – кислотні оксиди (або ангідріди кислот), бо їм відповідають кислоти:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

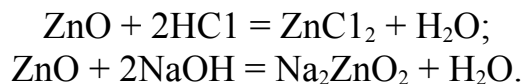
Здебільшого кислотні оксиди при взаємодії з водою утворюють кислоти. Наприклад:



Кислотні оксиди утворюються неметалами і деякими металами, що виявляють високу зміну валентності і ступеня окиснення (наприклад оксиду  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  відповідає перманганатна кислота  $\text{HMnO}_4$ ).

**Амфотерні оксиди.** Амфотерними називаються оксиди, які, залежно від умов, виявляють властивості кислотних чи основних оксидів. До них належать деякі оксиди металів:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  та ін.

Амфотерні оксиди безпосередньо з водою не реагують, але вони взаємодіють з кислотами та основами. Наприклад:

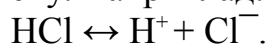


Зручно розглядати властивості оксидів, користуючись періодичною системою елементів Д.І. Менделєєва. Так, властивості оксидів елементів III періоду  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  закономірно змінюються зі збільшенням номера групи від основних ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ) через амфотерний  $\text{Al}_2\text{O}_3$  і до кислотних ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ).

Основні, кислотні і амфотерні оксиди називаються солетворними. Вони мають властивість утворювати солі (при взаємодії з кислотами чи з основами).

Є невелика група оксидів, які не виявляють ні кислотних, ані основних властивостей, тобто не утворюють солей. Такі оксиди називають несолетворними (байдужими, індиферентними). До них, наприклад, належать оксид карбону II ( $\text{CO}$ ), оксид нітрогену I ( $\text{N}_2\text{O}$ ), оксид нітрогену II ( $\text{NO}$ ), оксид силіцію II  $\text{SiO}$ .

**Кислоти.** Кислотами називають електроліти, які при дисоціації утворюють лише катіони гідрогену. Наприклад:



Це складні речовини, які складаються з атомів гідрогену та кислотного залишку. Основність кислоти визначається числом атомів гідрогену в її молекулі, які можуть заміщуватися на метал з утворенням солі. Так кислоти  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  – одноосновні,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – двоосновні,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  – триосновні.

Числом йонів гідрогену, що утворюються кожною молекулою кислоти при дисоціації, визначається валентність кислотного залишку. Хлоридна і нітратна кислоти можуть утворювати лише одновалентні кислотні залишки ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ); сульфатна кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) – два кислотних залишки: одновалентний ( $\text{HSO}_4^-$ ) та двовалентний ( $\text{SO}_4^{2-}$ ); ортофосфатна – три ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ).

Розрізняють кислоти оксигеновмісні та неоксигеновмісні. Як показує сама назва, перші містять кисень (наприклад,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ), другі його не мають (наприклад,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ).

З точки зору електролітичної дисоціації всі загальні характерні властивості кислот (кислі на смак, зміна кольору індикатора, взаємодія з основами, основними оксидами, солями) обумовлена йонами гідрогену  $\text{H}^+$ .

**Основи.** Основами називаються електроліти, які при дисоціації утворюють лише аніони гідроксилу. Наприклад:



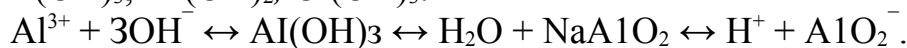
Як видно, основи у воді дисоціюють на йони металу (амонію у випадку  $\text{NH}_4\text{OH}$ ) та йони гідроксилу. Ніяких інших аніонів, крім йонів гідроксилу, основи не утворюють.

Основи, розчинні у воді, як вже зазначалося, називають лугами. Їх небагато. Це основи лужних та лужноземельних металів:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{FrOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  тощо, а також  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Більшість основ у воді практично не розчиняються або є малорозчинними.

Кількість гідроксильних груп у молекулі основи визначає їх кислотність. Наприклад,  $\text{NH}_4\text{OH}$  – однокислотна основа,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – двокислотна основа,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – трикислотна тощо.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації йонами гідроксилу обумовлені всі загальні лужні властивості розчинів (мильні на дотик, зміна кольору індикаторів, взаємодія з кислотами, ангідридами кислот, солями).

**Амфотерними** називаються такі електроліти, які при дисоціації утворюють одночасно катіони гідрогену  $H^+$  і аніони гідроксиду  $OH^-$ . Прикладом можуть бути  $Al(OH)_3$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Cr(OH)_3$ .

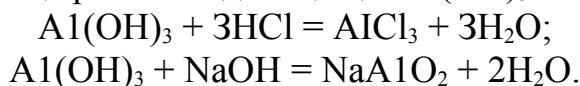


Залежно від умов, амфотерні електроліти виявляють як властивості основ, так і властивості кислот. Тому формули таких сполук можна записувати за типом основ або кислот. Наприклад,  $Al(OH)_3$  – основа алюмінію, а  $H_3AlO_3$  – ортоалюмінатна кислота. При відщепленні молекул води від молекули ортоалюмінатної кислоти утворюється метаалюмінатна кислота:

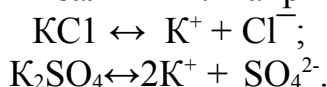


У такій формі переважно і реагує  $Al(OH)_3$  як кислота.

Амфотерні гідроксиди взаємодіють як з кислотами, так і з лугами, впливає з наведеного вище рівняння дисоціації  $Al(OH)_3$ :

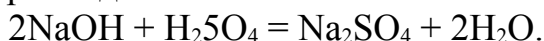


**Соли.** Солями називаються електроліти, які при дисоціації утворюють катіони металів і аніони кислотних залишків. Наприклад:



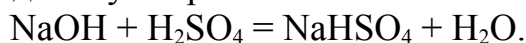
Залежно від складу розрізняють такі типи солей: середні, кислі, основні і подвійні.

Будь-яку сіль можна уявити як продукт взаємодії основи і кислоти, тобто реакції нейтралізації. Наприклад:

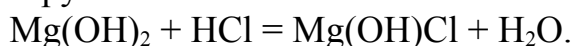


При випарюванні такого розчину випадають кристали середньої солі (у прикладі –  $Na_2SO_4$ ).

Якщо основи взято менше, ніж потрібно для повної нейтралізації кислоти, то при випаровуванні випадатимуть кристали кислої солі -  $NaHSO_4$ :

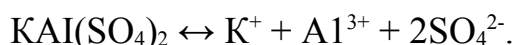


У молекулах кислих солей, крім йонів металу і кислотного залишку, містяться йони гідроксилу. Такі солі можна уявити як продукт неповного заміщення гідроксильних груп основи на кислотні залишки. Наприклад:



Основні солі утворюються багатокислотними (двох і більше) основами.

Молекули подвійних солей складаються з йонів двох різних металів і кислотного залишку. Наприклад,  $KAl(SO_4)_2$ ,  $KCr(SO_4)_2$ . Приклад дисоціації подвійних солей:



## 5.2. Контрольні запитання

1. Які класи неорганічних речовин, крім зазначених вище ви знаєте?
2. Відомо, що серед бінарних кисневмісних сполук, крім оксидів, існують ще пероксиди ( $H_2O_2$ ) і супероксиди ( $KO_2$ ). Чим ці класи відрізняються від оксидів?
3. У яких агрегатних станах можуть знаходитися оксиди? Наведіть приклади твердих, рідких та газоподібних оксидів.
4. Відомо, що нерозчинні у воді основи дають тільки два типи реакцій. Які?
5. Які ви знаєте способи добування основ?
6. Наведіть приклади твердих, рідких та газоподібних кислот.
7. Що називається реакцією нейтралізації?
8. Як правильно давати назви подвійним солям?
9. Відомо, що подвійні солі можуть утворюватися кількома металами. Чи можуть існувати солі з кількома кислотними залишками?
10. Як можна класифікувати наступні кислоти:  $H_2S$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2CrO_4$ ,  $HVO_3$ ,  $HF$ ,  $H_3PO_4$ ?
11. Які з наступних основ будуть взаємодіяти між собою:  $LiOH$ ,  $KOH$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Be(OH)_2$ ,  $Cu(OH)_2$ ?
12. Назвіть солі за міжнародною номенклатурою:  $CaCl_2$ ,  $Na_2S$ ,  $K_2SO_3$ ,  $Li_2SO_4$ ,  $Fe(NO_2)_2$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $NaH_2PO_4$ ,  $Fe(OH)_2Cl$ ,  $(FeOH)_2SO_4$ .

## 5.3. Експериментальна частина

Дослід №1. Зміна кольору індикаторів у розчинах кислот і лугів.

В одну пробірку поміщаємо 3 – 4 крапліни кислоти, а в іншу 3 – 4 крапліни лугу. У кожену додайте по крапліні лакмусу. Зверніть увагу на зміну кольору розчину.

Такий самий дослід зробіть з індикаторами: метиловий оранжевий та фенолфталеїном.

Результати дослідів порівняйте з даними, наведеними у таблиці і запишіть у зошит.

Дія індикаторів на розчини кислот та лугів - таблиця 1

Індикатор	Лакмус	Метиловий оранжевий	Фенолфталеїн	Універсальний індикатор
Речовина				
Кислота	Червоний	Червоний	-	Червоний
Луг	Синій	Жовтий	Малиновий	Синій

Дослід №2. Дослідження хімічного характеру оксидів.

Невелику кількість оксиду помістіть в пробірку за допомогою шпателя. Додайте 5 – 6 крапель води. Збовтайте вміст пробірки. Переконайтеся в одержанні лугу чи кислоти, додавши у пробірку 1 – 2 крапліни індикатора (порівняйте колір розчину з даними таблиці 1).

Напишіть рівняння взаємодії оксиду з водою.

Дослід №3. Одержання нерозчинних у воді основ і встановлення їх хімічного характеру.

А) У дві пробірки внесіть по 2 краплини солі ніколу. У кожну з пробірок додайте по 2 краплини лугу. Складіть рівняння реакції.

У першу пробірку додайте кілька крапель кислоти, в другу – лугу. В якому випадку осад розчиниться? Напишіть рівняння реакції. Зробіть висновки про хімічний характер гідроксиду ніколу.

Б) У дві пробірки внесіть по 2 краплини солі алюмінію. У кожну з пробірок додайте розчин лугу до утворення осаду. Складіть рівняння реакції. В одну пробірку додайте 5 – 6 крапель кислоти, в іншу 5 – 6 крапель лугу.

Чому в обох пробірках осад розчиняється? Складіть рівняння реакції. Зробіть висновок про хімічний характер гідроксиду алюмінію.

