

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

**ЗБІРНИК  
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК**  
до лабораторних робіт

з дисципліни  
**«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»**

Напрямок підготовки – «Екологія»  
Спеціальність – агроекологія  
(для студентів Білгород-Дністровського технікуму, які навчаються за  
інтегрованим робочим навчальним планом підготовки)

Одеса – 2012

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

**ЗБІРНИК  
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК**  
до лабораторних робіт

з дисципліни  
**«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»**

Напрямок підготовки – «Екологія»  
Спеціальність – агроекологія  
(для студентів Білгород-Дністровського технікуму, які навчаються за  
інтегрованим робочим навчальним планом підготовки)

«Затверджено»  
методичною комісією  
природоохоронного факультету  
протокол № 7 від «15» 03 2012р.

Одеса – 2012

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів III-го курсу денної форми навчання, напрям підготовки – «Екологія», спеціальність - агроекологія (інтегрований робочий навчальний план підготовки бакалаврів). / Ганін Е.В., Герасименко Г.І., Васильєва М.Г., – Одеса, ОДЕКУ, 2012. – 142 с.

## ЗМІСТ

<b>ПЕРЕДМОВА</b> .....	5
<b>Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт</b> .....	8
<b>Загальні правила роботи в лабораторії</b> .....	10
<b>РОЗДІЛ I. Основні закони хімії</b> .....	12
Лабораторна робота №1 «Зважування на терезах».....	12
Теоретична частина .....	12
Експериментальна частина.....	16
Питання для самостійної перевірки знань студентів.....	16
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №1 .....	17
Лабораторна робота №2 «Визначення еквівалента металу методом витиснення водню».....	20
Теоретична частина .....	20
Експериментальна частина.....	23
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	25
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №2.....	26
<b>РОЗДІЛ II. Енергетика хімічних реакцій</b> .....	27
Лабораторна робота №3 «Визначення теплового ефекту хімічних реакцій».....	28
Теоретична частина .....	28
Приклади розв'язання завдань.....	32
Експериментальна частина.....	37
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	41
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №3.....	42
<b>РОЗДІЛ III. Хімічна кінетика та хімічна рівновага</b> .....	44
Лабораторна робота №4 «Вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій».....	44
Теоретична частина .....	44
Приклади розв'язання завдань.....	48
Експериментальна частина.....	49
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	53
Лабораторна робота №5 «Вплив різних факторів на хімічну рівновагу..	55
Теоретична частина .....	55
Приклади розв'язання завдань.....	59
Експериментальна частина.....	60
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	63
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №4 та №5.....	65

<b>РОЗДІЛ IV. Розчини</b> .....	69
Лабораторна робота №6 «Приготування розчинів заданої концентрації».....	69
Теоретична частина .....	69
Приклади розв'язання завдань.....	73
Експериментальна частина.....	80
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	85
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №6.....	86
Лабораторна робота №7 «Гідроліз солей та визначення кислотно-лужної реакції середовища водного розчину солі (рН)».....	89
Теоретична частина .....	89
Приклади розв'язання завдань.....	96
Експериментальна частина.....	100
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	102
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №7.....	103
<b>РОЗДІЛ V. Основи електрохімії</b> .....	104
Лабораторна робота №8 «Окисно-відновні реакції».....	104
Теоретична частина .....	104
Експериментальна частина.....	109
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	112
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №8.....	113
<b>РОЗДІЛ VI. Основи колоїдної хімії</b> .....	114
Лабораторна робота №9 «Отримання золю. Визначення порогу коагуляції».....	119
Теоретична частина .....	119
Експериментальна частина.....	123
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	125
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №9.....	126
<b>РОЗДІЛ VII. Основи біогеохімії</b> .....	127
Лабораторна робота №10 «Визначення нітрит-іонів у природних водах».....	127
Теоретична частина .....	127
Експериментальна частина.....	130
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	134
Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.....	135
Порядок оформлення звіту, його представлення і захист.....	135
Додатки.....	137
Література.....	142

## ПЕРЕДМОВА

Дисципліна «Хімія з основами біогеохімії» викладається для студентів, що навчаються за напрямом 0708 «Екологія» (інтегрований робочий навчальний план підготовки), спеціальність – 6.070800 «Екологія та охорона навколишнього середовища», спеціалізація «Агроекологія», освітньо–кваліфікаційний рівень – бакалавр; є нормативною дисципліною, належить до циклу природно – наукової підготовки та служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін.

Засвоєння дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природно-наукового розуміння складних хімічних процесів, які виникають у біосфері під впливом природних та людських факторів. Дисципліна складається з трьох частин: загальної хімії, колоїдної хімії та біогеохімії. У першій частині розглядаються більш загальні питання та закономірності перебігу хімічних явищ. У другій частині приділяється увага вивчання хімічних процесів у дисперсних системах. Третя частина вивчає хімічний склад живої речовини і біогеохімічні процеси, що протікають в біосфері Землі за участю живих організмів.

Мета збірника методичних вказівок – формування у студентів агроекологів повного уявлення про теоретичні основи загальної, колоїдної хімії та біогеохімії; надати студентам цілісне світорозуміння на основі сучасних знань про будову та властивості хімічних сполук, закономірності перебігу хімічних та електрохімічних процесів, хімічні явища у дисперсних системах; формування сучасного світогляду – розглядати життя з урахуванням біосфери, як єдиної системи живої речовини та мінеральних сполук; навчити студентів використовувати теоретичні знання з хімії для практичних потреб сучасних фахівців - агроекологів.

Виконання кожної лабораторної роботи проходить наступні стадії:

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

Дані методичні вказівки допоможуть студенту на основі базових знань законів хімічної науки оволодіти розумінням хімізма процесів, які діються в

природі та різноманітних галузях народного господарства; сформувати вміння користуватися хімічною інформацією професійній діяльності; розраховувати необхідні показники хімічних реакцій у відповідності з законами і правилами сучасної науки; створити у майбутніх фахівців широкий природно-науковий кругозор.

У цьому разі студент повинен знати:

- теоретичні основи хімії, фізичні та хімічні властивості речовин;
- будову та властивості хімічних сполук та гетеродисперсних систем;
- закони перебігу хімічних реакцій, енергетику та кінетику хімічних процесів, хімічну рівновагу;
- хімічні властивості розчинів та закони розчинності речовин різної хімічної природи, гідроліз солей;
- основи електрохімічних процесів та властивості основних окисників та відновників;
- основи колоїдної хімії та властивості колоїдних розчинів;
- біогеохімічні цикли біогенних елементів, окисно-відновні властивості сполук біогенних елементів та фізико-хімічні методи визначення їх у навколишньому середовищі;
- техніку безпеки при виконанні хімічних дослідів;
- вплив діяльності людини на зовнішнє середовище.

На основі одержаних знань студент повинен вміти:

- розв'язувати розрахункові завдання загальної, колоїдної хімії та біогеохімії;
- безпомилково записувати хімічні та структурні формули сполук;
- визначати ступінь окислення елементів у сполуках;
- складати рівняння реакцій іонного обміну, окислювально-відновних, термохімічних реакцій;
- розраховувати різними способами концентрації водних розчинів;
- складати рівняння реакцій гідролізу солей та визначати реакцію середовища у водному розчині (рН);
- складати формулу міцели та визначати поріг коагуляції золю;
- класифікувати органічні та біологічно-активні речовини, застосовуючи міжнародну номенклатуру IUPAC;
- провадити хімічні досліди і самостійно робити висновки з результатів експерименту;
- при виконанні лабораторних робіт студент повинен уміти грамотно їх ілюструвати графічно, якщо цього потребує дослід;

- користуватися лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою;
- критично оцінювати хімічні явища і прогнозувати екологічні наслідки народногосподарської діяльності;
- творчо застосовувати одержані знання для професійних вимог, при розв'язанні народногосподарських завдань.

Оцінювання виконаних лабораторних робіт відбувається у відповідності до робочої програми даної дисципліни.



## Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт

При проведенні лабораторних робіт з хімії необхідно ретельно дотримуватися правил техніки безпеки.

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

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

### Робота зі скляним посудом.

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

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

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

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

#### Робота з нагрівальними приладами.

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

#### Робота з електроприладами.

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

## ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

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

### ПОРЯДОК РОБОТИ

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

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

1. Як правильно визначити запах хімічної речовини?
2. Як правильно наповняти піпетки рідкими небезпечними речовинами?
3. Чи можна на лабораторному столі випарювати органічні розчинники?
4. Яку небезпеку для працюючого становлять розчини концентрованих кислот та луг, а також тверді луги та пари кислот?
5. Як розбавляють розчини концентрованих сірчаної та азотної кислот? Чи можна воду додавати до кислоти? Чому?
6. Що треба зробити, якщо на руки чи на одяг попав концентрований розчин кислоти або лугу?
7. З якими нагрівальними приладами можна працювати, якщо маєш справу з вогнебезпечними чи легкогорючими речовинами? Що треба зробити перш, ніж починати працювати з електричними приладами?
8. Як правильно нагрівати тверді та рідкі речовини у хімічному посуді? Чому небезпечно нагрівати нижню частину пробірки з рідиною над відкритим вогнем?
9. Як правильно тримати пробірку з рідиною при нагріванні?
10. Які заходи першої допомоги при термічних обпаленнях шкіри?
11. Яких заходів вживають при пораненнях або порізах склом?
12. Яких заходів першої необхідності вживають при виникненні пожежі?
13. Що необхідно зробити при отруєнні парами небезпечних речовин?
14. Як виділяють отруту з організму при шлункових отруєннях?
15. Чи можна студентам самостійно виправляти несправності електричних та інших приладів у лабораторії?
16. Що необхідно зробити по закінченні лабораторної роботи?

## РОЗДІЛ I Основні закони хімії

### Лабораторна робота №1

#### Тема: «Зважування на терезах»

#### Теоретична частина

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

Основною частиною як технохімічних, так й аналітичних терезів (рис. 1 а, б) є колонка з коромислом (5). На коромислі є три призми: одна з них знаходиться посередині коромисла та її ребро спирається о колонку; дві інші – на кінцях коромисла – до них за допомогою дужок підвішуються чаші терезів (4). В аналітичних терезах призми зроблені з агату, в технохімічних – з нержавіючої сталі. Щоб охоронити ребра призм від зношування, терези мають аретир. Аретир вводиться в дію за допомогою колеса (3). У непрацюючому стані терезів аретир поворотом колеса піднімається догори та піднімає коромисло так, що призми не торкаються колонки, а дужки висять не на коромислі, а на аретирі. Поворотом колеса аретиру в зворотному напрямі терези приводяться у працюючий стан. На кінцях коромисла є регулюючі гвинти (6), за допомогою яких до початку зважування терези можна відрегулювати (тобто врівноважити). Терези знаходяться у стані рівноваги, якщо стрілка (7), що прикріплена до коромисла, відклоняється вправо та вліво від середньої (нульової) риски шкали (8) на однакову кількість розподілів.

Неможна ставити на чаші терезів гарячі або дуже охолоджені предмети та реактиви. Предмети та речовини, які зважують, повинні мати кімнатну температуру. Речовини, що зважують, поміщають у спеціальний посуд – на часове скло, у хімічну склянку, у бюкс або на папірець – та ніколи не кладуть безпосередньо на чаші.

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

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

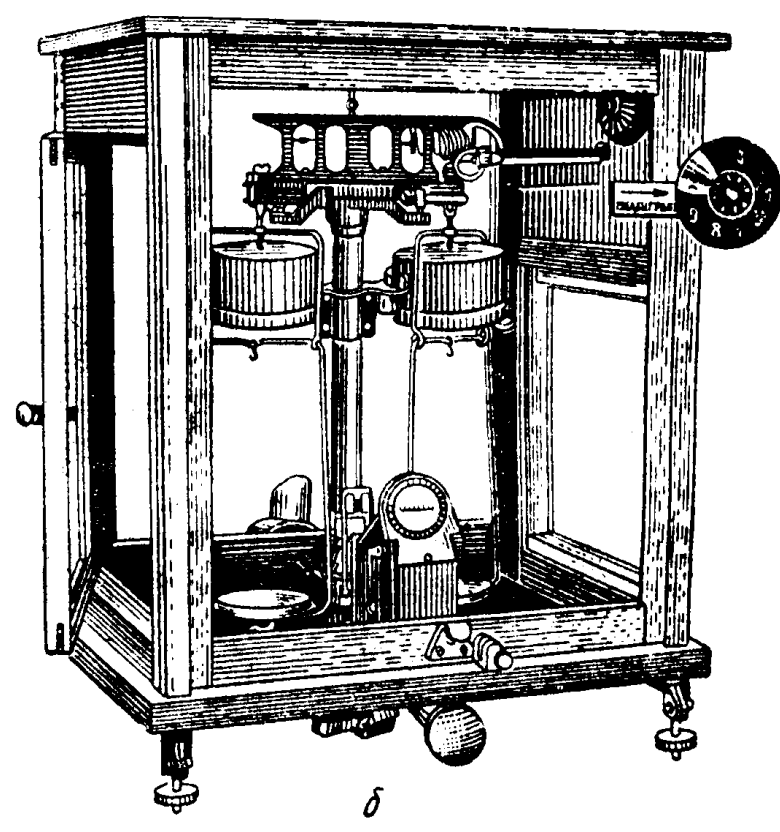
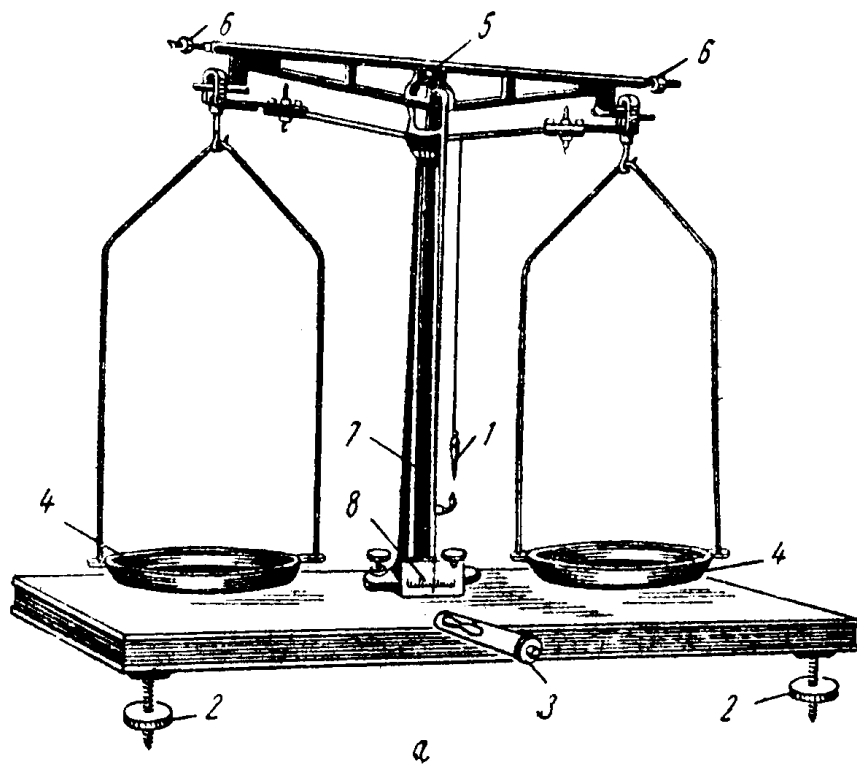


Рис.1.1 – Технохімічні терези (а):  
 1 – висок; 2 – настановні гвинти (гвинтові ніжки); 3 – аретир; 4 – чаші;  
 5 – коромисло; 6 – регулювальні гвинти; 7 – стрілка; 8 – шкала.  
 Аналітичні терези марки АДТ-200 (б).

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

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

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

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

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

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



## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

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

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

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

**Висновок.** Зробити висновок про точність зважування (похибку зважування) на технохімічних терезах.

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

**Висновок.** Зробити висновок про точність зважування (похибку зважування) на аналітичних терезах.

### Питання для самостійної перевірки знань студентів

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

## Індивідуальне завдання до лабораторної роботи №1

Таблиця 1.1.

№ варіанта	<u>Завдання 1</u> Визначити відсотковий вміст елементів, що складають речовину, хімічна формула якої:... Дайте назву речовині за номенклатурою та напишіть її структурну формулу	<u>Завдання 2</u>
1	2	3
1	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Виведіть молекулярну формулу масляної кислоти, яка вміщує (за масою) 54,5% вуглецю, 36,4% кисню та 9,1% водню. Густина її пари за воднем $D(\text{H}_2) = 44$ .
2	$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$	Виведіть молекулярну формулу речовини, що вміщує (за масою) 93,75% вуглецю та 6,25% водню, якщо густина цієї речовини за повітрям $D(\text{пов.}) = 4,41$ .
3	$\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, яка вміщує (за масою) 26,53% К; 35,37% Сг; 38,10% О.
4	$\text{Na}_3\text{PO}_4$	Газоподібна сполука нітрогену з воднем вміщує 12,5% (мас.) водню. Густина сполуки за воднем $D(\text{H}_2) = 16$ . Виведіть молекулярну формулу речовини.
5	$\text{AlPO}_4$	Виведіть простішу формулу кристалогідрату бури, яка вміщує (за масою) 12,05% Na; 11,35% В; 71,32% О; 5,28% Н.
6	$\text{K}_2\text{SiO}_3$	Масова частка хлору у хлориді фосфору складає 77,5%. Визначити простішу формулу.
7	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Виведіть молекулярну формулу мінералу, який вміщує (за масою) 36,8% феруму; 31,6% кисню та 31,6% титану. Густина його пари за воднем $D(\text{H}_2) = 151$ .

## Продовження таблиці 1.1.

1	2	3
8	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, яка вміщує (за масою) 43,4% Na, 11,3% C, 45,3% O.
9	$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$	Виведіть молекулярну формулу речовини, яка вміщує (за масою) 39,14% вуглецю, 52,16% кисню та 8,7% водню. Густина її пари за воднем $D(\text{H}_2) = 46$ .
10	$\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу оксиду ванадію, якщо 2,73 г оксиду вміщують 1,53 г ванадію.
11	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	Найдіть простішу формулу речовини, яка вміщує (за масі) 29,1% натрію, 40,5% сірки, 30,4% кисню.
12	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	Розрахуйте, скільки грам барію вміщується у 100 г сульфату барію $\text{BaSO}_4$ .
13	$\text{CuOHNO}_3$	Визначити атомну масу п'ятивалентного елемента, якщо оксид цього елемента вміщує 74,1% кисню.
14	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу сполуки бору з воднем, якщо вміст бору у сполуці становить 78,2% (по масі).
15	$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Простіша формула гідразину $\text{NH}_2$ . Найдіть його молекулярну формулу, якщо густина пари гідразину за повітрям $D(\text{пов.}) = 1,1$ .
16	$\text{KMnO}_4$	Розрахуйте, скільки кілограм феруму вміщується у 1 т сірчаного колчедану ( $\text{FeS}_2$ ), якщо домішок - 15% .
17	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу оксиду хрому, якщо вміст хрому в оксиді дорівнює 68,4% (мас.)
18	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Розрахуйте відсотковий вміст кристалічної води у дигідраті хлориду барію $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .
19	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу оксиду нітрогену, якщо вміст (мас.) нітрогену 25,93%, а кисню 74,07%.

## Продовження таблиці 1.1.

1	2	3
20	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 25% гідрогену та 75% вуглецю.
21	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 34,42% феруму та 65,58% хлору.
22	$\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 93,09% аргентуму та 6,91% кисню.
23	$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 34,6% натрію, 23,3% фосфору та 42,1% кисню.
24	$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 45,95% аргентуму та 54,05% йоду.
25	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, яка вміщує (за масою) 33,33% натрію, 20,29% нітрогену та 46,38% кисню.
26	$\text{CaOHCl}$	Найдіть простішу формулу кислоти, яка вміщує (за масою) 2,2% гідрогену; 55,7% йоду та 42,1% кисню.
27	$\text{Al}(\text{OH})_3$	Найдіть простішу формулу солі, яка вміщує (по масі) 24,7% калію, 34,8% мангану та 40,5% кисню.
28	$\text{CaSO}_4$	Найдіть простішу формулу кислоти, яка вміщує (за масою) 1,59% гідрогену; 22,22% нітрогену та 76,19% кисню.
29	$\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	Визначте молекулярну формулу речовини, яка вміщує (за масою) 85,7% карбону та 14,3% гідрогену. Густина пари речовини за воднем $D(\text{H}_2) = 14$ .
30	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 20% гідрогену та 80% вуглецю. Молекулярна маса речовини $M = 30$ г/моль.

## Лабораторна робота №2

Тема: «Визначення еквіваленту металу методом витиснення водню»

### Теоретична частина

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

*Закон еквівалентів*: маси речовин, що взаємодіють між собою без остатку (н. у.), прямо пропорційні молярним масам їх еквівалентів

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{екв1}}{M_{екв2}}.$$

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

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{екв1}}{V_{екв2}}.$$

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

$$\frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{екв1}}{V_{екв2}}.$$

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

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

*Молярний об'єм еквівалента газу* [л/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярний об'єм газу:

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

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

$$\eta_{екв}(v) = \frac{m}{M_{екв}}.$$

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

$$\eta_{\text{екв}}(v) = \frac{V}{V_{\text{екв}}}.$$

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

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

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

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

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

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

Наприклад:  $f_{\text{екв}}(\text{MnO}_2) = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}$ ;  $f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{O}) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}$ ;

$$f_{\text{екв}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}.$$

*Фактор еквівалентності гідроксидів* дорівнює оберненій величині їх кислотності (кількості іонів  $\text{OH}^-$ ):

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

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

*Фактор еквівалентності кислот* дорівнює оберненій величині їх основності (кількості іонів  $\text{H}^+$  у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал):

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

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

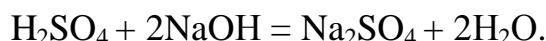
*Фактор еквівалентності солі* дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на ступінь окиснення металу:

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

Наприклад:  $f_{екв.}(Na_2SO_4) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}$ ;  $f_{екв.}(Fe_3(PO_4)_2) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}$ .

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

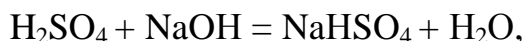
Наприклад:



У цій реакції 2 іона  $H^+$  заміщуються на 2 іона  $Na^+$ , тому

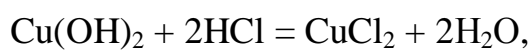
$$f_{екв.}(H_2SO_4) = \frac{1}{2}; \quad f_{екв.}(Na_2SO_4) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}.$$

А якщо реакція відбувається за рівнянням



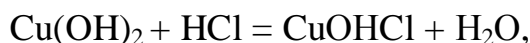
то  $f_{екв.}(H_2SO_4) = 1$ , та  $f_{екв.}(NaHSO_4) = 1$ , тому що тільки 1 іон  $H^+$  заміщуються на 1 іон  $Na^+$ .

У рівнянні хімічної реакції



$$f_{екв.}(Cu(OH)_2) = \frac{1}{2} \quad \text{та} \quad f_{екв.}(CuCl_2) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}.$$

А якщо реакція відбувається за рівнянням



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

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

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

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

### Хід визначення.

Прилад складається з колби, об'ємом 150 мл, відвідної трубки, кристалізатора та евдіометра (приладу для визначення об'єму водню), який закріплений у штативі.

У колбу за допомогою мірного циліндру наливають 15-20 мл розбавленої соляної кислоти (HCl) так, щоб не намочити горlichко колби.

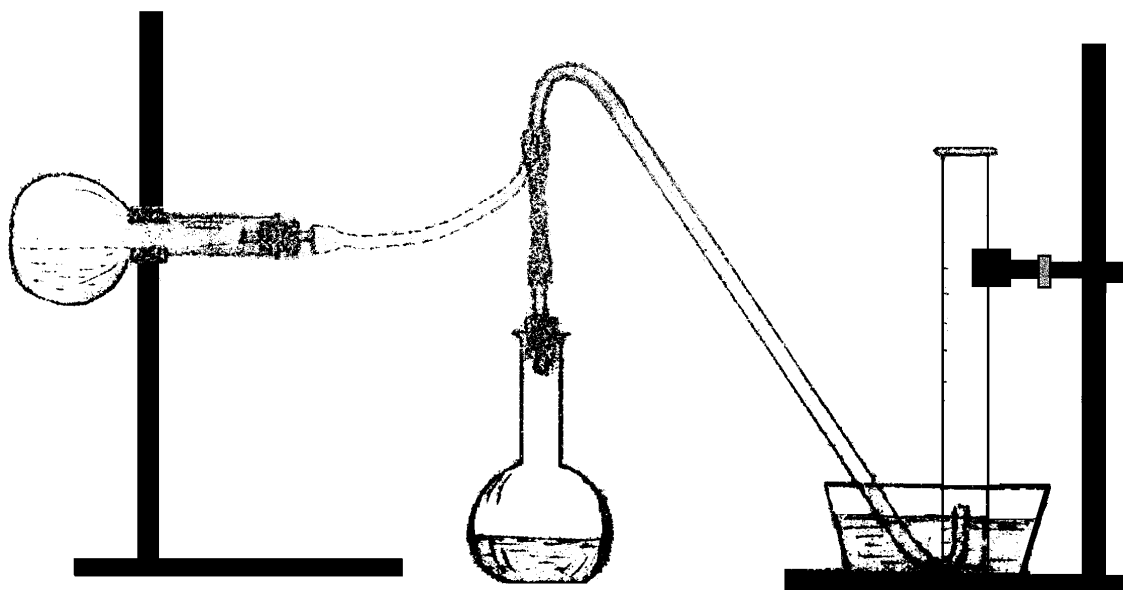
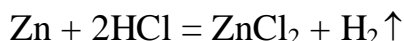


Рис.2.1 – Схема приладу для визначення молярної маси еквівалента металу за об'ємом витисненого водню.

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



Точно відмічають рівень води в евдіометрі ( $a_1$ , мл), потім різко повертають колбу у вертикальне положення так, щоб наважка цинку попала у кислоту. Відбувається хімічна реакція, в результаті якої виділяється водень ( $H_2$ ), що надходить відвідною трубкою та витісняє воду з евдіометра.



Після закінчення реакції:

- відмічають кінцевий рівень води в евдіометрі –  $a_2$  (мл) та знаходять об'єм водню (мл), що виділився, за формулою:

$$V(H_2) = a_2 - a_1$$

- лінійкою заміряють висоту стовпчика води, що осталась в евдіометрі, від рівня води у кристалізаторі до рівня води в евдіометрі, –  $h_2$  (мм);
- за барометром, що знаходиться у лабораторії, відмічають атмосферний тиск –  $P_{атм.}$  (мм рт. ст.);
- відмічають температуру під час досліду за термометром, що знаходиться у лабораторії –  $t^{\circ}C$ ;
- у таблиці (додаток №2), знаходять значення тиску водяної пари при температурі досліду –  $h_1$  (мм рт. ст.).

**Результати вимірювань** зводять у таблицю 2.1:

m (Zn), г	$a_1$ , мл	$a_2$ , мл	$V(H_2)$ , мл	$h_2$ , мм	$h_1$ , мм рт. ст.	$P_{атм.}$ , мм рт. ст.	t $^{\circ}C$

### **Розрахунки:**

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

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} \Rightarrow V_0(H_2) = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{P_0 \cdot T} = \frac{(P_{атм.} - h_1 - \frac{h_2}{13,6} \cdot V(H_2)) \cdot 273}{760 \cdot (273 + t^{\circ}C)},$$

де: 13,6 – густина ртуті.

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

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

### Розрахунок похибки досліду:

Відносну похибку досліду у відсотках розраховують за формулою

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

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

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

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

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

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

## Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №2

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

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

## РОЗДІЛ II Енергетика хімічних реакцій

Хімічними реакціями називаються процеси перетворення речовини, під час яких відбувається розрив старих та утворення нових зв'язків у молекулах. Хімія вивчає реакції, виходячи з макроскопічних явищ, на основі уявлення про властивості молекул, атомів, електронів та ядер. Усі ці частинки певним чином перетворюються.

Одні реакції відбуваються самовільно з виділенням значної кількості енергії, інші реакції – з поглинанням енергії. Хімічні реакції супроводжуються зміною різних видів енергії, наприклад:

Виділенням теплоти	-	$C + O_2 = CO_2 + Q.$
Поглинанням теплоти	-	$CaCO_3 = CaO + CO_2 - Q.$
Виділенням УФ-світла	-	$2Mg + O_2 = 2MgO + h\nu.$
Поглинанням УФ-світла	-	$2AgBr + h\nu = 2Ag + Br_2.$
Виділенням електрики	-	$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$ (у гальванічному елементі).
Поглинанням електрики	-	$2H_2O = 2H_2 + O_2$ (при електролізі).

Хімічні процеси відбуваються з виділенням або поглинанням енергії в різних формах, але обов'язково в еквівалентних кількостях.

Згідно з законом збереження енергії домовились усі види енергії, яка виділяється чи поглинається, перераховувати в теплову енергію.

**Термодинаміка** вивчає різні процеси через дослідження змін енергетичного стану тіл. Ці зміни можна охарактеризувати кількістю теплоти  $Q$  та роботи  $A$ . Відповідно назва склалася від грецьких слів „*terme*” – теплота та „*dinamic*” – сила, робота.

Наука про взаємні перетворення різних видів енергії при хімічних та фізико-хімічних процесах, у яких має місце зміна хімічного складу або структури, називається **хімічною термодинамікою**.

Хімічна термодинаміка встановлює напрямки та межі самовільного перебігу реакцій.

### Задачі хімічної термодинаміки:

1. Визначення теплових ефектів у реакціях.
2. Визначення можливості або неможливості перебігу хімічної реакції за даних умов.
3. Визначення умов, при яких окремі компоненти системи можуть знаходитися у стані рівноваги.

### Лабораторна робота № 3

#### Тема: «Визначення теплового ефекту хімічних реакцій»

#### Теоретична частина

**Теплові ефекти реакцій.** Хімічні реакції протікають з виділенням або поглинанням теплоти. Цей процес відбувається за рахунок утворення і розриву зв'язків між атомами, що приводить до утворення нових хімічних сполук, які знаходяться у вигідному енергетичному стані.

Таким чином, утворення теплоти зв'язано з перебігом реальних процесів у тих чи інших системах.

*Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається в результаті реакції, називається тепловим ефектом даної хімічної реакції.*

Кількість теплоти визначається за зміною температури та характеризується в калоріях або в джоулях. **Калорія** (кал) – це кількість теплоти, яка необхідна для нагрівання одного граму води на один градус Цельсія. В системі СІ кількість теплоти визначається в джоулях (Дж). Одна калорія еквівалентна 4,18 Дж (1 кал  $\approx$  4,18 Дж).

За тепловим ефектом хімічні реакції поділяються на 2 групи: **екзотермічні** та **ендотермічні**.

***Екзотермічними** називаються реакції, які відбуваються з виділенням теплоти.*

Наприклад: 
$$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + 184,6 \text{ кДж}$$

***Ендотермічними** називаються реакції, які відбуваються з поглинанням теплоти.*

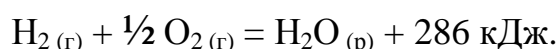
Наприклад: 
$$\frac{1}{2} \text{N}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{NO} - 90,4 \text{ кДж}$$

*Хімічні рівняння, в яких зазначається кількість виділеної або ввібраної теплоти називаються **термохімічними**.*

В практиці користуються поняттями «теплота утворення» і «теплота згоряння».

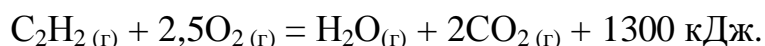
***Теплота утворення** – це кількість теплоти, яка виділяється або поглинається під час утворення одного моль сполуки з простих речовин.*

Наприклад, теплота утворення 1 моль рідкої води з 1 моль (2 г) водню і 0,5 моль (16г) кисню дорівнює 286 кДж:



***Теплотою згоряння** називається кількість теплоти, яка виділяється під час згоряння 1 моль речовини.*

Наприклад, теплота згоряння ацетилену дорівнює 1300 кДж



Теплоти утворення і згоряння – важливі фізичні величини, та їх чисельні значення можна знайти у відповідних довідниках.

**Внутрішня енергія.** Кожна система має певний запас енергії, яку називають *внутрішньою енергією* ( $U$ ).

Під *внутрішньою енергією* розуміють повний запас енергії системи (без гравітаційної енергії). Вона складається з енергії поступного, коливального та обертового руху частинок, тобто з кінетичної енергії частинок, а також потенційної, зумовленою силами тяжіння, відштовхування та ядерними силами, які діють у ядрах атомів.

Внутрішня енергія залежить від *маси* та *стану* системи, який визначається за допомогою трьох параметрів:  $V$  – об'єму,  $P$  – тиску,  $T$  – температури:

$$U = f(V, p, T)$$

Абсолютне значення внутрішньої енергії визначити неможливо, тому що енергія та маса складають єдність вічно рухомої матерії, з якої неможливо вичерпати всю енергію. Але, можна визначити зміну внутрішньої енергії, якщо система переходить з одного стану в інший

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Внутрішня енергія є *термодинамічною функцією стану* системи. Це означає, що зміна внутрішньої енергії  $\Delta U$  залежить лише від кінцевого і початкового станів системи та не залежить від шляху проходження цього процесу.

Джоуль (1845 р.) експериментально довів, що внутрішня енергія ідеальних газів при постійній температурі не залежить ні від тиску, ні від об'єму (закон Джоуля).

Основні форми енергії – *теплота* і *робота*. Ці поняття стосуються не систем, а процесів.

