

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

**ЗБІРНИК  
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК  
до лабораторних робіт  
І семестр**

**з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»  
розділ «Хімія»**

**для студентів І-го курсу**

**Спеціальність: 101 «Екологія», 183 «Технології захисту  
навколишнього середовища»**

**Одеса – 2017**

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

**ЗБІРНИК  
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК  
до лабораторних робіт  
І семестр**

**з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»  
розділ «Хімія»**

**для студентів І-го курсу**

**Спеціальність: 101 «Екологія», 183 «Технології захисту  
навколишнього середовища»**

**«Затверджено»  
на засіданні методичної комісії  
природоохоронного факультету  
протокол № 10 від 20.06.2017 р.**

**Одеса - 2017**

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт І семестр з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» (розділ «Хімія») для студентів І-го курсу денної та дистанційної форм навчання, спеціальності – 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища».

Укладач: Шепеліна С.І., асистент кафедри хімії навколишнього середовища. – Одеса, ОДЕКУ, 2017. – 140 с.

## ЗМІСТ

<b>ПЕРЕДМОВА.....</b>	5
<b>Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт.....</b>	7
<b>Загальні правила роботи в лабораторії .....</b>	9
<b>Скляний посуд загального призначення .....</b>	11
<b>Лабораторне обладнання .....</b>	19
<b>РОЗДІЛ I. Основні закони хімії.....</b>	21
Лабораторна робота №1 «Зважування на терезах».....	21
Завдання на підготовку .....	21
Питання для самостійної перевірки знань студентів.....	25
Експериментальна частина.....	26
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №1 .....	27
Лабораторна робота №2 «Визначення хімічних формул кристалогідратів».....	28
Завдання на підготовку.....	28
Приклади розв'язання завдань.....	30
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	32
Експериментальна частина.....	33
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №2.....	35
Лабораторна робота №3 «Визначення молярної маси еквівалента металу методом витиснення водню».....	37
Завдання на підготовку.....	37
Приклади розв'язання завдань.....	40
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	42
Експериментальна частина.....	43
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №2.....	46
<b>РОЗДІЛ II. Загальні закономірності перебігу хімічних процесів, їх енергетика, кінетика, хімічна рівновага. Енергетика хімічних реакцій.....</b>	47
Лабораторна робота №4 «Визначення теплового ефекту хімічних реакцій».....	47
Завдання на підготовку .....	47
Приклади розв'язання завдань.....	51
Стандартні ентальпії утворення $\Delta H^{\circ}_{298}$ , ентропії $S^{\circ}_{298}$ , вільна енергія утворення $\Delta G^{\circ}_{298}$ деяких речовин та йонів .....	53
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	56
Експериментальна частина .....	56
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №4.....	61
<b>Хімічна кінетика та хімічна рівновага.....</b>	62
Лабораторна робота №5 «Вплив різних факторів на швидкість хімічних	

реакцій (перша частина).....	62
Завдання на підготовку .....	62
Приклади розв'язання завдань.....	64
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	66
Експериментальна частина.....	67
<b>Лабораторна робота №5 «Вплив різних факторів на хімічну рівновагу (друга частина).....</b>	<b>68</b>
Завдання на підготовку .....	68
Приклади розв'язання завдань.....	71
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	72
Експериментальна частина.....	73
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №5.....	75
<b>РОЗДІЛ III. Розчини.....</b>	<b>78</b>
<b>Лабораторна робота №6 «Приготування розчинів заданої концентрації».....</b>	<b>78</b>
Теоретична частина .....	78
Приклади розв'язання завдань.....	82
Експериментальна частина.....	87
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	92
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №6.....	93
<b>Лабораторна робота №7 «Гідроліз солей та визначення кислотно-лужної реакції середовища водного розчину солі (pH)».....</b>	<b>98</b>
Завдання на підготовку .....	98
Приклади розв'язання завдань.....	104
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	107
Експериментальна частина.....	107
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №7.....	111
<b>РОЗДІЛ V. Окисно-відновні процеси.....</b>	<b>112</b>
<b>Лабораторна робота №8 «Окисно-відновні реакції».....</b>	<b>112</b>
Завдання на підготовку .....	112
Приклади розв'язання завдань.....	122
Значення стандартних окисно-відновних потенціалів напівреакцій..	126
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	127
Експериментальна частина.....	127
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №8 .....	130
<b>Список рекомендованої літератури.....</b>	<b>133</b>
<b>Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.....</b>	<b>134</b>
<b>Порядок оформлення звіту, його подання і захист.....</b>	<b>136</b>
<b>Додатки.....</b>	<b>136</b>

## **ПЕРЕДМОВА**

Дисципліна «Хімія з основами біогеохімії» викладається для студентів, які навчаються за спеціальностями 101 «Екологія» та 183 «Технології захисту навколошнього середовища», рівень вищої освіти – бакалавр, належить до циклу природно-наукової підготовки та служить базою для подальшого більш поглиблленого вивчення фахових дисциплін.

Засвоєння дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» 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.

Виконанняожної 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 стосується різних класів неорганічних сполук;
- загальні закономірності перебігу хімічних процесів, їх енергетику, кінетику, хімічну рівновагу;
- властивості водних розчинів та гідроліз солей;
- теоретичні основи окисно-відновних реакцій та їх значення;
- техніку безпеки при виконанні хімічних дослідів;
- вплив діяльності людини на зовнішнє середовище.

**На основі здобутих 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;
- 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 пристроями 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), де треба вказати: мету роботи; устаткування, реактиви, пристроя; рисунок або схему установки тощо;

хімізм процесу, рівняння реакцій, спостереження; таблицю вихідних та експериментальних даних; обробку результатів: формули, розрахунки, графіки; висновки про підсумки роботи.

Протокол виконаної лабораторної роботи оцінюється викладачем певною кількістю балів згідно затвердженої робочої програми дисципліни «Хімія з основами біогеохімії». Самостійно розв'язані індивідуальні завдання, які наведені до кожної лабораторної роботи також оцінюються викладачем певною кількістю балів згідно затвердженої робочої програми дисципліни «Хімія з основами біогеохімії».

## **Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт**

**Перед початкоможної лабораторної роботи студенти проходять короткий інструктаж з техніки безпеки та відмічаються у спеціальних журналах з техніки безпеки та пожежної безпеки.**

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 спричиняти важкі хімічні опіки, що погано гояться. Розбавляти кислоти потрібно лише певним чином – **літи 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-відсотковим розчином оцтової кислоти. Розбавляти концентрований розчин лугу треба таким же чином, що й кислоту – **літи луг у воду**, та ніколи не навпаки. При розчиненні лугів у воді спостерігається сильне розігрівання, тому розчини лугів треба готовувати 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-відсотковим 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-відсоткова оцтова кислоти.
  - при отруєнні солями вводять у шлунок яєчний білок, велику кількість молока.
  - при отруєнні йодом – крохмаль з водою, в'яжучі настойки, міцний чай або кофе.
- ❖ Треба завжди пам'ятати, що при наповненні піпетки будь-яким розчином, необхідно користуватись тільки гумовою грушою (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 приміщені лабораторії завжди повинні знаходитись протипожежні засоби: азбест, пісок, вогнегасник, кошма. Водою можна

гасити тільки такі речовини, що розчиняються у воді або важкі 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 азbestову 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**

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 розміщаються 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.

### **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 вогненебезпечними чи легкогорючими речовинами? Що треба зробити перш, ніж починати працювати з електричними приладами?
8. Як правильно нагрівати тверді та рідкі речовини у хімічному посуді?
9. Чому небезечно нагрівати нижню частину пробірки з рідиною?
10. Як правильно виконувати будь-які роботи з небезпечними органічними речовинами?
11. Яку небезпеку становить для працюючого використання немитого хімічного посуду?
12. Чи можна використовувати посуд після роботи з кислотами для інших робіт?
13. Як правильно мити хімічний посуд?
14. Чи можна зливати хімічні кислоти та луги у систему водовідведення?
15. Чи можна зливати органічні розчинники у систему водовідведення?

## СКЛЯНИЙ ПОСУД ЗАГАЛЬНОГО ПРИЗНАЧЕННЯ

Пробірки (рис. 1) – вузькі циліндричної форми посудини із закругленим дном; вони бувають різних розмірів та діаметрів і з різного скла. Звичайні лабораторні пробірки виготовляють із легкоплавкого скла, але для особливих робіт, коли необхідне нагрівання до високих температур, пробірки виготовляють із тугоплавкого скла і кварцу.

Крім звичайних, простих пробірок, використовують також пробірки спеціального призначення: градуйовані, центрифужні, для напівмікро- та мікроаналізу.

Для зберігання пробірок, які використовуються в роботі, застосовуються спеціальні дерев'яні, пластмасові або металеві штативи (рис. 2).

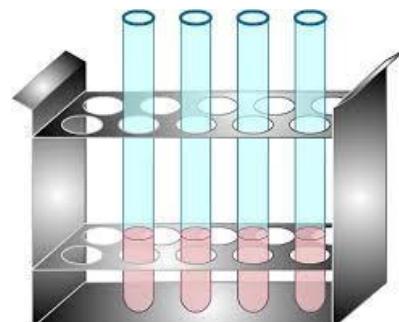


Рис. 1 – Проста та градуйована пробірки

Рис. 2 – Штатив для пробірок

Пробірки використовують, головним чином, для проведення аналітичних і мікрохімічних робіт. Під час проведення реакцій у пробірці реактиви не слід застосовувати у великих кількостях. Зовсім не допустимо, щоб після додання якого-небудь реагенту пробірка була повна до країв.

Розчин у пробірці повинен займати не більше третини її об'єму, щоб рідину було легко розмішати. Реакцію проводять з невеликою кількістю речовини, достатньо буває 1/4 або навіть 1/8 ємності пробірки.

Пробірками користуються, виконуючи досліди з невеликими кількостями розчинів або твердих речовин для демонстраційних дослідів. Наприклад:

*Налімо у дві маленьки пробірки по 1-2 см<sup>3</sup> розчину хлоридної кислоти. В одну додамо 1-2 краплі лакмусу, а другу – стільки ж метилового оранжевого. Спостерігаємо зміну кольору індикаторів. Лакмус набуває червоного, а метиловий оранжевий – рожевого кольору.*



Рис. 3 – Зміна кольору індикаторів у розчині хлоридної кислоти.

Інколи в пробірку слідувести тверду речовину (порошки, кристали тощо), для цього смужку паперу ширину трохи менше діаметра пробірки складають удвоє за довжиною та в утворений «совочок» насипають потрібну кількість твердої речовини. Пробірку тримають у лівій руці, нахиливши її горизонтально, і вводять у неї «совочок», майже до дна (рис. 4), потім пробірку ставлять вертикально і злегка б'ють по ній. Коли вся тверда речовина висиплеється, паперовий «совочок» виймають.

Для перемішування налитих реактивів пробірку тримають великим і вказівним пальцями лівої руки за верхній кінець та піддержують її середнім пальцем, а вказівним пальцем правої руки вдаряють косим ударом по низу пробірки. Цього достатньо, щоб її вміст був добре перемішаний. Зовсім недопустимо закривати пробірку пальцем і струшувати її в такому вигляді, при цьому можна не тільки ввести щонебудь стороннє в рідину, яка мітиться в пробірці, але інколи і пошкодити шкіру пальця, отримати опік тощо. Якщо пробірка наповнена рідиною більше ніж на половину, вміст перемішують скляною паличкою.



Рис. 4 – Спосіб внесення у пробірку порошкоподібних речовин

Якщо пробірку потрібно нагріти, її слід затиснути в тримачі (рис. 5).

У разі невмілого і сильного нагрівання пробірки рідина швидко закипає і вихлюпується з пробірки, тому нагрівати слід обережно.

Коли почнуть з'являтися бульбашки, пробірку слід відставити і, тримаючи її не в полум'ї горілки, а біля нього або над ним, продовжувати

нагрівання гарячим повітрям. Під час нагрівання відкритий кінець пробірки необхідно повернути у бік від працюючого і сусідів по столу.



Рис. 5 – Тримачі пробірок: а – металевий; б – дерев’яний

Коли не потрібне сильне нагрівання, пробірку з рідиною краще опустити в гарячу воду. Якщо працюють з маленькими пробірками, то нагрівають їх тільки в гарячій воді, налитій в скляний стакан відповідного розміру (ємність не більше 100 см<sup>3</sup>).

Лійки служать для переливання рідин, фільтрування тощо. Хімічні лійки випускають різних розмірів, верхній діаметр їх становить 35, 55, 70, 100, 150, 200, 250 і 300 мм. Звичайні лійки мають рівну внутрішню стінку, але для прискореного фільтрування інколи застосовують лійки з ребристою внутрішньою поверхнею. Лійки для фільтрування завжди мають кут 60° і зрізаний довгий кінець (рис. 6).

Під час роботи лійки встановлюють у спеціальний штатив або в кільце на звичайному лабораторному штативі (рис. 7).



Рис. 6 – Лійки

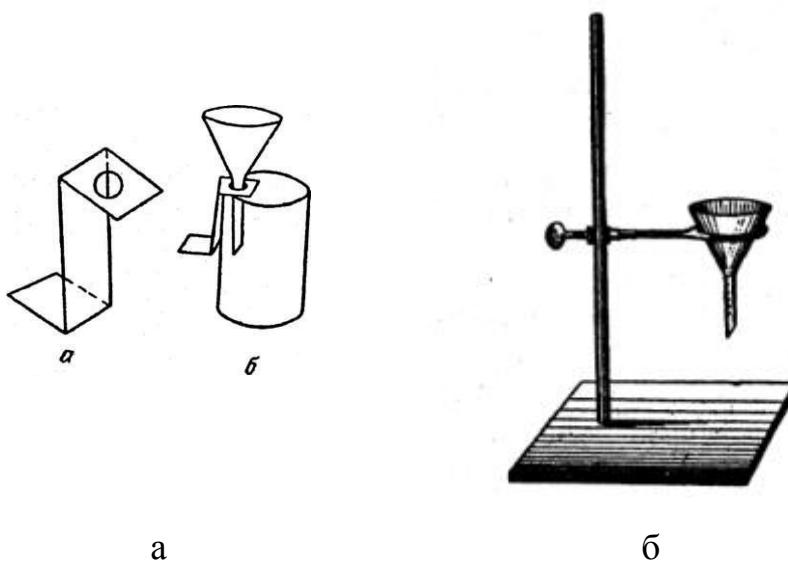


Рис. 7 – Закріплення скляної хімічної лійки: а) засіб для закріплення лійки на склянці; б) закріплення скляної хімічної лійки у штативі

У разі переливання рідини в пляшку або колбу не потрібно наливати лійку до країв.

Якщо лійка щільно прилягає до горла ємності, в яку переливають рідину, то переливання утруднюється, бо у середині ємності створюється підвищений тиск. Тому лійку час від часу слід трохи підняти. Ще краще зробити між лійкою та горлом ємності щілину, вклавши між ними, наприклад, шматок паперу. При цьому потрібно стежити, щоб прокладка не потрапила в ємність. Доцільно використовувати дротяний трикутник, який можна виготовити самому. Цей трикутник розміщають на горлі ємності, а потім вставляють лійку.

Розподільні (ділильні) лійки (рис. 8) застосовують для того, щоб розділити рідини, які не змішуються (наприклад, вода та олія).

Вони бувають циліндричної або грушоподібної форми і в більшості випадків забезпечені притертою скляною пробкою. У верхній частині відвідної трубки – скляний притертій кран.



Рис. 8 – Розподільні (ділильні) лійки

Розподільні лійки бувають різної ємності (від 50 см<sup>3</sup> і до декількох дм<sup>3</sup>). Залежно від ємності товщина стінок змінюється. Чим менша ємність лійки, тим тонші її стінки.

Під час роботи розподільні лійки залежно від ємності і форми закріплюють по-різному. Циліндричну лійку невеликої ємності можна закріпити просто в лапки. Великі ж лійки розміщують між двома кільцями. Нижня частина циліндричної лійки повинна спиратися на кільце, діаметр якого менший від діаметра лійки, верхнє кільце має дещо більший діаметр.

Грушоподібну розподільну лійку закріпляють на кільці, горло її затискають лапкою. Завжди спочатку закріплюють лійку, а потім наливають у неї потрібні для розподілу рідини.

Крапельні лійки (рис. 9) відрізняються від розподільних тим, що вони легші, тонкостінні і в більшості випадків з довгим кінцем. Ці лійки використовують при багатьох роботах, коли речовину додають в реакційну масу невеликими порціями або краплями. Тому вони звичайно складають частину приладу. Лійки закріплюють у горлі колби на шліфу або за допомогою коркової чи гумової пробки.

Перед роботою з розподільною або крапельною лійкою шліф скляного крана треба обережно змазати вазеліном чи спеціальною змазкою. Це дає можливість відкрити кран легко і без зусиль, що дуже важливо, бо якщо кран відкривається важко, то можна зламати його і весь прилад. Змазку слід наносити дуже тонким шаром так, щоб при прокручуванні крана вона не потрапила у трубку лійки або в середину отвору крана.



Рис. 9 – Крапельні лійки

*Хімічні стакани* – тонкостінні циліндри різної ємності. Вони бувають двох видів: з носиками і без носиків (рис. 10). Стакани виготовляють із тугоплавкого та з хімічно стійкого скла.

Нагрівати стакани із звичайного скла на полум'ї не можна – від цього вони тріскаються. Нагрівання слід проводити тільки через сітку, вкриту азбестом, або на водяній бані.

Крім хімічних стаканів, у лабораторії інколи застосовують товстостінні, так звані батарейні стакани. Вони бувають також різної величини і ємності та призначені для роботи без нагрівання.



Рис. 10 – Хімічні стакани

*Плоскодонні колби* (рис. 11) бувають найрізноманітнішої ємності, починаючи від 50 мл і до декількох літрів, з шліфом і без шліфа на горлі. Їх

виготовляють із звичайного, а також із кварцового і спеціальних сортів скла.



