

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

**ЗБІРНИК  
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК**  
до лабораторних робіт

з дисципліни  
**«ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

**Одеса – 2015**

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

**ЗБІРНИК  
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК**  
до лабораторних робіт

з дисципліни  
**«ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

для студентів І-го курсу  
Напрямок підготовки – «Гідрометеорологія»

«Затверджено»  
методичною комісією  
природоохоронного факультету  
протокол № 12 від «29» червня 2015р.

**Одеса – 2015**

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Загальна хімія» для студентів I-го курсу денної форми навчання, напрям підготовки – «Гідрометеорологія».

Укладач: Горліченко М.Г., доцент, к.п.н., Шепеліна С.І., асистент кафедри хімії навколишнього середовища ОДЕКУ – Одеса, ОДЕКУ, 2015. – 127 с.

## ЗМІСТ

|  |    |
|--|----|
| <b>ПЕРЕДМОВА</b> .....   | 5  |
| <b>Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт</b> .....  | 7  |
| <b>Загальні правила роботи в лабораторії та зважування на терезах</b> ...  | 9  |
| <b>РОЗДІЛ I. Основні закони хімії</b> .....  | 15 |
| Лабораторна робота №1 «Хімічні властивості речовин, які належать до основних класів неорганічних сполук».....  | 15 |
| Завдання на підготовку .....   | 15 |
| Питання для самостійної перевірки знань студентів.....   | 26 |
| Експериментальна частина.....  | 27 |
| Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №1 .....   | 32 |
| Лабораторна робота №2 «Визначення молярної маси еквівалента металу методом витиснення водню».....  | 33 |
| Завдання на підготовку.....  | 33 |
| Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....   | 36 |
| Експериментальна частина.....  | 37 |
| Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №2.....  | 40 |
| <b>РОЗДІЛ II. Енергетика хімічних реакцій</b> .....  | 41 |
| Лабораторна робота №3 «Визначення теплового ефекту хімічних реакцій».....  | 41 |
| Завдання на підготовку .....   | 41 |
| Приклади розв'язання завдань.....  | 45 |
| Стандартні ентальпії утворення $\Delta H^{\circ}_{298}$ , ентропії $S^{\circ}_{298}$ , вільна енергія утворення $\Delta G^{\circ}_{298}$ деяких речовин та йонів ..... | 47 |
| Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....   | 49 |
| Експериментальна частина .....   | 49 |
| Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №3.....  | 54 |
| <b>РОЗДІЛ III. Хімічна кінетика та хімічна рівновага</b> .....   | 55 |
| Лабораторна робота №4«Вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій (перша частина).....   | 55 |
| Завдання на підготовку .....   | 55 |
| Приклади розв'язання завдань.....  | 57 |
| Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....   | 58 |
| Експериментальна частина.....  | 60 |

|  |            |
|--|------------|
| Лабораторна робота №4 «Вплив різних факторів на хімічну рівновагу (друга частина).....                                 | 61         |
| Завдання на підготовку .....   | 61         |
| Приклади розв'язання завдань.....  | 64         |
| Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....   | 65         |
| Експериментальна частина.....  | 66         |
| Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №4.....  | 68         |
| <b>РОЗДІЛ IV. Розчини.....</b>   | <b>71</b>  |
| Лабораторна робота №5 «Гідроліз солей та визначення кислотно-лужної реакції середовища водного розчину солі (рН)»..... | 71         |
| Завдання на підготовку .....   | 71         |
| Приклади розв'язання завдань.....  | 77         |
| Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....   | 80         |
| Експериментальна частина.....  | 80         |
| Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №5.....  | 84         |
| <b>РОЗДІЛ V. Окисно-відновні процеси.....</b>  | <b>85</b>  |
| Лабораторна робота №6 «Окисно-відновні реакції».....   | 85         |
| Завдання на підготовку .....   | 85         |
| Приклади розв'язання завдань.....  | 93         |
| Значення стандартних окисно-відновних потенціалів напівреакцій..   | 97         |
| Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....   | 98         |
| Експериментальна частина.....  | 99         |
| Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №6.....  | 102        |
| <b>РОЗДІЛ VI. Колоїдно-дисперсні системи.....</b>  | <b>105</b> |
| Лабораторна робота №7 «Виготовлення зелей та їх коагуляція».....   | 105        |
| Завдання на підготовку .....   | 105        |
| Приклади розв'язання завдань.....  | 110        |
| Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....   | 114        |
| Експериментальна частина.....  | 115        |
| Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №7.....  | 118        |
| Список рекомендованої літератури.....  | 120        |
| Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.....                                       | 121        |
| Порядок оформлення звіту, його представлення і захист.....   | 121        |
| Додатки.....   | 123        |

## ПЕРЕДМОВА

Дисципліна «Загальна хімія» викладається для студентів, що навчаються за напрямом 6..0400105 «Гідрометеорологія», освітньо-кваліфікаційного рівня – бакалаври, належить до циклу природно-наукової підготовки та служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін.

Засвоєння дисципліни «Загальна хімія» повинне сприяти формуванню у студентів широкого природно-наукового світогляду та розумінню фундаментальних основ складних хімічних процесів, що відбуваються у гідросфері, атмосфері, літосфері, біосфері та різноманітних сферах промисловості та сільського господарства під впливом природних та антропогенних факторів; вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад і будову речовин, використовувати основні закони загальної хімії, основи термодинаміки та енергетики хімічних процесів, закони перебігу хімічних реакцій.

Мета збірника методичних вказівок – формування у студентів уявлення про основи загальної хімії, про властивості хімічних сполук; формування сучасного світогляду – розглядати життя з урахуванням цілісності біосфери та процесів у гідросфері, атмосфері, літосфері, як єдиної системи живої речовини та мінеральних сполук; навчити студентів використовувати теоретичні знання з хімії для практичних потреб сучасних фахівців.

Виконання кожної лабораторної роботи повинно проходити наступні стадії:

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

Дані методичні вказівки допоможуть студенту на основі базових знань законів хімічної науки оволодіти розумінням хімізму процесів, які діються в природі та різноманітних галузях народного господарства; сформувати навички користування хімічною інформацією в професійній діяльності; розраховувати необхідні показники хімічних реакцій у відповідності з законами і правилами сучасної науки; створювати у майбутніх фахівців широкий природно-науковий світогляд.

Після вивчення теоретичних розділів дисципліни студент повинен знати:

- основні погляди сучасної хімічної науки; основні поняття, закони і теорії хімії;
- склад і будову хімічних елементів, хімічних сполук, це відноситься до різних класів неорганічних сполук;
- загальні закономірності перебігу хімічних процесів, їх енергетику, кінетику, хімічну рівновагу;
- властивості водних розчинів та гідроліз солей;
- загальну характеристику колоїдних систем та методи їх добування;
- техніку безпеки при виконанні хімічних дослідів;
- вплив діяльності людини на зовнішнє середовище.

На основі одержаних знань студент повинен вміти:

- розв'язувати розрахункові завдання загальної хімії;
- безпомилково записувати хімічні та структурні формули сполук;
- складати рівняння реакцій йонного обміну, термохімічних реакцій;
- складати рівняння реакцій гідролізу солей та визначати реакцію середовища у водному розчині (рН);
- визначати ступінь окиснення елементів у сполуках;
- складати рівняння реакцій окисно-відновних процесів;
- записувати умовні хімічні формули колоїдних систем;
- проводити хімічні досліди і самостійно робити висновки за результатами експерименту;
- при виконанні лабораторних робіт студент повинен уміти побудувати графік, скласти таблиці, схеми, тобто грамотно їх проілюструвати графічно, якщо цього потребує дослід;
- користуватися лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою;
- оцінювати хімічні явища і прогнозувати екологічні наслідки народногосподарської діяльності;

Виконання лабораторної роботи оцінюється за:

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

Звіт оформлюється у вигляді протоколу лабораторної роботи (схема протоколу надана у додатку 1)

## Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт

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

Необхідно стежити за вентиляцією у 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 спричинити 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 натрій гідрокарбонату.
- ❖ 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 розчини лугів треба готувати у фарфоровому товстостінному посуді – спочатку концентровані розчини, а після охолодження розбавити до необхідної концентрації.



- ❖ При попаданні у рот лужного розчину: порожнину рота промивають спочатку водою, а потім 2% розчином борної кислоти до усунення мильного присмаку у роті і знову водою. Потім порожнину рота змазують харчовим жиром.
- ❖ Якщо у порожнину рота попав розчин азотнокислого срібла, необхідно промити порожнину рота великою кількістю розчину хлористого натрію.
- ❖ При отруєнні хімічними реактивами необхідно ввести потерпілому у шлунок відповідні речовини:
  - при отруєнні кислотами – мильна вода, магнезія, сода, вапнякова вода, молоко, рідке мучне тісто, слизисті відвари;
  - при отруєнні лугами – лимонна або 5% оцтова кислоти.
  - 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 тільки гумовою грушею (не втягувати реактиви в рот)
- ❖ 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 підставки.
- ❖ 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 стежити за станом електричних дротів, не допускати потрапляння на них води, іскріння; усі несправності слід усувати при вимкненій електричній мережі.
- ❖ Студентам забороняється усувати несправності самостійно – слід тільки вказати на них викладачу або працівнику лабораторії.

## **ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ та зважування на терезах**

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 звертатися, 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.

## Зважування на терезах

Необхідним обладнанням у хімічній лабораторії є *терези*. Тому вміння правильно користуватися ними потрібно від кожного, хто працює в лабораторії. Зазвичай 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. При аналітичних дослідженнях необхідна більша точність, тому застосовують аналітичні терези, точність зважування яких дорівнює **0,0001 г**.

Технохімічні або аналітичні терези за принципом дії є рівноплечим важелем першого виду. Головна частина терезів – коромисло, має точку опори в центрі. По обидва боки від точки опори на однаковій відстані знаходяться точки прикладання сил, що діють на кінці коромисла; цими силами є вага чашок разом з вагою гирьок і предметів, що зважують. Коромисло терезів разом з чашами перебуває до зважування в стані рівноваги. Процес зважування полягає в тому, що на одну чашу терезів кладуть предмет, що зважують, внаслідок чого стан рівноваги порушається; на другу чашу кладуть важки – гирки доти, поки поновиться попередній стан рівноваги і коромисло терезів займе своє початкове горизонтальне положення. За правилом моментів сил можна написати:

$$F_1 l_1 = F_2 l_2$$

де  $F_1$  і  $F_2$  - сили, що діють на кінці коромисла,

$l_1$  і  $l_2$  – довжина плечей коромисла.

Коромисло терезів є рівноплечим важелем першого виду, тобто довжина обох плечей коромисла однакова:

$$l_1 = l_2$$

Звідси випливає, що сили, які діють на плечі коромисла, також однакові:

$$F_1 = F_2$$

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

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 розміщують безпосередньо на чаші.

*Предмети та реактиви ставити на чаші терезів, або знімати з них, можна тільки при вимкненому аретирі (тобто у непрацюючому стані терезів)!*

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

1. Предмет (або реактив), що зважують треба класти на ліву чашу терезів, а важки – на праву.
2. Важки беруть із шухлядки тільки пінцетом та ставлять на чашу терезів, або з чаші повертають важки до шухляди – на стіл їх ставити 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 переносючи їх до шухляди, ретельно перевіряють запис та підраховують.

Наприклад: на чаші є 2 г, 1 г, 200 мг, 50 мг, 10 мг; підсумуємо грами:  $2 + 1 = 3$  г; далі міліграми:  $200 + 50 + 10 = 260$  мг, у грамах це дорівнює:  $260 \text{ мг} = 0,26$  г. Таким чином маса тіла дорівнює 3,26 г.

6. По закінченні роботи перевірте, чи прибрані у шухляду важки та пінцет, чи не забруднені чаші, чи опущений аретир – робоче місце повинне бути у порядку.

**Прилади, устаткування.** Основною частиною технохімічних терезів (рис. 1) є колонка з коромислом (5). На коромислі є три призми: одна з них знаходиться посередині коромисла та її ребро спирається на колонку; дві інші – на кінцях коромисла – до них за допомогою дужок підвішуються чаші терезів (4). В технохімічних терезах призми зроблені – з нержавіючої сталі. Щоб захистити ребра призм від зношування, терези мають аретир. Аретир вводиться в дію за допомогою колеса (3). У непрацюючому стані терезів аретир опущено, коромисло піднято так, що призми не торкаються колонки, а дужки висять не на коромислі, а на аретирі. Поворотом колеса аретир піднімають, терези приводять 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.

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) піднімають 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!

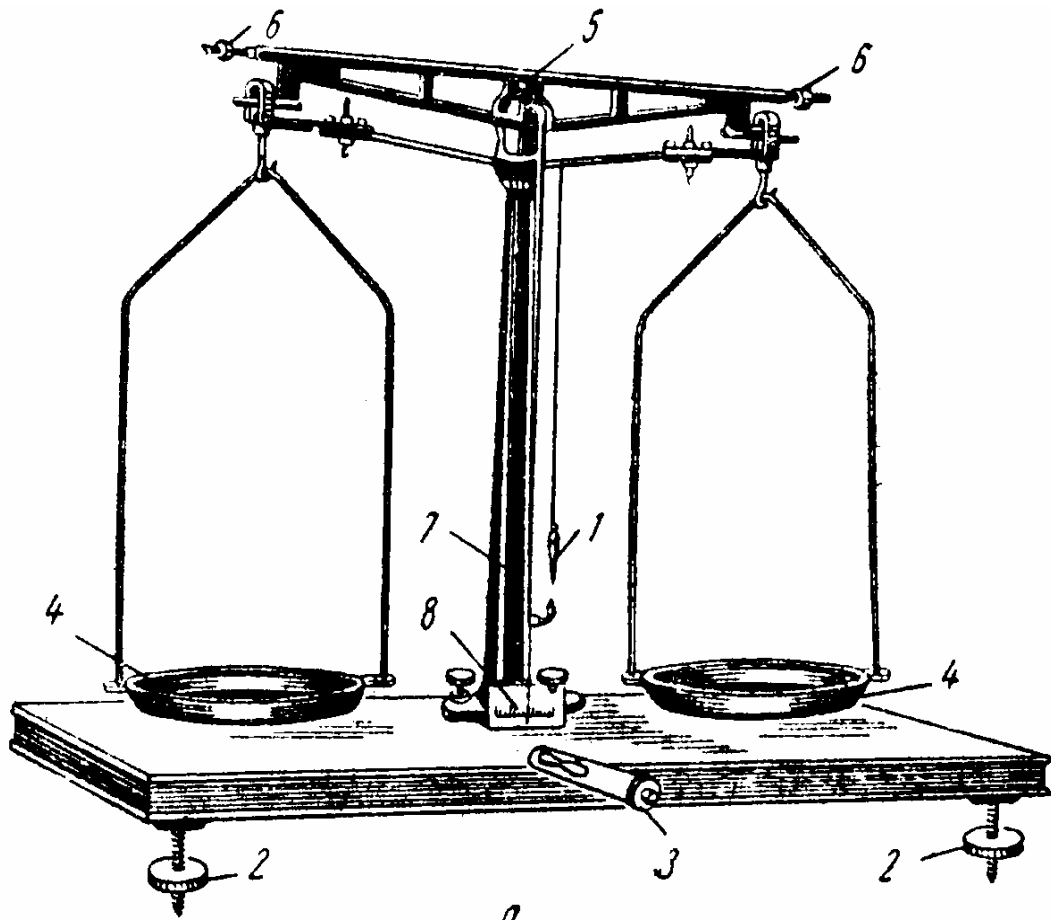


Рис.1.1 – Технохімічні терези (а):

- 1 – висок; 2 – настановні гвинти (гвинтові ніжки); 3 – аретир; 4 – чаші;  
5 – коромисло; 6 – регулювальні гвинти; 7 – стрілка; 8 – шкала.

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

**Вправа №1:** Застосовуючи правила, надані у теоретичній частині, зважити на технохімічних терезах деякі невеликі предмети (монета, каблучка). Ретельно записати хід виконання: слід записати граміві гірки, їх суму, далі міліграмові гірки, їх суму та загальну масу в грамах.

**Вправа №2:** Зважити на технохімічних терезах сіль (хімічну речовину) масою **а)** 2,67 г; **б)** 1,38 г; **в)** 3,25 г; **г)** 2,43 г.

Хімічну речовину не можна класти на чашу терезів, тому виконують таке:

- 1) визначити масу бюкса, стакану  $m_{(т)}$  ( маса тари);
- 2) до маси бюкса додати масу наважки солі  $m_{(т)} + m_{(с)} = m$ , виконати математичну дію;
- 3) на праву чашку терезів покласти важки масою  $m$ ;
- 4) на ліву чашку помістити тару з наважкою солі та домогтися рівноваги на терезах додаванням або відбором цієї солі;

Сіль додавати до тари не на чашці терезів, тару треба знімати з чашки у непрацюючому стані терезів

Ретельно записати хід виконання.

*Висновок.* Зробити висновок про зважування простої та хімічної речовини на технохімічних терезах.

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

1. Як правильно визначати запах хімічної речовини?
  2. Як правильно наповнювати 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. Які нагрівальні прилади можна використовувати при роботі 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
- Як правильно визначати запах хімічної речовини?

9. Як правильно наповнювати піпетки рідкими небезпечними речовинами?
10. Чи можна на лабораторному столі випарювати органічні розчинники?
11. Яку небезпеку для працюючого становлять розчини концентрованих кислот та луг, а також тверді луги та пари кислот?
12. Як розбавляють розчини концентрованих сірчаної та азотної кислот? Чи можна воду додавати до кислоти? Чому?
13. Що треба зробити, якщо на руки чи на одяг попав концентрований розчин кислоти або лугу?
14. Які нагрівальні прилади можна використовувати при роботі з вогнебезпечними чи легкогорючими речовинами?
15. Що треба зробити перш, ніж починати працювати з електричними приладами?
16. Як правильно нагрівати тверді та рідкі речовини у хімічному посуді? Чому небезпечно нагрівати нижню частину пробірки з рідиною над відкритим вогнем?
17. Чи вірне твердження: маса речовини, зваженої на технохімічних терезах дорівнює 5,472 г. Чому?
18. Чи вірне твердження: маса речовини, зваженої на технохімічних терезах дорівнює 1,020 г. Чому?
19. Яка точність зважування на технохімічних терезах?
20. Яка точність зважування на аналітичних терезах?
21. Коли можна класти на чаші терезів важки та предмет, що зважують: якщо аретир піднятий чи вимкнений?
22. Чи можна виконувати зважування відразу після прожарювання речовини?
23. При якій температурі можна зважувати предмети або реактиви?
24. На яку чашу терезів можна ставити предмети та реактиви, на яку – важки?
25. У якому посуді можна зважувати реактиви?
26. Чи можна діставати важки із шухляди руками?
27. Як визначити що встановлена рівновага терезів?
28. Чи вірний запис: маса речовини, зваженої на технохімічних терезах дорівнює 3,2 г. Враховуючи точність зважування, як треба записати?
29. Вказати, які грамові та міліграмові гирки потрібні, щоб зважити речовину масою 8,705 г; 9,005 на технохімічних терезах.
30. Вказати, які грамові та міліграмові гирки потрібні, щоб зважити речовину масою 0,515 г; 7,998 г на технохімічних терезах.

# РОЗДІЛ I Основні закони хімії

## Лабораторна робота №1

**Тема: «Хімічні властивості речовин, які належать до основних класів неорганічних сполук»**

**Мета роботи:** ознайомитися з методами одержання типових представників основних класів неорганічних сполук, вивчити їх хімічні властивості, методи безпечної роботи з ними.

**Завдання на підготовку** до лабораторної роботи. Для виконання цієї роботи студенти повинні знати найважливіші класи неорганічних сполук, способи їх добування та характерні властивості, номенклатуру цих сполук, вміти складати рівняння реакцій у молекулярному та йонному виді.

Треба звернути увагу щодо роботи з дуже небезпечними речовинами – кислотами та лугами, правила безпеки порушувати не можна.

Усі речовини, згідно з номенклатурними міжнародними правилами ІЮПАК, поділяються на прості і складні. Прості речовини складаються з атомів одного елемента, вони можуть включати метали і неметали.

Складні речовини поділяються на класи за складом (двохелементні, або бінарні, і багатоелементні) або за функціональними ознаками.

Найважливішими класами неорганічних сполук за функціональними ознаками є **оксиди, гідроксиди (кислоти, основи, амфотерні гідроксиди), солі**.

**Оксидами** називаються бінарні оксигеновмісні сполуки, в яких Оксиген виявляє негативний ступінь окиснення (-2), винятком є сполука Оксигену з Флуором –  $\text{OF}_2$ , цю сполуку відносять до фторидів.

За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні і несолетворні. Несолетворні – це такі оксиди, які не здатні утворювати солі. Їх мало, це  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{SiO}$  тощо.

Солетворні – це оксиди, які в разі перебігу певних хімічних реакцій здатні утворювати солі. Солетворні оксиди поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

**Основними оксидами** називаються оксиди металів, гідрати яких є основами. Це, як правило, оксиди одно – або двовалентних металів, тобто оксиди елементів головних підгруп I та II груп (крім Берилію) Лантану, Аргентуму, які не утворюють кислотних оксидів. А також перехідних металів в нижчих ступенях окиснення  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{MnO}$  та ін. Тип хімічного зв'язку в цих сполуках переважно йонний. За агрегатним станом основні оксиди – це тверді тіла.

**Кислотними оксидами** називаються оксиди, які з водою утворюють кислоти, тому їх часто називають ангідридами кислот. До них належать



$N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$  тощо. Оксиди типових неметалів мають кислотний характер. До кислотних належать також оксиди деяких металів, що мають ступінь окиснення п'ять і більше, це  $CrO_3$ ,  $V_2O_5$ ,  $MnO_3$ ,  $Mn_2O_7$  тощо. Тип хімічного зв'язку в них – ковалентний полярний. Вони бувають переважно в газоподібному і рідкому стані, а оксиди металів – твердому агрегатному стані.

*Амфотерні оксиди* одночасно виявляють властивості кислотних і основних оксидів. До них належать:  $Al_2O_3$ ,  $ZnO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $BeO$ ,  $SnO$ ,  $SnO_2$ ,  $PbO$ ,  $PbO_2$ ,  $MnO_2$ ,  $UO_3$  тощо. Амфотерні оксиди утворюють деякі метали головних підгруп та метали побічних підгруп, переважно в проміжних ступенях окиснення. Тип хімічного зв'язку в амфотерних оксидах ковалентний полярний або йонний. Вони, як і основні оксиди, за звичайних умов перебувають у твердому стані.

Для назви оксиду, як і інших складних сполук, спочатку вказують позитивну частку молекули, а потім – негативну. Для елементів з одним значенням валентності – це один оксид:  $Li_2O$  – літій оксид,  $CaO$  – кальцій оксид. Якщо елемент має різні значення валентності, то він може утворювати декілька оксидів, у назві їх вказують відповідне значення валентності римською цифрою в дужках, або додають префікс до терміну оксид:  $CO$  – карбон (II) оксид, або карбон оксид,  $CO_2$  – карбон (IV) оксид, або карбон діоксид.

*Гідроксиди* – це продукти прямого чи непрямого приєднання води до оксидів. Гідроксиди поділяються на три групи: основи, оксигеновмістні кислоти та амфотерні гідроксиди. Схематично це можна зобразити:

основний оксид +  $H_2O$  → основа (основний гідроксид)

кислотний оксид +  $H_2O$  → оксигеновмістна кислота  
(кислотний гідроксид)

амфотерний оксид +  $H_2O$  → амфотерний гідроксид.

**Основи.** Основами називаються гідрати основних оксидів. З погляду електролітичної дисоціації основами називаються електроліти, які при дисоціації утворюють лише один вид аніонів – гідроксид-іони ( $OH^-$ ). Саме наявність цих йонів у розчинах зумовлює їхні властивості. До складу основ входить йон металу (або групи атомів, що відіграє роль йона металу, наприклад, амоній  $NH_4^+$ ) та гідроксогрупи  $OH^-$ , кількість яких дорівнює валентності металу ( $n$ ). Загальна формула основи  $E(OH)_n$ . Кількість гідроксид-іонів, які здатні заміщуватись на кислотні залишки з утворенням солей, визначає кислотність основи. Так,  $KOH$  – однокислотна,  $Ca(OH)_2$  – двокислотна,  $Al(OH)_3$  – трикислотна основа.

Назви основ утворюються з назви катіона, за якою в дужках римськими літерами йде ступінь окиснення елемента, і слова гідроксид:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$  - ферум (II) гідроксид,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  – нікель (II) гідроксид. Якщо елемент у сполуках виявляє єдиний ступінь окиснення, то його не зазначають:  $\text{NaOH}$  – натрій гідроксид,  $\text{La}(\text{OH})_3$  – лантан гідроксид.

Розчинні у воді сильні основи називаються **лугами**. Лугами є гідроксиди лужних та лужноземельних металів. Розчинною у воді є також слабка основа  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Майже всі інші основи нерозчинні у воді.

**Кислоти.** Кислотами називаються сполуки, що містять атоми Гідрогену, які здатні заміщуватись на метал (або металоподібну групу атомів  $\text{NH}_4^+$ ) і утворювати при цьому солі. З погляду електролітичної дисоціації кислотами називаються електроліти, які при дисоціації утворюють лише один вид катіонів – гідроген-іон  $\text{H}^+$ . Кислоти, які повністю дисоціюють у водному розчині з відщепленням  $\text{H}^+$  належать до сильних. Кислоти, які дисоціюють частково, відносять до слабких. Саме наявність гідроген-іонів  $\text{H}^+$  у розчинах кислот обумовлює їх властивості (кислий смак, здатність змінювати забарвлення індикаторів).

Основність кислоти визначається кількістю атомів Гідрогену, які здатні заміщуватись на метал (чи металоподібну групу атомів) з утворенням солей. Так,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  – одноосновні,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  – двоосновні,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  – триосновні кислоти.

Група атомів, що залишається після відщеплення від молекули кислоти йонів Гідрогену, називається кислотним залишком.

За силою кислоти поділяються на три групи: сильні –  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ; середні -  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HSCN}$  тощо; і слабкі  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HNO}_2$  тощо.

За хімічним складом кислоти поділяють на оксигеновмісні ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) та безоксигенні ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ).

Назви кислот складаються з назви кислотних залишків та слова кислота. Назви одноелементних кислотних залишків складаються з коренів назв елементів із суфіксом **-ид (-ід)**:  $\text{HCl}$  – хлоридна кислота;  $\text{HI}$  – йодидна кислота;  $\text{HBr}$  – бромідна кислота;  $\text{H}_2\text{S}$  – сульфідна кислота.

Назви багатоатомних аніонів складаються з назви кислотоутворюючих елементів з суфіксом **-ат-** і ступеня окиснення елемента римськими цифрами в дужках, закінчення – на; для нижчого ступеня окиснення можливе ще назва з суфіксом **-ит- (-іт-)**:

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – сульфатна (VI) кислота;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  – сульфїтна кислота (сульфатна (IV) кислота);  $\text{HNO}_3$  – нітратна (V) кислота;  $\text{HNO}_2$  – нітрїтна кислота (нітратна (III) кислота);

**Амфотерні гідроксиди.** Амфотерні гідроксиди – це гідрати амфотерних оксидів, які проявляють слабкі основні та слабкі кислотні властивості. З погляду електролітичної дисоціації амфотерними називають такі гідроксиди, які при дисоціації утворюють одночасно і катіони Гідрогену  $H^+$ , і гідроксид-іони  $OH^-$ . Амфотерність проявляється тим сильніше, чим менше радіус металу і вище його ступінь окиснення. Тому серед гідроксидів одновалентних металів це явище відсутнє, серед двовалентних їх тільки п'ять:  $Be(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Ge(OH)_2$ ,  $Sn(OH)_2$ ,  $Pb(OH)_2$ ; серед тривалентних – більшість:  $Al(OH)_3$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$ ,  $Sc(OH)_3$  та ін., а гідроксиди чотиривалентних металів усі є сильно амфотерними. Гідроксиди металів у більш високих ступенях окиснення (валентності) вже є кислотами. Всі вони важко розчинні в воді.

Назви амфотерних гідроксидів утворюються так само, як і назви основ, наприклад:  $Zn(OH)_2$  – цинк гідроксид,  $Cr(OH)_3$  – хром (III) гідроксид.

**Солі** – кристалічні речовини, які можна розглядати як продукти заміщення атомів Гідрогену кислоти (амфотерних гідроксидів) на метал або гідроксильних груп основ (амфотерних гідроксидів) на кислотні залишки.

У світлі теорії електролітичної дисоціації солями називають електроліти, які дисоціюють на катіони металу (чи металоподібної групи) та аніони кислотного залишку. Солі поділяють на середні, кислі, основні.

*Середні солі* – це продукти повного заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал (чи металоподібну групу):  $NaCl$ ,  $CaSO_4$ ,  $Cu(NO_3)_2$ .

Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал. Утворення кислих солей характерне тільки для багатоосновних кислот ( $NaHCO_3$ ,  $NaH_2PO_4$ ,  $Na_2HPO_4$ ,  $KHSO_4$ ).

*Основні солі* – продукти неповного заміщення гідроксогруп основ (амфотерних гідроксидів) на кислотні залишки. Утворення основних солей характерне тільки для багатокислотних основ ( $Mg(OH)Cl$ ,  $Fe(OH)Cl_2$ ,  $Fe(OH)_2Cl$ ,  $Al(OH)SO_4$ ).

Назви солей. Назви середніх солей утворюють з назв катіонів і аніонів із зазначенням ступенів окиснення катіона та кислотоутворюючого елемента, де є така необхідність:  $Fe(NO_3)_3$  – ферум (III) нітрат;  $Fe(NO_3)_2$  – ферум (II) нітрат;  $Na_2SO_4$  – натрій сульфат.

Кислі солі називають так само, як і середні, але з додаванням до назви аніона префікса **гідро-**, що пишуть разом з відповідним числовим префіксом:  $KHCO_3$  – калій гідрокарбонат;  $NaH_2PO_4$  – натрій дигідрофосфат

Основні солі називають так, як і середні, з додаванням до назви аніона слова **гідроксо-**, що пишуть разом з відповідним числовим префіксом:

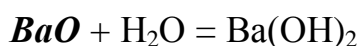
$Mg(OH)Cl$  – магній гідроксохлорид;  $Al(OH)_2NO_3$  – алюміній дигідроксонітрат.

## Хімічні властивості.

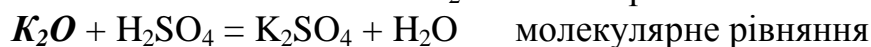
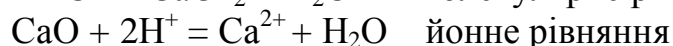
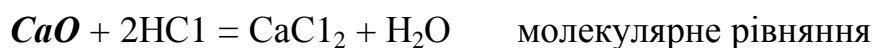
### 1. Хімічні властивості оксидів.

1. **Основні оксиди** своєю більшістю не вступають у взаємодію з водою, з нею реагують тільки оксиди лужних та лужноземельних металів і талій (I) оксид з утворенням лугів.