Дослід №4. Одержання основної солі.

У дві пробірки внесіть по 2 краплини розчину солі кобальту. Додайте в кожну пробірку по 2 краплини розчину лугу до утворення синього осаду основної солі кобальту.

Напишіть рівняння реакції. В одну пробірку додайте 2 – 3 краплини кислоти, а в другу стільки ж лугу. Зверніть увагу на зміни, що відбуваються у пробірках, складіть рівняння реакції.

## 6. Реакції обміну.

### 6.1. Теоретична частина

Теорія електролітичної дисоціації визнає, що всі реакції у водних розчинах електролітів є реакціями між йонами. Подібні реакції зображаються у вигляді йонних рівнянь. Вони простіші за молекулярні і мають більш загальний характер.

Реакції між йонами відбуваються тоді, коли внаслідок їхньої взаємодії утворюються малодисоційовані, малорозчинні або газоподібні речовини, тобто коли продукти взаємодії вибувають зі сфери реакції.

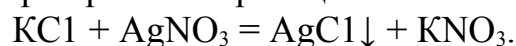
При складанні йонних рівнянь реакцій слід керуватися тим, що речовини малодисоційовані, малорозчинні (ті, що випадають в осад і газоподібні речовини) зображають у вигляді молекул. Знак ↓, який стоїть при формулі речовини, означає, що речовина залишає сферу реакції у вигляді осаду, знак ↑ означає, що речовина вибуває зі сфери реакції у вигляді газу. Сильні речовини електроліти, як повністю дисоційовані, пишуться у вигляді йонів. Сумарні електричні заряди правої і лівої частини рівняння повинні бути однаковими.

Розглянемо два приклади.

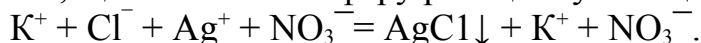
Приклад 1. Написати молекулярне та йонне рівняння реакції взаємодії розчинів хлориду калію та нітрату аргентуму.

Розіб'ємо розв'язування задачі на етапи.

1. Записуємо молекулярне рівняння реакції:

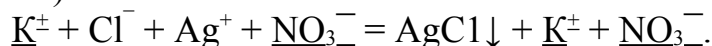


2. Перепишемо це рівняння, позначивши добре дисоційовані речовини у вигляді йонів, а ті, що залишають сферу реакції – у вигляді молекул:

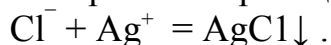


Це йонне рівняння реакції.

3. Виключаємо з обох частин рівняння однакові йони (підкреслені рисками):



4. Випишемо йонне рівняння реакції в остаточному вигляді:

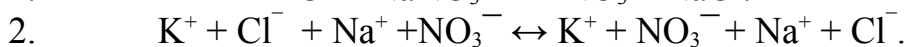
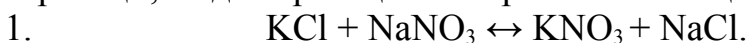


Це скорочене йонне рівняння реакції.

Як видно з цього рівняння, суть реакції зводиться до взаємодії йонів  $\text{Ag}^+$  і  $\text{Cl}^-$ , внаслідок чого утворюється осад  $\text{AgCl}$ .

Приклад 2. Написати молекулярне та йонне рівняння реакцій між розчином хлориду калію і розчином нітрату натрію.

Оскільки продукти взаємодії добре розчиняються у воді і не вибувають із сфери реакції, то дана реакція є оборотною. Реакцію записуємо за етапами:

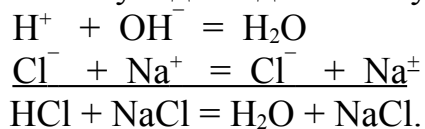


Рівняння для 3-го і 4-го етапів писати не можна. З точки зору теорії електролітичної дисоціації реакція не відбувається.

Йонними рівняннями зображуються будь-які реакції, що відбуваються у розчинах між електролітами.



Приклад 3. На основі йонного рівняння легко написати молекулярне. Для цього потрібно до йонів лівої частини рівняння приписати йони протилежного знака, потім такі самі йони і в тій самій кількості написати у правій частині рівняння, після чого об'єднати йони у відповідні молекули:



### **6.2. Контрольні запитання**

1. В яких агрегатних станах можуть знаходитися розчини? Навести приклади.
2. Що таке якісний та кількісний склад розчину?
3. Що називається концентрацією розчину?
4. Які ви знаєте способи виразу складу розчину?
5. Як правильно приготувати молярний розчин?
6. В якій послідовності необхідно готувати розчин з визначеною масовою часткою компоненту?

### **6.3. Експериментальна частина**

Дослід №1. Йонні реакції з утворенням осадів.

А) У пробірку внесіть 1 – 2 краплі розчину солі купруму (II). Додайте 2 краплі розчину гідроксиду натрію. Зверніть увагу на колір осаду.

Напишіть молекулярне, повне йонне та скорочене йонне рівняння реакції.

Б) До 2 – 3 краплі сульфату калію додайте 2 краплі хлориду барію. Зверніть увагу на колір осаду.

Напишіть молекулярне та йонне рівняння реакції.

В) До 2 – 3 краплі йодиду калію додайте 2 краплі нітрату плюмбуму. Зверніть увагу на колір осаду.

Напишіть молекулярне та йонне рівняння реакції.

Дослід №2. Йонні реакції з утворенням газоподібних сполук.

До невеликої кількості сухого дикарбонату натрію ( $\text{NaHCO}_3$ ) додайте 2 – 3 краплі розчину хлоридної кислоти.

Що спостерігається? Напишіть молекулярне та йонне рівняння реакції.

Дослід №3. Йонні реакції з утворенням слабких (малодисоційованих) електrolітів.

До невеликої кількості сухого ацетату натрію додати 2 – 3 краплі розчину сульфатної кислоти. Вміст пробірки перемішайте, підігрійте і обережно понюхайте. Напишіть молекулярне та йонне рівняння реакції.

## 7. Прийоми якісного аналізу речовин.

### 7.1. Теоретична частина

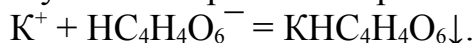
Велика кількість речовин, які аналізуються в неорганічній хімії, є електролітами і у розчинах розщеплюються на йони, які, в свою чергу, обумовлюють протікання більшості хімічних реакцій. Якісний аналіз неорганічних речовин поділяється на аналіз катіонів та аналіз аніонів. Присутність або відсутність кожного катіону або аніону визначають особливу, характерною для нього реакцією.

#### *Аналіз катіонів*

##### 1. Визначення $K^+$ .

Реактивом для визначення калію є гідротартат натрію  $NaHC_4H_4O_6$ , у присутності якого випадає білий кристалічний осад  $KHC_4H_4O_6$ .

У розчин, що містить катіон калію, долити трохи розчину  $NaHC_4H_4O_6$ . Реакція утворення гідротартрату калію виражається рівнянням:



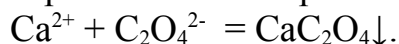
Утворення осаду можна прискорити тертям скляною паличкою внутрішніх стінок пробірки

##### 2. Визначення $NH_4^+$ .

У пробірку з розчином солі амонію прилити невелику кількість розчину їдкого лугу (гідроксид натрію або калію). Пробірку енергійно збовтати або трохи підігріти. Присутність катіону амонію встановлюють за запахом аміаку, що виділяється під час реакції.

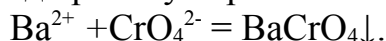
##### 3. Визначення $Ca^{2+}$ .

До розчину солі кальцію долити невелику кількість розчину оксалату амонію  $(NH_4)_2C_2O_4$ . Утворюється білий кристалічний осад оксалату кальцію:



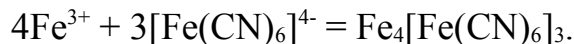
##### 4. Визначення $Ba^{2+}$ .

До розчину солі барію долити трохи розчину хромату калію  $K_2CrO_4$ . Утворюється жовтий осад хромату барію:



##### 5. Визначення $Fe^{3+}$ .

а) до розчину солі феруму (III) додайте гексаціаноферат (II) калію  $K_4[Fe(CN)_6]$ .



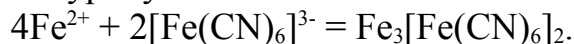
Осад, що утворюється – берлінська лазур – має характерний синій колір.

б) до розчину солі феруму (III) прилити трохи тіоціанату калію  $KSCN$  або тіоціанату амонію  $NH_4SCN$ . З'являється криваво-червоне забарвлення:



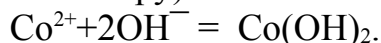
##### 6. Визначення $Fe^{2+}$ .

До розчину солі феруму (II) долити трохи розчину гексаціано(III)ферату калію  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Речовина, що утворюється при великих концентраціях  $Fe^{2+}$  має вигляд синього осаду — турнбулева синь:



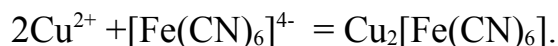
### 7. Визначення $\text{Co}^{2+}$ .

До розчину, що містить сіль кобальту (II), долити гідроксид натрію або калію. Випадає осад гідроксиду кобальта  $\text{Co}(\text{OH})_2$  рожевого кольору (спочатку утворюється основна сіль синього кольору).



### 8. Визначення $\text{Cu}^{2+}$ .

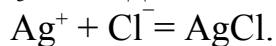
До розчину солі купрум (II) долити трохи гексаціаноферату (II) калію  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . При цьому утворюється коричнево-червоний осад гексаціаноферату (II) купрум (II):



## *Аналіз аніонів*

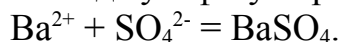
### 1. Визначення $\text{Cl}^-$ .

До розчину, який містить хлорид-йони прилити 1 – 2 краплини розчину нітрату аргентуму  $\text{AgNO}_3$ . Випадає білий творожистий осад хлориду аргентуму:



### 2. Визначення $\text{SO}_4^{2-}$ .

Реактивом для визначення сульфат-йону є хлорид барію, при взаємодії з яким утворюється білий осад сульфату барію:



### 3. Визначення $\text{NO}_3^-$ .

Внести в пробірку кілька краплин розчину або кристалічної солі, яка містить нітрат-йони. Сюди ж додати 1 – 2 краплини дифеніламіну. З'являється інтенсивне синє забарвлення.

## **7.2. Контрольні запитання**

1. В аналітичній хімії широко застосовується метод забарвлення полум'я. У чому його сенс?
2. Чи усі типи хімічних реакцій використовуються в аналітичній хімії? Наведіть приклади.
2. Що таке чутливість, специфічність та селективність аналітичних реакцій?
4. Які ви знаєте методи підвищення чутливості реакції?
5. Що таке групові реагенти? Наведіть приклади.
6. Що називають аналітичною групою катіонів, аніонів?
7. У чому сенс кількісного аналізу речовин? Що таке титрування?