Рис. 11 – Плоскодонні колби

*Промивалки.* Для промивання осадів дистильованою водою або будь-яким розчином, для змивання осаду з фільтрів і стінок посудин застосовують так звані промивалки (рис. 12). Вони служать і для зберігання невеликої кількості дистильованої води. Під промивалку можна пристосувати колбу ємністю від 0,5 до 2 дм<sup>3</sup>. Для цього до колби підбирають гумову пробку, в якій просвердлюють два отвори. В один із них уставляють трубку, зігнуту під гострим кутом, при цьому один кінець трубки повинен доходити майже до dna колби, а другий повинен бути відтягнутий. У другий отвір уставляють трубку зігнуту під тупим кутом. Кінець цієї трубки, який міститься всередині колби, повинен виступати із пробки не більше, ніж на 3-5 см.



Рис. 12 – Промивалки

*Конічні колби* (Ерленмейера) широко застосовують при аналітичних роботах (титруванні). Вони бувають різної ємності, з носиками і без

носиків (рис. 13). Крім того, для деяких робіт застосовуються колби з притертою пробкою.

Нагрівати колби слід тільки через азбестовану сітку або на будь-якій бані.



Рис. 13 – Конічні колби

Часто горло конічної колби закривають скляною пробкою відповідного розміру. Закриту колбу можна обертати для перемішування її вмісту та сильно нахиляти.

Крім скляного посуду в лабораторії використовують фарфоровий посуд: чашки, тиглі, ступки (рис. 14). Фарфорові чашки застосовують для випаровування розчинів, а фарфорові тиглі – для прожарювання речовин у муфельних печах. У ступках подрібнюють тверді речовини.



Рис. 14 – Фарфоровий посуд:

а) тигель; б) чашка для випаровування; в) ступка з товкачиком.

До групи *спеціального призначення* відноситься посуд, який застосовують з певною метою. У товстостінному посуді виконують досліди, які не потребують нагрівання. Найчастіше у ньому зберігають реактиви. З товстого скла також виготовляють крапельниці, лійки, газометри, апарат Кіппа, скляні палички.

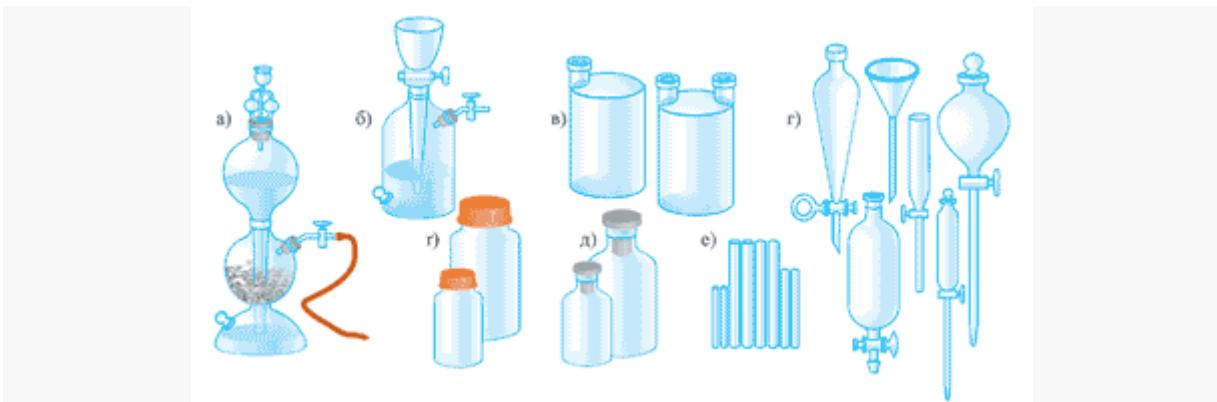


Рис. 15 – Товстостінний посуд:

- а) апарат Кіппа; б) прилад для збирання газів; в) склянки; г) крапельні лійки; г) склянки для зберігання твердих речовин; д) склянки з притертими пробками; е) скляні палички й трубочки.

До *мірного посуду* належать піпетки, бюретки, колби, циліндри, мензурки, склянки (рис. 16). Мірним посудом точно визначають об'єм рідин, виготовляють розчини різних концентрацій.

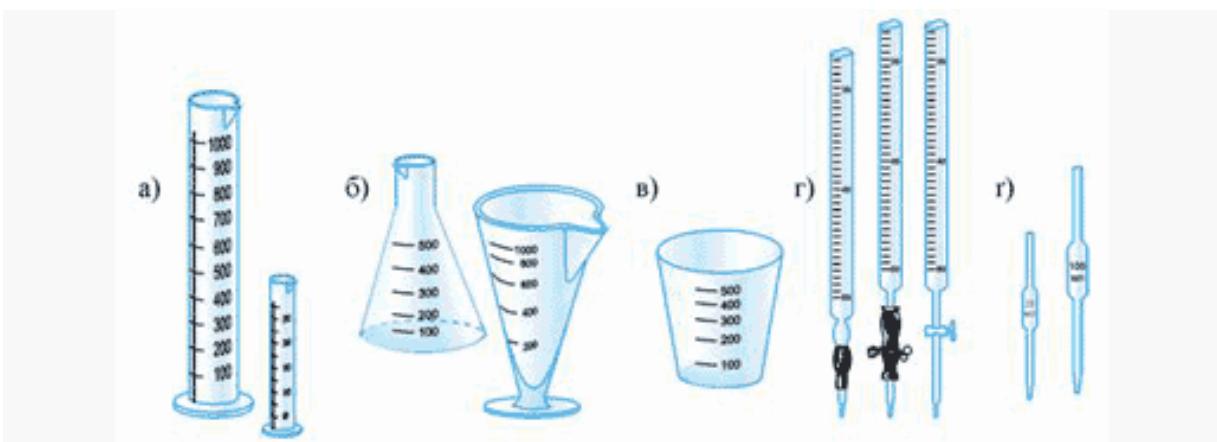


Рис. 16 – Мірний скляний посуд:

- а) мірні циліндри; б) колби; в) склянка; г) бюретки; г) крапельниці.

### *Лабораторне обладнання*

Для нагрівання речовин у хімічних лабораторіях використовують спиртівки, електричні плитки із закритою спіраллю, водяні бані, а при наявності газу – газові пальники. Можна користуватися і сухим пальником, спалюючи його на спеціальних підставках.

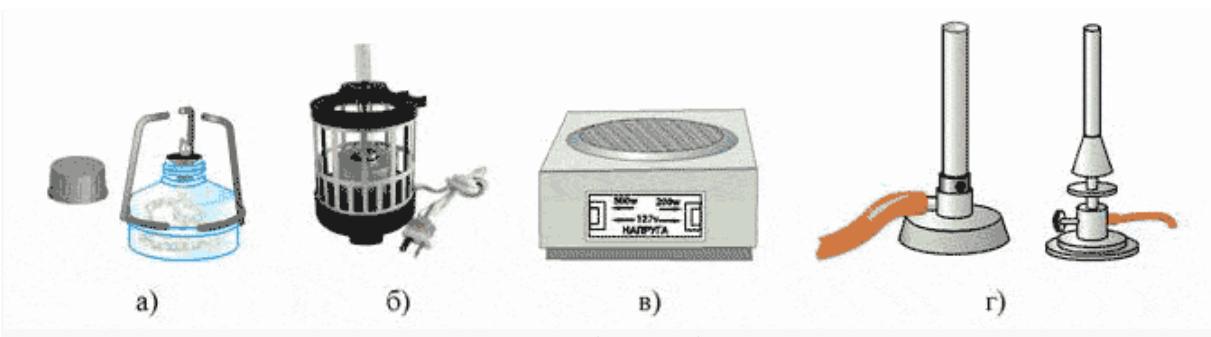


Рис. 17 – Нагрівальні прилади:

- а) спиртівка; б) електрична баня з штативом для пробірок;
- в) електрична плита; г) газові пальники.

Велике значення під час виконання хімічних експериментів має **допоміжне приладдя**: металевий штатив, штатив для пробірок, тигельні щипці, азбестова сітка.

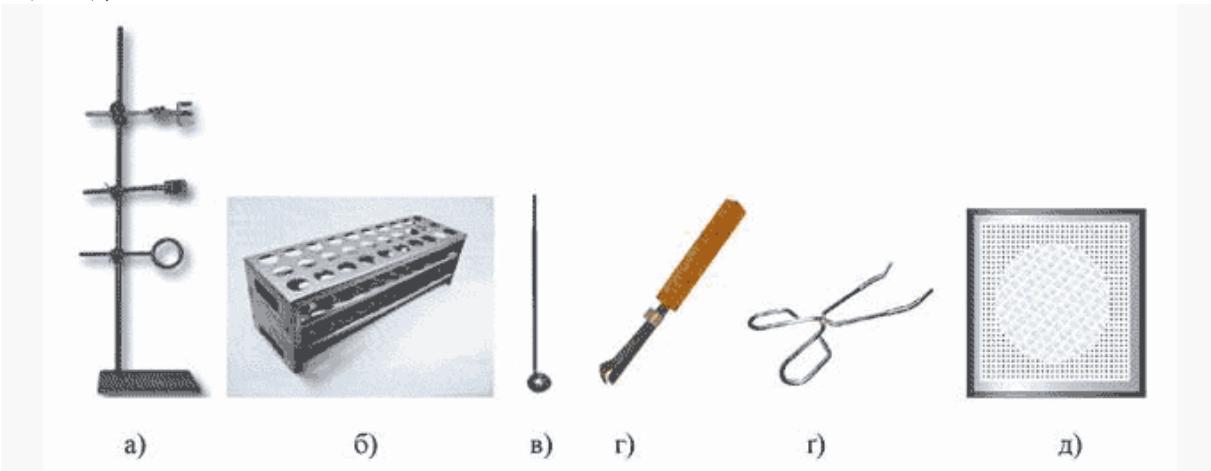


Рис. 18 – Лабораторне обладнання:

- а) штатив металевий; б) штатив для пробірок; в) металева ложечка для спалювання речовин; г) тримач для пробірок; д) тигельні щипці;
- д) азбестова сітка.

Для зважування речовин використовують терези.



Рис. 19 – Лабораторні терези:

- а) аптечні; б) технохімічні; в) аналітичні.

## **РОЗДІЛ І Основні закони хімії**

### **Лабораторна робота №1 Тема: «Зважування на терезах»**

**Мета роботи:** - засвоїти правила безпеки при роботі в хімічній лабораторії;

- ознайомитися з хімічним посудом та пристроями;
- засвоїти техніку виконання лабораторних робіт;
- вивчити пристрій та правила зважування на терезах;
- набути навичок зважування на терезах;
- набути навичок основних прийомів виконання лабораторних робіт;

#### **Завдання на підготовку до лабораторної роботи.**

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 порушується; 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:

$$F_1 \cdot l_1 = F_2 \cdot l_2$$

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, 200, 100, 50, 20, 10 міліграмів.

Не можна 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 вимкнутому 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 за масою.
4. На кінець зважування вказує відхилення стрілки на однакову кількість поділок або знаходження стрілки точно на нульовій відмітці.
5. Для підрахунку маси предмета, що зважують, спочатку записують ціну поділки важків, не знімаючи їх з чаші, а потім переносячи 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:  $260 \text{ мг} = 0,26 \text{ г}$ . Таким чином маса тіла дорівнює 3,26 г.

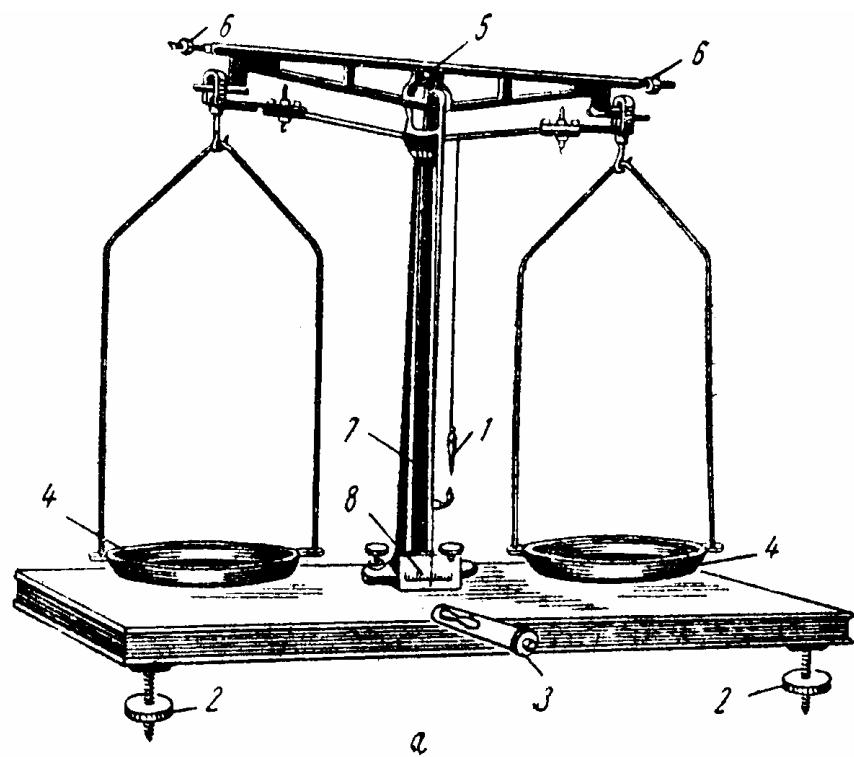
6. По закінченні роботи перевірте, чи прибрані у шухляду важки та пінцет, чи не забруднені чаші, чи опущений аретир – робоче місце повинне бути у порядку.

Аналітичні терези поміщаються у спеціальну шафку з дверцятами, які відчиняються. Шафка захищає терези від пилу та рухів повітря, при яких неможливе точне зважування. Аналітичні демпферні терези

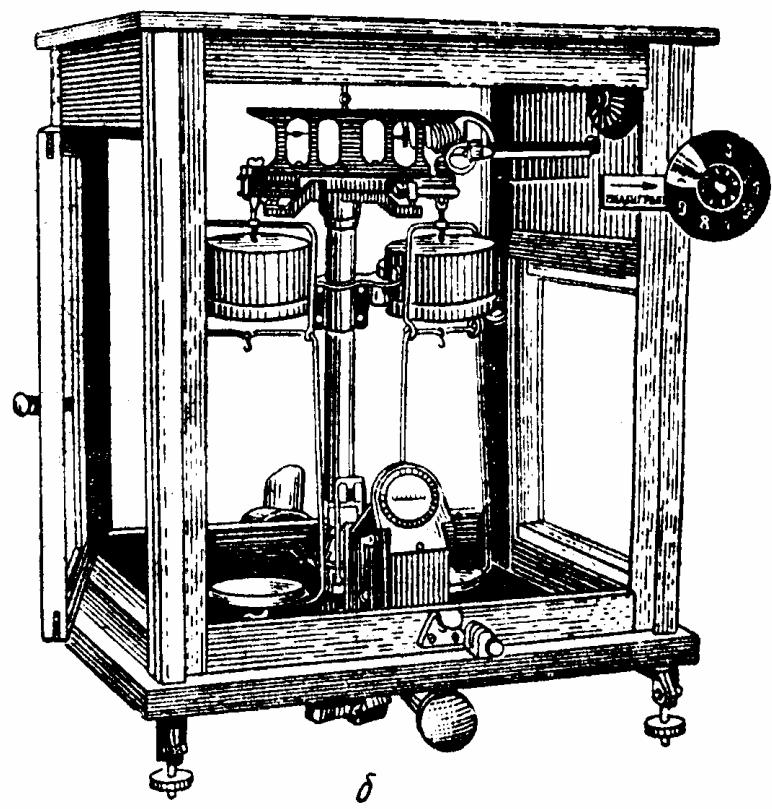
(АДТ-200) мають спеціальне пристосування – демпфер, який швидко припиняє коливання чаш. При роботі з аналітичними терезами зважування з точністю до 1 г проводиться також, як і на технохімічних терезах, тобто за допомогою важків (спеціальний набір у шухляді, який вміщує важки тільки масою у грамах). Десяті (0,1 г) та соті (0,01 г) частки грама визначаються за допомогою спеціального пристосування для опускання на коромисло терезів важків масою від 10 мг до 990 мг.

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

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



*a*



*b*

Рис.1.1 – Технохімічні терези (а):

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

Аналітичні терези марки АДТ-200 (б).

**Прилади, устаткування.** Основною частиною технохімічних терезів (рис. 1.1) є колонка з коромислом (5). На коромислі є три призми: одна з них знаходитьться 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 піdnімають, 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), прикріплена до коромисла, відхиляється вправо та вліво від середньої (нульової) риски шкали (8) на однакову кількість поділок.

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) піdnімають аретир, щоб привести їх у робочий 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!

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

1. Чи правильне твердження: маса речовини, зваженої на технохімічних терезах дорівнює 5,472 г. Чому?
2. Чи правильне твердження: маса речовини, зваженої на технохімічних терезах дорівнює 1,020 г. Чому?
3. Яка точність зважування на технохімічних терезах?
4. Яка точність зважування на аналітичних терезах?
5. Коли можна класи на чаші терезів важки та предмет, що зважують: якщо аретир піdnятий чи вимкнений?
6. Чи можна виконувати зважування відразу після прожарювання речовини?
7. При якій температурі можна зважувати предмети або реактиви?

8. На яку чашу терезів можна ставити предмети та реактиви, на яку – важки?
9. У якому посуді можна зважувати реактиви?
10. Чи можна діставати важки із шухляди руками?
11. Як визначити чи встановлена рівновага терезів?
12. Чи правильний запис: маса речовини, зваженої на технохімічних терезах дорівнює 3,2 г. Враховуючи точність зважування, як треба записати?
13. Вказати, які грамові та міліграмові гирки потрібні, щоб зважити речовину масою 8,705 г; 9,005 на технохімічних терезах.
14. Вказати, які грамові та міліграмові гирки потрібні, щоб зважити речовину масою 0,515 г; 7,998 г на технохімічних терезах.
15. Вказати, які грамові та міліграмові гирки потрібні, щоб зважити речовину масою 3,575 г; 0,993 г на технохімічних терезах.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**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 грамові гірки, їх суму, далі міліграмові гірки, їх суму та загальну масу в грамах.

**Приклад.**

На чашці гирки: 5 г, 2 г, 500 мг, 20 мг, 10 мг.