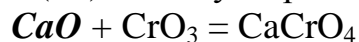
Наприклад: барій оксид  $BaO$  та калій оксид  $K_2O$  реагують з водою з утворення розчинних гідроксидів - лугів:



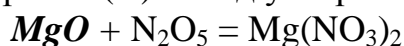
2. Вступають у реакції з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солі:



кальцій оксид та хром (VI) оксид утворюють кальцій хромат



магній оксид та нітроген (V) оксид утворюють магній нітрат



1. **Кислотні оксиди** взаємодіють з водою з утворенням оксигеновмісних кислот (більшість):

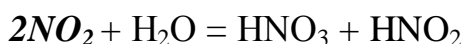


фосфор (V) оксид дає ортофосфатну кислоту

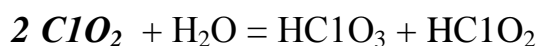


сульфур (VI) оксид дає сульфатну кислоту

Деякі кислотні оксиди утворюють дві кислоти:

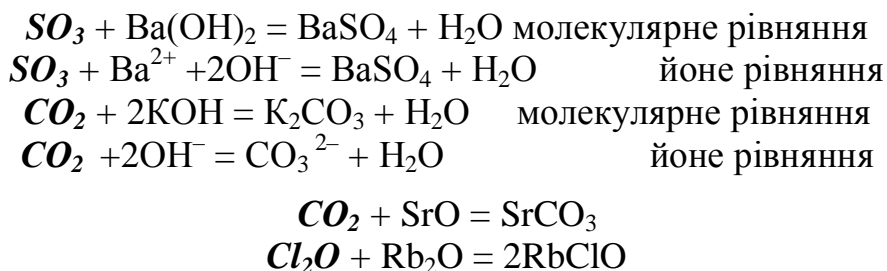


нітроген (IV) оксид утворює нітратну і нітритну кислоти.

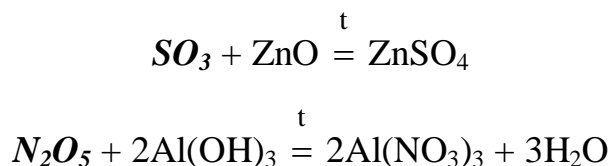


хлор (IV) оксид утворює хлоратну та хлоритну кислоти.

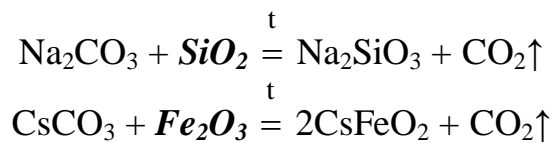
2. Вступають у реакції з основами та основними оксидами з утворенням солі:



3. Кислотні оксиди взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами:

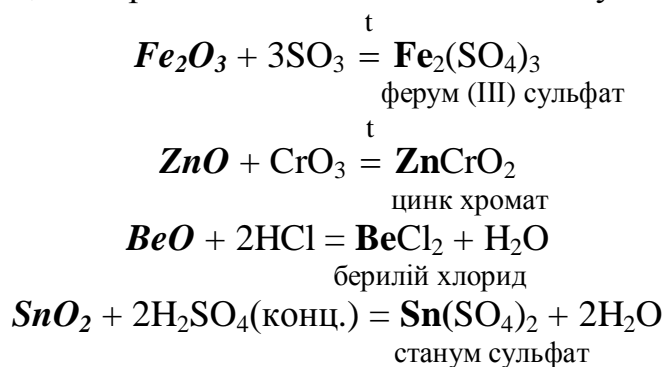


4. При стопленні (сплавленні) кислотні оксиди здатні витіснити більш легкі кислотні оксиди з солей:

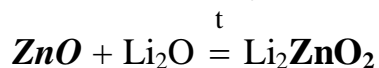


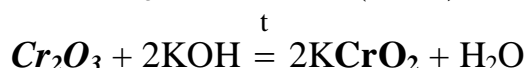
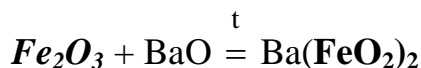
1. **Амфотерні оксиди**, як правило не взаємодіють з водою.

2. Майже не взаємодіють з розведеними кислотами, але з концентрованими кислотами та при стопленні з кислотними оксидами амфотерні оксиди поведуться як основні. Елемент, що утворює такий амфотерний оксид, в одержаній солі входить до складу катіона:



3. При взаємодії з основними оксидами та основами проявляють кислотні властивості, тому елемент, який входить до складу амфотерного оксиду в утвореній солі входить до складу кислотного залишку:

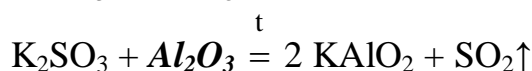
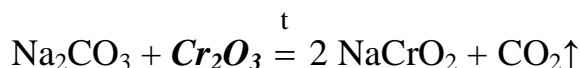




У водному розчині спостерігається утворення розчинних у воді гідроксокомплексів:

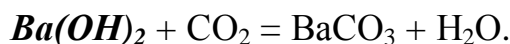
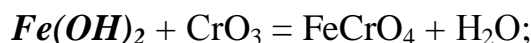
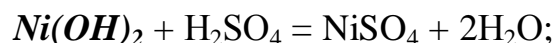
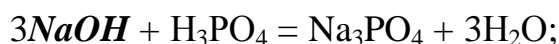


4. При стопленні здатні витіснити леткі кислотні оксиди з солей:

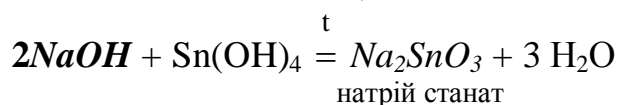
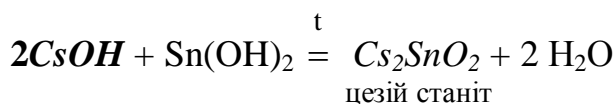
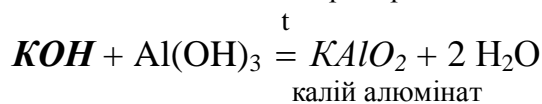
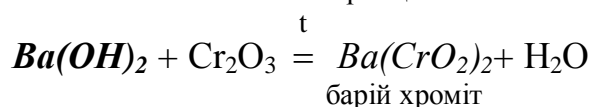
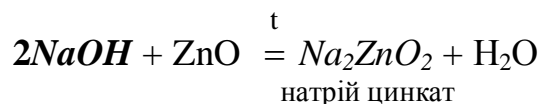


## 2. Хімічні властивості основ

1. Взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами (реакція нейтралізації) з утворенням солей та води:

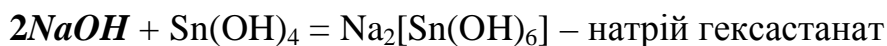
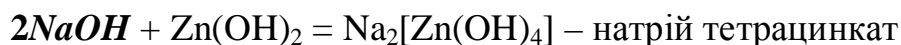


2. Взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами при стопленні:

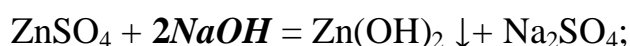
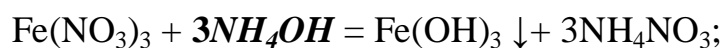
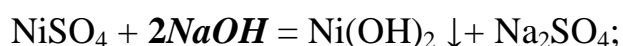
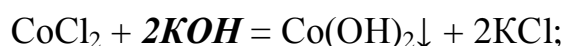


а у водному розчині утворюються гідроксокомплекси:

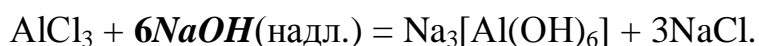
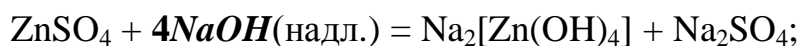




3. Розчинні основи взаємодіють із солями:

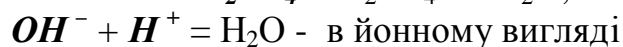
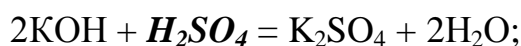


В двох останніх реакціях за наявності надлишку розчинної основи утворений амфотерний гідроксид розчиняється з утворенням гідроксокомплексів:



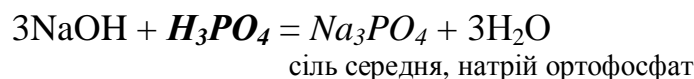
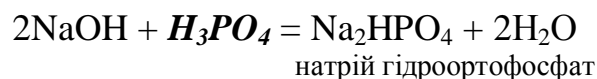
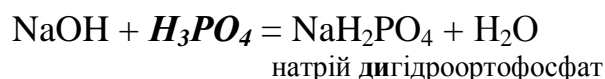
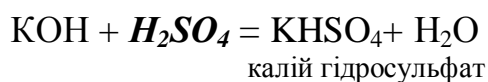
### 3. Хімічні властивості кислот

1. Взаємодіють з основами з утворенням солі і води:

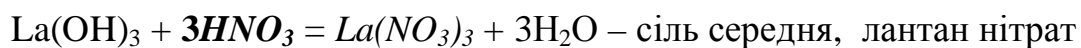
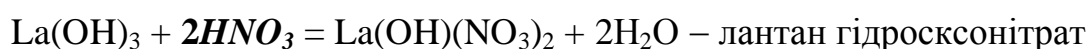
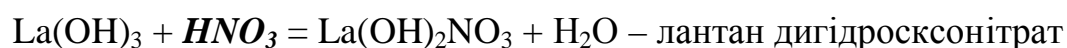


тобто незалежно від того, яка саме кислота і яка саме розчинна основа вступили в реакцію, суть реакції нейтралізації зводиться до утворення молекул води з катіонів Гідрогену та гідроксид-аніонів. При цьому зникають кислотні властивості, зумовлені наявністю катіонів  $\text{H}^+$  кислоти, та основні, зумовлені наявністю гідроксид-іонів  $\text{OH}^-$  лугу. В результаті реакції сильної кислоти із сильною основою утворюється нейтральний розчин, звідки й назва - реакція нейтралізації.

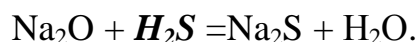
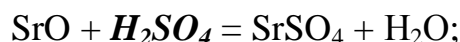
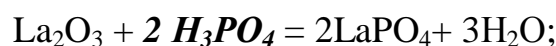
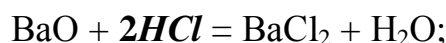
Якщо в реакцію вступає багатоосновна кислота або багатокислотна основа, то в залежності від співвідношення реагентів, крім середніх солей можуть також утворюватись кислі солі:



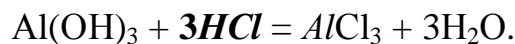
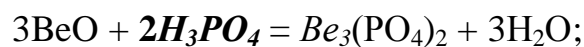
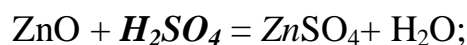
або основні солі:



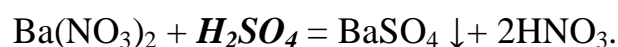
2. Взаємодіють з основними оксидами:



3. Взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами. Амфотерні сполуки в таких реакціях виявляють основну функцію, а елемент, яким вони утворені, входить до складу катіону у формулі утвореної солі:

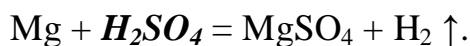
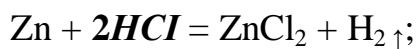


4. Взаємодіють із солями, якщо в результаті реакції утворюються слабкіші основи або випадає осад:

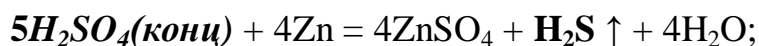
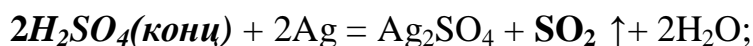
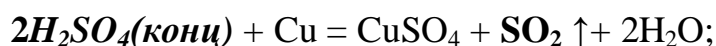




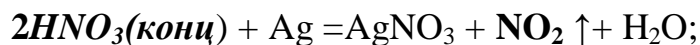
5. Більшість кислот взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряду напруги знаходяться ліворуч від Гідрогену, з утворенням солі та витісненням водню:



Кислоти-окисники – нітритна кислота  $\text{HNO}_2$ , концентрована сульфатна кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а також оксигеновмісні сполуки галогенів  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$  при взаємодії з металами ніколи не виділяють водню. Вони здатні окиснювати також метали, які в електрохімічному ряду напруги стоять праворуч від Гідрогену. У результаті таких реакцій утворюються продукти відновлення кислотоутворюючого елемента (причому, чим більше активний метал, тим глибше відновлення кислотоутворюючого елемента):

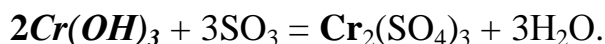
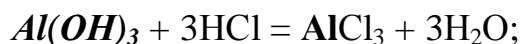
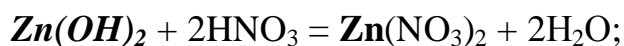


У випадку реакції з нітратною кислотою на продукти реакції впливає також концентрація кислоти. Чим більш розведеною є нітратна кислота і чим активнішим є метал, з яким вона взаємодіє, тим глибше відбувається відновлення Нітрогену:



#### 4. Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

1. Виявляють основні властивості при взаємодії з кислотами і кислотними оксидами з утворенням солей, в останніх елемент амфотерного гідроксиду входить до складу катіона солі:

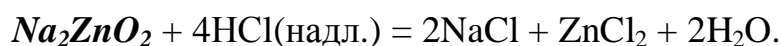
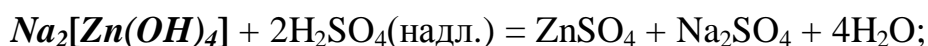
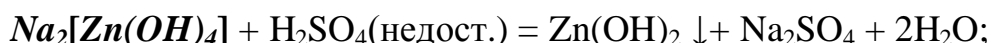
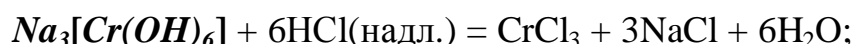
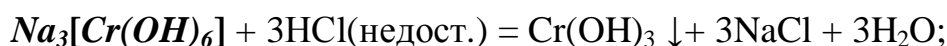
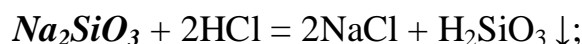
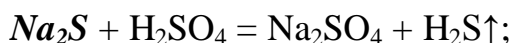


2. Виявляють кислотні властивості при взаємодії з основами та основними оксидами:

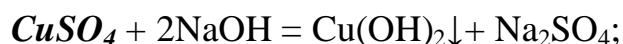


## 5. Хімічні властивості солей

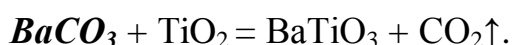
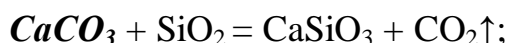
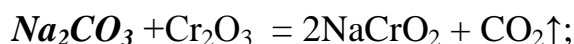
1. Солі в еквівалентних кількостях взаємодіють з кислотами з утворенням нової солі і нової кислоти або амфотерного гідроксиду. Сильні кислоти витісняють слабкі із розчинів солей:



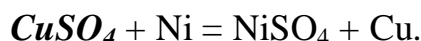
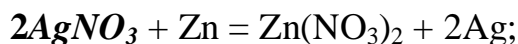
2. Взаємодіють з розчинами лугів з утворенням нової основи і нової солі. Сильні основи витісняють слабші із солей:



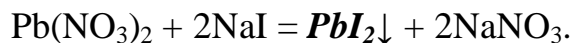
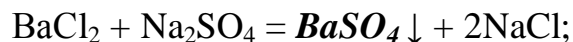
3. Солі, утворені леткими оксидами, при нагріванні взаємодіють з менш леткими кислотними чи амфотерними оксидами:



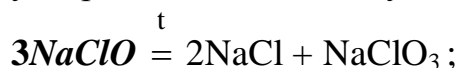
4. Взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряду напруги стоять ліворуч, ніж метали, якими утворена сіль. Активніші метали витісняють менш активні із розчинів солей:



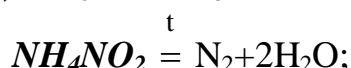
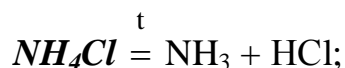
5. За реакціями обміну взаємодіють у водних розчинах між собою з утворенням нових солей, переважно мало розчинних:



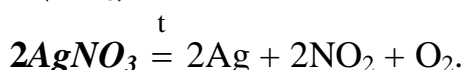
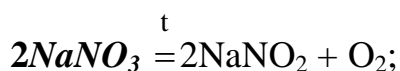
6. При нагріванні більшість солей розкладаються за реакціями диспропорціонування з утворенням нових сполук:



Соли амонію можуть розкладатися із виділенням аміаку або продуктів окиснення азоту:



Нітрати металів при нагріванні розкладаються, причому продукти розкладу залежать від положення металу в електродхімічному ряду напруги:



### Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Як можна за положенням елемента в періодичній системі визначити хімічну природу його оксиду?
2. Які з перелічених оксидів належать до кислотних, основних та амфотерних:  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{MoO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?
3. Як залежать кислотно-основні властивості оксидів від характеру хімічного зв'язку в сполуках і чому?
4. Напишіть формули кислот, які відповідають зазначеним ангідридам:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MoO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{ClO}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ .
5. З якими з перелічених речовин взаємодіє  $\text{KOH}$ :  $\text{BeO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{La}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HNO}_3$ . Наведіть відповідні рівняння реакцій.
6. Напишіть рівняння реакцій, які доводять кислотний характер таких оксидів:  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{ClO}_3$ .
7. З якими з перелічених речовин взаємодіє  $\text{HCl}$ :  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

8. Написати формули ангідридів наведених кислот:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ .
9. Що таке кислоти-окисники? Навести приклади хімічних реакцій.
10. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити зазначені перетворення:  $\text{Ba} > \text{BaO} > \text{BaCl}_2 > \text{Ba}(\text{OH})_2 > \text{BaO} > \text{BaSO}_4$
11. З якими з перелічених речовин буде реагувати сульфатна кислота:  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{La}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ?
12. Напишіть рівняння реакцій, які доводять кислотний характер наступних сполук:  $\text{ClO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ,  $\text{SO}_3$ .
13. З якими з перелічених речовин буде реагувати нітратна кислота:  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ?
14. Які властивості виявляють  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_4$  при взаємодії з такими сполуками:  $\text{HCl}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{V}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Наведіть відповідні рівняння реакцій.
15. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити зазначені перетворення:  

$$\text{Mg} > \text{MgO} > \text{MgSO}_4 > \text{Mg}(\text{OH})_2 > \text{MgO} > \text{MgCl}_2$$

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прилади та реактиви:** магнієва стружка, порошок заліза, гранули цинку, мідна дротина; кристалічний  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , сірка тверда; цинк оксид, купрум (II) оксид, магній оксид, кальцій оксид; подрібнена крейда; розчини метилоранжу, фенолфталеїну тощо; універсальний індикатор, фільтрувальний папір; розчини: натрій гідроксид 10%, 30%, хлоридна кислота  $\text{HCl}$  (1:1), сульфатна кислота 10%, нітратна кислота; розчини солей: купрум сульфат, нікель хлорид, ферум (III) хлорид, цинк сульфат або цинк хлорид, алюміній хлорид, барій хлорид, плюмбум нітрат, натрій карбонат, натрій силікат, насичений калій або натрій нітрат. Пробірки, пробка з газовідвідною трубкою; колби, щипці, спиртівка або сухий спирт, фарфорова чашка.

### Хід визначення

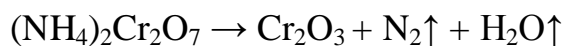
#### 1. Одержання і властивості оксидів

##### а) Одержання магній оксиду.

- взяти щипцями невеликий шматочок стружки магнію і підпалити його полум'ям спиртівки, тримати над фарфоровою чашкою;
- у чашку з оксидом магнію, додати декілька см<sup>3</sup> води, розмішати скляною паличкою і визначити середовище розчину індикатором фенолфталеїном або універсальним індикатором;
- у звіті записати спостереження досліду, скласти рівняння реакцій горіння магнію і взаємодії оксиду магнію з водою, визначити середовище розчину і зробити висновок про хімічну природу оксиду магнію.

б) *Одержання хрому (III) оксиду.*

- у фарфорову чашку помістити невелику кількість кристалічної солі  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  і ввести в центр палаючий сірник або скіпку; спостерігати розкладання солі, яке спочатку йде повільно, а потім прискорюється і відбувається за такою схемою реакції:



- описати дослід, вказати, яке природне явище він нагадує, визначити стехіометричні коефіцієнти і тип реакції.

в) *Одержання карбон (IV) оксиду (карбон діоксид - вуглекислий газ).*

- у пробірку насипати подрібненої крейди (1/4) і додати розчин HCl так, щоб повністю вкрити крейду, закрити газовідвідною трубкою кінець якої занурити у склянку з дистильованою водою, куди було попередньо додано декілька крапель метилоранжу;
- відмітити колір, запах газу, що виділяється, реакцію середовища розчину, що утворюється в результаті розчинення цього газу у воді;
- записати рівняння відповідних реакцій та висновки.

г) *Одержання сульфур (IV) оксиду (сульфур діоксид).*

- нагріти в залізній ложці маленький шматочок сірки на спиртівці, опустити ложку с сіркою, яка горить, в суху колбу та закрийте отвір горла колби картонним кружком;
- спостерігати горіння, далі в колбу обережно налити дистильовану воду  $\approx 10 \text{ см}^3$ , закрийте колбу та збовтати її, внести декілька крапель метилоранжу;
- відмітити колір газу, яка реакція середовища розчину, що утворюється в результаті розчинення цього газу у воді? Про що це свідчить? Записати рівняння відповідних реакцій та висновки.

д) *Порівняльні властивості оксидів.*

- у три пробірки помістити по одному мікрошпателю цинк оксиду;
  - у першу пробірку додати води;
  - у другу – 15-20 крапель 10%-ого розчину сульфатної кислоти;
  - в останню – стільки ж 30% -го розчину натрій гідроксиду;для прискорення реакцій підігріти пробірки;
- теж саме виконати з хром (III) оксидом, попередньо отриманим;
- теж саме виконати з магній оксидом або кальцій оксидом;
- відмітити що відбувається, записати рівняння реакцій і зробити висновки про хімічну природу оксидів. Чи можна підтвердити, що

один з них хімічно інертний, а його амфотерна природа виявляється тільки під час стоплення.

## 2. Дослідження властивостей лугів

*Взаємодія лугу з кислотою.* Незалежно від складу взаємодіючих лугів і кислот, усі реакції нейтралізації виражаються одним і тим же йонним рівнянням, яке фіксується зміною забарвлення індикаторів.

Для досліду необхідно виконати:

- у пробірку набрати десять крапель розчину натрій гідроксиду і додати одну краплю фенолфталеїну (відмітити колір розчину);
- додавати по краплях розчин  $\text{HCl}$  до зміни забарвлення розчину;
- дослід повторити декілька разів, замінивши фенолфталеїн на метилоранж, а потім на інші індикатори.

Результати досліду оформити у вигляді таблиці.

Таблиця 1.1 – Зміна кольору індикаторів в різних середовищах

| <i>Назва індикатора</i> | <i>Колір індикатора в різних середовищах</i> |                       |                  |
|-------------------------|--|-----------------------|------------------|
|                         | <i>у кислому</i>                             | <i>у нейтральному</i> | <i>у лужному</i> |
|                         |  |                       |                  |
|                         |  |                       |                  |
|                         |  |                       |                  |

## 3. Дослідження властивостей малорозчинних основ

З наявних реактивів отримати малорозчинні основи: купрум (II) гідроксид, нікель (II) гідроксид і ферум (III) гідроксид;

- написати рівняння цих реакцій, вказати колір осадів;
- осад з  $\text{Cu(OH)}_2$  поділити на дві пробірки, одну з них підігріти на спиртівці до зміни кольору осаду, надати пояснення;
- написати рівняння реакції розкладу купрум (II) гідроксиду  $\text{Cu(OH)}_2$ ,
- з інших трьох пробірок обережно злити рідину і до осадів додати по краплям хлоридну кислоту;
- записати спостереження, написати рівняння реакцій.

## 4. Дослідження властивостей амфотерних основ

Отримати в пробірці гідроксид цинку, додаючи до розчину його солі  $\text{ZnCl}_2$  розчин лугу 10% (обережно, по краплях);

- половину отриманого осаду перенести в іншу пробірку;
- на осад, що залишився в першій пробірці, подіяти  $\text{HCl}$ ;
- на вміст другої пробірки – тим самим лугом;

- виконати такий же дослід для алюміній гідроксиду;
- записати спостереження, написати в молекулярному і йонному вигляді рівняння реакцій, записати схеми електролітичної дисоціації гідроксидів за типом основи і кислоти.

### **5. Дослідження властивостей кислот**

#### *а) Взаємодія хлоридної кислоти з металами:*

- у чотири пробірки налити по 10 крапель розбавленої HCl;
- у першу занурити Mg, в другу – Fe, в третю – Zn, в четверту – Cu;
- пояснити, чому не відбулась реакція в пробірці № .....

#### *б) Взаємодія сульфатної кислоти з солями:*

- у першу пробірку помістити 10 крапель розчину барій хлориду;
- у другу плюмбум (II) нітрату;
- у третю натрій карбонату;
- у кожну пробірку додати по 5–6 крапель розчину сульфатної кислоти;
- спостерігати утворення осадів і виділення газу.

#### *в) Взаємодія нітратної кислоти з оксидами:*

- у дві пробірки помістити по одному мікрошпателю оксидів:  
в першу - цинк оксид,  
в другу - купрум оксид;
- додати по 10 крапель нітратної кислоти, спостерігати що відбувається;
- для всіх спостережень написати рівняння реакцій в молекулярному і йонному вигляді, сформулювати відношення кислот до металів, солей, оксидів.

### **6. Дослідження властивостей солей.**

#### *а) Взаємодія солей з лугами.*

- у трьох пробірках провести реакції взаємодії між розчинами солей Нікелю, Феруму (III), Купруму та натрій гідроксидом;
- описати дослід, записати рівняння реакцій.

#### *б) Взаємодія солей з солями.*

- у трьох пробірках змішати розчини солей: в першій BaCl<sub>2</sub> і Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; в другій - Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> і CuSO<sub>4</sub>; в третій - KNO<sub>3</sub> і NaCl;
- пояснити, чому в одній пробірці реакція не відбувається (яка це пробірка?), записати рівняння реакцій які відбулися.

в) *Взаємодія солей з кислотами.*

Солі взаємодіють з кислотами у тому випадку, якщо нова сіль, або нова кислота нерозчинна і випадають в осад. У цьому досліді необхідно отримати одну з малорозчинних кислот:

- налити в пробірку 5–6 крапель розчину натрій силікату і додати по краплях розведену хлоридну кислоту, та спостерігати утворення желеподібного осаду;
- написати рівняння реакції;

г) *Окиснювальні властивості солей.*

Нітрати лужних металів в результаті нагрівання виділяють кисень, через це використовуються як окисники:

- концентрованим розчином калій нітрата зробити малюнок на фільтрувальному папері у вигляді спіралі (без перетинів, безперервна лінія), кінець відмітити олівцем;
- після висихання і зникнення малюнка тліючим сірником доторкнутися до мітки, вогонь просувається по малюнку, «проявляючи» його;
- пояснити дослід, написати рівняння реакції.



### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №1

| № варіанту | <u>Завдання 1</u><br>Визначити відсотковий вміст елементів, що складають речовину, хімічна формула якої:... До якого класу можна віднести цю речовину. | <u>Завдання 2</u><br>До запропонованого металу ....<br>Записати рівняння реакцій одержання: оксиду, гідроксиду (основного, кислотного), солей (середніх, основних, кислих) |
|------------|--|--|
| 1          | $Al_2(SO_4)_3$   | Берилій (II)   |
| 2          | $Fe_3(PO_4)_2$   | Ферум (II)   |
| 3          | $AlCl_3$   | Нікол (II)   |
| 4          | $Na_3PO_4$   | Магній (II)  |
| 5          | $AlPO_4$   | Манган(II)   |
| 6          | $K_2SiO_3$   | Хром(II)   |
| 7          | $Ca(OH)_2$   | Кальцій (II)   |
| 8          | $FeSO_4$   | Цинк (II)  |
| 9          | $Fe(HSO_4)_2$  | Алюміній (III)   |
| 10         | $PtCl_2$   | Галій (III)  |
| 11         | $NH_4NO_3$   | Хром (III)   |
| 12         | $Al(NO_3)_3$   | Ферум (III)  |
| 13         | $CuOHNO_3$   | Кобальт (III)  |
| 14         | $CuSO_4 \cdot 5H_2O$   | Нікол (III)  |
| 15         | $BaCl_2$   | Стронцій (II)  |
| 16         | $KMnO_4$   | Кадмій (II)  |
| 17         | $Na_2CO_3$   | Хром (VI)  |
| 18         | $(NH_4)_2SO_4$   | Манган (IV)  |
| 19         | $Na_2S_2O_3$   | Ферум (VI)   |
| 20         | $CaSO_4$   | Манган (VI)  |
| 21         | $Na_2SO_4$   | Галій (III)  |
| 22         | $MgCl_2$   | Індій (III)  |
| 23         | $Al(OH)_2Cl$   | Барій (II)   |
| 24         | $BaCl_2$   | Меркурій (II)  |
| 25         | $ZnSO_4$   | Талій (I)  |
| 26         | $CaOHCl$   | Станум (II)  |
| 27         | $Al(OH)_3$   | Плюмбум (II)   |
| 28         | $CaSO_4$   | Аргентум (I)   |
| 29         | $BeCl_2$   | Плюмбум (IV)   |
| 30         | $K_2Cr_2O_7$   | Станум (IV)  |

## Лабораторна робота №2

### Тема: «Визначення молярної маси еквівалента металу методом витиснення водню»

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

**Завдання на підготовку** до лабораторної роботи. *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 залишку (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 сталих температурі та тиску без залишку (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/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини:

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

Молярний об'єм еквівалента газу [дм<sup>3</sup>/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярний об'єм газу:

$$V_{екв}(\text{газу}) = f_{екв}(\text{газу}) \cdot V_M(\text{газу}) = f_{екв}(\text{газу}) \cdot 22,4 \text{ дм}^3$$

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:

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

Фактор еквівалентності речовини це 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:

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

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

Фактор еквівалентності оксидів дорівнює оберненій величині добутку числа атомів Оксигену на його валентність:

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

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

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

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

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

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

Фактор еквівалентності кислот дорівнює оберненій величині їх основності (кількості гідроген-іонів  $H^+$  у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал):

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

Наприклад:  $f_{екв.}(H_2SO_4) = \frac{1}{2}$ ;  $f_{екв.}(H_3PO_4) = \frac{1}{3}$ ;  $f_{екв.}(HNO_3) = 1$ .

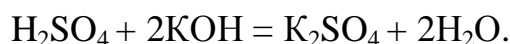
Фактор еквівалентності солі дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на ступінь окиснення металу:

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

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.

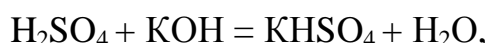
Наприклад:



У цій реакції два йона  $H^+$  заміщуються на два йона  $K^+$ , тому:

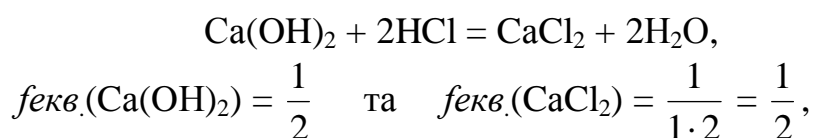
$$f_{екв.}(H_2SO_4) = \frac{1}{2}; \quad f_{екв.}(K_2SO_4) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2},$$

але якщо реакція відбувається за рівнянням:



то  $f_{екв.}(H_2SO_4) = 1$ , та  $f_{екв.}(KHSO_4) = 1$ , тому що тільки один йон  $H^+$  заміщуються на один йон  $K^+$ .