## **7.3. Експериментальна частина**

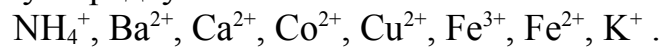
Дослід. Визначення складу невідомої солі.

1. Одержати у лаборанта сіль, записати у зошиті колір одержаної речовини, розчинити її у достатній кількості води.

Відливаючи в пробірку по 1 – 2 мл досліджуваного розчину визначить спочатку катіон, а потім аніон невідомої солі.

Слід зазначити, що деякі реакції можуть бути характерними для кількох

катіонів одночасно. Тому визначення катіонів необхідно проводити у наступному порядку:



При дослідженні катіонів дуже допомагає знання кольорів гідроксидів відповідних металів.

Аніони  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  кольору не мають, тому не заважають один одному у визначенні.

2. Записати в йонній формі: реакцію визначення катіону; реакцію визначення аніону. Написати молекулярну формулу досліджуваної солі.

## 8. Електроліти і неелектроліти.

### 8.1. Теоретична частина

Добре відомо, що одні речовини в розчиненому або розплавленому вигляді проводять електричний струм, інші за таких самих умов струм не проводять.

До електролітів належать кислоти, основи і майже всі солі, до неелектролітів – більшість органічних сполук, а також речовини, в молекулах яких є тільки ковалентні неполярні або малополярні зв'язки.

Електроліти – провідники другого роду. У розчині або розплаві молекули розпадаються на йони, завдяки чому і проходить струм. Очевидно, чим більше йонів в розчині, тим краще він проводить електричний струм. Чиста вода електричний струм проводить дуже погано.

*Розпад електролітів на йони під час розчинення їх у воді називається електролітичною дисоціацією.*

Так, хлорид натрію  $\text{HCl}$  при розчиненні у воді повністю розпадається на йони натрію  $\text{H}^+$  і хлорид-йони  $\text{Cl}^-$ . Вода утворює йони гідрогену  $\text{H}^+$  та гідроксид-йони  $\text{OH}^-$  лише в дуже незначних кількостях.

Для пояснення особливостей водних розчинів електролітів шведський учений С. Арреніус у 1887 р. запропонував теорію електролітичної дисоціації. Пізніше вона була розвинута багатьма вченими на основі вчення про будову атомів і хімічний зв'язок.

Сучасний зміст цієї теорії можна звести до таких трьох положень:

1. *Електроліти під час розчинення у воді розпадаються (дисоціюють) на йони – позитивні і негативні.*

Йони перебувають у стійкіших електронних станах, ніж атоми. Вони можуть складатися з одного атома – це прості йони ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  тощо) або з кількох атомів – це складні йони ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  тощо). Багато йонів забарвлені. Наприклад, йон  $\text{MnO}_4^-$  має малиновий колір, йон  $\text{CrO}_4^{2-}$  – жовтий, йони  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$  – безбарвні. Сама назва "йон" у перекладі з грецької означає "мандрівний". У розчині йони безладно переміщуються ("мандрують") у різних напрямках.

2. *Під дією електричного струму йони набувають спрямованого руху: позитивно заряджені йони переміщуються до катода. Негативно заряджені – до анода. Тому перші називаються катіонами, другі – аніонами.*

Спрямоване переміщення йонів відбувається внаслідок притягання їх протилежно зарядженими електродами.

3. *Дисоціація – оборотний процес: паралельно з розщепленням молекул на йони (дисоціація) відбувається процес сполучення йонів (асоціація).*

Тому в рівняннях електролітичної дисоціації замість знака "дорівнює" ставлять знак оборотності. Наприклад, рівняння дисоціації молекули електроліту  $\text{KA}$  на катіон  $\text{K}^+$  і аніон  $\text{A}^-$  в загальному вигляді записується так :



Теорія електролітичної дисоціації є однією з основних теорій в неорганічній хімії і повністю узгоджується з атомно-молекулярним вченням і теорією будови атома.

### **Ступінь дисоціації**

Оскільки електролітична дисоціація – процес оборотний, то в розчинах електролітів поряд з їх йонами є й молекули. Тому розчини електролітів характеризуються ступенем дисоціації (позначається грецькою буквою "альфа" –  $\alpha$ ).

**Ступінь дисоціації** - це відношення числа молекул  $n$ , що розпалися на йони, до загального числа молекул розчиненої речовини  $N$ :

$$\alpha = n / N.$$

Ступінь дисоціації електроліту визначається експериментально і виражається в частках одиниці або у відсотках. Якщо  $\alpha = 0$ , то дисоціації немає, а якщо  $\alpha = 1$  або 100 %, то електроліт повністю розпадається на йони. Якщо ж  $\alpha = 20$  %, то це означає, що зі 100 молекул даного електроліту 20 розпалося на йони.

Різні електроліти мають неоднаковий ступінь дисоціації. Досвід показує, що він залежить від концентрації електроліту і від температури. Із зменшенням концентрації електроліту, тобто при розбавленні його водою, ступінь дисоціації завжди збільшується. Як правило, збільшується ступінь дисоціації і при підвищенні температури. За ступенем дисоціації електроліти поділяють на сильні і слабкі.

### **Сильні і слабкі електроліти**

Розрізняють сильні і слабкі електроліти.

*Сильні електроліти під час розчинення у воді повністю дисоціюють на йони.*

До них належать:

- 1) майже всі солі;
- 2) багато мінеральних кислот,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ,  $KMnO_4$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_4$ ;
- 3) основи лужних і лужно-земельних металів.

*Слабкі електроліти під час розчинення у воді лише частково дисоціюють на йони.*

До них належать:

- 1) майже всі органічні кислоти;
- 2) деякі мінеральні кислоти, наприклад  $H_2CO_3$ ,  $H_2S$ ,  $HClO$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $HCN$ ;
- 3) багато основ металів (крім основ лужних і лужно-земельних металів), а також  $NH_4OH$ .

До слабких електролітів належать вода,  $NH_4OH$ ,  $H_2SO_3$ .

### **Дисоціація води, рН**

Вода, як слабкий електроліт, незначною мірою дисоціює на йони  $H^+$  і  $OH^-$ , що перебувають у рівновазі з недисоційованими молекулами.

Концентрацію йонів звичайно виражають у молях йонів в 1 л. Як видно з рівняння дисоціації води, у ній величини  $[H^+]$  і  $[OH^-]$  однакові. Експериментально встановлено, що в одному літрі води при кімнатній температурі (22 °C) дисоціації піддається лише  $10^{-7}$  моль води і при цьому

утворюється  $10^{-7}$  моль/л йонів  $H^+$  і  $10^{-7}$  моль/л йонів  $OH^-$ .

Добуток концентрації йонів гідрогену і гідроксид-йонів у воді називається **йонним добутком води** (позначається  $K_w$ ). При певній температурі  $K_w$  – величина стала, чисельно, дорівнює при  $22\text{ }^\circ\text{C}$   $10^{-14}$ :

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Сталість добутку  $[H^+] \cdot [OH^-]$  означає, що в будь-якому водному розчині ні концентрація йонів гідрогену, ні концентрація йонів гідрогену, ні концентрація гідроксид-йонів не може дорівнювати нулю. Іншими словами, будь-який водний розчин кислоти, основи або солі містить як  $[H^+]$ , та і  $[OH^-]$  – йони. Дійсно, для чистої води  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  моль/л.

Зі сталості добутку  $[H^+] \cdot [OH^-]$  випливає, що при збільшенні концентрації одного з йонів води відповідно зменшується концентрація іншого йона. Це дозволяє обчислити концентрацію  $H^+$  – йонів, якщо відома концентрація  $OH^-$  – йонів, і навпаки. Наприклад, якщо у водному розчині  $[H^+] = 10^{-3}$  моль/л, то  $[OH^-]$  визначатиметься так:

$$[OH^-] = K_w / [H^+] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Отже, кислотність і основність розчину можна виражати через концентрацію йонів  $H^+$  або йонів  $OH^-$ . На практиці користуються першим способом. Тоді для нейтрального розчину  $[H^+] = 10^{-7}$ , для кислого  $[H^+] > 10^{-7}$ , для лужного  $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л.

Щоб уникнути незручностей, зв'язаних із застосуванням чисел з від'ємними показниками ступеня, концентрацію гідрогенних йонів прийнято виражати через гідрогенний показник, що позначається символом рН (читається "пе-аш").

**Гідрогенним показником рН називається десятковий логарифм концентрації гідрогенних йонів, взятий з протилежним знаком:**

$$pH = - \lg[H^+]$$

або

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

де  $[H^+]$  – концентрація йонів гідрогену, моль/л.

За допомогою рН реакція розчинів характеризується так:

нейтральна – рН = 7,

кисла – рН < 7,

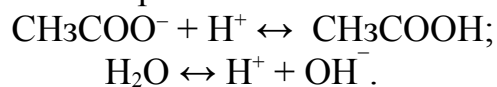
лужна – рН > 7.

### **Гідроліз солей**

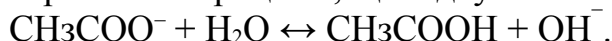
Досвід показує, що розчини середніх солей мають лужну, кислу або нейтральну реакцію, хоча вони і не містять ні гідрогенних, ні гідроксильних йонів. Пояснення цьому факту слід шукати у взаємодії солей з водою.

Розглянемо, наприклад, розчин ацетату натрію  $CH_3COONa$ , що має лужну реакцію. Ацетат натрію, як сильний електроліт, під час розчинення у воді повністю дисоціює на йони  $Na^+$  і  $CH_3COO^-$ . Останні взаємодіють з  $H^+$  і  $OH^-$  йонами води. При цьому йони  $Na^+$  не можуть зв'язати йони  $OH^-$  в молекули,

оскільки NaOH є сильним електролітом і наявний у розчині тільки у вигляді йонів. Тим часом ацетат-йони зв'язують йони  $H^+$  з утворенням молекул слабого електроліту – етанової (ацетатної, оцтової) кислоти, внаслідок чого нові молекули  $H_2O$  дисоціюють на  $H^+$  – і  $OH^-$  – йони. Ці процеси відбуваються доти, доки не встановиться рівновага:



Сумарне рівняння процесів, що відбуваються одночасно, має вигляд



Це рівняння показує, що внаслідок утворення слабого електроліту (етанової кислоти) йонна рівновага дисоціації води зміщується і створюється надлишок  $OH^-$ -іонів, а тому розчин набуває лужної реакції.