**Робота**  $A$  є кількісною мірою передачі впорядкованого руху. Для хімічних реакцій найбільше характерна робота розширення.

$$A = p \cdot \Delta V \quad (p = const)$$

де  $\Delta V$  – зміна об'єму системи.

При ізохорному процесі ( $V = const$ ), коли  $\Delta V = 0$ , тоді  $A = 0$  – робота дорівнює нулю.

**Теплота**  $Q$  – це кількісна міра передачі безладного руху, яка здійснюється хаотичним рухом молекул і відбувається при контакті двох тіл з різною температурою.

Значення теплоти і роботи залежать від ходу процесу, тобто  $Q$  та  $A$  не є функціями стану системи.

**Перший закон термодинаміки** є законом збереження енергії. Різні види енергії, які характеризують рух матерії, взаємно перетворюються в еквівалентних кількостях. Перший закон термодинаміки встановлює зв'язок між кількістю теплоти  $Q$ , яка виділяється чи поглинається в процесі роботи системи, і кількістю виконаної роботи  $A$ , що приводить до зміни внутрішньої енергії  $U$  системи.

$$Q = \Delta U + A$$

*Теплота, яка витрачається чи накопичується системою, йде на зміну внутрішньої енергії та виконання роботи.*

Для ізобарного процесу перший закон термодинаміки можна записати таким чином

$$\begin{aligned} Q_p &= \Delta U + p \cdot \Delta V \\ Q_p &= (U_2 - U_1) + p \cdot (V_2 - V_1) \\ Q_p &= (U_2 + p \cdot V_2) - (U_1 + p \cdot V_1) \end{aligned}$$

Суму  $U + p \cdot V$  називають ентальпією  $H$  (тепловмістом) системи:

$$H = U + p \cdot V$$

Величина  $H$  є функцією змінних  $U$ ,  $V$  і  $T$ .  $H = f(U, V, T)$ . Зміна ентальпії  $\Delta H$  визначає тепловий ефект хімічної реакції в ізобарних умовах.

**Ентальпія** – енерговміст системи. Вона відображає взаємний вплив атомів у молекулі. Ентальпія є функцією стану системи:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

Згідно закону термодинаміки, зміна ентальпії дорівнює тепловому ефекту реакції в ізобарних умовах, але із зворотнім знаком:

$$\Delta H = - Q_p$$

Для ізохорного процесу  $A = 0$  ( $p \cdot \Delta V$ ) і тоді згідно з першим законом:

$$Q_V = \Delta U.$$

Тобто теплота реакції в ізохорно-ізотермічному процесі дорівнює зміні внутрішньої енергії системи.

Існує залежність між тепловими ефектами при ізобарних та ізохорних умовах:

$$Q_p = Q_V - RT(n_2 - n_1),$$

де  $n_2$  і  $n_1$  – кількість моль газоподібних речовин після і до реакції.

Отже співвідношення між тепловими ефектами при сталому об'ємі  $Q_V$  і при сталому тиску  $Q_p$  залежить від різниці  $\Delta n$ .

**Закони термохімії.** Термохімічні закони є окремою формою закону збереження енергії.

1. **Закон Лавуазьє-Лапласа (1784 р):**

*Якщо при утворенні складної сполуки із простих речовин, виділяється певна кількість теплоти (енергії), то така сама кількість енергії поглинається при її розкладі на прості речовини*

$$\Delta H_{298 \text{ утв}}^0 = -\Delta H_{298 \text{ розкл.}}^0$$

2. **Закон Гесса (1840 р):**

*Тепловий ефект хімічної реакції (тобто зміна ентальпій або внутрішньої енергії) системи залежить лише від початкового та кінцевого станів реагуючих речовин та продуктів реакцій, та не залежить від шляху перетворення речовин, тобто не залежить від проміжних стадій реакції.*

Оскільки  $\Delta U$  та  $\Delta H$  не залежать від шляху переходу системи з одного стану в інший, то закон Гесса є наслідком першого закону термодинаміки.

Значення закону Гесса полягає в тому, що за його допомогою можна розрахувати теплові ефекти, які неможливо визначити експериментально.

**Наслідки з закону Гесса:**

1. **Закон Лавуазьє-Лапласа** є першим наслідком закону Гесса: ентальпія утворення речовини дорівнює ентальпії її розкладу з протилежним знаком:

$$\Delta H_{298 \text{ утв}}^0 = -\Delta H_{298 \text{ розкл.}}^0$$

2. Другий наслідок – **правило Гесса:**

*тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення всіх продуктів реакції, помножених на відповідні стехіометричні коефіцієнти (n), та сумою теплот утворення вихідних речовин з урахуванням їх стехіометричних коефіцієнтів (n):*

$$\Delta H_{x.p} = \sum n \Delta H_{\text{утв (кінц.)}} - \sum n \Delta H_{\text{утв (вихідн.)}}$$

Для термохімічних розрахунків часто використовують наслідки із закону Гесса. Але для початку треба визначити основні поняття термохімії: ентальпія утворення хімічної сполуки, ентальпія хімічної реакції, термохімічні рівняння.

**Ентальпія утворення хімічної сполуки** – це кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при утворенні 1 моль складної речовини з простих речовин стійких за даних умов при сталому тиску ( $p = const$ ).

Зміна ентальпії за стандартних умов ( $p = 101325 \text{ Па}$ ,  $T = 298 \text{ К}$ ) на 1 моль речовини називається **стандартною ентальпією утворення** хімічної речовини та позначається  $\Delta H_{298}^0$  [кДж/моль] або  $\Delta H_{\text{утв}}^0$ .



Чим менша стандартна ентальпія утворення речовини, тим більш стійка речовина.  $\Delta H_{298}^0$  – характеризує термічну стійкість сполуки.

Стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю ( $\Delta H_{298}^0$  простих речовин = 0), а складних речовин – довідкові величини.

Ентальпія характеризує прагнення частинок до укрупнення та є мірою впорядкованості системи. Ентальпія є мірою енергії, яку накопичила речовина. Ентальпія залежить від температури, тиску, агрегатного стану, природи речовини.

**Ентальпія хімічної реакції** – кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при хімічній реакції при умовах, що реакція йде по заданому рівнянню та відноситься до кількості речовин, що приймають участь в реакції.

Вона позначається  $\Delta H_{\text{хім.р.}}$  та вимірюється в кДж (Дж). Теплові ефекти хімічних реакцій змінюються в достатньо широких межах залежно від природи процесів. В енергетичному спектрі природних явищ теплові ефекти хімічних реакцій займають вузький інтервал від  $10$  до  $10^3$  кДж.

### Приклади розв'язання завдань

#### Приклад 1.

Користуючись даними табл. 3.1. **розрахувати ентальпію хімічної реакції та зробити висновок про характер процесу:**

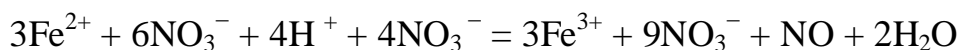


#### Розв'язання.

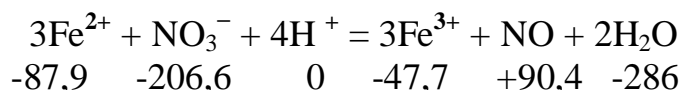
1. Запишемо молекулярне рівняння реакції, враховуючи агрегатний стан речовин:



2. Запишемо повне молекулярно-іонне рівняння:



3. Далі пишуть скорочене рівняння та вказують значення  $\Delta H_{298}^0$  під хімічними формулами речовин в кДж/моль, які знайшли у таблиці 3.1:



4. Запишемо правило Гесса в загальному вигляді:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum n\Delta H_{298}^0 \text{ кінц. реч.} - \sum n\Delta H_{298}^0 \text{ поч. реч.}$$

5. Запишемо правило Гесса для даного рівняння:

$$\Delta H_{x.p.} = [3\Delta H(Fe^{3+}) + \Delta H(NO) + 2\Delta H(H_2O)] - [3\Delta H(Fe^{2+}) + 4\Delta H(H^+) + \Delta H(NO_3^-)]$$

6. Підставимо чисельні значення  $\Delta H_{298}^0$  речовин і розрахуємо ентальпію хімічної реакції:

$$\Delta H_{x.p.} = [3 \cdot (-47,7) + 90,4 + 2 \cdot (-286)] - [3 \cdot (-87,9) + 4 \cdot 0 + (-206,5)] = -624,7 - (-470,3) = -154,4 \text{ кДж}$$

7. Формулюємо висновок: оскільки  $\Delta H_{x.p.} < 0$ , то процес екзотермічний (тому що  $\Delta H_{x.p.} = -Q$ ).

Відповідь:  $\Delta H_{x.p.} = -154,4 \text{ кДж}$ ; процес екзотермічний.

### Приклад 2.

**Визначити ентальпію утворення 4кг  $Fe_2O_3$ .**

Розв'язання.

Для визначення ентальпії утворення певної кількості речовини необхідно розрахувати число моль речовини:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{або} \quad n = \frac{V}{V_m}$$

Оскільки стандартна ентальпія утворення речовини  $\Delta H_{298}^0$  відноситься до 1 моль речовини, розрахуємо  $\Delta H_{утв}$  за формулою:

$$\Delta H_{утв} = n \cdot \Delta H_{298}^0 = \frac{m}{M} \cdot \Delta H_{298}^0$$

$$\Delta H_{298}^0(Fe_2O_3) = -322,2 \text{ кДж/моль}$$

$$M(Fe_2O_3) = 160 \text{ г/моль}$$

$$\Delta H_{утв} = \frac{4000}{160} \cdot (-322,2) = -20555 \text{ кДж.}$$

Відповідь: ентальпія утворення 4кг  $Fe_2O_3$  складає -20555 кДж.

**Приклад 3. Визначити ентальпію розкладу 112 л амоніаку.**

Розв'язання: Рахуємо кількість речовини аміаку (див. Приклад 2)

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{112}{22,4} = 5 \text{ моль.}$$

Визначаємо ентальпію утворення 5 моль  $NH_3$ :

$$\Delta H_{298}^0(NH_3) = -46,2 \text{ кДж/моль.}$$

$$\Delta H_{утв} = 5 \cdot (-46,2) = -231 \text{ кДж.}$$

Оскільки  $\Delta H_{утв} = -\Delta H_{розкл.}$ , то  $\Delta H_{розкл.} = 231 \text{ кДж.}$

Відповідь: ентальпія розкладу 112 л амоніаку становить 231 кДж.

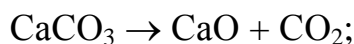
#### **Приклад 4.**

Термохімічне рівняння реакції розкладу карбонату кальцію:



**Яка кількість теплоти витрачається на розклад 325г CaCO<sub>3</sub>?**

**Розв'язання.**



$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль.}$

Визначаємо кількість речовини, що вступає в реакцію:

$$n = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{325}{100} = 3,25 \text{ моль.}$$

Рахуємо  $\Delta H_{\text{розкл}} = n \cdot \Delta H^0_{\text{розкл}} = 3,25 \cdot 157 = 510,25 \text{ кДж.}$

**Відповідь:** на розклад 325г CaCO<sub>3</sub> витрачено 510,25 кДж теплоти.

#### **Приклад 5.**

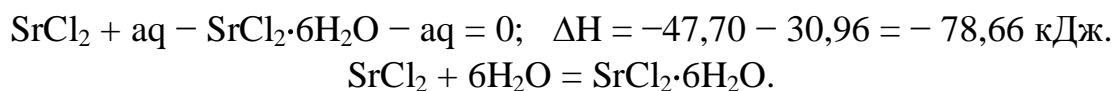
Теплота розчинення безводного хлориду стронцію дорівнює -47,70 кДж, а теплота розчинення кристалогідрату SrCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O дорівнює +30,96 кДж. **Визначити теплоту гідратації SrCl<sub>2</sub>** (теплоту утворення кристалогідрату).

**Розв'язання.**

Складемо термохімічні рівняння відповідних реакцій:

- 1)  $\text{SrCl}_2 + \text{aq} = \text{SrCl}_2 \cdot \text{aq}; \quad \Delta H = -47,70 \text{ кДж.}$
- 2)  $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} + \text{aq} = \text{SrCl}_2 \cdot \text{aq}; \quad \Delta H = +30,96 \text{ кДж.}$

Вилучаємо рівняння (2) із рівняння (1):



**Відповідь:** при утворенні SrCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O виділяється 78,66 кДж.

Таблиця 3.1 – Стандартні ентальпії утворення  $\Delta H^{\circ}_{298}$ , ентропії  $S^{\circ}_{298}$  та вільна енергія утворення  $\Delta G^{\circ}_{298}$  деяких речовин та іонів при 298 К(25°C)

Речовина	$\Delta H^{\circ}_{298}$ кДж/моль	$S^{\circ}_{298}$ Дж/(моль·К)	$\Delta G^{\circ}_{298}$ кДж/моль
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к.)	-1676,0	50,9	-1582,0
CH <sub>4</sub> (г.)	-74,9	186,2	-50,8
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (г.)	52,3	219,4	68,1
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г.)	+226,8	200,8	+209,2
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (р.)	82,9	269,2	129,7
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (р.)	-277,6	160,7	-174,8
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (г.)	-235,3	282,0	-168,62
CH <sub>3</sub> OH (г.)	-201,2	237,7	-161,88
CH <sub>3</sub> OH (р.)	-238,6	126,8	-166,1
CH <sub>3</sub> COOH (р.)	-486,6	159,7	-392,1
CO (г.)	-110,5	197,5	-137,1
CO <sub>2</sub> (г.)	-393,5	213,7	-394,4
CaCO <sub>3</sub> (к.)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaF <sub>2</sub> (к.)	-1214,6	68,9	-1161,9
CaO (к.)	-635,5	39,7	-604,2
Ca(OH) <sub>2</sub> (к.)	-986,6	76,1	-896,8
CaCl <sub>2</sub> (к.)	-785,8	113,8	-750,2
CuO (к.)	-162,0	42,6	29,9
FeO (к.)	-264,8	60,8	-244,3
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к.)	-322,2	87,4	-740,3
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (к.)	-1117,1	146,2	-1014,2
HBr (г.)	-36,3	198,6	-53,3
HCl (г.)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г.)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г.)	26,6	206,5	1,8
H <sub>2</sub> O (г.)	-241,8	188,7	-228,6
H <sub>2</sub> O (р.)	-285,8	70,1	-237,3
H <sub>2</sub> S (г.)	-21,0	205,7	-33,8
MgCl <sub>2</sub> (к.)	-641,1	89,9	-591,6
MgO (к.)	-601,8	26,9	-569,6
MgCO <sub>3</sub>	-1096,2	65,7	-1029,0
NH <sub>3</sub> (г.)	-46,2	192,6	-16,7
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (к.)	-365,4	151,0	-183,8
N <sub>2</sub> O (г.)	82,0	219,9	104,1
NO (г.)	90,3	210,6	86,6
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (г.)	83,3	307,0	140,5

## Продовження таблиці 3.1

Речовина	$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	$S^0_{298}$ Дж/(моль·К)	$\Delta G^0_{298}$ кДж/моль
NO <sub>2</sub> (г.)	33,5	240,2	51,5
NiO (к.)	-239,7	38,0	-211,6
TiO <sub>2</sub> (к.)	-943,9	50,3	-888,6
PbO (к.)	-219,3	66,1	-189,1
SO <sub>2</sub> (г.)	-296,9	248,1	-300,2
SO <sub>3</sub> (г.)	-394,8	256,0	-370,0
ZnO (к.)	-350,6	43,6	-320,7
AgCl (т.)	-126,9	96,0	-109,6
Ag <sup>+</sup>	105,90	73,93	77,11
Al <sup>3+</sup>	-524,7	-313,4	-481,2
AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	-870,3	-144,8	-636,0
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	-676,3	-53,1	-528,1
Ca <sup>2+</sup>	-542,9	-55,2	-553,1
Cl <sup>-</sup>	-167,46	55,1	-131,2
Cu <sup>2+</sup>	64,4	-98,7	64,98
Fe <sup>2+</sup>	-87,9	-113,4	-84,94
Fe <sup>3+</sup>	-47,7	-293,3	-10,5
H <sup>+</sup>	0	0	0
Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	168,2	74,2	154,2
K <sup>+</sup>	-251,2	102,5	-282,3
Li <sup>+</sup>	-278,4	14,2	-293,8
Mn <sup>2+</sup>	-218,8	-79,9	-223,4
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	-518,4	190,0	-425,1
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	-106,3	125,1	-35,3
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	-206,6	146,4	-110,5
Na <sup>+</sup>	-239,66	60,2	-261,87
OH <sup>-</sup>	-229,94	-10,54	-157,3
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	-1284,1	-218,0	-1025,5
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	-907,5	17,2	-743,0
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	-628,0	132,4	-527,3
PCl <sub>5</sub> (г.)	-369,45	362,9	-324,55
PCl <sub>3</sub> (г.)	-277,0	311,7	-286,27

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

- Мета роботи:** - визначити ентальпію реакції нейтралізації;  
- визначити ентальпію розчинення солі-кристалогідрату;  
- оволодіти навичками термохімічних розрахунків;

### Прилади та реактиви:

- розчин сірчаної кислоти ( $H_2SO_4$ ) з концентрацією 0,2 моль/л; розчин гідроксиду натрію ( $NaOH$ ) з концентрацією 0,2 моль/л; сіль кристалогідрат карбонат натрію ( $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ ); сіль кристалогідрат тіосульфат натрію ( $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ ); сіль кристалогідрат карбонат натрію ( $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ ); дистильована вода;
- технохімічні терези з різновагами; спрощений калориметр – фарфоровий стакан на 250мл; термометр з ціною поділу на 0,1 (0,2) °С; ступка з товкачиком; мірні циліндри на 100 та 50 мл; фільтрувальний папір, скляні палички, секундомір.

### Дослід 1. Визначення ентальпії реакції нейтралізації сірчаної кислоти ( $H_2SO_4$ ) розчином гідроксиду натрію ( $NaOH$ ).

#### Хід визначення

За допомогою циліндра на 100 мл відміряти 75 мл розчину сірчаної кислоти ( $C(H_2SO_4) = 0,2$  моль/л;  $\rho = 1,012$  г/мл); вилити у спрощений калориметр (стакан) та виміряти початкову температуру ( $t_0$ ). Потім відміряти за допомогою іншого циліндра на 50 мл – 25 мл розчину гідроксиду натрію ( $C(NaOH) = 1,2$  моль/л;  $\rho = 1,044$  г/мл). Розчин  $NaOH$  вилити, перемішуючи скляною паличкою, у спрощений калориметр (стакан) з розчином сірчаної кислоти. У момент виливання увімкнути секундомір та, при постійному перемішуванні реакційної суміші, заміряти температуру з інтервалом 10 секунд – до досягнення найвищої температури, при постійній температурі та при падінні температури. Після того, як протягом певного часу відбуватиметься рівномірне падіння температури, дослід можна припинити. Отримані результати досліду занести у таблицю 3.2.

Таблиця 3.2 – Результати досліду.

$\tau, c$	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100	110	120	130	.....
$t, ^\circ C$	$t_0$														

За даними таблиці 3.2 **побудувати** на міліметровому папері **графік залежності температури ( $t, ^\circ C$ ) від часу ( $\tau, c$ )**. Шкалу координат слід вибирати таким чином, щоб початкова температура ( $t_0$ ) була б на початку осі ординат. Через початкову (підвищення температури) та кінцеву

(падіння температури) ділянки графіку провести дотичні прямі, на перетині яких і визначають кінцеву температуру дослідів ( $t_k$ ).

Занести в таблицю 3.3 дані з величин об'ємів та концентрацій розчинів, початкової та кінцевої температур, а також похибок їх вимірювання. Слід пам'ятати, що похибки ( $\delta$ ) вимірювання об'ємів розчинів та температури визначають за ціною поділки циліндрів та термометра.

Таблиця 3.3 – Експериментальні дані

Дані H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>				Дані NaOH				Температура, °C			
V мл	$\delta V$ мл	C <sub>M</sub> , моль/л	$\rho$ г/см <sup>3</sup>	V мл	$\delta V$ мл	C <sub>M</sub> , моль/л	$\rho$ г/см <sup>3</sup>	t <sub>0</sub>	t <sub>k</sub>	$\Delta t = t_k - t_0$	$\delta t$

Розібрати калориметр, вимити термометр, стакан, скляну паличку та висушити.

### Аналіз та обробка результатів.

#### **1. Розрахунок експериментальної величини ентальпії реакції нейтралізації.**

Розрахунок кількості теплоти, що виділяється при реакції нейтралізації розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> розчином NaOH проводять за рівнянням:

$$Q_{\text{нейтр.}} = C_p \cdot m_p \cdot \Delta t$$

де:  $m_p$  - маса взаємодіючих речовин;

$C_p$  - питома теплоємність розчину (прийняти рівною 4,18 Дж/г · К)

$\Delta t$  - різниця між кінцевою та початковою температурами дослідів.

Згідно закону термодинаміки, зміна ентальпії дорівнює тепловому ефекту реакції в ізобарних умовах, але із зворотнім знаком:

$$\Delta H^\circ = -Q$$

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \frac{\Delta H^\circ}{\eta}$$

Розрахунок експериментального значення ентальпії реакції нейтралізації проводять за рівнянням:

$$\Delta H_{\text{експ}} \text{ (кДж/моль H}_2\text{SO}_4\text{)} = - \frac{C_p \cdot (\rho_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} + \rho_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}) \cdot \Delta t}{C_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

**2. Розрахунок похибки експериментальної величини ентальпії реакції нейтралізації:**

$$\delta(\Delta H) \text{ кДж/моль H}_2\text{SO}_4 = |\Delta H_{\text{експ}}| \cdot \left( \frac{\delta V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} + \frac{\delta V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{NaOH}}} + \frac{2\delta t}{\Delta t} \right)$$

**3. Перевірка коректності виконання досліду:**

Її проводять шляхом перевірки виконання нерівності:

$$|\Delta H_{\text{табл.}} - \Delta H_{\text{експ.}}| \leq \delta(\Delta H),$$

враховуючи, що  $\Delta H_{\text{нейтр. H}_2\text{SO}_4 (\text{табл.})} = -114,7 \text{ кДж/моль H}_2\text{SO}_4$ .

**4. Кінцеві експериментальні результати записати у формі:**

$$\Delta H_{\text{нейтр. H}_2\text{SO}_4} = \Delta H_{\text{експ.}} \pm \delta(\Delta H)$$

**Висновок:**

- зробити висновок про термохімічний характер реакції (екзо- або ендотермічна);
- зробити висновок про коректність виконання досліду.

**Дослід 2. Визначення ентальпії розчинення солі-кристалогідрату.**

**Хід визначення**

Зважити на технохімічних терезах 5 г кристалогідрату (тіосульфат натрію  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  або карбонат натрію  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ). Попередньо сіль ретельно розтерти у фарфоровій ступці товкачиком. За допомогою циліндра на 100 мл відміряти 50 мл дистильованої води та налити її у спрощений калориметр (стакан). Виміряти початкову температуру досліду ( $t_0$ ). Внести наважку солі в реакційний стакан калориметра. В момент перенесення солі увімкнути секундомір та, при постійному перемішуванні склянню паличкою, відзначати зміну температури аналогічно попередньому досліду (з інтервалом у кожні 10 секунд). Але у цьому разі слід враховувати не найвищу, а найнижчу температуру. Результати дослідження внести у таблицю 3.4.

Таблиця 3.4 – Результати досліду.

$\tau, \text{с}$	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100	110	120	130	.....
$t, ^\circ\text{C}$	$t_0$														

За даними таблиці 3.4 **побудувати** на міліметровому папері **графік залежності температури ( $t, ^\circ\text{C}$ ) від часу ( $\tau, \text{с}$ )**. Через початкову та кінцеву ділянки графіку провести дотичні прямі, на перетині яких і визначають кінцеву температуру досліду ( $t_k$ ).



Занести в таблицю 3.5 дані отриманих експериментальних величин маси солі, об'єму води, початкової та кінцевої температур, а також похибок їх вимірювання. Слід пам'ятати, що похибки вимірювання маси солі, об'єму води та температури визначають за похибкою зважування технічних терезів, ціною поділу циліндру та термометру.

Таблиця 3.5 – Експериментальні дані.

Дані H <sub>2</sub> O			Дані солі			Температура, °C			
V мл	δV мл	ρ г/см <sup>3</sup>	m г	δm г	M, г/моль	t <sub>0</sub>	t <sub>к</sub>	Δt= t <sub>к</sub> - t <sub>0</sub>	δt
		1							

Розібрати калориметр, вимити термометр, стакан, скляну паличку та висушити.

### Аналіз та обробка результатів.

#### 1. Розрахунок експериментальної величини ентальпії реакції розчинення солі.

Розрахунок кількості теплоти розчинення солі (кДж/моль) проводять за формулою

$$Q_p = \frac{C_p}{1000} (m_{H_2O} + m_c) \cdot \frac{M \cdot \Delta t}{m_c},$$

$C_p$  – питома теплоємність розчину, дорівнює 4,184 Дж/г·К;

$m_{H_2O}$  – маса води, г;

$M$  – молярна маса кристалогідрату, г/моль;

$m_c$  – наважка речовини, г.

Ентальпійний ефект розчинення солі-кристалогідрату:

$$\Delta H_{\text{експ.}} = -Q_p.$$

#### 2. Розрахунок похибки експериментальної величини ентальпії реакції розчинення солі-кристалогідрату проводять за рівнянням:

$$\delta(\Delta H)_{\text{кДж/моль}} = |\Delta H_{\text{експ.}}| \cdot \left( \frac{\delta V_{H_2O}}{V_{H_2O}} + \frac{\delta m_{\text{солі}}}{m_{\text{солі}}} + \frac{2\delta t}{\Delta t} \right)$$

#### 3. Перевірка коректності виконання досліду:

Її проводять шляхом перевірки виконання нерівності:

$$|\Delta H_{\text{табл.}} - \Delta H_{\text{експ.}}| \leq \delta(\Delta H),$$

враховуючи, що  $\Delta H_{\text{розч.}} \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (табл.) = **47,2** кДж/моль;

$\Delta H_{\text{розч.}} \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (табл.) = **66,6** кДж/моль;

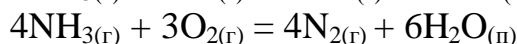
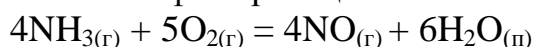
4. Кінцеві експериментальні результати записати у формі:

$$\Delta H_{\text{розч.}} = \Delta H_{\text{експ.}} \pm \delta(\Delta H)$$

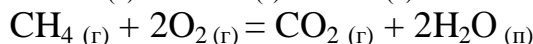
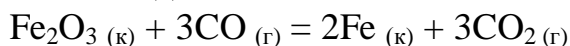
**Висновок:** - зробити висновок про термохімічний характер реакції (екзо- або ендотермічна) та про коректність виконання досліду.

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

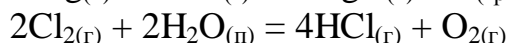
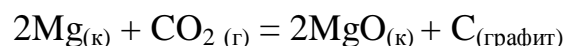
1. Що вивчає термодинаміка та які її задачі?
2. Що вивчає хімічна термодинаміка?
3. Основні поняття хімічної термодинаміки. Види систем.
4. Які види енергії можуть супроводжувати хімічні реакції? В який вид енергії їх перераховують?
5. Які реакції називаються екзотермічними, ендотермічними, термохімічними?
6. Параметри систем та функції стану систем.
7. Внутрішня енергія та ентальпія як функції стану систем.
8. Теплота та робота. Перший закон термодинаміки.
9. Закони термохімії. Наслідки з закону Гесса.
10. Визначити стандартні зміни ентальпії  $\Delta H$  в реакціях та зробити висновок про тепловий ефект реакцій:



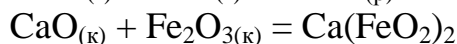
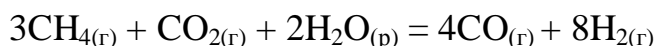
- 11.\* Умови дивись в завданні 10.



- 12.\*

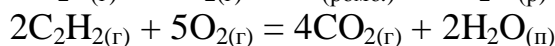
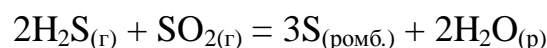


- 13.\*

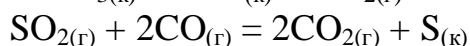


$$\Delta H(\text{Ca}(\text{FeO}_2)_2) = -1665,2 \text{ кДж}$$

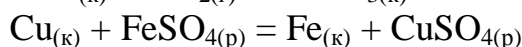
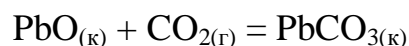
- 14.\*



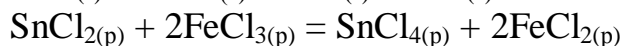
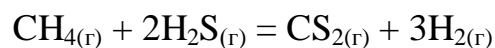
- 15.\*



- 16.\*



- 17.\*



### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №3

#### Завдання 1.

Обчислити  $\Delta H$  хімічної реакції за стандартних умов і зробити висновок про термохімічний характер реакції. При розрахунках слід використовувати дані таблиці 3.1.

№ варіанту	Завдання
1	$\text{H}_2\text{O}_{(p)} + \text{SO}_3_{(r)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4_{(p)}$
2	$\text{CaCl}_2_{(p)} + \text{Na}_2\text{CO}_3_{(p)} \rightarrow \text{CaCO}_3_{(r)} + \text{NaCl}_{(p)}$
3	$\text{Na}_2\text{SO}_4_{(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4_{(p)} + \text{NaOH}_{(p)}$
4	$\text{Fe}(\text{OH})_3_{(p)} + \text{HCl}_{(p)} \rightarrow \text{FeCl}_3_{(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$
5	$\text{SnCl}_2_{(p)} + \text{FeCl}_3_{(p)} \rightarrow \text{FeCl}_3_{(p)} + \text{SnCl}_4_{(p)}$
6	$8\text{HI}_{(r)} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(p)} \rightarrow 4\text{I}_2_{(r)} + \text{H}_2\text{S}_{(r)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
7	$\text{NO}_2_{(r)} + \text{H}_2\text{SO}_3_{(p)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4_{(p)} + \text{NO}_{(r)}$
8	$\text{Ca}(\text{OH})_2_{(к)} + \text{CO}_2_{(r)} \rightarrow \text{CaCO}_3_{(к)}$
9	$\text{SO}_2_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} + \text{NO}_2_{(r)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4_{(p)} + \text{NO}_{(r)}$
10	$\text{Fe}_{(к)} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(p)} \rightarrow \text{FeSO}_4_{(p)} + \text{H}_2_{(r)}$
11	$\text{CaCO}_3_{(к)} \rightarrow \text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_2_{(r)}$
12	$\text{Fe}_{(к)} + 4\text{HNO}_3_{(p)} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3_{(p)} + \text{NO}_{(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
13	$\text{CaCO}_3_{(к)} + 2\text{HCl}_{(p)} \rightarrow \text{CaCl}_2_{(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} + \text{CO}_2_{(p)}$
14	$3\text{I}_2_{(r)} + 3\text{H}_2\text{SO}_3_{(p)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(p)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4_{(p)} + 6\text{HI}_{(r)}$
15	$\text{Zn}_{(r)} + \text{HCl}_{(p)} \rightarrow \text{ZnCl}_2_{(p)} + \text{H}_2_{(r)}$
16	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(r)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(п)}$
17	$\text{H}_2\text{S}_{(r)} + \text{CO}_2_{(r)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(п)} + \text{CS}_2_{(r)}$
18	$\text{CH}_4_{(r)} + \text{H}_2\text{S}_{(r)} \rightarrow \text{CS}_2_{(r)} + \text{H}_2_{(r)}$
19	$\text{NO}_2_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} \rightarrow \text{HNO}_3_{(p)} + \text{HNO}_2_{(p)}$
20	$\text{Na}_2\text{CO}_3_{(p)} + \text{Ca}(\text{OH})_2_{(к)} \rightarrow \text{CaCO}_3_{(к)} + \text{NaOH}_{(p)}$
21	$3\text{Hg}_{(p)} + 8\text{HNO}_3_{(p)} = 3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2_{(p)} + 2\text{NO}_{(r)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
22	$\text{NO}_2_{(r)} + \text{NaOH}_{(p)} = \text{NaNO}_3_{(p)} + \text{NaNO}_2_{(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$
23	$16\text{HCl}_{(p)} + \text{KMnO}_4_{(p)} = 2\text{MnCl}_2_{(p)} + 5\text{Cl}_2_{(r)} + 2\text{KCl}_{(p)} + 8\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
24	$\text{H}_2\text{SO}_4_{(p)} + \text{Cu}_{(к)} \rightarrow \text{CuSO}_4_{(p)} + \text{SO}_2_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$
25	$\text{FeCl}_3_{(p)} + \text{Ag}_{(r)} \rightarrow \text{AgCl}_{(к)} + \text{FeCl}_2_{(p)}$
26	$\text{CH}_3\text{OH}_{(p)} + 3/2 \text{O}_2_{(r)} \rightarrow \text{CO}_2_{(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
27	$\text{CuCl}_2_{(p)} + \text{NaOH}_{(p)} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2_{(r)} + \text{NaCl}_{(p)}$
28	$6\text{KOH}_{(p)} + 3\text{S}_{(r)} = \text{K}_2\text{SO}_4_{(p)} + 2\text{K}_2\text{S}_{(p)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
29	$\text{Cu}_{(r)} + \text{FeSO}_4_{(p)} \rightarrow \text{Fe}_{(r)} + \text{CuSO}_4_{(p)}$
30	$4\text{Mg}_{(r)} + 10\text{HNO}_3_{(p)} \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2_{(p)} + \text{N}_2\text{O}_{(r)} + 5\text{H}_2\text{O}_{(p)}$

## Завдання 2.

Визначити ентальпію певної кількості речовини.