У рівнянні хімічної реакції



якщо реакція відбувається за рівнянням:

то:  $Ca(OH)_2 + HCl = CaOHCl + H_2O,$   
 $f_{екв.}(Ca(OH)_2) = 1 \quad \text{та} \quad f_{екв.}(CaOHCl) = 1.$

## 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 Оксигену та з 3,17 г галогену. Визначити молярну масу еквівалента галогену.
10. На нейтралізацію 2,45 г кислоти потрібно витратити 2 г натрій гідроксиду (NaOH). Визначити молярну масу еквівалента кислоти.
11. 1,6 г кальцію (Ca) та 2,61 г цинку (Zn) витісняють з кислоти однакову кількість водню ( $H_2$ ). Розрахуйте молярну масу еквівалента цинку, якщо молярна маса еквівалента кальцію дорівнює 20 г/моль.
12. При взаємодії 5,95 г деякої речовини з 2,75 г хлоридної 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/моль.
14. Маса 1  $dm^3$  кисню ( $O_2$ ) дорівнює 1,4 г. Скільки літрів кисню витрачується 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  $dm^3$  кисню ( $O_2$ ). Умови нормальні.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

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

### Хід визначення

Прилад складається з колби, об'ємом  $150\text{ см}^3$ , відвідної трубки, кристалізатора та евдіометра (приладу для визначення об'єму водню), який закріплений у штативі.

У колбу за допомогою мірного циліндру наливають  $15\text{-}20\text{ см}^3$  розбавленої соляної кислоти (HCl) так, щоб не намочити горло колби.

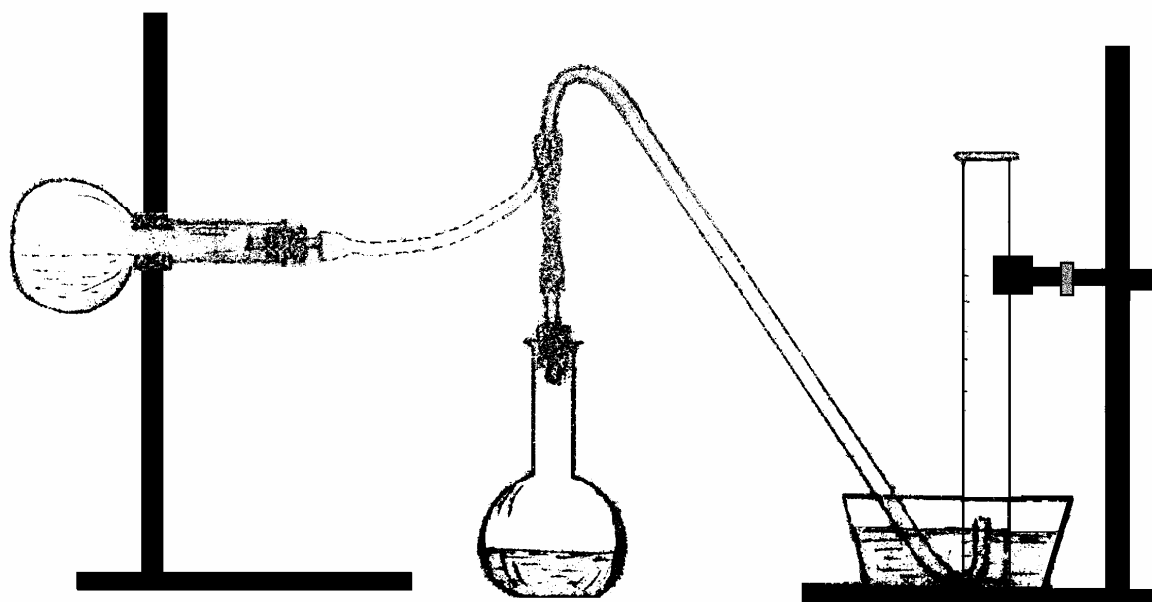
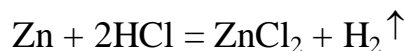


Рис.2.1 – Схема приладу для визначення молярної маси еквівалента металу за об'ємом витисненого водню.

На технохімічних терезах зважують наважку металевої стружки або порошку (Zn), яка близька до  $0,1\text{ г}$ . 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 ( $a_1$ ,  $\text{см}^3$ ), потім різко повертають колбу у вертикальне положення так, щоб наважка цинку попала у кислоту. Відбувається хімічна реакція, в результаті якої виділяється водень ( $\text{H}_2$ ), що надходить відвідною трубкою та витісняє воду з евдіометра:



Після закінчення реакції:

- відмічають кінцевий рівень води в евдіометрі –  $a_2$  ( $\text{см}^3$ ) та знаходять об'єм водню ( $\text{см}^3$ ), що виділився, за формулою:

$$V(\text{H}_2) = a_2 - a_1$$

- 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 –  $P_{\text{атм.}}$  (мм рт. ст.);
- відмічають температуру під час досліду за термометром, що знаходиться у лабораторії –  $t^\circ\text{C}$ ;
- у таблиці (додаток №2), знаходять значення тиску водяної пари при температурі досліду –  $h_1$  (мм рт. ст.).

**Результати вимірювань** зводять у таблицю 2.1:

| <b>m (Zn),</b><br>г | <b><math>a_1,</math></b><br>$\text{см}^3$ | <b><math>a_2,</math></b><br>$\text{см}^3$ | <b><math>V(\text{H}_2),</math></b><br>$\text{см}^3$ | <b><math>h_2,</math></b><br>мм | <b><math>h_1,</math></b><br>мм рт. ст. | <b><math>P_{\text{атм.}},</math></b><br>мм рт. ст. | <b>t</b><br>$^\circ\text{C}$ |
|---------------------|---|---|---|--------------------------------|--|--|------------------------------|
|                     |   |   |   |                                |  |  |                              |

**Розрахунки:**

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

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} \Rightarrow V_0(\text{H}_2) = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{P_0 \cdot T} = \frac{(P_{\text{атм.}} - h_1 - \frac{h_2}{13,6} \cdot V(\text{H}_2)) \cdot 273}{760 \cdot (273 + t^\circ\text{C})},$$

де: 13,6 – густина ртуті.

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

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

**Розрахунок похибки досліду:**

Відносну похибку досліду у відсотках розраховують за формулою:

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

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

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

Запишіть кінцевий результат з урахуванням похибки досліду.  
Зробіть висновок.



## Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №2

| № варіанту | Розрахувати $f_{екв}$ речовини та підкресленого елемента | Розрахувати об'єм еквіваленту газоподібної речовини | Розрахувати КВЕ ( $\eta_{екв}$ ) речовини, якщо її маса (г) дорівнює... |
|------------|--|---|---|
| 1          | <u>Ca</u> (OH) <sub>2</sub>                              | NH <sub>3</sub>                                     | K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 41                                       |
| 2          | K <sub>2</sub> <u>Si</u> O <sub>3</sub>                  | O <sub>2</sub>                                      | CuSO <sub>4</sub> 135,5   |
| 3          | <u>Ca</u> SO <sub>4</sub>                                | CO <sub>2</sub>                                     | Ca(OH) <sub>2</sub> 36  |
| 4          | KH <u>S</u> O <sub>4</sub>                               | CO  | KOH 120   |
| 5          | K <sub>2</sub> H <u>P</u> O <sub>4</sub>                 | H <sub>2</sub> S                                    | Fe(OH) <sub>3</sub> 117   |
| 6          | <u>Mg</u> OHCl   | HCl   | K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> 149                                      |
| 7          | M <u>g</u> Cl <sub>2</sub>                               | H <sub>2</sub>                                      | CH <sub>4</sub> 41  |
| 8          | <u>Mg</u> (OH) <sub>2</sub>                              | C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>                       | HCl 73  |
| 9          | <u>K</u> OH  | Br <sub>2</sub>                                     | CuCl <sub>2</sub> 114,5   |
| 10         | <u>Al</u> (OH) <sub>3</sub>                              | SO <sub>2</sub>                                     | MgSO <sub>4</sub> 130   |
| 11         | Na <sub>3</sub> <u>P</u> O <sub>4</sub>                  | F <sub>2</sub>                                      | NH <sub>3</sub> 14,5  |
| 12         | K <sub>2</sub> <u>C</u> O <sub>3</sub>                   | NO  | CO <sub>2</sub> 29  |
| 13         | Al(OH) <sub>2</sub> <u>Cl</u>                            | HBr   | AlCl <sub>3</sub> 80,6  |
| 14         | <u>Ca</u> (NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>                | NO <sub>2</sub>                                     | K <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 14,5   |
| 16         | K <sub>3</sub> <u>P</u> O <sub>4</sub>                   | Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>                      | Al(OH) <sub>2</sub> Cl 10,5   |
| 17         | KH <sub>2</sub> <u>P</u> O <sub>4</sub>                  | HF  | FeCl <sub>3</sub> 52  |
| 18         | <u>Fe</u> Cl <sub>3</sub>                                | Cl <sub>2</sub>                                     | H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> 27                                       |
| 19         | Fe( <u>O</u> H) <sub>2</sub>                             | SO <sub>3</sub>                                     | K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> 38,2                                     |
| 20         | K <u>H</u> S   | N <sub>2</sub>                                      | Al(OH) <sub>3</sub> 252   |
| 21         | <u>Fe</u> <sub>2</sub> O <sub>3</sub>                    | PH <sub>3</sub>                                     | MgCl <sub>2</sub> 13,6  |
| 22         | <u>Ca</u> O  | N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>                       | MgOHCl 35   |
| 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> 10,7                     |
| 24         | K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> <u>O</u> <sub>7</sub>     | H <sub>2</sub> O                                    | H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> 91                                       |
| 25         | <u>N</u> H <sub>3</sub>                                  | C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>                       | Fe(OH) <sub>2</sub> 92  |
| 26         | Al( <u>N</u> O <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>               | OF <sub>2</sub>                                     | KOH 11,8  |
| 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> 21,6                                      |
| 28         | <u>N</u> <sub>2</sub> O <sub>5</sub>                     | HF  | HNO <sub>3</sub> 128,8  |
| 29         | <u>Cl</u> <sub>2</sub> O <sub>7</sub>                    | NH <sub>3</sub>                                     | KHS 19,8  |
| 30         | <u>K</u> NO <sub>3</sub>                                 | C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>                       | Fe(OH) <sub>2</sub> 27,5  |

## РОЗДІЛ II Енергетика хімічних реакцій

### Лабораторна робота № 3

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

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

**Завдання на підготовку** до лабораторної роботи. 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 хімічних і енергетичних 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**.

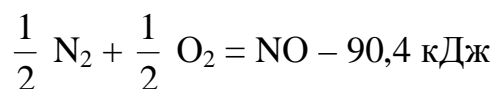
*Екзотермічними називаються реакції, які відбуваються з виділенням теплоти.*

Наприклад:



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

Наприклад:

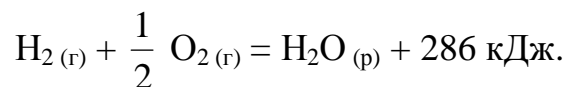


*Хімічні рівняння, в яких зазначається кількість виділеної або ввібраної теплоти називаються **термохімічними**.*

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

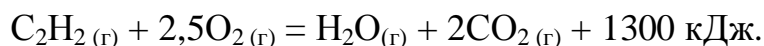
**Теплота утворення** – це кількість теплоти, яка виділяється або поглинається під час утворення одного моль сполуки з простих речовин.

Наприклад, теплота утворення 1 моль рідкої води з 1 моль (2 г) водню і 0,5 моль (16 г) 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 – дуже важливі фізичні величини, їх чисельні значення можна знайти у відповідних довідниках (табл. 3.1).

**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 обертального 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.

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, тому:

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

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. 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

$$Q_p = \Delta U + p \cdot \Delta V$$
$$Q_p = (U_2 + p \cdot V_2) - (U_1 + p \cdot V_1)$$

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 термодинаміки:

$$Q_V = \Delta U.$$

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

**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 ( $p = 101325$  Па,  $T = 298^\circ$  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 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  $\Delta H_{\text{хім. р-ї}}$  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.

**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 реакцій.*

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-Лапласса** 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):

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum n\Delta H_{\text{утв(кінц.)}} - \sum n\Delta H_{\text{утв.(вихід.)}}$$

Для термохімічних розрахунків часто використовують наслідки із закону Гесса. Значення  $\Delta S$  та  $\Delta G$  реакцій обчислюють за методом, аналогічному методу обчислення  $\Delta H_{\text{х.р.}}$ .

### **Приклади розв'язання завдань**

#### **Приклад 1.**

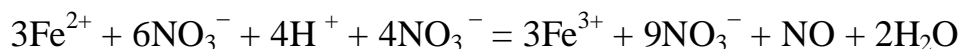
Користуючись даними табл. 3.1. **розрахувати зміну ентальпії хімічної реакції та зробити висновок про характер процесу:**



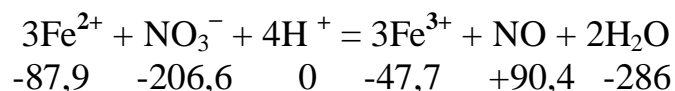
*Розв'язання.* Запишемо молекулярне рівняння реакції, враховуючи агрегатний стан речовин:



Запишемо повне молекулярно-іонне рівняння (при наявності розчинів):



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



Запишемо правило Гесса в загальному вигляді:

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

Запишемо правило Гесса для даного рівняння:

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

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

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

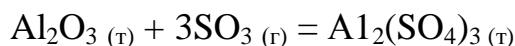
Формулюємо висновок: оскільки  $\Delta H_{x.p} < 0$ , то процес екзотермічний (тому що  $\Delta H_{x.p} = -Q$ ).

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

### Приклад 2.

**Визначити напрямок реакції** взаємодії газоподібного  $SO_3$  і кристалічного  $Al_2O_3$ .

*Розв'язання.* Запишемо молекулярне рівняння реакції, враховуючи агрегатний стан речовин:



За правилом Гесса:

$$\Delta G_{x.p} = \Delta G_{298}^0(Al_2(SO_4)_3) - [\Delta G_{298}^0(Al_2O_3) - 3\Delta G_{298}^0(SO_3)]$$

Підставимо чисельні значення  $\Delta G_{298}^0$  (таблиця) речовин і розрахуємо зміну енергії Гіббса хімічної реакції:

$$\Delta G_{x.p} = -3101 - (-1582 - 3 \cdot 370) = -409 \text{ кДж}.$$

*Відповідь:*  $\Delta G_{x.p} < 0$ ; ( $\Delta G_{x.p} = -409 \text{ кДж}$ ), пряма реакція можлива за стандартних умов.

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   | $\Delta H^{\circ}_{298}$<br>кДж/моль | $S^{\circ}_{298}$<br>Дж/(моль·К) | $\Delta G^{\circ}_{298}$<br>кДж/моль |
|--|--------------------------------------|----------------------------------|--------------------------------------|
| Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (к.) | -3442,2                              | 239,2                            | -3101                                |
| 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                                |



Продовження таблиці 3.1.

|                                    |         |        |         |
|------------------------------------|---------|--------|---------|
| NO (г.)                            | 90,3    | 210,6  | 86,6    |
| N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (г.) | 83,3    | 307,0  | 140,5   |
| NO <sub>2</sub> (г.)               | 33,5    | 240,2  | 51,5    |
| 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 |

## 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 реакції:  $4\text{NH}_{3(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} = 4\text{N}_{2(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{п})}$
- 11.\* Умови дивись в завданні 10:  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{r})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{2(\text{r})}$
- 12.\*\* Визначить можливість самодовільного перебігу реакції:  
$$2\text{Cl}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{п})} = 4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$$
- 13.\* 
$$3\text{CH}_{4(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{п})} = 4\text{CO}_{(\text{r})} + 8\text{H}_{2(\text{r})}$$
- 14.\*\* 
$$2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + \text{SO}_{2(\text{r})} = 3\text{S}_{(\text{ромб.})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{п})}$$
- 15.\*,\*\* 
$$\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{CO}_{(\text{r})} = 2\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{S}_{(\text{к})}$$

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прилади та реактиви:** розчин сульфатної кислоти концентрацією 0,2 моль/дм<sup>3</sup>; розчин натрій гідроксиду концентрацією 0,2 моль/дм<sup>3</sup>; сіль кристалогідрат: (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·10H<sub>2</sub>O), або (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·5H<sub>2</sub>O); дистильована вода; технохімічні терези з різновагами; спрощений калориметр – фарфоровий стакан на 250 см<sup>3</sup>; термометр з ціною поділки на 0,1 (0,2) °C; ступка з товкачиком; мірні циліндри на 100 та 50 см<sup>3</sup>; фільтрувальний папір, скляні палички, секундомір.

**Дослід 1. Визначення ентальпії реакції нейтралізації сульфатної кислоти (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) розчином натрій гідроксида (NaOH).**

### Хід визначення

За допомогою циліндра на 100 см<sup>3</sup> відміряти 75 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти ( $\rho = 1,012 \text{ г/см}^3$ ); вилити у спрощений калориметр (стакан) та виміряти початкову температуру ( $t_0$ );

- відміряти за допомогою іншого циліндра на 50 см<sup>3</sup> - 25 см<sup>3</sup> розчину натрій гідроксиду ( $\rho = 1,044 \text{ г/см}^3$ ) та вилити до сульфатної кислоти;

- в момент виливання увімкнути секундомір та, при постійному перемішуванні реакційної суміші, заміряти температуру з інтервалом 10 секунд до досягнення найвищої 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.

|       |                |    |    |    |    |    |    |    |    |    |     |     |     |     |     |
|-------|----------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|-----|-----|
| τ, с  | 0              | 10 | 20 | 30 | 40 | 50 | 60 | 70 | 80 | 90 | 100 | 110 | 120 | 130 | ... |
| t, °C | t <sub>0</sub> |    |    |    |    |    |    |    |    |    |     |     |     |     |     |

За даними таблиці 3.2 **побудувати** на міліметровому папері **графік залежності температури (t, °C) від часу (τ, с)**. Шкалу координат слід вибирати таким чином, щоб початкова температура (t<sub>0</sub>) була б на початку осі ординат. Через початкову та кінцеву ділянки графіку провести дотичні прямі, на перетині яких і визначають кінцеву температуру досліду (t<sub>к</sub>).

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

Таблиця 3.3 – Експериментальні дані

| Дані H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> |                       |  |                        | Дані NaOH            |                       |  |                        | Температура, °C |                |                                     |    |
|-------------------------------------|-----------------------|--|------------------------|----------------------|-----------------------|--|------------------------|-----------------|----------------|-------------------------------------|----|
| V<br>см <sup>3</sup>                | δV<br>см <sup>3</sup> | C <sub>m</sub> ,<br>моль/дм <sup>3</sup> | ρ<br>г/см <sup>3</sup> | V<br>см <sup>3</sup> | ΔV<br>см <sup>3</sup> | C <sub>m</sub> ,<br>моль/дм <sup>3</sup> | ρ<br>г/см <sup>3</sup> | t <sub>0</sub>  | t <sub>к</sub> | Δt= t <sub>к</sub> - t <sub>0</sub> | δt |
|                                     |                       |  |                        |                      |                       |  |                        |                 |                |                                     |    |

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

### Аналіз та обробка результатів.

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

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

де:  $\eta_p$  – кількість моль речовини;

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

$\Delta t$  – різниця між кінцевою та початковою температурами досліду.

Згідно закону термодинаміки, зміна ентальпії дорівнює тепловому ефекту реакції в ізобарних умовах, але із зворотнім знаком:  $\Delta H^\circ = -Q$

Розрахунок експериментального значення ентальпії реакції нейтралізації проводять за рівнянням:

$$\Delta H_{\text{експ}} \text{ (кДж/моль } H_2SO_4) = - \frac{C_p \cdot (\rho_{H_2SO_4} \cdot V_{H_2SO_4} + \rho_{NaOH} \cdot V_{NaOH}) \cdot \Delta t}{C_{H_2SO_4} \cdot V_{H_2SO_4}}$$

2. Розрахунок похибки експериментальної величини ентальпії реакції нейтралізації:

$$\delta(\Delta H) \text{ кДж/моль } H_2SO_4 = |\Delta H_{\text{експ}}| \cdot \left( \frac{\delta V_{H_2SO_4}}{V_{H_2SO_4}} + \frac{\delta V_{NaOH}}{V_{NaOH}} + \frac{2\delta t}{\Delta t} \right)$$

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  $\Delta H_{\text{нейтр. } H_2SO_4} \text{ (табл.)} = -114,7 \text{ кДж/моль } H_2SO_4$ .

4. Кінцеві експериментальні результати записати у формі:

$$\Delta H_{\text{нейтр. } H_2SO_4} = \Delta H_{\text{експ.}} \pm \delta(\Delta H)$$

*Висновок:* - зробити висновок про термохімічний характер реакції, зробити висновок про коректність виконання досліду.

**Дослід 2. Визначення ентальпії розчинення солі (кристалогідрату).**

### Хід визначення

Зважити на технохімічних терезах 5 – 10 г кристалогідрату (натрій тіосульфат  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$  або натрій карбонат  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ );

- сіль ретельно розтерти у фарфоровій ступці товкачиком;
- за допомогою циліндра на 100 см<sup>3</sup> відміряти 50 см<sup>3</sup> 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 скляною паличкою, відзначати зміну температури аналогічно попередньому досліду (з інтервалом у кожні 10 секунд);
  - у цьому досліді враховують найнижчу температуру.
- Результати дослідження внести у таблицю 3.4.

Таблиця 3.4 – Результати досліду.

|       |                |    |    |    |    |    |    |    |    |    |     |     |     |     |     |
|-------|----------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|-----|-----|
| τ, с  | 0              | 10 | 20 | 30 | 40 | 50 | 60 | 70 | 80 | 90 | 100 | 110 | 120 | 130 | ... |
| t, °C | t <sub>0</sub> |    |    |    |    |    |    |    |    |    |     |     |     |     |     |

За даними таблиці 3.4 побудувати на міліметровому папері **графік залежності температури (t, °C) від часу (τ, с)**. Через початкову та кінцеву ділянки графіку провести дотичні прямі, на перетині яких і визначають кінцеву температуру досліду (t<sub>к</sub>).

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 шкали циліндру та термометру.

Таблиця 3.5 – Експериментальні дані.

| Дані H <sub>2</sub> O |                       |                        | Дані солі |         |              | Температура, °C |                |                                     |    |
|-----------------------|-----------------------|------------------------|-----------|---------|--------------|-----------------|----------------|-------------------------------------|----|
| V<br>см <sup>3</sup>  | δV<br>см <sup>3</sup> | ρ<br>г/см <sup>3</sup> | m<br>г    | δm<br>г | M,<br>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 (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<sub>p</sub> – питома теплоємність розчину, дорівнює 4,184 Дж/г·К;

$m_{\text{H}_2\text{O}}$  – маса води, г;

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

$m_c$  – наважка речовини, г.

**Ентальпійний ефект розчинення кристалогідрату:  $\Delta H_{\text{експ.}} = -Q_p$ .**

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

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

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  $\Delta H_{\text{розч. Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}$  (табл.) = **47,2** кДж/моль;  
 $\Delta H_{\text{розч. Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}$  (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.

### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №3

| № варіанту | Обчислити $\Delta H$ та $\Delta G$ хімічної реакції за стандартних умов. Визначити, який це процес та напрямок обміну енергії між системою і навколишнім середовищем чи є він самодовільним. |
|------------|--|
| 1          | $2\text{H}_2\text{O}_{(p)} + \text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_{4(p)}$   |
| 2          | $\text{CaCl}_{2(p)} + \text{K}_2\text{CO}_{3(p)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(r)} + \text{KCl}_{(p)}$  |
| 3          | $\text{K}_2\text{SO}_{4(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(p)} + \text{KOH}_{(p)}$  |
| 4          | $\text{Fe}(\text{OH})_{2(p)} + 2\text{HCl}_{(p)} \rightarrow \text{FeCl}_{2(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$  |
| 5          | $\text{SnCl}_{2(p)} + \text{FeCl}_{3(p)} \rightarrow \text{FeCl}_{(p)} + \text{SnCl}_{4(p)}$   |
| 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          | $\text{Ca}(\text{OH})_{2(k)} + \text{CO}_{2(r)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(k)}$  |
| 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         | $\text{Fe}_{(k)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(p)} \rightarrow \text{FeSO}_{4(p)} + \text{H}_{2(r)}$  |
| 11         | $\text{CaCO}_{3(k)} \rightarrow \text{CaO}_{(k)} + \text{CO}_{2(r)}$   |
| 12         | $\text{Fe}_{(k)} + 4\text{HNO}_{3(p)} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3_{(p)} + \text{NO}_{(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(p)}$  |
| 13         | $\text{CaCO}_{3(k)} + 2\text{HCl}_{(p)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} + \text{CO}_{2(p)}$  |
| 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         | $\text{Zn}_{(r)} + 2\text{HCl}_{(p)} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(p)} + \text{H}_{2(r)}$   |
| 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         | $\text{K}_2\text{CO}_{3(p)} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(k)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(k)} + \text{KOH}_{(p)}$   |
| 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         | $\text{NO}_{2(r)} + \text{KOH}_{(p)} = \text{KNO}_3_{(p)} + \text{KNO}_2_{(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$   |
| 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         | $\text{H}_2\text{SO}_{4(p)} + \text{Cu}_{(k)} \rightarrow \text{CuSO}_{4(p)} + \text{SO}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$  |
| 25         | $\text{FeCl}_3_{(p)} + \text{Ag}_{(r)} \rightarrow \text{AgCl}_{(k)} + \text{FeCl}_2_{(p)}$  |
| 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         | $\text{CuCl}_2_{(p)} + \text{KOH}_{(p)} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2_{(r)} + \text{KCl}_{(p)}$   |
| 28         | $6\text{NaOH}_{(p)} + 3\text{S}_{(r)} = \text{Na}_2\text{SO}_4_{(p)} + 2\text{Na}_2\text{S}_{(p)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(p)}$   |
| 29         | $\text{Cu}_{(r)} + \text{FeSO}_4_{(p)} \rightarrow \text{Fe}_{(r)} + \text{CuSO}_4_{(p)}$  |
| 30         | $4\text{Mg}_{(r)} + 10\text{HNO}_3_{(p)} \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2_{(p)} + \text{N}_2\text{O}_{(r)} + 5\text{H}_2\text{O}_{(p)}$   |

## РОЗДІЛ III Хімічна кінетика та хімічна рівновага

### Лабораторна робота №4 (складається з двох частин)

#### Тема: «Вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій»

**Мета роботи:** вивчити вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі; експериментально підтвердити закон діючих мас.

**Завдання на підготовку** до лабораторної роботи (перша частина).

Усі хімічні реакції відбуваються з різними швидкостями, одні миттєво (вибух тротилу, нейтралізація кислот основами), інші повільно, впродовж годин і років (омилення жирів, корозія залізі), а деякі – дуже повільно (вивітрювання гірських порід, утворення мінералів).

**Хімічна кінетика** – це наука, що вивчає швидкість хімічних реакцій та їх механізм. Хімічні реакції, що перебігають в межах однієї фази, називаються **гомогенними**, а реакції, що перебігають на межі розподілу фаз, називаються **гетерогенними**.

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/дм<sup>3</sup>:

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

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

$$v = \frac{C_0 - C}{t_0 - t} = -\frac{\Delta C}{\Delta t}, \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}, \quad \text{або} \quad v = \pm \frac{dC}{dt}.$$

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 різних чинників. На неї впливають природа та концентрація реагуючих речовин, тиск, температура, наявність каталізатора, а в розчинах – значення рН середовища, інтенсивність перемішування реагентів тощо.



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

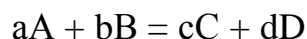
Основними параметрами, які враховують при всіх процесах, є природа речовини, концентрація, температура, тиск, дія каталізатора.

**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 цій 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:

$$v = K [A]^a [B]^b = K C_A^a C_B^b$$

де  $a, b$  – стехіометричні коефіцієнти;

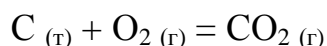
$K$  – коефіцієнт пропорційності, що називається **константою швидкості реакції**.

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/дм<sup>3</sup>.

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:

$$v = K \text{const} [O_2] = K' [O_2], \text{ де } K \text{const} = K'$$

## 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

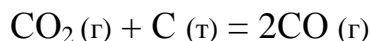
$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad \text{або} \quad \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

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

### 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:

$$v_{пр} = K[\text{CO}_2] \cdot \text{const} = K'[\text{CO}_2]$$

Якщо тиск зросте в 3 рази, то об'єм зменшиться в 3 рази, а концентрація  $\text{CO}_2$  зросте в 3 рази

$$v'_{пр} = K'3[\text{CO}_2] = 3K'[\text{CO}_2]$$

Співвідношення  $\frac{v'}{v}np = \frac{3K'[CO_2]}{K'[CO_2]} = 3.$

Швидкість прямої реакції зростає 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  $\frac{v'}{v}_{зв} = \frac{9K'_2[CO]^2}{K_2[CO]^2} = 9$

показує, що швидкість зворотної реакції зростає 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  $T_1, T_2$ .

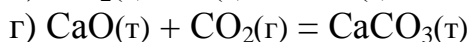
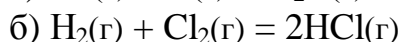
$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2^{\frac{20 - 80}{10}} = 2^{-6} = \frac{1}{64}.$$

*Відповідь:* швидкість реакції зменшиться в 64 рази.

### Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

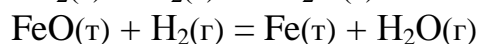
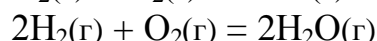
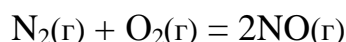
1. Що розуміють під швидкістю гомогенних та гетерогенних реакцій?
2. Які фактори впливають на швидкість реакцій?
3. Сутність та математичний вираз закону діючих мас для гомогенних та гетерогенних систем.
4. Яке рівняння описує вплив температури на швидкість хімічної реакції?
5. За допомогою якого правила можна описати залежність швидкості реакції від температури?

6. Записати вираз швидкості прямої та зворотної реакції для систем:

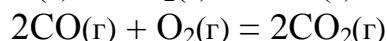
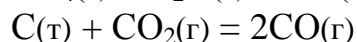
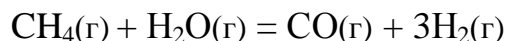


7. Визначити як зміниться швидкість прямих реакцій (попереднє завдання) при збільшенні концентрацій вихідних речовин в 2 рази.

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



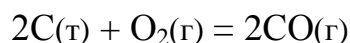
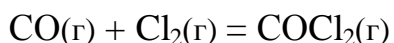
9. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо тиск у системі зросте в 2 рази?



10. При підвищенні температури на  $10^\circ C$  швидкість реакції зросла в 2 рази. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції при підвищенні температури на  $50^\circ C$  та на  $20^\circ C$ ?

11. Визначити температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при підвищенні температури від  $10$  до  $50^\circ C$  швидкість реакції збільшилась в 16 разів?

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



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

14. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2. Як зміниться швидкість цієї реакції, якщо температура зменшилась від  $70$  до  $20^\circ C$ ?