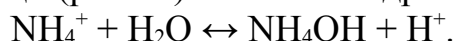
**Взаємодія йонів солі з водою, що приводить до утворення слабого електроліту називається гідролізом солі.**

Як показано в прикладі, розчин став лужним внаслідок гідролізу солі  $CH_3COONa$ .

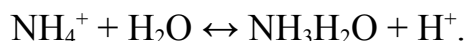
*Випадки гідролізу солей.* Будь-яку сіль можна уявити як продукт взаємодії кислоти й основи. Так, ацетат натрію  $CH_3COONa$ , утворений слабкою кислотою  $CH_3COOH$  і сильною основою  $NaOH$ , хлорид амонію  $NH_4Cl$  – слабкою основою  $NH_4OH$  і сильною кислотою  $HCl$ ,  $CH_3COONH_4$  – слабкою кислотою  $CH_3COOH$  і слабкою основою  $NH_4OH$ , а  $NaCl$  - сильною основою  $NaOH$  і сильною кислотою  $HCl$ .

1. Усі солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою, піддаються гідролізу. Вони надають розчину *лужної* реакції ( $pH > 7$ ).

2. Солі, утворені сильною кислотою і слабкою основою, також піддаються гідролізу. Вони надають розчину *кислої* реакції, як це має місце в розчині хлориду амонію  $NH_4Cl$ . В цьому випадку утворюється слабкий електроліт  $NH_4OH$ . В результаті частина йонів  $OH^-$  зв'язується йонами  $NH_4^+$ , а йони  $H^+$  залишаються в надлишку. Отже, внаслідок гідролізу  $NH_4Cl$  розчин цієї солі набуває кислої реакції ( $pH < 7$ ). Рівняння гідролізу можна записати так:



або точніше



3. Ще легше піддаються гідролізу солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою. Наприклад,  $CH_3COONH_4$ . Йони цієї солі одночасно зв'язують йони  $H^+$  і  $OH^-$ , зміщуючи рівновагу дисоціації води:



У цьому випадку реакція розчину залежить від ступеня дисоціації продуктів гідролізу – кислоти й основи; якщо переважають йони  $OH^-$  – вона лужна, а якщо йони  $H^+$  – кисла, якщо ж їх число однакове – нейтральна. Оскільки у прикладі, що розглядається, ступені дисоціації  $CH_3COOH$  і  $NH_4OH$ , які утворюються внаслідок гідролізу, приблизно однакові, то розчин солі буде *нейтральним*.

Однак реакція водного розчину карбонату амонію  $(NH_4)_2CO_3$  - також солі слабкої кислоти і слабкої основи – слабколужна:

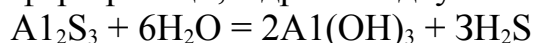


$\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCO}_3^-$ ; оскільки ступінь дисоціації  $\text{NH}_4\text{OH}$  більший, ніж ступінь дисоціації іона  $\text{HCO}_3^-$

4. Солі, утворені сильною основою і сильною кислотою, гідролізу не піддаються. Йони таких солей не можуть утворювати з водою слабких електролітів. У цьому випадку солі практично в реакції участі не беруть, і рівновага дисоціації води не порушується, концентрація  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  – йонів залишається такою самою, як і в чистій воді, а значить, розчин матиме нейтральну реакцію ( $\text{pH} = 7$ ).

***Гідроліз солей завжди відбувається у тих випадках, коли їхні йони, що утворюються внаслідок електролітичної дисоціації, здатні утворювати з водою слабкі (малодисоційовані) електроліти.***

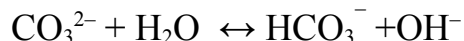
Для більшості солей гідроліз – процес оборотний. Якщо продукти гідролізу виходять зі сфери реакції, гідроліз відбувається необоротно, наприклад:



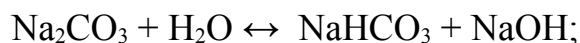
(у рівняннях необоротного гідролізу ставиться знак "дорівнює").

*Складання рівнянь гідролізу солей.* Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами і сильними основами, відбувається ступінчасто (відповідно зворотному процесу – ступінчастій дисоціації), і при цьому утворюються *кислі солі* (точніше, аніони кислих солей). Так, гідроліз карбонату натрію  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  можна виразити рівняннями:

1) перший ступінь



або



2) другий ступінь



або

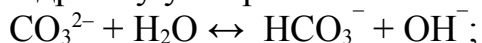


Однак за нормальних умов гідроліз практично обмежується першим ступенем: йони  $\text{CO}_3^{2-}$  зв'язують йони  $\text{H}^+$  води, утворюючи спочатку йони  $\text{HCO}_3^-$ ; а не молекули  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Це пояснюється тим, що йони  $\text{HCO}_3^-$  дисоціюють значно важче, ніж молекули  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . І лише при сильному розбавленні і нагріванні слід враховувати гідроліз кислої солі, що утворилася.

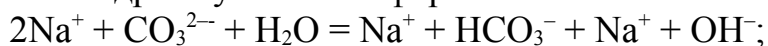
Для складання рівнянь гідролізу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  виходимо з такого положення: сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою, тому йон  $\text{CO}_3^{2-}$  (аніон слабкої кислоти) зв'язуватиме йони гідрогену води. Оскільки йон  $\text{CO}_3^{2-}$  містить два заряди, то слід розглядати два ступені гідролізу і для кожного ступеня записувати три рівняння: а) у скороченій формі, б) в йонній формі і в) у молекулярній формі. При цьому слід враховувати правила написання йонних рівнянь реакцій обміну.

Перший ступінь:

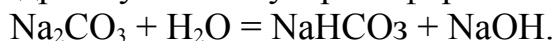
а) рівняння гідролізу у скороченій йонній формі:



б) рівняння гідролізу в йонній формі:

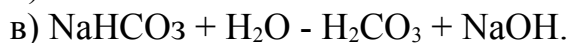
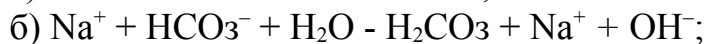
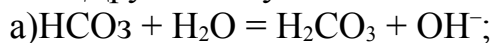


в) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



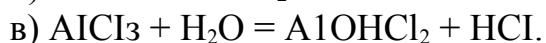
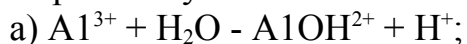
Отже, щоб перейти від рівняння в скороченій йонній формі до рівняння в йонній формі, потрібно до йонів першого рівняння (а) дописати йони протилежного знака (б). Об'єднуючи йони рівняння (б) в молекули, дістанемо рівняння гідролізу в молекулярній формі (в).

Другий ступінь:

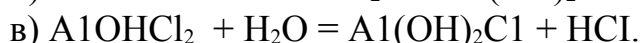
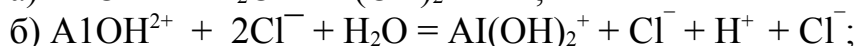
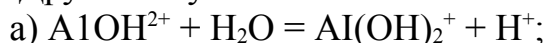


Аналогічно під час гідролізу солей, утворених багатокислотними слабкими основами і сильними кислотами, утворюються *основні солі* (точніше, катіони основних солей). Гідроліз відбувається в основному за першим ступенем. Розглянемо, ж приклад, сіль  $\text{AlCl}_3$ . Під час складання рівнянь її гідролізу виходитимемо з того, що ця сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою. Йон  $\text{Al}^{3+}$  (катіон слабкої основи) зв'язуватиме гідроксид-йони води. Але оскільки  $\text{Al}^{3+}$  має три заряди, то гідроліз відбуватиметься за трьома ступенями. Рівняння складемо так само, як і в попередньому прикладі.

Перший ступінь:



Другий ступінь:



Третій ступінь - реакція практично не відбувається, через накопичення йонів гідрогену процес зміщується в бік утворення вихідних речовин. Однак розбавлення розчину і підвищення температури посилюють гідроліз. У цьому випадку можна записати рівняння гідролізу і за третім ступенем.

**Гідроліз взагалі.** Гідроліз солей – один з важливих прикладі гідролізу речовин, який добре вивчений.

**Гідроліз взагалі у широкому розумінні – це реакція обмінного розкладу між різними речовинами і водою.**

Таке визначення охоплює і гідроліз органічних сполук – складних ефірів, жирів, вуглеводів, білків, і гідроліз неорганічних речовин – солей, галогенів, галогенідів неметалів тощо.

Внаслідок гідролізу мінералів – алюмосилікатів – відбувається руйнування гірських порід. Гідроліз солей (наприклад,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  застосовується для очищення води і зменшення її твердості).

У живих організмах відбувається гідроліз полісахаридів, білків та інших органічних сполук.

## 8.2. Контрольні запитання

1. Чим зумовлена електропровідність розчинів?
2. Що таке сольватація молекул, йонів?
3. Поясніть термін "полярність молекули".
4. Як пояснити процеси сольватації та асоціації?
5. Чому вода не є леткою сполукою, хоча стоїть в ряду летких гідрогенних сполук?
6. Що називається константою дисоціації? Йонізації?
7. Що називається йонним добутком води?
8. Яким чином виражається склад розчину?
9. Які ви знаєте універсальні індикатори, за допомогою яких можна визначити рН розчину?

### **8.3. Експериментальна частина**

Дослід №1. Дослідження реакції середовища у розчинах солей.

У пробірку наливають по 3 – 4 мл розчинів солей карбонату натрію, сульфату алюмінію, хлориду натрію, силікату і ацетату натрію. У кожен з цих пробірок додають по 2 – 3 краплини розчину метилового оранжевого. Пояснити зміну кольору індикатора. Записати рівняння реакції гідролізу в молекулярній та йонній формах.

Дослід №2. Вплив розведення розчину на ступінь гідролізу солі.

В пробірку наливають 1 мл концентрованого розчину нітрату вісмуту та розводять його у 4 – 5 разів дистильованою водою. Спостерігається випадання осаду. Додають 1 – 2 мл нітратної кислоти. Що відбувається з осадом?

Дослід №3. Вплив температури на гідроліз.

У пробірку наливають 3 мл розчину ацетату барію, додають кілька краплин фенолфталеїну. Вміст пробірки нагрівають до кипіння, спостерігають зміну забарвлення індикатора та роблять висновок про вплив нагрівання на гідроліз. Скласти молекулярне та йонне рівняння реакції.

Дослід №4. Гідроліз карбонату натрію (сіль сильної основи та слабкої кислоти).