1	ентальпію утворення	10,2г $\text{Al}_2\text{O}_3$
2	ентальпію розкладу	6,72л $\text{CH}_4$
3	ентальпію утворення	250г $\text{CaCO}_3$
4	ентальпію розкладу	32г $\text{NH}_4\text{NO}_3$
5	ентальпію утворення	11,2л $\text{C}_2\text{H}_4$
6	ентальпію розкладу	100г $\text{MgO}$
7	ентальпію утворення	1,кг $\text{NiO}$
8	ентальпію розкладу	168г $\text{MgCO}_3$
9	ентальпію утворення	1м <sup>3</sup> $\text{H}_2\text{O}$
10	ентальпію розкладу	200л $\text{NH}_3$
11	ентальпію утворення	11,2кг $\text{CaO}$
12	ентальпію розкладу	190г $\text{MgCl}_2$
13	ентальпію утворення	5 моль $\text{N}_2\text{O}$
14	ентальпію розкладу	285г $\text{AgCl}$
15	ентальпію утворення	6 моль $\text{HF}$
16	ентальпію розкладу	48г $\text{Fe}_2\text{O}_3$
17	ентальпію утворення	0,5м <sup>3</sup> $\text{CO}_2$
18	ентальпію розкладу	1,5 моль $\text{Fe}_3\text{O}_4$
19	ентальпію утворення	10 моль $\text{ZnO}$
20	ентальпію розкладу	90л $\text{H}_2\text{S}$
21	ентальпію утворення	134,4л $\text{NO}_2$
22	ентальпію розкладу	3 моль $\text{C}_6\text{H}_6$
23	ентальпію утворення	3,4г $\text{H}_2\text{S}$
24	ентальпію розкладу	1кг $\text{PbO}$
25	ентальпію утворення	8кг $\text{CuO}$
26	ентальпію розкладу	7 моль $\text{CaCl}_2$
27	ентальпію утворення	64кг $\text{SO}_2$
28	ентальпію розкладу	312г $\text{CaF}_2$
29	ентальпію утворення	48г $\text{CH}_3\text{OH}$
30	ентальпію розкладу	2,5г $\text{NH}_3$

## РОЗДІЛ III Хімічна кінетика та хімічна рівновага

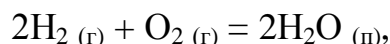
### Лабораторна робота №4

Тема: «Вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій»

#### Теоретична частина

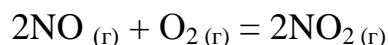
**Хімічна кінетика** – це наука, що вивчає швидкість хімічних реакцій та їх механізм.

Хімічні реакції відбуваються в часі. Одні перебігають досить повільно:



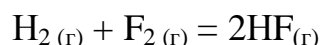
але в присутності каталізатора (платини) та при нагріванні (700 °С) – відбуваються миттю.

Реакція



відбувається достатньо швидко при звичайних умовах.

Іноді реакції протікають з вибухом:



Взаємодія між іонами в розчинах звичайно протікає дуже швидко.

Наведені реакції – гомогенні.

Хімічні реакції, що перебігають в межах однієї фази, називаються **гомогенними**, а реакції, що перебігають на межі розподілу фаз, називаються **гетерогенними**.

Важливою характеристикою кінетики хімічної реакції є її швидкість. Швидкість визначається зміною якогось параметру за одиницю часу. Для хімічних реакцій таким параметром вибрано концентрацію реагуючих речовин. Концентрація визначається кількістю речовин в одиниці об'єму, моль/л:

$$C = \frac{n}{V}; \quad C = \frac{m}{M \cdot V}.$$

Якщо в момент часу  $t_0$  концентрація була  $C_0$ , а в момент  $t$  концентрація стала  $C$ , то швидкість в гомогенній системі можна записати:

$$V = \frac{C_0 - C}{t_0 - t} = -\frac{\Delta C}{\Delta t}, \text{ моль/л}\cdot\text{с}, \quad \text{або} \quad V = \pm \frac{dC}{dt}.$$

В **гетерогенних реакціях** швидкість хімічної реакції буде залежати також від площі  $S$  поверхні поділу фаз або від площі поверхні твердого тіла

$$V = \frac{\Delta C}{S \cdot \Delta t} \quad \text{або} \quad V = \frac{dC}{S \cdot dt}.$$

Швидкість реакції залежить від багатьох факторів. На неї впливають природа та концентрація реагуючих речовин, тиск, температура, каталізатор, стан реагуючих речовин – ступінь подрібненості твердих або пароподібних речовин, стан рідких речовин.

В гетерогенних системах процеси багатостадійні. Швидкість реакції визначається не сумою швидкостей окремих стадій, а швидкістю найповільнішої стадії. Для гетерогенних систем – це швидкість дифузії.

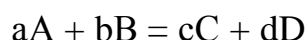
Основними параметрами, які враховують при всіх процесах, є природа речовини, концентрація, температура, тиск, дія каталізатора.

**Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас.** В 1865 році професор Харківського університету М.М. Бекетов встановив кількісний зв'язок між масами реагентів та часом перебігу реакції: «...тяжіння пропорційно добутку діючих мас».

А в 1867 році норвезькі хіміки К.М. Гульберг і П. Вааге дали математичне обґрунтування цієї залежності та сформулювали **закон діючих мас**:

*Швидкість хімічних реакцій при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених до ступеня відповідного їх стехіометричним коефіцієнтам.*

Для реакції загальним виглядом:



швидкість реакції за законом діючих мас:

$$V = K[A]^a \cdot [B]^b \quad \text{або} \quad V = K \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де  $a, b$  – стехіометричні коефіцієнти;

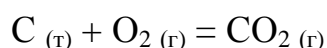
$K$  – коефіцієнт пропорційності, що називається **константою швидкості реакції**.

Якщо  $C_A = C_B = 1$ ,  $T = \text{const}$ , то  $V = K$ .

**Фізичний зміст  $K$**  – це швидкість реакції при концентрації реагуючих речовин рівних 1 моль/л.

Константа швидкості реакції залежить від природи речовин, від температури, від присутності каталізатора і не залежить від концентрації реагуючих речовин.

Закон діючих мас застосовується для газоподібних та розчинених речовин. Якщо в реакції приймають участь і тверді речовини, концентрація яких стала, то швидкість реакції змінюється в залежності від концентрації газів та розчинених речовин. Наприклад, швидкість згоряння вуглецю



пропорційна тільки концентрації кисню

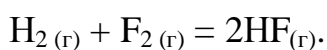
$$V = K \cdot \text{const}[O_2] = K'[O_2] \quad \text{де } K' = K \cdot \text{const}.$$

### Вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції.

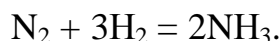
Щоб утворилися нові сполуки треба спочатку розірвати або послабити зв'язки між атомами в молекулах вихідних речовин. На це треба витратити певну енергію. Згідно **теорії активації** у взаємодію вступають тільки активні молекули, які мають надлишкову енергію – **енергію активації реакції**. Її величина є фактором, за допомогою якого позначається вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції.

Для активації інших молекул треба додати додаткову енергію для подолання енергетичного бар'єру – енергію активації –  $E_{акт}$ , кДж/моль.

Якщо енергія активації мала ( $E_{акт} < 40$  кДж/моль), то швидкість реакції велика



Навпаки, коли  $E_{акт}$  дуже велика (понад 120 кДж/моль), то швидкість реакції мала



Коли енергія активації має величину від 40 до 120 кДж/моль, то швидкість реакції можна виміряти



Необхідною умовою взаємодії молекул між собою є дотик. При цьому активні молекули послабшають зв'язок між атомами молекул вихідних речовин та утворюють активований комплекс. В цьому комплексі відбувається перерозподіл електронної густини, рвуться старі зв'язки та утворюються нові.



Речовини, що реагують, вбирають додаткову енергію та переходять у нестійкий стан, який характеризується великим запасом енергії. Активований комплекс існує дуже короткий час, він швидко руйнується з утворенням продуктів реакції. При цьому енергія виділяється.

Різниця енергії активації зворотної та прямої реакції дорівнює тепловому ефекту реакції.

### Вплив температури на швидкість хімічної реакції.

При нагріванні швидкість руху молекул збільшується, що призводить до збільшення швидкості реакції. Залежність швидкості хімічної реакції від температури досить складна. Вплив температури на

швидкість реакції в досить широкому інтервалі температур визначається рівнянням Арреніуса:

$$K = Z \cdot e^{-\frac{E_{акт}}{RT}},$$

де  $K$  – константа швидкості реакції;  $Z$  – фактор частоти зіткнень;  $E_{акт}$  – енергія активації.

Зростання швидкості реакції із зростанням температури можна визначити за **правилом Вант-Гоффа**:

*При підвищенні температури на 10°C (10 K) швидкість хімічної реакції збільшується приблизно в 2 – 4 рази.*

Співвідношення

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad \text{або} \quad \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

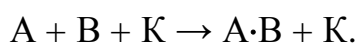
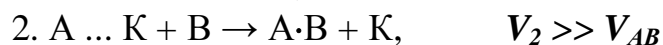
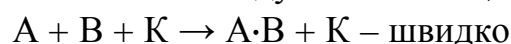
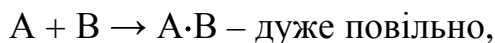
відомо як **правило Вант-Гоффа** і має приблизний характер. Але воно дає можливість оцінити поведінку хімічної системи в певних межах температур.

### **Прискорення хімічних процесів. Каталіз.**

Одним з поширених методів прискорення хімічних реакцій є **каталіз**. Речовина, що приймає участь в реакції, змінює її швидкість, але до кінця реакції якісно та кількісно не змінюється, називається **каталізатором**. Реакції, в яких бере участь каталізатор, називають **каталітичними**.

Згідно теорії активних комплексів каталізатор утворює з вихідними речовинами проміжні сполуки, які руйнуючись утворюють продукти реакції та регенерують каталізатор.

Каталізатор зменшує енергію активації та спрямовує процес по новому шляху:





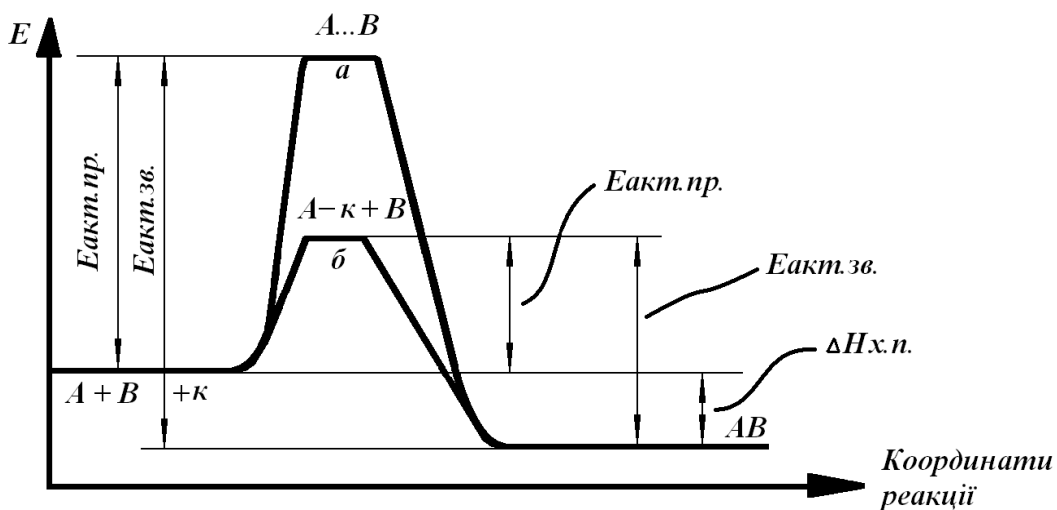
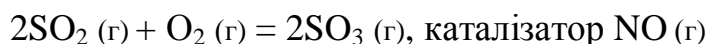


Рис. 4.1. Енергетична діаграма реакції:  
а) без каталізатора, б) з каталізатором.

У випадку **гомогенного каталізу** каталізатор і реагуючі речовини знаходяться в одній фазі (газ або розчин)



**Гетерогенний каталіз** починається з адсорбції вихідних речовин на поверхні твердого каталізатора. В наслідок адсорбції зменшується енергія активації реагуючих речовин, збільшується кількість активних молекул та швидкість хімічної реакції.

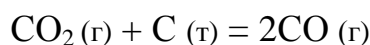
Каталізатори біологічних систем – ферменти. В організмі людини їх близько 30000. Кожен з них є ефективним каталізатором відповідної реакції. Слина утримує фермент **птіалін**, який перетворює крохмаль в цукор. В травленні приймає участь **пепсин** (фермент, що є в шлунку), який каталізує розщеплення білків. Ферменти працюють при температурі організму, оскільки енергія активації зменшується.

Тобто, основна **сутність каталізу** – зменшення енергії активації реагуючих речовин.

### Приклади розв'язання завдань

#### Приклад 1.

Визначити у скільки разів зміниться швидкість прямої та зворотної реакції в системі, якщо тиск зросте в 3 рази



#### Розв'язання:

Згідно з законом діючих мас, швидкість прямої реакції в гетерогенній системі становить:

$$V_{np} = K[CO_2] \cdot const = K'[CO_2]$$

Якщо тиск зросте в 3 рази, то об'єм зменшиться в 3 рази, а концентрація  $CO_2$  зросте в 3 рази

$$V'_{np} = K'3[CO_2] = 3K'[CO_2]$$

Співвідношення  $\frac{V'_{np}}{V_{np}} = \frac{3K'[CO_2]}{K'[CO_2]} = 3.$

Швидкість прямої реакції зросте в 3 рази.

Швидкість зворотної реакції:

$$V_{зв} = K_2[CO]^2$$

Після зміни тиску

$$V'_{зв} = K'_2(3[CO])^2 = 9K'_2[CO]^2$$

Співвідношення  $\frac{V'_{зв}}{V_{зв}} = \frac{9K'_2[CO]^2}{K_2[CO]^2} = 9$

показує, що швидкість зворотної реакції зросте в 9 разів.

### Приклад 2.

Як зміниться швидкість реакції в гомогенній системі при зниженні температури з 80 до 20°C, якщо температурний коефіцієнт  $\gamma = 2$ ?

Розв'язання:

Згідно з емпіричним правилом Вант-Гоффа

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

де  $V_1, V_2$  – швидкості реакцій при температурах  $T_1, T_2$ .

$$\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2^{\frac{20 - 80}{10}} = 2^{-6} = \frac{1}{64}.$$

Відповідь: швидкість реакції зменшиться в 64 рази.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Мета роботи:

1. Вивчити вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій:

- вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі;
- вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі;
- вплив величини поверхні розподілу реагуючих речовин на швидкість реакції в гетерогенній системі;
- вплив каталізатора на швидкість реакції;

2. Експериментально підтвердити справедливність закону діючих мас та правило Вант-Гоффа за одержаними результатами дослідів.

### Прилади та реактиви:

Секундомір; 2 термостати або стакани на 200-300 мл з кришками, в яких є 3 отвори для термометру та 2-х пробірок; 3 бюретки на 25 мл; пробірки; термометр на 50°C; скляні палички; ступка з товкачиком. Карбонат кальцію (крейда). Розчини: тіосульфат натрію (1 н; 0,5 н), сірчана кислота (2 н), хлороводнева кислота (густиною 1,19 г/см<sup>3</sup>), перманганат калію (0,5 н), сульфат міді (1н), хлорид феруму (III) (0,5 н), роданід калію (0,5 н).

### Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі.

#### **Взаємодія тіосульфату натрію з сірчаною кислотою.**

Реакція перебігає за рівнянням:



Швидкість реакції визначає час від початку реакції до появи перших ознак опалесценції розчину колоїдної сірки, який визначається візуальним методом дослідження прозорості розчину.

### Хід виконання

Підготувати чисті сухі пробірки. Заповнити 3 бюретки відповідними розчинами:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ . В 3 пробірки налити по 5 мл сірчаної кислоти. В 3-х інших пробірках приготувати розчини тіосульфату натрію за схемою, наведеною у таблиці 4.1.

У пробірки з тіосульфатом натрію одночасно влити сірчану кислоту з попередньо набраних пробірок.

Увімкнути секундомір та перемішати розчини скляними паличками. Зафіксувати час від початку реакції до появи перших ознак слідів сірки у кожній пробірці. Записати час для кожної концентрації тіосульфату натрію. Дані експерименту занести в таблицю 4.1.

Таблиця 4.1 – Експериментальні та розраховані величини

№ пробірки	Об'єм, мл				Відносна концентрація $Na_2S_2O_3$	Час ( $\tau$ ) до появи слідів $S$ , сек	Відносна швидкість $V = 1/\tau$	V·1000
	$H_2SO_4$	$Na_2S_2O_3$	$H_2O$	загальний				
1	5	5	10	20	1С			
2	5	10	5	20	2С			
3	5	15	-	20	3С			

За експериментальними даними **побудувати графік** залежності швидкості реакції (вісь ординат) від концентрації  $Na_2S_2O_3$  (вісь абсциси).

### Висновок.

- Проаналізувати характер залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин на базі отриманого графіку.
- Вказати чи підтверджується експериментально закон діючих мас.

## Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі.

### Хід виконання

Для виконання досліду використовують два термостати, температура в яких відрегульована на 10°C та 20°C вище ніж кімнатна. Можна скористатися стаканами з кришками, в яких є отвори для термометру та двох пробірок.

3 стакани на 200-250 мл наповнити на 2/3 водою. Перший стакан залишити на столі за кімнатною температурою. Температуру води заміряти термометром. Воду в 2-му та 3-му стаканах підігріти на 10 °C та 20 °C вище кімнатної температури та підтримувати їх. В кожен стакан вставити термометр (на 50 °C), кінчик якого занурити у воду. Закрити стакани кришками. В отвори у кришках вставити пробірки: одну з 2 н розчином сірчаної кислоти та піпеткою, другу – з 10 краплями 1 н розчину тіосульфату натрію  $Na_2S_2O_3$ . Через 10-15 хвилин включити секундомір та, не виймаючи пробірки з  $Na_2S_2O_3$  зі стаканів, додати в них по одній краплі 2 н розчину  $H_2SO_4$  із пробірки, яка знаходиться в тому самому термостаті.

За секундоміром визначити час від додання кислоти до появи опалесценції. Дані експерименту записати у таблицю 4.2.

Таблиця 4.2 – Експериментальні та розрахункові величини

№ п/п	Температура досліду, °С	Час реакції, с	Швидкість реакції $V = 1/\tau$
1			
2			
3			

### **Висновок.**

- Розрахувати середнє значення температурного коефіцієнта реакції.
- Визначити за результатами досліду залежність швидкості хімічної реакції від температури та справедливність правила Вант-Гоффа.

### **Дослід 3. Вплив величини поверхні розподілу реагуючих речовин на швидкість реакції в гетерогенній системі.**

Розчинення карбонату кальцію в хлороводневій кислоті відбувається за рівнянням



#### **Хід виконання**

Взяти два невеликих по можливості однакових шматочки крейди. Один з них розтерти на фільтрувальному папері скляною паличкою до пухового стану.

Перенести розтерту крейду в пробірку. В іншу пробірку покласти другий шматочок крейди. В обидві пробірки одночасно додати однакову кількість (10-20 крапель) хлороводневої кислоти HCl густиною 1,19 г/см<sup>3</sup>. Записати час повного розчинення крейди в кожному випадку та визначити швидкість процесу.

**Висновок.** Проаналізувати причини різної швидкості реакції в цих випадках.

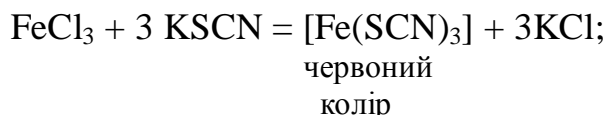
### **Дослід 4. Вплив каталізатора на швидкість реакції. Каталітичне відновлення феруму(III).**

#### **Хід виконання**

В дві пробірки внести по 10 крапель 0,5 н розчину роданіду калію KSCN та по 1 краплі 0,5 н розчину хлориду феруму (III) FeCl<sub>3</sub>. Відзначте,

що спостерігаєте? В одну пробірку додати 1 краплю 1 н розчину сульфату купруму  $\text{CuSO}_4$ . В обидві пробірки внести по 10 крапель тіосульфату натрію  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Спостерігати різну швидкість обезбарвлення розчинів, яке відбувається в наслідок відновлення феруму (III) до феруму (II) тіосульфатом натрію.

**Запис даних досліду.** Відмітити всі спостереження. Записати рівняння реакції утворення  $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$  – роданіду феруму (III).



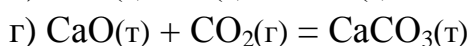
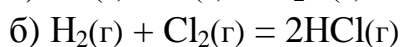
Відновлення феруму (III) у ферум (II) тіосульфатом натрію відбувається за рівнянням:



**Висновок:** укажіть який колір має  $[\text{Fe}(\text{SCN})_2]$  та яка речовина є каталізатором у цьому досліді.

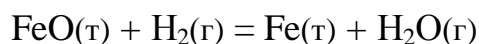
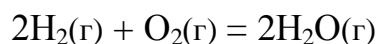
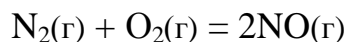
### Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

1. Що розуміють під швидкістю гомогенних та гетерогенних реакцій?
2. Які фактори впливають на швидкість реакцій?
3. Сутність та математичний вираз закону діючих мас для гомогенних та гетерогенних систем.
4. Яке рівняння описує вплив температури та енергії активації на швидкість хімічної реакції?
5. В чому сутність теорії активації? Що називають «активованим комплексом»?
6. За допомогою якого правила можна описати залежність швидкості реакції від температури?
7. Що таке каталіз? Які речовини називаються каталізаторами? Дати визначення гомогенного та гетерогенного каталізу.
8. Описати механізм дії гомогенного та гетерогенного каталізу. Визначити сутність каталізу.
9. Записати вираз швидкості прямої та зворотної реакції для систем:

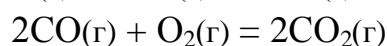
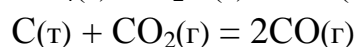
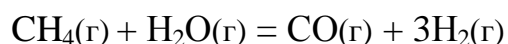


Визначити як зміниться швидкість реакцій при збільшенні концентрацій вихідних речовин в 2 рази.

10. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо за сталої температури концентрація кожної речовини зменшиться в 2 рази?



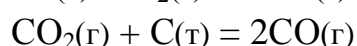
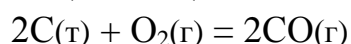
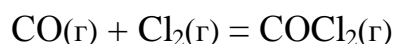
11. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо тиск у системі зросте в 3 рази?



12. При підвищенні температури на 10°C швидкість реакції зростає в 2 рази. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції при підвищенні температури на 50°C та на 20 °C?

13. Визначити температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при підвищенні температури від 10 до 50°C швидкість реакції збільшилась в 16 разів?

14. Як зміниться швидкість реакцій в прямому та зворотньому напрямку при збільшенні об'єму в 2 рази при сталій температурі?



15. На скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилась в 81 раз, якщо температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3?

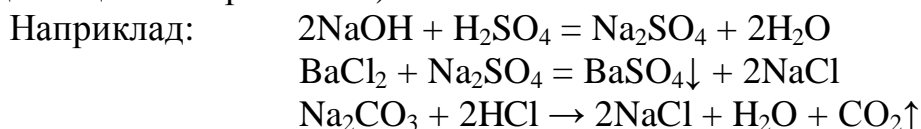
16. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2. Як зміниться швидкість цієї реакції, якщо температура зменшилась від 70 до 20°C?

## Лабораторна робота № 5

### Тема: «Вплив різних факторів на хімічну рівновагу»

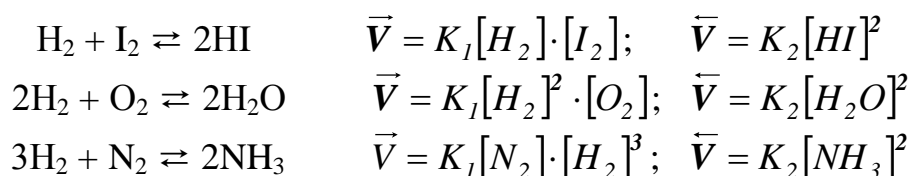
#### Теоретична частина

**Необоротні та оборотні реакції.** Необоротні реакції відбуваються до кінця тільки в одному напрямку, коли утворюються погано розчинні сполуки та речовини, що виходять зі сфери реакції (газоподібні та малодиссоційовані речовини).



До необоротних реакцій належать також й ланцюгові реакції.

Більшість хімічних реакцій – оборотні, оскільки вони одночасно відбуваються в протилежних напрямках. При запису таких реакцій замість знака рівняння користуються стрілками в протилежних напрямках:



**Хімічна рівновага.** Якщо в системі швидкість прямої реакції  $\vec{V}$  дорівнює швидкості зворотної реакції  $\bar{V}$ , то такий стан системи зветься **хімічною рівновагою**.

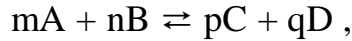
Стан хімічної рівноваги характеризується тим, що речовини перетворюються в продукти реакції (пряма реакція), і навпаки, продукти реакції перетворюються в вихідні речовини (зворотна реакція) з однаковою швидкістю. За даних умов виникає динамічна рівновага прямого і зворотного процесів, тобто хімічні реакції відбуваються, як термодинамічно рівноважні процеси. Зміна вільної енергії Гіббса – найбільш вдалий критерій перебігу реакції. В рівноважному процесі

$$\Delta G_{p,T} = 0.$$

При хімічній рівновазі концентрації вихідних речовин та продуктів реакції залишаються незмінними. При рівновазі безперервно перебігає як пряма, так і зворотна реакції з однаковою швидкістю. Тому рівновага називається **динамічною**. Концентрації речовин, які встановлюються при рівновазі, називаються **рівноважними** та позначаються [ ] квадратними дужками.

**Константа рівноваги та її зв'язок з вільною енергією Гіббса та Гельмгольца.** Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є константа рівноваги. Для будь-якої рівноважної системи:





константу рівноваги можна записати рівнянням

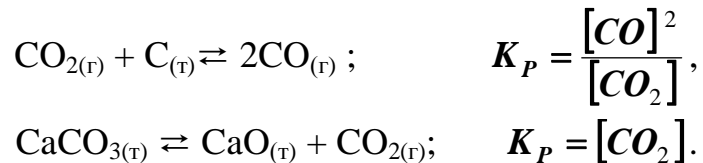
$$K_P = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}.$$

Це математичний вираз для константи рівноваги  $K_p$  гомогенних систем: **відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції, піднесених до ступеня стехіометричних коефіцієнтів, до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин, піднесених до ступеня їх коефіцієнтів при даній температурі, є величина стала.**

Константа хімічної рівноваги не залежить від концентрації реагуючих речовин та стала за даною температурою.

Зміна концентрації будь-якої речовини спричиняє зміну концентрацій усіх інших речовин, але співвідношення між ними відповідає константі рівноваги.

В гетерогенних реакціях концентрації речовин, що знаходяться в твердому агрегатному стані, у вираз константи рівноваги не входять:



Величина  $K_p$  залежить від природи реагуючих речовин (агрегатного стану, природи зв'язку) та від температури. Від наявності каталізаторів вона не залежить. Каталізатор може лише прискорити час встановлення рівноваги.

Константа рівноваги хімічної реакції пов'язана зі стандартною зміною вільної енергії Гіббса (ізобарно-ізотермічним потенціалом)  $\Delta G_T^0$  та зміною енергії Гельмгольца  $\Delta F_T^0$  (ізохорно-ізотермічним потенціалом) рівняннями:

$$\Delta G_T^0 = -2,3 \cdot R \cdot T \cdot \lg K_p, \quad \Delta F = -2,3 \cdot R \cdot T \cdot \lg K_c$$

або при 298 K

$$\Delta F^0 = -2,3 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot \lg K_c = -5,69 \cdot \lg K_c$$

$$\Delta G_T^0 = -2,3 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot \lg K_p = -5,69 \cdot \lg K_p, \text{ кДж/моль.}$$

Значення  $\Delta G < 0$  можливо, якщо  $\lg K_p > 0$ , тобто  $K_p < 1$ .

А значення  $\Delta G > 0$  буде коли  $\lg K_p < 0$ , тобто  $K_p < 1$ .

Це означає, що при від'ємних значеннях  $\Delta G$ , зрушення хімічної рівноваги відбувається в напрямку прямої реакції. При позитивних значеннях  $\Delta G$ , рівновага зсувається в напрямку зворотної реакції.

В загальному випадку можливість (або неможливість) реакції визначається знаком  $\Delta G$ , а не  $\Delta G_{298}^{\circ}$ .

**Зрушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.** Стан хімічної рівноваги за постійних зовнішніх умов (незмінних температурі, тиску, рівноважних концентрацій реагентів) зберігається як завгодно довго.

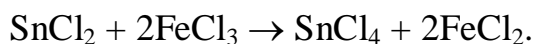
При зміні зовнішніх умов швидкості прямої та зворотної реакції змінюються, стають нерівними. Але через деякий час швидкості процесів знову стають однаковими, встановлюється нова рівновага, при якій рівноважні концентрації набувають іншого значення. Порушення рівноваги із-за зміни однієї умови існування даної системи називається **зрушенням** або **зсувом хімічної рівноваги**. Зрушення хімічної рівноваги можна передбачити, користуючись **принципом зрушення рівноваги – принципом Ле-Шательє** (1884 р.):

**Якщо в системі, яка перебуває в рівновазі, змінити зовнішні умови (тиск, температуру чи концентрації), то рівновага зміщується в напрямку процесу, який протидіє цій зміні.**

Принцип Ле-Шательє універсальний. Його можна застосовувати не тільки до хімічних процесів, а також і для фізико-хімічних явищ, таких як кристалізація, розчинення, кип'ятіння, фазові перетворення в твердих тілах.

Розглянемо застосування принципу Ле-Шательє до різних впливів.

**Вплив концентрації** на зрушення рівноваги. Наприклад, треба визначити, в якому напрямку зрушиться рівновага оборотної реакції при збільшенні: а) концентрації хлориду олова (II); б) концентрації хлориду олова (IV).



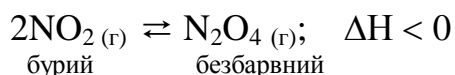
Якщо збільшити концентрацію  $\text{SnCl}_2$ , то рівновага зсунеться в напрямку прямої реакції, як процесу, який зменшує його концентрацію. Тобто при  $C_{\text{SnCl}_2} \uparrow$  рівновага зміщується вправо  $\rightarrow$ .

Таке саме зміщення відбудеться, якщо збільшити концентрацію хлориду феруму (III) ( $C_{\text{FeCl}_3} \uparrow$ ).

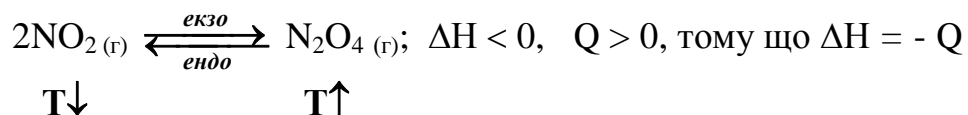
При збільшенні концентрації хлориду олова (IV) зсув рівноваги відбувається в протилежному напрямку, бо зворотній процес зменшує концентрацію  $\text{SnCl}_4$ . При  $C_{\text{SnCl}_4} \uparrow$  рівновага зміщується  $\leftarrow$  вліво.

**Якщо в реакційну суміш ввести надлишок будь-якої взаємодіючої речовини, то рівновага зміщується в напрямку зменшення концентрації цієї речовини.**

**Вплив температури** на зрушення рівноваги у хімічній системі. Для виявлення впливу температури необхідно знати зміну ентальпії реакції. Чим більший тепловий ефект хімічного процесу, тим більший вплив температури на зсув рівноваги



Реакція утворення тетраоксиду азоту супроводжується виділенням теплоти – екзотермічний процес, зворотній процес – ендотермічний.



Якщо підвищити температуру, то забарвлення в системі збільшується, тобто рівновага зміщується в напрямку утворення NO<sub>2</sub>:



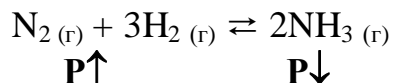
При зменшенні температури забарвлення системи послаблюється, бо рівновага зміщується в бік утворення N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>:



**При підвищенні температури рівновага зміщується в напрямку ендотермічного процесу, а під час зниження – в бік екзотермічної реакції.**

**Вплив тиску** на зрушення рівноваги у хімічній системі. Зміна тиску в системі супроводжується зміною об'єму газоподібних речовин. Зміна тиску спричиняє зсув рівноваги тільки в тому випадку, коли кількість газоподібних речовин (моль) до і після реакції відрізняється одна від іншої.

Наприклад, реакція синтезу амоніаку:



Пряма реакція протікає зі зменшенням об'єму (тиску): 2 моль NH<sub>3</sub>; зворотня – зі збільшенням об'єму газової суміші: 4 моль (зі збільшенням тиску). У разі збільшення тиску ( $P \uparrow$ ) рівновага зміщується в бік зменшення числа **моль** газоподібних речовин, тобто в напрямку зменшення тиску – в бік утворення NH<sub>3</sub> ( $\rightarrow$ ).

Якщо тиск зменшується ( $P \downarrow$ ), то рівновага зміщується в напрямку зростання кількості моль вихідних речовин ( $N_2$  та  $3H_2$ ), тобто в напрямку збільшення тиску ( $\leftarrow$ ).