Підраховуємо вагу: 1)  $5 + 2 = 7$  г; 2)  $500 + 20 + 10 = 530$  мг = 0,53 г;

Маса речовини дорівнює сумі:  $m = 7 + 0,53 = 7,53$  г

**Точність зважування на технохімічних терезах 0,01 г.**

**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, стакана  $m_{(т)}$  (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 неробочому стані терезів

Ретельно записати хід виконання.

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

## Індивідуальне завдання до лабораторної роботи №1

Таблиця 1.1 – Зважування на технохімічних терезах

№ варі- анту	Маса речовини А і Б, (г)	Маса, яку можна зважити на технохімічних терезах для А і Б	Важки, які потрібні для зважування речовин А і Б
1	0,870; 12,9890		
2	1,009; 0,7866		
3	10,9876; 0,6654		
4	11,667; 5,0098		
5	0,7865; 9,0056		
6	3,4534; 89,0987		
7	1,1145; 0,3456		
8	0,999; 34,6578		
9	4,3478; 0,1456		
10	0,2312; 12,4545		
11	9,4545; 0,7776		
12	2,4523; 0,1212		
13	0,3412; 7,4512		
14	4,2398; 7,1289		
15	1,1787; 0,4598		
16	22,6712; 0,222		
17	0,9998; 7,5454		
18	5,5555; 0,2211		
19	0,4949; 6,1298		
20	7,2398; 0,3455		
21	0,1435; 4,2398		
22	6,1211; 0,6666		
23	0,7765; 11,564		
24	6,5432; 0,761		
25	0,8412; 99,762		
26	56,3452; 0,011		
27	0,0999; 7,0453		
28	8,0099; 0,0065		
29	5,6784; 0,5005		
30	7,0077; 0,5409		

## **Лабораторна робота №2**

### **Тема: «Визначення хімічних формул кристалогідратів»**

**Мета роботи:** за результатами експерименту визначити хімічну формулу кристалогідрату купрум сульфата (мідного купоросу)  $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  за методом відгонки леткого компоненту ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

#### **Завдання на підготовку** до лабораторної роботи.

Найважливішим практичним наслідком атомно-молекулярної теорії, закону збереження маси було створення хімічної алгебри, яка дозволила робити найрізноманітніші розрахунки. Ці розрахунки ґрунтуються на тому, що склад кожної речовини можна виразити хімічною формулою. В основі цих розрахунків лежать закони збереження маси, сталості складу, кратних відношень, газові закони Гей-Люссака і Авогадро.

Розділ хімії, що вивчає розрахунки кількісних співвідношень між елементами у сполуках або між речовинами у хімічних реакціях (стехіометричні розрахунки), називається *стехіометрією*.

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

Символи хімічних елементів (які ввів ще в 1813 р. Й.Я.Берцеліус) означають:

- назву елементів (початкові літери їхніх латинських назв);
- один атом елемента;
- один моль його атомів;
- відносну атомну масу елемента  $A_r$ .

Наприклад, символ С може означати один атом Карбону, один моль його атомів або 12 атомних одиниць маси (12 г ) Карбону.

Більш складні формули відображають:

- назву речовини;
- молекулу речовини;
- один моль речовини;
- елементи, які входять до складу речовини;
- кількість речовини кожного з елементів;
- відносну молекулярну масу речовини  $M_r$ .

Наприклад, хімічна формула  $\text{H}_2\text{O}$  показує, що ця речовина – вода, одну молекулу води, один моль води. Вказує склад сполуки: Гідроген та Оксиген; також кількість речовини кожної зі складових: один моль води містить 2 моль атомарного Гідрогену та 1 моль атомарного Оксигену. Відносна молекулярна маса води дорівнює 18 а.о.м.( $M_r = \sum nA_r$ )

Формули речовин бувають **найпростіші**, або емпіричні та справжні - **істинні**, або молекулярні.

Найпростіша формула показує простий атомарний склад молекули речовини, який відповідає співвідношенню між кількостями атомів елементів, які утворюють речовину.

Наприклад, за даними аналізу, речовина глюкоза містить 40,0% Карбону, 6,72% Гідрогену і 53,28% Оксигену. Тобто, маси цих складових молекули відносяться як 40,0 : 6,72 : 53,28.

Позначимо шукану формулу глюкози як  $C_xH_yO_z$ , де  $x$ ,  $y$ ,  $z$  – числа атомів Карбону, Гідрогену і Оксигену в молекулі.

Маси атомів цих елементів дорівнюють:

$$C = 12,01; \quad H = 1,01; \quad O = 16,0 \text{ а.о.м.},$$

тому у складі молекули глюкози є  $12,01x$  а.о.м. Карбону;  $1,01y$  а.о.м. Гідрогену і  $16,0z$  а.о.м. Оксигену.

Відношення цих мас дорівнює:  $12,01x : 1,01y : 16,0z$ .

Але ці ж відношення вже отримані за аналізом глюкози, тому запишемо:

$$12,01x : 1,01y : 16,0z = 40,0 : 6,72 : 53,28$$

Відповідно до властивостей пропорції маємо:

$$x : y : z = \frac{40,0}{12,01} : \frac{6,72}{1,01} : \frac{53,28}{16,0} = 3,33 : 6,65 : 3,33$$

Відношення складових необхідно виразити відношенням цілих чисел, для цього необхідно поділити одержані співвідношення на **найменшу величину** (3,33). Якщо і після цього отримаємо дрібні числа, то потрібно помножити кожний член співвідношення на таке однакове число, щоб отримати цілі числа. В молекулі глюкози отримуємо  $x : y : z = 1 : 2 : 1$ .

Це відповідає формулі  $CH_2O$  - найпростіший, або емпіричній.

Для знаходження молекулярної або **істинної** формули речовини, потрібно знати її молярну масу,  $M(\text{глюкози}) = 180 \text{ г/моль}$ .

Визначаємо молярну масу найпростішої формули:

$$M(CH_2O) = 30 \text{ г/моль.}$$

Молекулярна формула сполуки  $M(\text{глюкози})$ :  $M(CH_2O) = 180 : 30 = 6$  разів більша найпростішої, тому відношення атомів у молекулі потрібно збільшити у 6 разів. **Істинна** формула є  $C_6H_{12}O_6$ .

Співвідношення компонентів молекули дорівнює відношенню **кількості речовини** кожного атома в молекулі.

$$v = \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{M}}.$$

де  $\mathbf{m}$  – маса компонента (атома), а  $\mathbf{M}$  – молекулярна маса цього компонента (атома).

За хімічною формулою газоподібної речовини можна визначити деякі її кількісні характеристики: масову частку, молярну масу, густину, відносну густину за будь-яким газом тощо. Та й за цими характеристиками можна визначати хімічні формули речовини.

На основі закону Авогадро визначають молярні маси газоподібних речовин. Оскільки в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул і моль газів, то

$$v_1 = v_2$$

$$v = \frac{m}{M}.$$

де  $m$  – маса газу, а  $M$  – молярна маса газу, звідси

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

Тобто відношення мас рівних об'ємів різних газів дорівнює відношенню їх молярних мас. Позначивши

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

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

Отже, **відносна густина** газу дорівнює відношенню молярної або відносної молекулярної маси даного газу до молярної або відносної молекулярної маси газу, який взято за зразок.

Найчастіше відносну густину газу визначають за воднем  $D_{H_2}$  або за повітрям  $D_{пов.}$  ( $M(H_2) = 2$  г/моль,  $M(\text{пов.}) = 29$  г/моль).

Якщо відома відносна густина за якимось газом, то молярну масу невідомого газу визначають:

$$M = M(\text{газу відом.}) D(\text{за цим газом})$$

Визначення формул речовин розглянемо на прикладах.

### *Приклади розв'язання завдань*

#### *Визначити найпростішу формулу сполуки*

За кількісним аналізом встановлюють відсотковий вміст елементів і визначають формули.

*Приклад 1.* Ферум оксид містить 70,0% Феруму. Визначити найпростішу формулу цього оксиду.

Розв'язання: Відсотковий вміст відповідає масовому вмісту елементів, тобто 100 г сполуки містить 70,0 г Феруму; Вміст Оксигену обчислюють:

$$100 - 70,0 = 30,0 \text{ г}$$

Атомні маси Fe та O дорівнюють:

$$\text{Ar(Fe)} = 56 \text{ г/моль}, \text{Ar(O)} = 16 \text{ г/моль}$$

Співвідношення кількості моль Феруму та Оксигену визначаємо:

$$v(\text{Fe}) : v(\text{O}) = \frac{70,0}{56} : \frac{30,0}{16} = 1,25 : 1,875 = 1 : 1,5 = 2 : 3$$

Відношення складових необхідно виразити відношенням цілих чисел, для цього необхідно поділити одержані співвідношення на **найменшу величину** (1,25). Якщо і після цього отримаємо дрібні числа, то потрібно помножити кожний член співвідношення на таке однакове число, щоб отримати цілі числа. В молекулі оксиду таке число 2.

Найпростіша формула:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

### *Визначення хімічної формули за відносною густиноро*

*Приклад 2.* Відносна густина галогеноводню за повітрям дорівнює 0,69.

Визначити густину цього газу за воднем та вкажіть формулу і назву.

Розв'язання:

1. Визначаємо молярну масу галогеноводню (НГ):

$$\begin{aligned} M &= M(\text{газу відом.}) \cdot D(\text{за цим газом}); \\ M(\text{НГ}) &= M \text{ пов.} \cdot D(\text{пов.}) = 29 \cdot 0,69 = 20 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

2. Обчислюємо молярну (атомну) масу галогену:

$$M(\Gamma) = M(\text{НГ}) - M(\text{H}) = 20 - 1 = 19 \text{ г/моль}$$

Це атомна маса галогена Флуора, а газ має назву фтороводень **HF**.

3. Обчислюємо відносну густину HF за воднем:

$$D(\text{H}_2) \cdot (\text{HF}) = \frac{20}{2} = 10;$$

*Відповідь:* газ – HF фтороводень, відносна густина його за воднем дорівнює 10.

## *Визначення формули кристалогідрату*

*Приклад 3.* Масова частка кристалізаційної води в кристалогідраті  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  дорівнює 0,63. Визначити формулу кристалогідрату.

Розв'язання:

Формулу кристалогідрату можна визначити за співвідношенням кількості речовини складових кристалогідрату, тобто безводної солі та води:

$$v(\text{солі}) : v(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{Na}_2\text{CO}_3) : v(\text{H}_2\text{O})$$

Масова частка ( $\omega$ ) означає кількість грам компонентів в 100 г речовини.

Тобто,  $\omega(\text{H}_2\text{O}) = 0,63$  вказує, що 100 г речовини містить 63 г води, тоді вміст сухої речовини обчислимо:

$$100 - 63 = 37 \text{ г безводної солі.}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль; } M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$$

Знаходимо співвідношення кількостей речовини безводної солі та води:

$$v(\text{Na}_2\text{CO}_3) : v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{37}{106} \text{Na}_2\text{CO}_3 : \frac{63}{18} \text{H}_2\text{O} = 0,35 : 3,5 = 1 : 10$$

(дрібні співвідношення поділили на найменше значення)

Формула кристалогідрату –  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

*Відповідь:* в формулі кристалогідрату на один моль  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  припадає  $10\text{H}_2\text{O}$  моль води.

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

1. Сформулюйте поняття: атом, молекула, елемент.
2. Які закони є основними законами стехіометрії.
3. Що називають простою речовиною, складною речовиною?
4. Що означають символи хімічних елементів?
5. Що визначає хімічна формула простої речовини?
6. Що називають відносними атомними та молекулярними масами? Їх одиниці виміру та позначення.
7. В яких одиницях вимірюють атомну і молярну маси, як їх позначають?
8. Що називають кількістю речовини? Одиниці виміру.
9. Сформулювати основні положення атомно-молекулярного вчення.
10. Що називають сталою Авогадро, чому вона дорівнює?
11. На який підставі визначають найпростішу формулу?

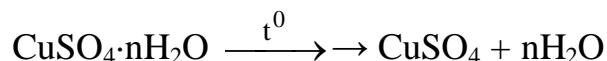
12. Чим відрізняється найпростіша формула сполуки від молекулярної?
13. Як можна підтвердити, що формула сполуки є істинною?
14. Яку кількість структурних одиниць містить 1 моль речовини?
15. Як визначають формули складних сполук, таких як кристалогідрати?

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прилади та реактиви:** аналітичні або технохімічні терези та рівноважки; піщана баня; фарфоровий тигель; тигельні щипці; ексикатор. Кристалогідрат  $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  (мідний купорос).

### Хід визначення

Відгонка леткого компоненту ( $\text{H}_2\text{O}$ ) кристалогідрату ґрунтуються на висушуванні та прожарюванні досліджуваного зразка при певній температурі до сталої маси. Руйнування відбувається за рівнянням:



На технохімічних терезах зважити чистий прожарений тигель з точністю до 0,01 г. Покласти в нього приблизно 1 – 1,2 г розтертого кристалогідрату і знову зважити. В робочому зошиті записувати маси після кожного зважування і заповнити таблицю.

Зважений тигель з сіллю поставити у піщану баню, так, щоб тигель на  $\frac{3}{4}$  своєї висоти був занурений в пісок. Температура має бути до 210-220 °C, блакитний порошок при цьому поступово стає блідим. Понад 20 хвилин, коли сіль в тиглі стане майже білою, нагрівання припиняють. Гарячий тигель беруть тигельними щипцями і переносять в ексикатор для охолодження.

Після охолодження тигель зважити. Прожарювання виконують два рази. Маси солі після двох прожарювань відрізняються не більш ніж на 0,01 г, то прожарювання закінчiti. В іншому разі всю операцію повторюють ще раз.

Таблиця 2.1 – Експериментальні та розрахункові данні (маси в грамах)

Маса пустого тигля, <b><math>m_1</math></b>	Маса тигля з кристалогідратом, <b><math>m_2</math></b>	Маса кристалогідрату, <b><math>m_3</math></b>	Маса тигля після прожарювання, <b><math>m_4</math></b>	Маса випаруваної води, <b><math>m_5</math></b>	Маса безводної солі, <b><math>m_6</math></b>

## *Обчислення результатів*

**1.** Визначення маси кристалогідрату:

$$\mathbf{m_3 = m_2 - m_1}$$

**2.** Визначення маси випарованої води:

$$\mathbf{m_5 = m_2 - m_4}$$

**3.** Визначення маси безводної солі:

$$\mathbf{m_6 = m_4 - m_1}$$

**4.** Визначення співвідношення кількостей речовини складових частин молекули кристалогідрату (безводної солі до випарованої води)

$$v(\text{безводн.солі}) : v(H_2O) = v(CuSO_4) : v(H_2O)$$

**5.** Визначення співвідношення  $v(CuSO_4) : v(H_2O)$  цілими числами.

**6.** Знаходження простішої формули кристалогідрату.

Зробити висновки.

**Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №2**

55

№ варіанта	<b>Завдання 1</b> Визначити найпростішу формулу речовини, що містить:	<b>Завдання 2</b> Визначить молекулярну формулу речовини, якщо відома відносна густина за воднем $D(H_2)$ або за повітрям $D(\text{пов.})$	<b>Завдання 3</b> Визначить формулу кристалогідрату за результатами аналізу:		
			<b>m</b> <b>криста-</b> <b>логідрату, г</b>	<b>m</b> <b>безводної</b> <b>солі, г</b>	<b>m</b> <b>води, г</b>
1	56% V; ванадій оксид	92,3%C; 7,7% H; $D(\text{пов.}) = 2,7$	2,87	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	- 1,08
2	74,2% Na; натрій оксид	77,4%C; 7,5%H; 115,1%N; $D(\text{пов.}) = 3,2$	-	$\text{CrCl}_3$	1,585 0,72
3	63,64% N; нітроген оксид	36,8Fe; 31,6%Ti; 31,6%O; $D(\text{пов.}) = 5,24$	3,29	$\text{ReCl}_4$	2,57 -
4	80,25% Zn; цинк оксид	34,6%Cu; 30,4%Fe; 35,0%; $D(\text{пов.}) = 6,35$		$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$	3,95 0,9
5	36,84% N; нітроген оксид	40%Ca; 12%C; 48%O; $D(\text{пов.}) = 3,45$	2,78	$\text{FeSO}_4$	- 1,26
6	68,4% Cr; хром оксид	32,8%Cr; 67,2%Cl $D(\text{пов.}) = 5,47$	-	$\text{Na}_2\text{CrO}_3$	2,92 1,08
7	25,93% N; нітроген оксид	24,4%Ca; 23,52%S; 47,08%O; $D(H_2) = 68$	5,94	$\text{MnCl}_2$	3,78 -
8	44,1% Fe; ферум хлорид	32,87%Na; 12,85%Al; 54,28%F; $D(H_2) = 68$	-	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$	3,48 0,72
9	43,65% Mn; манган хлорид	18,4%Fe; 60,5%W; 21,1%O; $D(\text{пов.}) = 10,48$	3,44	$\text{CaHPO}_4$	- 0,72
10	36% Ca; кальцій хлорид	40,37%Zn; 19,88%S; 39,75%O; $D(\text{пов.}) = 5,55$	-	$\text{VOSO}_4$	1,62 0,58
11	20,2% Al; алюміній хлорид	26,53%K; 35,37%Cr; 38,1%O; $D(\text{пов.}) = 10,14$	4,12	$\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	3,4 -
12	45,6% Sn; станум хлорид	77,4%C; 7,5%H; 15,1%N; $D(\text{пов.}) = 3,21$	3,36	$\text{Na}_2\text{Te}$	- 1,62
13	74,5% Pb; плюмбум хлорид	87,5%N; 12,5%H; $D(H_2) = 16$	-	$\text{MnF}_3$	4,48 1,44
14	66,25% Bi; вісмут хлорид	75,76%As; 24,24%O; $D(\text{пов.}) = 13,65$	6,66	$\text{BaS}_2\text{O}_6$	5,94 -
15	34,5% Fe; ферум хлорид	78,76%B; 21,82%H ; $D(\text{пов.}) = 0,966$	-	$\text{MnSO}_4$	15,1 7,2