У пробірці розчиніть кілька кристаликів солі. Визначте за допомогою універсального індикатора рН середовища водного розчину цієї солі.

Напишіть молекулярне та йонне рівняння гідролізу.

Дослід №5. Гідроліз сульфату алюмінію (сіль слабкої основи та сильної кислоти).

У пробірці розчиніть кілька кристаликів солі. Визначте за допомогою універсального індикатора рН середовища водного розчину цієї солі.

Напишіть молекулярне та йонне рівняння гідролізу.

Дослід №6. Гідроліз карбонату амонію (сіль слабкої кислоти та слабкої основи).

У пробірці розчиніть кілька кристаликів солі. Визначте за допомогою універсального індикатора рН середовища водного розчину цієї солі.

Напишіть молекулярне та йонне рівняння гідролізу.

Дослід №7. Гідроліз хлориду натрію (сіль сильної кислоти та сильної основи).

основи).

У пробірці розчиніть кілька кристаликів солі. Визначте за допомогою універсального індикатора рН середовища водного розчину цієї солі. Напишіть молекулярне та йонне рівняння гідролізу.

## 9. Комплексоутворення.

### 9.1. Теоретична частина

Складні йони, утворені з різних іонів або з іонів і молекул, які мають властивості, відмінні від властивостей складових частин, називаються **комплексними йонами**.

**Комплексні сполуки** — це сполуки, здатні утворювати в твердому стані кристалічні ґратки, у вузлах яких розміщуються комплексні йони, здатні існувати також у розчині.

Найбільш вдало будову і властивості комплексних сполук пояснює координаційна теорія, розроблена швейцарським хіміком, лауреатом Нобелівської премії А. Вернером у 1893 р.

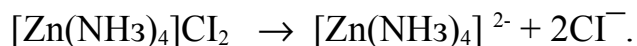
Згідно з координаційною теорією А. Вернера, молекула комплексної сполуки складається з **йона–комплексоутворювача** (займає центральне місце), **лігандів**, що перебувають у безпосередній близькості й разом з йоном–комплексоутворювачем становлять **внутрішню сферу**; комплексна сполука має також **зовнішню сферу**, якщо заряди у внутрішній сфері не скомпенсовані.

Атом (йон) металу (або неметалу), який приєднує до себе протилежно заряджені йони або нейтральні молекули, утворюючи комплексний йон, називається **комплексоутворювачем** або **центральним йоном**, а протилежно заряджені йони або молекули, які безпосередньо з ним сполучені, називаються **адендами** або **лігандами**. Ліганди розміщуються навколо центрального йона по-різному залежно від його **координаційного числа**. **Координаційне число** атома–комплексоутворювача може дорівнювати від 2 до 12; Число лігандів, безпосередньо сполучених з центральним атомом (йоном), визначається **координаційним числом** цього атома (йона). Оскільки координаційне число залежить від природи центрального атома (йона) і лігандів, природи розчинника, умов утворення комплексної сполуки, воно є змінною величиною.

**Координаційне число – число іонів або нейтральних молекул, скоординованих навколо центрального атома (йона).**

Щоб відрізнити прості йони від комплексних, під час написання формул комплексних сполук складні йони беруть у квадратні дужки.

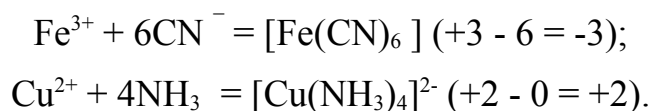
У водних розчинах комплексні сполуки практично повністю дисоціюють на прості й комплексні йони:



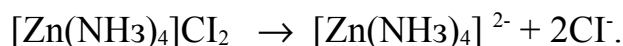
Значення координаційного числа залежить, насамперед, від ступеня окиснення центрального йона. Так, у комплексних сполуках Pt(IV), Cr(III), Co(III), Fe(III) найчастіше координаційне число дорівнює 6; у комплексних сполуках Cu(II) — 4 та 6; Zn, Pb(II), Pn(II) — 4; у комплексних сполуках Ag(I), Cu(I), Au(I) — 2. Ці координаційні числа відповідають максимальному насиченню координаційної сфери (координаційно насичені сполуки).

Заряд комплексного йона дорівнює алгебричній сумі зарядів простих іонів, що входять до його складу. На величину заряду комплексного йона не впливають електронейтральні молекули, що входять до його складу,

наприклад:

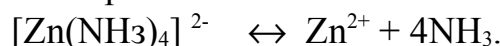


**Дисоціація комплексних сполук** відбувається за типом дисоціації сильних електролітів:



Це означає, що йони хлору можна легко зв'язати реактивами, які утворюють з ними важкорозчинні солі.

Видалити молекули аміаку значно важче, оскільки дисоціація комплексних йонів відбувається незначною мірою:



Константа рівноваги процесу дисоціації комплексних йонів називається *константою нестійкості комплексної сполуки*:

$$K_{\text{нест}} [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2-} = [\text{Zn}]^{2-} [\text{NH}_3]^4 / [ [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4] ]^{2-}.$$

Величина константи нестійкості комплексної сполуки залежить від її природи і від температури. За сталої температури ця величина стала для даної сполуки і не залежить від її концентрації. Чим більша величина константи нестійкості комплексної сполуки, тим більшою мірою ця сполука дисоціює на йони у водних розчинах.

Основні типи та номенклатура комплексних сполук. До основних типів комплексних сполук належать такі: амінокомплекси, аквакомплекси, ацидокомплекси. *Амінокомплекси* — це комплексні сполуки, лігандами яких є молекули аміаку. Такі комплекси можуть утворювати йони Аргентуму (I), Купруму (II), Кадмію, Цинку, Ніколу, Кобальту під час взаємодії з водним розчином  $\text{NH}_3$ . Вони досить стійкі. Якщо на важкорозчинні сполуки цих металів, добутки розчинності яких більші, ніж константи нестійкості відповідних аміакатів, подіяти аміаком, то вони перейдуть у розчин у вигляді йонів:  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ .

*Аквакомплекси* — це комплексні сполуки, лігандами яких є молекули води. До аквакомплексів належать:  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ ,  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$  тощо, які у розчині дисоціюють з утворенням комплексних катіонів:  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ,  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . *Ацидокомплекси* — це комплексні сполуки, лігандами яких є аніони, наприклад:  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_2[\text{CoCl}_4]$ .

Комплексні сполуки з неорганічними й органічними лігандами широко застосовуються в хімічному аналізі для визначень йонів, для маскування сторонніх йонів, для розчинення осадів.

Важливою властивістю багатьох комплексних сполук є їх здатність прискорювати хімічні та біохімічні реакції.

Деякі комплексні сполуки металів з органічними аміносполуками є біологічними каталізаторами – ферментами. Це гемоглобін крові, хлорофіл, вітамін  $\text{B}_{12}$  тощо. Не виключено, що всі мікроелементи (Цинк, Купрум, Кобальт, Бор, Магній та ін.), без яких не можуть відбуватися процеси життєдіяльності, перебувають у живих тканинах у вигляді комплексних

сполук.

Комплексні сполуки можуть бути не тільки солями, а й основами і кислотами. Такі основи і кислоти переважно поводять себе як сильні електроліти.

Назви комплексних сполук складаються з грецького числівника, яким позначають число лігандів, назви лігандів ( $\text{NO}_2^-$  – нітро-,  $\text{Cl}^-$  – хлоро-,  $\text{O}^{2-}$  – оксо-,  $\text{OH}^-$  – гідроксо-,  $\text{NH}_3$  – амін-, аніони називають, додаючи до їхньої латинської назви закінчення «о», в абетковому порядку), потім нейтральні ліганди (вода – аква), назви йона-комплексоутворювача, використовуючи корінь його латинської назви і закінчення «-ат», після чого римськими цифрами зазначають ступінь окиснення йона-комплексоутворювача. Після позначення складу внутрішньої сфери комплексної сполуки називають катіони зовнішньої сфери. Нижче подано формули та назви сполук, що містять комплексний аніон:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  — гексаціаноферат (III) калію;

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  — гексаціаноферат (II) калію;

$\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$  — тетранітродіамінкобальтат (III) калію;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  — хлорид гексамінкобальту (III).

До комплексних солей дуже подібні так звані подвійні солі, до яких належать галуни  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  тощо.

Складні солі, які під час розчинення дисоціюють тільки на ті йони, що входили до складу сполук, з яких утворилася складна сіль, і при цьому жодні інші йони з новими властивостями не виникають, називаються *подвійними солями*, наприклад:



Комплексні солі дисоціюють з утворенням складних комплексних йонів:



Проте чітко розділити подвійні і комплексні солі неможливо. Адже комплексні йони, у свою чергу, також дисоціюють, хоч і незначною мірою. Кількісною характеристикою дисоціації комплексного йона є константа нестійкості, за величиною якої можна визначити, подвійною чи комплексною є дана сіль. Якщо  $K > 10^{-1}$ , то таку сіль можна вважати подвійною.

## 9.2. Контрольні запитання

1. Які комплексні сполуки успішно використовуються для хімічного аналізу?
2. Які групи атомів можуть входити до складу лігандів у комплексі? Наведіть приклади.
3. Чи можуть виступати в ролі йонів-комплексоутворювачів групи атомів? Якщо так; наведіть приклади.
4. Чи можуть виступати в ролі йонів-комплексоутворювачів аніони? Якщо так, наведіть приклади.

5. Чи можуть існувати у зовнішній сфері комплексної сполуки катіони і аніони одночасно? Якщо так, наведіть приклади.

### **9.3. Експериментальна частина**

Дослід №1. Одержання аміакату купруму.

Налійте в пробірку 1 мл розчину  $\text{CuSO}_4$  та подійте на нього розчином лугу. Зверніть увагу на колір осаду. Складіть рівняння реакції.

По краплинах додайте в пробірку концентрований розчин аміаку. Спостерігайте за розчиненням осаду та зміною забарвлення розчину внаслідок утворення комплексних йонів  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ . Складіть рівняння реакції.

Дослід №2. Різниця в електролітичній дисоціації подвійної та комплексної солі.

1. Розчиніть у воді трохи сульфату феруму(III)-амонію (залізо-амонійних квасців). Складіть рівняння реакції дисоціації цієї солі. Доведіть наявність йонів  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  у розчині, проробивши для них характерні реакції з  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ,  $\text{BaCl}_2$ . Напишіть рівняння реакцій.

2. Подійте на розчин  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  розчином лугу в одній пробірці і розчином  $\text{KSCN}$  – в іншій. Чому не спостерігається поява осаду і червоного забарвлення, характерних для  $\text{Fe}^{3+}$ ? На які йони дисоціює  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ?