Якщо  $P \uparrow$ , рівновага зміститься  $\rightarrow$ , коли  $P \downarrow$ , то рівновага зміститься  $\leftarrow$ .

При збільшенні тиску в рівноважній системі зрушення рівноваги відбувається в напрямку меншого тиску (меншої кількості моль газоподібних речовин), та навпаки.

### Приклади розв'язання завдань

#### Приклад 1.

В гомогенній системі  $2NO + O_2 = 2NO_2$  при певній температурі концентрація реагуючих речовин становить  $[NO]=0,2$  моль/дм<sup>3</sup>,  $[O_2]=0,3$  моль/дм<sup>3</sup>,  $[NO_2]=1,2$  моль/дм<sup>3</sup>. Визначити константу рівноваги та концентрації вихідних речовин.

#### Розв'язання.

Для реакції  $2NO + O_2 = 2NO_2$

константа рівноваги визначається співвідношенням

$$K_P = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]} = \frac{1,2^2}{0,2^2 \cdot 0,3} = \frac{1,44}{0,012} = 120$$

По рівнянню 2 моль NO реагує з 1 моль  $O_2$  та утворюється 2 моль  $NO_2$ . Оскільки на утворення 1,2 моль  $NO_2$  витрачено 1,2 моль NO та 0,6 моль  $O_2$  тоді:

$$C_{\text{вих}} NO = [NO_2] + 1,2 = 0,2 + 1,2 = 1,4 \text{ моль/дм}^3$$
$$C_{\text{вих}} O_2 = [O_2] + 0,6 = 0,3 + 0,6 = 0,9 \text{ моль/дм}^3$$

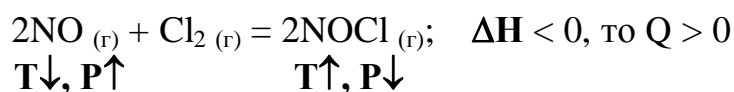
#### Приклад 2.

Визначити в якому напрямку зрушиться хімічна рівновага в системі за слідуючих умов:  $P \downarrow$ ,  $T \uparrow$ ,  $C_3 \uparrow$ .



#### Розв'язання.

Для визначення впливу температури на зсув рівноваги в системі звертаємо увагу на те, що  $\Delta H < 0$ , тому: прямий процес – екзотермічний, а зворотній – ендотермічний



При підвищенні температури за принципом Ле-Шательє рівновага зрушується в напрямок ендотермічного (зворотнього процесу), тобто  $T \uparrow \leftarrow$ .

Щоб визначити як впливає тиск на рівновагу, рахуємо кількість моль газоподібних речовин до та після реакції: 3 та 2 відповідно. При зменшенні тиску рівновага в системі зрушується в напрямку більшої кількості моль газоподібних речовин, тобто в бік зворотньої реакції:  $P \downarrow \leftarrow$ .

Якщо за умов збільшується концентрація третьої речовини – NOCl, то зсув рівноваги відбудеться в напрямку де цієї речовини нема (або менше), тобто в бік зворотньої реакції  $C_{\text{NOCl}} \uparrow \leftarrow$ .

Відповідь: за указаних умов рівновага у хімічній системі зрушається у бік зворотної реакції.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Мета роботи:

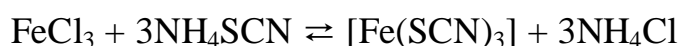
- вивчити вплив різних чинників на зрушення рівноваги в хімічному процесі;
- отримати навички застосування принципу Ле-Шательє для зсуву рівноваги реакції в потрібному напрямку;
- визначити відповідність отриманих результатів принципу Ле-Шательє.

### Прилади та реактиви:

- прилад для зсуву рівноваги в газоподібній системі (рис. 5.2) або U-подібна трубка; два стакани на 300-500 мл; холодна вода з льодом; гаряча вода.
- Нітрат плюмбуму кристалічний; хлорид феруму (III) кристалічний; роданід калію кристалічний; хлорид калію кристалічний; розчин хлориду заліза (III) (0,0025 н; насич.), розчин роданіду калію (0,0025 н; насич.).

### Дослід 1. Вплив зміни концентрації речовини на зсув рівноваги.

В отриманій рівноважній системі



визначити **вплив** збільшення **концентрації** вихідних речовин ( $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ) та продукту реакції ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) на зсув рівноваги в тому чи іншому напрямку відповідно **принципу Ле-Шательє**:

**Якщо в реакційну суміш внести надлишок будь-якої взаємодіючої речовини, то рівновага зсунеться в напрямку зменшення концентрації цієї речовини.**

Визначаємо вплив збільшення концентрацій реагуючих речовин та продуктів реакції на зміну інтенсивності червоного кольору роданіду феруму(III). За зміною інтенсивності кольору можна робити висновок про зміну концентрації  $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$ , тобто про зсув рівноваги в той чи інший напрямок.

### Хід виконання

В чотири пробірки внести по 5-10 крапель розведених розчинів  $\text{FeCl}_3$  та  $\text{NH}_4\text{SCN}$ . Перемішати розчини. Пробірки поставити в штатив. Одну з пробірок зберігати як контрольну для порівняння.

В першу пробірку додати хлорид феруму (III), в другу – роданід амонію  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , в третю – декілька кристалів хлориду амонію  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Розчини в пробірках перемішати та визначити зміну інтенсивності кольору в кожному випадку по зрівнянню з контрольною пробіркою.

Результати досліду занести в таблицю 5.1; записати вираз константи рівноваги оборотної реакції.

Таблиця 5.1 – Результати досліду

№ пробірки	Додана речовина	Зміна інтенсивності кольору розчину (посилення, послаблення)	Напрямок зсуву рівноваги (у лівий, у правий бік)
1	Контрольна пробірка		
2	$\text{FeCl}_3$		
3	$\text{NH}_4\text{SCN}$		
4	$\text{NH}_4\text{Cl}$		

### Висновок.

- Зробити висновок про зсув рівноваги в системі при зміні концентрації: а) хлориду феруму (III), б) роданіду амонію, в) хлориду амонію.
- Зробити висновок про відповідність принципу Ле-Шательє впливу зміни концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції на напрямок зсуву хімічної рівноваги реакції.

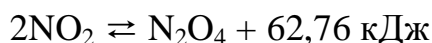
### Дослід 2. Вплив зміни температури на зсув рівноваги.

**Вплив температури** також можна передбачити за принципом Ле-Шательє:

**При підвищенні температури рівновага в системі зрушується в напрямку ендотермічної реакції, а під час зменшення температури рівновага зсувається в бік екзотермічного процесу.**

Тому для визначення напрямку зрушення рівноваги потрібно визначитися з тепловим ефектом процесу ( $\Delta H = -Q$ ).

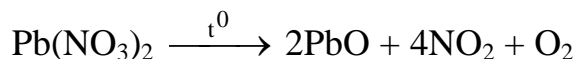
Реакція полімеризації діоксиду нітрогену відбувається за рівнянням



Газ  $\text{NO}_2$  – червоно-коричневого кольору, газ  $\text{N}_2\text{O}_4$  – безбарвний. Тому по зміні кольору газової суміші можна робити висновок про зміну концентрації її компонентів, тобто зсув рівноваги в бік прямої чи зворотної реакції.

### Хід виконання

Колби чи U-подібну трубку (рис. 5.1.) заповнити діоксидом нітрогену, який отримали розкладом кристалів нітрату плюмбуму  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  при нагріванні його кристалів у пробірці на електричній плитці за рівнянням



Розклад солі проводить лаборант у витяжній шафі.

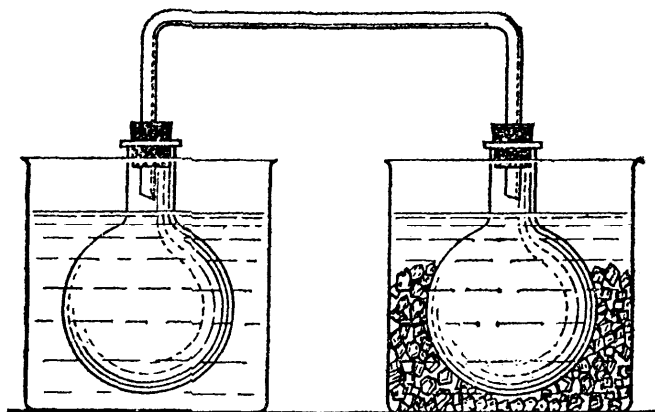


Рис. 5.1 – Прилад для визначення зсуву рівноваги в хімічній системі  $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$

Обидві колби щільно закривають резиновими пробками. Одну з колб вміщують у стакан з гарячою водою, а іншу – в стакан з льодом та сіллю. Спостерігають за зміною забарвлення газу у колбі. Потім колби міняють місцями; але попередньо охолоджують колбу, яка була у стакані з гарячою водою, у воді з кімнатною температурою. Спостерігають посилення кольору газу в гарячій воді та обезбарвлення кольору в охолоджуючій суміші. Результати досліду записують у таблицю 5.2. Записати вираз константи хімічної рівноваги реакції.

Таблиця 5.2 – Результати досліду

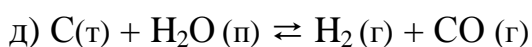
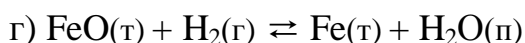
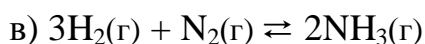
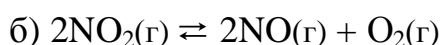
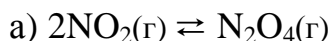
№ колби	Зміна температури	Зміна інтенсивності забарвлення газу (посилення, послаблення)	Напрямок зсуву рівноваги (в лівий, в правий бік)
1	Нагрівання		
2	Охолодження		

**Висновок.**

- За даними досліду визначити тепловий ефект прямої та зворотної реакції.
- За принципом Ле-Шательє визначити, як впливає температура на зсув хімічної рівноваги в оберненій реакції полімеризації діоксиду нітрогену.

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

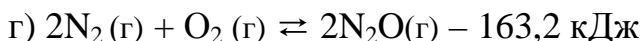
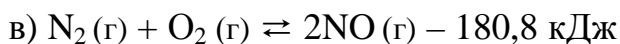
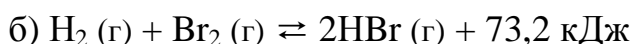
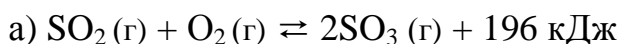
1. Які реакції називаються необоротними та оборотними?
2. Коли настає хімічна рівновага?
3. Записати вираз, яким пов'язані вільні енергії Гельмгольца та Гіббса з константою рівноваги.
4. за допомогою якого принципу можна якісно визначити напрям зрушення рівноваги?
5. Як впливає зміна тиску на зсув хімічної рівноваги?
6. Як впливає зміна температури на зсув хімічної рівноваги?
7. Як впливає зміна концентрацій вихідних та отриманих речовин на зсув хімічної рівноваги?
8. За яким термодинамічним критерієм можна визначити, що система знаходиться в рівновазі?
9. Записати вираз для константи рівноваги до кожного із слідуючих зворотних процесів:



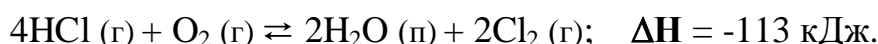
Як зсунеться рівновага в кожному випадку при збільшенні тиску?



10. В якому напрямку відбудеться зсув рівноваги при підвищенні температури в наведених нижче оборотних реакціях?



11. Як треба змінити температуру, тиск та концентрацію компонентів в рівноважній системі, щоб збільшити вихід хлору?



12. Як зміниться тиск в замкненій рівноважній системі



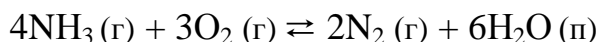
якщо рівновага зсунулась вправо? Як при цьому змінилась концентрація кожного компонента?

13. Як були змінені температура та тиск в системі

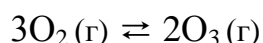


якщо рівновага зсунулась вправо?

14. Записати вираз для константи рівноваги зворотнього процесу



15. Утворення озону з кисню відбувається за рівнянням

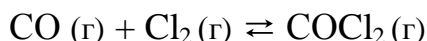


Записати вираз для константи рівноваги реакції та вказати в якому напрямку зміститься рівновага:

а) при збільшенні концентрації озону  $\text{O}_3$  в 2 рази;

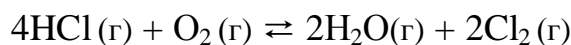
б) при збільшенні тиску кисню  $\text{O}_2$  в 2 рази?

16. При деякій температурі склад рівноважної суміші в об'ємі 10л буде такий: 11,2 г  $\text{CO}$ ; 14,2 г  $\text{Cl}_2$ ; 19,2 г  $\text{COCl}_2$ . Визначити константу рівноваги  $K_p$  реакції за даних умов



Відповідь:  $K_p = 25$

17. Записати вираз для визначення константи рівноваги реакції



В якому напрямку зрушиться ця рівновага у випадку збільшення об'єму системи в 4 рази?

## Індивідуальні завдання до лабораторних робіт №4 та №5

Для кожного з варіантів:

1. Для наведених реакцій написати вираження швидкості прямої та швидкості зворотної реакцій. Вказати як зміниться швидкість реакцій (прямої та зворотної) при зміні тиску...
2. Обчислити як зміниться швидкість реакції при зміні температури від  $T_1$  до  $T_2$ , якщо температурний коефіцієнт ( $\gamma$ ) дорівнює...
3. За принципом Ле-Шательє вказати в якому напрямку відбудеться зрушення рівноваги в системах за слідуючих умов:  $C_1 \uparrow, \downarrow$ ;  $C_3 \downarrow, \uparrow$ ;  $P \uparrow, \downarrow$ ;  $T \downarrow, \uparrow$ . Записати вираження для константи рівноваги реакцій.

### № Варіанту

1.  $2\text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{r}); \Delta H < 0$   
 $\text{CaCO}_3(\text{r}) = \text{CaO}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}), \Delta H > 0$   
Умови для завдання 1:  $P \downarrow 3$ ;  
Умови для завдання 2:  $T_1 = 40^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 60^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 2$ .
2.  $2\text{WO}_3(\text{r}) + 3\text{CO}(\text{r}) = 2\text{W}(\text{r}) + 3\text{CO}_2(\text{r}); \Delta H > 0$   
 $2\text{NH}_3(\text{r}) + 3\text{N}_2\text{O}(\text{r}) = 4\text{N}_2(\text{r}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{п}), \Delta H > 0$   
Умови для завдання 1:  $P \downarrow 3$ ;  
Умови для завдання 2:  $T_1 = 50^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 80^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 2$ .
3.  $2\text{CO}(\text{r}) + 2\text{H}_2(\text{r}) = \text{CH}_4(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}); \Delta H < 0$   
 $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{r}) + \text{CO}(\text{r}) = 2\text{FeO}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}); \Delta H < 0$   
Умови для завдання 1:  $P \uparrow 4$ ;  
Умови для завдання 2:  $T_1 = 50^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 10^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 3$ .
4.  $2\text{WO}_3(\text{r}) + 3\text{C}(\text{r}) = 2\text{W}(\text{r}) + 3\text{CO}_2(\text{r}); \Delta H > 0$   
 $2\text{NO}(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) = 2\text{NOCl}(\text{r}), \Delta H < 0$   
Умови для завдання 1:  $P \uparrow 2$ ;  
Умови для завдання 2:  $T_1 = 10^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 60^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 3$ .
5.  $2\text{CO}_2(\text{r}) + \text{H}_2(\text{r}) = \text{CO}(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{п}); \Delta H > 0$   
 $3\text{Fe}(\text{r}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{п}) = \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{r}) + 4\text{H}_2(\text{r}), \Delta H > 0$   
Умови для завдання 1:  $P \downarrow 4$ ;  
Умови для завдання 2:  $T_1 = 20^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 80^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 3$ .
6.  $2\text{NO}_2(\text{r}) = 2\text{NO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}); \Delta H > 0$   
 $\text{SrO}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}) = \text{SrCO}_3(\text{r}), \Delta H < 0$   
Умови для завдання 1:  $P \uparrow 2$ ;  
Умови для завдання 2:  $T_1 = 60^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 20^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 3$ .

7.  $\text{FeO}_{(r)} + \text{CO}_{(r)} = \text{Fe}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)}; \Delta H > 0$   
 $4\text{NH}_{3(r)} + 5\text{O}_{2(r)} = 4\text{NO}_{(r)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(r)}, \Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \uparrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 100 \text{ }^\circ\text{C}, T_2 = 50 \text{ }^\circ\text{C}, \gamma = 2$ .
8.  $2\text{CO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{CO}_{2(r)}; \Delta H < 0$   
 $\text{C}_{(r)} + 2\text{N}_2\text{O}_{(r)} = 2\text{N}_{2(r)} + \text{CO}_{2(r)}, \Delta H < 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 40 \text{ }^\circ\text{C}, T_2 = 70 \text{ }^\circ\text{C}, \gamma = 3$ .
9.  $\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)} = 2\text{NH}_{3(r)}; \Delta H < 0$   
 $\text{CaO}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)} = \text{CaCO}_{3(r)}, \Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 4$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 30 \text{ }^\circ\text{C}, T_2 = 70 \text{ }^\circ\text{C}, \gamma = 3$ .
10.  $\text{CH}_{4(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(n)} = \text{CO}_{(r)} + 3\text{H}_{2(r)}; \Delta H > 0$   
 $\text{WO}_{3(r)} + 3\text{H}_{2(r)} = \text{W}_{(r)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(n)}, \Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 100 \text{ }^\circ\text{C}, T_2 = 70 \text{ }^\circ\text{C}, \gamma = 3,2$ .
11.  $2\text{H}_2\text{S}_{(r)} = 2\text{H}_{2(r)} + \text{S}_{2(r)}; \Delta H > 0$   
 $\text{Fe}_2\text{O}_{3(r)} + 3\text{H}_{2(r)} = 2\text{Fe}_{(r)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(n)}, \Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 4$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 10 \text{ }^\circ\text{C}, T_2 = 50 \text{ }^\circ\text{C}, \gamma = 2$ .
12.  $2\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{NO}_{(r)}; \Delta H > 0$   
 $\text{C}_{(r)} + 2\text{H}_{2(r)} = \text{CH}_{4(r)}, \Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 65 \text{ }^\circ\text{C}, T_2 = 105 \text{ }^\circ\text{C}, \gamma = 3$ .
13.  $4\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow 2\text{Cl}_{2(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(r)}; \Delta H < 0$   
 $\text{C}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)} = 2\text{CO}_{(r)}, \Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 4$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 75 \text{ }^\circ\text{C}, T_2 = 35 \text{ }^\circ\text{C}, \gamma = 2$ .
14.  $\text{CO}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)} = \text{COCl}_{2(r)}; \Delta H < 0$   
 $2\text{Hg}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{HgO}_{(r)}, \Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}, T_2 = 55 \text{ }^\circ\text{C}, \gamma = 3$ .
15.  $2\text{H}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(r)}; \Delta H < 0$   
 $4\text{HNO}_{3(p)} = 4\text{NO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(n)}, \Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 2$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 45 \text{ }^\circ\text{C}, T_2 = 75 \text{ }^\circ\text{C}, \gamma = 4$ .

16.  $2\text{Mg}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{MgO}_{(г)}$ ;  $\Delta H < 0$   
 $2\text{PH}_3_{(г)} + 4\text{O}_2_{(г)} = \text{P}_2\text{O}_5_{(г)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(л)}$ ,  $\Delta H < 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 110 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 160 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 2$ .
17.  $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_2_{(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_2_{(г)}$ ;  $\Delta H < 0$   
 $\text{Fe}_2\text{O}_3_{(г)} + 3\text{CO}_{(г)} = 2\text{Fe}_{(г)} + 3\text{CO}_2_{(г)}$ ,  $\Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 2$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 20 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 70 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 2$ .
18.  $3\text{Fe}_{(г)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(л)} = \text{Fe}_3\text{O}_4_{(г)} + 4\text{H}_2_{(г)}$ ;  $\Delta H > 0$   
 $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_2_{(г)} + \text{H}_2_{(г)}$ ,  $\Delta H < 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 4$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 170 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 220 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 3,2$ .
19.  $2\text{NH}_3_{(г)} + 3\text{N}_2\text{O}_{(г)} = 4\text{N}_2_{(г)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(л)}$ ;  $\Delta H > 0$   
 $2\text{WO}_3_{(г)} + 3\text{C}_{(г)} = 2\text{W}_{(г)} + 3\text{CO}_2_{(л)}$ ,  $\Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 120 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 180 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 2$ .
20.  $2\text{NO}_2_{(г)} = 2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_2_{(г)}$ ;  $\Delta H > 0$   
 $3\text{Fe}_{(г)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{Fe}_3\text{O}_4_{(г)} + 4\text{H}_2_{(г)}$ ;  $\Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 2$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 100 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 150 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 2$ .
21.  $4\text{NH}_3_{(г)} + 5\text{O}_2_{(г)} = 4\text{NO}_{(г)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(л)}$ ,  $\Delta H < 0$   
 $\text{WO}_3_{(г)} + 3\text{H}_2_{(г)} = \text{W}_{(г)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(л)}$ ,  $\Delta H < 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 2$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 60 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 100 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 3$ .
22.  $3\text{Fe}_{(г)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{Fe}_3\text{O}_4_{(г)} + 4\text{H}_2_{(г)}$ ;  $\Delta H > 0$   
 $2\text{CO}_{(г)} = \text{CO}_2_{(г)} + \text{C}_{(г)}$ ,  $\Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 4$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 70 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 140 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 3$ .
23.  $2\text{CO}_2_{(г)} = 2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_2_{(г)}$ ;  $\Delta H > 0$   
 $\text{Fe}_2\text{O}_3_{(г)} + 3\text{H}_2_{(г)} = 2\text{Fe}_{(г)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ ;  $\Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \uparrow 4$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 30 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 70 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 4$ .
24.  $\text{CaO}_{(г)} + \text{CO}_2_{(г)} = \text{CaCO}_3_{(г)}$ ;  $\Delta H > 0$   
 $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_2_{(г)} = 2\text{NO}_2_{(г)}$ ,  $\Delta H < 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 40 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 80 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 3$ .

25.  $\text{FeO}_{(г)} + \text{CO}_{(г)} = \text{Fe}_{(г)} + \text{CO}_{2(г)}$ ;  $\Delta H > 0$   
 $2\text{SO}_{3(г)} = 2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)}$ ,  $\Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 4$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 20^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 90^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 2$ .
26.  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(г)} + 3\text{H}_2(г) = 2\text{Fe}_{(г)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ ;  $\Delta H < 0$   
 $\text{CH}_4(г) + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_{(г)} + 3\text{H}_2(г)$ ,  $\Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 70^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 110^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 3$ .
27.  $\text{C}_{(г)} + 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_{(г)} + 2\text{N}_2(г)$ ;  $\Delta H < 0$   
 $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_2(г) = 2\text{Cl}_2(г) + 2\text{H}_2\text{O}_{(л)}$ ,  $\Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 4$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 60^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 90^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 2$ .
28.  $2\text{CO} + 2\text{H}_2(г) = \text{CH}_4(г) + \text{CO}_2(г)$ ;  $\Delta H < 0$   
 $\text{C}_{(г)} + \text{CO}_2(г) = 2\text{CO}_{(г)}$ ,  $\Delta H > 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \uparrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 170^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 220^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 2$ .
29.  $\text{C}_{(г)} + 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_{(г)} + 2\text{N}_2(г)$ ;  $\Delta H < 0$   
 $2\text{N}_2\text{O}_{(г)} = 2\text{N}_2(г) + \text{O}_2(г)$ ,  $\Delta H < 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \uparrow 3$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 40^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 80^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 4$ .
30.  $2\text{NH}_3(г) + 3\text{N}_2\text{O}_{(г)} = 4\text{N}_2(г) + 3\text{H}_2\text{O}_{(л)}$ ,  $\Delta H > 0$   
 $\text{Fe}_3\text{O}_4(г) + \text{CO}_{(г)} = 3\text{FeO}_{(г)} + \text{CO}_2(г)$ ,  $\Delta H < 0$   
 Умови для завдання 1:  $P \downarrow 2$ ;  
 Умови для завдання 2:  $T_1 = 60^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 110^\circ\text{C}$ ,  $\gamma = 2$ .

## РОЗДІЛ IV Розчини

### Лабораторна робота №6

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

#### Теоретична частина

**Розчини** – це однорідні (гомогенні), термодинамічно стійкі системи, що складаються з двох або більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії.

Важливою характеристикою будь-якого розчину є його склад. Існують різні способи чисельного визначення складу розчинів. Вміст розчиненої речовини у розчині може бути виражено або безрозмірними одиницями – частками чи відсотками, або величинами розмірними – концентраціями.

**Концентрація речовини** – це фізична величина, що визначає кількісний вміст розчину, суміші або розплаву. Концентрація розчиненої речовини визначається його кількістю в певній масовій чи об'ємній кількості розчину або розчинника. Тому концентрації поділяють на масові та об'ємні.

#### Масові концентрації.

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

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

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

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

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

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

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

$V$  – об'єм розчину, см<sup>3</sup>.

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

Наприклад, масова частка розчиненої речовини – соди у воді дорівнює 0,05 або 5%. Це означає, що в розчині масою 100 г міститься сода масою 5 г і вода масою 95 г.

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

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

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

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

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

- **Моляльна концентрація [(моль/кг)]** – (моляльність,  $C_m$ ) – відношення кількості (числа моль) розчиненої речовини до маси розчинника. Вказує скільки моль розчиненої речовини міститься в 1 кг розчинника.

$$C_m = \frac{n_{реч}}{m_{р-ка}}; \quad C_m = \frac{m_{реч} \cdot 1000}{M \cdot m_{р-ка}},$$

де:  $m_{реч}$ . – маса розчиненої речовини, г;

$m_{р-ка}$  – маса розчинника, г;

$n_{реч}$ . – кількість речовини, моль;

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

Скорочене позначення одиниці моляльності – моль/кг, 1 кг = 1000 г.

### Об'ємні концентрації.

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

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

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

$V_{реч}$ . – об'єм розчиненої речовини, см<sup>3</sup>;

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

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

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

$$C(\% об.) = \varphi \cdot 100\%$$

- **Молярна концентрація [(моль/л; моль/дм<sup>3</sup>)]** (молярність,  $C_M$  або  $M$ ) – відношення кількості розчиненої речовини  $n_{реч}$  до об'єму

розчину  $V_{p-ну}$ . Показує скільки моль розчиненої речовини вміщується в 1 дм<sup>3</sup> розчину (1 дм<sup>3</sup> = 1 л).

$$C_M = \frac{n_{реч}}{V_{p-ну}}; \quad C_M = \frac{m_{реч}}{M_{реч} \cdot V_{p-ну}}$$

Основною одиницею молярної концентрації є моль/дм<sup>3</sup> або моль/л. Приклади запису молярної концентрації:  $C_M (HCl) = 0,1$  моль/л;  $C_M (NH_4^+) = 3$  моль/л.

Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації  $M \equiv$  моль/л.

Якщо в 1 л розчину міститься 0,1 моль речовини, то він називається децимолярним, 0,01 моль – сантимольним, 0,001 моль – мілімолярним. Молярність розчину позначається буквою  $M$ . Наприклад, 0,01M  $NaOH$  – сантимольний розчин гідроксиду натрію, тобто 1 л розчину містить 0,01 моль  $NaOH$  або  $0,01 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,4 \text{ г } NaOH$ .

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

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

Основною одиницею молярної концентрації еквіваленту є г-екв/дм<sup>3</sup> або г-екв/л [(моль/л; моль/дм<sup>3</sup>)]. Приклади запису молярної концентрації еквіваленту речовини:

$$C_H (H_2SO_4) = 1 \text{ г-екв/дм}^3; \quad C_H (Ca(OH)_2) = 0,5 \text{ г-екв/дм}^3.$$

Скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалентів речовини «**н**»,  $n \equiv$  г-екв/дм<sup>3</sup>.

Якщо в 1 л розчину міститься 1 моль еквіваленту речовини, то він називається нормальним; 0,1 моль еквіваленту – децинормальним; 0,01 моль еквіваленту – сантинормальним. Наприклад: 0,1 н  $H_2SO_4$  – децинормальний розчин сірчаної кислоти, тобто 1 л такого розчину містить 0,1 моль еквіваленту речовини або

$$0,1 \text{ моль} \cdot M_{екв} (H_2SO_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 49 \text{ г/моль} = 4,9 \text{ г } H_2SO_4.$$

Добуток молярної концентрації еквіваленту речовини на об'єм розчину  $V_{p-ну}$  дорівнює кількості еквіваленту цієї речовини. Тому для реакції, в якій беруть участь рівні кількості еквівалентів речовин  $A$  і  $B$

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



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

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

де  $C_H(A)$  і  $C_H(B)$  – молярні концентрації еквівалентів (нормальності) розчинених речовин  $A$  і  $B$ ;

$V(A)$  і  $V(B)$  – відповідні об'єми розчинів.

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

$$T = \frac{m_{реч}}{V_{p-ну}}; \quad T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

оскільки  $m/M = n(\nu)$  – число моль, то  $T \cdot V = m$ ;  $T \cdot V / M_{екв} = m / M_{екв} = n$  – число моль еквівалентів в даному об'ємі, або кількість речовини еквівалента (КРЕ).

Звідси:

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

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

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

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

Формули перерахунку концентрацій досить прості і мають вигляд:

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

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

$\rho \cdot 1000$  – маса 1 л розчину;

$\rho \cdot 1000 \cdot \omega$  – маса розчиненої речовини в 1 л розчину.

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

## Приклади розв'язання завдань

### **Приклад 1.**

Приготувати **120 г** водного розчину  $KCl$  з масовою часткою **0,04**.

#### Розв'язання.

Розрахуємо масу хлориду калію і води, які необхідні для приготування розчину за формулою:

$$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ну}}}$$

$$m_{\text{реч}}(KCl) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(KCl) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г}$$
$$m_{\text{р-ка}}(H_2O) = m_{\text{р-ну}} - m(KCl) = 120 - 4,8 = 115,2 \text{ г.}$$

Густина води  $\rho(H_2O) = 1 \text{ г/см}^3$ . Тому об'єм води дорівнює:

$$V(H_2O) = \frac{m}{\rho} = \frac{115,2 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 115,2 \text{ мл}$$

Відповідь: для приготування 120 г водного розчину  $KCl$  з масовою часткою  $\omega = 0,04$  треба взяти кристалічний  $KCl$  масою 4,8 г та розчинити його у 115,2 мл води.

### **Приклад 2.**

Приготувати **50 г** розчину  $CuSO_4$  з масовою часткою **0,03** із кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

#### Розв'язання.

Для приготування розчину необхідно розрахувати масу безводної солі  $CuSO_4$  (сухої речовини).

$$m(CuSO_4) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(CuSO_4) = 50 \cdot 0,03 = 1,5 \text{ г}$$

Знайдемо масу кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , відповідну масі безводної солі  $CuSO_4$ .

$$\begin{array}{r} 1 \text{ моль } CuSO_4 \cdot 5H_2O \text{ містить } 1 \text{ моль } CuSO_4 \\ 249,5 \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O \quad - \quad 159,5 \text{ г } CuSO_4 \\ m \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O \quad - \quad 1,5 \text{ г } CuSO_4 \\ m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = (249,5 \cdot 1,5) / 159,5 = 2,34 \text{ г} \end{array}$$

Маса кристалогідрату  $m_K = m(CuSO_4) + m_{\text{ақ}}$   
де  $m_{\text{ақ}}$  – маса води, що входить до складу кристалогідрату

$$m_{\text{ақ}} = m_K - m(CuSO_4) = 2,34 - 1,50 = 0,84 \text{ г.}$$

Маса розчину  $m_{\text{р-ну}} = m_K + m(H_2O) = m_B + m_{\text{ақ}} + m(H_2O)$ ,

де  $m(H_2O)$  – маса води, використаної на приготування розчину із заданим значенням  $\omega$

$$m(H_2O) = m_{p-ny} - m_K = 50,00 - 2,34 = 47,66 \text{ г.}$$

або

$$m(H_2O) = m_{p-ny} - m(CuSO_4) - m_{aq} = 50,00 - 1,50 - 0,84 = 47,66 \text{ г.}$$

$$V(H_2O) = \frac{m}{\rho} = \frac{47,66 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 47,66 \text{ мл}$$

Розчини з масовою часткою готують таким чином: зважену на технохімічних вагах наважку розчиняють у необхідній кількості води, відміряної циліндром.

Відповідь: для приготування розчину  $CuSO_4$  треба взяти наважку кристалогідрату мідного купоросу  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  масою 2,34 г та розчинити у воді об'ємом 47,66 мл.

### Приклад 3.

Приготувати **300** мл **0,2 М** розчину дихромату калію  $K_2Cr_2O_7$ .

#### Розв'язання.

Маса  $K_2Cr_2O_7$ , необхідна для приготування 300 мл 0,2 М розчину, розраховується за формулою:

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

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

$$m(K_2Cr_2O_7) = M(K_2Cr_2O_7) \cdot C_M \cdot V = 294 \cdot 0,2 \cdot 0,3 = 17,6 \text{ г.}$$

Відповідь: для приготування 300 мл 0,2 М розчину дихромату калію треба взяти наважку  $K_2Cr_2O_7$  масою 17,6 г та перенести її у мірну колбу на 300 мл, розчинити водою і додати воду до мітки.