16	59% Na; натрій сульфід	65,3%Cu; 32,65%O; 2,04%H; D(H <sub>2</sub> ) = 49	5	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	3,92	-
17	55,56% Ca; кальцій сульфід	30,87%Na; 47,65%Cl; 21,48%O; D(H <sub>2</sub> ) = 37,25	31,4	Na <sub>3</sub> MnO <sub>4</sub>	-	12,6
18	42,9% Mg; магній сульфід	38,6%K; 13,86%N; 47,54%O; D(пов) = 3,48	2,74	CrSO <sub>4</sub>	1,48	-
19	46,67% Fe; ферум сульфід	55,19%K; 14,62%P; 30,19%O; D(пов) = 7,31	-	NaOCl	7,45	9
20	52% Cr; хром сульфід	57,5%Na; 40%O; 2,5%H; D(H <sub>2</sub> ) = 20	5,33	CrCl <sub>3</sub>	-	2,16
21	32,77% K; калій бромід	68,52%Bi; 5,25%Br; 26,23%O; D(пов) = 10,52	-	NaOCl	2,98	0,72
22	23,5% K; калій йодид	20,2%P; 10,42%O; 69,38%Cl; D(пов) = 5,29	5,74	Mn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	-	2,16
23	7,5% P; фосфор йодид	26,62%K; 40,61%Sn; 32,77%S; D(пов) = 10,01	-	Na <sub>2</sub> CrO <sub>3</sub>	1,46	0,54
24	11,44% P; фосфор бромід	31,84%K; 48,56%Sn; 19,6%O; D(пов) = 8,45	1,98	MnCl <sub>2</sub>	1,26	-
25	54,76% Na; натрій фторид	3,06%H; 31,64%P; 65,3%O; D(H <sub>2</sub> ) = 49	6,72	Na <sub>2</sub> Te	-	3,24
26	29,63% O; оксиген фторид	96,15%As; 3,85%H; D(пов) = 2,7	-	MnF <sub>3</sub>	2,24	0,72
27	26,9% Si; силіцій фторид	75,766%As; 24,24%O; D(пов) = 13,65	3,33	BaS <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	2,97	-
28	51,3% Ca; кальцій фторид	82,76%C; 17,24%H; D(пов) = 2,01	-	MnSO <sub>4</sub>	1,51	0,72
29	32% Al; алюміній фторид	24,24%C; 4,05%H; 71,71%Cl; D(пов) = 3,42	-	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	3,92	1,08
30	14,87% P; фосфор хлорид	46,15%C; 53,85%N; D(пов) = 1,79	3,14	Na <sub>3</sub> MnO <sub>4</sub>	-	1,26

### Лабораторна робота №3

#### 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 сталої 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:*

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

*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:  $f_{екв}(O_2) = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}; \quad f_{екв}(Zn) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}.$

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

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

Наприклад:  $f_{екв.}(MnO_2) = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}; \quad f_{екв.}(Na_2O) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2};$

$$f_{екв.}(Al_2O_3) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}.$$

*Фактор еквівалентності гідроксидів* дорівнює оберненій величині їх кислотності (кількості гідроксид-іонів  $OH^-$ ):

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

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

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

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

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

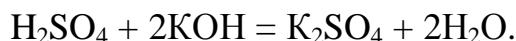
*Фактор еквівалентності солі* дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на ступінь окиснення металу:

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

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.

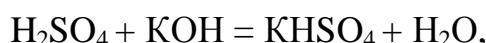
Наприклад:



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

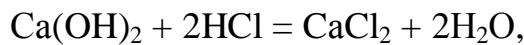
$$f_{екв.}(H_2SO_4) = \frac{1}{2}; \quad f_{екв.}(K_2SO_4) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2},$$

але якщо реакція відбувається за рівнянням:



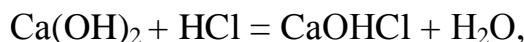
то  $f_{екв.}(H_2SO_4) = 1$ , та  $f_{екв.}(KHSO_4) = 1$ , тому що тільки один йон  $H^+$  заміщається на один йон  $K^+$ .

У рівнянні хімічної реакції



$$f_{екв.}(Ca(OH)_2) = \frac{1}{2} \quad \text{та} \quad f_{екв.}(CaCl_2) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2},$$

якщо реакція відбувається за рівнянням:



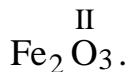
то:  $f_{екв.}(Ca(OH)_2) = 1$  та  $f_{екв.}(CaOHCl) = 1$ .

## *Приклади розв'язання завдань*

*Приклад 1.* Визначити молярну масу еквівалента металу в оксиді  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Розв'язання:

1. Визначаємо валентність Феруму: (валентність Оксигену в оксидах дорівнює двом (II)).



Керуючись правилом: *добуток числа атомів елемента в молекулі на валентність елемента повинен бути однаковим*, виконуємо розрахунок для Валентність Fe =  $(3 \times 2) / 2 = 3$ .

2. За формулою  $B = \frac{M}{M_{\text{екв}}}$  знаходимо  $M_{\text{екв}}(\text{Fe}) = \frac{M(\text{Fe})}{B(\text{Fe})}$

$$M_{\text{екв}}(\text{Fe}) = \frac{56}{3} = 18,67 \text{ (г/моль)}.$$

*Відповідь:* молярна маса еквівалента Феруму в його оксиді дорівнює:  $M_{\text{екв}}(\text{Fe}) = 18,67 \text{ г/моль}$ .

*Приклад 2.* Визначити молярну масу еквівалента металу знаючи, що його хлорид містить 56% хлору. Молярна маса еквівалента Хлору дорівнює 35,5 г/моль

Розв'язання:

1. В умовах наведено масова частка, то відповідно до маси 100 г, її можна визначати за масу: 100 г речовини містить 56 г хлору, тоді маса металу:

$$m(\text{Me}) = m(\text{спол.}) - m(\text{Cl}) = 100 - 56 = 44 \text{ г}$$

2. За законом еквівалентів:  $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{екв}1}}{M_{\text{екв}2}}$ , де 1 – Cl, 2 – Me;

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

$$M_{\text{екв}}(\text{Me}) = 35,5 \cdot \frac{44}{56} = 27,9 \text{ г/моль}$$

*Відповідь:* молярна маса еквівалента металу в його хлориді дорівнює:  $M_{\text{екв}}(\text{Me}) = 27,9 \text{ (г/моль)}$

*Приклад 3.* Алюміній, масою 5 г при взаємодії з Оксигеном утворив 9,44 г оксиду. Визначити молярну масу еквівалента металу та його валентність. Вказати хімічну формулу алюміній оксиду.

Розв'язання:

1. Знаходимо масу Оксигену:

$$m(O) = m(\text{спол.}) - m(Al) = 9,44 - 5 = 4,44 \text{ г.}$$

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

3. За виразом  $M_{\text{екв}}(Me) = m(Me) \cdot \frac{M_{\text{екв}}(O)}{m(O)};$

$$M_{\text{екв}}(Al) = m(Al) \cdot \frac{M_{\text{екв}}(O)}{m(O)};$$

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

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

Хімічна формула алюміній оксида:  $Al_2O_3$ .

*Відповідь:* молярна маса еквівалента металу Алюміній в його оксиді дорівнює:  $M_{\text{екв}}(Al) = 9 \text{ г/моль}$ ; валентність дорівнює 3; хімічна формула  $Al_2O_3$ .

*Приклад 4.* 5,2 г металу взаємодіють з 3,5 г азоту, утворив нітрид. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо його валентність дорівнює 1, а валентність Нітрогену дорівнює 3. Вказати який це метал.

Розв'язання:

1. Розрахуємо  $M_{\text{екв}}(N)$ :

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

2. За законом еквівалентів:  $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{екв}1}}{M_{\text{екв}2}}$  де 1 – Me, 2 – N;

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

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

3. Молярна маса Me:  $M(Me) = B(Me) \cdot M_{\text{екв}}(Me) = 6,9 \cdot 1 = 6,9 \text{ г/моль.}$

4. Це метал – літій, молярна маса якого дорівнює 6,9 г/моль

*Відповідь:* молярна маса еквівалента металу Літій дорівнює 6,9 г/моль.

**Приклад 5.** Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо 0,46 г його витискає з кислоти 62,35 см<sup>3</sup> водню, зібраного над водою при температурі 17 °C та тиску 764,52 мм рт.ст. Тиск водяної пари при цій температурі дорівнює 14,53 мм рт.ст.

Розв'язання:

1. За законом еквівалентів  $\frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{екв1}}{V_{екв2}}$ , де 1 – Me, 2 – газ;

2.  $V_{екв}(H_2) = f_{екв}(H_2) \cdot V_M(H_2) = f_{екв}(H_2) \cdot 22,4 \text{ дм}^3 = \frac{1}{2} \cdot 22,4 \text{ дм}^3 = 11,2 \text{ дм}^3$ ;

3.  $V_{екв}(H_2)$  за нормальніх умов, тому і  $V(H_2)$  має бути за н.у..

Формулу об'єднаного газового закону Бойля-Маріотта і Гей-Люссака використовують для розрахунку об'єму водню за нормальніх умов:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$$

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

$$(764,52 - 14,53) 62,35 \cdot 273 / 760 (273 + 17) = 57,92 \text{ см}^3 = 0,05792 \text{ дм}^3$$

4. Визначаємо молярну масу еквівалента металу

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Zn) \cdot V_{екв}(H_2)}{V_0(H_2)} = 0,46 \cdot \frac{11,2}{0,05792} = 88,9 \text{ г/моль.}$$

*Відповідь:* молярна маса еквівалента металу дорівнює 88,9 г/моль.

### 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 еквівалента 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 ( $\text{NaOH}$ ). Визначити молярну масу еквівалента кислоти.
11. 1,6 г кальцію ( $\text{Ca}$ ) та 2,61 г цинку ( $\text{Zn}$ ) витісняють з кислоти однакову кількість водню ( $\text{H}_2$ ). 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 ( $\text{HCl}$ ) 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 брому та з 1,73 г сірки. Розрахуйте молярні маси еквівалента брому та металу, якщо молярна маса еквівалента сірки дорівнює 16 г/моль.
14. Маса 1  $\text{dm}^3$  кисню ( $\text{O}_2$ ) дорівнює 1,4 г. Скільки  $\text{dm}^3$  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  $\text{dm}^3$  кисню ( $\text{O}_2$ ). 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 ( $\text{HCl}$ ), мірний циліндр.

### Хід визначення

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

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

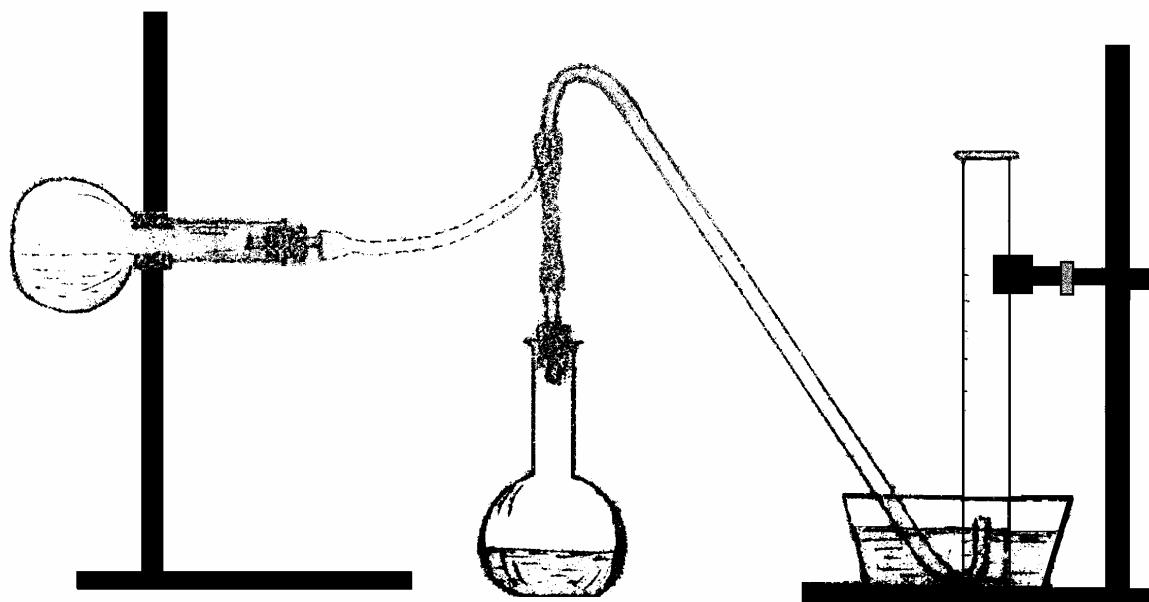
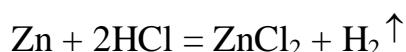


Рис.3.1 – Схема приладу для визначення молярної маси еквівалента металу за об’ємом витисненого водню.

На технохімічних терезах зважують наважку металевої стружки або порошку (Zn), яка близька до 0,1 г. Цю наважку цинку (на маленьковому шматочку фільтровального паперу, згорнутому у кульок) поміщають на стінку шийки колби, яка попередньо була протерта. 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 ( $a_1$ , см<sup>3</sup>), потім різко повертають колбу у вертикальне положення так, щоб наважка цинку попала у кислоту. Відбувається хімічна реакція, в результаті якої виділяється водень (H<sub>2</sub>), що надходить відвідною трубкою та витісняє воду з евдіометра:



Після закінчення реакції:

- відмічають кінцевий рівень води в евдіометрі –  $a_2$  (см<sup>3</sup>) та знаходять об’єм водню (см<sup>3</sup>), що виділився, за формулою:

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

- лінійкою замірюють висоту стовпчика води, що залишилась 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<sub>атм</sub>**. (мм рт. ст.);
- відмічають температуру під час досліду за термометром, що знаходиться у лабораторії – **t °C**;
- у таблиці (додаток №2), знаходять значення тиску водяної пари при температурі досліду – **h<sub>1</sub>** (мм рт. ст.).

**Результати вимірювань** зводять у таблицю 3.1:

<b>m (Zn), Г</b>	<b>a<sub>1</sub>, см<sup>3</sup></b>	<b>a<sub>2</sub>, см<sup>3</sup></b>	<b>V(H<sub>2</sub>), см<sup>3</sup></b>	<b>h<sub>2</sub>, мм</b>	<b>h<sub>1</sub>, мм рт. ст.</b>	<b>P<sub>атм</sub>, мм рт. ст.</b>	<b>t °C</b>

### Розрахунки:

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

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} \Rightarrow V_0(H_2) = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{P_0 \cdot T} = \frac{(P_{atm} - h_1 - \frac{h_2}{13,6} \cdot V(H_2)) \cdot 273}{760 \cdot (273 + t^0C)},$$

де: 13,6 – густина ртути.

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

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

### Розрахунок похибки досліду:

Відносну похибку досліду у відсотках розраховують за формуллою:

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

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

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

Запишіть кінцевий результат з урахуванням похибки досліду.  
Зробіть висновок.

**Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №3**

№ варіанту	Розрахувати $f_{екв}$ речовини та підкресленого елементу	Розрахувати об'єм еквіваленту газоподібної речовини	Розрахувати КВЕ ( $\eta_{екв}$ ) речовини, якщо її маса (г) дорівнює...
1	<u>Ca(OH)</u> <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 41
2	K <sub>2</sub> <u>SiO</u> <sub>3</sub>	O <sub>2</sub>	CuSO <sub>4</sub> 135,5
3	<u>CaSO</u> <sub>4</sub>	CO <sub>2</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub> 36
4	KHS <u>O</u> <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> OHC <sub>l</sub>	HCl	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> 149
7	Mg <u>Cl</u> <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>CO</u> <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>PO</u> <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>PO</u> <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>OH</u> ) <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub>	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> 38,2
20	KHS	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	Ca <u>O</u>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	MgOHC <sub>l</sub> 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> <u>Cr</u> <sub>2</sub> O <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	K <u>NO</u> <sub>3</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	Fe(OH) <sub>2</sub> 27,5

## РОЗДІЛ II Загальні закономірності перебігу хімічних процесів, їх енергетика, кінетика, хімічна рівновага

### Лабораторна робота № 4

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

**Мета роботи:** - визначити енталпію 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 грама води на один градус Цельсія. В системі СІ кількість теплоти визначається в джоулях (Дж). Одна калорія еквівалентна 4,18 Дж (1 кал ≈ 4,18 Дж).

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

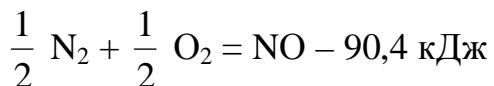
**Екзотермічними** називаються реакції, які відбуваються з виділенням теплоти.

Наприклад:



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

Наприклад:

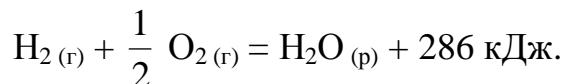


*Хімічні рівняння, в яких зазначається кількість виділеної або ввібраної теплоти, називаються **термохімічними**.*

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 обертового руху частинок, тобто з кінетичної енергії частинок, а також потенційної, зумовленої 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 ізохоричному 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 ізобаричного процесу перший закон термодинаміки можна записати таким чином

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

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

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

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

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

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

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

$$\Delta H = -Q_p$$

Для ізохоричного 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.

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

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

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

Енталпія характеризує працювання частинок до укрупнення та є мірою впорядкованості системи.

**Енталпія хімічної реакції** – кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при хімічній реакції за умов, що реакція йде за заданим рівнянням і відноситься до кількості речовин, які беруть участь в реакції.