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прилади та реактиви:** секундомір; піпетки на 5 см<sup>3</sup>; пробірки; скляні палички. Розчини: натрій тіосульфат (0,04 н; 0,06 н), сульфатна кислота (0,04 н; 0,06 н; 2 н),

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

Взаємодія натрій тіосульфату з сульфатною кислотою за рівнянням:



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

#### Хід визначення

Підготувати чисті сухі пробірки, розставити їх по парам у штативі. Заповнити пари пробірок відповідними розчинами  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ :

- в перші пробірки 1-ї і 2-ї пари налити по 5 см<sup>3</sup> сульфатної кислоти концентрацією 0,04 н, а в перші пробірки 3-ї і 4-ї пари налити по 5 см<sup>3</sup> сульфатної кислоти концентрацією 0,06 н;
- в другі пробірки кожної пари налити розчини натрій тіосульфату, по 5 см<sup>3</sup> у кожен: до 1-й і 3-й пари розчин натрій тіосульфату концентрацією 0,04 н; до 2-ї і 4-ї пари – розчин натрій тіосульфату концентрацією 0,06 н.
- дослід виконується для кожної пари пробірок окремо: у пробірку з натрій тіосульфатом влити сульфатну кислоту.
- увімкнути секундомір та перемішати розчин скляною паличкою;
- зафіксувати час від початку реакції до появи перших ознак слідів Сульфуру (опалесценція), записати час для кожної пари пробірок.
- дані експерименту занести в таблицю 4.1.

Таблиця 4.1 – Експериментальні та розраховані величини

| № пари | Об'єм см <sup>3</sup><br>$\text{H}_2\text{SO}_4$<br>$C_H$ |      | $C'_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ | Об'єм см <sup>3</sup><br>$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$<br>$C_H$ |      | $C'_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ | $C'_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot C'_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ | Час появи опалесценції, $\tau$ , сек. | $v^*$ ,<br>відносна швидкість<br>1/ $\tau$ |
|--------|---|------|------------------------------|---|------|--|---|---------------------------------------|--|
|        | 0,04  | 0,06 |                              | 0,04  | 0,06 |  |   |                                       |  |
| 1      | 5   | -    |                              | 5   | -    |  |   |                                       |  |
| 2      | 5   | -    |                              | -   | 5    |  |   |                                       |  |
| 3      | -   | 5    |                              | 5   | -    |  |   |                                       |  |
| 4      | -   | 5    |                              | -   | 5    |  |   |                                       |  |

Для розбавлених розчинів розрахувати концентрації:

$$C'_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{C_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4} + V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}} \quad C'_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4} + V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}$$

За експериментальними даними **побудувати графік** залежності відносної швидкості реакції (ордината) від добутку концентрацій (абсциса).

*Висновок:* проаналізувати характер залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин на базі отриманого графіка; вказати чи підтверджується експериментально закон діючих мас.

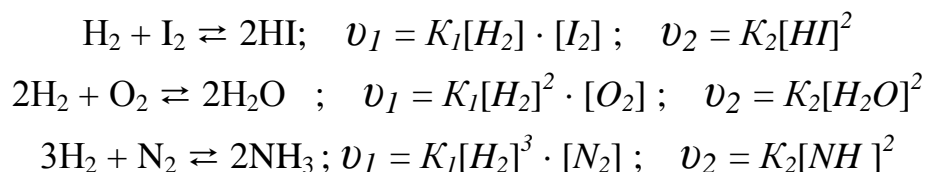
### **Тема: «Вплив різних факторів на хімічну рівновагу»**

**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.

**Завдання на підготовку до лабораторної роботи (II 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:



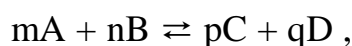
**Хімічна рівновага.** Якщо в системі швидкість прямої реакції  $v_1$  дорівнює швидкості зворотної реакції  $v_2$ , то такий стан системи називають **хімічною рівновагою**.

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.

При хімічній рівновазі концентрації вихідних речовин та продуктів реакції залишаються незмінними. При рівновазі безперервно відбувається 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.** Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є константа рівноваги. Для будь-якої рівноважної системи:



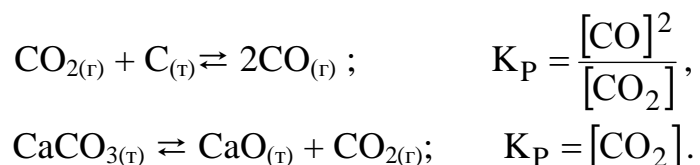
константу рівноваги можна записати рівнянням

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

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.

**Зрушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.** Стан хімічної рівноваги за постійних зовнішніх умов (незмінних температури, 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.):

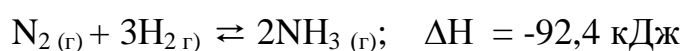
*Якщо в системі, яка перебуває в рівновазі, змінити зовнішні умови (тиск, температуру чи концентрації), то рівновага зміщується в напрямку процесу, який протидіє цій зміні.*

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.

**Вплив температури.** Усі хімічні реакції відбуваються зі зміною ентальпії, і в кожній оборотній реакції один із її напрямків відповідає екзотермічному процесу, а інший – ендотермічному. Вплив температури на стан хімічної рівноваги підпорядковується таким закономірностям:

- *підвищення* температури зміщує хімічну рівновагу у напрямку ендотермічної реакції;
- *зниження* температури зміщує хімічну рівновагу у напрямку екзотермічної реакції.

Наприклад, у реакції синтезу амоніаку:



пряма реакція є екзотермічною, а зворотна – ендотермічною.

У даному прикладі, за відносно низьких температур (300 °С), рівновага зміщена у напрямку утворення амоніаку – прямої реакції, а за відносно високих температур (700 °С) – у напрямку утворення вихідних речовин.

**Вплив тиску.** У реакціях за участю газоподібних речовин, що супроводжуються зміною об'єму, на стан рівноваги впливає величина тиску в системі, що підпорядковується таким закономірностям:

- *підвищення* тиску зміщує рівновагу в напрямку утворення речовин (вихідних реагентів або продуктів) з меншим об'ємом;
- *зниження* тиску зміщує рівновагу в напрямку утворення речовин (вихідних реагентів або продуктів) з більшим об'ємом;

Так, у процесі утворення амоніаку з 1 моль азоту і 3 моль водню утворюється 2 моль амоніаку. Отже, при підвищенні тиску відбудеться



зміщення рівноваги у напрямку утворення амоніаку, прямої реакції. У випадку зменшення тиску – у напрямку зворотної реакції, утворення реагентів реакції.

У випадку оборотних реакцій, що відбуваються *без зміни* моль загального об'єму суміші, зміна тиску не впливає на стан рівноваги.

**Вплив концентрації реагуючих речовин** на стан рівноваги підпорядковується таким закономірностям:

- *підвищення* концентрації одного з вихідних реагентів зміщує хімічну рівновагу у напрямку утворення продуктів реакції;
- *підвищення* концентрації одного з продуктів реакції зміщує хімічну рівновагу у напрямку утворення вихідних реагентів хімічної реакції.

Такий вплив виявляється при додаванні до реакційної суміші лише одного реагенту або продукту; інші реагенти або продукти в момент додавання залишаються незмінними і витрачаються під час наступного перебігу прямої або зворотної реакції до встановлення нового стану рівноваги.

### **Приклади розв'язання завдань**

#### **Приклад 1.**

Визначити в якому напрямку зрушиться хімічна рівновага в системі за наступних 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 зворотної реакції:  $P \downarrow \leftarrow$ .

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

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

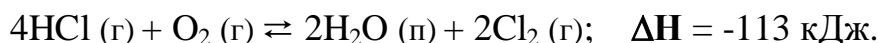
## Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

1. Які реакції називаються необоротними та оборотними?
2. Умови встановлення хімічної рівноваги?
3. За допомогою якого принципу можна якісно визначити напрям зрушення рівноваги?
4. Як впливає зміна тиску на зсув хімічної рівноваги?
5. Як впливає зміна температури на зсув хімічної рівноваги?
6. Як впливає зміна концентрацій вихідних та отриманих речовин на зрушення хімічної рівноваги?
7. Записати вираз для константи рівноваги до кожного із наступних зворотних процесів:
  - а)  $2\text{NO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$
  - б)  $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$
  - в)  $\text{C}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{п}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}(\text{г})$

Як зрушиться рівновага в кожному випадку при збільшенні тиску?

8. В якому напрямку відбудеться зсув рівноваги при підвищенні температури в наведених нижче оборотних реакціях?
  - а)  $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г}) + 196 \text{ кДж}$
  - б)  $2\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) - 163,2 \text{ кДж}$

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



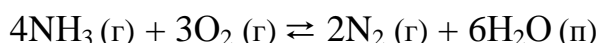
10. Як зміниться тиск в замкненій рівноважній системі якщо рівновага цієї системи зсунулась вправо?



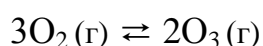
11. Як були змінені температура та тиск в системі якщо рівновага зсунулась вправо?



12. Записати вираз для константи рівноваги зворотнього процесу:

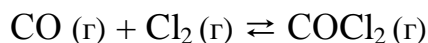


13. Утворення озону з кисню відбувається за рівнянням:

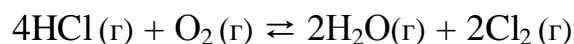


Записати вираз для константи рівноваги реакції та вказати в якому напрямку зміститься рівновага при збільшенні тиску кисню  $\text{O}_2$  в 2 рази?

14. При деякій температурі склад рівноважної суміші в об'ємі 10 дм<sup>3</sup> буде такий: 11,2 г СО; 14,2 г Cl<sub>2</sub>; 19,2 г СОСl<sub>2</sub>. Визначити константу рівноваги  $K_p$  реакції за даних умов:



15. Записати вираз для визначення константи рівноваги реакції



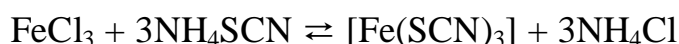
В якому напрямку зрушиться ця рівновага у випадку збільшення об'єму системи в 4 рази?

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прилади та реактиви:** амоній хлорид кристалічний; розчин ферум (III) хлориду (0,0025 н; та насич.), розчин калій роданіду (0,0025 н; та насич.).

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

В отриманій рівноважній системі:



визначити **вплив** збільшення **концентрації** вихідних речовин (FeCl<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>SCN) та продукту реакції (NH<sub>4</sub>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 трироданід феруму. За зміною інтенсивності кольору можна робити висновок про зміну концентрації утвореного [Fe(SCN)<sub>3</sub>], тобто про зсув рівноваги в той чи інший напрямок.

### Хід визначення

Підготувати чотири чисті сухі пробірки.

- в кожену пробірку внести по 5-10 крапель розведених розчинів FeCl<sub>3</sub> та NH<sub>4</sub>SCN;
- перемішати розчини, пробірки поставити в штатив. Одну з пробірок зберігати як контрольну для порівняння;

- в першу пробірку додати ферум(III) хлорид насичений;
- в другу – амоній роданід насичений;
- в третю – декілька кристалів амоній хлориду  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;
- розчини в пробірках перемішати та визначити зміну інтенсивності кольору в кожному випадку в порівнянні з контрольною пробіркою.
- результати досліду занести в таблицю 4.2; записати вираз константи рівноваги зворотної реакції.

Таблиця 4.2 – Результати досліду

| <i>№ пробірки</i> | <i>Додана речовина</i>  | <i>Зміна інтенсивності кольору розчину (посилення, послаблення)</i> | <i>Напрямок зсуву рівноваги (у лівий, у правий бік)</i> |
|-------------------|-------------------------|---|---|
| 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) ферум (III) хлориду, б) амоній роданіду в) амоній хлориду.

Зробити висновок про відповідність принципу Ле-Шательє впливу зміни концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції на напрямок зсуву хімічної рівноваги реакції.

### Індивідуальні завдання до лабораторних робіт №4

(до двох частин)

89

| № варіанту | Вказати фазовий стан систем. Записати вирази для швидкостей прямої та зворотної реакцій. Вказати, як зміниться швидкість прямої реакції при зміні тиску (P↑ або P↓). Записати вираз для константи рівноваги.   | Як зміниться швидкість реакції при зміні T <sub>1</sub> до T <sub>2</sub> і температурному коефіцієнті γ = ... | Як відбудеться зсув рівноваги за умов: P↑,↓; T↑,↓ до всіх систем і C <sub>1</sub> ↑або↓; C <sub>3</sub> ↑або↓. |
|------------|--|--|--|
| 1          | $2\text{H}_2\text{S}_{(r)} = 2\text{H}_2_{(r)} + \text{S}_{2(r)}; \Delta H > 0$<br>$\text{P}_2\text{O}_{5(r)} + 3\text{Ca}(\text{OH})_{2(p)} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_{2(r)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(p)} \quad \Delta H > 0 \quad \text{P}\downarrow 4;$ | T <sub>1</sub> = 10 °C, T <sub>2</sub> = 50 °C,<br>γ = 2.  | C <sub>1</sub> ↑; C <sub>3</sub> ↑   |
| 2          | $\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{NO}_{(r)}; \Delta H > 0$<br>$\text{C}_{(r)} + 2\text{H}_2_{(r)} = \text{CH}_{4(r)}; \Delta H > 0; \quad \text{P}\downarrow 3;$   | T <sub>1</sub> = 65 °C, T <sub>2</sub> = 105 °C,<br>γ = 3.   | C <sub>1</sub> ↓; C <sub>3</sub> ↑   |
| 4          | $\text{CO}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)} = \text{COCl}_{2(r)}; \Delta H < 0$<br>$2\text{Hg}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{HgO}_{(r)}; \Delta H > 0; \quad \text{P}\downarrow 3;$   | T <sub>1</sub> = 25 °C, T <sub>2</sub> = 55 °C,<br>γ = 3.  | C <sub>1</sub> ↓; C <sub>3</sub> ↑   |
| 6          | $2\text{Mg}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{MgO}_{(r)}; \Delta H < 0$<br>$2\text{PH}_3(r) + 4\text{O}_2(r) = \text{P}_2\text{O}_5(r) + 3\text{H}_2\text{O}_{(m)}; \Delta H < 0 \quad \text{P}\downarrow 3;$   | T <sub>1</sub> = 110 °C, T <sub>2</sub> = 160 °C,<br>γ = 2   | C <sub>1</sub> ↓; C <sub>3</sub> ↓.  |
| 7          | $4\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(r)} + 2\text{Cl}_{2(r)}; \Delta H < 0$<br>$\text{Fe}_2\text{O}_3(r) + 3\text{CO}_{(r)} = 2\text{Fe}_{(r)} + 3\text{CO}_2(r); \Delta H > 0 \quad \text{P}\downarrow 2;$                        | T <sub>1</sub> = 20 °C, T <sub>2</sub> = 70 °C,<br>γ = 2.  | C <sub>1</sub> ↓; C <sub>3</sub> ↑   |
| 8          | $3\text{Fe}_{(r)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(m)} = \text{Fe}_3\text{O}_4(r) + 4\text{H}_2_{(r)}; \Delta H > 0$<br>$\text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} = \text{CO}_2(r) + \text{H}_2_{(r)}; \Delta H < 0 \quad \text{P}\downarrow 4;$                  | T <sub>1</sub> = 170 °C, T <sub>2</sub> = 220 °C,<br>γ = 3,5.  | C <sub>1</sub> ↓; C <sub>3</sub> ↓.  |
| 9          | $2\text{NH}_3(r) + 3\text{N}_2\text{O}_{(r)} = 4\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(m)}; \Delta H > 0$<br>$2\text{WO}_3(r) + 3\text{C}_{(r)} = 2\text{W}_{(r)} + 3\text{CO}_2(m); \Delta H > 0 \quad \text{P}\downarrow 3;$                            | T <sub>1</sub> = 120 °C, T <sub>2</sub> = 180 °C,<br>γ = 2.  | C <sub>1</sub> ↑; C <sub>3</sub> ↑   |
| 10         | $2\text{NO}_2(r) = 2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)}; \Delta H > 0$<br>$3\text{Fe}_{(r)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(r)} = \text{Fe}_3\text{O}_4(r) + 4\text{H}_2_{(r)}; \Delta H > 0 \quad \text{P}\downarrow 2;$  | T <sub>1</sub> = 100 °C, T <sub>2</sub> = 150 °C,<br>γ = 2.  | C <sub>1</sub> ↓; C <sub>3</sub> ↑   |
| 11         | $2\text{SO}_2(r) + \text{O}_2(r) \rightarrow 2\text{SO}_3(r); \Delta H < 0$<br>$\text{CaCO}_3(r) = \text{CaO}_{(r)} + \text{CO}_2(r); \Delta H > 0 \quad \text{P}\downarrow 3;$  | T <sub>1</sub> = 40 °C, T <sub>2</sub> = 60 °C,<br>γ = 2.  | C <sub>1</sub> ↑; C <sub>3</sub> ↑   |

|    |  |  |                                 |
|----|--|--|---------------------------------|
| 12 | $\text{WO}_3(\text{r}) + 3\text{CO}(\text{r}) = \text{W}(\text{r}) + 3\text{CO}_2(\text{r}); \Delta\text{H} > 0$<br>$2\text{NH}_3(\text{r}) + 3\text{N}_2\text{O}(\text{r}) = 4\text{N}_2(\text{r}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{m}), \Delta\text{H} > 0 \text{ P}\downarrow 3;$                                      | $T_1 = 50^\circ\text{C}, T_2 = 80^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 2.$     | $C_1\downarrow; C_3\uparrow$    |
| 13 | $2\text{CO}(\text{r}) + 2\text{H}_2(\text{r}) = \text{CH}_4(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}); \Delta\text{H} < 0$<br>$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{r}) + \text{CO}(\text{r}) = 2\text{FeO}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}); \Delta\text{H} < 0 \text{ P}\uparrow 4;$   | $T_1 = 50^\circ\text{C}, T_2 = 10^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 3.$     | $C_1\downarrow; C_3\uparrow$    |
| 14 | $\text{P}_2\text{O}_5(\text{r}) + 4\text{Na}_3\text{PO}_4(\text{p}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{p}) = 6\text{Na}_2\text{HPO}_4(\text{p}); \Delta\text{H} < 0$<br>$2\text{NO}(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) = 2\text{NOCl}(\text{r}), \Delta\text{H} < 0; \text{P}\uparrow 2$                                     | $T_1 = 10^\circ\text{C}, T_2 = 60^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 3.$     | $C_1\uparrow; C_3\uparrow$      |
| 15 | $2\text{CO}_2(\text{r}) + \text{H}_2(\text{r}) = \text{CO}(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{m}); \Delta\text{H} > 0$<br>$3\text{Fe}(\text{r}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{m}) = \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{r}) + 4\text{H}_2(\text{r}), \Delta\text{H} > 0 \text{ P}\downarrow 4;$                              | $T_1 = 65^\circ\text{C}, T_2 = 105^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 3.$    | $C_1\downarrow; C_3\downarrow.$ |
| 16 | $2\text{NO}_2(\text{r}) = 2\text{NO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}); \Delta\text{H} > 0$<br>$\text{SrO}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}) = \text{SrCO}_3(\text{r}), \Delta\text{H} < 0 \text{ P}\uparrow 2;$  | $T_1 = 60^\circ\text{C}, T_2 = 20^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 3.$     | $C_1\uparrow; C_3\uparrow$      |
| 17 | $\text{FeO}(\text{r}) + \text{CO}(\text{r}) = \text{Fe}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}); \Delta\text{H} > 0$<br>$4\text{NH}_3(\text{r}) + 5\text{O}_2(\text{r}) = 4\text{NO}(\text{r}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{r}), \Delta\text{H} > 0 \text{ P}\uparrow 3;$   | $T_1 = 100^\circ\text{C}, T_2 = 50^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 2.$    | $C_1\uparrow; C_3\uparrow$      |
| 18 | $2\text{CO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2\text{CO}_2(\text{r}); \Delta\text{H} < 0$<br>$\text{C}(\text{r}) + 2\text{N}_2\text{O}(\text{r}) = 2\text{N}_2(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}), \Delta\text{H} < 0 \text{ P}\downarrow 3;$  | $T_1 = 40^\circ\text{C}, T_2 = 70^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 3.$     | $C_1\downarrow; C_3\downarrow.$ |
| 19 | $\text{N}_2(\text{r}) + 3\text{H}_2(\text{r}) = 2\text{NH}_3(\text{r}); \Delta\text{H} < 0$<br>$\text{CaO}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}) = \text{CaCO}_3(\text{r}), \Delta\text{H} > 0; \text{P}\downarrow 4;$   | $T_1 = 25^\circ\text{C}, T_2 = 55^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 3.$     | $C_1\downarrow; C_3\uparrow$    |
| 20 | $\text{CH}_4(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{m}) = \text{CO}(\text{r}) + 3\text{H}_2(\text{r}); \Delta\text{H} > 0$<br>$\text{P}_2\text{O}_5(\text{r}) + \text{Na}_3\text{PO}_4(\text{p}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{p}) = 3\text{NaH}_2\text{PO}_4(\text{p}); \Delta\text{H} < 0; \text{P}\downarrow 3;$      | $T_1 = 100^\circ\text{C}, T_2 = 70^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 3, 2.$ | $C_1\uparrow; C_3\downarrow$    |
| 21 | $4\text{NH}_3(\text{r}) + 5\text{O}_2(\text{r}) = 4\text{NO}(\text{r}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{m}), \Delta\text{H} < 0$<br>$\text{P}_2\text{O}_5(\text{r}) + 2\text{Na}_2\text{HPO}_4(\text{p}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{p}) = 4\text{NaH}_2\text{PO}_4(\text{p}); \Delta\text{H} < 0; \text{P}\downarrow 2;$ | $T_1 = 60^\circ\text{C}, T_2 = 100^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 3.$    | $C_1\downarrow; C_3\uparrow$    |
| 22 | $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{r}) + 3\text{HCl}(\text{p}) = \text{FeCl}_3(\text{p}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{r}); \Delta\text{H} < 0$<br>$2\text{CO}(\text{r}) = \text{CO}_2(\text{r}) + \text{C}(\text{r}), \Delta\text{H} > 0; \text{P}\downarrow 4;$   | $T_1 = 70^\circ\text{C}, T_2 = 140^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 3.$    | $C_1\uparrow; C_3\downarrow$    |
| 23 | $2\text{CO}_2(\text{r}) = 2\text{CO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}); \Delta\text{H} > 0$<br>$\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{r}) + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{p}) = \text{Fe}(\text{HSO}_4)_3(\text{p}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{p}), \Delta\text{H} < 0; \text{P}\uparrow 2;$                                   | $T_1 = 30^\circ\text{C}, T_2 = 70^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 4.$     | $C_1\downarrow; C_3\downarrow.$ |
| 24 | $\text{CaO}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}) = \text{CaCO}_3(\text{r}); \Delta\text{H} > 0$<br>$2\text{NO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2\text{NO}_2(\text{r}), \Delta\text{H} < 0; \text{P}\downarrow 3;$  | $T_1 = 15^\circ\text{C}, T_2 = 55^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 3.$     | $C_1\uparrow; C_3\downarrow$    |

|    |  |   |                                   |
|----|--|---|-----------------------------------|
| 25 | $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{r}) + 6\text{HNO}_3(\text{p}) = 2\text{Fe}(\text{NO}_3)_2(\text{p}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{p}); \Delta\text{H} > 0$<br>$2\text{SO}_3(\text{r}) = 2\text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}), \Delta\text{H} > 0; \text{P} \downarrow 4;$  | $T_1 = 20^\circ\text{C}, T_2 = 90^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 2.$  | $C_1 \downarrow; C_3 \downarrow.$ |
| 26 | $\text{CaO}(\text{r}) + 2\text{HNO}_3(\text{p}) = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{p}) + \text{H}_2\text{O}(\text{p}); \Delta\text{H} < 0$<br>$\text{CH}_4(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{r}) = \text{CO}(\text{r}) + 3\text{H}_2(\text{r}), \Delta\text{H} > 0; \text{P} \downarrow 3;$                         | $T_1 = 35^\circ\text{C}, T_2 = 55^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 2.$  | $C_1 \uparrow; C_3 \uparrow$      |
| 27 | $4\text{HCl}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2\text{Cl}_2(\text{r}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}), \Delta\text{H} > 0$<br>$\text{C}(\text{r}) + 2\text{N}_2\text{O}(\text{r}) = \text{CO}(\text{r}) + 2\text{N}_2(\text{r}); \Delta\text{H} < 0; \text{P} \downarrow 4;$  | $T_1 = 85^\circ\text{C}, T_2 = 55^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 2.$  | $C_1 \uparrow; C_3 \downarrow$    |
| 28 | $\text{Zn}(\text{r}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{p}) = \text{ZnSO}_4(\text{p}) + \text{H}_2(\text{r}), \Delta\text{H} < 0$<br>$2\text{CO} + 2\text{H}_2(\text{r}) = \text{CH}_4(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{r}); \Delta\text{H} < 0; \text{P} \uparrow 3;$   | $T_1 = 70^\circ\text{C}, T_2 = 20^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 2.$  | $C_1 \downarrow; C_3 \downarrow.$ |
| 29 | $\text{Mg}(\text{r}) + 2\text{HCl}(\text{p}) = \text{MgCl}_2(\text{p}) + \text{H}_2(\text{r}); \Delta\text{H} < 0$<br>$2\text{N}_2\text{O}(\text{r}) = 2\text{N}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}), \Delta\text{H} < 0; \text{P} \uparrow 2;$   | $T_1 = 40^\circ\text{C}, T_2 = 80^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 4.$  | $C_1 \uparrow; C_3 \downarrow$    |
| 30 | $2\text{NH}_3(\text{r}) + 3\text{N}_2\text{O}(\text{r}) = 4\text{N}_2(\text{r}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}), \Delta\text{H} > 0$<br>$\text{Cu}(\text{r}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{p}) = \text{CuSO}_4(\text{p}) + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2(\text{r}), \Delta\text{H} < 0; \text{P} \downarrow 2;$ | $T_1 = 60^\circ\text{C}, T_2 = 110^\circ\text{C},$<br>$\gamma = 2.$ | $C_1 \uparrow; C_3 \downarrow$    |

## РОЗДІЛ IV Розчини

### Лабораторна робота №5

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

**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 процес гідролізу.

**Завдання на підготовку** до лабораторної роботи. Чиста вода належить до слабких електролітів, вона погано проводить електричний струм. За температури 25 °С константа дисоціації води дорівнює  $1,8 \cdot 10^{-16}$ , це означає, що дисоціює незначне число молекул води (із 550 млн молекул розпадається на йони тільки одна):



Константа дисоціації води за спрощеним рівнянням 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/дм<sup>3</sup>; її можна включити в константу:

$$\begin{aligned} K_{\text{дис}} [\text{H}_2\text{O}] &= [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55 = 1 \cdot 10^{-14} \\ K_{\text{дис}} [\text{H}_2\text{O}] &= [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль/дм}^3 \\ K_{\text{дис}} [\text{H}_2\text{O}] &= K_{\text{H}_2\text{O}} - \text{йонний добуток води} \end{aligned}$$

$K_{\text{H}_2\text{O}}$  – для води та розведених розчинів при 22 °С є величина стала. Розчини, в яких концентрації гідроген-іонів та гідроксид-іонів рівні – називаються нейтральними:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/дм}^3$$

У кислих розчинах:  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>, тобто  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ .

У лужних розчинах:  $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>, або  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ .

Кислотність (лужність) водних розчинів можна визначити через десятковий логарифм молярної концентрації гідроген-іонів, взятий з від'ємним 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 від’ємним знаком:

$$pOH = - \lg [OH^-].$$

Сума водневого та гідроксильного показників дорівнює 14

$$pH + pOH = 14.$$

Таким чином, значення величини  $pH$  змінюється від 0 до 14.

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

Якщо розчини кислі, то  $pH < 7$ , коли розчини лужні,  $pH > 7$ .

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, рівняння дисоціації для них має вигляд:



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  $Ind^+$ , який обумовлює забарвлення розчину – це метиловий помаранчевий, метиловий червоний.

Індикатори – слабкі органічні кислоти – це лакмус та фенолфталеїн.

Таблиця 5.1 – Кислотно-лужні індикатори

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

## Гідроліз солей.

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

В неорганічній хімії найчастіше мають справу з **гідролізом солей**: *хімічна взаємодія йонів солі з водою призводить до утворення слабого електроліту або слаботорозчинного електроліту та супроводжується зміною рН середовища.*

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

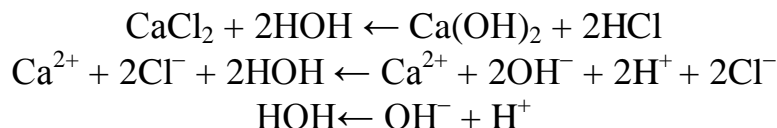
Існує чотири типи солей.

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

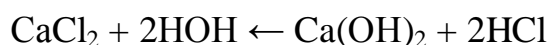
До сильних основ належать луги – *розчинні гідроксиди лужних металів – LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH та гідроксиди лужно-земельних металів Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>.*

*Сильні кислоти – HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>.*

При взаємодії солі **CaCl<sub>2</sub>**, утвореної сильною основою **Ca(OH)<sub>2</sub>** та сильною кислотою **HCl**, з водою не утворюється слабкий електроліт. Рівновага дисоціації води не порушується і концентрація йонів H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> і OH<sup>-</sup> (H<sup>+</sup> і OH<sup>-</sup>) залишається такою самою, як і в чистій воді:



Внаслідок цього рівновага зміщується вліво, в бік малодисоційованої речовини H<sub>2</sub>O:

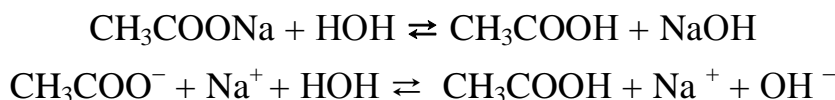


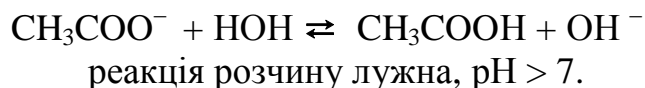
Тобто **солі, утворені лугами та сильними кислотами не гідролізують**. А розчини таких солей нейтральні: **pH = 7**, індикатор не змінює забарвлення.

**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** (йоном слабого електроліту) – *H<sub>2</sub>S, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, CN<sup>-</sup>, CNS<sup>-</sup>, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>* та інш.



Наприклад, **гідроліз солі натрій ацетата CH<sub>3</sub>COONa**:

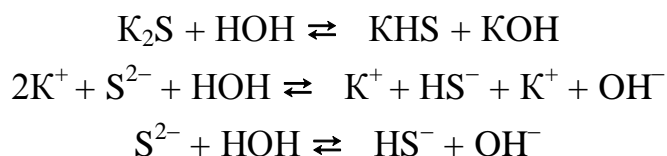




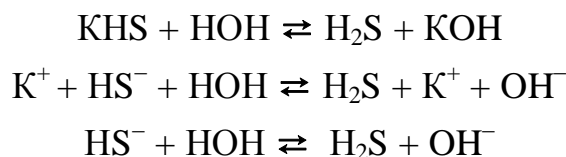
За рахунок взаємодії аніона слабкої кислоти з водою утворюється слабкий електроліт – ацетатна кислота та залишається надлишок  $\text{OH}^-$ -іонів. Тому **розчини солей, що утворені сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію:  $\text{pH} > 7$ .**

Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто.