### Приклад 4.

Приготувати **200** мл **0,1 М** розчину  $CuSO_4$  з кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

#### Розв'язання.

$$m(CuSO_4) = M(CuSO_4) \cdot C_M \cdot V = 159,5 \cdot 0,1 \cdot 0,2 = 3,19 \text{ г.}$$

Знаходимо масу кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , відповідну безводній солі:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } CuSO_4 \cdot 5H_2O \text{ містить } 1 \text{ моль } CuSO_4 \\ 249,5 \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O \quad - \quad 159,5 \text{ г } CuSO_4 \\ m \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O \quad - \quad 3,19 \text{ г } CuSO_4 \\ m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = (249,5 \cdot 3,19) / 159,5 = 4,98 \text{ г.} \end{array}$$

Розчини із заданою  $C_M$  готують таким чином: зважену на технохімічних вагах наважку речовини переносять в мірну колбу відповідного об'єму, розчиняють в половинному об'ємі дистильованої води, потім об'єм розчину доводять до мітки на шийці колби. Розчин перемішують.

Відповідь: для приготування 200 мл 0,1 М розчину мідного купоросу треба взяти наважку кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  масою 4,98 г, перенести у мірну колбу на 200 мл, розчинити водою та додати воду до мітки.

### Приклад 5.

Приготувати **250** мл **0,2 н** розчину  $CaCl_2$ .

#### Розв'язання.

Маса  $CaCl_2$ , необхідна для приготування 250 мл 0,2 н розчину, розраховується за формулою:

$$C_H = \frac{m}{M_{екв} \cdot V}$$

$$m(CaCl_2) = M_{екв}(CaCl_2) \cdot C_H \cdot V = (M(CaCl_2)/2) \cdot C_H \cdot V;$$

$$m(CaCl_2) = 111/2 \cdot 0,2 \cdot 0,25 = 2,78 \text{ г.}$$

Відповідь: для приготування 250 мл 0,2 н розчину хлориду кальцію треба взяти наважку солі  $CaCl_2$  масою 2,78 г, перенести у мірну колбу на 250 мл, розчинити водою та додати воду до мітки.

### Приклад 6.

Приготувати **200** мл **0,4 н** розчину  $Na_2SO_4$  з кристалогідрату  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ .

#### Розв'язання.

Маса  $Na_2SO_4$ , необхідна для приготування 200 мл 0,4 н розчину:

$$m(Na_2SO_4) = M_{екв}(Na_2SO_4) \cdot C_H \cdot V = M(Na_2SO_4/2) \cdot C_H \cdot V;$$

$$m(Na_2SO_4) = 71 \cdot 0,4 \cdot 0,2 = 5,68 \text{ г}$$

$$M_{екв}(Na_2SO_4) = M/2 = 142/2 = 71 \text{ г-екв/моль (г/моль)}$$

Знаходимо масу кристалогідрату  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ , відповідну безводній солі:

1 моль  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  містить 1 моль  $Na_2SO_4$

322 г  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  - 142 г  $Na_2SO_4$

$m$  г  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  - 5,68 г  $Na_2SO_4$

$$m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = (5,68 \cdot 322)/142 = 12,88 \text{ г.}$$

Розчини із заданою  $C_H$  готують таким чином: зважену на технохімічних вагах наважку переносять в мірну колбу відповідного

об'єму, розчиняють у половинному об'ємі дистильованої води, потім об'єм розчину доводять до мітки. Ретельно перемішують розчин.

Відповідь:  $m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 12,88 \text{ г.}$

### Приклади розрахунків при розведенні розчинів та змішуванні розчинів різних концентрацій

В хімічній лабораторії часто доводиться проводити розрахунки, пов'язані з розведенням розчинів. З двох розчинів з різною концентрацією розчиненої речовини можна приготувати розчин необхідної концентрації.

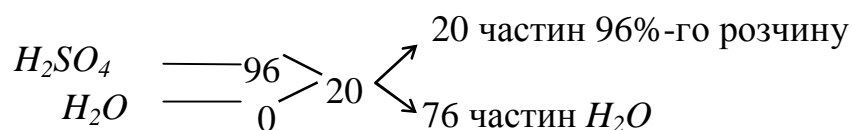
Для цього треба зробити розрахунки, приклади яких наведені нижче.

#### Приклад 7.

Приготувати 200г 20%-го розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  розведенням 96%-го розчину концентрованої сірчаної кислоти. Визначити густину одержаного розчину ареометром.

#### Розв'язання.

Вирішити це завдання можна, скориставшись діагональною схемою – так званим «правилом хреста». Якщо в лівий верхній кут помістити вищу концентрацію – 96%, а в нижній лівий – меншу концентрацію – 0% ( $\text{H}_2\text{O}$ ), в центрі – концентрацію шуканого розчину



і потім відняти по діагоналі від більшого числа менше, то відношення різниць  $20 : 76 = 5 : 19$  покаже в якому масовому співвідношенні слід змішувати початковий розчин кислоти і воду для отримання розчину заданої концентрації. Так, для отримання 200г 20%-ої сірчаної кислоти треба змішати 41,65 г 96%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (5 частин) з 158,35г  $\text{H}_2\text{O}$  (19 частин).

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 200 \cdot \frac{5}{5+19} = 41,65 \text{ г;}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \cdot 1 \frac{19}{5+19} = 158,35 \text{ г.}$$

Визначивши за таблицею густину початкового розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1,84 г/мл), знаходимо об'єм сірчаної кислоти за формулою

$$m = \rho \cdot V$$

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V = \frac{41.65}{1.84} \approx 23,2 \text{ мл } 96\text{-ої } H_2SO_4,$$

який необхідно змішати з 158,35 мл води, щоб одержати 200 г 20% розчину  $H_2SO_4$ . Слід пам'ятати, що сірчану кислоту незначною кількістю додають до води.

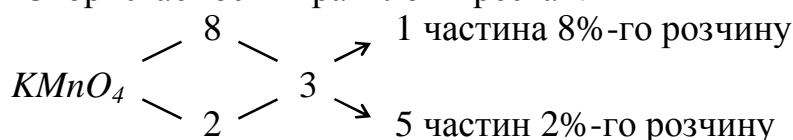
Одержаний розчин залишають на деякий час на робочому місці, щоб охолодити його до кімнатної температури, після чого перевіряють концентрацію розчину, вимірявши його густину за допомогою ареометра, порівнюють результат, який одержали з табличним ( $\rho$  20%-ої  $H_2SO_4 = 1,14$  г/мл).

### Приклад 8.

Приготувати 300г 3%-го розчину  $KMnO_4$ , змішавши в певному масовому співвідношенні 8%-ий і 2%-ий розчини перманганату калію.

#### Розв'язання.

Скористаємось «правилом хреста»:



6 частин на 300г розчину, тобто 1 частина = 50 г.

Знаходимо, що для отримання 300 г 3%-го розчину  $KMnO_4$  необхідно змішати 50 г 8%-го розчину  $KMnO_4$  (1 частину) і 250 г 2%-го розчину  $KMnO_4$  (5 частин), тобто

$$m_1 = 300 \cdot \frac{1}{1+5} = 50 \text{ г } 8\text{-го розчину}$$

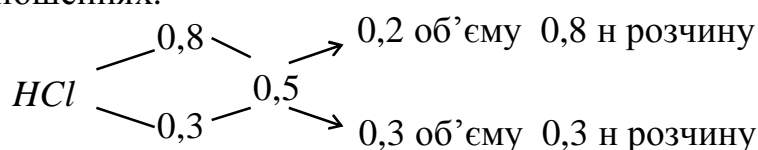
$$m_2 = 300 \cdot \frac{5}{1+5} = 250 \text{ г } 2\text{-го розчину}$$

### Приклад 9.

Приготувати 100 мл 0,5 н розчину  $HCl$ , змішавши в певному співвідношенні її 0,8 н і 0,3 н розчини.

#### Розв'язання.

«Правило хреста» можна застосовувати для розрахунків при приготуванні розчинів заданої молярної концентрації еквіваленту шляхом змішування розчинів більшої і меншої концентрації в певних об'ємних співвідношеннях.



Так, слід змішати 0,8 н розчин  $HCl$  і 0,3 н розчин  $HCl$  в об'ємному співвідношенні 2 : 3 ( тобто 40 мл 0,8 н розчину з 60 мл 0,3 н розчину), щоб одержати 100 мл 0,5 н розчину  $HCl$ .

$$V_1 = 100 \cdot 0,2 / (0,2 + 0,3) = 40 \text{ мл } 0,8 \text{ н } HCl$$

$$V_2 = 100 \cdot 0,3 / 0,5 = 60 \text{ мл } 0,3 \text{ н } HCl$$

### Приклад 10.

10 кг 25%-го розчину нітрату амонію змішали з 5 кг 40%-го розчину тієї ж солі. Визначити концентрацію солі в суміші.

#### Розв'язання.

При змішуванні декількох розчинів з різною масовою часткою (А%, В%) однієї і тієї ж речовини визначення масової частки речовини (%) в суміші проводять з урахуванням їх мас (а, в) за формулою:

$$a \cdot A + y \cdot B = (a + y) \cdot x$$

Отже:  $10 \cdot 0,25 + 5 \cdot 0,40 = (10 + 5) \cdot x$

$$x = (10 \cdot 0,25 + 5 \cdot 0,40) / (10 + 5) = 4,5 / 15 = 0,30$$

Відповідь:  $\omega(NH_4NO_3) = 0,30$  або  $C\%(NH_4NO_3) = 30\%$ .

### Приклад 11.

3л 48%-го розчину  $H_2SO_4$  відносної густини 1,38 г/см<sup>3</sup> змішали з 2,5 л 20%-го розчину  $H_2SO_4$  відносної густини 1,14 г/см<sup>3</sup>. Визначити процентну концентрацію одержаного розчину і його молярність.

#### Розв'язання.

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

$$a \cdot A + y \cdot B = (a + y) \cdot x$$

$$m_1 A + m_2 B = (m_1 + m_2) x,$$

$$m = \rho \cdot V$$

де

Отже:

$$m_1 = 3 \cdot 1,38 = 4,14 \text{ кг}, \quad m_2 = 2,5 \cdot 1,14 = 1,85 \text{ кг}$$

$$m_2 = (3 \cdot 1,38 \cdot 48 + 2,5 \cdot 1,14 \cdot 20) = (4,14 + 2,85) \cdot x$$

$$255,72 = 6,99x$$

$$x = 36,58$$

Концентрація  $H_2SO_4$  у суміші – 36,58%.

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

$$5,5 \text{ л } H_2SO_4 \text{ містять } 255,72 / 98 \text{ моль } H_2SO_4$$

$$1 \text{ л } H_2SO_4 \quad - \quad x \text{ моль } H_2SO_4$$

$$x = 0,474 \text{ моль}$$

Відповідь: отримали 0,474М розчин сірчаної кислоти,

$$C\%(H_2SO_4) = 36,58\%.$$

## Приклади перерахунку концентрацій

### Приклад12.

Визначити молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквівалента ( $C_{екв}$ ), моляльну концентрацію ( $C_m$ ) та титр (Т) 17 %-го розчину сірчаної кислоти, густина якої 1,12 г/см<sup>3</sup>.

### Розв'язання.

Знаючи густину розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій:

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

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$M_{екв}(H_2SO_4) = f_{екв} \cdot M = 1/2 \cdot 98 = 49 \text{ г/моль}$$

Визначаємо **молярну концентрацію** розчину:

$$C_M = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{98} = 1,94 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо **молярну концентрацію еквівалента** розчину (**нормальність**):

$$C_H = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{49} = 3,88 \text{ моль/дм}^3$$

Розраховуємо **моляльну концентрацію** розчину за формулою:

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}$$

де  $m$ ,  $m_s$  – маси речовини та розчинника

$$m_{р-ка} = m_{розч-ну} - m_{реч.} = 100 - 17 = 83 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{17 \cdot 1000}{98 \cdot (100 - 17)} = 2,09 \text{ моль/кг}$$

Титр визначаємо за формулою:

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

$$T(H_2SO_4) = \frac{1,94 \cdot 98}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{3,88 \cdot 49}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3$$

Відповідь:  $C_M(H_2SO_4) = 1,94 \text{ моль/дм}^3$ ,  $C_H(H_2SO_4) = 3,88 \text{ моль/дм}^3$ ;  
 $C_m = 2,09 \text{ моль/кг}$ ;  $T(H_2SO_4) = 0,1901 \text{ г/см}^3$ .



## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Мета роботи:

- оволодіння навичками приготування розчинів різної концентрації з сухої солі, з кристалогідрату або з більш концентрованого розчину;
- оволодіння методикою розрахунку навішувань речовин, необхідних для приготування розчинів заданої концентрації та перерахунку різних способів вираження концентрації;
- оволодіння навичками визначення концентрації розчинів за допомогою ареометра.

**Прилади та реактиви:** колби ємністю 200-250 мл, мірні колби на 100, 200, 250 мл, циліндри на 100 та 250 мл, ареометр та маленький циліндр без поділок; безводні солі: хлорид натрію  $\text{NaCl}$ , хлорид калію  $\text{KCl}$ , хлорид амонію  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , біхромат калію  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; солі кристалогідрати: сульфат міді  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , сульфат магнію  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , сульфат натрію  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , карбонат натрію  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

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

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

1. 180 г 9% розчину  $\text{NaCl}$ ;
2. 125 г 15% розчину  $\text{CuSO}_4$  з кристалогідрату  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;
3. 150 г 5% розчину  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;
4. 110 г 6% розчину  $\text{MgSO}_4$  з кристалогідрату  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;
5. 205 г 3% розчину  $\text{KCl}$ ;
6. 190 г 8% розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  з кристалогідрату  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;
7. 145 г 7% розчину  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

### **Хід виконання**

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

- Відповідно до завдання розрахуйте масу солі (у перерахунку на суху речовину), потрібної для приготування розчину заданої концентрації. При необхідності розрахуйте масу кристалогідрату, який містить масу безводної солі. Розрахунки перевірте у викладача.

- Зважить на технохімічних терезах розраховану масу солі та перенесіть її в конічну колбу на 200 або 250 мл.

- Розрахуйте необхідну кількість дистильованої води для приготування розчину заданої концентрації. Враховуючи, що густина води  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$ , відміряйте циліндром необхідний об'єм води та розчинить сіль у

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

- Визначіть відносну густину приготованого розчину таким чином: розчин із колби слід перелити у вузький циліндр невеликого об'єму та заміряти ареометром його густину.

### Правила користування ареометром

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

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

Користуючись набором ареометрів, можна швидко визначити густину рідини. Для цього в сухий вузький циліндр місткістю 50-100 мл наливають досліджуваній розчин і занурюють сухий чистий ареометр так, щоб він не торкався стінок циліндра. Потім відзначають розподіл шкали, який співпадає з рівнем рідини в циліндрі по верхньому меніску.

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

Таблиця 6.1 – Відносна густина і концентрації розчинів деяких солей

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

\* Насичений розчин

- Результати досліду внести в таблицю.

Таблиця 6.2 – Результати експерименту та розрахунків

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

- Порівняйте відносну густину одержаного розчину (ρ<sub>експ</sub>) з табличним значенням (ρ<sub>табл</sub>) та розрахуйте похибку досліду за формулою:

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

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

- Розрахуйте молярну концентрацію (C<sub>М</sub>), молярну концентрацію еквіваленту (C<sub>Н</sub>), молярну концентрацію (C<sub>м</sub>) і титр (T) приготованого розчину. Результати розрахунків занесіть у таблицю 6.2.

- Зробіть **висновок** про те, з якою точністю приготували розчин.

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

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

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

### **Хід виконання**

- Зробіть розрахунок за «правилом хреста», як це наведено у прикладах 7, 8, 9 теоретичної частини. Розрахунок перевірити у викладача.

- Відміряйте циліндром розрахований об'єм більш концентрованого розчину (отриманого у досліді 1), перенесіть його в мірну колбу на 200 або 250 мл і долийте дистильованою водою до мітки.

- Приготований розчин ретельно перемішайте, перелійте у маленький циліндр і поміряйте ареометром його густину – ρ<sub>експ</sub>.

- Табличне значення густини приготованого розчину знайдіть у таблиці 6.1. – ρ<sub>табл</sub>.

- Результати дослідження занесіть в таблицю 6.3.

Таблиця 6.3 – Результати експерименту та розрахунків

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

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

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

- Розрахуйте молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквіваленту ( $C_N$ ), молярну концентрацію ( $C_m$ ) і титр ( $T$ ) приготованого розчину. Результати розрахунків занесіть у таблицю 6.3.

- Зробіть **висновок** про те, з якою точністю приготували розчин.

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

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

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

#### **Хід виконання**

- Розрахувати масу солі, необхідної для приготування заданого розчину, враховуючи при цьому і кристалізаційну воду, якщо розчин готується із кристалогідрату. Розрахунок перевірити у викладача.

- Зважити розраховану масу солі на технічних терезах, використовуючи у якості тари хімічний стакан.

- Перенести сіль із стакана в мірну колбу відповідного об'єму та розчинити її при перемішуванні в невеликій кількості води. Обполоснути кілька разів невеликими кількостями води стакан, в якому розчиняли сіль, злити цю воду також в мірну колбу і вміст колби довести до мітки

дистильованою водою по нижньому меніску. Розчин в колбі ретельно перемішати.

- Відносну густину приготованого розчину визначити за допомогою ареометра.

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

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

- Перерахувати молярну концентрацію в  $C_H$ ,  $T$ ,  $\omega$  (%), а  $C_H$  - в  $C_M$ ,  $T$ ,  $\omega$  (%)

- Результати досліду внести в таблицю 6.4.

Таблиця 6.4 – Результати експерименту та розрахунків

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

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

## Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

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

## Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №6

Таблиця 6.5

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

## Продовження таблиці 6.5

1	2	3
10	До води масою 200 г підлили розчин 2 М $KCl$ об'ємом 40 мл і густиною 1,09 г/мл. Визначте молярну концентрацію і масову частку $KCl$ в одержаному розчині.	80%-го розчину $H_2SO_4$ , густина якого 1,732 г/см <sup>3</sup>
11	До розчину масою 250 г, масова частка солі в якому складає 10 %, підлили воду об'ємом 150 мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	19%-го розчину $HCl$ , густина якого 1,094 г/см <sup>3</sup>
12	У воді об'ємом 200 мл розчинили зразок солі, одержавши розчин з масовою часткою розчиненої речовини 20 %. До цього розчину ще додали воду об'ємом 150 мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	10%-го розчину $K_2Cr_2O_7$ , густина якого 1,070 г/см <sup>3</sup>
13	У воді масою 600 г розчинили аміак об'ємом 560 мл (нормальні умови). Визначте масову частку амоніаку в одержаному розчині.	13%-го розчину $KOH$ , густина якого 1,109 г/см <sup>3</sup>
14	Водний розчин з масовою часткою амоніаку 10 % називають нашатирним спиртом. Який об'єм газу буде потрібно за нормальних умов для отримання нашатирного спирту об'ємом 200 мл і густиною 0,96 г/мл?	10%-го розчину $FeCl_3$ , густина якого 1,085 г/см <sup>3</sup>
15	Який об'єм розчину 3 М $NaCl$ густиною 1,12 г/мл треба підлити до води масою 200 г, щоб одержати розчин з масовою часткою $NaCl$ 10%?	55%-го розчину $H_2SO_4$ , густина якого 1,447 г/см <sup>3</sup>
16	До розчину 3,5 М $NH_4Cl$ об'ємом 80 мл і густиною 1,05 г/мл підлили воду об'ємом 40 мл (густину води прийняти рівною 1 г/мл). Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	10%-го розчину $Na_2CO_3$ , густина якого 1,102 г/см <sup>3</sup>
17	Яку масу розчину з масовою часткою карбонату калію 40 % треба додати до води масою 500 г для отримання розчину з масовою часткою $K_2CO_3$ 15%?	17%-го розчину $H_2SO_4$ , густина якого 1,120 г/см <sup>3</sup>
18	Яку масу розчину з масовою часткою хлориду натрію 20 % необхідно додати до води об'ємом 40 мл для отримання розчину з масовою часткою солі 6 %?	20%-го розчину $CaCl_2$ , густина якого 1,178 г/см <sup>3</sup>



## Продовження таблиці 6.5

1	2	3
19	Які об'єми 2 М і 6 М розчину $HCl$ потрібно змішати для приготування 500 мл 3 М розчину?	21,75 %-го розчину $NH_3 \cdot H_2O$ , густина якого $0,920 \text{ г/см}^3$
20	Для нейтралізації 20 мл 0,1 н розчину кислоти було потрібно 8 мл розчину $NaOH$ . Скільки грамів $NaOH$ містить 1 л цього розчину?	65,3 %-го розчину $HNO_3$ , густина якого $1,400 \text{ г/см}^3$
21	У лабораторії є розчини з масовою часткою хлориду натрію 10 % і 20 %. Яку масу кожного розчину треба взяти для отримання 300 г розчину з масовою часткою солі 12 %?	49,4 %-го розчину $KOH$ , густина якого $1,530 \text{ г/см}^3$
22	Скільки грамів $Na_2CO_3$ міститься в 500 мл 0,25 н розчину?	39%-го розчину $HCl$ , густина якого $1,200 \text{ г/см}^3$
23	У якому об'ємі 0,1 н розчину міститься 8 г $CuSO_4$ ?	6%-го розчину $Al_2(SO_4)_3$ , густина якого $1,061 \text{ г/см}^3$
24	Для нейтралізації 30 мл 0,1 н розчину луку було потрібно 12 мл кислоти. Визначте нормальність кислоти.	26%-го розчину $KOH$ , густина якого $1,241 \text{ г/см}^3$
25	Визначте масу розчину з масовою часткою $CuSO_4$ 10 % і масу води, які будуть потрібно для приготування розчину масою 500 г з масовою часткою $CuSO_4$ 2%	86%-го розчину $HNO_3$ , густина якого $1,480 \text{ г/см}^3$
26	Яка маса води і розчину з масовою часткою хлориду магнію 0,2 буде потрібно для приготування розчину з масовою часткою $MgCl_2$ 0,04 масою 300 г?	31,75%-го розчину $NH_3$ , густина якого $0,890 \text{ г/см}^3$
27	Визначте масову частку гідроксиду барію в розчині, одержаному при змішанні води масою 50 г і гідроксиду барію масою 1,2 г.	48%-го розчину $H_2SO_4$ , густина якого $1,380 \text{ г/см}^3$
28	Який об'єм 2 М розчину $Na_2CO_3$ треба узяти для приготування 1 л 0,25 н розчину?	4%-го розчину $BaCl_2$ , густина якого $1,034 \text{ г/см}^3$
29	Який об'єм 6,0 М розчину $HCl$ потрібно узяти для приготування 25 мл 2,5 М розчину $HCl$	28%-го розчину $KOH$ , густина якого $1,263 \text{ г/см}^3$
30	Який об'єм 0,05 н розчину можна одержати з 100 мл 1 н розчину?	94%-го розчину $HNO_3$ , густина якого $1,500 \text{ г/см}^3$

## Лабораторна робота №7

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

#### Теоретична частина

#### **Іонний добуток води. Водневий показник (рН).**

В чистій воді спостерігається незначна електропровідність, тобто вона слабо дисоціює на іони (вода – слабкий електроліт).



Константа дисоціації води становить:

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

Концентрація молекул води – стала величина: 55,55 моль/л; її можна включити в константу:

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

$K_{\text{H}_2\text{O}}$  – іонний добуток води – для води та розведених розчинів при 22 °С є величина стала. Розчини, в яких концентрації катіонів гідрогену та гідроксид-іонів дорівнюють:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л, називаються нейтральними.}$$

У кислотних розчинах  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль/л, тобто  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ .

У лужних розчинах  $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$  моль/л, або  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ .

Кислотність (лужність) водних розчинів можна визначити через десятковий логарифм молярної концентрації іонів водню, взятий з негативним знаком. Ця величина називається **водневим показником**, її позначають символом **рН**:

$$\text{рН} = - \lg [\text{H}^+].$$

Відповідно, гідроксильний показник (рОН) – це десятковий логарифм молярної концентрації гідроксид-іонів, взятий з негативним знаком:

$$\text{рОН} = - \lg [\text{OH}^-].$$

Сума водневого та гідроксильного показників дорівнює 14

$$\text{рН} + \text{рОН} = 14.$$

Таким чином, значення величини  $\text{рН}$  змінюється від 0 до 14.

Для **нейтральних розчинів**  $\text{рН} = - \lg [\text{H}^+] = - \lg [10^{-7}] = 7$ .

Якщо **розчини кислотні**, то  $\text{рН} < 7$ , коли **розчини лужні**,  $\text{рН} > 7$ .

Величина рН є критерієм сили кислоти: при однаковій молярній концентрації значення рН менше у більш сильної кислоти. Для основ така залежність має зворотній характер.

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

Індикаторами можуть бути слабкі органічні кислоти **HInd** та основи **IndOH**, молекули та іони яких мають різний колір.



В кислих розчинах – індикатори слабкі кислоти знаходяться в молекулярній формі та забарвлення розчину обумовлено кольором молекул HInd.

Індикатори – слабкі основи в кислих розчинах знаходяться в іонному стані Ind<sup>+</sup>, який обумовлює забарвлення розчину.

Індикатори – слабкі органічні кислоти – це лакмус та фенолфталеїн. Індикатори – слабкі основи – це метиловий помаранчевий, метиловий червоний.

Таблиця 7.1 – Кислотно-лужні індикатори

<i>Індикатор</i>	<i>Колір в середовищі</i>		
	<i>кислому</i>	<i>нейтральному</i>	<i>лужному</i>
Метиловий помаранчевий	червоний <i>pH</i> <3,1	помаранчевий 3,1< <i>pH</i> <4,4	жовтий <i>pH</i> >4,4
Метиловий червоний	червоний <i>pH</i> <4,2	помаранчевий 4,2< <i>pH</i> <6,3	жовтий <i>pH</i> >6,3
Фенолфталеїн	безбарвний <i>pH</i> <8,0	безбарвний 8,0< <i>pH</i> <9,8	пурпурний <i>pH</i> >9,8
Лакмус	червоний <i>pH</i> <5,0	фіолетовий 5,0< <i>pH</i> <8,0	синій <i>pH</i> >8,0

### Гідроліз солей.

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

В неорганічній хімії найчастіше мають справу з **гідролізом солей: хімічна взаємодія іонів солі з іонами води призводить до утворення слабого електроліту або слабозначинного електроліту та супроводжується зміною рН середовища.**

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

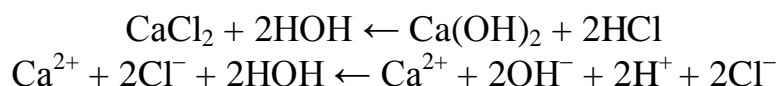
**Розглянемо 4 типи солей.**

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

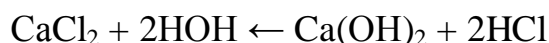
До сильних основ належать луги – *розчинні гідроксиди лужних металів* –  $LiOH$ ,  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $RbOH$ ,  $CsOH$  та *гідроксиди лужно-земельних металів*  $Ca(OH)_2$ ,  $Sr(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ .

**Сильні кислоти** –  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HClO_4$ .

При взаємодії солі  $CaCl_2$ , утвореної сильною основою  $Ca(OH)_2$  та сильною кислотою  $HCl$ , з водою не утворюється слабкий електроліт, який би зв'язав іони води ( $H^+$  чи  $OH^-$ )



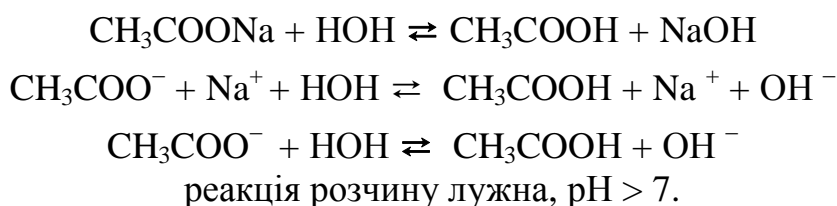
Внаслідок цього рівновага зміщується вліво, в бік малодисоційованої речовини –  $H_2O$ :



Тобто солі, утворені лугами та сильними кислотами не гідролізують. А розчини таких солей нейтральні:  $pH = 7$ .

**2) Солі, що утворені сильними основами та слабкими кислотами гідролізують**, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт, а розчин має лужну реакцію:  $pH > 7$ . Відбувається гідроліз за **аніоном** (іоном слабого електроліту) –  $H_2S$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $CN^-$ ,  $CNS^-$ ,  $CH_3COO^-$  та інш.

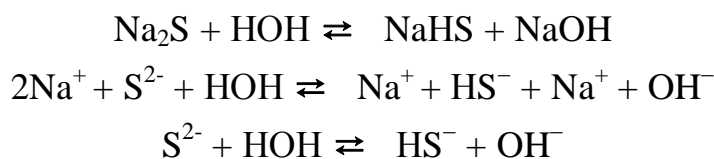
Наприклад, **гідроліз солі ацетат натрію  $CH_3COONa$ :**



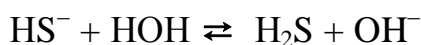
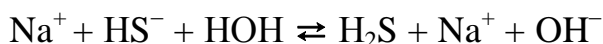
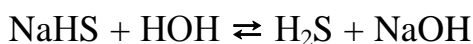
Внаслідок гідролізу солі іони гідрогену води ( $H^+$ ) зв'язуються в слабкий електроліт – оцтову кислоту та залишається надлишок  $OH^-$ -іонів. Тому **розчини солей, що утворені сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію:  $pH > 7$ .**

Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто.

I. Перший ступінь:



II. Другий ступінь:



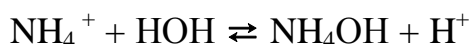
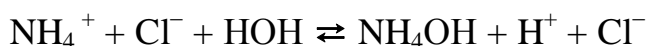
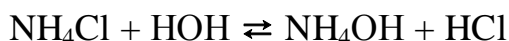
реакція розчину лужна,  $\text{pH} > 7$

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

Гідроліз тим інтенсивніше, чим слабкіша кислота.

**3) Солі, які утворені слабкими основами та сильними кислотами.** В цьому разі відбувається **гідроліз за катіоном** ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$  та інш.).

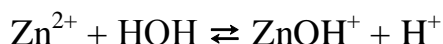
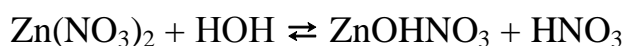
Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи, а в розчині накопичується надлишок водневих іонів  $\text{H}^+$ , реакція розчину кисла –  $\text{pH} < 7$ . Наприклад:



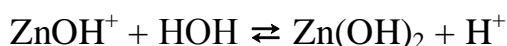
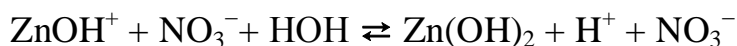
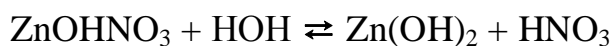
реакція розчину кисла,  $\text{pH} < 7$ .

Солі багатоосновних основ гідролізують ступінчасто

I. Перший ступінь:



II. Другий ступінь:



Накопичується надлишок іонів водню – реакція розчину кисла,  $\text{pH} < 7$ .

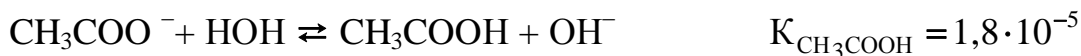
Чим слабше основа, тим повніше йде гідроліз.

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



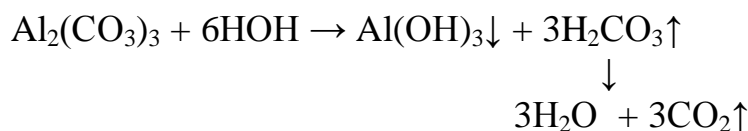
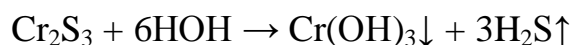
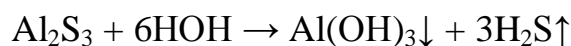


Одночасно йдуть обидва процеси:



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

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



Такі солі неможливо добути внаслідок їх гідролізу в водних розчинах.