Дослід №3. Нестійкість комплексних йонів.

Налійте в пробірку невелику кількість розчину  $\text{CoCl}_2$ . Додайте до нього розчин  $\text{NH}_4\text{SCN}$ . Спостерігайте появу синього забарвлення внаслідок утворення йонів  $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ . Розбавляючи потроху розчин водою, слідкуйте за поверненням рожевого забарвлення. Чи стійкий йон  $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ ? Напишіть рівняння дисоціації комплексного йону.



## 10. Окисно-відновні реакції.

### 10.1. Теоретична частина

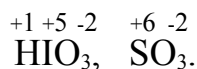
Окисно-відновними називаються реакції, які супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

Під ступенем окиснення (n) розуміють той умовний заряд атома, що обчислюється, виходячи з припущення, що молекула складається тільки з йонів.

Окиснення-відновлення – це єдиний, взаємозалежний процес. Окиснення приводить до підвищення ступеня окиснення відновника, а відновлення – до його зниження у окисника. Окисник приймає електрони, а відновник їх віддає. Атом елемента у своєму вищому ступені окиснення не може його підвищити (віддати електрони) і виявляє тільки окисні властивості, а у своєму нижчому ступені окиснення не може його понизити (прийняти електрони) і виявляє тільки відновні властивості. Атом же елемента, що має проміжний ступінь окиснення, може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Мірою ступеня окиснення є окисне число.

1. Окисне число в типових йонних молекулах збігається з величиною заряду йона  $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ ,  $\text{Ba}^{2+} \text{O}^{2-}$ .

2. У молекулах з ковалентними зв'язками під окисним числом розуміють той заряд, який мав би даний атом, якби кожна електронна пара була цілком відтягнута до більш електронегативного атому:



3. Окисне число атомів у простих речовинах завжди дорівнює нулю:



При складанні рівняння окисно-відновних реакцій необхідно керуватися наступними правилами:

1. Проставити значення окисних чисел всіх атомів до і після реакції.

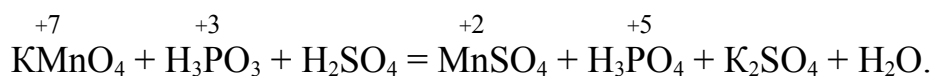
2. Визначити окисник і відновник.

3. Коефіцієнти в рівнянні для відновника й окисника знаходять таким чином, щоб загальне число електронів, відданих відновником, дорівнювало загальному числу електронів, прийнятих окисником.

4. Розставляють інші коефіцієнти, додаючи стільки молекул речовини середовища, скільки необхідно для зв'язування всіх йонів, що утворюються під час окисно-відновного процесу.

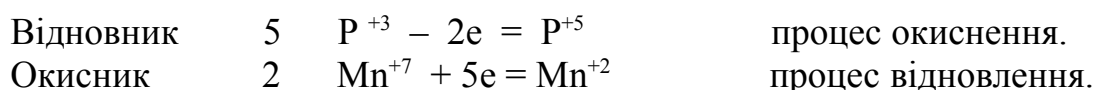
5. Перевіряють слушність добору коефіцієнтів підрахунком числа атомів в обох частинах рівняння.

Приклад: Складіть рівняння окислювально-відновної реакції, що йде за схемою:



*Рішення:* якщо в умові задачі дані як вихідні речовини, так і продукти реакції, то складання рівняння реакції зводиться до визначення і розставлення коефіцієнтів. Коефіцієнти визначають методом електронного балансу за

допомогою електронних рівнянь. Обчислюємо, як змінюють свій ступінь окиснення відновник та окисник, і відображаємо це в електронних рівняннях:



Загальне число електронів, що віддав відновник повинно дорівнювати числу електронів, які приєднує окисник. Загальне найменше кратне для відданих і прийнятих електронів – десять. Розділивши це число на п'ять, одержуємо коефіцієнт 2 для окисника та продукту його відновлення, а при поділі 10 на 2 одержуємо коефіцієнт 5 для відновника і продукту його окиснення. Коефіцієнт перед речовинами, атоми яких не змінюють свій ступінь окиснення знаходять доборою. Рівняння реакції буде мати вигляд:



### 10.2. Контрольні запитання

1. Який зв'язок існує між валентністю елемента та його ступенем окиснення?
2. Наведіть приклади речовин, де гідроген має негативний ступінь окиснення.
3. Який ступінь окиснення має фтор в усіх сполуках?
4. У пероксиді гідрогену оксиген має ступінь окиснення -1, яка його валентність у цій сполуці.
5. Чому "ступінь окиснення" вважається формальним поняттям?
6. Що таке міжмолекулярні реакції? Внутрішньомолекулярні? Реакції диспропорціювання?
7. Назвіть найважливіші окисники, відновники.
8. Чи може гідроген виступати як окисник і відновник? Якщо так, наведіть приклади. Якщо ні, поясніть чому?

### 10.3. Експериментальна частина

Дослід №1. Окислення Цинку Сульфуром (дослід груповий).

Обережно підігрійте суміш цинкового пилу і порошку Сульфуру.

Складіть рівняння реакції. У реакціях з якими елементами Сульфур виступає як окисник і з якими - відновник?

Дослід №2. Окиснення йодид-йонів йонами феруму (III).

У пробірку налийте порцію розчину  $FeCl_3$  і стільки ж  $KI$ . Вміст пробірки розбавте дистильованою водою до слабо-жовтого кольору і додайте один-два мл розчину крохмалю.

Поява синього забарвлення свідчить про наявність у розчині вільного йоду. Реакція виражається схемою:



Зрівняйте рівняння за методом електронного балансу.

Дослід №3. Окисні властивості перманганату калію ( $KMnO_4$ ).

а) у кислому середовищі:

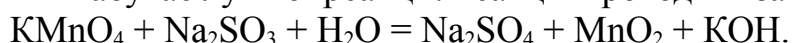
Поміщаємо в пробірку 1 – 2 краплі  $\text{KMnO}_4$ , додаємо дві краплі сульфатної кислоти і сухого сульфїту натрію  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Рідина знебарвлюється, тому що сіль мангану (II), яка утвориться, має блідо-рожеве забарвлення. Реакція проходить за схемою:



1. Проставте ступені окиснення всіх атомів.
2. Складіть електронні рівняння.
3. Проставте коефіцієнти в рівняння реакції.

б) у нейтральному середовищі:

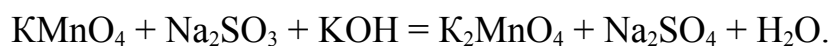
При дії сульфїту натрію на нейтральний розчин перманганату калію теж відбувається знебарвлення розчину, але, крім цього, випадає бурий осад оксиду мангану (II) і розчин набуває лужної реакції. Реакція проходить за схемою:



Зрівняйте рівняння за методом електронного балансу.

в) у лужному середовищі:

Помістіть в пробірку розчин перманганату калію, додайте 3 – 4 краплі лугу і потім сухого сульфїту натрію. Утвориться манганат калію відповідно до рівняння:



1. Зрівняйте рівняння за методом електронного балансу.
2. У який колір забарвлюється розчин у перший момент реакції?

## 11. Хром, Манган, Ферум.

### 11.1. Теоретична частина

Усі хімічні елементи, поділяються на метали і неметали. До неметалів належать 22 елементи, решта 85 елементів (з відкритих на даний час) є металами. До металів належать усі елементи побічних підгруп періодичної системи Д.І. Менделєєва, включаючи лантаніди й актиноїди, елементи головних підгруп груп I (за винятком водню), II, III (за винятком бору) та деякі елементи головних підгруп груп IV – VI.

Деякі елементи, що належать до металів – Ge, Sb – виявляють окремі властивості, характерні для неметалів, тобто посідають проміжне положення між двома групами елементів. І навпаки, окремі металічні властивості можуть виявляти деякі елементи-неметали, наприклад Силіцій, Арсен, Телур. Тому класифікація елементів на метали і неметали деякою мірою умовна.

Вступаючи у хімічні перетворення, атоми металів звичайно віддають валентні електрони. Кількісно здатність атома віддавати електрони характеризується *енергією йонізації*. Це енергія, яку необхідно затратити, щоб відірвати електрон від атома.

Легкість віддавання електронів зростає зі зменшенням числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні і з віддаленням зовнішнього енергетичного рівня від атомного ядра. В обох випадках це зумовлено збільшенням розміру атома. Більшість атомів елементів-металів має 1 – 3 електрони на зовнішньому енергетичному рівні. Наприклад, один у Натрію, два у Магнію, три в Алюмінію. У деяких металів на зовнішньому рівні атома розміщуються чотири або п'ять електронів.

Отже, здатність атомів віддавати електрони і металічність елементів у періодах буде зменшуватись, а в підгрупах – збільшуватись з ростом порядкового номера елемента.

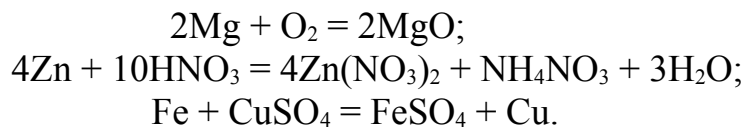
У вільному стані метали за звичайних умов є кристалічними твердими речовинами (лише Гідраргерум – рідина) з характерним металічним блиском. Багато металів на повітрі вкриваються плівкою (звичайно оксидною) і втрачають блиск. Більшість металів має сріблясто-білий колір, хоча є й винятки. Так, Купрум – метал рожево-червоного кольору, Аурум – жовтого.

Важлива властивість металів – електропровідність, що зумовлена наявністю рухливих у кристалічній решітці металів електронів. За звичайних умов найкращу електричну провідність серед усіх металів має Ag. З елементів-металів лише Ge є напівпровідником (за електричною провідністю він займає проміжне місце між провідниками і діелектриками). Можливістю переміщення електронів пояснюється і висока теплопровідність металів.

Характерною властивістю металів є також пластичність: під дією зовнішнього навантаження метали можуть деформуватися, не руйнуючись. Така властивість зумовлена можливістю переміщення електронів, які утримують шари металу, що зміщуються. Завдяки пластичності метали можна кувати, прокатувати в листи, піддавати штампуванню.

Найважливіша хімічна властивість металів – їх відновлювальна здатність,

що зумовлена, легкістю віддавання електронів атомами металів. Метали взаємодіють з багатьма окисниками (простими і складними речовинами), наприклад:



Хімічна активність металів різна. Такі метали, як Na, K, Ca, мають дуже велику хімічну активність, вступаючи в реакції з неметалами, водою, кислотами при кімнатних умовах. Є метали, що називаються благородними (Au, Pt) завдяки їх дуже слабкій хімічній активності. Благородні метали важко реагують навіть з дуже сильними окиснювачами.