I. Перша ступінь:



II. Друга ступінь:



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

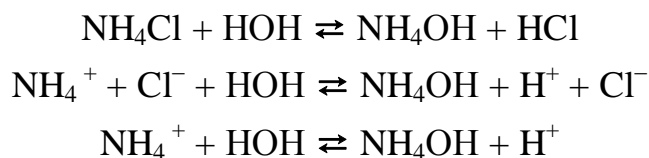
Солі, що утворені з багатоосновних кислот та лугів, гідролізують з утворенням кислих солей (KHS). Розчин таких солей теж має лужну реакцію -  **$\text{pH} > 7$** .

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.).



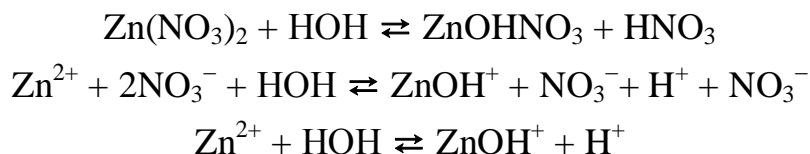
Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи, а в розчині накопичується надлишок гідроген-іонів  $\text{H}^+$ , реакція розчину кисла –  **$\text{pH} < 7$** . Наприклад:



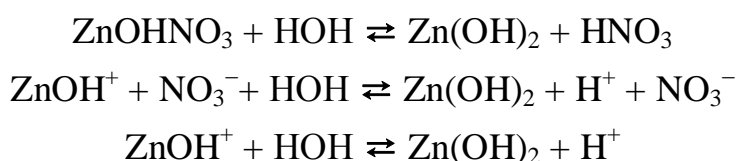
реакція розчину кисла,  **$\text{pH} < 7$** .

Солі багатоосновних основ гідролізують ступінчасто

I. Перша ступінь:



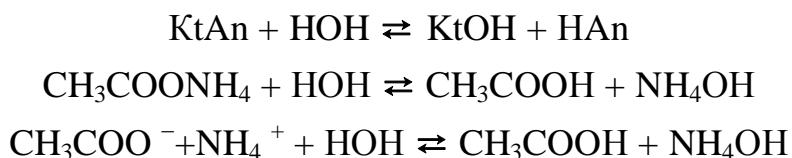
II. Друга ступінь:



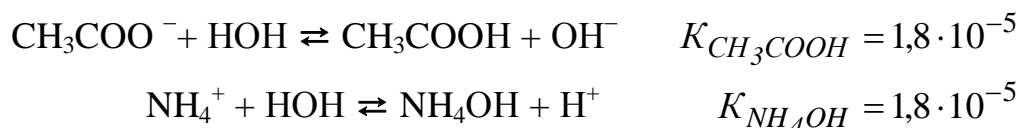
Накопичується надлишок  $\text{H}^+$  – реакція розчину кисла,  $\text{pH} < 7$ .

Чим слабше основа, тим повніше йде гідроліз.

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

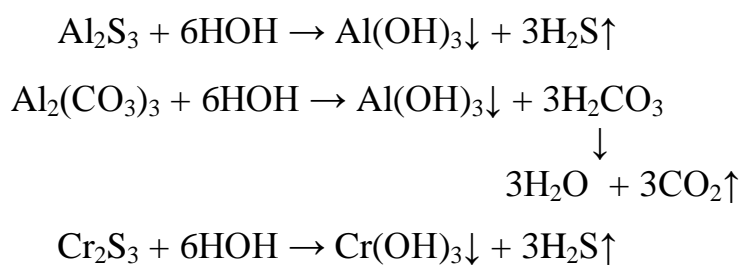


Одночасно йдуть обидва процеси:



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

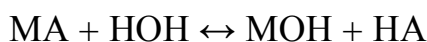
Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія алюміній сульфід, алюміній карбонату, хром сульфід з водою:



Такі солі неможливо добути внаслідок їх гідролізу в водних розчинах.

### Константа гідролізу.

Кількісно гідроліз характеризується константою гідролізу ( $K_p$ ). 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/дм<sup>3</sup>. Тоді:  $K_p \cdot [H_2O] = \text{const}$  та називається константою гідролізу  $K_g$ , яка визначається рівнянням:

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

Для гідролізу по аніону:

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

де  $K_{H_2O}$  йонний добуток води;  $K_{H_2O} = 1 \cdot 10^{-14}$ ,  
 $K_{HA}$  – константа дисоціації кислоти.

Для гідролізу по катіону:

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

$K_{MOH}$  – константа дисоціації основи.

Для гідролізу по катіону та аніону

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

Ці рівняння – кількісні підтвердження зробленого раніше висновку: чим слабкіша кислота або основа, сіль якої підлягає гідролізу, тим повільніше відбувається гідроліз. Тому розчини солей треба зберігати концентрованими та додавати луки (для солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою) або кислоти (для солей, утворених сильною кислотою та слабкою основою).

## Приклади розв'язання завдань

### Приклад 1.

Визначити концентрацію гідроген-іонів ( $\text{H}^+$ ), гідроксид-іонів ( $\text{OH}^-$ ), рОН в розчині, рН якого становить 7,4.

*Розв'язання:* оскільки рН та рОН – негативні логарифми, то треба користуватися таблицею логарифмів

Таблиця 5.2– 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:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ ,

визначимо значення рОН розчину як різницю

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 7,4 = 6,6$$

Розраховуємо концентрацію гідроген-іонів за рівнянням

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg [\text{H}^+] = -7,4 = -8 + 0,6 \\ [\text{H}^+] &= 4 \cdot 10^{-8} \text{ моль/дм}^3.\end{aligned}$$

$\lg x = 0,6 \Rightarrow x = 4$  (див. табл. 5.2)  $\lg$ ; -8 – вказує на ступінь, в яку треба піднести основу десяткового логарифма – 10.

Визначаємо концентрацію  $\text{OH}^-$ -іонів в розчині

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

Відповідно:  $[\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-7} \text{ моль/дм}^3$ .

*Висновок:* якщо розчин має рН = 7,4, то рОН = 6,6;  $[\text{H}^+]$  становить  $4 \cdot 10^{-8} \text{ моль/дм}^3$ , а  $[\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-7} \text{ моль/дм}^3$ .

### Приклад 2.

Концентрація гідроген-іонів в розчині становить  $1,4 \cdot 10^{-3}$  моль/дм<sup>3</sup>.  
Визначити рН, рОН розчину та концентрацію гідроксид-іонів.

*Розв'язання:*  $[H^+] = 1,4 \cdot 10^{-3}$  моль/дм<sup>3</sup>

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

(\* див. табл. 5.2 в прикладі 1).

Розраховуємо рОН:

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

Визначаємо концентрацію гідроксид-іонів в розчині

$$\begin{aligned} \text{рОН} &= -\lg[OH^-] = -11,15 - 11,15 = -22,30 \\ [OH^-] &= 7,1 \cdot 10^{-12} \text{ моль/дм}^3. \end{aligned}$$

Концентрацію  $[OH^-]$  також можна визначити за йонним добутком води:

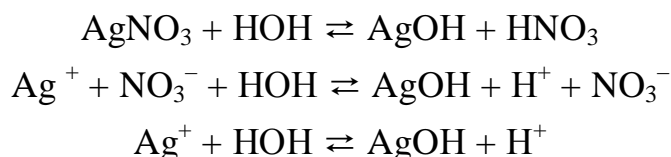
$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-3}} = 0,71 \cdot 10^{-11} = 7,1 \cdot 10^{-12} \text{ моль/дм}^3$$

*Висновок:* при концентрації гідроген-іонів  $1,4 \cdot 10^{-3}$  моль/дм<sup>3</sup>,  
рН = 2,85; рОН = 11,15;  $[OH^-] = 7,1 \cdot 10^{-12}$  моль/дм<sup>3</sup>.

### Приклад 3.

Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солі  $AgNO_3$ , вказати реакцію розчину (рН), як її визначити (індикатор) та записати константу гідролізу.

*Розв'язання:*  $AgNO_3$  – сіль, яка утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз завжди йде з утворенням слабого електроліту, тобто слід очікувати утворення слабкої основи (гідроліз по катіону). Йони Аргентума будуть зв'язуватись водою, а гідроген-іони будуть накопичуватися в розчині. Надлишок гідроген-іонів 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

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{AgOH}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

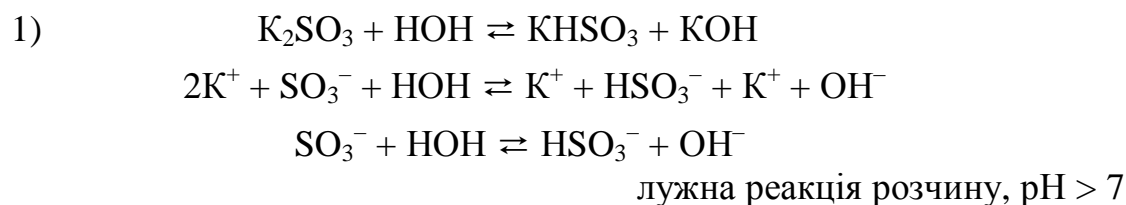
Константа йонізації AgOH становить  $5,0 \cdot 10^{-3}$

*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, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солі  $K_2SO_3$ , вказати реакцію розчину ( $pH$ ), як її визначити та записати константу гідролізу за першим ступенем.

*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 – двоосновна, тобто гідроліз йде за двома ступенями. За першим ступенем буде утворюватися кисла сіль:



Аніони сульфітної кислоти  $SO_3^{2-}$  зв'язуються водою 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 має вигляд:

$$K_{21} = \frac{[HSO_3^-] \cdot [OH^-]}{[SO_3^{2-}]} \quad \text{або} \quad K_{21} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$



## Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Що таке йонний добуток води?
2. Дайте визначення водневого показника (рН). Яке значення рН у різних середовищах розчинів?
3. Які речовини називають кислотно-лужними індикаторами?
4. Яку реакцію називають гідролізом?
5. Які є типи гідролізу солей? Який тип солей не підлягає реакції гідролізу?
6. За яким показником визначають силу та слабкість кислот та основ?
7. Які значення приймає рН у розчинах різних типів солей?
8. В якому разі відбувається ступінчастий гідроліз солей?
9. Охарактеризуйте константу гідролізу, вкажіть, як її розрахувати.
10. Які фактори впливають на швидкість реакції гідролізу?
11. Як уповільнити гідроліз солей?
12. Як посилити гідроліз солей?
13. Чи буде стійким розчин солі алюміній хлориду?
14. Чи буде стійким розчин солі алюміній сульфідіду?
15. Які солі підлягають повному гідролізу?

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прилади та реактиви:** розчини солей: натрій ацетат  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , алюміній сульфат  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , натрій карбонат  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , натрій хлорид  $\text{NaCl}$ , ферум (III) хлорид  $\text{FeCl}_3$ , натрій ортофосфат  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , стибій хлорид  $\text{SbCl}_2$ ; кристалічна сіль станум хлорид (II)  $\text{SnCl}_2$ , концентрований розчин хлоридної кислоти  $\text{HCl}$  (1:1), дистильована вода; індикатори: нейтральний розчин лакмусу, спиртовий розчин фенолфталеїну; штатив з пробірками, мікрошпатель, стакан на  $200 \text{ см}^3$ , електрична плитка.

### Хід визначення

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

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

В 2 пробірки налити по  $2-3 \text{ см}^3$   $0,1 \text{ н}$  розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;

- в першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїну та спостерігати зміну забарвлення розчину;
- у другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмусу та спостерігати зміну забарвлення;
- результати дослідження занести у таблицю 5.3;

- 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 механізм гідролізу – за катіоном чи за аніоном; який проміжний продукт отримали на першій стадії; яке значення рН (< чи >7); який індикатор слід застосовувати для визначення середовища розчину.

### **Б) Гідроліз натрій карбонату $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .**

В 2 пробірки налити по 2-3 см<sup>3</sup> 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 5.3.
- записати молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння гідролізу  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – за ступенями та сумарне;
- написати вираження константи гідролізу;
- визначити реакцію середовища (рН).

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

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

В 2 пробірки налити по 2-3 см<sup>3</sup> 0,5 н розчину  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;

- в першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн
- у другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення у розчинах
- результати дослідження занести у таблицю 5.3.
- записати молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння гідролізу  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  – за ступенями та сумарне
- написати вираження константи гідролізу;
- визначити реакцію середовища (рН).

Зробити **висновок** про механізм гідролізу – 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 натрій хлориду NaCl.

В 2 пробірки налити по 2-3 см<sup>3</sup> 0,5 н розчину NaCl;

- першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн;
- в іншу – декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати, чи відбудеться зміна забарвлення; результати дослідження занести у таблицю 5.3.
- записати молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння;
- визначити реакцію середовища (рН).

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

Таблиця 5.3 – 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 см<sup>3</sup> розчину ферум (III) хлориду FeCl<sub>3</sub> та додати у кожен пробірку 4-5 см<sup>3</sup> дистильованої води;

- потім одну пробірку залишити у штативі, а другу поставити нагрівати у стакан з гарячою водою на електричній плитці;
- через приблизно 5 хвилин спостерігайте, як буде змінюватися колір розчину в цих пробірках;
- поясніть, чому при нагріванні забарвлення розчину стає інтенсивніше;
- запишіть молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння гідролізу FeCl<sub>3</sub> (за ступенями та сумарне);
- напишіть вираження константи гідролізу;
- визначить реакцію середовища (рН < чи >7); який індикатор у цьому разі слід застосовувати.

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

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

Налити у пробірку 2-3 см<sup>3</sup> розчину солі стибій хлориду  $\text{SbCl}_2$  та додати 4-5 см<sup>3</sup> дистильованої води. Спостерігайте, що відбувається з розчином;

- напишіть молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне 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.

Помістити у пробірку 2-3 кристалика солі станум хлориду  $\text{SnCl}_2$  та додати приблизно 2 см<sup>3</sup> дистильованої води. Спостерігайте появлення рясного білого осаду основної солі станум (II) гідроксохлориду;

- напишіть молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння гідролізу  $\text{SnCl}_2$ ;
- напишіть вираження константи гідролізу, визначить реакцію середовища ( $\text{pH}$ ) та який індикатор слід застосовувати;
- потім до отриманого осаду додати 2-3 краплі концентрованого розчину хлоридної кислоти  $\text{HCl}$  (1:1) та спостерігайте розчинення осаду;
- надати пояснення цього явища, написати рівняння реакції.

Зробити **висновок** про те, як впливає додавання сильної кислоти на гідроліз  $\text{SnCl}_2$ .

### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №5

| Варіант № | Завдання 1   | Завдання 2  | Завдання 3   |
|-----------|--|---|--|
|           | Скласти молекулярні, повні та скорочені йонно-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 катіонів Гідрогену, гідроксид-іонів та рОН в розчині, рН якого дорівнює: | Визначити рН, рОН розчину та концентрацію гідроксид-іонів, якщо концентрація катіонів Гідрогену в розчині дорівнює (моль/дм <sup>3</sup> ) |
| 1         | SnCl <sub>2</sub> , Na <sub>2</sub> S, Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>  | 6,8   | 0,01   |
| 2         | AlCl <sub>3</sub> , CH <sub>3</sub> COOK, K <sub>2</sub> S   | 7,2   | 0,2  |
| 3         | Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , MgSO <sub>4</sub> , CaS  | 4,0   | 0,003  |
| 4         | RbCl, CuSO <sub>4</sub> , Na <sub>2</sub> S  | 3,7   | 0,5  |
| 5         | NiSO <sub>4</sub> , K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , BaS   | 3,1   | 0,06   |
| 6         | Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , TiCl <sub>3</sub> , CaS  | 2,4   | 0,007  |
| 7         | K <sub>2</sub> SnO <sub>3</sub> , FeCl <sub>3</sub> , Na <sub>2</sub> S  | 1,2   | 0,04   |
| 8         | Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , NiCl <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> S  | 6,9   | 0,0016   |
| 9         | K <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> , CrCl <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> S  | 11,5  | 0,0007   |
| 10        | CoCl <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> S, Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>  | 7,8   | 1,6  |
| 11        | (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , KCl, NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub>   | 2,2   | 0,08   |
| 12        | FeSO <sub>4</sub> , Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> S   | 8,3   | 0,25   |
| 13        | Hg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> , CaS  | 10,1  | 0,002  |
| 14        | Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , NiCl <sub>3</sub> , CaS   | 6,3   | 0,0016   |
| 15        | ZnCl <sub>2</sub> , CaS, Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>  | 9,4   | 0,004  |
| 16        | NaNO <sub>3</sub> , FeCl <sub>2</sub> , Na <sub>2</sub> S  | 8,7   | 0,0005   |
| 17        | NH <sub>4</sub> Br, CuCl <sub>2</sub> , CaS  | 2,8   | 0,06   |
| 18        | CaCl <sub>2</sub> , NaNO <sub>2</sub> , SrS  | 9,8   | 0,003  |
| 19        | Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , CrCl <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> S   | 10,5  | 0,0007   |
| 20        | MgSO <sub>4</sub> , Na <sub>2</sub> S, NiCl <sub>2</sub>   | 11,7  | 0,0025   |
| 21        | NaNO <sub>3</sub> , KCNS, SrS  | 1,9   | 0,014  |
| 22        | Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , CaCO <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> S   | 12,3  | 0,002  |
| 23        | NaCN, NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> , Na <sub>2</sub> S  | 5,6   | 0,009  |
| 24        | K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , Cr(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , CaS   | 13,1  | 0,08   |
| 25        | NH <sub>4</sub> Cl, NaF, Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>  | 2,9   | 0,006  |
| 26        | Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> , ZnBr <sub>2</sub> , SrS   | 12,7  | 0,0014   |
| 27        | CuCl <sub>2</sub> , CH <sub>3</sub> COOK, Na <sub>2</sub> S  | 6,5   | 0,05   |
| 28        | CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub> , CoCl <sub>2</sub> , CaS   | 7,8   | 0,07   |
| 29        | MnSO <sub>4</sub> , KI, NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub>  | 5,4   | 0,0009   |
| 30        | Sn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , SrS  | 12,3  | 0,1  |

## РОЗДІЛ V Окисно-відновні процеси

### Лабораторна робота № 6

#### Тема : «ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ»

**Мета роботи:** вивчити окисно-відновні процеси, що відбуваються в розчинах, розглянути вплив середовища; оволодіти методом електронно-іонного балансу визначення коефіцієнтів в рівняннях ОВР та розрахунку еквівалентів окисників та відновників.

**Завдання на підготовку** до лабораторної роботи. Усі хімічні реакції можна віднести до 2 груп: реакції, в яких ступінь окиснення елементів не змінюється, та реакції, в яких ступінь окиснення (ст.ок.) елементів змінюється.

**Ступінь окиснення** елемента в сполучі визначається як число електронів, які змістилися від одного атома („+” ст.ок.) до іншого („-” ст.ок.).

При визначенні ступеня окиснення елемента у речовині варто виходити з наступних положень:

- молекула електронейтральна, алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу молекули, дорівнює нулю;
- ступені окиснення елементів у простих речовинах дорівнюють нулю;
- алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в йоні дорівнює заряду йона;
- ступінь окиснення Гідрогену у більшості сполук, крім гідридів лужних та лужноземельних металів (MeH) дорівнює **+1**;
- ступінь окиснення Оксигену у речовинах дорівнює **-2**, виняток – пероксиди ( $H_2O_2$ ,  $Na_2O_2$  тощо), та сполука з Флуором  $OF_2$ ;
- ступінь окиснення металів I групи головної підгрупи (лужні) у речовинах дорівнює **+1**, II групи головної підгрупи (лужноземельні), Цинку і Кадмію у речовинах дорівнює **+2**.
- ступінь окиснення записують над елементом з відповідним знаком «+» або «-»;
- максимальне значення ступеня окиснення елементів в сполуках дорівнює номеру групи періодичної системи елементів.

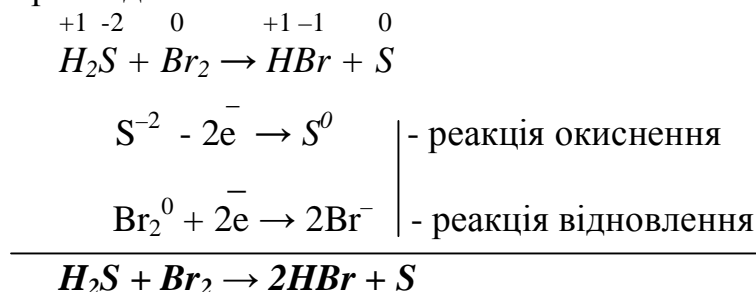
Як приклад розглянемо метод обчислення ступеня окиснення атома Нітрогену в амоній сульфаті  $(NH_4)_2SO_4$  (I) і атома Фосфору в дифосфат-іоні  $P_2O_7^{4-}$  (II). Позначивши ст.ок. цих елементів за x:

$$\begin{array}{l} X + 1 \quad + 6 - 2 \\ (NH_4)_2SO_4 \quad 2x + 8(+1) + 6 + 4(-2) = 0, \quad 2x = -6, \quad x = -3 \quad (I) \end{array}$$

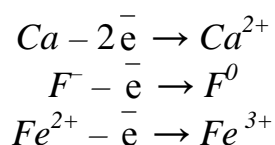
$$\begin{array}{l} \text{X}^{-2} \\ \text{P}_2\text{O}_7^{4-} \end{array} \quad 2x + 7(-2) = -4, \quad 2x = 10 \quad x = +5 \quad (\text{II})$$

Важливо, що в кожній окисно-відновній реакції відбувається одночасно два взаємозв'язаних процеси – окиснення і відновлення.

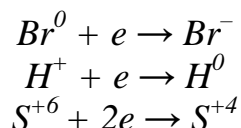
Розглянемо приклад ОВР:



Процес втрати електронів називається **окисненням**. Ступінь окиснення при цьому збільшується. Атом чи йон, який віддає електрони називається **відновником**. При цьому він окиснюється, а ступінь окиснення його підвищується, наприклад:

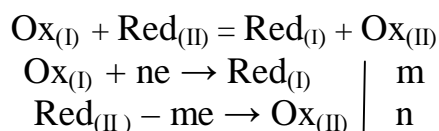


Процес приєднання електронів називається **відновленням**. Ступінь окиснення при цьому зменшується. Атом чи йон, який приєднує електрони, називається **окисником**. При цьому він відновлюється, а ступінь окиснення його зменшується,



Окиснення-відновлення – це єдність двох протилежних процесів.

Без окиснення не може бути відновлення та навпаки. Окисник **Ox<sub>(I)</sub>**, приєднуючи *n* електронів, перетворюється на відновник **Red<sub>(I)</sub>**, а відновник **Red<sub>(II)</sub>**, віддаючи *m* електронів, перетворюється на окисник **Ox<sub>(II)</sub>**



При складанні рівнянь ОВР важливим питанням є встановлення функції речовин, що беруть участь у процесі. Для цього необхідно скористатись наступними правилами:

а) відновником є частинка (атом, молекула або йон), в якій елемент зі змінною величиною ступеня окиснення має найменше значення цієї величини (вільні метали, йон  $H^-$ , молекули  $H_2S$ ,  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $KI$ ,  $HCl$  та інші);

б) окисником є атом, молекула або йон, в яких елемент має найвище значення ступеня окиснення ( $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $HClO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $PbO_2$  тощо);

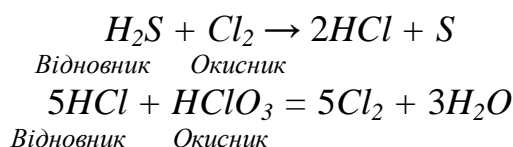
в) сполука, в якій елемент виявляє проміжне значення ступеня окиснення, може бути як окисником, так і відновником ( $HNO_2$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2O_2$ ,  $HClO$ ,  $MnO_2$  та інші);

г) окисники характеризуються високою спорідненістю до електрона і додатними значеннями стандартних окисно-відновних потенціалів (ОВП), де чим більше значення ОВП напівреакції, тим сильнішим окисником є ця система (таблиця 6.1);

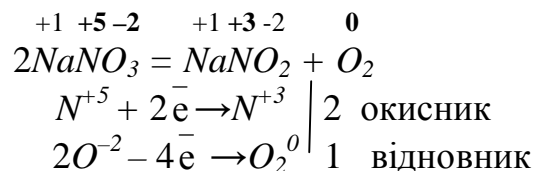
д) відновники мають менші додатні або від'ємні значення ОВП і чим менше значення ОВП напівреакції, тим сильнішим відновником є система.

Усі відомі окисно-відновні реакції поділяють на такі групи:

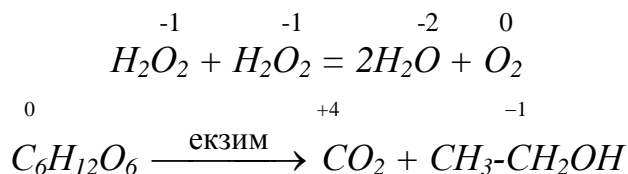
а) міжмолекулярні, в яких окисник і відновник входять до складу різних речовин, що є учасниками окисно-відновного процесу. Наприклад:



б) внутрішньомолекулярні, в яких окисник і відновник входять до складу однієї сполуки, наприклад:



г) диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення), в яких атоми того самого елемента у складі однієї молекули виступають як в ролі окисника, так і в ролі відновника:





## Методи розрахунку коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій

Щоб записати рівняння ОВР треба знати:

- функцію реагуючих речовин в ОВ процесі;
- встановити продукти реакції.

Продукти визначають експериментально або передбачають на основі хімічних властивостей вихідних речовин.

Другим етапом є зрівнювання стехіометричних коефіцієнтів.

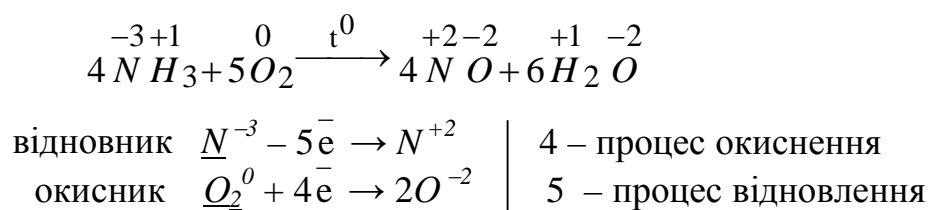
Для розрахунку коефіцієнтів в ОВР існує два методи:

- 1) метод електронного балансу;
- 2) метод електронно-іонного балансу.

Обидва ґрунтуються на такому положенні: загальне число електронів, які віддає відновник, повинно дорівнювати числу електронів, які приєднує окисник.

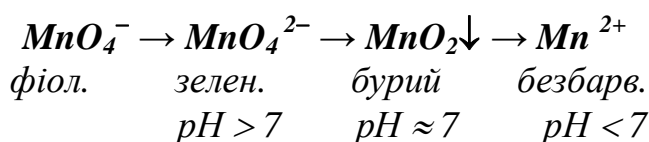
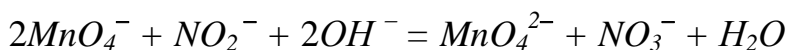
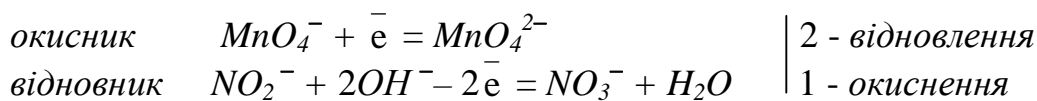
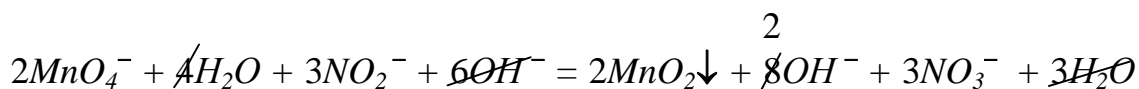
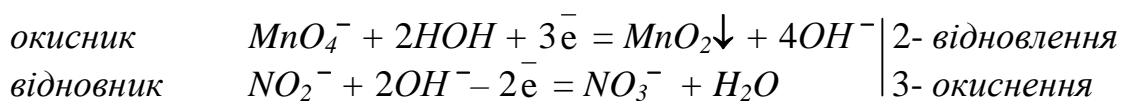
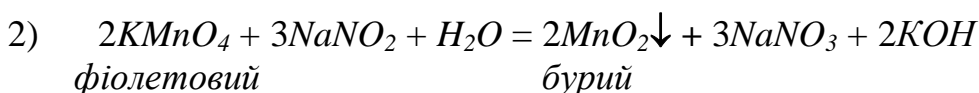
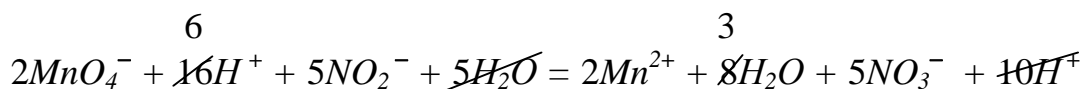
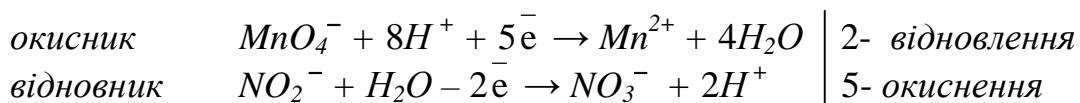
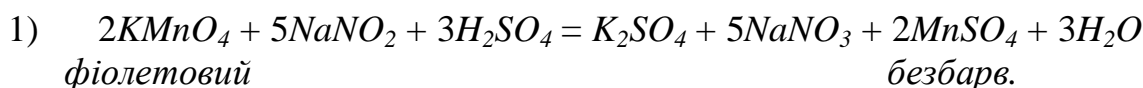
Метод електронного балансу засновано на визначенні ступеня окиснення реагуючих речовин. Його застосовано для процесів в твердій та газоподібній фазах при високих температурах. Це процеси згорання, плавлення.

Наприклад, каталітичне окиснення  $NH_3$ :



Метод електронно-іонного балансу засновано на зміні стану йонів в розчині та застосовано для процесів, які відбуваються в розчинах чи розплавах. Користуючись цим методом не потрібно знаходити ступені окиснення усіх атомів у сполуках, визначати всі продукти реакції, оскільки вони входять у напівреакції, які можна складати самостійно або брати з таблиць. Крім того, стає зрозумілою роль середовища в процесах окиснення-відновлення, що полегшує його вибір. Слід пам'ятати, що малодисоційовані, малорозчинні речовини та сполуки у газоподібному стані слід записувати в молекулярній формі. Цей метод зрівнювання ОВР має перевагу порівняно з методом електронного балансу, особливо при складанні рівнянь реакцій, що відбуваються у розчинах.

### Приклади:

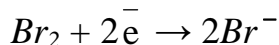


Глибина відновлення зростає зі зменшенням **pH**.

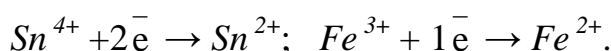
Ці рівняння реакцій відображають електронні переходи, за допомогою яких відбувається зміна хімічного зв'язку.