Таблиця 7.2 – Константи іонізації деяких кислот та основ (для T = 298 K)

Назва	Формула	K <sub>i</sub>	pK = - lg K <sub>i</sub>
1	2	3	4
Нітритна кислота	HNO <sub>2</sub>	6,9·10 <sup>-4</sup>	3,16
Борна кислота	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	7,1·10 <sup>-10</sup>	9,15
Германієва кислота	H <sub>4</sub> GeO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub>	7,9·10 <sup>-10</sup>
		K <sub>2</sub>	2,0·10 <sup>-13</sup>
Гіпойодитна кислота	HIО	2,3·10 <sup>-11</sup>	10,64
Метасилікатна кислота	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub>	1,3·10 <sup>-10</sup>
		K <sub>2</sub>	1,6·10 <sup>-12</sup>
		K <sub>3</sub>	2,0·10 <sup>-14</sup>
Ортоарсенатна кислота	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub>	5,6·10 <sup>-3</sup>
		K <sub>2</sub>	1,7·10 <sup>-7</sup>
		K <sub>3</sub>	2,95·10 <sup>-12</sup>
Ортоарсенітна кислота	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	5,9·10 <sup>-10</sup>	9,23
Селеноводнева кислота	H <sub>2</sub> Se	K <sub>1</sub>	1,3·10 <sup>-4</sup>
		K <sub>2</sub>	1,0·10 <sup>-11</sup>

Продовження таблиці 7.2

1		2	3	4
Сульфїтна кислота	K <sub>1</sub> K <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1,4·10 <sup>-2</sup> 6,2·10 <sup>-8</sup>	1,85 7,20
Сїрководнева кислота	K <sub>1</sub> K <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> S	1,0·10 <sup>-7</sup> 2,5·10 <sup>-13</sup>	6,99 12,60
Карбонатна кислота	K <sub>1</sub> K <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub> (p)+H <sub>2</sub> O	4,5·10 <sup>-7</sup> 4,8·10 <sup>-11</sup>	6,35 10,32
Оцтова кислота		CH <sub>3</sub> COOH	1,74·10 <sup>-5</sup>	4,76
Фосфїтна кислота	K <sub>1</sub> K <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	3,1·10 <sup>-2</sup> 1,6·10 <sup>-7</sup>	1,51 6,79
Гїпохлоритна кислота		HClO	2,95·10 <sup>-8</sup>	7,53
Цїановоднева кислота		HCN	5,0·10 <sup>-10</sup>	9,30
Алюмінію гїдроксид	K <sub>3</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	1,38·10 <sup>-9</sup>	8,86
Амонїаку розчин		H <sub>3</sub> N · H <sub>2</sub> O	1,76·10 <sup>-5</sup>	4,755
Феруму (II) гїдроксид	K <sub>2</sub>	Fe(OH) <sub>2</sub>	1,3·10 <sup>-4</sup>	3,89
Феруму (III) гїдроксид	K <sub>2</sub> K <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	1,82·10 <sup>-11</sup> 1,35·10 <sup>-12</sup>	10,74 11,87
Магнію гїдроксид	K <sub>2</sub>	Mg(OH) <sub>2</sub>	2,5·10 <sup>-3</sup>	2,6
Мангану (II) гїдроксид	K <sub>2</sub>	Mn(OH) <sub>2</sub>	5,0·10 <sup>-4</sup>	3,30
Купрум (II) гїдроксид		Cu(OH) <sub>2</sub>	3,4·10 <sup>-7</sup>	6,47
Плюмбуму (II) гїдроксид	K <sub>1</sub> K <sub>2</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>	9,55·10 <sup>-4</sup> 3,0·10 <sup>-8</sup>	3,02 7,52
Аргентуму гїдроксид		AgOH	5,0·10 <sup>-3</sup>	2,30
Цинку гїдроксид	K <sub>2</sub>	Zn(OH) <sub>2</sub>	4,0·10 <sup>-5</sup>	4,4

### Ступїнь гїдролїзу. Константа гїдролїзу.

Кїлькїсно гїдролїз характеризується ступенем гїдролїзу ( $\alpha_r$ ) та константою гїдролїзу ( $K_r$ ).

**Ступїнь гїдролїзу** – вїдношення числа молекул, якї гїдролїзуються, до загального числа молекул:

$$\alpha_2 = \frac{C_2}{C},$$

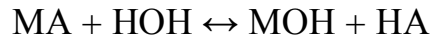
де  $C_2$  – концентрація гїдролїзованої частини речовини,

$C$  – загальна концентрація розчиненої речовини.

**Ступїнь гїдролїзу залежить вїд:**

- збїльшення концентрації або розбавлення солї;
- температури;
- хїмїчної природи кислот та основи, якї складають сїль.

Гідроліз солі  $MA$  можна записати в загальному вигляді



Константа рівноваги

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

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

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

Для гідролізу по аніону

$$K_z = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA}}$$

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

Для гідролізу по катіону

$$K_z = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}}$$

Для гідролізу по катіону та аніону

$$K_z = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}}$$

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

Взаємозв'язок ступеня гідролізу ( $\alpha_r$ ) з константою гідролізу ( $K_r$ ) описується **законом розведення Оствальда**.

$$K_z = \frac{\alpha_z^2 \cdot C_m}{1 - \alpha_z}$$

Якщо  $\alpha_z \ll 1$ ,  $K_z = \alpha_z^2 \cdot C_m$ ;  $\alpha_z = \sqrt{\frac{K_z}{C_m}}$ .

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

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



Ступінь гідролізу ( $\alpha_r$ ) – зростає зі збільшенням температури. Це витікає з принципу Ле-Шательє. Якщо реакції нейтралізації екзотермічні, то зворотні – реакції гідролізу – ендотермічні. Тому із зростанням температури збільшується ступінь гідролізу. Для послаблення гідролізу розчини солей треба зберігати при низькій температурі.

### Приклади розв'язання завдань

#### **Приклад 1.**

Визначити концентрацію іонів водню ( $H^+$ ), гідроксид-іонів ( $OH^-$ ), рОН в розчині, рН якого становить 7,4.

Розв'язання:

Оскільки рН та рОН – негативні логарифми, то треба користуватися таблицею логарифмів

Таблиця 7.3 – Деякі значення логарифмів

lg 1 = 0	lg 5 = 0,70
lg 1,4 = 0,15	lg 6 = 0,78
lg 1,6 = 0,20	lg 6,31 = 0,80
lg 2 = 0,30	lg 6,61 = 0,82
lg 2,5 = 0,40	lg 7 = 0,84
lg 3 = 0,48	lg 8 = 0,90
lg 4 = 0,60	lg 9 = 0,95

Знаючи, що сума:  $pH + pOH = 14$ ,  
визначимо значення рОН розчину як різницю

$$pOH = 14 - pH = 14 - 7,4 = 6,6$$

Розраховуємо концентрацію іонів гідрогену за рівнянням

$$pH = -\lg [H^+] = -7,4 = -8 + 0,6$$

$$[H^+] = 4 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

$\lg x = 0,6 \Rightarrow x = 4$  (див. табл. 7.3)  $\lg; -8$  – вказує на ступінь, в яку треба піднести основу десяткового логарифма – 10.

Визначаємо концентрацію  $OH^-$ -іонів в розчині

$$pOH = -\lg[OH^-] = -6,6 = -7 + 0,4$$

Відповідно:  $[OH^-] = 2,5 \cdot 10^{-7}$  моль/л.

Висновок: якщо розчин має рН = 7,4, то рОН = 6,6;  $[H^+]$  становить  $4 \cdot 10^{-8}$  моль/л, а  $[OH^-] = 2,5 \cdot 10^{-7}$  моль/л.

### Приклад 2.

Концентрація іонів водню в розчині становить  $1,4 \cdot 10^{-3}$  моль/л. Визначити рН, рОН розчину та концентрацію гідроксид-іонів.

Розв'язання:

$$[\text{H}^+] = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$\begin{aligned} \text{Визначаємо: } * \text{ рН} &= -\lg [\text{H}^+] = -\lg [1,4 \cdot 10^{-3}] = -[\lg 1,4 + \lg 10^{-3}] = \\ &= -[0,15 - 3] = 2,85 \end{aligned}$$

(\* див. табл. 7.3 в прикладі 1).

Розраховуємо рОН

$$\text{рОН} = 14 - \text{рН} = 14 - 2,85 = 11,15$$

Визначаємо концентрацію гідроксид-іонів в розчині

$$\begin{aligned} \text{рОН} &= -\lg[\text{OH}^-] = -11,15 = -12 + 0,85 \\ [\text{OH}^-] &= 7,1 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

Концентрацію  $[\text{OH}^-]$  також можна визначити за іонним добутком води:

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-3}} = 0,71 \cdot 10^{-11} = 7,1 \cdot 10^{-12} \text{ моль / л}$$

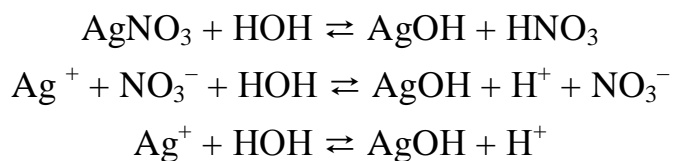
Висновок: при концентрації іонів водню  $1,4 \cdot 10^{-3}$  моль/л, рН = 2,85;  
рОН = 11,15;  $[\text{OH}^-] = 7,1 \cdot 10^{-12}$  моль/л.

### Приклад 3.

Скласти молекулярні, іонно-молекулярні та скорочені рівняння гідролізу солі  $\text{AgNO}_3$ , вказати реакцію розчину (рН), як її визначити (індикатор) та записати константу гідролізу.

Розв'язання:

$\text{AgNO}_3$  – сіль, яка утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз завжди йде з утворенням слабого електроліту, тобто слід очікувати утворення слабкої основи (гідроліз по катіону). Іони срібла будуть зв'язувати гідроксид-іони води, а іони водню будуть накопичуватися. Надлишок іонів водню в розчині відповідає кислому середовищу: рН < 7.



середовище кисле, рН < 7

Кислу реакцію розчину визначають за допомогою індикатора – лакмусу. Розчин забарвлюється в червоний колір.

Константу гідролізу за катіоном визначають за рівнянням

$$K_z = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{AgOH}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

Константа іонізації AgOH становить  $5,0 \cdot 10^{-3}$  (див. табл. 7.2)

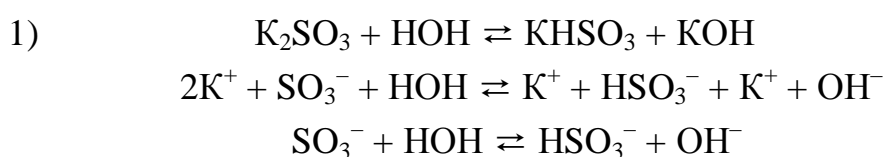
Висновок: гідроліз за катіоном йде з утворенням слабкої основи AgOH, реакція розчину кисла ( $pH < 7$ ), на що вказує червоне забарвлення розчину при додаванні лакмусу. Константа гідролізу дорівнює  $2,0 \cdot 10^{-12}$ .

#### **Приклад 4.**

Скласти молекулярні, іонно-молекулярні та скорочені рівняння гідролізу солі  $K_2SO_3$ , вказати реакцію розчину ( $pH$ ), як її визначити (індикатор) та записати константу гідролізу.

Розв'язання:

$K_2SO_3$  – сіль, що утворена сильною основою та слабкою кислотою. Гідроліз йде з утворенням слабого електроліту. Слід очікувати утворення слабкої кислоти -  $H_2SO_3$ . Сульфітна кислота – двохосновна, тобто гідроліз йде за двома ступенями. За першим ступенем буде утворюватися кисла сіль:



лужна реакція розчину,  $pH > 7$

Аніони сульфітної кислоти  $SO_3^-$  зв'язуються іонами водню води та утворюється деякий надлишок гідроксид-іонів  $OH^-$ , які вказують на лужну реакцію розчину ( $pH > 7$ ). Лужне середовище можна визначити за допомогою індикатора **фенолфталеїну**, який забарвлює розчин у малиновий колір.

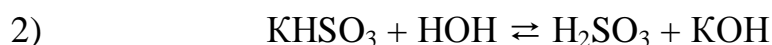
Константа гідролізу за аніоном за першим ступенем:

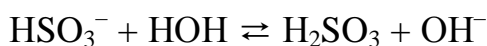
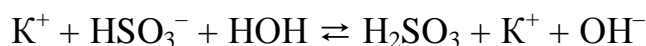
$$K_{z1} = \frac{[HSO_3^-] \cdot [OH^-]}{[SO_3^-]} \quad \text{або} \quad K_{z1} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

Константа іонізації  $H_2SO_3$  за першим ступенем становить

$$\begin{aligned} K_1(H_2SO_3) &= 1,4 \cdot 10^{-2} \\ K_{z1} &= \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-2}} = 0,71 \cdot 10^{-12} \end{aligned}$$

Гідроліз за аніоном за другим ступенем





лужна реакція розчину,  $pH > 7$

Додавання **фенолфталеїну** забарвлює розчин у малиновий колір.

Константа гідролізу по аніону за другим ступенем:

$$K_{z2} = \frac{[H_2SO_3] \cdot [OH^-]}{[HSO_3^-]} \text{ або } K_{z2} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

Константа іонізації  $H_2SO_3$  за першим ступенем становить

$$K_1(H_2SO_3) = 6,2 \cdot 10^{-8},$$

$$K_{z1} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 0,16 \cdot 10^{-6}$$

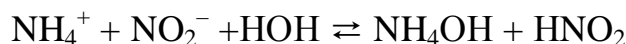
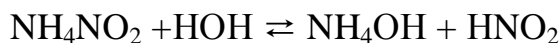
**Висновок:** Гідроліз за аніоном йде з утворенням кислої солі (за першим ступенем) та слабкої кислоти (за другим ступенем). Реакція розчину лужна ( $pH > 7$ ). Константи гідролізу дорівнюють  $K_1 = 0,71 \cdot 10^{-12}$ ;  $K_2 = 0,16 \cdot 10^{-6}$ .

### Приклад 5.

Гідроліз за катіоном та аніоном солі  $NH_4NO_2$

Розв'язання:

$NH_4NO_2$  – сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою. Гідроліз відбувається за катіоном та аніоном.



Оскільки іони води зв'язуються з утворенням основи та кислоти, то реакція розчину приблизно нейтральна ( $pH \approx 7$ ). Але більш повну відповідь одержимо, якщо порівняємо константи іонізації основи та кислоти:

$$K(NH_4OH) = 1,76 \cdot 10^{-5}; \quad K(HNO_2) = 6,9 \cdot 10^{-4}.$$

Нітритна кислота дисоціює краще. Тобто реакція розчину слабо кисла ( $pH \leq 7$ ).

Константа гідролізу за катіоном та аніоном залежить від констант іонізації кислоти та основи

$$K_z = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 6,9 \cdot 10^{-4}} = 0,08 \cdot 10^{-5} = 8 \cdot 10^{-3}$$

**Висновок:** Гідроліз за катіоном та аніоном дає реакцію слабо кислу або слаболужну в залежності від констант іонізації кислоти та основи.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Мета роботи:

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

### Прилади та реактиви:

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

### Хід виконання

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

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

В 2 пробірки налити по 2-3 мл 0,1 н розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн та спостерігати зміну забарвлення розчину. У другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення. Результати дослідження занести у таблицю 7.4.

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

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

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

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

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

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

### В) Гідроліз сульфату алюмінію $Al_2(SO_4)_3$ .

В 2 пробірки налити по 2-3 мл 0,5 н розчину  $Al_2(SO_4)_3$ . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн; у другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення у розчинах. Результати дослідження занести у таблицю 7.4.

Записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу  $Al_2(SO_4)_3$  – за ступенями та сумарне. Написати вираження константи гідролізу. Визначити реакцію середовища (рН).

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

### Г) Гідроліз хлориду натрію $NaCl$ .

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

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

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

Таблиця 7.4 – Результати спостережень у досліді 1.

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

### Дослід 2. Вплив температури на гідроліз.

У дві пробірки налити по 2-3 мл розчину хлориду феруму(III)  $FeCl_3$  та додати у кожну пробірку 4-5 мл дистильованої води. Потім одну пробірку залишити у штативі, а другу поставити нагрівати у стакан з киплячою водою на електричній плитці. Через приблизно 5 хвилин спостерігайте, як буде відмінюватись колір розчину в цих пробірках. Поясніть, чому при нагріванні забарвлення розчину стає інтенсивніше.

Запишіть молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу  $FeCl_3$  (за ступенями та сумарне). Напишіть вираження

константи гідролізу. Визначить реакцію середовища ( $\text{pH} <$  чи  $>7$ ); який індикатор у цьому разі слід застосовувати.

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

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

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

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

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

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

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

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

Потім до отриманого осаду додайте 2-3 краплі концентрованого розчину хлоридної кислоти  $\text{HCl}$  (1:1) та спостерігайте розчинення осаду. Поясніть це явище. Напишіть рівняння реакції.

Зробити **висновок** про те, як впливає додавання сильної кислоти на гідроліз  $\text{SnCl}_2$ .

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

1. Що таке іонний добуток води?
2. Дайте визначення водневого показника ( $\text{pH}$ ). Яке значення  $\text{pH}$  у різних середовищах розчинів?
3. Які речовини називають кислотно-лужними індикаторами?
4. Яку реакцію називають гідроліз?
5. Які типи солей гідролізують? Який тип солей не підлягає реакції гідролізу?
6. За яким показником визначають силу та слабкість кислот та основ?
7. Які значення приймає  $\text{pH}$  у розчинах різних типів солей?
8. В якому разі відбувається ступінчастий гідроліз?
9. Охарактеризуйте ступінь гідролізу та константу гідролізу. Укажіть, як вони зв'язані поміж собою.
10. Які фактори впливають на прискорення реакції гідролізу? Поясніть, чому.
11. Як подавити гідроліз?

**Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №7**

Таблиця 7.5.

Варіант №	Завдання 1	Завдання 2	Завдання 3
	Скласти молекулярні, повні та скорочені іонно-молекулярні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища (рН), константу гідролізу ( $K_r$ ) та індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір	Визначити концентрацію іонів водню, гідроксид-іонів та рОН в розчині, рН якого дорівнює:	Визначити рН, рОН розчину та концентрацію гідроксид-іонів, якщо концентрація іонів водню в розчині дорівнює (моль/л)
1	SnCl <sub>2</sub> , Na <sub>2</sub> S	6,8	0,01
2	AlCl <sub>3</sub> , CH <sub>3</sub> COOK	7,2	0,2
3	Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , MgSO <sub>4</sub>	4,0	0,003
4	RbCl, CuSO <sub>4</sub>	3,7	0,5
5	NiSO <sub>4</sub> , K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	3,1	0,06
6	Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , TiCl <sub>3</sub>	2,4	0,007
7	K <sub>2</sub> SnO <sub>3</sub> , FeCl <sub>3</sub>	1,2	0,04
8	Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , NiCl <sub>2</sub>	6,9	0,0016
9	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> , CrCl <sub>2</sub>	11,5	0,0007
10	CoCl <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> S	7,8	1,6
11	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , KCl	2,2	0,08
12	FeSO <sub>4</sub> , Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	8,3	0,25
13	Hg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	10,1	0,002
14	Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , NiCl <sub>3</sub>	6,3	0,0016
15	ZnCl <sub>2</sub> , CaS	9,4	0,004
16	NaNO <sub>3</sub> , FeCl <sub>2</sub>	8,7	0,0005
17	NH <sub>4</sub> Br, CuCl <sub>2</sub>	2,8	0,06
18	CaCl <sub>2</sub> , NaNO <sub>2</sub>	9,8	0,003
19	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , CrCl <sub>2</sub>	10,5	0,0007
20	MgSO <sub>4</sub> , Na <sub>2</sub> S	11,7	0,0025
21	NaNO <sub>3</sub> , KCNS	1,9	0,014
22	Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , CaCO <sub>3</sub>	12,3	0,002
23	NaCN, NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub>	5,6	0,009
24	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , Cr(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	13,1	0,08
25	NH <sub>4</sub> Cl, NaF	2,9	0,006
26	Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> , ZnBr <sub>2</sub>	12,7	0,0014
27	CuCl <sub>2</sub> , CH <sub>3</sub> COOK	6,5	0,05
28	CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub> , CoCl <sub>2</sub>	7,8	0,07
29	MnSO <sub>4</sub> , KI	5,4	0,0009
30	Sn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	12,3	0,1



## Розділ V. Основи електрохімії.

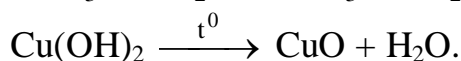
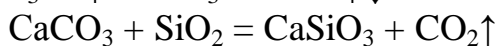
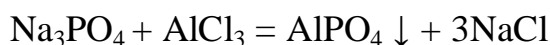
### Лабораторна робота №8

### Тема: «Окисно-відновні реакції»

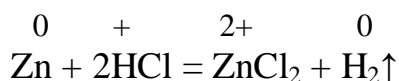
#### Теоретична частина

За зміною ступеня окиснення елементів, які входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції, хімічні реакції можна поділити на 2 групи.

До першої групи належать реакції, що відбуваються без зміни ступенів окиснення елементів. Це реакції подвійного обміну, витиснення, комплексоутворення, деякі реакції розкладу, ізомеризації, полімеризації й т. ін. Наприклад:



До другої групи належать реакції, що відбуваються зі зміною ступеня окиснення елементів реагуючих речовин та продуктів реакції. Такі реакції називаються окисно-відновними. Наприклад:



У процесі цієї реакції ступінь окиснення цинку збільшується від 0 до +2, а гідрогену – зменшується від +1 до 0.

Під час складання рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно визначити кількість електронів ( $\bar{e}$ ), які віддає одна речовина та приєднує інша. Прийнято вважати, що речовина (молекула, атом або іон), яка умовно приєднує електрони називається окисник; а сам процес приєднання електронів називається відновленням, тобто окисник – відновлюється. Речовина (молекула, атом або іон), що умовно віддає електрони називається відновником, а сам процес віддачі електронів – окиснення, тобто відновник – окиснюється. У рівняннях ОВР ці обидва процеси відбуваються одночасно: одні часточки окиснюються, інші – відновлюються.

В процесі приєднання електронів (відновлення) у окисника ступень окиснення знижується. У відновника в процесі окиснення – збільшується.

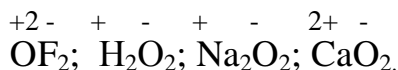
У ковалентних полярних сполуках в реакціях ОВР не відбувається повна віддача електронів відновником, а спостерігається відтягування електронів до атома більш електронегативного елемента від елемента менш електронегативного. Тому поняття віддачі та приєднання електронів є умовним.

Для характеристики процесів переносу електронів введено поняття ступеню окиснення. Ступень окиснення характеризується кількістю електронів ( $e^-$ ), умовно відданих (+) або прийнятих (-) атомом елемента.

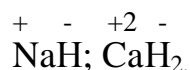
Для визначення ступенів окиснення елементів у хімічних сполуках слід використовувати наступні правила:

1. Деякі елементи у хімічних сполуках мають постійні ступені окиснення.

- Оксиген ( $O^{-2}$ ), як елемент з великою електронегативністю, у більшості сполук має ступень окиснення = -2. Але є декілька виключень з цього правила - у сполуці фторид оксигену ( $O^{+2}$ ) та в пероксидах гідрогену і металів ( $O^-$ ):

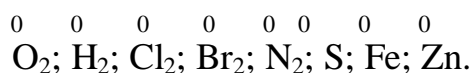


- Гідроген ( $H^+$ ) у хімічних сполуках майже завжди має ступень окиснення = +1. Але й з цього правила є виключення – у гідридах металів ступень окиснення гідрогену = -1, наприклад:



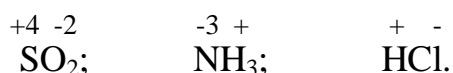
- Флуор (F) у хімічних сполуках має ступень окиснення = -1.
- Лужні метали (метали 1-ї групи головної підгрупи) у хімічних сполуках мають ступень окиснення = +1.
- Лужно-земельні метали (метали 2-ї групи головної підгрупи) у хімічних сполуках мають ступень окиснення = +2.
- Ще деякі метали у хімічних сполуках мають постійну ступень окиснення:  $Zn^{+2}$ ;  $Cd^{+2}$ ;  $Al^{+3}$ .

2. Для молекул простих речовин, які складаються з атомів елементів одного виду, ступень окиснення = 0. Наприклад:



3. Ступень окиснення елементів у бінарних іонних сполуках розраховується за знаком та величиною його електричного заряду. Наприклад, у сполуці йодід калію KI ступень окиснення калію = +1, а йоду – відповідно = -1.

4. У бінарних сполуках, що складаються з елементів, для яких характерний ковалентний полярний зв'язок, ступень окиснення приймає негативне значення для більш електронегативного елемента та позитивне значення для менш електронегативного елемента. Наприклад:



Сума зарядів у молекулі повинна бути = 0.

5. У складних сполуках, наприклад  $AlPO_4$ , розрахунок перемінного ступеня окиснення елемента (P) ведеться таким чином: для Al ступень окиснення постійний = +3, оксиген теж має постійний ступень

окиснення = -2; далі можемо скласти рівняння, виходячи зі ствердження, що сума зарядів у молекулі повинна бути =0.

$$\begin{array}{c} +3 \times -2 \\ \text{AlPO}_4 \\ +3+x+(-2) \cdot 4=0; \quad x=+8-3=+5. \end{array}$$

Тобто у сполуці  $\text{AlPO}_4$  ступень окиснення фосфору = +5.

6. У більшості органічних сполук хімічні зв'язки мають слабо виражений полярний характер. Приєднання до атомів карбону (вони складають скелет органічних сполук) атомів флуору, кисню, хлору, нітрогену приводить до збільшення полярності зв'язку між ними. Ступень окиснення елементів у таких сполуках розраховують таким же чином, як і для ковалентних полярних сполук.

Окисно-відновні реакції мають величезне значення, особливо для підтримування життєдіяльності біологічних систем. Процеси фотосинтезу, дихання, травлення – все це ланцюги ОВР.

Найпоширеніші 2 метода складання рівнянь ОВР:

- метод електронного балансу, заснований на визначенні загальної кількості електронів, які переміщуються від відновника до окисника;
- та метод електронно-йонного балансу, який передбачає окреме складання йонних рівнянь для процесів окиснення та відновлення з подальшим підсумовуванням їх у загальне іонне рівняння.

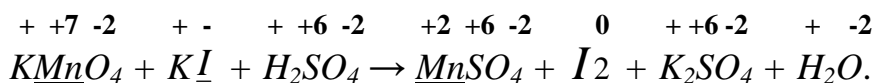
Метою даної лабораторної роботи є вивчення методу електронно-йонного балансу.

Складання рівнянь ОВР методом електронно-йонного балансу ведеться за основними правилами:

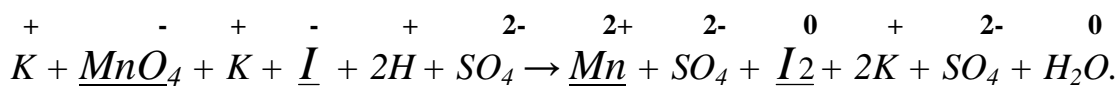
1. Скласти схему рівняння реакції і визначити вихідні речовини та продукти реакції:



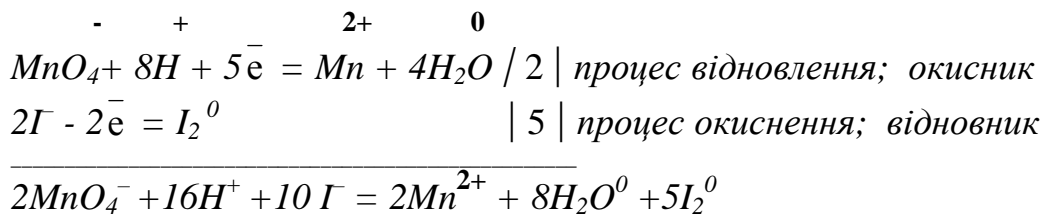
2. Визначити ступені окиснення всіх елементів, що входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції; виділити однією рисою перший елемент, що змінив ступень окиснення та двома рисками інший елемент, який змінив ступень окиснення:



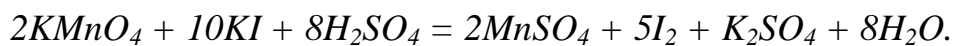
3. Скласти йонно-молекулярне рівняння ОВР та позначити однією та двома рисками іони, до складу яких входять елементи, зі ступенями окиснення, які змінюються:



4. Скласти йонно-електронні рівняння напівреакцій окиснення та відновлення, вказавши речовину-відновник та речовину-окисник; підібрати коефіцієнти для обох реакцій; зрівняти кількості відданих та приєднаних електронів ( $e^-$ ), знайшовши спільний множник для цих двох напівреакцій; додати рівняння процесів окиснення і відновлення з урахуванням коефіцієнтів:



5. Отримані коефіцієнти проставити у молекулярне рівняння ОВР та провести перевірку коефіцієнтів таким чином, щоб зрівнялись кількості всіх елементів, які входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції:



На процес окиснення-відновлення значною мірою впливають концентрації окисника та відновника. Із збільшенням концентрації окисника або зменшенням концентрації відновника окиснювальна здатність окисника зростає.

Можливість і характер перебігу окисно-відновного процесу залежить й від реакції середовища розчину. Дослідити цю залежність можна, виконавши дослід 5 експериментальної частини лабораторної роботи.

У стехіометричних розрахунках окисно-відновних реакцій користуються молярними масами еквівалентів окисника та відновника.

Молярна маса еквівалента окисника або відновника ( $M_{\text{екв}}$ ) дорівнює відношенню їх молярної маси ( $M$ ) до кількості електронів ( $n\bar{e}$ ), приєднаних окисником або відданих відновником:

$$M_{\text{екв}} = \frac{M}{ne}.$$

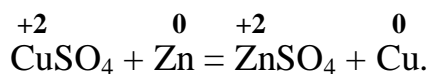
Наприклад, у вище розглянутій реакції молярна маса еквіваленту окисника перманганату калію:  $M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6$  г-екв/моль.

А молярна маса еквіваленту відновника йодиду калію:

$$M_{\text{екв}}(\text{KI}) = \frac{M(\text{KI})}{2} = \frac{166}{2} = 83$$
 г-екв/моль.

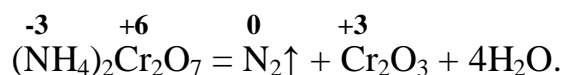
Розрізняють 3 типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні, внутрішньо молекулярні та реакції самоокиснення-самовідновлення (диспропорціювання).

Міжмолекулярні реакції відбуваються зі зміною ступеня окиснення атомів у різних молекулах, вони становлять найбільшу групу окисно-відновних реакцій, наприклад:

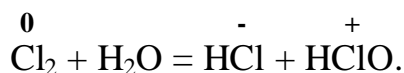


Під час перебігу міжмолекулярних реакцій обмін електронами відбувається між атомами, що входять до складу різних молекул.

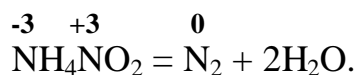
Під час перебігу внутрішньомолекулярних окисно-відновних реакцій відбувається зміна ступеня окиснення атомів різних елементів, що входять до складу однієї й тієї ж самої молекули. До цих реакцій належать реакції термічного окисно-відновного розкладання, наприклад:



Реакції самоокиснення-самовідновлення (диспропорціювання) відбуваються з одночасним збільшенням і зменшенням ступеня окиснення атомів одного й того ж самого елемента. Такі реакції можуть відбуватися лише між такими сполуками, в молекулах яких є атоми з проміжним ступенем окиснення, тобто такі сполуки можуть бути як окисником, так і відновником, наприклад:



Також існують такі складні речовини, що за певних умов зазнають внутрішньо молекулярного окиснення-відновлення, у цьому разі одна складова частина речовини є окисником, а інша – відновником. Під час перебігу таких реакцій відбувається вирівнювання ступеня окиснення атомів одного й того ж самого елемента, тобто ці процеси називаються контрдиспропорціюванням. Такі процеси відбуваються значно рідше, ніж реакції диспропорціювання. Наприклад:



## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Мета роботи:

- оволодіти методом розрахунку ступенів окиснення елементів у складних сполуках;
- оволодіти методом визначення окисника та відновника; процесів окиснення та відновлення;
- оволодіти методом електронно-йонного балансу для складання рівнянь ОВР.

### Прилади та реактиви:

- розчини: соляної кислоти HCl (2 н), сірчаної кислоти H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2 н), гідроксиду калію KOH, хлориду феруму (III) FeCl<sub>3</sub>, йодиду калію KI, перманганату калію KMnO<sub>4</sub>, роданіду амонію NH<sub>4</sub>SCN або калію KSCN, біхромату калію K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>;
- дистильована вода; розчин крохмалю; гранули Al;
- кристалічні солі: залізний купорос FeSO<sub>4</sub>, сульфат натрію Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>;
- штатив с пробірками, мікрошпателі.

### Хід виконання

#### **Дослід 1. Окислення металу іонами гідрогену (H<sup>+</sup>).**

У пробірку наберіть 2-3 мл розчину соляної кислоти HCl (2 н) та опустить в неї гранулу алюмінію. Спостерігайте реакцію окиснення алюмінію. Який газ виділяється?

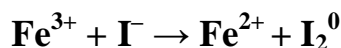
Напишіть рівняння ОВР, визначте речовини окисник та відновник, підберіть коефіцієнти методом електронно-йонного балансу. Розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

У **висновку** надайте порівняльну характеристику окисно-відновних властивостей атомів та іонів алюмінію та гідрогену.

#### **Дослід 2. Окислення йодід- іонів іонами феруму (III).**

У пробірку внесіть 2-3мл розчину солі феруму (III) та додайте 1-2 краплі розчину солі KI – спостерігайте зміну забарвлення розчину. Вміст пробірки розбавте дистильованою водою до слабо-жовтого кольору та додайте 1-2 краплі розчину крохмалю. Появлення синього кольору свідчить про наявність у розчині вільного йоду.

Реакція виражається схемою:



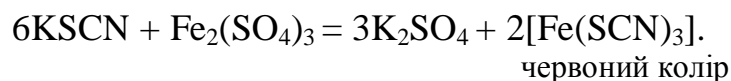
Складіть електронно-іонні рівняння процесів окиснення та відновлення. Виявіть речовини окисник та відновник. Складіть рівняння ОВР та підберіть коефіцієнти методом електронно-іонного балансу. Розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисно-відновні властивості атомів та іонів йоду та катіонів феруму (II) і (III).

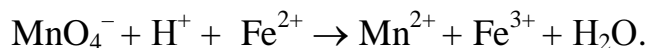
### Дослід 3. Окислення катіонів феруму(II) перманганат – іонами.

У пробірку внесіть приблизно 2 мл розчину солі перманганату калію  $\text{KMnO}_4$  та додайте приблизно стільки ж розчину сірчаної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2 н). Потім наберіть на кінці мікрошпателя невелику кількість кристалічної солі залізного купоросу  $\text{FeSO}_4$  та додайте у пробірку. Спостерігайте повне обезбарвлення розчину – це свідчить про відновлення іонів  $\text{MnO}_4^-$  у катіони  $\text{Mn}^{2+}$ .