Хімічна активність багатьох металів зменшується внаслідок утворення на їхній поверхні тонких захисних готівок. Наприклад, такі плівки утворюються на поверхні Be, Al, Ti. Завдяки захисній плівці метали набувають стійкості проти хімічної дії.

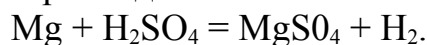
Внаслідок реакцій металів з неметалами утворюються бінарні сполуки, тобто речовини, що складаються з двох елементів. Так, при взаємодії металів з Оксигеном утворюються оксиди (CaO – оксид кальцію), з галогенами – галогеніди (KCl – хлорид калію), із сульфуром – сульфіді (FeS – сульфід феруму (II)). Оксиди металів можуть виявляти кислотні, основні або амфотерні властивості, які визначаються положенням металу в періодичній системі Д.І. Менделєєва.

Зі збільшенням порядкового номера елемента кислотні властивості оксидів посилюються, а основні послаблюються. Деякі метали утворюють кілька оксидів з різними ступенями окиснення.

Крім бінарних сполук з неметалами метали при взаємодії один з одним можуть утворювати інтерметалічні сполуки або металіди, наприклад  $\text{MgNi}_2$ .

За звичайних умов з водою реагують найактивніші метали – лужні (Na, K) і лужно-земельні (Ca, Ba). При високих температурах з водою реагує більшість металів.

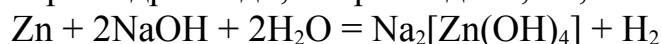
З хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами реагують досить активні метали, такі як Ферум, Цинк, Магній, Станум. Реакції відбуваються з виділенням Гідрогену, наприклад:



Малоактивні метали (Купрум, Аурум, Аргентум) і метали, вкриті захисною плівкою (Титан, Ніобій), з цими кислотами не реагують.

Нітратна і концентрована сульфатна кислоти окислюють багато металів.

За звичайних умов з лугами у водних розчинах реагують деякі метали, що утворюють амфотерні гідроксиди, наприклад Al, Sn, Zn. Внаслідок реакції



утворюється комплексна сполука металу і водень.

На практиці під час експлуатації виробів з металів та їхніх сплавів доводиться стикатися з явищем руйнування їх під дією зовнішнього середовища. Руйнування металів і сплавів внаслідок взаємодії їх з навколишнім середовищем називається корозією.

Корозія металів наносить великих економічних збитків. У результаті корозії металів виходять з ладу устаткування, машини, механізми, руйнуються металічні конструкції. Особливо, інтенсивно піддається корозії апаратура хімічної промисловості, яка контактує з агресивними хімічними середовищами. Тому розробка методів захисту металів від корозії - важлива проблема сучасної хімії.

Корозійне руйнування може поширюватись на всю поверхню металу – суцільна або загальна, корозія – та окремі ділянки – місцева, або локальна, корозія. Залежно від механізму процесу розрізняють хімічну та електрохімічну корозію.

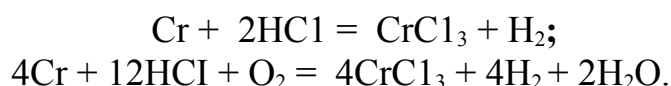
Хімічна корозія розвивається при контакті металу з розчинами неелектролітів або з газами при високих температурах (її називають також газовою корозією). Це поширений вид корозії апаратури у хімічній промисловості. Під час хімічної корозії відбувається безпосереднє окиснення металу окислювачами – компонентами навколишнього середовища.

Часто корозія металу розвивається при контакті його з розчинами електролітів. На практиці цей випадок має місце при зануренні металевих виробів у водні розчини, морську воду, у ґрунт з протічними ґрунтовими водами, при конденсації на металі вологи з атмосфери. Така корозія відбувається, як правило, за електрохімічним механізмом.

Хром належить до побічної підгрупи VI групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва. Будову електронної оболонки атому Хрому можна зобразити такою формулою:  $\text{Cr } 3d^5 4s^1$ . В атомі Хрому спостерігається «проскакування» електрона: один електрон з зовнішнього енергетичного рівня переходить на *d*-підрівень передостаннього рівня, проте загальне число валентних електронів у атомів елементів цієї підгрупи дорівнює шести.

Хром – сріблясто-сірий метал. Температура плавлення його становить 1890 °С, густина 7,19 г/см<sup>3</sup>. Чистий хром досить пластичний, а технічний – найтвердіший з усіх металів.

Хром хімічно малоактивний. За звичайних умов він реагує тільки з фтором (з неметалів), утворюючи суміш фторидів. В нітратній і концентрованій сульфатній кислотах він пасивується, вкриваючись захисною оксидною плівкою. У хлоридній та розбавленій сульфатній кислотах розчиняється, при цьому, якщо кислота повністю звільнена від розчиненого кисню, утворюються солі Хрому (II), а якщо реакція відбувається на повітрі – солі Хрому (III):



Оксид хрому (II)  $\text{CrO}$  і відповідний йому гідроксид хрому (ii)  $\text{Cr(OH)}_2$  виявляють основні властивості.

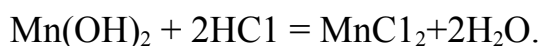
Оксид хрому (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  і гідроксид хрому (III)  $\text{Cr(OH)}_3$  – амфотерні сполуки. Під час розчинення їх у розчинах лугів утворюються комплексні сполуки Хрому.

Солі хрому (III) різноманітні за забарвленням, наприклад,  $\text{CrCl}_3$  має фіолетове забарвлення,  $\text{CrF}_3$  – зелене. Розчини солей хрому (III) забарвлені у фіолетовий або зеленувато-фіолетовий колір внаслідок утворення комплексних іонів  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ .

Манган належить до побічної підгрупи VII групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва. Будова його електронної оболонки така:  $3d^5 4s^2$ . На зовнішньому енергетичному рівні два  $s$ -електрони, ще 5 валентних електронів перебуває на  $d$ -підрівні передостаннього енергетичного рівня атому. Відповідно до такої електронної будови манган виявляє у сполуках ступені окиснення від +2 до +7. Манган утворює кілька мінералів, з яких найбільше практичне значення має піролюзит  $\text{MnO}_2$ .

Манган – світло-сірий твердий і крихкий метал. Температура плавлення його 1245 °С. Манган має досить високу хімічну активність. Він реагує з хлоридною і розбавленими сульфатною і нітратною кислотами. У концентрованих сульфатній і нітратній кислотах манган не розчиняється (пасивується).

Манган утворює кілька оксидів: оксид мангану (II)  $\text{MnO}$ , оксид мангану (III)  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  і відповідні їм гідроксиди  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  і  $\text{Mn}(\text{OH})_3$  – речовини основного характеру. Вони взаємодіють з кислотами з утворенням солей мангану (II) або (III), наприклад:



Багато солей мангану (II) добре розчиняються у воді. Вони забарвлюють водні розчини у слабо-рожевий колір, характерний для комплексів мангану з водою  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ .

Солі мангану (II) виявляють властивості слабких відновників. Сильними окисниками вони можуть бути окиснені до сполук мангану з більш високими ступенями окислення.

Оксид  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  і кислота  $\text{HMnO}_4$  є сильними окисниками. Сильні окиснювальні властивості виявляють і солі перманганатної кислоти – перманганати або манганати (VII). Найбільш поширений перманганат калію  $\text{KMnO}_4$  – темно-фіолетова кристалічна речовина, яка має сильні окиснювальні властивості.

До побічної підгрупи VIII групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва входять дев'ять елементів, серед яких, розглядуваний нами Ферум: Fe.

Будова його електронної оболонки така:  $3d^6 4s^2$ . Валентними електронами можуть бути електрони зовнішнього енергетичного рівня і частина електронів  $d$ -підрівня передостаннього рівня. Так, атоми Феруму виявляють ступені окислення +2 і +3; непрямим шляхом добуто також сполуки Феруму (IV) і (VI).

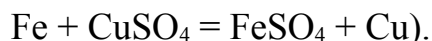
Ферум є одним з найпоширеніших елементів у природі, поступаючись лише оксигену, силіцію та алюмінію. Його масова частка в земній корі становить 5,10 %. Ферум входить до складу більшості гірських порід.

Ферум – це сріблясто-білий метал. На повітрі він піддається корозії, вкриваючись іржею. Чистий Ферум досить м'який і пластичний. Густина становить 7,87 г/см<sup>3</sup>, температура плавлення 1539 °С. Він досить хімічно

активний метал.

При нагріванні Ферум реагує з багатьма неметалами (Окисеном, галогенами, Сульфуром, Карбоном. При дуже високих температурах – з водою. Ферум розчиняється у хлоридній та розбавленій сульфатній кислотах. З розведеною нітратною кислотою Ферум також добре реагує, а у концентрованій – пасивується.

Ферум може легко витіснити деякі інші метали з розчинів їх солей (електродні потенціали яких більш позитивні ніж у Феруму, наприклад:



Ферум має оксиди, гідроксиди та солі в двох ступенях окислення: +2 і +3. Розчини солей Феруму (II) безбарвні, а розчини солей Феруму (III) мають жовте забарвлення. Під дією окисників, солі Феруму (II) виявляють відновні властивості і переходять у солі Феруму (III). А солі Феруму (III) під дією відновників можуть переходити у солі Феруму (II).

Оксиди і гідроксиди Феруму (II) мають основний характер, а оксиди і гідроксиди Феруму (III) – мають амфотерний характер, чим і визначаються їхні хімічні властивості.

### **11.2. Контрольні запитання**

1. В чому різниця та подібність будови електронних оболонок Хрому, Мангану і Феруму?
2. Які ступені окислення може мати Хром? Чому?
3. Що називається хроматами, дихроматами? Як вони утворюються?
4. Де в промисловості застосовують сполуки Хрому?
5. Назвіть наступні сполуки та вкажіть ступінь окислення Хрому в них:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KCrO}_2$ ,  $\text{K}_3\text{CrO}_3$ .
6. Опишіть будову електронної оболонки Мангану. Які ступені окиснення він може мати?
7. Чому перманганати вважаються сильними окисниками?
8. Напишіть формули оксидів Мангану та їх гідратів відповідно до ступенів окиснення, які Манган в них виявляє. Дайте назву кожній з речовин.
9. Складіть рівняння реакцій перманганату калію з йодидом калію у нейтральному та кислому середовищі.
10. Яку роль Манган відіграє в металургії?
11. Опишіть будову електронних оболонок Феруму.
12. Які найважливіші сполуки Феруму ви знаєте?
13. Як можна довести наявність у розчині катіонів Феруму?
14. Що відбувається з Ферумом на повітрі при дії води? Складіть рівняння реакції.
15. Що таке чавун і сталь, як їх добувають?
16. Напишіть електронні формули атомів Хрому, Мангану, Феруму; наведіть найбільш характерні для них ступені окиснення.