Вона позначається  $\Delta H_{хім. p-i}$  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 Лавуазье-Лапласса (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 енталпії або внутрішньої енергії) системи залежить лише від початкового та кінцевого станів реагуючих речовин і 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 Лавуазье-Лапласса* є першим наслідком закону Гесса:  
ентальпія утворення речовини дорівнює енталпії її розкладу з протилежним знаком:

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

2. Другий наслідок – *правило Гесса*:

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

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

Для термохімічних розрахунків часто використовують наслідки із закону Гесса. Значення  $\Delta S$  та  $\Delta G$  реакцій обчислюють за методом, аналогічним методу обчислення  $\Delta H_{x.p.}$

### **Приклади розв'язання завдань**

#### **Приклад 1.**

Користуючись даними табл. 4.1. розрахувати зміну енталпії хімічної реакції та зробити висновок щодо характеру процесу:

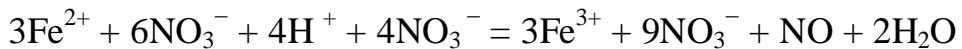


#### Розв'язання.

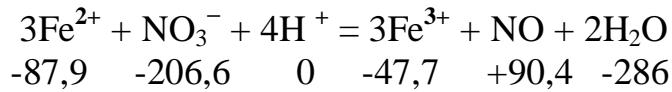
1. Запишемо молекулярне рівняння реакції, враховуючи агрегатний стан речовин:



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



3. Далі пишуть скорочене рівняння та вказують значення  $\Delta H_{298}^0$  під хімічними формулами речовин в кДж/моль, які знайшли у таблиці 4.1:



4. Запишемо правило Гесса в загальному вигляді:

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

5. Запишемо правило Гесса для даного рівняння:

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

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

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

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

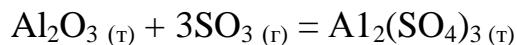
*Відповідь:*  $\Delta H_{x.p.} = -154,4 \text{ кДж}$ ; процес екзотермічний.

### Приклад 2.

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

*Розв'язання.*

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



2. За правилом Гесса:

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

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 4.1 – Стандартні енталпії утворення  $\Delta H^\circ_{298}$ , ентропії  $S^\circ_{298}$  та вільна енергія утворення  $\Delta G^\circ_{298}$  деяких речовин та іонів при 298 °К(25°C)

Речовина	$\Delta H^\circ_{298}$ кДж/моль	$S^\circ_{298}$ Дж/(моль·К)	$\Delta G^\circ_{298}$ кДж/моль
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (к.)	-3442,2	239,2	-3101
$\text{Al}_2\text{O}_3$ (к.)	-1676,0	50,9	-1582,0
$\text{AlCl}_3$ (к.)	704,2	109,3	628,6
$\text{As}_2\text{O}_5$ (к.)	- 924,9	105,4	-782,4
$\text{H}_3\text{AsO}_3$ (р.)	- 747,2	179,3	640,5
$\text{H}_3\text{AsO}_4$ (р.)	- 902,5	205	- 765,7
$\text{CH}_4$ (г.)	-74,9	186,2	-50,8
$\text{C}_2\text{H}_4$ (г.)	52,3	219,4	68,1
$\text{C}_2\text{H}_2$ (г.)	+226,8	200,8	+209,2
$\text{C}_6\text{H}_6$ (р.)	82,9	269,2	129,7
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (р.)	-277,6	160,7	-174,8
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (г.)	-235,3	282,0	-168,62
$\text{CH}_3\text{OH}$ (г.)	-201,2	237,7	-161,88
$\text{CH}_3\text{OH}$ (р.)	-238,6	126,8	-166,1
$\text{CH}_3\text{COOH}$ (р.)	-486,6	159,7	-392,1
$\text{CS}_2$ (р.)	88,7	151,0	64,4
$\text{CO}$ (г.)	-110,5	197,5	-137,1
$\text{CO}_2$ (г.)	-393,5	213,7	-394,4
$\text{CaCO}_3$ (к.)	-1207,0	88,7	-1127,7
$\text{CaF}_2$ (к.)	-1214,6	68,9	-1161,9
$\text{CaO}$ (к.)	-635,5	39,7	-604,2
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ (к.)	-986,6	76,1	-896,8
$\text{CaCl}_2$ (к.)	-785,8	113,8	-750,2
$\text{CuO}$ (к.)	-162,0	42,6	29,9
$\text{FeO}$ (к.)	-264,8	60,8	-244,3
$\text{Fe}_2\text{O}_3$ (к.)	-322,2	87,4	-740,3
$\text{Fe}_3\text{O}_4$ (к.)	-1117,1	146,2	-1014,2
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ (к.)	- 561,7	88	- 479,7
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ (к.)	- 826,6	105	- 699,6
$\text{HBr}$ (г.)	-36,3	198,6	-53,3
$\text{HCl}$ (г.)	-92,3	186,8	-95,2
$\text{HF}$ (г.)	-270,7	178,7	-272,8
$\text{HI}$ (г.)	26,6	206,5	1,8
$\text{H}_2\text{O}$ (г.)	-241,8	188,7	-228,6
$\text{H}_2\text{O}$ (р)	-285,8	70,1	-237,3
$\text{H}_2\text{S}$ (г.)	-21,0	205,7	-33,8

Продовження таблиці 4.1.

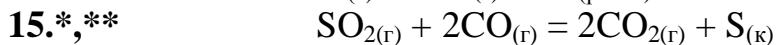
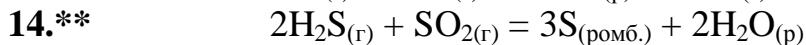
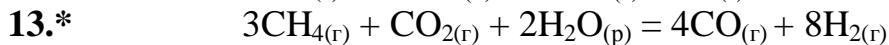
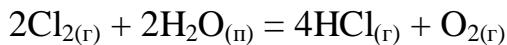
MgCl <sub>2</sub> (к.)	-641,1	89,9	-591,6
MgO (к.)	-601,8	26,9	-569,6
MgCO <sub>3</sub>	-1096,2	65,7	-1029,0
NH <sub>3</sub> (г.)	-46,2	192,6	-16,7
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (к.)	-365,4	151,0	-183,8
N <sub>2</sub> O (г.)	82,0	219,9	104,1
NO (г.)	90,3	210,6	86,6
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (г.)	83,3	307,0	140,5
NO <sub>2</sub> (г.)	33,5	240,2	51,5
NiO (к.)	-239,7	38,0	-211,6
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> (п.)	- 964,8	167,3	- 856,8
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (п.)	- 1288,3	- 158,1	- 1142,6
TiO <sub>2</sub> (к)	-943,9	50,3	-888,6
PbO (к.)	-219,3	66,1	-189,1
PbO <sub>2</sub> (к.)	- 276,6	74,89	- 218,3
PbS (к.)	- 100,4	91,2	- 98,8
Pb(OH) <sub>2</sub> (к.)	- 512,5	-	- 451,2
PbSO <sub>4</sub> (к.)	- 920,6	148,67	- 813,8
SO <sub>2</sub> (г.)	-296,9	248,1	-300,2
SO <sub>3</sub> (г)	-394,8	256,0	-370,0
SnCl <sub>4</sub> (п.)	-528,9	299,6	- 257,7
SnS (к.)	- 110,2	77	-108,3
SnO (к.)	- 286	56,5	- 256,9
SnO <sub>2</sub> (к.)	- 580,8	52,3	- 519,9
SiO <sub>2</sub> (к.)	- 908,3	42,7	- 854,2
SrS (к.)	- 452,3	68,2	- 447,7
Sr(OH) <sub>2</sub> (к.)	-959,4	86,6	- 870,3
SrSO <sub>4</sub> (к.)	- 1451	119,7	1334,5
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> (аморф.)	- 1189,1	-	- 1019,1
V <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к.)	- 1219,1	98,3	- 1139,4
V <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к.)	- 1552	131	- 1421,2
WO <sub>2</sub> (к.)	- 589,63	50,55	- 533,87
WO <sub>3</sub> (к.)	- 842,7	75,94	-763,9
H <sub>2</sub> WO <sub>4</sub> (к.)	- 1132	117,2	-1036,4
ZnO (к.)	-350,6	43,6	-320,7
ZnCl <sub>2</sub> (к.)	-415,05	111,5	-369,4
Zn(OH) <sub>2</sub> (к.)	- 645,4	76,99	- 555,9
AgCl (т.)	-126,9	96,0	-109,6
Ag <sup>+</sup>	105,90	73,93	77,11

Продовження таблиці 4.1.

$\text{Al}^{3+}$	-524,7	-313,4	-481,2
$\text{AsO}_4^{3-}$	-870,3	-144,8	-636,0
$\text{CO}_3^{2-}$	-676,3	-53,1	-528,1
$\text{Ca}^{2+}$	-542,9	-55,2	-553,1
$\text{Cl}^-$	-167,46	55,1	-131,2
$\text{Cu}^{2+}$	64,4	-98,7	64,98
$\text{Fe}^{2+}$	-87,9	-113,4	-84,94
$\text{Fe}^{3+}$	-47,7	-293,3	-10,5
$\text{H}^+$	0	0	0
$\text{Hg}_2^{2+}$	168,2	74,2	154,2
$\text{K}^+$	-251,2	102,5	-282,3
$\text{Li}^+$	-278,4	14,2	-293,8
$\text{Mn}^{2+}$	-218,8	-79,9	-223,4
$\text{MnO}_4^-$	-518,4	190,0	-425,1
$\text{NO}_2^-$	-106,3	125,1	-35,3
$\text{NO}_3^-$	-206,6	146,4	-110,5
$\text{Na}^+$	-239,66	60,2	-261,87
$\text{OH}^-$	-229,94	-10,54	-157,3
$\text{PO}_4^{3-}$	-1284,1	-218,0	-1025,5
$\text{SO}_3^{2-}$	-635,54	-29,28	-485,16
$\text{SO}_4^{2-}$	-907,5	17,2	-743,0
$\text{HSO}_3^-$	-628,0	132,4	-527,3
$\text{HPO}_4^{2-}$	-1298,7	-36,8	-1094,1
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	-1302,5	90,37	-1135,1
$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$	-2278,6	175,7	-2015
$\text{PCl}_5 (\Gamma)$	-369,45	362,9	-324,55
$\text{PCl}_3 (\Gamma)$	-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:  $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 4\text{N}_{2(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{л})}$
- 11.\* Умови дивись в завданні 10:  $\text{Fe}_{2(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$
- 12.\*\* Визначити можливість самодовільного перебігу реакції:



## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

**Прилади та реагенти:** розчин сульфатної кислоти концентрацією 0,2 моль/дм<sup>3</sup>; розчин натрій гідроксиду концентрацією 0,2 моль/дм<sup>3</sup>; сіль кристалогідрат: ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), або ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ); 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 ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) розчином натрій гідроксида ( $\text{NaOH}$ ).**

#### **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 відбудуватиметься рівномірне падіння температури, дослід можна припинити. Отримані результати досліду занести у таблицю 4.2.

Таблиця 4.2 – Результати досліду.

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

За даними таблиці 4.2 **побудувати** на міліметровому папері **графік залежності температури** ( $t, {}^\circ\text{C}$ ) **від часу** ( $\tau, \text{ с}$ ). Шкалу координат слід вибирати таким чином, щоб початкова температура ( $t_0$ ) була б на початку осі ординат. Через початкову та кінцеву ділянки графіка провести дотичні прямі, на перетині яких і визначають кінцеву температуру досліду ( $t_k$ ).

Занести в таблицю 4.3 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 і температури визначають за ціною поділки шкали циліндрів і термометра.

Таблиця 4.3 – Експериментальні дані

Дані $\text{H}_2\text{SO}_4$				Дані $\text{NaOH}$				Температура, ${}^\circ\text{C}$			
$V$ $\text{см}^3$	$\delta V$ $\text{см}^3$	$C_m$ , моль/ $\text{дм}^3$	$\rho$ г/ $\text{см}^3$	$V$ $\text{см}^3$	$\Delta V$ $\text{см}^3$	$C_m$ , моль/ $\text{дм}^3$	$\rho$ г/ $\text{см}^3$	$t_0$	$t_k$	$\Delta t = t_k - t_0$	$\delta t$

Розібрать калориметр, виміти термометр, стакан, скляну паличку та висушити.

### Аналіз та обробка результатів.

1. Розрахунок кількості теплоти, що виділяється при реакції нейтралізації розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  розчином  $\text{NaOH}$ , 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 (взяти рівною 4,18 Дж/г·К)

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

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

Розрахунок експериментального значення енталпії реакції нейтралізації проводять за рівнянням:

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

2. Розрахунок похибки експериментальної величини енталпії реакції нейтралізації:

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

3. Перевірка коректності виконання досліду, її проводять шляхом перевірки виконання нерівності:

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

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

4. Кінцеві експериментальні результати записати у формі:

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

*Висновок:* - зробити висновок щодо термохімічного характеру реакції, зробити висновок про коректність виконання досліду.

## Дослід 2. Визначення енталпії розчинення солі (кристалогідрату).

### Хід визначення

Зважити на технохімічних терезах 5–10 г кристалогідрату (натрій тіосульфат  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  або натрій карбонат  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ );

- сіль ретельно розтерти у фарфоровій ступці товкаччиком;
- за допомогою циліндра на  $100 \text{ см}^3$  відміряти  $50 \text{ см}^3$  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 соліувімкнути 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 4.4.

Таблиця 4.4 – Результати досліду.

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

За даними таблиці 4.4  **побудувати** на міліметровому папері **графік залежності температури ( $t, {}^\circ\text{C}$ ) від часу ( $\tau, \text{с}$ )**. Через початкову та кінцеву ділянки графіка провести дотичні прямі, на перетині яких і визначають кінцеву температуру досліду ( $t_k$ ).

Занести в таблицю 4.5 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 технохімічних терезів, ціною поділки шкали циліндра і термометра.

Таблиця 4.5 – Експериментальні дані.

Дані $\text{H}_2\text{O}$			Дані солі			Температура, ${}^\circ\text{C}$			
$V$ $\text{см}^3$	$\delta V$ $\text{см}^3$	$\rho$ $\text{г/см}^3$	$m$ $\text{г}$	$\delta m$ $\text{г}$	$M$ , $\text{г/моль}$	$t_0$	$t_k$	$\Delta t = t_k - t_0$	$\delta t$
		1							

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

### Аналіз та обробка результатів.

1. Розрахунок експериментальної величини ентальпії реакції розчинення солі (кДж/моль) виконують за формулою:

$$Q_p = \frac{C_p}{1000} (m_{\text{H}_2\text{O}} + m_c) \cdot \frac{M \cdot \Delta t}{m_c},$$

$C_p$  – 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 енталпії реакції розчинення кристалогідрату проводять за рівнянням:

$$\delta(\Delta H) \text{ кДж/моль} = |\Delta H_{експ}| \cdot \left( \frac{\delta V_{H_2O_4}}{V_{H_2O}} + \frac{\delta m_{солi}}{m_{солi}} + \frac{2\delta t}{\Delta t} \right)$$

**3.** Перевірка коректності виконання досліду:

Її проводять шляхом перевірки виконання нерівності:

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

враховуючи, що  $\Delta H_{розч. Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O}$  (табл.) = 47,2 кДж/моль;  
 $\Delta H_{розч. Na_2CO_3 \cdot 10H_2O}$  (табл.) = 66,6 кДж/моль;

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

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

*Висновок:* зробити висновок щодо термохімічного характеру реакції (екзо- або ендотермічна) та про коректність виконання досліду.

## Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №4

<b>№ варіанту</b>	Обчислити $\Delta H$ та $\Delta G$ хімічної реакції за стандартних умов. Визначити, який це процес та напрямок обміну енергії між системою і навколошнім середовищем чи є він самодовільним.
<b>1</b>	$2\text{H}_2\text{O}_{(p)} + \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_{4(p)}$
<b>2</b>	$\text{CaCl}_{2(p)} + \text{K}_2\text{CO}_{3(p)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(t)} + \text{KCl}_{(p)}$
<b>3</b>	$\text{K}_2\text{SO}_{4(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(p)} + \text{KOH}_{(p)}$
<b>4</b>	$\text{Fe(OH)}_2_{(p)} + 2\text{HCl}_{(p)} \rightarrow \text{FeCl}_{2(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$
<b>5</b>	$\text{SnCl}_{2(p)} + \text{FeCl}_{3(p)} \rightarrow \text{FeCl}_{3(p)} + \text{SnCl}_{4(p)}$
<b>6</b>	$8\text{HI}_{(g)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(p)} \rightarrow 4\text{I}_{2(t)} + \text{H}_2\text{S}_{(g)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
<b>7</b>	$\text{NO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{SO}_{3(p)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(p)} + \text{NO}_{(g)}$
<b>8</b>	$\text{Ca(OH)}_2_{(k)} + \text{CO}_{2(g)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(k)}$
<b>9</b>	$\text{SO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} + \text{NO}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(p)} + \text{NO}_{(g)}$
<b>10</b>	$\text{Fe}_{(k)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(p)} \rightarrow \text{FeSO}_{4(p)} + \text{H}_2(g)$
<b>11</b>	$\text{CaCO}_{3(k)} \rightarrow \text{CaO}_{(k)} + \text{CO}_{2(g)}$
<b>12</b>	$\text{Fe}_{(k)} + 4\text{HNO}_{3(p)} = \text{Fe(NO}_3)_3_{(p)} + \text{NO}_{(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
<b>13</b>	$\text{CaCO}_{3(k)} + 2\text{HCl}_{(p)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} + \text{CO}_{2(p)}$
<b>14</b>	$3\text{I}_{2(t)} + 3\text{H}_2\text{SO}_{3(p)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(p)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(p)} + 6\text{HI}_{(g)}$
<b>15</b>	$\text{Zn}_{(t)} + 2\text{HCl}_{(p)} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(p)} + \text{H}_2(g)$
<b>16</b>	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
<b>17</b>	$\text{H}_2\text{S}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CS}_{2(g)}$
<b>18</b>	$\text{CH}_4_{(g)} + \text{H}_2\text{S}_{(g)} \rightarrow \text{CS}_{2(g)} + \text{H}_2_{(g)}$
<b>19</b>	$\text{NO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} \rightarrow \text{HNO}_{3(p)} + \text{HNO}_{2(p)}$
<b>20</b>	$\text{K}_2\text{CO}_{3(p)} + \text{Ca(OH)}_2_{(k)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(k)} + \text{KOH}_{(p)}$
<b>21</b>	$3\text{Hg}_{(p)} + 8\text{HNO}_{3(p)} = 3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2_{(p)} + 2\text{NO}_{(g)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
<b>22</b>	$\text{NO}_{2(g)} + \text{KOH}_{(p)} = \text{KNO}_{3(p)} + \text{KNO}_{2(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$
<b>23</b>	$16\text{HCl}_{(p)} + \text{KMnO}_4_{(p)} = 2\text{MnCl}_{2(p)} + 5\text{Cl}_{2(g)} + 2\text{KCl}_{(p)} + 8\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
<b>24</b>	$\text{H}_2\text{SO}_{4(p)} + \text{Cu}_{(k)} \rightarrow \text{CuSO}_{4(p)} + \text{SO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$
<b>25</b>	$\text{FeCl}_{3(p)} + \text{Ag}_{(t)} \rightarrow \text{AgCl}_{(k)} + \text{FeCl}_{2(p)}$
<b>26</b>	$\text{CH}_3\text{OH}_{(p)} + 3/2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
<b>27</b>	$\text{CuCl}_{2(p)} + \text{KOH}_{(p)} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2_{(t)} + \text{KCl}_{(p)}$
<b>28</b>	$6\text{NaOH}_{(p)} + 3\text{S}_{(t)} = \text{Na}_2\text{SO}_{4(p)} + 2\text{Na}_2\text{S}_{(p)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(p)}$
<b>29</b>	$\text{Cu}_{(t)} + \text{FeSO}_{4(p)} \rightarrow \text{Fe}_{(t)} + \text{CuSO}_{4(p)}$
<b>30</b>	$4\text{Mg}_{(t)} + 10\text{HNO}_{3(p)} \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2_{(p)} + \text{N}_2\text{O}_{(g)} + 5\text{H}_2\text{O}_{(p)}$

## Хімічна кінетика та хімічна рівновага

*Замість роботи № 4 можливо буде необхідно виконання роботи № 5*

**Лабораторна робота №5** (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 параметра 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:

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

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

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

Швидкість реакції залежить від різних чинників. На неї впливають природа та концентрація реагуючих речовин, тиск, температура, наявність

кatalізатора, а в розчинах – значення pH 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.