В обезбарвлений розчин додайте декілька крапель розчину роданіду амонію  $\text{NH}_4\text{SCN}$  або калію  $\text{KSCN}$  та за зміною кольору розчину переконайтесь, що катіони феруму(II)  $\text{Fe}^{2+}$  окиснюються в катіони феруму(III)  $\text{Fe}^{3+}$ :



Окисно-відновна реакція взаємодії катіонів феруму(II) з перманганат-іонами виражається схемою:



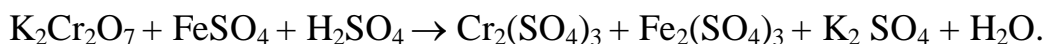
За схемою:

- складіть електронно-іонні рівняння окиснення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисно-відновні властивості перманганат-іонів  $\text{MnO}_4^-$  та катіонів феруму (II) і (III).

### Дослід 4. Окисні властивості біхромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

У пробірку внесіть 2-3 мл розчину солі біхромат калію  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (зверніть увагу на колір розчину), додайте приблизно таку ж кількість розчину сірчаної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2 н). Потім наберіть на кінці мікрошпателя невелику кількість кристалічної солі залізного купоросу  $\text{FeSO}_4$  та додайте у пробірку. Спостерігайте зміну забарвлення розчину. Схема окисно-відновної реакції:



За методом електронно-іонного балансу:

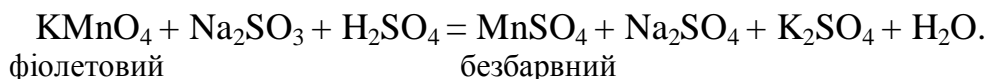
- складіть електронно-іонні рівняння окиснення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисно-відновні властивості аніонів  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  та катіонів  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ .

## Дослід 5. Окисні властивості перманганат-іонів у різних середовищах.

### А) Кисле середовище – pH < 7.

У пробірку наберіть 2-3 мл розчину перманганату калію  $\text{KMnO}_4$  та додайте декілька крапель розчину сірчаної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2н). Потім наберіть на кінці мікрошпателя невелику кількість кристалічної солі сульфїту натрію  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  та додайте у пробірку. Спостерігайте зникнення фіолетового кольору розчину до повного обезбарвлення, що свідчить про відновлення іонів  $\text{MnO}_4^-$  у катіони  $\text{Mn}^{2+}$ . Схема реакції ОВР:



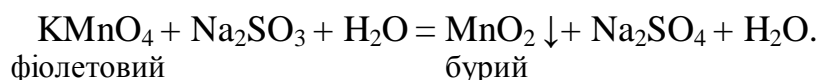
За методом електронно-іонного балансу:

- складіть електронно-іонні рівняння окиснення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисні властивості перманганат-іонів  $\text{MnO}_4^-$  у кислому середовищі.

### Б) Нейтральне середовище – pH = 7.

У пробірку наберіть 2-3мл розчину перманганату калію  $\text{KMnO}_4$ , розбавте дистильованою водою та додайте невелику кількість кристалічної солі сульфїту натрію  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  на кінці мікрошпателя. Спостерігайте випадіння бурого осаду, що свідчить про відновлення іонів  $\text{MnO}_4^-$  у нерозчинний оксид мангану(IV)  $\text{MnO}_2$ . Схема реакції ОВР:



За методом електронно-іонного балансу:

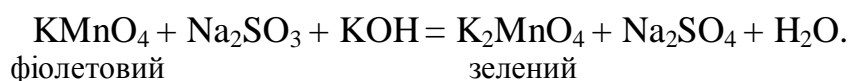
- складіть електронно-іонні рівняння окиснення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисні властивості перманганат-іонів  $\text{MnO}_4^-$  у нейтральному середовищі.

### В) Лужне середовище – pH > 7.

У пробірку наберіть 2-3мл розчину перманганату калію  $\text{KMnO}_4$  та додайте декілька крапель розчину гідроксиду калію  $\text{KOH}$ . Потім наберіть на кінці мікрошпателя невелику кількість кристалічної солі сульфїту натрію  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  та додайте у пробірку. Спостерігайте появу зеленого кольору розчину, що свідчить про відновлення перманганат-іонів  $\text{MnO}_4^-$  у манганат-іони  $\text{MnO}_4^{2-}$ . Схема реакції ОВР:





За методом електронно-іонного балансу:

- складіть електронно-іонні рівняння окиснення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисні властивості перманганат-іонів  $\text{MnO}_4^-$  у лужному середовищі.

Через деякий час зелене забарвлення розчину зникає та появляється бурій осад. Цей процес відбувається в результаті реакції **окисно-відновного диспропорціювання**, схема якого:



За методом електронно-іонного балансу:

- складіть електронно-іонні рівняння окиснення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисно-відновні властивості манганат-іонів  $\text{MnO}_4^{2-}$  у реакції диспропорціювання.

### Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Чим відрізняються окисно-відновні реакції від інших хімічних реакцій?
2. Які процеси називаються окисненням та відновленням?
3. Що відбувається з окисником та відновником під час протікання ОВР?
4. Чим характеризується ступінь окиснення?
5. Які речовини є типовими окисниками, типовими відновниками, та які проявляють окисно-відновну подвійність?
6. Як залежить перебіг окисно-відновного процесу від реакції середовища? Наведіть приклади.
7. У чому сутність реакції окисно-відновного диспропорціювання?
8. Як розрахувати молярну масу еквівалента окисника та відновника?
9. Які існують типи окисно-відновних реакцій?
10. Які методи використовують для складання рівнянь ОВР?
11. Яка послідовність складання окисно-відновних реакцій методом електронного балансу? Наведіть приклади.
12. Яка послідовність складання окисно-відновних реакцій методом електронно-іонного балансу? Наведіть приклади.
13. Як визначають напрям перебігу окисно-відновних реакцій?
14. Назвіть окисники, що мають велике значення у техніці та лабораторній практиці.

### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №8

1. У рівнянні ОВР визначить ступінь окиснення кожному елементу у кожній сполуці.
2. Напишіть рівняння ОВР в іонно-молекулярному виді.
3. Напишіть напівреакції окиснення та відновлення методом електронно-іонного балансу. Укажіть речовину – окисник та речовину – відновник.
4. Підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу. Зробіть перевірку.
5. Розрахуйте молярну масу еквіваленту окисника та відновника.

<i>№ варіанту</i>	<i>Рівняння ОВР</i>
1	$\text{H}_3\text{P} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4	$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
5	$\text{KNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{As}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$
8	$\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
10	$\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO}_3 + \text{HCl}$
11	$\text{AgNO}_3 + \text{AsH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HNO}_3$
12	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KBiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
13	$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
14	$\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
15	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
16	$\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
17	$\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{KBr} + \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
18	$\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
19	$\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
20	$\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$
21	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
22	$\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
23	$\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{BaI}_2 + \text{H}_2\text{O}$
24	$\text{H}_2\text{O} + \text{KBrO} + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KBr}$
25	$\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaI}$
26	$\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
27	$\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
28	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
29	$\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
30	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

## Розділ VI. Основи колоїдної хімії.

Колоїдна хімія вивчає дисперсні системи. Гетерогенну систему, утворену з часточок подрібненої речовини і середовища, в якому вони містяться, називають *дисперсною*. До них відносять золі та гелі, суспензії та емульсії, пасти, фарби, порошки, полікристалічні та пористі тіла, плівки, піни, аерозолі; а також природні дисперсні системи (нафта, вугілля, торф, ґрунти, гірські породи, хмари, тумани, клітини живих організмів).

Часточки подрібненої (диспергованої) речовини в таких системах називають дисперсною фазою, а середовище, в якому вони містяться – дисперсійним середовищем.

Для об'єктів колоїдної хімії характерні дві спільні ознаки: *гетерогенність* та *дисперсність*, які були виділені одним з основоположників вітчизняної колоїдної хімії Н.П. Пісковим ще на початку тридцятих років минулого сторіччя, що повністю відповідає сучасному уявленню про об'єкти колоїдної хімії.

*Гетерогенність*, або багатозфазність, вказує на наявність у дисперсних систем поверхні розділу фаз, поверхневого шару – основного об'єкта цієї науки. Колоїдна хімія приділяє увагу в першу чергу процесам та явищам, що відбуваються на межі поділу фаз.

Таким чином, гетерогенність – це найважливіша ознака об'єктів колоїдної хімії. У підручнику «Фізико-хімічні основи колоїдної науки» (1934) Н.П. Пісков писав: «...колоїдна система - є система гетерогенна, тобто багатозфазна. Із цією багатозфазністю колоїдних систем і з фактом існування в них поверхні розділу фаз зв'язані всі найбільш характерні властивості колоїдів...».

*Дисперсність* (роздробленість) – друга ознака об'єктів колоїдної хімії. Вона визначається розмірами частинок дисперсної фази. З ростом дисперсності, тобто зі зменшенням розміру частинок, збільшується роль поверхневих явищ у гетеродисперсійній системі.

Однак, якщо гетерогенність є універсальною ознакою, тому що будь-яка багатозфазна система в принципі може бути об'єктом колоїдної хімії (наприклад, її поверхня розділу фаз), то одна тільки дисперсність без гетерогенності не може визначати приналежність конкретного об'єкта до колоїдної хімії. Наприклад, істинні розчини представляють дисперсію розчиненої речовини в розчиннику, але вони не є колоїдною системою.

### Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності.

Дисперсії речовин можуть мати всіляку форму: сферичну, циліндричну, прямокутну, а найчастіше - неправильну.

Мірою подрібненості речовини прийнятий **ступінь дисперсності  $d$**  – величина, обернена до розміру частинки (**a**):

$$\bar{d} = 1/a, \text{ м}^{-1}$$

Наприклад, для частинок розміром 1нм, тобто для  $a = 1\text{нм}$ ,

$$\bar{d} = 1: 10^{-9} = 10^9\text{м}^{-1}.$$

Зручно користуватися **показником дисперсності (pđ)**:

$$p\bar{d} = \lg \bar{d} = - \lg a.$$

Для нашого прикладу  $p\bar{d} = 9$ .

З метою класифікації дисперсних систем В.Оствальд (1910) запропонував шкалу дисперсності:

pđ	3 4 5 6	7 8 9	10
Системи	Грубо-дисперсні	Колоїднодисперсні	Молекулярно-дисперсні

До грубо-дисперсних систем (розмір часточок дисперсної фази  $a > 1 \cdot 10^{-7}\text{м}$ ) відносяться суспензії, емульсії, пил, порошки, частинки яких не проходять крізь паперовий фільтр. Їх можна побачити під мікроскопом, вони осідають в рідкому чи газоподібному середовищі.

З іншого боку шкали розташовані молекулярно-дисперсні системи або істинні розчини (розмір часточок  $a < 1 \cdot 10^{-9}\text{м}$ ), абсолютно прозорі, повністю зберігаються при тривалому стоянні. В істинних розчинах молекули або іони розчиненої речовини рівномірно розподілені серед молекул розчинника. Розчинена речовина і розчинник утворюють єдину однорідну фазу, в якій немає поверхні поділу між дисперсною фазою та дисперсійним середовищем. Однією з характерних особливостей істинних розчинів є те, що механічним способом неможливо розділити розчинник і розчинену в ньому речовину.

Колоїднодисперсні системи мають розмір часточок дисперсної фази:

$$1 \cdot 10^{-9}\text{м} < a < 1 \cdot 10^{-7}\text{м}, \quad \text{або - від 1 до 100 нм.}$$

Такі системи називають *золями*. Залежно від агрегатного стану речовини дисперсійного середовища розрізняють ліозолі (ліос- рідина з грецької), гідрозолі (дисперсійне середовище – вода), аерозолі (дисперсійне середовище – повітря або інша газоподібна речовина), органозолі (дисперсійне середовище – органічна рідина).

Колоїдно-дисперсні системи не мають ознак грубо-дисперсних та молекулярно-дисперсних систем і характеризуються проміжними властивостями. Так, колоїдні частинки не проникають крізь напівпроникні плівки, але вільно фільтруються крізь паперовий фільтр. Вони *опалесцирують*, але можуть здаватися прозорими при розгляді в мінливому світлі, при боковому ж освітленні мутність легко

установлюється. Колоїдні частинки не видні під звичайним мікроскопом, але їх можна виявити при боковому освітленні в ультрамікроскопі.

Розміром частинок визначається ще одна дуже важлива характеристика дисперсної системи – питома поверхня розділу фаз  $S_{num}$ , тобто, сумарна поверхня  $1\text{ м}^3$  дисперсної фази:

$$S_{num} = \frac{S}{V} = \frac{s}{v}, \text{ м}^{-1},$$

де:  $S$  і  $V$  – сумарні площа поверхні та об'єм дисперсної фази;

$s$  і  $v$  – поверхня та об'єм однієї часточки.

Однакова розмірність питомої поверхні розділу фаз та ступеня дисперсності вказує на тісний зв'язок між цими величинами.

### **Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом дисперсної фази та дисперсійного середовища.**

В.Оствальд запропонував поділити колоїдні системи на три основних типи з підрозділом кожного типу на класи за трьома агрегатними станами дисперсної фази.

Для цього він позначив фази: **Т** – тверда, **Р** – рідка та **Г** – газоподібна, а дисперсні системи – як дріб, де чисельник – дисперсна фаза, а знаменник – дисперсійне середовище.

<i>Тип за дисперсійним середовищем</i>	<i>Клас за дисперсною фазою</i>		<i>Найменування системи</i>
	<i>дисперсна фаза</i>	<i>символ</i>	
Аерозолі (Г)	Рідка Тверда	Р / Г Т / Г	Туман Дим
Ліозолі (Р)	Газова Рідка Тверда	Г / Р Р <sub>1</sub> / Р <sub>2</sub> Т / Р	Піна Емульсія Суспензія
Тверді золі (Т)	Газова Рідка Тверда	Г / Т Р / Т Т / Т	Ксерогелі Капілярні системи Сплави

### **Класифікація дисперсних систем за взаємодією фаз**

Ця класифікація застосовна тільки до дисперсних систем з рідким дисперсійним середовищем. Розрізняють мікрогетерогеннодисперсні системи зі слабкою взаємодією між часточками дисперсної фази та дисперсійним середовищем на межі розділу фаз — ліофобні; із сильною взаємодією — ліофільні. Якщо середовищем є вода, ліофільні системи називають гідрофільними, а ліофобні – гідрофобними. До ліофобних колоїдних систем відносять водні золі (гідрозолі) металів, сульфідів

металів, AgI; до ліофільних – золі білкових речовин, клеї, крохмаль, каучук, золі гідроксидів металів, кремнієвої кислоти та інші.

Гідрофільні золі можуть бути отримані в набагато більш високих концентраціях, ніж гідрофобні, вони більш стійки до дії електролітів, а осаді, які отримують після їхнього руйнування (коагуляції) - дуже пухкі, об'ємні.

### **Класифікація за взаємодією між частинками дисперсної фази.**

Дисперсні системи при досить високому вмісті дисперсної фази утворюють усередині дисперсійного середовища просторову структурну сітку, а деякі інші, наприклад деревне вугілля, являють собою високопористі тіла. В обох випадках дисперсійне середовище та дисперсна фаза безперервні, тому такі системи названі зв'язнодисперсними на відміну від звичайних золів, які із цих позицій віднесені до вільнодисперсних. До них належать піни та гранично концентровані емульсії. До зв'язнодисперсних систем відносять всі тканини організмів, оскільки вміст кліток у них розділено клітинними мембранами; розподіл на середовище та фазу тут умовний і завжди обмовляється окремо.

Сукупність класифікацій дозволяє досить повно охарактеризувати дисперсну систему; жодна окремо взята класифікація не дає такої можливості. Проте, найчастіше використовують окремі класифікації, коли для конкретної мети є визначальною яка-небудь одна властивість дисперсної системи.

### **Методи утворення колоїдних систем (золів).**

Колоїдні системи займають проміжне положення між істинними розчинами та грубо-дисперсними системами, що обумовлює можливість їхнього одержання диспергуванням великих частинок або конденсацією молекул. Відповідно методи одержання колоїдних систем поділяють на диспергаційні та конденсаційні.

При диспергуванні затрачається робота на утворення нової поверхні, що супроводжується збільшенням вільної поверхневої енергії системи. Залежно від виду енергії, яка затрачається, ці методи підрозділяються на механічні, електричні та акустичні.

Процеси механічного диспергування дуже поширені в природі. Під впливом прибою й хвиль стирається величезна кількість мінералів прибережної смуги. Механічному роздрібнюванню гірських порід при вивітрюванні сприяють дія вологи, різкі зміни температури, життєдіяльність організмів. Все це привело до утворення осадових порід – лесів, глин, кварцових дисперсій, що послужили основою культурного шару ґрунту.

Електричні методи диспергування засновані на тому, що матеріал електродів, занурених у рідке середовище, випаровують при іскровому розряді або під дією вольтової дуги. При конденсації пари речовини біля

електродів утвориться колоїдна система. Для одержання стабільних золів благородних металів у воду вводять добавки полімерів або ПАР (поверхнево-активні речовини), які виступають як стабілізатори.

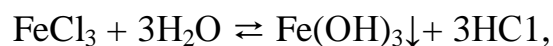
Акустичні методи засновані на використанні направленою ультразвукового поля. Диспергування відбувається в результаті кавітаційного руйнування, що ефективно для не дуже міцних частинок. Цим способом вдається диспергувати азбест до первинних, дуже тонких волокон діаметром  $2 \cdot 10^{-10}$  м. Метод широко застосовується при одержанні емульсій високого ступеня дисперсності.

Конденсаційні методи засновані на одержанні пересичених розчинів речовини дисперсної фази в дисперсійному середовищі з наступним виділенням його у вигляді частинок колоїдних розмірів. Ці методи включають стадії утворення зародків у пересиченому розчині та їхній ріст до кристалів колоїдного розміру. Залежно від шляху досягнення стану пересичення конденсаційні методи підрозділяються на фізичні та хімічні.

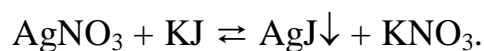
Фізична конденсація здійснюється при фазовому переході розчиненої речовини в нерозчинний стан при зміні зовнішніх умов. При конденсації пари в газоподібному середовищі утвориться туман; при спільній конденсації пари речовин, що становлять дисперсну фазу та дисперсійне середовище, або при пропущенні пари через іншу рідину одержують лізолі. За методом заміни розчинника істинний розчин речовини, призначений для утворення дисперсної фази, змішують з речовиною, в якій дисперсна фаза нерозчинна (нерозчинником). Суміш розчинника з нерозчинником (чисті речовини повинні змішуватися необмежено) стає дисперсійним середовищем для нерозчинної в ній речовини дисперсної фази. У таких умовах одержують пересичений розчин, з якого утворюються агрегати молекул – колоїдні частинки.

Методи хімічної конденсації засновані на проведенні хімічних реакцій у середовищі розчинника, при яких утворюються нерозчинні речовини (дисперсна фаза).

Для забезпечення стійкості колоїдної системи необхідна наявність стабілізаторів (продуктів реакції, електролітів, ПАР – поверхнево-активних речовин, ВМС – високомолекулярних сполук). Практично всі типи хімічних реакцій можуть бути використані для одержання колоїдних систем, наприклад, реакція гідролізу при вливанні розчину солі в киплячу воду:



або реакція подвійного обміну між розчинними солями:



Дисперсні системи з рідкими дисперсійними середовищами можуть коагулювати або утворювати гелі. Як правило, процеси коагуляції та

утворення гелів оборотні. Зворотній процес переходу гелю в золь називається пептизацією. Наприклад: осад, який отримали дією електроліту на золь, знову переводять у стан золь шляхом видалення надлишку електроліту промиванням чистим дисперсійним середовищем або при додаванні малих кількостей речовини-стабілізатора. Зовні це нагадує процес розчинення денатурованих білків під дією пепсину (звідси – термін «пептизація»). Пептизація іноді приводить до небажаних та навіть катастрофічних наслідків. Так, русла каналів, які проклали по засолених ґрунтах, незабаром після заповнення водою здуваються, і на місці каналів утворюються опуклості, що повторюють їхній рельєф. Це результат пептизації та різкого підвищення здатності глин набухати у воді.

### Лабораторна робота №9

#### Тема: «Отримання золь. Визначення порогу коагуляції»

#### Теоретична частина

##### **Електрокінетичні явища в колоїдних системах.**

Однією з найважливіших властивостей колоїдних розчинів є те, що їхні часточки несуть електричні заряди. У будь-якому стійкому колоїдному розчині заряди часточок мають однаковий знак. Завдяки цьому часточки не злипаються і не осаджуються. Виникнення заряду на частинці можна пояснити адсорбцією поверхнею часточки іонів з розчину. Знак заряду та його величина залежать від способу одержання колоїдного розчину, концентрації іонів, температури, природи розчинника та інших факторів.

При додаванні до надлишку розчину  $\text{AgNO}_3$  повільно по краплях недостатньої кількості розчину  $\text{NaCl}$  утворюються ультрамікрокристали – ядра –  $\text{AgCl}$ , які (при надлишку  $\text{AgNO}_3$ ) припиняють свій ріст не досявши розмірів, достатніх для осадження. Це пов'язане з тим, що на поверхні таких малих ядер адсорбуються ті іони, що:

- 1) входять до складу ядра;
- 2) є в розчині у надлишку.

У цьому випадку на поверхні ультрамікрокристалів ядра адсорбуються іони срібла ( $\text{Ag}^+$ ). Ядра  $\text{AgCl}$  з адсорбованими на них катіонами срібла  $\text{Ag}^+$  утворюють агрегати, які набувають позитивного заряду. Наявність однойменних зарядів на агрегатах перешкоджає їхньому об'єднанню, росту та осадженню. Адсорбовані ядром іони  $\text{Ag}^+$  називають потенціал визначальними іонами адсорбційного шару.

Агрегати притягають з навколишнього розчину іони протилежного заряду (ті, які є в розчині в значній кількості (у надлишку), в нашому випадку – це іони  $\text{NO}_3^-$ ) – правило Панета-Фаянса. Таким чином виникає адсорбційний шар протиіонів.

Кількість протиіонів в адсорбційному шарі недостатня для нейтралізації зарядів іонів, адсорбованих ядром, тому утворений із ядра з

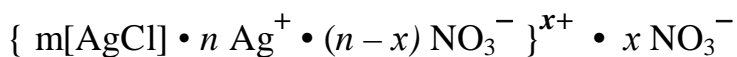


іонами та протиіонами адсорбційний шар буде нести деякий заряд, однойменний із зарядом іонів, адсорбованих ядром. Така система, що складається із агрегату з адсорбційним шаром протиіонів, називається колоїдною часточкою або гранулою.

Навколо гранули розташовується дифузійний шар протиіонів, концентрація іонів у якому убуває в міру віддалення від гранули. Утворення, що складається із гранули з протиіонами дифузійного шару, називається міцелюю.

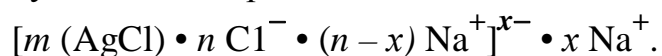
Необхідно відзначити, що протиіонами можуть служити іони, які беруть участь у реакції утворення колоїдного розчину, так і просто присутні в розчині.

Будову міцели AgCl, що знаходиться в розчині AgNO<sub>3</sub>, можна представити формулою:



<i>ядро</i>	<i>Потенціал- визначальні іони</i>	<i>протиіони</i>	
		<i>протиіони адсорбційного шару</i>	<i>протиіони дифузійного шару</i>
<i>агрегат</i>		<i>адсорбційний шар Гельмгольца</i>	<i>дифузійний шар</i>
<i>гранула або колоїдна частинка</i>			
<i>міцела</i>			

При додаванні до надлишку розчину NaCl неолік розчину AgNO<sub>3</sub> будова міцели AgCl, буде визначатися тим, що в надлишку є іони хлору та натрію, тому формула міцели отриманого золю має інший вигляд:



За формулою міцели видно, що вона нейтральна, а її гранула несе електричний заряд, знак якого залежить від умов одержання розчину. Знак заряду гранули визначається зарядом потенціал-визначальних іонів, адсорбованих ядром.

Заряд колоїдних частинок можна встановити експериментально дією постійного електричного поля, при цьому позитивно-заряджені частинки пересуваються до катода (-), а негативно-заряджені – до анода (+). Процес переміщення частинок колоїдного розчину (гранул) в електричному полі називається електрофорезом.

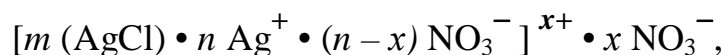
Якщо заряд колоїдної частинки (гранули) зменшити до деякого мінімуму, то стійкість колоїдного розчину порушиться, відбудеться злипання та з'єднання частинок у більші агрегати. Цей процес називається коагуляцією. А подальше осадження крупних агрегатів - седиментація.

Коагуляція колоїдного розчину може відбуватися під дією таких факторів:

- додавання до нього розчину електроліту;
- додаванням іншого колоїдного розчину із частинками протилежного заряду;
- зміна температури;
- зміна концентрації дисперсної фази;
- старіння колоїдного розчину;
- дія на золь електричних та магнітних полів;
- механічна дія та ін.

Коагуляція при додаванні електроліту викликана тим, що при збільшенні концентрації аніонів і катіонів у розчині вони проникають в оболонку протиіонів адсорбційного шару та знижують (або навіть нейтралізують) заряд гранул, вірніше їх електрокінетичний потенціал ( $\xi$  – дзета потенціал).

Якщо в золь AgCl, що містить міцели, формула яких:



додати електроліт KNO<sub>3</sub>, то через збільшення в розчині концентрації протиіонів NO<sub>3</sub><sup>-</sup> починається процес входження їх в адсорбційний шар, що викликає зменшення заряду колоїдної частинки аж до нуля. Цей стан називається ізоелектричний стан міцели:



Це послаблює стійкість колоїдного розчину, що, у свою чергу, приводить до його коагуляції та седиментації.

Коагуляція золів електролітами підкоряється певним закономірностям, які можна об'єднати в наступні загальні правила.

1. Всі електроліти при збільшенні їхньої концентрації в золі до деякого значення викликають коагуляцію колоїдних систем. Мінімальна концентрація електроліту, що викликає швидку коагуляцію золя за певний час, називається порогом коагуляції ( $\gamma$ ).
2. Коагулюючу дію спричиняє не весь електроліт, а тільки його іон, що має заряд, однойменний із зарядом дифузійного шару притионів міцели. Колоїдні розчини, які містять позитивно заряджені частинки, коагулюють під дією аніонів; а ті, що містять негативно заряджені частинки – під дією катіонів.

3. Коагулююча здатність іона залежить від його заряду. Багатозарядні іони викликають коагуляцію при набагато менших концентраціях (нижчих порогах коагуляції), чим іони з меншим зарядом – **правило Шульце-Гарді** або **правило значності**. Якщо прийняти коагулюючу здатність однозарядного іона за одиницю, то коагулююча здатність двозарядного іона буде більше в кілька десятків разів, а тризарядного – у кілька сотень раз.
- Співвідношення порогів коагуляції різних іонів зворотно-пропорційно ступені валентності коагулюючого іона:

$$\gamma \sim \frac{1}{z^6}, \text{ моль/л.}$$

Правило Шульце-Гарді має приблизний характер, тому що коагулююча дія електроліта залежить не лише від валентності іонів, а й від хімічної природи речовин та умов проведення досліду.

4. Коагулююча здатність іонів однакової зарядності зростає зі збільшенням радіуса іона. Іони органічних сполук завжди мають вищу коагулюючу здатність, ніж іони неорганічних речовин.
5. При збільшенні концентрації електроліту в розчині зменшується електрокінетичний потенціал колоїдних частинок і коагуляція настає при його певному значенні — **критичному потенціалі**. Для більшості систем критичний потенціал дорівнює 0,03В .

При взаємодії колоїдних розчинів, що складаються із частинок протилежного заряду, заряди гранул нейтралізуються та відбувається взаємна коагуляція розчинів. Нагрівання зменшує адсорбцію іонів колоїдними частинками, що також приводить до коагуляції.

Процес, зворотний коагуляції, називається **пептизацією**. Пептизація може відбуватися при промиванні осадів водою. При цьому іони електроліту-коагулятора вимиваються, частинки осаду знову здобувають заряд і переходять у колоїдний розчин.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Мета роботи:

- отримати золь методом хімічної конденсації;
- дослідити процес коагуляції отриманого золю під впливом різних електролітів;
- експериментально дослідити виконання правила Шульце-Гарді (правила значності).

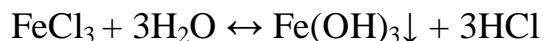
### Прилади та реактиви:

- 2%-ий розчин  $\text{FeCl}_3$ , дистильована вода; розчини електролітів: хлорид натрію  $\text{NaCl}$  (1 моль/л), сульфат натрію  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (0,01 моль/л), гексацианоферат(III) калію  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (0,001 моль/л);
- електрична плітка, колба на 200мл, піпетка на 10мл, гумова груша, 4 бюретки для розчинів електролітів та дистильованої води, штатив з 12 пробірками.

### Хід виконання

#### Дослід 1. Отримання золю гідроксиду феруму(III).

За допомогою циліндра відміряти 100 мл дистильованої води та перелити її у конічну колбу на 200 мл. Дистильовану воду нагріти на електричній плитці до киплячого стану. Набрати піпеткою 10 мл 2%-го розчину  $\text{FeCl}_3$  та повільно (по краплях) додати у киплячу воду, не знімаючи колби з плитки. Спостерігають інтенсивне забарвлення розчину – відбувається гідроліз хлориду феруму(III):



Підвищення температури зрушує рівновагу у бік утворення гідроксиду феруму(III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Проведення реакції у киплячій воді та повільне додавання значно меншої кількості розчину  $\text{FeCl}_3$  сприяють утворенню колоїдного розчину  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , замість випадіння осаду.

Написати за ступенями реакцію гідролізу  $\text{FeCl}_3$  в молекулярному, повному та скороченому іонно-молекулярному виді. Враховуючи останню стадію гідролізу, записати формулу міцели золю  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  та позначити всі її складові частини.

#### Дослід 2. Визначення порогу коагуляції.

У 12 пробірок піпеткою набирають по 5 мл золю  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , який отримали у досліді 1. Кожні 4 пробірки призначені для додавання одного з 3-х електролітів:  $\text{NaCl}$  (1 моль/л),  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (0,01 моль/л),  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (0,001 моль/л). У пробірки із золем додають розчини електролітів та дистильовану воду за схемою:

№ пробірки:	1	2	3	4
Об'єм води, мл	4,5	4,0	3,0	1,0
Об'єм електроліту, мл	0,5	1,0	2,0	4,0

Вміст пробірок ретельно перемішують струшуванням і залишають приблизно на 30 хв. Потім візуально спостерігають, в яких пробірках пройшла коагуляція золю. При візуальному методі дослідження поріг коагуляції визначають по помутнінню золю за даний проміжок часу.

Результати спостереження зводять у таблицю 9.1, де відзначають наявність коагуляції знаком (+), а відсутність коагуляції знаком (-).

Поріг коагуляції ( $\gamma$ ) розраховують для всіх 3-х електролітів за правилом значності Шульце-Гарді та роблять висновок про те, який з коагулюючих іонів 3-х електролітів має найменший поріг коагуляції.

Таблиця 9.1 – Результати візуального дослідження коагуляції золю.

Формула електроліту:	№ пробірки:			
	1	2	3	4
NaCl				
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>				
K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]				

**Розрахунок** порогу коагуляції ( $\gamma$ ), із врахуванням умов проведення експерименту проводять за рівнянням

$$\gamma = \frac{C_{\text{ел}} \cdot V_{\text{ел}}}{V_3}, \text{ моль/л;}$$

де:  $C_{\text{ел}}$  – концентрація електроліту, моль/л;

$V_{\text{ел}}$  – пороговий об'єм електроліту (перша з пробірок, позначена знаком +), додавання якого до певного об'єму золя ( $V_3$ ) викликає помутніння розчину, мл;

$V_3 = 5\text{мл}$  – об'єм золя у кожній з пробірок.

Обчисливши відношення порогів коагуляції трьох електролітів, визначить коагулюючу здатність кожного іону в порівнянні з іншими.

Порівняйте результати розрахунків за правилом Шульце-Гарді та за експериментальними даними, що враховують умови проведення досліду і зробіть **висновок**.

## Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Дайте визначення колоїдної системи.
2. Назвіть ознаки колоїдного стану.
3. Що називається дисперсною фазою, дисперсійним середовищем?
4. Які особливості системи характеризують її гетерогенність та дисперсність?
5. Назвіть ознаки грубо-дисперсних і молекулярно-дисперсних систем.
6. Як зв'язати ступінь дисперсності системи та розмір часточок дисперсної фази?
7. Який розмір часточок дисперсної фази колоїдних розчинів?
8. Поясніть, як класифікують дисперсні системи за агрегатним станом дисперсної фази та дисперсійного середовища.
9. Що таке агрегативна стійкість дисперсних систем?
10. Чим відрізняються ліофобні системи від ліофільних?
11. Наведіть приклади природних дисперсних систем.
12. Яку будову має подвійний електричний шар і чим відрізняються поверхневий та електрокінетичний потенціали?
13. Поясніть будову міцели та вкажіть всі її складові частини.
14. Який процес називають електрофорезом?
15. Які частини міцели рухаються до електродів при електрофорезі?
16. Яка основна причина агрегативної стійкості гідрофобних золів?
17. Що таке коагуляція та які фактори її викликають?
18. Який іон електроліту має коагулюючу дію та як коагулююча здатність пов'язана із зарядом іонів?
19. Що таке поріг коагуляції і від яких факторів залежить його величина? Чому правило Шульце-Гарді називають правилом значності?
20. Який стан золю називається ізоелектричним?

### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №9

1. Напишіть у молекулярному, повному та скороченому іонно-молекулярному видах рівняння реакції обміну між розчином речовини (А) та розчином речовини (Б).
2. Складіть формулу міцели отриманого золю, якщо до надлишку розчину речовини (А) повільно по краплях додали недостатню кількість розчину речовини (Б). Укажіть всі складові частини міцели та їх заряди: ядро, агрегат, гранула, адсорбційний шар потенціал-визначальних іонів, адсорбційний шар протиіонів, дифузійний шар протиіонів, шар Гельмгольца.
3. Серед іонів:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  виберіть ті, що викликають коагуляцію утвореного золю. За правилом Шульце-Гарді розрахуйте, який серед коагулюючих іонів має найменший поріг коагуляції.
4. Складіть формулу міцели золю, якщо до надлишку розчину речовини (Б) повільно по краплях додали недостатню кількість розчину речовини (А). Укажіть всі складові частини міцели та їх заряди.
5. Серед іонів:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  виберіть ті, що викликають коагуляцію золю, утвореного в п.4. За правилом Шульце-Гарді розрахуйте, який серед коагулюючих іонів має найменший поріг коагуляції.

Таблиця 9.2.

№ варіанту	Речовина А	Речовина Б	№ варіанту	Речовина А	Речовина Б
1	$\text{CuSO}_4$	$\text{NaOH}$	16	$\text{K}_2\text{SO}_3$	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
2	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	17	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$\text{FeCl}_3$
3	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{MgCl}_2$	18	$\text{SnCl}_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
4	$\text{AgNO}_3$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	19	$\text{ZnSO}_4$	$\text{PbCl}_2$
5	$\text{Li}_2\text{CO}_3$	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	20	$\text{NH}_4\text{OH}$	$\text{MgCl}_2$
6	$\text{MnI}_2$	$\text{K}_2\text{CO}_3$	21	$\text{Na}_3\text{PO}_4$	$\text{CuSO}_4$
7	$\text{K}_3\text{PO}_4$	$\text{AlCl}_3$	22	$\text{CaCl}_2$	$\text{K}_2\text{CO}_3$
8	$\text{NiBr}_2$	$\text{K}_2\text{S}$	23	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	$\text{K}_3\text{PO}_4$
9	$\text{K}_2\text{SiO}_3$	$\text{ZnI}_2$	24	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{Na}_3\text{PO}_4$
10	$\text{ZnCl}_2$	$\text{KOH}$	25	$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{FeSO}_4$
11	$\text{CoCl}_2$	$\text{Na}_3\text{PO}_4$	26	$\text{CrCl}_3$	$\text{K}_2\text{S}$
12	$\text{HCl}$	$\text{K}_2\text{SiO}_3$	27	$\text{Li}_3\text{PO}_4$	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
13	$\text{Na}_3\text{PO}_4$	$\text{HgCl}_2$	28	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Li}_2\text{CO}_3$
14	$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{NiCl}_2$	29	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}$	$\text{Na}_2\text{S}$
15	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	30	$\text{KI}$	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$

## РОЗДІЛ VII. Основи біогеохімії.

### Лабораторна робота №10

**Тема:** «Визначення нітрит-іонів у природних водах»

#### Теоретична частина

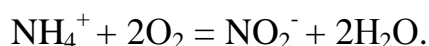
Нітроген та його сполуки відіграють у житті біосфери та всій планети, у формуванні ґрунтового покриву та родючості екосистем таку ж важливу роль, як й вуглець. Виключне значення мають нітроген та його сполуки для рослин. Але, внаслідок високої розчинності солей нітратної кислоти та солей амонію, нітрогену в ґрунті мало та завжди недостатньо для живлення рослин. Тому потреба культурних рослин в нітрогені завжди велика. У зв'язку з цим й велика роль нітратних добрив у агро-господарстві: 30-35 млн.т нітрогену кожен рік вноситься в ґрунт у вигляді мінеральних добрив. Надходження за рахунок нітратних добрив складає 30% від загального надходження нітрогену на сушу та в океан.

Це часто приводить до забруднення навколишнього середовища та тяжких захворювань людини та тварин. Особливо великі втрати нітратних форм нітрогену ( $\text{NO}_3^-$ ), тому що він не сорбується ґрунтом, легко вимивається природними водами, відновлюється у газоподібні форми та 20-40% його витрачається на живлення рослин.

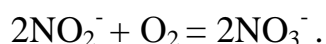
В природних водах нітроген перебуває у вигляді неорганічних і різноманітних органічних сполук.

Неорганічні сполуки: амонійні ( $\text{NH}_4^+$ ), нітритні ( $\text{NO}_2^-$ ), нітратні ( $\text{NO}_3^-$ ) іони.

В органічних сполуках нітроген перебуває переважно в складі білка тканин організмів і продуктів його розкладу. Зворотний перехід нітрогену зі складних органічних сполук у мінеральні форми, який називається процесом регенерації біогенних елементів, може виникати при біохімічному розпаді органічних сполук, що містять нітроген. Кінцевим неорганічним продуктом в цьому випадку є амоніак ( $\text{NH}_3$ ). Амонійні ( $\text{NH}_4^+$ ) іони засвоюються рослинами при фотосинтезі й окиснюються в нітрити ( $\text{NO}_2^-$ ) та нітрати ( $\text{NO}_3^-$ ). Цей процес відбувається за наявності кисню під дією бактерій та складається з двох фаз. Перша – перехід  $\text{NH}_4^+$  в  $\text{NO}_2^-$  здійснюється під впливом бактерій нітрифікаторів (сімейство *Bakteriaceae*, рід *Nitrosomonas*) за схемою:



Нітритні іони надзвичайно нестійкі й під впливом інших бактерій (рід *Nitrobacter* Win) окиснюються в нітратні іони:

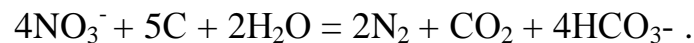




Енергія, яка виділяється при наведених екзотермічних реакціях, використовується бактеріями для їхнього розвитку. Процес нітрифікації може відбуватися лише в аеробних умовах. Отже нітратні іони поряд з деякими іншими неорганічними сполуками є кінцевим продуктом складного процесу мінералізації органічної речовини.

До природних вод зв'язаний азот може надходити також з атмосферними опадами. Крім того, менш поширений, але важливий для життя в природних водах, є процес зв'язування нітрогену азотфіксуючими бактеріями (*Clostridium Pasteurianum* *Azotbacter*).

Зменшення кількості зв'язаного нітрогену у водах зумовлюється денітрифікацією, що виникає при нестачі кисню й наявності безазотистих речовин (крохмаль, клітковина, тощо), на окиснення яких витрачається кисень нітратів. При цьому нітроген виділяється у вільному стані:



Денітрифікація для органічного життя небажана, тому що переводить зв'язаний нітроген, необхідний при побудові білка, у вільний стан ( $\text{N}_2$ ) – в атмосферу.

Колообіг сполук нітрогену у воді здійснюється за схемою:  
рослини → тварини → продукти розпаду →  $\text{NH}_4^+$  →  $\text{NO}_2^-$  →  $\text{NO}_3^-$  → рослини.  
Існує також великий колообіг нітрогену на Землі, який включає сушу й атмосферу.

Крім наведених природних, існують джерела надходження сполук нітрогену з промисловими і побутовими стічними водами, а також зі стічними водами з сільгоспугідь. Ці сполуки є одним з показників погіршення санітарного стану водойм.

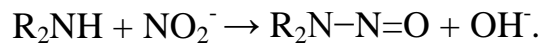
Концентрація  $\text{NH}_4^+$  у незабруднених поверхневих водах становить соті частки мгN/л. В анаеробних умовах, де неможливий процес нітрифікації, спостерігають підвищені концентрації іонів амонію (застійні ділянки морів, підземні води закритих структур – понад 100мг/л). Наприклад, у глибинних шарах Чорного моря вміст  $\text{NH}_4^+$  досягає 1,2мгN/л. В умовах фотосинтезу спостерігають зменшення концентрацій іонів  $\text{NH}_4^+$  навесні та влітку внаслідок асиміляції їх рослинами, та збільшення восени при підсиленні процесу розпаду органічної речовини, яка накопичувалась протягом літа.

Нітритні іони  $\text{NO}_2^-$  через їх нестійкість містяться у природних водах в незначних кількостях. Протягом більшої частини року в поверхневих водах вміст нітритів не виявляється аналітично, або становить лише тисячні частки мгN/л. Дещо збільшується їх вміст наприкінці літа, коли підсилюється розпад органічної речовини. В ґрунтових водах вміст нітритів вищий. Оскільки нітритні іони  $\text{NO}_2^-$  є проміжним нестійким продуктом у процесі нітрифікації, підвищення їх вмісту свідчить про інтенсифікацію розкладання органічних залишків, затримку окислення

$\text{NO}_2^-$  до  $\text{NO}_3^-$ , про забруднення водойми, тобто є важливим санітарним показником.

Добрива на основі нітритів віносяться до небезпечних, тому що для їх окиснення необхідний кисень. При скиданні таких відходів агрогосподарства у природні водойми, вони окиснюються розчиненим у воді киснем, що приводить до різкого зниження кисню у водоймі до рівня, недостатнього для життєдіяльності гідробіонтів. Внаслідок вичерпання кисню аеробні бактерії поступаються місцем анаеробним, можуть зникнути водорості, фітопланктон, риби, вода може набути неприємного запаху.

Речовини, які вміщують нітритні іони, використовують у господарстві в якості консервантів, харчових добавок, в біомасі корму для худоби. Їх дія є небезпечною для організму ссавців внаслідок реакції з харчовими амінами у шлунку й перетворенням в сильні канцерогени – нітрозаміни.



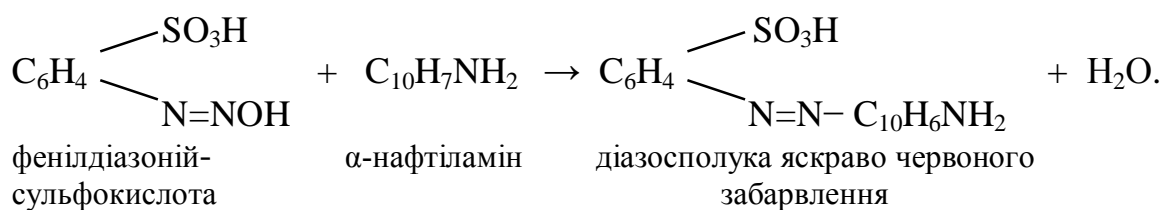
Нітратні іони  $\text{NO}_3^-$  серед інших неорганічних сполук зв'язаного нітрогену найбільш стійкі. Їх головним споживачем є рослини. Завдяки цьому в поверхневих водах характерно зменшення нітратів, а іноді й повне зникнення їх у вегетаційний період. Нестача нітратів часто припиняє розвиток певних видів водних рослин. Восени з відмиранням рослин у процесі мінералізації органічних речовин іони  $\text{NO}_3^-$  накопичуються і досягають максимуму взимку. Концентрація нітратних іонів в прісних поверхневих водах звичайно становить соті й десятки частки  $\text{mgN/l}$ . Їх концентрація значно вища у ґрунтових водах, особливо в населених пунктах. Підземні води більш сприйнятливі до нітратного забруднення, ніж поверхневі, тому що їх споживач (біота) практично відсутній. Забруднення може підвищити вміст нітратів до рівня, коли вони стають переважаючими в аніонному складі. Сильним фактором забруднення є нітратні добрива. Вони спричинили, наприклад, вміст  $\text{NO}_3^-$  приблизно 50-1000  $\text{mgN/l}$  у підземних водах на значній території північної Молдови та прилеглої території України.

Підвищення вмісту нітратів, які надходять у водойми з добривами, стічними водами та промисловими відходами, спричиняє збільшення росту водних рослин. При такому виді забруднення водойма може дрібніти, заболочуватися, тобто піддаватися евтрофікації.

Підвищений вміст нітратів у питній воді й овочах може викликати захворювання крові – метагемоглобінемію, до якої особливо схильні діти.

ГДК нітратних іонів у питній воді – 45  $\text{mg/l}$  – за стандартом якості для стран СНД. Вміст нітритних іонів у питній воді не повинен перевищувати  $10^{-3}$  –  $10^{-1}$   $\text{mg/l}$ . Нітритні іони є проміжним продуктом біохімічного окислення амоніаку або відновлення нітратних іонів. Їх





Забарвлення розчину, який досліджують порівнюють з кольором розчинів, концентрація яких задана (еталонні розчини). Метод є надзвичайно чутливим – 0,5 мкг N/л; точність визначення – 3-5%. Метод застосовують при вмісті у воді 0-0,3 мг NO<sub>2</sub><sup>-</sup> в 1л. Результати дослідження виражають у мг N/л.

Інтенсивність забарвлення отриманого розчину визначають за величиною оптичної густини (*D*), яку вимірюють на фотоелектроколориметрі. Фотометричні методи аналізу складають один з розділів абсорбційного аналізу, який заснований на властивості речовин до вибіркового поглинання енергії світлових потоків з визначеною довжиною хвилі ( $\lambda$ ). Між поглинанням світлової енергії, товщиною шару розчину, що поглинає та концентрацією розчину існує залежність – об'єднаний закон Бугера-Ламберта-Бера:

$$D = \lg \frac{I_0}{I} = klc,$$

де: *D* – оптична густина розчину;

*I*<sub>0</sub> – інтенсивність випромінювання світла, який входить у розчин;

*I* – інтенсивність світлового потоку, що пройшов крізь розчин;

*C* – молярна концентрація розчину (моль/л);

*k* – стала, коефіцієнт пропорційності, який називають коефіцієнтом молярного поглинання (є об'єктивною характеристикою властивості речовини, яку досліджують, поглинати енергію світлового потоку з певною довжиною хвилі);

*l* – товщина шару розчину, крізь який проходить світловий потік (зазвичай ширина кювети, в якій проводиться дослідження).

Оптична густина (*D*) і молярний коефіцієнт поглинання (*k*) залежать від довжини хвилі світлового потоку, що падає ( $\lambda$ ).

Залежність оптичної густини розчину (*D*) від концентрації (*C*) забарвленої речовини, що утворилася в результаті колориметричної реакції та, відповідно, від концентрації речовини, яку досліджують, може бути лінійною у деякому інтервалі концентрацій. В такому випадку говорять, що розчини в даному інтервалі концентрацій підлягають об'єднаному закону Бугера-Ламберта-Бера. Тобто оптична густина розчину (*D*) є прямо пропорційною концентрації забарвленої речовини (*C*) і товщині шару розчину (*l*), крізь який проходить промінь світла з певною довжиною хвилі ( $\lambda$ ). Використовуючи фотоелектроколориметр, можна визначити оптичну

густину розчину та за цією величиною визначити концентрацію забарвленої речовини у розчині.

### **Попередні вказівки**

Нітритні іони  $\text{NO}_2^-$  нестійкі у розчині, тому визначення їх необхідно проводити як можна швидше – не пізніше, ніж через 2-3 доби після взяття проби води. Дуже часто нітритні іони можуть бути відсутні у пробі води. Тому рекомендують спочатку провести якісне визначення: в чисту пробірку відібрати 10 мл досліджуваної проби води і 1мл реактива Грісса-Ілосвая та нагріти до 70-80°C. Якщо ~ за 10 хвилин з'явиться рожеве чи червоне забарвлення, це буде свідчити про присутність нітритних іонів у пробі води. Оцінити приблизну концентрацію  $\text{NO}_2^-$  можна, користуючись даними таблиці:

Таблиця 10.1. – Залежність забарвлення розчину від концентрації  $\text{NO}_2^-$ .

Забарвлення при роздивленні пробірки збоку	Забарвлення при роздивленні пробірки зверху	Концентрація, мг $\text{NO}_2^-$ /л
немає	немає	<0,0003
немає	дуже слабо-рожеве	0,0006
дуже слабо-рожеве	слабо-рожеве	0,003
слабо-рожеве	слабо-рожеве	0,015
слабо-рожеве	рожеве	0,030
рожеве	сильно-рожеве	0,060
сильно-рожеве	червоне	0,150
червоне	яскраво- червоне	0,300

Висока чутливість дослідження потребує виконання особливої обережності для того, щоб уникнути занесення нітритів ззовні. Необхідно ретельно стежити за чистотою реактивів, дистильованої води та посуду – навіть у повітрі лабораторії можуть бути присутні сліди оксидів нітрогену.

### **Хід виконання**

1. Приготувати робочий розчин  $\text{NaNO}_2$ , для чого 1мл стандартного розчину піпеткою внести в мірну колбу на 100мл та довести загальний об'єм дистильованою водою до метки.
2. Розрахувати:
  - концентрацію стандартного розчину в мгN/мл;
  - концентрацію робочого розчину в мгN/л.
3. Приготувати шкалу еталонних розчинів. Для цього в 7 мірних колб на 50 мл послідовно відміряти піпеткою (на 2 мл) 0; 0,2; 0,4; 0,8; 1,2; 1,6; 2 мл робочого розчину та довести до метки дистильованою водою. В

окрему мірну колбу на 50 мл набрати пробу води для дослідження. В кожну колбу додати по 2мл реактива Грісса-Ілосвая, закрити пробками та ретельно перемішати. Розрахувати концентрації еталонних розчинів (мг N/л).

- Після 30-40 хвилин очікування спостерігайте появлення стійкого забарвлення в приготованих розчинах. Тоді приступають до вимірювання оптичної густини  $D$  в еталонних розчинах та в пробі води на фотоелектроколориметрі. Розчин в нульовій колбі (дистильована вода + реактив Грісса-Ілосвая) служить для порівняння при визначенні оптичної густини; його наливають в кювету порівняння – значення оптичної густини нульового розчину автоматично віднімається від значення оптичної густини еталонних розчинів та проби води. Показання  $D$  висвічується на електронному табло приладу. Використовують кювети довжиною 30 мм та зелений світофільтр (довжина хвилі  $\lambda=540$  нм). Результати досліджень та розрахунків занести в таблицю:

Таблиця 10.2. – Результати досліджень та розрахунків.

Параметри реактивів	Номер пробирки							
	0	1	2	3	4	5	6	проба води
Об'єм робочого розчину (мл)	0	0,2	0,4	0,8	1,2	1,6	2	-
Об'єм реактива Грісса-Ілосвая (мл)	2	2	2	2	2	2	2	2
Вміст нітрогену в розчинах (мг N/л)	0							
Оптична густина (D) розчинів	-							

- За даними таблиці побудувати калібрувальний графік залежності оптичної густини від концентрації нітрогену в еталонних розчинах:  $D = f(C_N)$ . На осі абсцис відкладають концентрації еталонних розчинів (мгN/л) а на осі ординат оптичну густина ( $D$ ) еталонних розчинів. За калібрувальним графіком визначити концентрацію нітритного нітрогену у пробі води та провести розрахунок за формулою:

$$C_N = \frac{\tilde{N} \times 50}{V} \text{ (мгN/л)},$$

де:  $C$  – концентрація нітрогену в пробі води за калібрувальним графіком (мг N/л);

50 - об'єм, до якого розбавлена проба (мл);

V – об'єм проби води (мл).

6. Розрахувати концентрацію нітритних іонів в пробі води і порівняти з ГДК.
7. **Зробити висновок** про відповідність проби води, яку досліджували, встановленим стандартам.

### Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Яке значення мають нітроген та його сполуки для життєдіяльності рослин?
2. Які види добрив на основі нітрогену ви знаєте?
3. У вигляді яких сполук перебуває нітроген у природних водах?
4. Як відбувається колообіг нітрогену у природних водах?
5. За рахунок яких факторів природні води збагачуються амонійними іонами?
6. Які фактори впливають забруднення природних вод нітратними іонами? Як це впливає на здоров'я людини і тварин?
7. Про що свідчить підвищена концентрація нітритних іонів у природних водах? Чому?
8. В чому причина евтрофікації природних водойм?
9. В чому сутність токсичності сполук нітрогену?
10. Яке значення ГДК нітритних та нітратних іонів у питних водах та водах господарсько-побутового призначення?
11. В чому сутність та хімізм фотоелектроколориметричного методу визначення нітритних іонів у природних водах?
12. Розрахуйте масу нітрогену, який вміщується у 1кг: а) калійної селітри  $KNO_3$ ; б) аміачної селітри  $NH_4NO_3$ ; в) аммофоса  $(NH_4)_2PO_4$ .
13. Масова частка аміачної селітри  $NH_4NO_3$  в добриві 85%. Розрахуйте масову частку нітрогену в добриві, якщо нітроген входить тільки в склад аміачної селітри.
14. Скільки відсотків нітрогену вміщується у 1т сечовини  $CO(NH_2)_2$ ?
15. Скільки грам нітритних іонів вміщується у 100г суміші калій нітриту та натрій нітриту, якщо солей у суміші однакова кількість?
16. Розрахуйте масу амонійних іонів, які входять до складу 2кг аммофоса  $(NH_4)_2PO_4$ .
17. Розрахуйте молекулярну формулу добрива, якщо до складу його входять 35% нітрогену, 5% гідрогену та 60% оксигену.
18. Після проведення хімічного аналізу природної води встановили, що концентрація нітратних іонів дорівнює 1,54 мг/л. Розрахуйте концентрацію нітратного нітрогену в цій воді.

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

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

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

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

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

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

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

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

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



Приклад оформлення титульного листа протоколу наведено у додатку №1.

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

**Додаток 1**

**Оформлення титульного листа протоколу лабораторної роботи**

Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

**ПРОТОКОЛ**

Лабораторної роботи №....

Тема: «.....»

Схема приладу.

Виконав: П.І.Б. студента  
Група.....  
Перевірив: П.І.Б. викладача

Одеса – 20\_\_

## Додаток 2

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

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

Додаток 3

Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах при 25°C.

Окислена форма	Відновлена форма	Рівняння процесу	$\varphi^\circ, \text{В}$
$\text{SO}_4^- + 8\text{H}^+$	$\text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149
$\text{S} + 2\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})}$	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	0,17
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	$2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,15
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$2\text{SO}_4^{2-}$	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	2,05
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + 1\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+$	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ - 1\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,84
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ - 1\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,81
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+$	$\text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+$	$\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 5\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,95
$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_2^- + \text{H}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,98
$\text{I}_{2(\text{розчин})}$	$2\text{I}^-$	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	0,54
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$	$\text{I} + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{I} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,08
$2\text{H}^+$	$\text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{O}_{2(\text{r})} + 4\text{H}^+$	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,77
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46
$\text{Br}_{2(\text{розчин})}$	$2\text{Br}^-$	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	1,07
$\text{MnO}_{2(\text{r})} + 4\text{H}^+$	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,28
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_{2(\text{r})} + 4\text{OH}^-$	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,57
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+$	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
$\text{F}_2$	$2\text{F}^-$	$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{F}^-$	2,85
$\text{Cl}_{2(\text{r})}$	$2\text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+$	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,89
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,36
$\text{CrO}_4^- + 4\text{H}^+$	$\text{CrO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CrO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,95
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+$	$\text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА																											
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																			
1	<b>H</b> <sup>1</sup> Гідроген Водень 1,0079							<b>He</b> <sup>2</sup> Гелій 4,0026	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p>Протонне число (порядковий номер)</p> <p>26 55,847</p> <p><b>Fe</b></p> <p>Ферум Залізо</p> <p>Хімічний символ</p> <p>Традиційна назва простої речовини</p> <p>Відносна атомна маса</p> <p>Назва елемента</p> </div>																		
2	<b>Li</b> <sup>3</sup> Літій 6,941	<b>Be</b> <sup>4</sup> Берилій 9,0122	<b>B</b> <sup>5</sup> Бор 10,811	<b>C</b> <sup>6</sup> Карбон Вуглець 12,011	<b>N</b> <sup>7</sup> Нітроген Азот 14,007	<b>O</b> <sup>8</sup> Оксиген Кисень 15,999	<b>F</b> <sup>9</sup> Флуор Фтор 18,998	<b>Ne</b> <sup>10</sup> Неон 20,179																			
3	<b>Na</b> <sup>11</sup> Натрій 22,990	<b>Mg</b> <sup>12</sup> Магній 24,305	<b>Al</b> <sup>13</sup> Алюміній 26,982	<b>Si</b> <sup>14</sup> Силіцій 28,086	<b>P</b> <sup>15</sup> Фосфор 30,974	<b>S</b> <sup>16</sup> Сульфур Сірка 32,066	<b>Cl</b> <sup>17</sup> Хлор 35,453	<b>Ar</b> <sup>18</sup> Аргон 39,948																			
4	<b>K</b> <sup>19</sup> Калій 39,098	<b>Ca</b> <sup>20</sup> Кальцій 40,078	<b>21</b> 44,956	<b>Sc</b> Скандій 44,956	<b>22</b> 47,88	<b>Ti</b> Титан 47,88	<b>23</b> 50,942	<b>V</b> Ванадій 50,942	<b>24</b> 51,996	<b>Cr</b> Хром 51,996	<b>25</b> 54,938	<b>Mn</b> Манган 54,938	<b>26</b> 55,847	<b>Fe</b> Ферум Залізо 55,847	<b>27</b> 58,933	<b>Co</b> Кобальт 58,933	<b>28</b> 58,69	<b>Ni</b> Нікол Нікель 58,69									
	<b>29</b> 63,546	<b>Cu</b> Купрум Мідь 63,546	<b>30</b> 65,39	<b>Zn</b> Цинк 65,39	<b>31</b> 69,723	<b>Ga</b> Галій 69,723	<b>32</b> 72,59	<b>Ge</b> Германій 72,59	<b>33</b> 74,922	<b>As</b> Арсен 74,922	<b>34</b> 78,904	<b>Se</b> Селен 78,904	<b>35</b> 79,904	<b>Br</b> Бром 79,904	<b>36</b> 83,80	<b>Kr</b> Криптон 83,80											
5	<b>Rb</b> <sup>37</sup> Рубідій 85,468	<b>Sr</b> <sup>38</sup> Стронцій 87,62	<b>39</b> 88,906	<b>Y</b> Ітрій 88,906	<b>40</b> 91,224	<b>Zr</b> Цирконій 91,224	<b>41</b> 92,906	<b>Nb</b> Ніобій 92,906	<b>42</b> 95,94	<b>Mo</b> Молибден 95,94	<b>43</b> [99]	<b>Tc</b> Технецій [99]	<b>44</b> 101,07	<b>Ru</b> Рутеній 101,07	<b>45</b> 102,91	<b>Rh</b> Родій 102,91	<b>46</b> 106,42	<b>Pd</b> Паладій 106,42									
	<b>47</b> 107,87	<b>Ag</b> Аргентум Срібло 107,87	<b>48</b> 112,41	<b>Cd</b> Кадмій 112,41	<b>49</b> 114,82	<b>In</b> Індій 114,82	<b>50</b> 118,71	<b>Sn</b> Станум Олово, цина 118,71	<b>51</b> 121,75	<b>Sb</b> Стибій 121,75	<b>52</b> 127,60	<b>Te</b> Телур 127,60	<b>53</b> 126,90	<b>I</b> Іод Йод 126,90	<b>54</b> 131,29	<b>Xe</b> Ксенон 131,29											
6	<b>Cs</b> <sup>55</sup> Цезій 132,91	<b>Ba</b> <sup>56</sup> Барій 137,33	<b>57</b> 138,91	<b>*La</b> Лантан 138,91	<b>72</b> 178,49	<b>Hf</b> Гафній 178,49	<b>73</b> 180,95	<b>Ta</b> Тантал 180,95	<b>74</b> 183,85	<b>W</b> Вольфрам 183,85	<b>75</b> 186,21	<b>Re</b> Реній 186,21	<b>76</b> 190,2	<b>Os</b> Осмій 190,2	<b>77</b> 192,22	<b>Ir</b> Іридій 192,22	<b>78</b> 195,08	<b>Pt</b> Платина 195,08									
	<b>79</b> 196,97	<b>Au</b> Аурум Золото 196,97	<b>80</b> 200,59	<b>Hg</b> Меркурій Ртуть 200,59	<b>81</b> 204,38	<b>Tl</b> Талій 204,38	<b>82</b> 207,2	<b>Pb</b> Плюмбум Свинець, оливо 207,2	<b>83</b> 208,98	<b>Bi</b> Бісмут 208,98	<b>84</b> [209]	<b>Po</b> Полоній [209]	<b>85</b> [210]	<b>At</b> Астат [210]	<b>86</b> [222]	<b>Rn</b> Радон [222]											
7	<b>Fr</b> <sup>87</sup> Францій [223]	<b>Ra</b> <sup>88</sup> Радій 226,03	<b>89</b> [227]	<b>**Ac</b> Актиній [227]	<b>104</b> [261]	<b>Db</b> Дубній [261]	<b>105</b> [262]	<b>Jl</b> Джолотій [262]	<b>106</b> [263]	<b>Rf</b> Резерфордій [263]	<b>107</b> [262]	<b>Bh</b> Борій [262]	<b>108</b> [265]	<b>Hn</b> Ганій [265]	<b>109</b> [266]	<b>Mt</b> Майтнерій [266]	<b>110</b> 58,69	<b>Uun</b> Унунілій 58,69									
* Лантаноїди																											
<b>58</b> 140,12	<b>Ce</b> Церій 140,12	<b>59</b> 140,91	<b>Pr</b> Празеодим 140,91	<b>60</b> 144,24	<b>Nd</b> Неодим 144,24	<b>61</b> [147]	<b>Pm</b> Прометій [147]	<b>62</b> 150,36	<b>Sm</b> Самарій 150,36	<b>63</b> 151,96	<b>Eu</b> Європій 151,96	<b>64</b> 157,25	<b>Gd</b> Гадоліній 157,25	<b>65</b> 158,93	<b>Tb</b> Тербій 158,93	<b>66</b> 162,50	<b>Dy</b> Диспрозій 162,50	<b>67</b> 164,93	<b>Ho</b> Гольмій 164,93	<b>68</b> 167,26	<b>Er</b> Ербій 167,26	<b>69</b> 168,93	<b>Tm</b> Тулій 168,93	<b>70</b> 173,04	<b>Yb</b> Ітербій 173,04	<b>71</b> 174,97	<b>Lu</b> Лютецій 174,97
** Актиноїди																											
<b>90</b> 238,04	<b>Th</b> Торій 238,04	<b>91</b> [231]	<b>Pa</b> Протактіній [231]	<b>92</b> 238,03	<b>U</b> Уран 238,03	<b>93</b> [237]	<b>Np</b> Нептуній [237]	<b>94</b> [244]	<b>Pu</b> Плутоній [244]	<b>95</b> [243]	<b>Am</b> Америцій [243]	<b>96</b> [247]	<b>Cm</b> Кюрій [247]	<b>97</b> [247]	<b>Bk</b> Берклій [247]	<b>98</b> [251]	<b>Cf</b> Каліфорній [251]	<b>99</b> [252]	<b>Es</b> Ейнштейній [252]	<b>100</b> [257]	<b>Fm</b> Фермій [257]	<b>101</b> [258]	<b>Md</b> Менделєєв [258]	<b>102</b> [259]	<b>No</b> Нобелій [259]	<b>103</b> [260]	<b>Lr</b> Лоуренсій [260]

Таблиця розчинності солей та основ у воді

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

Примітка: **P** – розчинні у воді; **BP** – важкорозчинні (малорозчинні); **H** – практично нерозчинні; «-» риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

### Основна

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебн. пос. для вузов. – Л.: Химия, 1984.- 704с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебн. Пособие для вузов/ Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной – Л., Химия, 1988.- 264с.
3. Орлов А.С., Безуглова О.С. Биогеохимия: Ученик для студ. вузов.- Ростов-на-Дону, Фенікс, 2000.- 310с.
4. Вернадский В.И. Проблемы биогеохимии.- М.: Изд.АН СССР, 1980
5. Бутенко А.М., Булавін В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія: Навч. посібник для студ. хіміко-технологічних та нехімічних спеціальностей. – Київ.: ІЗМН, 1997.
6. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія, Київ: «Вища школа», 1991.
7. Рыбаков Ю.С. Лабораторные работы по физической и коллоидной химии. М.:«Высшая школа», 1999.
8. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. – Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. Учебн. пособие. 4-е изд. испр. – М.:Выш.шк., 2002.

### Додаткова

9. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998.- 480с.
10. Мітрясова О.П. Хімічні основи екології.- К.: Перун, 1999.-192с.
11. Бalezин С.А. Практикум по физической и коллоидной химии. М., Просвещение, 1990.
12. Пасынский А.Г. Коллоидная химия. М., «Высшая школа», 1998.
13. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии. М., «Химия», 1985.
14. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия. М., «Высшая школа», 1984.

**ЗБІРНИК  
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК**  
до лабораторних робіт

з дисципліни  
**«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»**

Напрямок підготовки – «Екологія»  
Спеціальність – агроекологія  
(для студентів Білгород-Дністровського технікуму, які навчаються за  
інтегрованим робочим навчальним планом підготовки)

Укладачі: Ганін Е.В., д.х.н., професор, Герасименко Г.І., к.х.н., доцент,  
Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії навколишнього середовища  
ОДЕКУ.

Підп. до друку  
Умовн.друк.арк.

Формат  
Тираж

Папір  
Зам.№

Надруковано з нового оригінал-макета

---

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

---