### ***11.3. Експериментальна частина***

Дослід №1. Окисні властивості сполук Хрому (VI).

До 1 – 2 мл розчину дихромату калію, підкисленого сульфатною кислотою додати солі Феруму (II) до утворення зеленого забарвлення.

Рівняння реакції наведіть у молекулярній та йонній формі.

Дослід №2. Перехід дихромату у хромат і навпаки.

Кілька кристалів оксиду Хрому (VI) розчиніть у невеликій кількості води. Відмічайте колір розчину, що утворився: Напишіть рівняння взаємодії  $\text{CrO}_3$  з водою.

До одержаної дихроматної кислоти додайте розчин лугу до одержання розчину світло-жовтого кольору. Поясніть причину зміни кольору розчину. Напишіть рівняння реакції,

Додаючи до розчину кислоту переведіть знову хромат у дихромат.

Дослід №3. Окислювально-відновні властивості сполук мангану.

До розчину солі Мангану (II) додайте розчин  $\text{KMnO}_4$ . Манган (II) окислюється, а Манган (VI) відновлюється. I перший і другий переходить у ступінь окислення +4 ( $\text{MnO}_2$ ).

Напишіть рівняння реакції і доберіть коефіцієнти за методом електронного балансу.

Дослід №4. Одержання гідроксидів феруму (II) та феруму (III).

До розчину солі Феруму (II) додати рівну кількість лугу. Відмітити колір одержаного гідроксиду Феруму (II). Слідкуйте за окисленням Феруму (II) у Ферум (III) киснем повітря і зміною кольору. Для прискорення процесу, речовину, що містить пробірка можна нагріти.

Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються.

## 12. Взаємодія найважливіших кислот з металами.

### 12.1. Теоретична частина

З хімічної точки зору метали характеризуються відновною здатністю – здатністю віддавати валентні електрони і перетворюватися на позитивно заряджені йони. Про відновну здатність металу можна судити за його місцем в періодичній системі та в електрохімічному ряді напруг металів (Додаток Б).

Кислоти ж у реакціях з металами виявляють властивості окисників. У наведеній сульфатній кислоті  $H_2SO_4$  і в неокисневмісних кислотах ( $HCl$ ,  $HI$  тощо) окисником є  $H^+$ . З цими кислотами можуть взаємодіяти тільки метали, розташовані в ряду напруг (ряду активності) до гідрогену.

В результаті реакції дістаємо:

1. Сіль металу (сульфат, хлорид тощо).
2. Газоподібний гідроген.

Концентрована сульфатна кислота окиснює метали за рахунок Сульфуру  $S^{+6}$ . З нею можуть взаємодіяти і деякі метали, розташовані після гідрогену (наприклад  $Cu$ ).

В результаті реакції дістаємо:

1. Сульфат металу.
2. Продукт відновлення  $S^{+6}$ :  
 $SO_2$  – якщо реакція іде з малоактивними металами;  
 $H_2S$  – якщо реакція іде з активними металами.
3. Вода (а не гідроген).

При взаємодії металів з нітратною кислотою (будь-якої концентрації) гідроген ніколи не утворюється, тому що  $HNO_3$  окиснює метали тільки за рахунок нітрогену  $N^{+5}$ , який знаходиться в найвищому ступені окиснення. Продукти відновлення  $N^{+5}$  залежать від концентрації  $HNO_3$  активності металу (таблиця 2).

Продукти відновлення  $HNO_3$  - таблиця 2

Формула одержаної речовини	+4 $NO_2$	+2 $NO$	+1 0 $N_2O, N_2$	-3 $NH_4NO_3$
Умови утворення				
Концентрація $HNO_3$	Концентр.	Розведена	Розведена	Дуже розведена
Активність металу	Всі метали	Неактивні метали	Метали середньої активності	Дуже активні метали

Під час взаємодії нітратної кислоти з металами утворюються:

1. Нітрат металу.
2. Продукт відновлення  $N^{+5}$  (табл. 2),
3. Вода (а не гідроген!).

## **12.2. Контрольні запитання**

1. Яку суміш кислот називають "царською водкою"? Які її головні властивості?
2. Дайте міжнародні назви наступним кислотам:  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HCl}$ . Який ступінь окиснення має хлор у цих сполуках?
3. Які метали називають благородними? Чому?
4. Як залежить активність металу від його місця в електрохімічному ряді напруг металів? (Додаток Б).
5. Чи можна стверджувати, що метали, які стоять в електрохімічному ряді напруг металів після водню з кислотами не взаємодіють?
6. Яке застосування знаходить сульфатна кислота у промисловості? Які шляхи її добування ви знаєте?

## **12.3. Експериментальна частина**

Дослід №1. Взаємодія металів з хлоридною кислотою.

На невелику кількість металу (Al, Zn, Fe, Sn, Cu) поміщеного у пробірку додаємо хлоридної кислоти ( $\text{HCl}$ ). В яких випадках метал розчиняється? Написати рівняння реакції. Які метали не реагують з  $\text{HCl}$ ?

Дослід №2. Взаємодія металів з розведеною  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і концентрованою  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

На деяку кількість металу, поміщеного у пробірку подіяти невеликою кількістю розведеної сульфатної кислоти. В іншій пробірці - концентрованою сульфатною кислотою (для прискорення реакції пробірку можна підігріти). Написати рівняння реакцій, які протікають. В яких випадках реакція не відбувається? Чому?

Дослід №3. Взаємодія металів з нітратною кислотою  $\text{HNO}_3$ .

Перевірте ставлення металів, які є в наявності, до нітратної кислоти. Напишіть рівняння реакції взаємодії металів з нітратною кислотою.

## СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

- 1 *Басов В.П., Родіонов В.М., Юрченко О.Г.* Хімія – К.: Каравелла, 2002. – 280с.
- 2 *Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П.* Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравелла, 2003. – 352с.
- 3 *Романова Н.В.* Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – 480с.
- 4 *Висоцька Т.І.* Конспект лекцій з хімії. Частина 1. Для студентів денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2003. - 104 с.
- 5 *Висоцька Т.І.* Конспект лекцій з хімії. Частина 2. Для студентів денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2004. - 104 с.
- 6 *Висоцька Т.І.* Конспект лекцій з хімії. Частина 3. Для студентів денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2005. - 104 с.
- 7 *Висоцька Т.І.* Методичні рекомендації до самостійного вивчення тем: «Класифікація та номенклатура неорганічних сполук» та «Розчини електролітів» для студентів спеціальностей «Вагони», «ЗС», «АТЗ», «ЕТ», «ОПУТ» денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2003. - 35 с.
- 8 *Висоцька Т.І., Артюхович Т.Д.* Методичні рекомендації до самостійного вивчення теми: «Окисно–відновні реакції» для студентів спеціальностей «Вагони», «ЗС», «АТЗ», «ЕТ», «ОПУТ» денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2003. - 35 с.
- 9 *Висоцька Т.І.* Методичні рекомендації до самостійного вивчення тем: «Основи електрохімічних процесів» для студентів спеціальностей «Вагони», «ЗС», «АТЗ», «ЕТ», «ОПУТ» денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2006. - 35с.

## Розчинність основ, кислот і солей у воді

(P – розчинна речовина, M – малорозчинна речовина, H – практично нерозчинна речовина, дефіс означає, що речовина не існує або нестійка, □ – слабкий електроліт)

Аніони	К а т і о н и																					
	H <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup> K <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup> , Be <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	
OH <sup>-</sup>	P	P	P	H	-	H	M	M	P	H	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
Cl <sup>-</sup>	P		P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	M	-	P	P	P	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	H	-	P	H	-	P	P
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
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	-	P	-	P	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	H	H	H	-	H	H	H	-	H	H	H	H
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	M	H	H	-	-	H	H	-	H	-	H	H
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	P	-	P	P	P	H	-	P	P	P	P	P
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	-	H	-	-	H	H	-	H	-	H	H
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H		P	-	-	H	H	H	H	H	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	H	H
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	P	M	M	H	H	H	H	-	-	-	H	H	P	H	-	-	-
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

## СТАНДАРТНІ ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ

Відновлена форма	Окиснена форма	Електродна реакція	$\varphi^0_x, \text{В}$
Li	Li	$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	<b>-3,04</b>
K	$\text{K}^+$	$\text{K}^+ + e = \text{K}$	<b>-2,92</b>
Ba	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	<b>-2,90</b>
Ca	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	<b>-2,87</b>
Na	$\text{Na}^+$	$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	<b>-2,81</b>
Mg	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	<b>-2,34</b>
Al	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	<b>-1,66</b>
Mn	$\text{Mn}^{2+}$	$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	<b>-1,18</b>
Zn	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	<b>-0,76</b>
Cr	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	<b>-0,71</b>
Fe	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	<b>-0,44</b>
Co	$\text{Co}^{2+}$	$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	<b>-0,28</b>
Ni	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	<b>-0,25</b>
Sn	$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	<b>-0,14</b>
Pb	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	<b>-0,13</b>
<b>H<sub>2</sub></b>	<b>2H<sup>+</sup></b>	<b>2H<sup>+</sup> + 2e = H<sub>2</sub></b>	<b>0,00</b>
Cu	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	<b>+0,34</b>
Ag	$\text{Ag}^+$	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	<b>+0,80</b>
Hg	$\text{Hg}^+$	$\text{Hg}^+ + e = \text{Hg}$	<b>+0,85</b>
Au	$\text{Au}^{3+}$	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	<b>+1,42</b>

## **Навчально-методичне видання**

Навчально–методичний посібник до підготовки та виконання лабораторних робіт з хімії для студентів усіх спеціальностей денної та заочної форм навчання.

Укладач: Висоцька Т.І.

Відповідальний за випуск Пилипчук О.Я.  
Редактор: Задерновська Ю.В.

Підписано до друку 31.05.2007 р. Формат паперу А60х84/16, папір офс.,  
спосіб друку - на різнографі. Замовлення № 191-07, тираж 200 прим

---

Надруковано у Редакційно-видавничому центрі  
Київського університету економіки і технологій транспорту  
03049, м. Київ-49, вул. Миколи Лукашевича, 19.