### Найважливіші окисники:

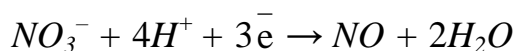
1. Прості речовини – неметали VI та VII груп ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{O}_2$ ):



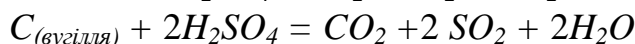
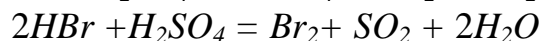
2. Катіони металів в вищій ступені окиснення:



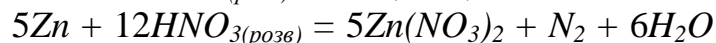
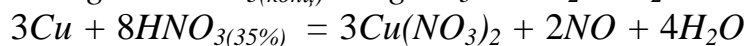
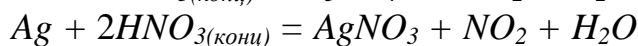
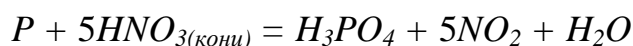
3. Аніони, в яких центральний атом має вищий ступень окиснення –  
 $Cr_2 O_7^{2-}$ ,  $Mn O_4^-$ ,  $N O_3^-$ ,  $S O_4^{2-}$



4. Пероксиди металів –  $Na_2O_2$ ,  $BaO_2$ .  
 5. Сульфатна кислота концентрована:

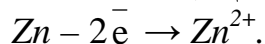


6. Нітратна кислота в залежності від концентрації та активності відновника:



### Найважливіші відновники:

1. Метали ( лужні, лужноземельні, Цинк, Алюміній, Ферум та інші)

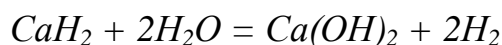


2. Катіони, у яких ступень окиснення може зростати :



3. Аніони прості та складні, в яких центральний атом має нижчий або проміжний ступень окиснення –  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $S O_3^{2-}$ ,  $N O_2^-$  тощо.

4. Гідриди –  $CaH_2$ ,  $NaH$ ,  $SiH_4$ ,  $CH_4$ :

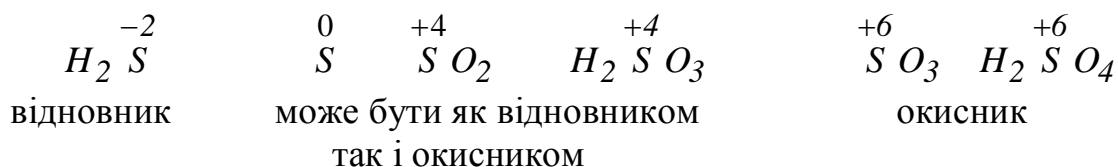


5. Водень, Карбон (вуглець), оксид карбону (II), Сульфур (сірка) –  $H_2$ ,  $C$ ,  $CO$ ,  $S$  – при високих температурах.

*Окисно-відновна двоїстість* характерна для сполук, йонів, в яких елемент знаходиться в проміжній ступені окиснення, та в залежності від умов може виявляти як окисні, так і відновні властивості.

Сполуки елемента з вищим ступенем окиснення завжди окисники, а з нижчим ступенем окиснення – відновники.

Здатність сполуки вступати в реакції з окисниками та відновниками називається *окисно-відновною двоїстістю*.



Чинники, що впливають на характер перебігу окисно-відновних реакцій:

- а) природа реагуючих речовин; б) концентрація окисника;  
в) температура; г) водневий показник (**pH**) середовища

На прикладі відновлення окисника  $KMnO_4$  в кислому, нейтральному та лужному середовищі було з'ясовано, що найповніше відновлення окисника відбувається в кислому середовищі.

### Спрямованість ОВР

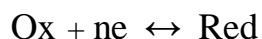
Реакційну здатність окисників та відновників у водних розчинах за стандартних умов характеризують стандартні окисно-відновні потенціали напівреакцій ОВП (табл. 6.1)

Оскільки будь-який окисно-відновний процес відбувається з перенесенням електронів від відновника до окисника, то *критерієм самочинного перебігу ОВР є додатне значення електрорушійної сили, яке одержують шляхом віднімання стандартних ОВ потенціалів напівреакцій окиснення та відновлення*. Цю величину за стандартних умов (298 К і 101,325 кПа) позначають  $E^o$  і визначають за формулою:

$$E^o = \varphi^o_{(ок)} - \varphi^o_{(відн)}$$

де  $\varphi^o_{(ок)}$  і  $\varphi^o_{(відн)}$  – стандартні ОВП окисника і відновника (табл.6.1).

У хімії прийнято всі напівреакції процесів окиснення і відновлення записувати як відновні. Це означає, що окиснена форма речовини (Ox), приєднуючи електрони, перетворюється на відновлену форму (Red) за схемою:



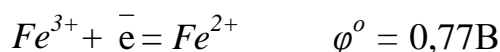
Кожна напівреакція, що характеризується більшим значенням ОВП, відбувається легше, ніж реакція, в якій значення цього потенціалу менше.

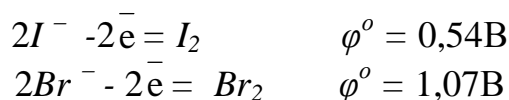
Приклад 4. Пояснити, чому за стандартних умов йони Феруму Fe(III) можуть окиснити йони Йоду  $I^-$ , проте не окиснюють йнів Броду  $Br^-$ .

1. Записуємо схему теоретично можливих реакцій між цими йонами:



2. Знаходимо значення ОВП напівреакцій окиснення і відновлення (табл.)





3. Обчислюємо значення  $E^o$  першої і другої реакцій за рівнянням:

$$E^o = \varphi^o_{(ок)} - \varphi^o_{(відн)}$$

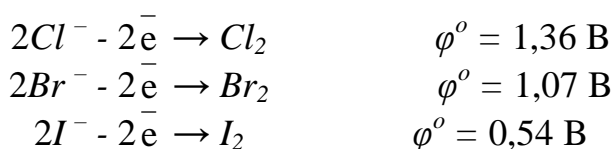
$$E^o_{(I)} = 0,77 - 0,54 = 0,23 \text{ В}$$

$$E^o_{(II)} = 0,77 - 1,07 = - 0,30 \text{ В}$$

На основі одержаних даних робимо висновок, У першій реакції значення  $E^o > 0$ , отже вона буде відбуватися. У другій реакції це значення від'ємне  $E^o_{(II)} = -0,30 \text{ В}$ , тобто йони  $Fe^{3+}$  у складі будь-якої солі не здатні окиснити бромід-іони до вільного брому.

Приклад 5. Встановити, який з сильних окисників –  $PbO_2$ ,  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$  може окиснити за стандартних умов галогенід-іони ( $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ) до галогенів.

1. Записуємо схеми напівреакцій окиснення і значення ОВП з таблиці.



2. Знаходимо значення ОВП окисників, записуючи їх для спрощення в скороченому вигляді:

$$\varphi^o (PbO_2/Pb^{2+}) = 1,46 \text{ В}$$

$$\varphi^o (MnO_4^-/Mn^{2+}) = 1,52 \text{ В}$$

$$\varphi^o (Cr_2O_7^{2-}/2Cr^{3+}) = 1,35 \text{ В}$$

3. Порівнявши між собою ці значення, робимо висновок, що всі галоген-іони можна перетворити на галогени при використанні плюмбум діоксиду або калій перманганату, оскільки

$$\varphi^o (PbO_2/Pb^{2+}) > \varphi^o (2Hal^- / Hal_2) \text{ і } \varphi^o (MnO_4^- / Mn^{2+}) > \varphi^o (2Hal^- / Hal_2)$$

В обох випадках електрорушійна сила реакцій буде більшою від нуля. При використанні калій дихромату можливі тільки реакції з йонами  $Br^-$  та  $I^-$ , оскільки для них значення ЕРС додатні.

### **Моль-еквіваленти та молярна маса еквівалента окисників та відновників**

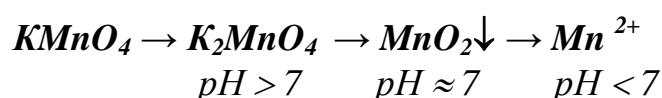
*Моль-еквівалент відновника (окисника) – це така його маса, яка віддає (або приєднує) один моль електронів, тобто  $6,02 \cdot 10^{23}$  електронів.*

*Молярна маса еквівалента окисника (відновника) дорівнює його масі одного моль-еквівалента речовини, вираженій у грамах.*

Для обчислення цих величин необхідно мати електронні рівняння реакції або схеми напівреакцій, щоб знати число електронів, які в цій реакції віддає одна молекула відновника або приєднує молекула окисника:

$$M_{екв} = \frac{M_{ОКИСН.}}{n} = \frac{M_{ВІДН.}}{n} \quad \text{або} \quad M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

Фактор еквівалентності окисника (відновника) дорівнює одиниці поділений на кількість електронів, які приєднує (віддає) 1 моль окисника (відновника).



$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O, \quad pH < 7$$

$$f_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{5}; \quad M_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{5} \cdot 158 = 31,6 \text{ (г/моль)}$$

$$M(KMnO_4) = 158 \text{ г/моль.}$$

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- = MnO_2 \downarrow + 4OH^-, \quad pH \approx 7$$

$$f_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{3}; \quad M_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{3} \cdot 158 = 52,7 \text{ (г/моль).}$$

$$MnO_4^- + e^- = MnO_4^{2-}, \quad pH > 7$$

$$f_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{1} = 1; \quad M_{екв}(KMnO_4) = 1 \cdot 158 = 158 \text{ (г/моль).}$$

$$NO_2^- + H_2O + 2e^- = NO_3^- + 2H^+$$

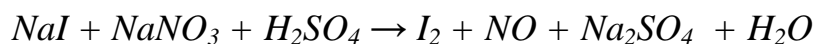
$$f_{екв}(NaNO_2) = \frac{1}{2}; \quad M_{екв}(NaNO_2) = \frac{1}{2} \cdot 69 = 34,5 \text{ (г/моль).}$$

$$M(NaNO_2) = 69 \text{ г/моль.}$$

### Приклади розв'язання завдань

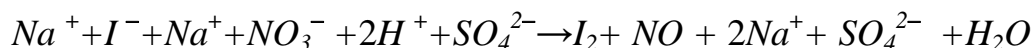
**Завдання 1.** Методом електронно-іонного балансу визначити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, вказати процеси окиснення, відновлення та вказати окисник, відновник.

Приклад 1. **Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в кислому середовищі та молярні маси еквівалентів окисника та відновника.**



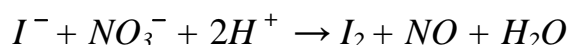
Розв'язання.

1) Записуємо рівняння в йонно-молекулярному вигляді:



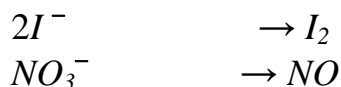
$I_2$  – проста речовина,  $NO$  – оксид, вони в розчині не дисоціюють,  $H_2O$  – дуже слабкий електроліт. Тому ці сполуки записуємо у вигляді молекул.

2) Записуємо спрощене рівняння: однакові йони незалежно від кількості не записуємо ні в лівій частині рівняння, ні в правій.

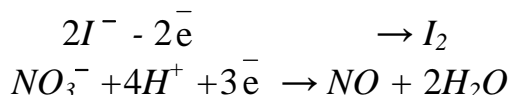


3) Визначаємо середовище. В лівій частині рівняння присутні йони водню  $H^+$  – середовище кисле. В правій частині рівняння присутні молекули води – нейтральне середовище. Тобто реакція перебігає в кислому середовищі з утворенням нейтрального середовища. Допоміжні йони – Гідроген-іони  $H^+$ .

4) Записуємо схеми напівреакцій процесів зрівнявши число атомів:



5) Зрівняти заряди в лівій та правій частинах напівреакцій за допомогою електронів та йонів (молекул) середовища



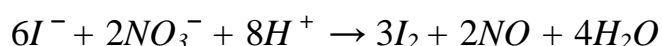
Йони Йоду утворюють молекулу  $I_2$ , яка складається з двох атомів, тому потрібно взяти  $2I^-$ , які втратять 2 електрони, а йон  $I^-$  – відновник.

Йон  $NO_3^-$  за допомогою двох йонів Гідрогену  $H^+$  перетвориться в молекули  $NO$  та  $H_2O$ , прийнявши один електрон, тобто  $NO_3^-$  – окисник.

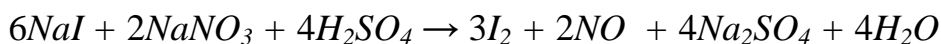
6) Знаходимо для напівреакцій найменше спільне кратне – 6 ( $2e^-$  та  $3e^-$ ), яке поділимо на кількість електронів в напівреакціях, та визначимо коефіцієнти:



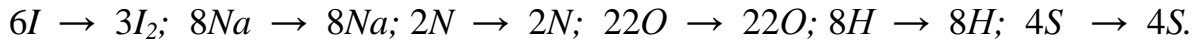
7) Підсумовуємо напівреакції з урахуванням коефіцієнтів



8) Записуємо молекулярне рівняння зі знайденими коефіцієнтами



За законом збереження матерії перевіряємо кількість атомів кожного елемента в лівій та правій частині рівняння



9) Визначаємо молярні маси еквівалентів окисника та відновника за формулою:

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

де  $f_{екв}$  – фактор еквівалентності,  $f_{екв} = \frac{1}{n}$ ;

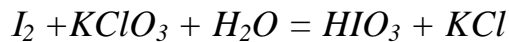
$n$  – кількість електронів, що приймає участь в реакціях окиснення та відновлення.

$$M_{екв}(NaI) = 1/2 \cdot 150 = 75 \text{ г/моль}$$

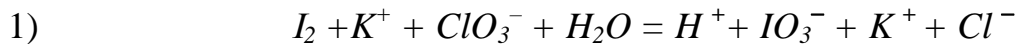
$$M_{екв}(NaNO_3) = 1/3 \cdot 85 = 28,33 \text{ г/моль}$$

*Відповідь:* визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процес втрати йонами  $I^-$  електронів – процес окиснення; процес приєднання електрону до йону  $NO_3^-$  – процес відновлення; йон  $I^-$  – відновник; йон  $NO_3^-$  – окисник.  $M_{екв}(NaI) = 75 \text{ г/моль}$ ,  $M_{екв}(NaNO_3) = 28,33 \text{ г/моль}$ .

**Приклад 2. Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в нейтральному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника.**

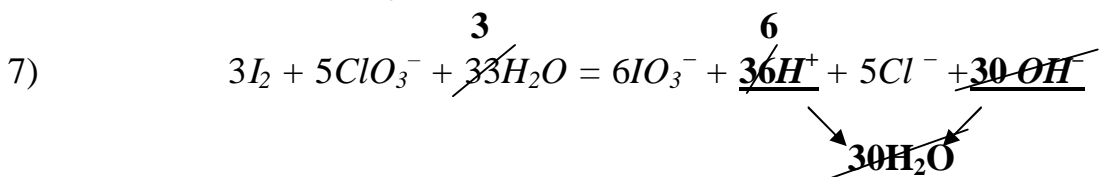
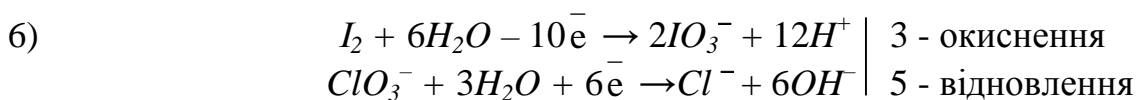
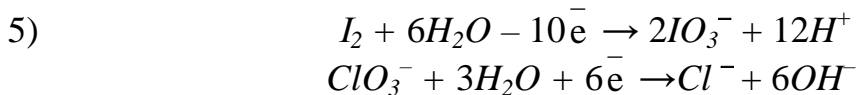
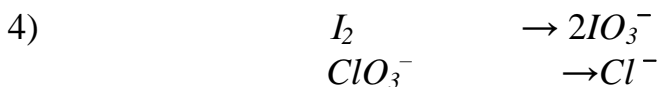


*Розв'язання:*

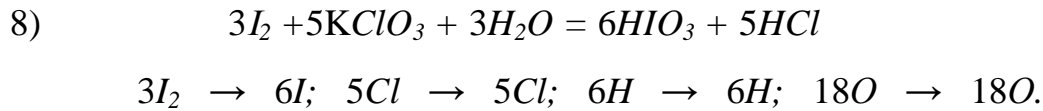


2) рівняння спрощувати не треба

3) нейтральне середовище перейде в кисле



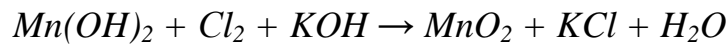




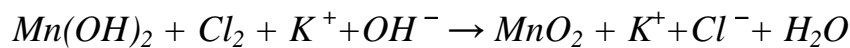
9)  $M_{екв}(I_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{10} \cdot 254 = 25,4 \text{ г/моль}$   
 $M_{екв}(ClO_3^-) = f_{екв} \cdot M = 1/6 \cdot 83,5 = 13,9 \text{ г/моль}$

*Відповідь:* Визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процеси окиснення, відновлення; окисник –  $ClO_3^-$ , відновник –  $I_2^0$ .  
 $M_{екв}(I_2) = 25,4 \text{ г/моль}$ ,  $M_{екв}(ClO_3^-) = 13,9 \text{ г/моль}$ .

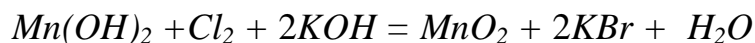
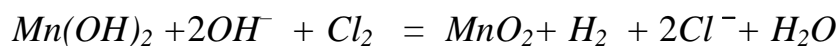
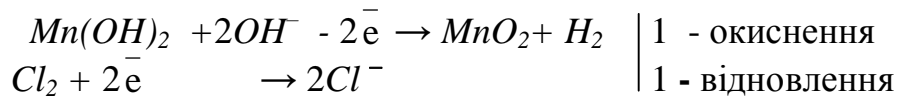
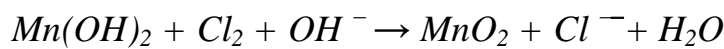
**Приклад 3. Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в лужному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника**



*Розв'язання:*



$Mn(OH)_2, MnO_2, Cl_2$  – молекули



$$M_{екв}(Mn(OH)_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 89 = 44,5 \text{ г/моль}$$

$$M_{екв}(Cl_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 71 = 35,5 \text{ г/моль}$$

*Відповідь:* визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР; процеси окиснення, відновлення; окисник –  $Cl_2$ , відновник –  $Mn(OH)_2$ .  
 $M_{екв}(Mn(OH)_2) = 44,5 \text{ г/моль}$ ,  $M_{екв}(Cl_2) = 35,5 \text{ г/моль}$ .

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій в йонному вигляді потрібно керуватися загальними правилами складання йонних реакцій. В йонну схему включають частинки, які характеризують середовище.

Якщо в напівреакції є незбалансований Оксиген, недостача його в кислому середовищі компенсується додаванням молекули  $H_2O$  (діє схема  $H_2O \rightarrow 2H^+$ ), в лужному – додаванням подвійної кількості гідроксогруп  $OH^-$  (за схемою  $2OH^- \rightarrow H_2O$ ). У нейтральних розчинах у ліву частину напівреакції додають тільки молекули води. Якщо в лівій частині напівреакції недостача атомів Оксигену, його компенсують атомами Оксигену, які входять до складу води, а в правій частині напівреакції з'являється йон Гідрогену (за схемою  $H_2O \rightarrow 2H^+$ ). Надлишок атомів Оксигену в лівій частині напівреакції зв'язуються молекулами води (діє схема  $O + H_2O \rightarrow 2OH^-$ ).

Таблиця 6.1 Значення стандартних окисно-відновних потенціалів напівреакцій (ОВП)

| Напівреакція           |             |                        | $\phi^0, \text{В}$ |
|------------------------|-------------|------------------------|--------------------|
| Окислена форма (Ox)    | + n         | Відновлена форма (Red) |                    |
| $F_2$                  | $2\bar{e}$  | $2F^-$                 | 2,87               |
| $O_3 + 2H^+$           | $2\bar{e}$  | $O_2 + H_2O$           | 2,07               |
| $S_2O_8^{2-}$          | $2\bar{e}$  | $2SO_4^{2-}$           | 2,01               |
| $H_2O_2 + 2H^+$        | $2\bar{e}$  | $2H_2O$                | 1,78               |
| $PbO_2 + 4H^+$         | $2\bar{e}$  | $Pb^{2+} + H_2O$       | 1,69               |
| $MnO_4^- + 8H^+$       | $5\bar{e}$  | $Mn^{2+} + 4H_2O$      | 1,51               |
| $ClO^- + 2H^+$         | $2\bar{e}$  | $Cl^- + H_2O$          | 1,49               |
| $2ClO_3^- + 12H^+$     | $10\bar{e}$ | $Cl_2 + 6H_2O$         | 1,47               |
| $ClO_3 + 6H^+$         | $6\bar{e}$  | $Cl^- + 3H_2O$         | 1,45               |
| $2HOI + 2H^+$          | $2\bar{e}$  | $I_2 + 2H_2O$          | 1,45               |
| $ClO_4^- + 8H^+$       | $8\bar{e}$  | $Cl^- + 4H_2O$         | 1,39               |
| $Cl_2$                 | $2\bar{e}$  | $2Cl^-$                | 1,36               |
| $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+$ | $6\bar{e}$  | $2Cr^{3+} + 7H_2O$     | 1,35               |
| $2NO_3^- + 12H^+$      | $10\bar{e}$ | $N_2 + 6H_2O$          | 1,24               |
| $O_2 + 4H^+$           | $4\bar{e}$  | $2H_2O$                | 1,23               |
| $2IO_3^- + 12H^+$      | $10\bar{e}$ | $I_2 + 6H_2O$          | 1,19               |
| $Br_2$                 | $2\bar{e}$  | $2Br^-$                | 1,07               |
| $NO_2^- + 2H^+$        | $\bar{e}$   | $NO + H_2O$            | 1,00               |
| $NO_3^- + 2H^+$        | $2\bar{e}$  | $NO_2 + H_2O$          | 0,84               |
| $Fe^{3+}$              | $\bar{e}$   | $Fe^{2+}$              | 0,77               |
| $O_2 + 2H^+$           | $2\bar{e}$  | $H_2O_2$               | 0,68               |
| $MnO_4^- + 2H_2O$      | $3\bar{e}$  | $MnO_2 + 4OH^-$        | 0,57               |
| $MnO_4^-$              | $\bar{e}$   | $MnO_4^{2-}$           | 0,54               |

|                      |        |                     |       |
|----------------------|--------|---------------------|-------|
| $I_2$                | $2e^-$ | $2I^-$              | 0,54  |
| $O_2 + 2H^+$         | $4e^-$ | $4OH^-$             | 0,40  |
| $SO_4^{2-} + 2H^+$   | $2e^-$ | $SO_3^{2-} + H_2O$  | 0,20  |
| $Sn^{4+}$            | $2e^-$ | $Sn^{2+}$           | 0,15  |
| $SO_4^{2-} + 8H^+$   | $8e^-$ | $S^{2-} + 4H_2O$    | 0,15  |
| $S + 2H^+$           | $2e^-$ | $H_2S$              | 0,14  |
| $CrO_4^{2-} + 4H_2O$ | $3e^-$ | $Cr(OH)_3 + 5OH^-$  | -0,13 |
| $H_3PO_4 + 2H^+$     | $2e^-$ | $H_3PO_3 + H_2O$    | -0,28 |
| $H_2O_2$             | $2e^-$ | $2OH^-$             | -0,28 |
| $Cr^{3+}$            | $e^-$  | $Cr^{2+}$           | -0,41 |
| $S$                  | $2e^-$ | $S^{2-}$            | -0,45 |
| $2CO_2 + 2H^+$       | $2e^-$ | $H_2C_2O_4$         | -0,49 |
| $SO_4^{2-} + 2H_2O$  | $2e^-$ | $SO_3^{2-} + 2OH^-$ | -0,93 |
| $ZnO_2^{2-} + 2H_2O$ | $2e^-$ | $Zn + 4OH^-$        | -1,22 |
| $O_2 + 2H_2O$        | $2e^-$ | $H_2O_2 + 2OH^-$    | -1,37 |
| $AlO_2^- + 2H_2O$    | $3e^-$ | $Al + 4OH^-$        | -2,35 |
| $H_2$                | $2e^-$ | $2H^-$              | -2,25 |

### Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

1. Чим відрізняються реакції окиснення-відновлення від інших хімічних реакцій?
2. Що таке ступінь окиснення?
3. Які є правила визначення ступені окиснення?
4. Чому дорівнює ступінь окиснення елементів в простих речовинах?
5. Які процеси називаються окисненням та відновленням?
6. Що відбувається з окисником та відновником під час окисно-відновних реакцій? Як змінюється їх ступінь окиснення?
7. Яку роль відіграє середовище при окисно-відновних процесах?
8. Що зветься окисно-відновним процесом?
9. Назвіть окисники, що мають найбільше значення в техніці і лабораторній практиці.
10. Вкажіть найважливіші відновники.
11. Які речовини можуть бути тільки окисниками, а які тільки відновниками?
12. Коли можна очікувати від сполуки окисно-відновну двоїстість?
13. За яких умов для визначення коефіцієнтів в ОВР використовують метод електронного балансу, а коли метод електронно-іонного балансу?
14. Як визначаються молярні маси еквівалентів окисника та відновника?
15. Які чинники впливають на характер перебігу ОВР?

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

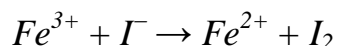
**Розчини:** 0,5 н розчин ферум (III) хлориду  $FeCl_3$ ; 0,05 н розчин натрій йодида  $NaI$  або калій йодида  $KI$ ; розчин крохмалю свіжовиготовлений; 0,5 н розчин калій перманганат  $KMnO_4$ ; 2 н розчин сульфатної кислоти  $H_2SO_4$ ; 0,5 н розчин ферум (II) хлориду  $FeCl_2$ ; 0,1 н розчин калій роданіду  $KSCN$  або амоній роданіду  $NH_4SCN$ ; 0,5 розчин натрій сульфіту  $Na_2SO_3$  або сіль  $Na_2S_2O_3$ ; концентрований розчин лугу ( $NaOH$  або  $KOH$ ); 0,5 н розчин калій дихромату  $K_2Cr_2O_7$ ; сіль ферум (II) або кристалогідрат  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ .

**Устаткування:** штатив з набором пробірок, скляні палички, мікрошпатель.

### Дослід 1. Окиснення йодид-іонів йонами ферум(III).

В пробірку налити 5–6 крапель розчину солі ферум (III) і 1 краплю розчину калій або натрій йодида. Вміст пробірки розбавити дистильованою водою до слабо-жовтого кольору та ввести 1–2 краплі розчину крохмалю. Поява синього кольору свідчить про наявність в розчині вільного йоду.

Реакція визначається схемою:

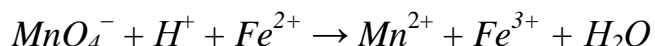


Складіть електронно-іонні рівняння процесів окиснення та відновлення і рівняння реакції.

### Дослід 2. Окиснення йонів ферум (II) перманганат-іонами.

В пробірку налити 5–6 крапель розчину калій перманганату і стільки ж 2 н розчину сульфатної кислоти. Потім піпеткою прилити по краплям свіжовиготовлений розчин солі ферум(II) до повного знебарвлення розчину. Знебарвлення розчину свідчить про відновлення йонів  $MnO_4^-$  в йони  $Mn^{2+}$ . В знебарвленій розчин додати декілька крапель розчину  $KSCN$  або  $NH_4SCN$  та переконатися, що йони  $Fe^{2+}$  окиснилися в йони  $Fe^{3+}$ .

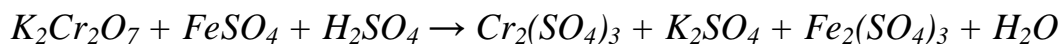
Реакція визначається схемою:



Складіть електронно-іонні рівняння процесів окиснення та відновлення, рівняння реакції виявлення йонів ферум (III).

### Дослід 3. Окисні властивості калій дихромату.

Налити в пробірку 1–2 см<sup>3</sup> калій дихромату  $K_2Cr_2O_7$ , прилити декілька крапель сульфатної кислоти і кинути туди ж кристалик  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ . Спостерігайте зміну кольору. Схема реакції, що відбувається:



Розставте коефіцієнти, використовуючи метод електронно-іонного балансу. Визначте еквівалент окисника та відновника.

### Дослід 4. Окисні властивості перманганату калію в кислому середовищі.

В пробірку налити 1–2 краплі калій перманганату та додати декілька крапель сульфатної кислоти, а потім підливати по краплям розчин натрій сульфїту до зникнення фіолетового кольору.

Схема реакції, що відбувається:

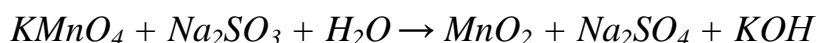


Складіть електронно-іонні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквіваленти окисника та відновника.

### Дослід 5. Окисні властивості калій перманганат в нейтральному середовищі.

Налити в пробірку 1–2 см<sup>3</sup> розчину калій перманганату та додати 1-2 см<sup>3</sup> розчину натрій сульфїту. Спостерігати за зовнішніми змінами при перебігу реакції.

Схема реакції, що відбувається:

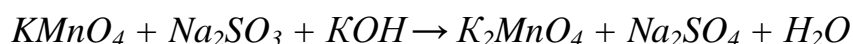


Складіть електронно-іонні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквіваленти окисника та відновника.

### Дослід 6. Окисні властивості калій перманганату в лужному середовищі.

Налити в пробірку 1–2 см<sup>3</sup> калій перманганату і додати 1 см<sup>3</sup> концентрованого розчину лугу та 1–2 см<sup>3</sup> розчину натрій сульфїту. Як змінюється колір? Чим це пояснюється?

Схема реакції, що відбувається:



Складіть електронно-іонні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквівалент перманганату калію.

Через деякий час зелений колір зникає, з'являється бурий осад. Це відбувається за рахунок реакції диспропорціонування, яка відбувається за наступною схемою:



Складіть електронно-іонні рівняння і розставте коефіцієнти. Визначте еквіваленти окисника та відновника.

За проведеними дослідями зробити висновок як змінюються властивості окисників в залежності від  $pH$  середовища. Заповніть таблицю спостережень за виконаними дослідями.