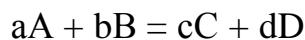
Основними параметрами, які враховують при всіх процесах, є природа речовини, концентрація, температура, тиск, дія кatalізатора.

**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 стехіометричного коефіцієнта.*

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;

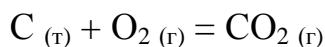
**K** – коефіцієнт пропорційності, що називається **константою швидкості реакції**.

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

**Фізичний зміст K** – це швидкість реакції при концентрації реагуючих речовин рівній 1 моль/дм<sup>3</sup>.

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

Закон діючих мас застосовується для газоподібних та розчинених речовин. Якщо в реакції беруть 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 К) швидкість хімічної реакції збільшується приблизно в 2 – 4 рази.*

Співвідношення

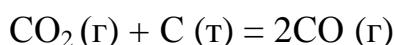
$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad \text{або} \quad \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

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

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

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

$$v'_{\text{пр}} = K' 3 [CO_2] = 3 K' [CO_2]$$

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

Швидкість прямої реакції зросте в 3 рази.

Швидкість зворотньої реакції:

$$v_{36} = K_2 [CO]^2$$

Після зміни тиску

Співвідношення  $\frac{v'}{v}_{36} = \frac{9K'_2 [CO]^2}{K_2 [CO]^2} = 9$

показує, що швидкість зворотної реакції зросте в 9 разів.

### Приклад 2.

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

Розв'язання: згідно з емпіричним правилом Вант-Гоффа

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

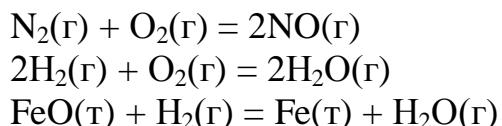
де  $v_1$ ,  $v_2$  – швидкості реакцій при температурах  $T_1$ ,  $T_2$ .

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

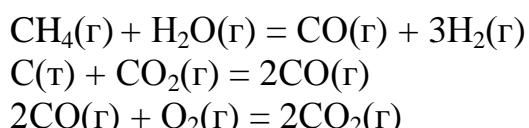
*Відповідь:* швидкість реакції зменшиться в 64 рази.

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

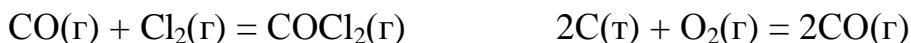
1. Що розуміють під швидкістю гомогенних та гетерогенних реакцій?
2. Які фактори впливають на швидкість реакцій?
3. Сутність та математичний вираз закону діючих мас для гомогенних та гетерогенних систем.
4. Яке рівняння описує вплив температури на швидкість хімічної реакції?
5. За допомогою яких правил можна описати залежність швидкості реакції від температури?
6. Записати вираз швидкості прямої та зворотної реакції для систем:
  - a)  $2A(g) + B(g) = A_2B(g)$
  - б)  $H_2(g) + Cl_2(g) = 2HCl(g)$
  - в)  $CO_2(g) + C(s) = 2CO(g)$
  - г)  $CaO(s) + CO_2(g) = CaCO_3(s)$
7. Визначити як зміниться швидкість прямих реакцій (попереднє завдання) при збільшенні концентрації 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  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$  швидкість реакції зросла в 2 рази. У скільки разів збільшилась швидкість цієї реакції при підвищенні температури на  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$  та на  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?
11. Визначити температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при підвищенні температури від  $10$  до  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$  швидкість реакції збільшилась в 16 разів?
12. Як зміниться швидкість реакцій в прямому та зворотному 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 зменшиться від 70 до 20 °C?
- 15.** Як зміниться швидкість реакцій в прямому та зворотному напрямку при збільшенні об'єму в 2 рази при сталій температурі?



## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прилади та реактиви:** секундомір; піpetки 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

Підготовити 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 кожну: до 1-ї і 3-ї пари розчин натрій тіосульфату концентрацією 0,04 н; до 2-ї і 4-ї пари – розчин натрій тіосульфату концентрацією 0,06 н.
- дослід виконується дляожної 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 дляожної пари пробірок.
- дані експерименту занести в таблицю 5.1.

Таблиця 5.1 – Експериментальні та розраховані величини

№ пари	Об'єм $c\text{m}^3$ $H_2SO_4$ $C_H$		$C_{H_2SO_4}$	Об'єм $c\text{m}^3$ $Na_2S_2O_3$ $C_H$		$C_{Na_2S_2O_3}$	$C_{H_2SO_4} \cdot C_{Na_2S_2O_3}$	Час появи опалес- ценції, $\tau$ , сек.	$v^*$ , віднос- на швид- кість $1/\tau$
	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:

$$C_{H_2SO_4} = \frac{C_{H_2SO_4} \cdot V_{H_2SO_4}}{V_{H_2SO_4} + V_{Na_2S_2O_3}} \quad C_{Na_2S_2O_3} = \frac{C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}}{V_{H_2SO_4} + V_{Na_2S_2O_3}}$$

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.

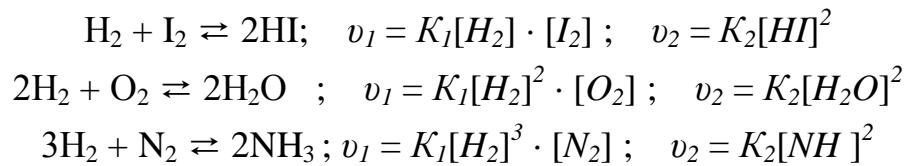
### Тема: «Вплив різних факторів на хімічну рівновагу»

**Мета роботи:** вивчити вплив різних чинників на зрушення рівноваги в хімічному процесі; набути навичок застосування принципу Ле-Шательє для зсуву рівноваги реакції в потрібному напрямку; визначити відповідність отриманих результатів принципу Ле-Шательє.

**Завдання на підготовку** до лабораторної роботи (**ІІ 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 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:

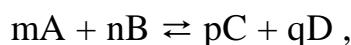


**Хімічна рівновага.** Якщо в системі швидкість прямої реакції  $v_1$  дорівнює швидкості зворотної реакції  $v_2$ , то такий стан системи називають **хімічною рівновагою**.

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** і позначаються квадратними дужками [ ].

**Константа рівноваги.** Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є константа рівноваги. Для будь-якої рівноважної системи:



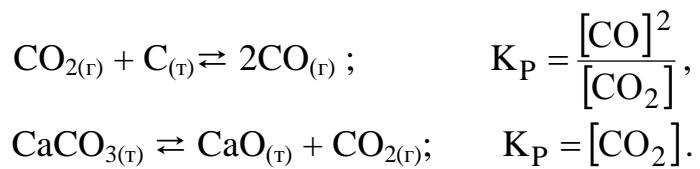
константу рівноваги можна записати рівнянням

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

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

Константа хімічної рівноваги не залежить від концентрації реагуючих речовин, вона стала за даної температури. 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. Кatalізатор може лише прискорити час встановлення рівноваги.

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

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

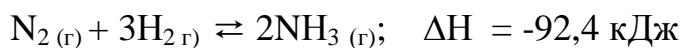
*Якщо в системі, яка перебуває в рівновазі, змінити зовнішні умови (тиск, температуру чи концентрації), то рівновага зміщується в напрямку процесу, який протидіє цій зміні.*

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 енталпії, і в кожній оборотній реакції один із її напрямків відповідає екзотермічному процесу, а інший – ендотермічному. Вплив температури на стан хімічної рівноваги підлягає таким закономірностям:

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

Наприклад, у реакції синтезу амоніаку:



пряма реакція є екзотермічною, а зворотна – ендотермічною.

У даному прикладі, за відносно низьких температур ( $300\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), рівновага зміщена у напрямку утворення амоніаку – прямої реакції, а за відносно високих температур ( $700\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) – 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 підлягає 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 підлягає таким закономірностям:

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

Такий вплив виявляється при додаванні до реакційної суміші лише одного реагента 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 таких 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: пряний процес – екзотермічний, а зворотний – ендотермічний



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

Щоб визначити, як впливає тиск на рівновагу, рахуємо кількість моль газоподібних речовин до і 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 –  $\text{NOCl}$ , 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.

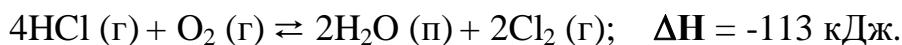
### Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

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:
  - a)  $2\text{NO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$
  - 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?
  - a)  $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г}) + 196 \text{ кДж}$
  - 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?



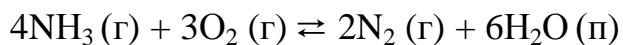
- 10.** Як зміниться тиск в замкненій рівноважній системі, якщо рівновага цієї системи зсунулась вправо?



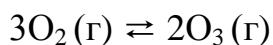
- 11.** Як були змінені температура і тиск в системі, якщо рівновага зсунулась вправо?



- 12.** Записати вираз для константи рівноваги зворотного процесу:

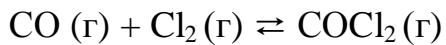


- 13.** Утворення озону з кисню відбувається за рівнянням:

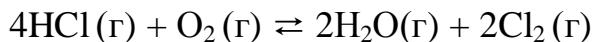


Записати вираз для константи рівноваги реакції та вказати, в якому напрямку зміститься рівновага при збільшенні тиску кисню  $\text{O}_2$  в 2 рази?

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



- 15.** Записати вираз для визначення константи рівноваги реакції



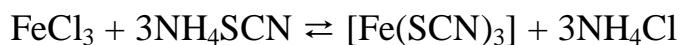
В якому напрямку зрушиться ця рівновага у випадку збільшення об'єму системи в 4 рази?

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прилади та реактиви:** амоній хлорид кристалічний; розчин ферум (ІІІ) 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 ( $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ) та продукту реакції ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) на зсув рівноваги в тому чи іншому напрямку відповідно до **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  $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$ , тобто про зсув рівноваги в той чи інший напрямок.

### Хід визначення

Підготовити чотири чисті сухі пробірки.

- в кожну пробірку внести по 5-10 крапель розведених розчинів  $\text{FeCl}_3$  та  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ;
- перемішати розчини, пробірки поставити в штатив. Одну з пробірок зберігати як контрольну для порівняння;
- в першу пробірку додати ферум(ІІІ) 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 5.2; записати вираз константи рівноваги зворотної реакції.

Таблиця 5.2 – 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 (ІІІ) 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 №5

(до двох частин)

№ варіанту	Вказати фазовий стан систем. Записати вирази для швидкостей прямої та зворотньої реакцій. Вказати, як зміниться швидкість прямої реакції при зміні тиску ( $P\uparrow$ або $P\downarrow$ ). Записати вираз для константи рівноваги.	Як зміниться швидкість реакції при зміні $T_1$ до $T_2$ і температурному коефіцієнті $\gamma = \dots$	Як відбудеться зсув рівноваги за умов: $P\uparrow, \downarrow$ ; $T\uparrow, \downarrow$ до всіх систем і $C_1 \uparrow$ або $\downarrow$ ; $C_3 \uparrow$ або $\downarrow$ .
1	$2H_2S_{(r)} = 2H_2_{(r)} + S_{2(r)}$ ; $\Delta H > 0$ $P_2O_{5(t)} + 3Ca(OH)_{2(p)} = Ca_3(PO_4)_{2(t)} + 3H_2O_{(p)}$ $\Delta H > 0$ $P\downarrow 4;$	$T_1 = 10^{\circ}C$ , $T_2 = 50^{\circ}C$ , $\gamma = 2.$	$C_1 \uparrow; C_3 \uparrow$
2	$N_{2(r)} + O_{2(r)} = 2NO_{(r)}$ ; $\Delta H > 0$ $C_{(t)} + 2H_{2(r)} = CH_4_{(r)}$ , $\Delta H > 0$ ; $P\downarrow 3;$	$T_1 = 65^{\circ}C$ , $T_2 = 105^{\circ}C$ , $\gamma = 3.$	$C_1 \downarrow; C_3 \uparrow$
4	$CO_{(r)} + Cl_{2(r)} = COCl_{2(r)}$ ; $\Delta H < 0$ $2Hg_{(t)} + O_{2(r)} = 2HgO_{(t)}$ , $\Delta H > 0$ ; $P\downarrow 3;$	$T_1 = 25^{\circ}C$ , $T_2 = 55^{\circ}C$ , $\gamma = 3.$	$C_1 \downarrow; C_3 \uparrow$
6	$2Mg_{(t)} + O_{2(r)} = 2MgO_{(t)}$ ; $\Delta H < 0$ $2PH_{3(r)} + 4O_{2(r)} = P_2O_{5(r)} + 3H_2O_{(n)}$ ; $\Delta H < 0$ $P\downarrow 3;$	$T_1 = 110^{\circ}C$ , $T_2 = 160^{\circ}C$ , $\gamma = 2$	$C_1 \downarrow; C_3 \downarrow$
7	$4HCl_{(r)} + O_{2(r)} = 2H_2O_{(r)} + 2Cl_{2(r)}$ ; $\Delta H < 0$ $Fe_2O_{3(t)} + 3CO_{(r)} = 2Fe_{(t)} + 3CO_{2(r)}$ ; $\Delta H > 0$ $P\downarrow 2;$	$T_1 = 20^{\circ}C$ , $T_2 = 70^{\circ}C$ , $\gamma = 2.$	$C_1 \downarrow; C_3 \uparrow$
8	$3Fe_{(t)} + 4H_2O_{(n)} = Fe_3O_4_{(t)} + 4H_{2(r)}$ ; $\Delta H > 0$ $CO_{(r)} + H_2O_{(r)} = CO_{2(r)} + H_{2(r)}$ , $\Delta H < 0$ $P\downarrow 4;$	$T_1 = 170^{\circ}C$ , $T_2 = 220^{\circ}C$ , $\gamma = 3,5.$	$C_1 \downarrow; C_3 \downarrow$
9	$2NH_3_{(r)} + 3N_2O_{(r)} = 4N_{2(r)} + 3H_2O_{(n)}$ ; $\Delta H > 0$ $2WO_{3(t)} + 3C_{(t)} = 2W_{(t)} + 3CO_{2(n)}$ , $\Delta H > 0$ $P\downarrow 3;$	$T_1 = 120^{\circ}C$ , $T_2 = 180^{\circ}C$ , $\gamma = 2.$	$C_1 \uparrow; C_3 \uparrow$
10	$2NO_{2(r)} = 2NO_{(r)} + O_{2(r)}$ ; $\Delta H > 0$ $3Fe_{(t)} + 4H_2O_{(r)} = Fe_3O_4_{(t)} + 4H_{2(r)}$ ; $\Delta H > 0$ $P\downarrow 2;$	$T_1 = 100^{\circ}C$ , $T_2 = 150^{\circ}C$ , $\gamma = 2.$	$C_1 \downarrow; C_3 \uparrow$
11	$2SO_{2(r)} + O_{2(r)} \rightarrow 2SO_{3(r)}$ ; $\Delta H < 0$ $CaCO_{3(t)} = CaO_{(t)} + CO_{2(r)}$ , $\Delta H > 0$ $P\downarrow 3;$	$T_1 = 40^{\circ}C$ , $T_2 = 60^{\circ}C$ , $\gamma = 2.$	$C_1 \uparrow; C_3 \uparrow$

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

L7

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

## РОЗДІЛ III Розчини

### Лабораторна робота №6

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

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

#### Завдання на підготовку до лабораторної роботи.

**Розчини** – це однорідні (гомогенні), термодинамічностійкі системи, що складаються з двох або більше компонентів і продуктів їх взаємодії. Розчин складається з розчинених речовин і розчинника, тобто середовища, в якому ці речовини рівномірно розподілені у вигляді молекул або йонів. Компонент, агрегатний стан якого не змінюється під час утворення розчину, принято вважати *розчинником*.

Основним параметром стану розчинів, крім температури і тиску, є його склад. Існують різні способи чисельного визначення складу розчинів. Вміст розчиненої речовини у розчині може виражатись або безрозмірними одиницями – частками чи відсотками, або величинами розмірними – концентраціями.

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

#### Масові концентрації.

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

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

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

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

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

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

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

$V$  – об'єм розчину, см<sup>3</sup>.

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

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

**Процентна концентрація  $C\%$**  – маса (г) розчиненої речовини в 100 г розчину

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

### Об'ємні концентрації.

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

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

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

$V_{\text{реч.}}$  – об'єм розчиненої речовини,  $\text{см}^3$ ;

$V_{\text{р-н}}$  – загальний об'єм розчину,  $\text{см}^3$ ;

$V_{\text{р-ка}}$  – об'єм розчинника,  $\text{см}^3$ .

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

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

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

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

Приклади запису молярної концентрації:  $C_M (\text{NaCl}) = 0,5 \text{ моль/дм}^3$ ;  $C_M (\text{Na}^+) = 3 \text{ моль/дм}^3$ . Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації  $M \equiv \text{моль/дм}^3$ .

Якщо в 1 дм<sup>3</sup> (л) розчину міститься 0,1 моль речовини, то він називається децимолярним, 0,01 моль – сантимолярним 0,001 моль – мілімолярним. Якщо молярність розчину позначається буквою  $M$ , тоді, 0,01M  $\text{NaOH}$  – сантимолярний розчин натрій гідроксиду, тобто 1 дм<sup>3</sup> розчину містить 0,01 моль  $\text{NaOH}$  або 0,01 моль · 40 г/моль = 0,4 г  $\text{NaOH}$ .

**Молярна концентрація еквівалента** [(моль/дм<sup>3</sup>; моль/л)] (еквівалентна концентрація  $C_{\text{екв}}$  або *нормальність*,  $C_N$  або  $n$ ) – відношення кількості еквівалентів розчиненої речовини  $n_{\text{екв}}$  до об'єму розчину. Показує скільки моль еквівалентів розчиненої речовини вміщується в 1 дм<sup>3</sup> розчину

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

Основною одиницею молярної концентрації еквівалента є моль/дм<sup>3</sup> або моль/л. Приклади запису молярної концентрації еквівалента речовини:

$$C_{\text{екв}} (\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/дм}^3; C_N (\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,5 \text{ моль/дм}^3.$$

Скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалентів речовини «**н**»,  $n \equiv \text{моль/дм}^3$ .

Якщо в 1 дм<sup>3</sup> розчину міститься 1 моль еквівалентів речовини, то він називається нормальним; 0,1 моль еквівалентів – децинормальним; 0,01 моль еквівалентів – сантинормальним. Наприклад: 0,1 н  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – децинормальний розчин сульфатної кислоти, тобто 1 дм<sup>3</sup> такого розчину містить 0,1 моль еквівалентів речовини або

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

Добуток молярної концентрації еквівалента на об'єм розчину *Vр-ну* дорівнює кількості еквівалента цієї речовини. Тому для реакції, в якій беруть участь рівні кількості еквівалентів речовин *A* і *B*

$$\begin{aligned} C_{екв}(B) \cdot V_{р-ну}(B) &= C_{екв}(A) \cdot V_{р-ну}(A) \\ \text{або} \quad C_H(B) \cdot V_{р-ну}(B) &= C_H(A) \cdot V_{р-ну}(A). \end{aligned}$$

Оскільки речовини взаємодіють в еквівалентних кількостях, то цей вираз є законом еквівалентів для розчинів,

де  $C_{екв}(A)$  і  $C_{екв}(B)$  – молярні концентрації еквівалентів (нормальності) розчинених речовин *A* і *B*;

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

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

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

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

Звідси:

$$\begin{aligned} C_H &= \frac{T \cdot 1000}{M_{екв}}; \quad C_H = \frac{m \cdot 1000}{M_{екв} \cdot V} \\ C_M &= \frac{T \cdot 1000}{M}; \quad C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}. \end{aligned}$$

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

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

Формули перерахунку концентрацій досить прості і мають вигляд:

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

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

$\rho \cdot 1000$  – маса 1 дм<sup>3</sup> розчину;

$\rho \cdot 1000 \cdot \omega$  – маса розчиненої речовини в 1 дм<sup>3</sup> розчину.

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

## Приклади розв'язання завдань

### **Приклад 1.**

Приготувати **150** г водного розчину NaCl з масовою часткою **0,025**.

#### Розв'язання:

1. Розраховуємо масу натрій хлориду і води, які необхідні для приготування розчину за формулою:

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

$$m_{\text{реч}} (\text{NaCl}) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(\text{NaCl}) = 150 \cdot 0,025 = 3,75 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ка}} (\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaCl}) = 150 - 3,75 = 146,25 \text{ г.}$$

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

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = 146,25 \text{ см}^3$$

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

*Відповідь:* для приготування 150 г водного розчину NaCl з масовою часткою  $\omega = 0,025$  треба взяти кристалічний NaCl масою 3,75 г та розчинити його у 146,25 см<sup>3</sup> води.

### **Приклад 2.**

Приготувати **250** см<sup>3</sup> (мл) **0,2 М** розчину калій дихромату K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

#### Розв'язання:

1. Маса K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, необхідна для приготування 250 см<sup>3</sup> 0,2 М розчину, розраховується за формулою:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} \text{ (моль/дм}^3\text{)}$$

Об'єм розчину:  $V_{\text{р-ну}} = 250 \text{ см}^3 = 0,25 \text{ дм}^3$ .

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot C_M \cdot V = 294 \cdot 0,2 \cdot 0,25 = 14,7 \text{ г.}$$

2. Розчини із заданою  $C_M$  або  $C_H$  готують таким чином: зважену на технохімічних вагах наважку переносять в мірну колбу відповідного об'єму, розчиняють у половинному об'ємі дистильованої води, потім об'єм розчину доводять до мітки. Ретельно перемішують розчин.

*Відповідь:* для приготування 250 см<sup>3</sup> 0,2 М розчину калій дихромату треба взяти наважку K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> масою 14,7 г, перенести її у мірну колбу на 250 см<sup>3</sup>, розчинити водою і додати воду до мітки.

### **Приклад 3.**

Приготувати **100 см<sup>3</sup> 0,25 н** розчину CaCl<sub>2</sub>.

#### Розв'язання:

1. Маса CaCl<sub>2</sub>, необхідна для приготування 100 см<sup>3</sup> 0,25 н розчину, розраховується за формулою:

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

$$m(\text{CaCl}_2) = M_{\text{екв}}(\text{CaCl}_2) \cdot C_H \cdot V = f_{\text{екв}} M(\text{CaCl}_2) \cdot C_H \cdot V;$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 1/2 \cdot 111 \cdot 0,25 \cdot 0,10 = 1,39 \text{ г}, \text{ де } f_{\text{екв}} (\text{CaCl}_2) = 1/2$$

*Відповідь:* для приготування 100 см<sup>3</sup> 0,25 н розчину кальцій хлориду треба взяти наважку солі CaCl<sub>2</sub> масою 1,39 г, перенести у мірну колбу на 100 см<sup>3</sup>, розчинити водою та додати воду до мітки.

### **Приклад 4.**

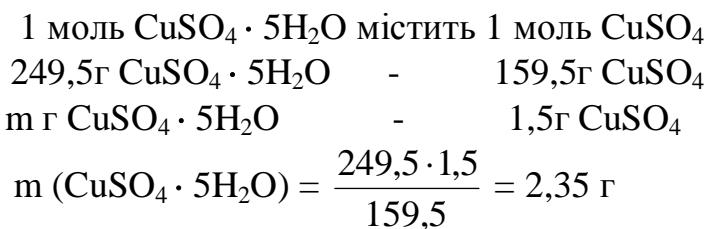
Приготувати **150 г** розчину CuSO<sub>4</sub> з масовою часткою **0,01** із кристалогідрату CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O.

#### Розв'язання:

1. Для приготування розчину необхідно розрахувати масу безводної солі CuSO<sub>4</sub> (сухої речовини).

$$m(\text{CuSO}_4) = m_{\text{п-н}} \cdot \omega (\text{CuSO}_4) = 150 \cdot 0,01 = 1,5 \text{ г}$$

2. Знайдемо масу кристалогідрату CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O, відповідну масі безводної солі CuSO<sub>4</sub>.



3. Маса кристалогідрату  $m_K = m(\text{CuSO}_4) + m_{\text{aq}}$

де **m<sub>aq</sub>** – маса води, що входить до складу кристалогідрату

$$m_{\text{aq}} = m_K - m(\text{CuSO}_4) = 2,35 - 1,50 = 0,85 \text{ г.}$$

4. Маса розчину  $m_{\text{п-н}} = m_K + m(\text{H}_2\text{O}) = m_B + m_{\text{aq}} + m(\text{H}_2\text{O}),$

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

$$5. \quad m(H_2O) = m_{\text{п-ну}} - m_K = 150,00 - 2,35 = 147,65 \text{ г.}$$

$$V(H_2O) = \frac{m}{\rho} = 147,65 \text{ см}^3 \approx 147,7 \text{ см}^3$$

*Відповідь:* для приготування розчину  $CuSO_4$  треба взяти наважку кристалогідрату купрум сульфату (мідного купоросу)  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  масою 2,35 г та розчинити у воді об'ємом 147,7 см<sup>3</sup>.

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

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

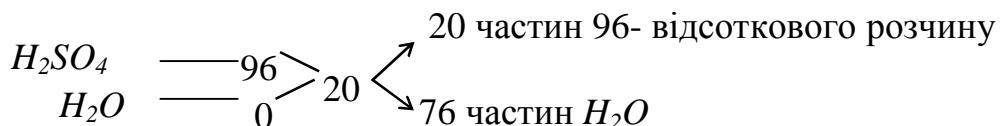
Для цього треба зробити розрахунки, приклади яких наведені нижче.

#### **Приклад 5.**

Приготувати 500 г 20-відсоткового розчину  $H_2SO_4$  розведенням 96-відсоткового розчину концентрованої сульфатної кислоти. Визначити густину одержаного розчину ареометром.

Розв'язання:

1. Скористатись діагональною схемою – так званим «правилом хреста». В лівий верхній кут помістити вищу концентрацію – 96%, а в нижній лівий – меншу концентрацію – 0% ( $H_2O$ ), в центрі – концентрацію шуканого розчину



2. Відняти по діагоналі від більшого числа менше, то відношення різниць  $20 : 76 = 5 : 19$  покаже в якому масовому співвідношенні слід змішувати початковий розчин кислоти і воду для отримання розчину заданої концентрації.

3. Для отримання 500 г 20-відсоткової сульфатної кислоти треба змішати 96-відсоткової  $H_2SO_4$  (5 частин) з  $H_2O$  (19 частин).

$$4. \text{ Розраховуємо маси } m(H_2SO_4) = 500 \cdot \frac{5}{5+19} = 104,17 \text{ г;}$$

$$m(H_2O) = 500 \cdot \frac{19}{5+19} = 395,83 \text{ г.}$$

5. Визначаємо за таблицею густину початкового розчину  $H_2SO_4$  ( $1,84 \text{ г/см}^3$ ), знаходимо об'єм сірчаної кислоти за формулою:  $m = \rho \cdot V$

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

$$V = \frac{104,17}{1,84} \approx 56,6 \text{ см}^3 \text{ 96-відсоткової } H_2SO_4,$$

який необхідно змішати з  $395,8 \text{ см}^3$  води, щоб одержати  $500 \text{ г}$  20-відсотковий розчину  $H_2SO_4$ . Слід пам'ятати, що сульфатну кислоту незначною кількістю додають до води.

Одержаній розчин залишають на деякий час на робочому місці, щоб охолодити його до кімнатної температури, після чого перевіряють концентрацію розчину, вимірювши його густину за допомогою ареометра, порівнюють результат, який одержали з табличним ( $\rho$  20-відсоткової  $H_2SO_4 = 1,14 \text{ г/см}^3$ ).

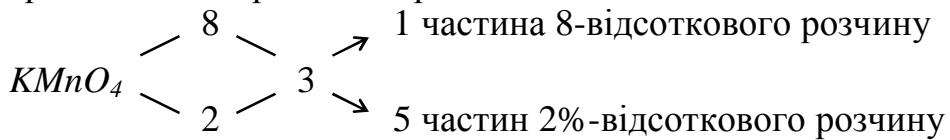
*Відповідь:* для приготування  $500 \text{ г}$  20-відсоткового розчину  $H_2SO_4$  треба відміряти  $56,6 \text{ см}^3$  96-відсоткової  $H_2SO_4$  та розчинити у воді об'ємом  $395,8 \text{ см}^3$ .

### Приклад 6.

Приготувати **300г** 3-відсоткового розчину  $KMnO_4$ , змішавши в певному масовому співвідношенні **8-відсотковий і 2-відсотковий** розчини калій перманганату.

*Розв'язання:*

1. Скористаємося «правилом хреста»:



2. Знаходимо, що для отримання  $300 \text{ г}$  3-відсоткового розчину  $KMnO_4$  необхідно змішати 8-відсотковий розчин  $KMnO_4$  (1 частину) і 2-відсотковий розчин  $KMnO_4$  (5 частин)

3. Розраховуємо маси  $m_1 = 300 \cdot \frac{1}{1+5} = 50 \text{ г}$  8-відсоткового розчину

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

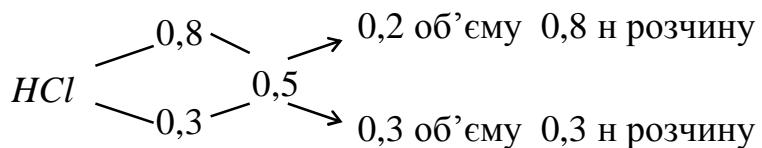
*Відповідь:* для приготування  $300 \text{ г}$  3-відсоткового розчину  $KMnO_4$  потрібно  $50 \text{ г}$  8-відсоткового  $KMnO_4$  та  $250 \text{ г}$  2-відсоткового розчину  $KMnO_4$ .

### Приклад 7.

Приготувати **100 см<sup>3</sup>** **0,5 н** розчину  $HCl$ , змішавши в певному співвідношенні її **0,8 н** і **0,3 н** розчини.

### Розв'язання:

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



2. Розраховуємо об'єми  $V_1 = 100 \cdot \frac{0,2}{0,2 + 0,3} = 40 \text{ см}^3 \text{ } 0,8 \text{ н HCl}$

$$V_2 = 100 \cdot \frac{0,3}{0,2 + 0,3} = 60 \text{ см}^3 \text{ } 0,3 \text{ н HCl}$$

3. Слід змішати 0,8 н розчин HCl і 0,3 н розчин HCl в об'ємному співвідношенні 2 : 3 (40 см<sup>3</sup> 0,8 н розчину з 60 см<sup>3</sup> 0,3 н розчину), щоб одержати 100 см<sup>3</sup> 0,5 н розчину HCl.

Відповідь: для приготування 100 см<sup>3</sup> 0,5н розчину HCl, потрібно змішати 40 см<sup>3</sup> 0,8 н розчину та 60 см<sup>3</sup> 0,3 н розчину.

### Приклади перерахунку концентрацій

#### **Приклад 8,**

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

### Розв'язання:

1. Знаючи густину розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій:

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

2.  $M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$

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

4. Визначаємо **молярну концентрацію** розчину:

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

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

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

6. Розраховуємо **моляльну концентрацію** розчину за формулою:

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

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

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

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

7. Титр визначаємо за формулою:

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

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

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

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прилади та реактиви:** колби ємністю 200-250 см<sup>3</sup>, мірні колби на 100, 200, 250 см<sup>3</sup>, циліндри на 100 та 250 см<sup>3</sup>, ареометр та маленький циліндр без поділок; безводні солі: натрій хлорид NaCl, калій хлорид KCl, амоній хлорид NH<sub>4</sub>Cl, калій дихромат K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; солі кристалогідрати: купрум сульфат CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O, магній сульфат MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O, натрій сульфат Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·10H<sub>2</sub>O, натрій карбонат Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·10H<sub>2</sub>O.

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

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

1. 160 г 9-відсоткового розчину NaCl;

2. 145 г 12,5-відсоткового розчину  $\text{CuSO}_4$  з кристалогідрату  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;
3. 150 г 5-відсоткового розчину  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;
4. 110 г 4-відсоткового розчину  $\text{MgSO}_4$  з кристалогідрату  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;
5. 205 г 4,5-відсоткового розчину  $\text{KCl}$ ;
6. 150 г 6,5-відсоткового розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  з кристалогідрату  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;
7. 125 г 5-відсоткового розчину  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

### Хід виконання

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

- відповідно до завдання розрахуйте масу солі (у перерахунку на суху речовину), потрібної для приготування розчину заданої концентрації. При необхідності розрахуйте масу кристалогідрату, який містить масу безводної солі. Розрахунки перевірте у викладача.
- зважить на технохімічних терезах розраховану масу солі та перенесіть її в конічну колбу на 200 або 250  $\text{cm}^3$ .
- розрахуйте необхідну кількість дистильованої води для приготування розчину заданої концентрації. Враховуючи, що густина води  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г}/\text{см}^3$ , відміряйте циліндром необхідний об'єм води та розчинить сіль у приблизно половинному об'ємі води. Після розчинення солі додайте воду, що залишилася, та ретельно перемішайте розчин.
- визначте відносну густину приготованого розчину таким чином: розчин із колби слід перелити у вузький циліндр невеликого об'єму та заміряти ареометром його густину.

### Правила користування ареометром

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

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

Користуючись набором ареометрів, можна швидко визначити густину рідини. Для цього в сухий вузький циліндр місткістю 50-100  $\text{cm}^3$  наливають досліджуваний розчин і занурюють сухий чистий ареометр так, щоб він не торкався стінок циліндра. Потім відзначають розподіл шкали, який співпадає з рівнем рідини в циліндрі по верхньому меніску.

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

Таблиця 6.1 – Відносна густина і концентрації розчинів деяких солей

Масова частка, %	Густина розчину $\rho$ (г/см <sup>3</sup> )							
	$NaCl$	$KCl$	$Na_2SO_4$	$K_2SO_4$	$K_2Cr_2O_7$	$CuSO_4$	$MgSO_4$	$NH_4Cl$
1	1,007	1,005	1,007	1,006	1,005	1,009	-	1,001
2	1,014	1,011	1,016	1,015	1,012	1,019	1,018	1,004
3	1,022	1,017	1,026	1,023	1,019	-	-	1,008
4	1,029	1,024	1,035	1,031	1,026	1,040	1,039	1,011
5	1,036	1,030	1,044	1,039	1,034	-	-	1,014
6	1,044	1,037	1,053	1,048	1,041	1,062	1,060	1,017
7	1,051	1,043	1,063	1,053	1,049	-	-	1,020
8	1,058	1,050	1,072	1,065	1,056	1,084	1,082	1,023
9	1,065	1,056	1,082	1,073	-	-	-	1,026
10	1,073	1,063	1,091	1,082*	-	1,107	1,104	1,029
12	1,089	1,077	1,111	-	-	1,131	1,126	1,034
14	1,104	1,090	1,131	-	-	1,155	1,148	1,040
16	1,119	1,104	1,141	-	-	1,180	1,172	1,046
18	1,135	1,113	-	-	-	1,206	1,196	1,051
20	1,151	1,133	-	-	-	-	1,220	1,057

\* Насичений розчин

- Результати досліду внести в таблицю.