Таблиця 6.2 - Експериментальні дані та спостереження

| $pH$<br>середовища | Окисник  | Окиснена<br>форма<br>окисника | Колір<br>окисненої<br>форми<br>окисника | Відновна<br>форма<br>окисника | Колір<br>відновної<br>форми<br>окисника | $f_{екв}$ та<br>$M_{екв}$<br>окисника,<br>г/моль |
|--------------------|----------|-------------------------------|---|-------------------------------|---|--|
| <b>1</b>           | <b>2</b> | <b>3</b>                      | <b>4</b>                                | <b>5</b>                      | <b>6</b>                                | <b>7</b>   |
|                    |          |                               |   |                               |   |  |

| $pH$<br>середовища | Відновник | Відновна<br>форма<br>відновника | Колір<br>відновної<br>форми<br>відновника | Окисна<br>форма<br>відновника | Колір<br>окисної<br>форми<br>відновника | $f_{екв}$ та<br>$M_{екв}$<br>відновника,<br>г/моль |
|--------------------|-----------|---------------------------------|---|-------------------------------|---|--|
| <b>8</b>           | <b>9</b>  | <b>10</b>                       | <b>11</b>                                 | <b>12</b>                     | <b>13</b>                               | <b>14</b>  |
|                    |           |                                 |   |                               |   |  |

## Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №6

**Варіант:** Методом електронно-іонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник. Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника

- $MnO_2 + KCl + H_2O \rightarrow MnSO_4 + Cl_2 \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$   
 $I_2 + KNO_2 + H_2O \rightarrow KNO_3 + HI$   
 $Al + HNO_3 \rightarrow NO_2 + Al_2O_3 + H_2O$
- $KMnO_4 + Cu_2O + H_2O \rightarrow MnO_2 + Cu(OH)_2 + KOH$   
 $HgS + HNO_3 + HCl \rightarrow HgCl_2 + S + NO + H_2O$   
 $ClO_2 + S + NaOH \rightarrow NaClO_2 + Na_2SO_4 + H_2O$
- $W + HF + HNO_3 \rightarrow NO_2 + H_2[WF_8] + H_2O$   
 $Al + KNO_3 + H_2O \rightarrow NO + K[Al(OH)_4]$   
 $Sb_2O_3 + Br_2 + KOH \rightarrow KBr + KSbO_3 + H_2O$
- $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO + H_2O$   
 $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$   
 $Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
- $Au + NaCN + O_2 + H_2O \rightarrow NaOH + Na[Au(CN)_2]$   
 $Pb + KNO_3 \rightarrow KNO_2 + PbO$   
 $Al + NaOH \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] + H_2$
- $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow HBr + H_2SO_4$   
 $S + NaOH \rightarrow Na_2S + Na_2SO_3 + H_2O$   
 $H_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2$
- $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$   
 $As + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + NO$   
 $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
- $PbS + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + NO + S + H_2O$   
 $Cs + H_2O \rightarrow CsOH + H_2$   
 $I_2 + NaOH \rightarrow NaI + NaIO + H_2O$
- $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$   
 $Fe + H_2SO_4 \text{ (розб)} \rightarrow FeSO_4 + H_2$   
 $Na_2SO_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + Na_2SO_4 + H_2O$
- $PbO_2 + NaCrO_2 + NaOH \rightarrow Na_2PbO_2 + Na_2CrO_4 + H_2O$   
 $Fe(OH)_2 + KBrO + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + KBr$   
 $H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4 + S + H_2O$

11.  $Ln + NaAsO_2 + HCl \rightarrow LnCl_2 + AsH_3 + H_2O + NaCl$   
 $NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$   
 $HClO_3 + S + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
12.  $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$   
 $C + Na_2CrO_4 + NaOH \rightarrow CO + Na_3CrO_3 + H_2O$   
 $ClO_2 + KOH + S \rightarrow KClO_2 + K_2SO_4 + H_2O$
13.  $HI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$   
 $Zn + KNO_2 + KOH \rightarrow K_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$   
 $ClO_2 + H_2O \rightarrow KClO_3 + HCl$
14.  $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$   
 $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$   
 $P + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + PH_3$
15.  $Fe + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow Fe_2O_3 + NO_2 + H_2O$   
 $MnO_2 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KBr + H_2O$   
 $K_2FeO_4 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + O_2 + KOH$
16.  $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$   
 $Ba + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2$   
 $As_2S_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$
17.  $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$   
 $Al + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow Al_2O_3 + NO_2 + H_2O$   
 $Fe(OH)_2 + CrO_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + Cr(OH)_3$
18.  $FeSO_4 + Br_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + HBr$   
 $KOH + Cl_2 \rightarrow KClO_3 + KCl + H_2O$   
 $Fe(OH)_2 + KBrO + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + KBr$
19.  $Fe(OH)_2 + Br_2 + KOH \rightarrow Fe(OH)_3 + KBr$   
 $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$   
 $K_2FeO_4 + NH_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + KOH + N_2$
20.  $Zn + KIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$   
 $Br_2 + NaNO_2 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaBr + H_2O$   
 $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + Na_2SO_4 + KOH$
21.  $KBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + K_2SO_4 + H_2O$   
 $Ag + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$   
 $KMnO_4 + Na_2SO_3 + NaOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
22.  $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$   
 $HBr + KClO_3 \rightarrow KCl + Br_2 + H_2O$   
 $KMnO_4 + MnSO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + H_2SO_4 + K_2SO_4$



23.  $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow NaNO_3 + MnO_2 + KOH$   
 $Al + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow Al_2O_3 + NO_2 + H_2O$   
 $Fe(OH)_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow K_2FeO_4 + KCl + H_2O$
24.  $CrSO_4 + Br_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + HBr$   
 $Bi_2S_3 + KOH + Cl_2 \rightarrow KBiO_3 + KCl + H_2O$   
 $Fe(OH)_2 + NaBrO + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + NaBr$
25.  $S + KOH \rightarrow K_2S + K_2SO_3 + H_2O$   
 $H_2SO_4 + Bi \rightarrow Bi_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$   
 $AsH_3 + AgNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + Ag + HNO_3$
26.  $CaH_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$   
 $Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow NaI + Na_2S_4O_6$   
 $Cu + HNO_3 \text{ ( )} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
27.  $MnS + HNO_3 \rightarrow Mn(NO_3)_2 + NO + S + H_2O$   
 $Rb + H_2O \rightarrow RbOH + H_2$   
 $I_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaI_2 + Ba(IO_3)_2 + H_2O$
28.  $P + NaOH + H_2O \rightarrow PH_3 + NaH_2PO_2$   
 $Mo + H_2SO_4 \text{ (к)} \rightarrow H_2[MoO_2(SO_4)_2] + SO_2 + H_2O$   
 $Na_2SeO_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + Na_2SeO_4 + H_2O$
29.  $PbO_2 + MnO_2 + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + HMnO_4 + H_2O$   
 $Mn(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Mn(OH)_4$   
 $H_2SO_3 + H_2S \rightarrow S + H_2O$
30.  $Ce + NaAsO_2 + HCl \rightarrow CeCl_2 + AsH_3 + H_2O + NaCl$   
 $K_2Cr_2O_7 + (NH_4)_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2O_3 + N_2 + H_2O$   
 $NaOCl + NH_3 \rightarrow H_2O + NaCl + N_2H_4$

## РОЗДІЛ VI Колоїдно-дисперсні системи

### Лабораторна робота № 7

#### Тема: «ВИГОТОВЛЕННЯ ЗОЛЕЙ ТА ЇХ КОАГУЛЯЦІЯ»

**Мета роботи:** засвоїти методи отримання золей шляхом конденсації та диспергування; визначити знак заряду колоїдних частинок методом капілярного та крапельного аналізу; вивчити вплив різних чинників на коагуляцію золей.

**Завдання на підготовку** до лабораторної роботи.

**Дисперсною** (від лат. – *disperses*) називають систему, у якій дрібні частинки однієї або кількох речовин (дисперсної фази) рівномірно розподілені між частинками іншої (дисперсійного середовища). Подрібнення речовини називають **диспергуванням**.

Залежно від розмірів частинок дисперсної фази системи поділяють на гомогенні та гетерогенні. Розміри молекул, йонів менші за  $1 \cdot 10^{-9}$  м, співрозмірні з молекулами розчинника, тому такі системи є гомогенними, термодинамічно стійкими, поняття дисперсності на них не поширюється.

Систему, в якій частинки диспергованої речовини мають розмір більший за  $1 \cdot 10^{-9}$  м і складають окрему фазу щодо дисперсійного середовища, називають **гетерогенною**. Саме *гетерогенність* (багатофазовість) є однією із характерних ознак дисперсних систем.

Загальною ознакою будь-якої дисперсної системи є ступінь подрібнення частинок дисперсної фази або *ступінь дисперсності*.

**Дисперсність** ( $D$ ) – це величина, обернена розміру частинки диспергованої речовини ( $d$  або  $l$ ):

$$D = \frac{1}{d}, \quad D = \frac{1}{l} \quad (1)$$

де  $d$  – діаметр частинки сферичної форми,

$l$  – довжина ребра частинки кубічної форми.

Отже, чим менший розмір частинок, тим більша дисперсність системи.

У дисперсних системах на межі поділу фаз діють сили взаємодії між частинками дисперсної фази і дисперсійного середовища. Залежно від їх інтенсивності системи поділяють на ліофобні та ліофільні.

*Ліофобними* (від грец. *ліо...* і *фобос* – страх, жах) є системи, у яких спорідненість дисперсної фази і середовища дуже незначна, а тому слабкі сили міжмолекулярної взаємодії на межі поділу фаз. Таки системи є термодинамічно нестійкими і вимагають спеціальних методів стабілізації. До них належить більшість дисперсних систем – ліозолі, аерозолі, емульсії,

піни. Ліофобні золі (у випадку води – гідрофобні) називають колоїдними розчинами. Ще такі системи називають міцелярними або суспензоїдами.

*Ліофільними* (від грец. *ліо...* і *філео* – люблю) є системи, які характеризуються інтенсивною взаємодією речовин фази і середовища з утворенням сольватних (гідратних, у випадку води) оболонок з молекул дисперсійного середовища навколо частинок дисперсної фази. Такі системи утворюються самочинно і є термодинамічно стійкими, гомогенними. До них належать розчини високомолекулярних сполук, основними структурними одиницями яких є сильно гідратовані макромолекули ВМС. Це розчини білків, нуклеїнових кислот, мил, деяких глин, танінів, алкалоїдів у воді, каучуку в бензені, поліамідів у спирті тощо.

Золі з газоподібним дисперсійним середовищем називають аерозолями (від грец. *аер* – повітря), з твердим – солідозолями (від лат. *Solidus* – твердий).

Дисперсні системи з рідким або газоподібним дисперсійним середовищем, у якому частинки дисперсної фази можуть вільно переміщуватись, називають вільнодисперсними (емульсії, суспензії, ліозолі, аерозолі).

Системи з твердим дисперсійним середовищем, у якому частинки дисперсної фази не можуть вільно переміщуватись, називають зв'язано-дисперсними (капілярно-поруваті тіла, полімерні плівки, гелі і драглі, тверді розчини).

**Колоїдний розчин (золь)** – це ультрамікрогетерогенна система, у якій дисперсійним середовищем є рідина, а дисперсною фазою – тверді частинки розміром  $10^{-7}$  -  $10^{-9}$  м.

Умовами утворення колоїдних розчинів є:

- а) мала розчинність речовини дисперсної фази у дисперсійному середовищі;
- б) відповідний ступінь дисперсності речовини ( $d = 10^{-7}$  -  $10^{-9}$  м);
- в) наявність стабілізатора, який надає частинкам дисперсної фази однойменного заряду, що перешкоджає їх об'єднанню (агрегації).

Колоїдні розчини за ступенем дисперсності займають проміжне місце між грубодисперсними системами та молекулярно-іонними системами (істинними розчинами). Тому золі можна одержати або шляхом подрібнення відносно великих частинок до колоїдних розмірів, або внаслідок об'єднання окремих молекул чи атомів розчиненої речовини істинних розчинів. Відповідно до цього методи одержання колоїдно-дисперсних систем поділяють на диспергаційні та конденсаційні:

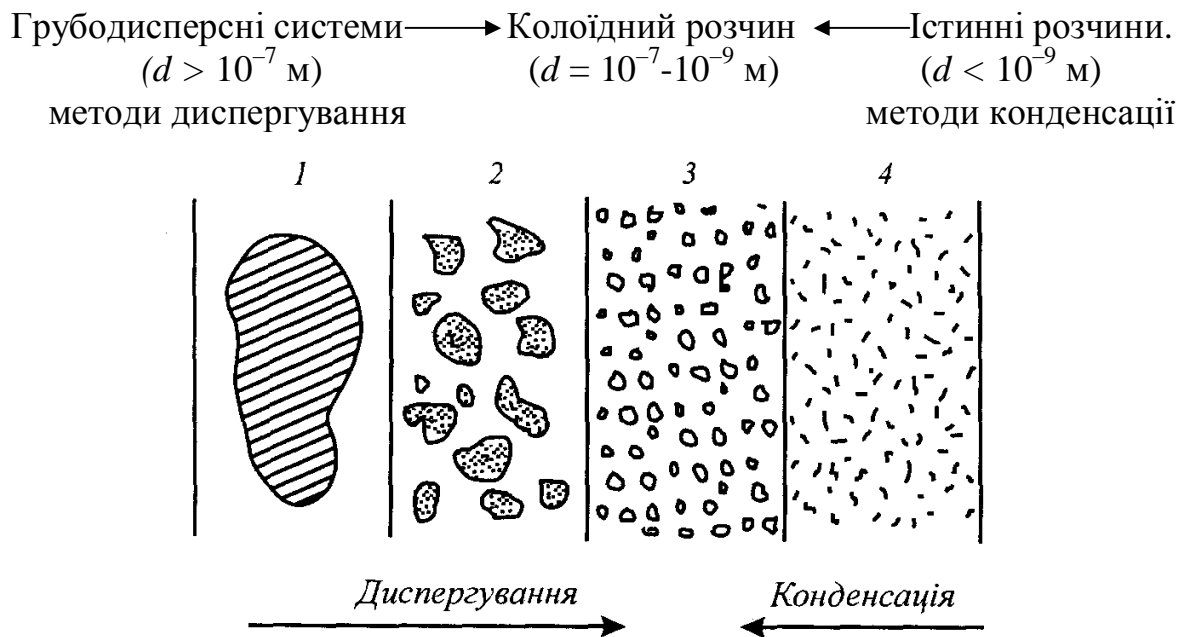


Рис. 7.1 – Диспергаційні та конденсаційні методи одержання колоїдних розчинів:

1- речовина; 2 - частинки грубої суспензії; 3 - міцели (колоїдний розчин);  
4 - мікрочастинки молекули та йони (істинний розчин)

В окрему групу виділено метод одержання колоїдних розчинів за допомогою пептизації.

**Конденсаційні методи.** Ця група методів вигідна з енергетичної точки зору, адже укрупнення мікрочастинок шляхом об'єднання атомів або молекул під дією ван-дер-ваальсових сил відбувається без витрати енергії ззовні.

Конденсаційні методи одержання колоїдних систем поділяють на фізичні та хімічні.

**Методи фізичної конденсації** ґрунтуються тільки на фізичних явищах, без перебігу хімічних реакцій (конденсація пари, заміна розчинника тощо).

**Конденсація пари.** Наочним прикладом одержання золів шляхом конденсації пари є утворення аерозолів – туману, диму. Із зниженням температури тиск пари стає дещо більшим за рівноважний тиск над рідиною (або твердим тілом), в результаті чого у газовій фазі утворюються краплинки рідини (туман) або тверді частинки (дим).

*Ліозолі* одержують під час одночасної конденсації пари речовин, що утворюють дисперсну фазу і дисперсійне середовище.

**Метод заміни розчинника** ґрунтується на заміні середовища, що відбувається при додаванні невеликої кількості істинного розчину речовини до розчинника, в якому ця речовина нерозчинна або малорозчинна, але обидва розчинника необмежено змішуються. Якщо

невеликий об'єм розчину сірки в етанолі (істинний розчин) влити у воду, то одержаний водно-спиртовий розчин стане пересиченим, що призведе до агрегації молекул сірки з утворенням злегка каламутного золю.

**Методи хімічної конденсації.** В основі цих методів лежать хімічні реакції, що супроводжуються утворенням малорозчинних речовин. З цією метою використовують різні типи реакцій: подвійного обміну, відновлення, окиснення, гідролізу тощо. Високодисперсні системи одержують при додаванні до розведеного розчину одного реактиву невеликої кількості концентрованого розчину іншого реактиву. Останній відіграє роль стабілізатора колоїдної системи.

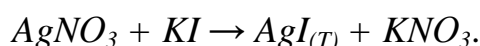
Щоб одержати золь, необхідно виконати три умови:

- а) дисперсна фаза має бути нерозчинною у дисперсійному середовищі;
- б) у системі має бути стабілізатор, який надає їй стійкості;
- в) частинки дисперсної фази мають колоїдний ступінь дисперсності ( $d = 10^{-7} - 10^{-9}$  м).

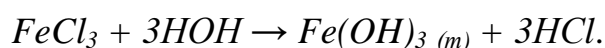
При одержанні золів методом хімічної конденсації *стабілізатором* є одна з *реагуючих речовин*, що взята в надлишку, або ним може бути електроліт, що утворюється внаслідок перебігу паралельної реакції.

**Реакції подвійного обміну** дають змогу одержати золі малорозчинних сполук: сульфатів, карбонатів, сульфідів, фосфатів багатьох металів, галогенідів аргентуму, силікатної кислоти тощо.

*Одержання золю аргентум йодиду.* При змішуванні розведених розчинів аргентум нітрату та калій йодиду за умови, що один із реактивів є у надлишку, аргентум йодид не випаде в осад, а утворюється злегка каламутний колоїдний розчин.



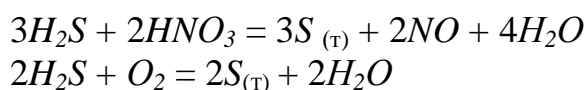
**Реакцією гідролізу** одержують золі гідроксидів феруму (III), алюмінію, хрому (III), купрум, цинку тощо. З цією метою розчин солі відповідного металу доливають до киплячої води. Наприклад, у гарячій воді гідроліз  $FeCl_3$  відбувається до кінця:

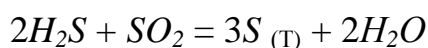


Проте утворення осаду не спостерігається.

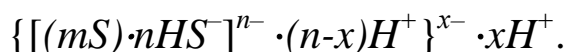
**Окисно-відновні реакції** лежать в основі одержання золів сірки, благородних металів, манган діоксиду тощо.

*Золь сірки* можна одержати за реакцією окиснення гідроген сульфід (сірководню) (взятим у надлишку) одним з окисників (нітратна кислота, кисень, сульфур діоксид та ін.):





Будова міцели золю сірки:



**Диспергаційні методи.** Крім конденсаційних, існують також диспергаційні методи одержання золів.

Суть методів зводиться до подрібнення крупніших частинок до колоїдного ступеня дисперсності. При диспергуванні речовини витрачається робота на створення нової поверхні, що супроводжується збільшенням вільної поверхневої енергії. Залежно від виду витраченої енергії, ці методи поділяють на механічні, електричні та акустичні.

**Механічне диспергування** полягає у подрібненні, розтиранні речовини у спеціальних промислових і лабораторних пристроях – *млинах*.

**Електричні методи диспергування** ґрунтуються на тому, що крізь рідке дисперсійне середовище, наприклад, воду, пропускають електричний струм між електродами, які виготовлені з металу, колоїдний розчин якого хочуть одержати.

**Акустичні методи диспергування** ґрунтуються на використанні спрямованого ультразвукового поля, тобто коливань великої частоти ( $10^5$ - $10^6$  Гц), які утворюються в п'єзоелектричних пристроях.

**Фізико-хімічне диспергування (пептизація).** Пептизацію тільки умовно можна віднести до диспергаційних методів одержання колоїдних розчинів, оскільки в цьому методі відсутній процес подрібнення більших частинок до колоїдного ступеня дисперсності. *Пептизація* полягає в дезагрегації частинок свіжодобутого осаду під дією стабілізатора – *пептизатора*, яким є електроліт, що надає системі агрегативної стійкості. Так одержують золі з осадів гідроксидів цинку, феруму, алюмінію.

Розрізняють **три способи пептизації**: адсорбційну (безпосередню), дисольційну (хімічну, посередню), а також промивання осаду розчинником (дисперсійним середовищем).

*Адсорбційна пептизація* відбувається тоді, коли до промитого осаду додають електроліт, який містить йон, що може вибірково (за правилом Панета-Фаянса) адсорбуватись на агрегаті (частинках осаду), добудовуючи міцелу.

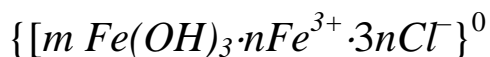
При *дисольційній пептизації* на частинках осаду адсорбуються не йони доданого електроліту, а продукти його взаємодії з поверхневими молекулами осаду. При такій пептизації дуже важливо, щоб кількість реактанту, який розчиняє осад, була малою, інакше може розчинитись весь осад.

Пептизація може спостерігатись при додаванні до осаду неелектролітів (наприклад, багатоатомних спиртів) карбонових кислот.

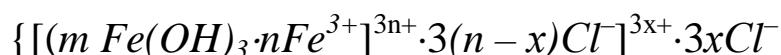
Молекули неелектролітів адсорбуються на частинках осаду і захищають їх від злипання.

*Пептизації промиванням розчинником* (дисперсійним середовищем) піддають осади, які були одержані за умови значного надлишку одного з реактантів.

Наприклад, будова міцели золю  $Fe(OH)_3$ , одержаного при значному надлишку  $FeCl_3$ , буде виражатись такою формулою:



Після промивання осаду водою міцела матиме вигляд:

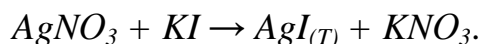


Заряди  $3x^+$  колоїдних частинок створюють сили відштовхування між ними і сприяють переходу осаду в колоїдний стан.

### Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. **Записати схему будови колоїдних частинок  $AgI$  зі стабілізатором  $AgNO_3$ .**

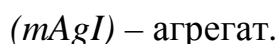
а) Нехай до розчину  $AgNO_3$  краплями додають розчин  $KI$ . Отже,  $AgNO_3$ , взятий у надлишку, є стабілізатором. При цьому відбувається така хімічна реакція:



**Будова колоїдних частинок.** Згідно з міцелярною теорією будови колоїдних розчинів, золь складається із структурних частинок дисперсної фази – *міцел* і *міжміцелярної рідини*. У міжміцелярній рідині (дисперсійному середовищі) розчинені електроліти, неелектроліти, ПАВ, які стабілізують колоїдну систему.

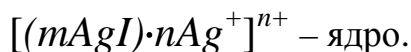
В структурі міцели можна виділити три основні частини: *ядро*, *адсорбційний* і *дифузний шари йонів*.

Основу колоїдних частинок золю аргентум йодиду складають молекули (мікрокристали) малорозчинного  $AgI$ , сукупність яких ( $m$  молекул) утворює **агрегат**:

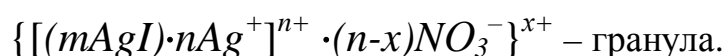


На поверхні агрегату, за *правилом Панета-Фаянса*, вибірково адсорбуються ті йони стабілізатора, які можуть добудовувати кристалічну ґратку твердої фази. Ці йони визначають знак і величину потенціалу поверхні і тому їх називають *потенціалвизначальними йонами* (ПВЙ). Якщо реакція відбувається за надлишку  $AgNO_3$ , то на поверхні агрегату ( $mAgI$ ) виникає позитивно заряджений шар з  $n$  йонів  $Ag^+$

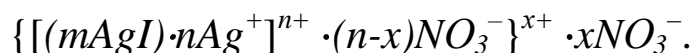
(потенціалвизначальні йони). Агрегат з ПВЙ, які увійшли до його складу, називають **ядром**:



Під дією електростатичних сил до поверхні ядра притягуються йони стабілізатора протилежного знаку (у даному випадку,  $NO_3^-$ ), які називають *протийонами*. Частина протийонів  $(n-x)NO_3^-$ , яка зазнає дії як електростатичних, так і ван-дер-ваальсових сил ядра, утримується на досить близькій відстані від нього і утворює **адсорбційний шар** протийонів. Ядро разом з адсорбційним шаром протийонів утворює колоїдну частинку – *гранулу*, знак заряду якої визначається знаком заряду потенціалвизначальних йонів:

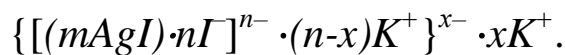


Решта  $x$  протийонів  $NO_3^-$ , яка необхідна для повної компенсації заряду поверхні, слабше зв'язана з ядром (діють тільки сили електростатичного притягання), поступово дифундує у напрямку розчину і утворює **дифузний шар**. Сумарний заряд усіх протийонів дорівнює за величиною заряду поверхні ядра, тобто сумарному заряду потенціалвизначальних йонів. Гранула разом з дифузним шаром утворює електронейтральну *міцелу*, будову якої в цілому зручно представляти у вигляді формули. У наведеному прикладі, коли стабілізатором є  $AgNO_3$ , гранула має позитивний заряд і будова міцели має такий вигляд:



#### Приклад 2. Схема будови колоїдних частинок $AgI$ зі стабілізатором $KI$ .

Якщо стабілізатором цього золю є  $KI$ , то одержимо золь  $AgI$  з негативним зарядом гранули:



Отже, змінюючи співвідношення між кількостями реагуючих речовин, можна одержати золь з позитивним або негативним зарядом гранул. Будова міцели золю аргентум йодиду з позитивним і негативним зарядом гранул зображена на рис. 7.2.



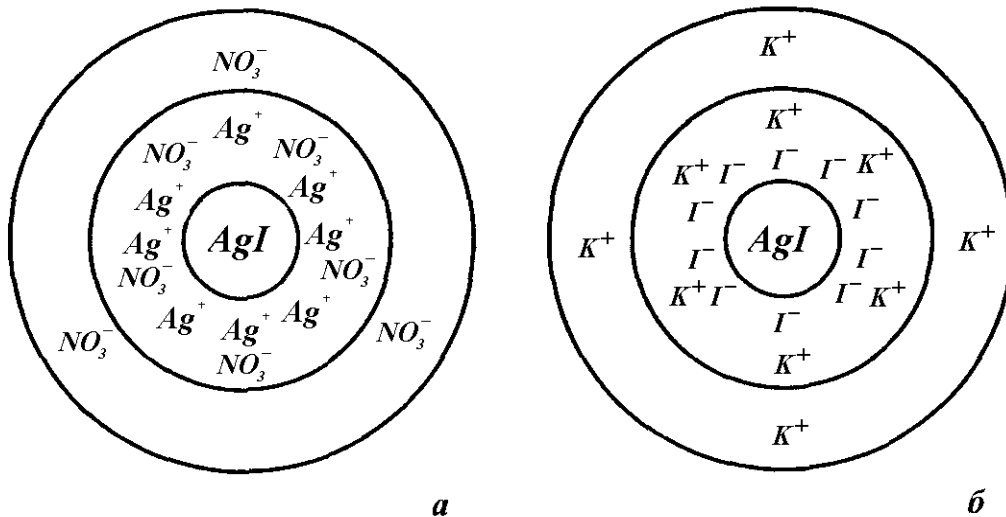
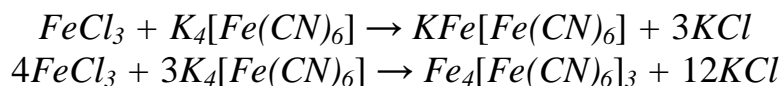


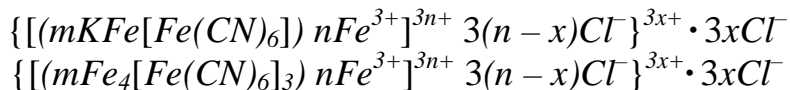
Рис. 7.2 – Будова міцели золю аргентум йодиду з позитивним (а) і негативним (б) зарядом гранул

**Приклад 3. Золь берлінської блакиті, стабілізатор – сіль феруму.**

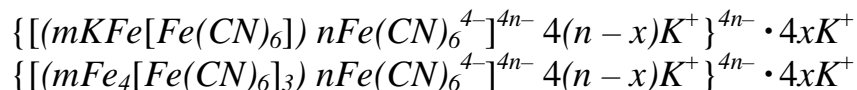
Золь одержують в результаті реакції між розчинами солі ферум(III) і калій гексаціаноферату(II) (жовтої кров'яної солі).



стабілізатор -  $FeCl_3$ , будова міцели має вигляд:

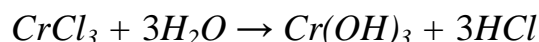


**Приклад 4. Золь берлінської блакиті, стабілізатор – жовта кров'яна сіль.**

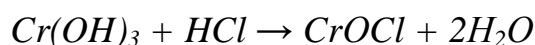


**Приклад 5. Золі гідроксидів металів реакцією гідролізу.**

Одержують золі гідроксидів феруму(III), алюмінію, хрому(III), купрум, цинку тощо. Солі відповідного металу доливають до киплячої води. Гідроліз відбувається до кінця:



Проте утворення осаду не спостерігається. Під час перебігу допоміжної реакції утворюється електроліт  $CrOCl$ :



який виконує функцію стабілізатора. Будова міцели:



### Коагуляція гідрофобних золів

**Коагуляція** – це процес зменшення дисперсності системи за рахунок укрупнення частинок дисперсної фази. Спричинити коагуляцію гідрофобних золів може будь-який чинник, що порушує агрегативну стійкість системи. Усі ці чинники або зменшують сили відштовхування, або збільшують сили притягання між колоїдними частинками. Найважливішим чинником коагуляції золів є дія електролітів.

*Правила коагуляції електролітами:*

1. З помітною швидкістю коагуляція відбувається лише за певної кількості введеного електроліту. *Мінімальну концентрацію електроліту в ммоль, яка здатна спричинити коагуляцію 1 дм<sup>3</sup> золю, називають **порогом коагуляції** ( $C_{пор}$ ) або **критичною концентрацією** ( $C_k$ ).*

Початок *явної* коагуляції визначають за такими ознаками: зміною забарвлення системи, виникненням каламуті. Поріг коагуляції обчислюють за формулою:

$$C_{пор} = \frac{V_{ел} \cdot C_{ел}}{V_{золю} + V_{ел}} \quad (2)$$

де  $V$  – об'єм електроліту (см<sup>3</sup>), що спричинив коагуляцію;

$C$  – концентрація електроліту, ммоль/см<sup>3</sup>;

$V_{золю}$  – об'єм золю, см<sup>3</sup>.

*Величину, обернену до порогу коагуляції, називають **коагулюючою здатністю** ( $V_k$ ):*

$$V_k = \frac{1}{C_{пор}}, \quad (3)$$

*Коагулююча здатність* – це об'єм золю, для коагуляції якого потрібно 1 ммоль електроліту.

2. Коагулюючу дію виявляє не вся молекула електроліту, а лише той його йон, знак якого протилежний до заряду гранули. Ці йони електроліту називають *коагулюючими* або *йонами-коагуляторами*. Така закономірність була встановлена М. Гарді 1900 року.

3. За **правилом Шульце**, коагулююча здатність йона тим більша, чим більший його заряд. Тому найменший поріг коагуляції будуть мати електроліти, що містять багатозарядний йон-коагулятор.



Поріг коагуляції є оберненим до заряду йона ( $z$ ) в шостому ступені:

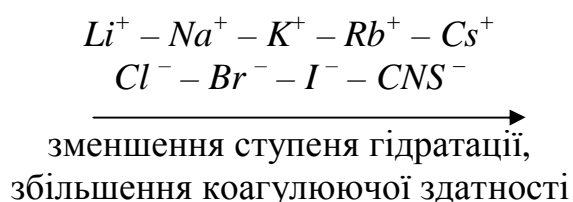
$$C_{пор} = \frac{1}{z^6} \quad (4)$$

Тому значення порогів коагуляції для одно-, дво- і тризарядних йонів відносяться як:

$$C_1 : C_2 : C_3 = \frac{1}{1^6} : \frac{1}{2^6} : \frac{1}{3^6} = 1 : 0,0156 : 0,00137 = 730 : 11,4 : 1$$

Отже, якщо прийняти поріг коагуляції тривалентного йона за одиницю, то у двовалентного він буде на порядок вищий (десятки ммоль/дм<sup>3</sup>), а одновалентного – на два порядки (сотні ммоль/дм<sup>3</sup>).

4. У неорганічних йонів (катіонів і аніонів) однакового заряду коагулююча активність зростає із зменшенням ступеня гідратації та збільшенням радіуса йона.



Це пояснюється тим, що менш гідратований йон легше адсорбується і сильніше притягається зарядженою частинкою.

Такі ряди йонів називають *ліотропними* або *рядами Гофмейстера*.

5. Йони органічних сполук виявляють кращу коагулюючу активність порівняно з неорганічними. Це пояснюється тим, що органічні йони характеризуються великою специфічною адсорбційною здатністю і легше входять у внутрішню частину подвійного електричного шару колоїдних частинок. *За правилом Траубе, у гомологічних рядах електролітів з органічними йонами коагулююча здатність рівномірно збільшується із зростанням довжини вуглеводневого залишку.*

### Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

1. Наведіть схеми класифікації дисперсних систем. Які дисперсні системи називають колоїдними? Який розмір колоїдних частинок?
2. Які бувають типи колоїдно-дисперсних систем?
3. Які властивості колоїдів відрізняють їх від молекулярно-йонних систем; грубодисперсних систем?
4. Якими способами можна відрізнити золі від істинних розчинів та грубодисперсних систем?

5. Якими методами одержують колоїдні системи? На чому ґрунтуються конденсаційні та диспергаційні методи? Дайте їх коротку характеристику.
6. Що називають пептизацією? Чим відрізняється пептизація від диспергаційних і конденсаційних методів одержання золів? Які способи пептизації застосовують? Наведіть приклади.
7. Як утворюється подвійний електричний шар? Як впливають електроліти на будову подвійного електричного шару? Які специфічні явища спостерігаються при цьому?
8. Чим пояснюється відносна стійкість колоїдних систем? У чому полягає їх кінетична і агрегативна стійкість?
9. Якими чинниками зумовлені різні види стійкості колоїдів?
10. Який процес називають коагуляцією і який – седиментацією? Якими методами можна спричинити коагуляцію колоїдного розчину?
11. Охарактеризуйте основні правила електролітної коагуляції гідрофобних золів.
12. Що називають порогом коагуляції? Як обчислити його величину? Яка залежність порогу коагуляції від заряду йона-коагулятора?
13. Що називають дисперсністю системи та як вона визначається?
14. Яка система зветься дисперсною? Дати її визначення та вказати характерну ознаку.
15. Дати визначення колоїдним розчинам (золям) та вказати умови їх утворення.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прибори та реактиви:** пробірки, беззольний фільтрувальний папір, секундомір.

**Розчини:** луг (20%); натрій силікат  $Na_2SiO_3$  (рідке скло з  $\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$ ); ферум(III) хлорид  $FeCl_3$  (2%); хлоридна кислота  $HCl$  (конц.  $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ; 1:5); аргентум нітрат  $AgNO_3$  (0,001 М, 0,05 М, 0,1 М); калій йодид  $KI$  (0,05 М); натрій хлорид  $NaCl$  (0,5 М); натрій сульфат  $Na_2SO_4$  (0,5 М); натрій фосфат  $Na_3PO_4$  (0,5 М); нітратна кислота  $HNO_3$  (2 н); калій хлорид  $KCl$  (0,1 н).

### Одержання золей методом конденсації

**Дослід 1. Отримання золя силікатної кислоти за реакцією обміну.**

Налити в пробірку (0,5 її об'єму) розведеної (1:5) хлоридної кислоти  $HCl$  та додати до неї при перемішуванні 8-10 крапель розчинного рідкого скла  $Na_2SiO_3$  ( $\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$ ). Отриманий гідрозоль силікатної кислоти зберегти для дослідів б.

**Запис досліду.** Скласти рівняння утворення силікатної кислоти та схему будови міцели, враховуючи, що в ядро входять молекули  $SiO_2$  та  $H_2O$ , а в адсорбційний шар – йони  $HSiO_3^-$ .

#### Дослід 2. Отримання золя ферум(III)гідроксиду за гідролізом солі.

Нагріти до кипіння в стакані  $100\text{ см}^3$  дистильованої вод. В киплячу воду повільно по краплям додати 2% розчин ферум(III) хлориду  $FeCl_3$   $10\text{ см}^3$  до утворення колоїдного розчину ферум(III) гідроксиду, кольором міцного чаю.

**Запис досліду.** Скласти рівняння гідролізу ферум(III) хлориду, враховуючи, що висока температура сприяє зсуву рівноваги в бік утворення ферум(III) гідроксиду.

Записати схему міцели, враховуючи, що в надлишку знаходиться  $FeCl_3$ .

Отриманий колоїдний розчин зберігати для досліду 7.

#### Дослід 3. Отримання золю ааргентуум йодиду з різними зарядами колоїдних часток.

Налити в пробірку  $2-3\text{ см}^3$   $0,05\text{ М}$  розчину калій йодиду  $KI$  та повільно додати  $5-10$  крапель  $0,05\text{ М}$  розчину аргентум нітрату  $AgNO_3$ , увесь час струшуючи розчин.

Записати рівняння реакції отримання аргентум йодиду та колір його золя.

Повторити дослід, налив в пробірку  $1\text{ см}^3$   $0,05\text{ М}$  розчину аргентум нітрату  $AgNO_3$ , та повільно додати при струшуванні  $5-10$  крапель  $0,05\text{ М}$  розчину калій йодиду  $KI$ .

**Запис досліду.** Записати схему будови колоїдних часток золю, отриманих в умовах надлишку  $AgNO_3$  та  $KI$ .

Зберегти колоїдні розчини для дослідів 5, 8.

### Одержання золей дисперсійним методом

#### Дослід 4. Виготовлення золю ферум(III) гідроксиду шляхом пептизації.

Метод пептизації застосовується для осадів, що мають відокремлені частинки, які розділені тонким шаром рідини. Це такі осади як гідроксиди металів  $Fe(OH)_3$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ . Якщо в таких осадах збільшити величину дифузійного шару, то їх знову можна перевести у колоїдний стан.

Отримати осад ферум(III) гідроксиду дією луга на розчин ферум(III) хлориду. Звернути увагу на колір осаду. Записати рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

Відфільтрувати осад, перенести 2-3 мікрошпателю його в пробірку з концентрованим розчином  $FeCl_3$  та нагріти розчин до кипіння. При кип'ятінні спостерігати зміну кольору розчину внаслідок утворення золю ферум (III) гідроксиду.

Причиною утворення колоїдного розчину є адсорбція твердими частинками осаду  $Fe(OH)_3$  йонів  $Fe^{3+}$  з розчину  $FeCl_3$ . Адсорбовані йони надають частинкам осаду однакові заряди. Частинки починають відштовхуватися одна від одної та, відірвавшись від осаду, поступово рівномірно розподіляються за всім об'ємом рідини, тобто відбувається процес *пептизації*.

### **Коагуляція гідрозолей. Вплив різних чинників**

#### **Дослід 5. Коагуляція золя при нагріванні.**

Нагріти до кипіння золь силікатної кислоти, який був отриманий в досліді 1. Спостерігайте утворення *гелю* – студнеподібної маси, що не виливається з пробірки при перевертанні її догори дном.

Зв'язанодисперсні системи виникають при контакті частинок дисперсної фази та утворюють структури у вигляді каркасу або сітки. Вони здатні зберігати форму. Перехід золю в гель називають *гелеутворенням* або *желатинуванням*.

#### **Дослід 6. Коагуляція золь електrolітами.**

Поділити на 4 пробірки  $15\text{ см}^3$  золю ферум(III) гідроксиду, отриманий в досліді 2 (більшість зберегти для досліді 8). В першу пробірку додати декілька крапель розчину  $NaCl$ , в другу – розчин  $Na_2SO_4$ , в третю – розчин  $Na_3PO_4$ .

В якому випадку коагуляція відбувається швидше? Пояснити.

#### **Дослід 7. Взаємна коагуляція протилежно заряджених золів.**

Змішати в пробірці рівні об'єми золь аргентум йодиду (по 5-6 крапель), що отримані в досліді 3 при надлишку розчинів  $AgNO_3$  та  $KI$ . Пробірку з розчинами струснути та спостерігати коагуляцію розчинів.

Дати пояснення цьому явищу. Яка речовина складає тверду фазу?

#### **Дослід 8. Визначення порога коагуляції.**

Використовують розчини трьох електrolітів: 5 М розчин натрій хлориду, 0,5 М розчин натрій сульфату, розчин калій гексаціаноферату(III) ( $\approx 0,005\text{ М}$ ) та золь ферум(III) гідроксиду  $Fe(OH)_3$ . В 12 пробірок наливають по  $5\text{ см}^3$  золю; дистильованої води та електrolіту за схемою у таблиці 7.1. Схема наведена для одного електrolіту, (4 пробірки для кожного електrolіту) об'єми у  $\text{см}^3$ .

Таблиця 7.1

| Номер пробірки               | 1   | 2   | 3   | 4   |
|------------------------------|-----|-----|-----|-----|
| Об'єм золю $Fe(OH)_3$ $см^3$ | 5   | 5   | 5   | 5   |
| Об'єм води, $см^3$           | 4,5 | 4,0 | 3,0 | 1,0 |
| Об'єм електроліту, $см^3$    | 0,5 | 1,0 | 2,0 | 4,0 |

Через деякий час – приблизно через 20 хвилин – відмічають в яких пробірках відбулася коагуляція, и визначають поріг коагуляції за формулою

$$C_{пор}(\gamma) = \frac{V_{ел} \cdot C_{ел}}{V_{золю} + V_{ел}}$$

### Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

До водного розчину речовини **A** повільно додають водний розчин речовини **B** з можливим утворенням речовини **C**. Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини **A**, в іншому – надлишок речовини **B**, визначити заряд колоїдних часток. Вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей, який електроліт з наведених буде мати найменший поріг коагуляції.

| Варіант | Розчини        |                 | C                  | Електроліти                                    |
|---------|----------------|-----------------|--------------------|--|
|         | A              | B               |                    |  |
| 1.      | $CdSO_4$       | $Na_2S$         | $CdS$              | $CdSO_4, CaCl_2, FeCl_3, NaOH, K_3PO_4$        |
| 2.      | $ZnCl_2$       | $KOH$           | $Zn(OH)_2$         | $Na_2S, CrCl_3, SnCl_4, FeCl_2, Na_2SO_4$      |
| 3.      | $Pb(NO_3)_2$   | $KI$            | $PbI_2$            | $CuCl_2, AlCl_3, SnCl_4, H_2S, Na_2SO_3$       |
| 4.      | $CaCl_2$       | $Na_2CO_3$      | $CaCO_3$           | $KOH, K_2CrO_4, K_3PO_4, CrCl_3, CdSO_4$       |
| 5.      | $FeCl_3$       | $NaOH$          | $Fe(OH)_3$         | $H_2SO_4, Na_2S, CrCl_3, Pb(NO_3)_2, Na_3PO_4$ |
| 6.      | $AlCl_3$       | $KOH$           | $Al(OH)_3$         | $KI, K_2CrO_4, K_3PO_4, Bi(NO_3)_3, CuCl_2$    |
| 7.      | $BaCl_2$       | $Na_2SO_4$      | $BaSO_4$           | $SnCl_2, CrCl_3, SnCl_4, KOH, Na_2SO_3$        |
| 8.      | $Ni(NO_3)_2$   | $H_2S$          | $NiS$              | $CoBr_2, H_2SO_4, Na_2S, CrCl_3, Na_2CO_3$     |
| 9.      | $NaCl$         | $KH_2SbO_4$     | $NaH_2SbO_4$       | $H_2SO_4, Na_2S, CrCl_3, Pb(NO_3)_2, Na_3PO_4$ |
| 10.     | $NH_4CNS$      | $AgNO_3$        | $AgCNS$            | $CdSO_4, CaCl_2, FeCl_3, NaOH, K_3PO_4$        |
| 11.     | $(NH_4)_2S$    | $AgNO_3$        | $Ag_2S$            | $KI, K_2CrO_4, K_3PO_4, Pb(NO_3)_2, Na_3PO_4$  |
| 12.     | $FeCl_3$       | $K_4[Fe(CN)_6]$ | $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ | $K_2SO_4, NH_4NO_3, AlCl_3, K_2CrO_4, K_3PO_4$ |
| 13.     | $Hg_2(NO_3)_2$ | $H_2SO_4$       | $Hg_2SO_4$         | $SnCl_2, FeCl_3, SnCl_4, KOH, Na_2SO_4$        |
| 14.     | $Pb(NO_3)_2$   | $HCl$           | $PbCl_2$           | $CoBr_2, H_2SO_4, Na_2S, CrCl_3, Na_2CO_3$     |

Продовження таблиці 7.1

|            |              |                  |                    |  |
|------------|--------------|------------------|--------------------|--|
|            |              |                  |                    |  |
| <b>15.</b> | $Na_3AsO_4$  | $AgNO_3$         | $Ag_3AsO_4$        | $KOH, HNO_3, AlCl_3, K_2CrO_4, K_3PO_4$            |
| <b>16.</b> | $AgNO_3$     | $(NH_4)_2C_2O_4$ | $Ag_2C_2O_4$       | $H_2SO_4, K_2S, CrCl_3, Pb(NO_3)_2, Na_3PO_4$      |
| <b>17.</b> | $Bi(NO_3)_3$ | $NaOH$           | $Bi(OH)_3$         | $H_2SO_4, (NH_4)_2S, CrCl_3, Pb(NO_3)_2, Na_3PO_4$ |
| <b>18.</b> | $Hg(NO_3)_2$ | $H_2S$           | $HgS$              | $K_2SO_4, Na_2S, AlCl_3, Cu(NO_3)_2, Na_3PO_4$     |
| <b>19.</b> | $CuSO_4$     | $H_2S$           | $CuS$              | $K_2SO_4, CaS, AlCl_3, Cd(NO_3)_2, Na_3PO_4$       |
| <b>20.</b> | $Na_2S$      | $NiSO_4$         | $NiS$              | $CdSO_4, CaCl_2, FeCl_3, NaOH, K_2CrO_4$           |
| <b>21.</b> | $TiCl_4$     | $KOH$            | $TiO(OH)_2$        | $KI, K_2CrO_4, K_3PO_4, Bi(NO_3)_3, CuCl_2$        |
| <b>22.</b> | $Zn(NO_3)_2$ | $K_3[Fe(CN)_6]$  | $Zn_3[Fe(CN)_6]_2$ | $SnCl_2, CrCl_3, SnCl_4, KOH, Na_2SO_4$            |
| <b>23.</b> | $FeSO_4$     | $K_3[Fe(CN)_6]$  | $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ | $CdSO_4, CaCl_2, FeCl_3, NaOH, K_3PO_4$            |
| <b>24.</b> | $(NH_4)_2S$  | $Pb(CH_3COO)_2$  | $PbS$              | $H_2SO_4, K_2SO_3, CrCl_3, Pb(NO_3)_2, Na_3PO_4$   |
| <b>25.</b> | $AgNO_3$     | $K_4[Fe(CN)_6]$  | $Ag_4[Fe(CN)_6]$   | $H_2SO_4, Na_2S, CrCl_3, Pb(NO_3)_2, Na_3PO_4$     |
| <b>26.</b> | $KI$         | $Hg(NO_3)_2$     | $HgI_2$            | $Na_2S, AlCl_3, SnCl_4, FeCl_2, Na_2SO_4$          |
| <b>27.</b> | $HCl$        | $Na_2SiO_3$      | $H_2SiO_3$         | $K_2SO_4, CaS, AlCl_3, Ca(NO_3)_2, K_3PO_4$        |
| <b>28.</b> | $K_2S$       | $Na_3AsO_3$      | $As_2S_3$          | $K_2SO_4, Na_2S, AlCl_3, Cu(NO_3)_2, Na_3PO_4$     |
| <b>29.</b> | $K_2CrO_4$   | $AgNO_3$         | $Ag_2CrO_4$        | $SnCl_2, FeCl_3, SnCl_4, Sr(OH)_2, Na_2SO_4$       |
| <b>30.</b> | $CoCl_2$     | $(NH_4)_2S$      | $CoS$              | $K_2SO_4, NH_4NO_3, AlCl_3, K_2CrO_4, K_3PO_4$     |



## Список рекомендованої літератури

### *Основна*

1. Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: Химия, 1988. – 704 с.
2. Коровин Н.В. Общая химия: учеб пособие для вузов. М.: Высшая школа, 1998. – 559 с.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. – Київ.: Перун, 1998.
4. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. – Одеса, ТЕС, 2000. – 304 с.
5. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. – М.: Химия, 1978. – 482 с.
6. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія. Підручник для студентів природничих факультетів пед. інститутів – Київ: Вища шк., 1971. – 284 с.
7. 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.

### *Додаткова*

1. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии. –М.: Химия, 1975. – 512 с.
2. Пасынский А.Г. Коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1968. – 229 с.
3. Практикум по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, С.В. Петрова. – М.: Высш. шк., 1986. – 296 с.
4. Лучинский Г.П. Курс химии. – М.: Высш. шк., 1985. – 416 с.

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

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

Під час виконання лабораторної роботи 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 в певній послідовності:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) короткі теоретичні відомості, що стосуються даної роботи;
- 4) накреслити схему устаткування з 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:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) короткі теоретичні відомості, що стосуються даної роботи;
- 4) накреслити схему устаткування з описом важливих вузлів;
- 5) написати рівняння хімічних реакцій;
- 6) результати дослідів слід внести в таблиці;
- 7) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
- 8) зробити 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. При виконанні лабораторних робіт студент самостійно працює над «контролюючою програмою», тому що, з одного боку, ознайомиться з характером питань за даної теми, з іншого боку - добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу дисципліни «Загальна хімія».

**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<br>мм рт.ст. | t °C | P<br>мм рт.ст. | t °C | P<br>мм рт.ст. | t °C | P<br>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         |

| ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА |                                       |                                      |                               |  |                                   |                                    |                                  |                                    |                                  |                                  |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
|--|---------------------------------------|--------------------------------------|-------------------------------|--|-----------------------------------|------------------------------------|----------------------------------|------------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|------------------------------|----------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|-------------------------|--|--|
| ПЕРІОД                                       | I                                     |                                      | II                            |  | III                               |                                    | IV                               |                                    | V                                |                                  | VI                           |                                  | VII                            |                                 | VIII                    |  |  |
| 1  | <b>H</b><br>1<br>Гідроген<br>Водень   |                                      |                               |  |                                   |                                    |                                  |                                    |                                  |                                  |                              |                                  |                                |                                 | <b>He</b><br>2<br>Гелій | Протонне число<br>(порядковий номер)<br> |  |
| 2  | <b>Li</b><br>3<br>Літій               | <b>Be</b><br>4<br>Берилій            | <b>B</b><br>5<br>Бор          | <b>C</b><br>6<br>Карбон<br>Вуглець           | <b>N</b><br>7<br>Нітроген<br>Азот | <b>O</b><br>8<br>Оксиген<br>Кисень | <b>F</b><br>9<br>Флуор<br>Фтор   | <b>Ne</b><br>10<br>Неон            |                                  |                                  |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
| 3  | <b>Na</b><br>11<br>Натрій             | <b>Mg</b><br>12<br>Магній            | <b>Al</b><br>13<br>Алюміній   | <b>Si</b><br>14<br>Силіцій                   | <b>P</b><br>15<br>Фосфор          | <b>S</b><br>16<br>Сулфур<br>Сірка  | <b>Cl</b><br>17<br>Хлор          | <b>Ar</b><br>18<br>Аргон           |                                  |                                  |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
| 4  | <b>K</b><br>19<br>Калій               | <b>Ca</b><br>20<br>Кальцій           | <b>Sc</b><br>21<br>Скандій    | <b>Ti</b><br>22<br>Титан                     | <b>V</b><br>23<br>Ванадій         | <b>Cr</b><br>24<br>Хром            | <b>Mn</b><br>25<br>Манган        | <b>Fe</b><br>26<br>Ферум<br>Залізо | <b>Co</b><br>27<br>Кобальт       | <b>Ni</b><br>28<br>Нікель        |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
|  | <b>Cu</b><br>29<br>Купрум<br>Мідь     | <b>Zn</b><br>30<br>Цинк              | <b>Ga</b><br>31<br>Галій      | <b>Ge</b><br>32<br>Германій                  | <b>As</b><br>33<br>Арсен          | <b>Se</b><br>34<br>Селен           | <b>Br</b><br>35<br>Бром          | <b>Kr</b><br>36<br>Криптон         |                                  |                                  |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
| 5  | <b>Rb</b><br>37<br>Рубідій            | <b>Sr</b><br>38<br>Стронцій          | <b>Y</b><br>39<br>Ітрій       | <b>Zr</b><br>40<br>Цирконій                  | <b>Nb</b><br>41<br>Ніобій         | <b>Mo</b><br>42<br>Молибден        | <b>Tc</b><br>43<br>Технецій      | <b>Ru</b><br>44<br>Рутеній         | <b>Rh</b><br>45<br>Родій         | <b>Pd</b><br>46<br>Паладій       |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
|  | <b>Ag</b><br>47<br>Аргентум<br>Срібло | <b>Cd</b><br>48<br>Кадмій            | <b>In</b><br>49<br>Індій      | <b>Sn</b><br>50<br>Станум<br>Олово, цина     | <b>Sb</b><br>51<br>Стибій         | <b>Te</b><br>52<br>Телур           | <b>I</b><br>53<br>Йод<br>Йод     | <b>Xe</b><br>54<br>Ксенон          |                                  |                                  |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
| 6  | <b>Cs</b><br>55<br>Цезій              | <b>Ba</b><br>56<br>Барій             | <b>*La</b><br>57<br>Лантан    | <b>Hf</b><br>72<br>Гафній                    | <b>Ta</b><br>73<br>Тантал         | <b>W</b><br>74<br>Вольфрам         | <b>Re</b><br>75<br>Реній         | <b>Os</b><br>76<br>Осмій           | <b>Ir</b><br>77<br>Ірідій        | <b>Pt</b><br>78<br>Платина       |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
|  | <b>Au</b><br>79<br>Аурум<br>Золото    | <b>Hg</b><br>80<br>Меркурій<br>Ртуть | <b>Tl</b><br>81<br>Талій      | <b>Pb</b><br>82<br>Плюмбум<br>Свинець, оливо | <b>Bi</b><br>83<br>Бісмут         | <b>Po</b><br>84<br>Полоній         | <b>At</b><br>85<br>Астат         | <b>Rn</b><br>86<br>Радон           |                                  |                                  |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
| 7  | <b>Fr</b><br>87<br>Францій            | <b>Ra</b><br>88<br>Радій             | <b>**Ac</b><br>89<br>Активний | <b>Db</b><br>104<br>Дубній                   | <b>Jl</b><br>105<br>Джолотій      | <b>Rf</b><br>106<br>Резерфордій    | <b>Bh</b><br>107<br>Борій        | <b>Hn</b><br>108<br>Ганій          | <b>Mt</b><br>109<br>Майтнерій    | <b>Uun</b><br>110<br>Унуній      |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
| * Лантаноїди                                 |                                       |                                      |                               |  |                                   |                                    |                                  |                                    |                                  |                                  |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
| 58   | <b>Ce</b><br>140,12<br>Церій          | <b>Pr</b><br>144,91<br>Празеодим     | <b>Nd</b><br>144,24<br>Неодим | <b>Pm</b><br>[147]<br>Прометій               | <b>Sm</b><br>150,36<br>Самарій    | <b>Eu</b><br>151,96<br>Європій     | <b>Gd</b><br>157,25<br>Гадоліній | <b>Tb</b><br>158,93<br>Тербій      | <b>Dy</b><br>162,50<br>Диспрозій | <b>Ho</b><br>164,93<br>Гольмій   | <b>Er</b><br>167,26<br>Ербій | <b>Tm</b><br>168,93<br>Тулій     | <b>Yb</b><br>173,04<br>Ітербій | <b>Lu</b><br>174,97<br>Лютецій  |                         |  |  |
| ** Актиноїди                                 |                                       |                                      |                               |  |                                   |                                    |                                  |                                    |                                  |                                  |                              |                                  |                                |                                 |                         |  |  |
| 90   | <b>Th</b><br>232,04<br>Торій          | <b>Pa</b><br>[231]<br>Протактиній    | <b>U</b><br>238,03<br>Уран    | <b>Np</b><br>[237]<br>Нептуній               | <b>Pu</b><br>[244]<br>Плутоній    | <b>Am</b><br>[243]<br>Америцій     | <b>Cm</b><br>[247]<br>Кюрій      | <b>Bk</b><br>[247]<br>Берклій      | <b>Cf</b><br>[251]<br>Каліфорній | <b>Es</b><br>[252]<br>Ейнштейній | <b>Fm</b><br>[257]<br>Фермій | <b>Md</b><br>[258]<br>Менделєвій | <b>No</b><br>[259]<br>Нобелій  | <b>Lr</b><br>[260]<br>Лоуренцій |                         |  |  |

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                | 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                | -                | -                | - |

Примітка: **P** – розчинні у воді; **BP** – важкорозчинні (малорозчинні); **H** – практично нерозчинні; «-» риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

## Додаток 5

Стандартні електродні потенціали в водних розчинах при  $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$ 

| Електрод        | Електродна реакція      | $\phi^0$ , В | Електрод        | Електродна реакція             | $\phi^0$ , В |
|-----------------|-------------------------|--------------|-----------------|--------------------------------|--------------|
| $Li^+/Li$       | $Li^+ + e^- = Li$       | -3,045       | $Sn^{2+}/Sn$    | $Sn^{2+} + 2e^- = Sn$          | -0,136       |
| $Rb^+/Rb$       | $Rb^+ + e^- = Rb$       | -2,925       | $Pb^{2+}/Pb$    | $Pb^{2+} + 2e^- = Pb$          | -0,126       |
| $K^+/K$         | $K^+ + e^- = K$         | -2,925       | $W^{3+}/W$      | $W^{3+} + 3e^- = W$            | -0,05        |
| $Cs^+/Cs$       | $Cs^+ + e^- = Cs$       | -2,923       | $Fe^{3+}/Fe$    | $Fe^{3+} + 3e^- = Fe$          | -0,036       |
| $Ra^{2+}/Ra$    | $Ra^{2+} + 2e^- = Ra$   | -2,916       | $H^+/H_2$       | $H^+ + e^- = 1/2H_2$           | <b>0,00</b>  |
| $Ba^{2+}/Ba$    | $Ba^{2+} + 2e^- = Ba$   | -2,906       | $Ge^{2+}/Ge$    | $Ge^{2+} + 2e^- = Ge$          | +0,01        |
| $S_2^{2+}/S_2$  | $S_2^{2+} + 2e^- = S_2$ | -2,89        | $Sb^{3+}/Sb$    | $Sb^{3+} + 3e^- = Sb$          | +0,20        |
| $Ca^{2+}/Ca$    | $Ca^{2+} + 2e^- = Ca$   | -2,866       | $Bi^{3+}/Bi$    | $Bi^{3+} + 3e^- = Bi$          | +0,23        |
| $Na^+/Na$       | $Na^+ + e^- = Na$       | -2,714       | $Re^{3+}/Re$    | $Re^{3+} + 3e^- = Re$          | +0,3         |
| $La^{3+}/La$    | $La^{3+} + 3e^- = La$   | -2,522       | $Cu^{2+}/Cu$    | $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$          | +0,337       |
| $Mg^{2+}/Mg$    | $Mg^{2+} + 2e^- = Mg$   | -2,363       | $O_2/OH^-$      | $1/2O_2 + H_2O + 2e^- = 2OH^-$ | +0,401       |
| $Be^{2+}/Be$    | $Be^{2+} + 2e^- = Be$   | -1,847       | $Te^{2+}/Te$    | $Te^{2+} + 2e^- = Te$          | +0,402       |
| $Hf^{4+}/Hf$    | $Hf^{4+} + 4e^- = Hf$   | -1,700       | $Ru^{2+}/Ru$    | $Ru^{2+} + 2e^- = Ru$          | +0,45        |
| $Al^{3+}/Al$    | $Al^{3+} + 3e^- = Al$   | -1,662       | $Cu^+/Cu$       | $Cu^+ + e^- = Cu$              | +0,521       |
| $Ti^{2+}/Ti$    | $Ti^{2+} + 2e^- = Ti$   | -1,628       | $I_2/I^-$       | $1/2I_2 + e^- = I^-$           | +0,535       |
| $V^{2+}/V$      | $V^{2+} + 2e^- = V$     | -1,186       | $Hg_2^{2+}/2Hg$ | $Hg_2^{2+} + 2e^- = 2Hg$       | +0,798       |
| $Mn^{2+}/Mn$    | $Mn^{2+} + 2e^- = Mn$   | -1,180       | $Ag^+/Ag$       | $Ag^+ + e^- = Ag$              | +0,799       |
| $Cr^{2+}/Cr$    | $Cr^{2+} + 2e^- = Cr$   | -0,913       | $Rh^{3+}/Rh$    | $Rh^{3+} + 3e^- = Rh$          | +0,8         |
| $Zn^{2+}/Zn$    | $Zn^{2+} + 2e^- = Zn$   | -0,763       | $Os^{2+}/Os$    | $Os^{2+} + 2e^- = Os$          | +0,85        |
| $Cr^{3+}/Cr$    | $Cr^{3+} + 3e^- = Cr$   | -0,744       | $Hg^{2+}/Hg$    | $Hg^{2+} + 2e^- = Hg$          | +0,854       |
| $Ga^{3+}/Ga$    | $Ga^{3+} + 3e^- = Ga$   | -0,53        | $Pd^{2+}/Pd$    | $Pd^{2+} + 2e^- = Pd$          | +0,987       |
| $S^0/S^{2-}$    | $S^0 + 2e^- = S^{2-}$   | -0,51        | $Br_2/Br^-$     | $1/2Br_2 + e^- = Br^-$         | +1,065       |
| $Fe^{2+}/Fe$    | $Fe^{2+} + 2e^- = Fe$   | -0,440       | $Pt^{2+}/Pt$    | $Pt^{2+} + 2e^- = Pt$          | +1,2         |
| $Cd^{2+}/Cd$    | $Cd^{2+} + 2e^- = Cd$   | -0,403       | $Cl_2/Cl^-$     | $1/2Cl_2 + e^- = Cl^-$         | +1,359       |
| $Tl^+/Tl$       | $Tl^+ + e^- = Tl$       | -0,336       | $Au^{3+}/Au$    | $Au^{3+} + 3e^- = Au$          | +1,498       |
| $Co^{2+}/Co$    | $Co^{2+} + 2e^- = Co$   | -0,277       | $Ir^{3+}/Ir$    | $Ir^{3+} + 3e^- = Ir$          | +1,15        |
| $V^{3+}/V^{2+}$ | $V^{3+} + e^- = V^{2+}$ | -0,255       | $Au^+/Au$       | $Au^+ + e^- = Au$              | +1,691       |
| $Ni^{2+}/Ni$    | $Ni^{2+} + 2e^- = Ni$   | -0,250       | $H_2/H^-$       | $1/2H_2 + e^- = H^-$           | +2,2         |
| $Mo^{3+}/Mo$    | $Mo^{3+} + 3e^- = Mo$   | -0,20        | $F_2/F^-$       | $1/2F_2 + e^- = F^-$           | +2,87        |



**ЗБІРНИК  
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК**  
до лабораторних робіт

з дисципліни  
**«ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

для студентів I – го курсу  
Напрямок підготовки – «Гідрометеорологія»

Укладачі: Горліченко М.Г., доцент, к.п.н.,  
Шепеліна С.І., асистент 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

---