Таблиця 6.2 – Результати експерименту та розрахунків

$\omega$ , %	Маса безводної солі, г	Маса кристалогідрату, г	Маса води, г	$\rho_{\text{р-ну}}$ , г/см <sup>3</sup>		Концентрація приготовленого розчину			
				табл.	експ.	$C_M$	$C_H$	$C_m$	T

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

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

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

- розрахуйте молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквівалента ( $C_H$ ), моляльну концентрацію ( $C_m$ ) і титр (T) приготованого розчину. Результати розрахунків занесіть у таблицю 6.2.
- зробіть **висновок** про те, з якою точністю приготовили розчин.

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

Одержані у викладача індивідуальне завдання. Використовуючи одержаний в досліді 1 розчин, **приготувати методом роздавлення** менш концентрований розчин:

1. 250 см<sup>3</sup> 6-відсоткового розчину NaCl
2. 200 см<sup>3</sup> 3-відсоткового розчину CuSO<sub>4</sub>
3. 250 см<sup>3</sup> 4-відсоткового розчину K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>
4. 200 см<sup>3</sup> 2,5-відсоткового розчину MgSO<sub>4</sub>
5. 250 см<sup>3</sup> 1,5-відсоткового розчину KCl
6. 200 см<sup>3</sup> 2-відсоткового розчину Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
7. 250 см<sup>3</sup> 3-відсоткового розчину NH<sub>4</sub>Cl

### **Хід виконання**

Зробіть розрахунок за «правилом хреста», як це наведено у прикладах 5, 6, 7 теоретичної частини. Розрахунок перевірити у викладача;

- відміряйте циліндром розрахований об'єм більш концентрованого розчину (отриманого у досліді 1), перенесіть його в мірну колбу на 200 або 250 см<sup>3</sup> і додайте дистильованої води до мітки;
- приготований розчин ретельно перемішайте, перелийте у маленький циліндр і виміряйте ареометром його густину –  $\rho_{\text{експ.}}$ ;
- табличне значення густини приготовленого розчину знайдіть у таблиці 6.1. –  $\rho_{\text{табл.}}$ ;
- результати досліду занесіть в таблицю 6.3;

Таблиця 6.3 – Результати експерименту та розрахунків

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

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

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

- розрахуйте молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквівалента ( $C_H$ ), моляльну концентрацію ( $C_m$ ) і титр (T) приготованого розчину. Результати розрахунків занесіть у таблицю 6.3;
- зробіть **висновок** про те, з якою точністю приготовили розчин.

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

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

1. 250 см<sup>3</sup> 0,05M розчину K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>;
2. 200 см<sup>3</sup> 0,12n розчину Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> з кристалогідрату Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O;
3. 100 см<sup>3</sup> 0,15M розчину MgSO<sub>4</sub> з кристалогідрату MgSO<sub>4</sub> · 7H<sub>2</sub>O;
4. 200 см<sup>3</sup> 0,22M розчину NaCl;
5. 250 см<sup>3</sup> 0,05M розчину CuSO<sub>4</sub> з кристалогідрату CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O;
6. 100 см<sup>3</sup> 0,05 n розчину K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>;
7. 250 см<sup>3</sup> 0,16 n розчину KCl.

#### **Хід виконання**

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

- зважити розраховану масу солі на технохімічних терезах, використовуючи у якості тари хімічний стакан;
- перенести сіль із стакана в мірну колбу відповідного об'єму та розчинити її при перемішуванні в невеликій кількості води. Оболоснити кілька разів невеликими кількостями води стакан, в якому розчиняли сіль, злити цю воду також в мірну колбу;
- вміст колби довести до мітки дистильованою водою по нижньому меніску. Розчин в колбі ретельно перемішати;
- відносну густину приготованого розчину визначити за допомогою ареометра.
- порівняйте відносну густину одержаного розчину ( $\rho_{\text{експ}}$ ) з табличним значенням ( $\rho_{\text{табл}}$ ) та розрахуйте похибку досліду за формулою:

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

- перерахувати молярну концентрацію в  $C_H$ , T, ω (%), а  $C_H$  - в  $C_M$ , T, ω (%)
- результати досліду внести в таблицю 6.4.

Таблиця 6.4 – Результати експерименту та розрахунків

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

- зробити висновок про точність приготування розчинів, вказавши похибку дослідів.

### Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

1. Дати визначення розчину.
2. Що таке концентрація розчину?
3. Способи визначення концентрації розчинів, їх математичні вирази.
4. На які дві групи поділяють способи виразу концентрації розчинів і для якої з них вони оцінюються безрозмірними величинами? Наведіть приклади.
5. Яке поняття виражають масою розчиненої речовини В (г), що міститься в 1 см<sup>3</sup> розчину?
6. Яка концентрація називається молярною концентрацією, одиниця її вимірювання?
7. Яка концентрація називається молярною концентрацією еквівалентів, одиниця її вимірювання?
8. Яка концентрація називається моляльною? В яких одиницях її визначають та за якою формулою її можна обчислити?
9. У якому співвідношенні мас потрібно узяти 21-відсоткового і 1-відсоткового розчинів, щоб одержати 5-відсотковий розчин?
10. У скільки разів потрібно розбавити 1М розчин, щоб одержати 0,25 М розчин?
11. Яка молярна концентрація еквівалентів розчину, в 300 см<sup>3</sup> якого міститься 10,5 г калій гідроксиду?
12. Що називають масовою часткою розчиненої речовини? За якою формулою її обчислюють?
13. У чому сутність правила змішування при приготуванні розчину проміжної концентрації з більш роздедених і більш концентрованих розчинів, як воно називається?
14. В чому полягає особливість розрахунку концентрації компонентів розчину при приготуванні його з кристалогідрату та води?
15. Що називають концентрацією компонента у розчині?
16. Які фізичні та хімічні процеси відбуваються під час розчинення?
17. Які дані необхідно застосувати для перерахунку масової концентрації розчину в об'ємні та навпаки?
18. Які існують способи приготування розчину?

### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №6

Таблиця 6.5

<b>№ варіанту</b>	<b>Завдання 1</b>	<b>Завдання 2</b>	<b>Завдання 3</b> Обчислити $C_M$ , $C_h$ , $C_m$ , Т.
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>
1	Якій об'єм газоподібного HCl розчинено в 50 см <sup>3</sup> хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 38,16% (густини 1,195 г/см <sup>3</sup> )?	Чому дорівнює $C_M$ розчину, в 3 дм <sup>3</sup> якого міститься 175,5 г NaCl	10-відсоткового розчину AgNO <sub>3</sub> , $\rho = 1,088$ г/см <sup>3</sup>
2	У 0,05 дм <sup>3</sup> H <sub>2</sub> O розчинено 4,9 дм <sup>3</sup> газоподібного HCl при 18 °C і 100 кПа. Визначте масову частку (%) HCl в розчині	В 0,6 дм <sup>3</sup> розчину KOH міститься 16,8 г речовини. Визначити $C_M$	20-відсоткового розчину KNO <sub>3</sub> , $\rho = 1,133$ г/см <sup>3</sup>
3	У воді об'ємом 300 см <sup>3</sup> розчинили сіль масою 20 г. Визначте масову частку солі в одержаному розчині ( $\rho_{H_2O} = 1$ г/см <sup>3</sup> ).	Обчисліть $C_M$ розчину калій сульфату, в 0,02 дм <sup>3</sup> якого міститься 2,74 г розчиненої речовини	12-відсоткового розчину AlCl <sub>3</sub> , $\rho = 1,108$ г/см <sup>3</sup>
4	В якій масі води треба розчинити 67,2 дм <sup>3</sup> газоподібного HCl (н.у.), щоб одержати розчин з масовою часткою 9%	З 10,6 г Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> приготували 0,5 дм <sup>3</sup> розчину. Визначити $C_M$	16-відсоткового розчину NH <sub>4</sub> Cl, $\rho = 1,045$ г/см <sup>3</sup>
5	Яка маса натрій сульфату буде потрібна для приготування розчину цієї солі об'ємом 400 см <sup>3</sup> і з концентрацією 0,15 М?	Якій об'єм 0,1 М розчину містить 7.1 г натрій хлориду	16-відсоткового розчину CuSO <sub>4</sub> , $\rho = 1,180$ г/см <sup>3</sup>
6	Скільки води треба додати до 0,2 дм <sup>3</sup> розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 20% (густини 1,14 г/см <sup>3</sup> ), щоб одержати розчин з масовою часткою H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 5% ?	Чому дорівнює молярна концентрація розчину з масовою часткою HCl 20% (густини 1,1 г/см <sup>3</sup> )	30-відсоткового розчину Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , $\rho = 1,326$ г/см <sup>3</sup>

Продовження таблиці 6.5

1	2	3	4
7	У воді масою 400 г розчинили залізний купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ масою 35 г. Визначте масову частку ферум (ІІ) сульфату в одержаному розчині.	Яку масу солі натрій карбонат треба взяти, щоб приготувати $250\text{cm}^3$ 0,25 М розчину?	16-відсоткового розчину $\text{HNO}_3$ , $\rho = 1,09 \text{ g/cm}^3$
8	Скільки нітратної кислоти міститься в $50 \text{ cm}^3$ її водного розчину, концентрація якого 12% (густини $1,068 \text{ g/cm}^3$ ).	Визначте $C_M$ розчину, якщо при розчиненні 120 г натрій гідроксиду утворилось $2 \text{ dm}^3$ розчину	10-відсоткового розчину $\text{NaOH}$ , $\rho = 1,11 \text{ g/cm}^3$
9	Скільки води треба додати до $100 \text{ cm}^3$ розчину нітратної кислоти з масовою концентрацією 48% ( $\rho = 1,303 \text{ g/cm}^3$ ), щоб одержати розчин з масовою часткою 20%.	У якому об'ємі 0,1 н розчину міститься 8 г купруму сульфату?	6-відсоткового розчину $\text{KMnO}_4$ , $\rho = 1,041 \text{ g/cm}^3$
10	Визначте масову концентрацію сульфатної кислоти, якщо до $400 \text{ cm}^3$ її розчину з масовою часткою 70% ( $\rho = 1,611 \text{ g/cm}^3$ ) додали $0,5 \text{ dm}^3$ води.	Яка маса барій хлориду міститься в $0,025 \text{ dm}^3$ 0,25 н розчину?	12-відсоткового розчину $\text{H}_2\text{SO}_4$ , густини якого $1,08 \text{ g/cm}^3$
11	До розчину масою 250 г, масова частка солі в якому складає 10 %, додали води об'ємом $150 \text{ cm}^3$ . Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	Чому дорівнює $C_{екв}$ розчину $\text{NaOH}$ з масовою концентрацією 30% і густиноро $1,328 \text{ g/cm}^3$	20-відсоткового розчину $\text{BaCl}_2$ , густини якого $1,203 \text{ g/cm}^3$
12	З $5 \text{ dm}^3$ розчину калій гідроксиду з масовою часткою 50% і $\rho = 1538 \text{ kg/m}^3$ треба приготувати розчин з масовою часткою $\text{KOH}$ 18%. Який об'єм води потрібен?	Скільки грамів натрій карбонату міститься в $500\text{cm}^3$ 0,1 н розчину?	10-відсоткового розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , густини якого $1,070 \text{ g/cm}^3$

Продовження таблиці 6.5

1	2	3	4
13	В яких об'ємних співвідношеннях треба змішати хлоридну кислоту з масовою часткою HCl 38% (густини $1189 \text{ г/м}^3$ ) і воду для виготовлення розчину з масовою часткою речовини 20% .	750 $\text{см}^3$ розчину містять 10 г сульфатної кислоти. Визначте молярну і нормальну концентрації цього розчину	12-відсоткового розчину KOH, густини якого $1,110 \text{ г/см}^3$
14	Яка маса HCl міститься в $0,25 \text{ дм}^3$ розчину хлоридної кислоти з масовою часткою 10,52% (густини $1050 \text{ г/м}^3$ ) ?	Визначте M і n для розчину з масовою часткою NaOH 16%, де густини $1,18 \text{ г/см}^3$	10-відсоткового розчину $\text{FeCl}_3$ , $P = 1,085 \text{ г/см}^3$
15	Який об'єм розчину з M NaCl густиною $1,12 \text{ г/см}^3$ треба підлити до води масою 300 г, щоб одержати розчин з масовою часткою NaCl 12%?	До якого об'єму треба розбавити водою $2.4 \text{ дм}^3$ 1,6 н розчин HCl, щоб одержати 0,25 н розчин?	25-відсоткового розчину $\text{H}_2\text{SO}_4$ , густини якого $1,180 \text{ г/см}^3$
16	До розчину 3,5 M $\text{NH}_4\text{Cl}$ об'ємом $100 \text{ см}^3$ і густиною $1,05 \text{ г/см}^3$ додали воду об'ємом $50 \text{ см}^3$ . Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	Чому дорівнює масова концентрація 2 н розчину KOH (густини $1,08 \text{ г/см}^3$ )	10-відсоткового розчину $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , густини якого $1,102 \text{ г/см}^3$
17	Яку масу розчину з масовою часткою калій карбонату 20 % треба додати до води масою 200 г для отримання розчину з масовою часткою $\text{K}_2\text{CO}_3$ 12%?	Який об'єм $\text{H}_2\text{SO}_4$ з масовою часткою 96% ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) треба для приготування $3 \text{ дм}^3$ 0,4 н розчину?	16-відсоткового розчину $\text{H}_2\text{SO}_4$ , густини якого $1,110 \text{ г/см}^3$
18	Яку масу розчину з масовою часткою натрій хлориду 10 % необхідно додати до води об'ємом $50 \text{ см}^3$ для отримання розчину з масовою часткою солі 5% ?	Який об'єм $\text{H}_3\text{PO}_4$ з масовою часткою 36% ( $\rho = 1,216 \text{ г/см}^3$ ) треба для приготування $13 \text{ дм}^3$ 0,15 н розчину?	10-відсоткового розчину $\text{CaCl}_2$ , густини якого $1,084 \text{ г/см}^3$

Продовження таблиці 6.5

96

1	2	3	4
19	Які об'єми 1 М і 5 М розчину KCl потрібно змішати для приготування 200 см <sup>3</sup> 3 М розчину?	До 0,8 дм <sup>3</sup> 3 н розчину KOH додали 1,2 дм <sup>3</sup> розчину з масовою часткою KOH 12% ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ). Визначити C <sub>H</sub> нового розчину.	21,75-відсоткового розчину NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O, густини якого 0,920 г/см <sup>3</sup>
20	Яку масу розчину MgSO <sub>4</sub> з масовою часткою 3% можна отримати з 100 г MgSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O ?	Визначте нормальність і моляльність розчину HCl з масовою часткою 36,5% , (густина 1,18 г/см <sup>3</sup> )	30-відсоткового розчину HNO <sub>3</sub> , $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$
21	У лабораторії є розчини з масовою часткою купрум хлориду 10 % і 16 %. Яку масу кожного розчину треба взяти для отримання 200 г розчину з масовою часткою солі 12 % ?	До 100 см <sup>3</sup> розчину з масовою часткою H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 96% ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) додали 400 г води. Одержані розчин з густиною 1,225 г/см <sup>3</sup> . Визначте C <sub>H</sub>	20-відсоткового розчину FeSO <sub>4</sub> густини якого 1,214 г/см <sup>3</sup>
22	Скільки грамів Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ·10H <sub>2</sub> O треба розчинити у 500 г води, щоб одержати розчин Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> з масовою концентрацією 12.5%	Який об'єм 5 н розчину NaOH можна приготувати з 4 дм <sup>3</sup> розчину NaOH 50% та густиною 1,525 г/см <sup>3</sup>	20-відсоткового розчину CdSO <sub>4</sub> густини якого 1,224 г/см <sup>3</sup>
23	Скільки моль MgSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O треба додати до 100 моль води, щоб одержати розчин MgSO <sub>4</sub> з масовою часткою 10%	Який об'єм 2 М розчину Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> треба взяти для виготовлення 1 дм <sup>3</sup> 0,25 н розчину?	20-відсоткового розчину CaCl <sub>2</sub> , $\rho = 1,178 \text{ г/см}^3$
24	Скільки грамів Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ·10H <sub>2</sub> O треба розчинити у 250 г води, щоб одержати розчин Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> з масовою концентрацією 10%	Визначте М і н для розчину з масовою часткою NaOH 10% де густина 1,11 г/см <sup>3</sup>	10-відсоткового розчину BaCl <sub>2</sub> , $\rho = 1,092 \text{ г/см}^3$
25	Визначте масу розчину з масовою часткою CuSO <sub>4</sub> 10% і масу води, які необхідні для приготування 250 г розчину з масовою часткою CuSO <sub>4</sub> 5%	Яка маса барій хлориду міститься в 1,25 дм <sup>3</sup> 0,45 н розчину?	10-відсоткового розчину CaCl <sub>2</sub> , $\rho = 1,0835 \text{ г/см}^3$

Продовження таблиці 6.5

1	2	3	4
26	Яка маса води і розчину з масовою часткою магній хлориду 25% буде потрібно для приготування розчину з масовою часткою $MgCl_2$ 0,04 масою 200 г?	Визначте М і моляльність для розчину з масовою часткою NaOH 15,5% де густини $1,17 \text{ г}/\text{см}^3$	20-відсоткового розчину $AgNO_3$ $\rho = 1,194 \text{ г}/\text{см}^3$
27	Яку масу розчину $MgSO_4$ з масовою часткою 10% можна отримати з 220 г $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ?	Яка маса кадмій хлориду міститься в $1,5 \text{ дм}^3$ 0,5 н розчину?	20-відсоткового розчину $CdSO_4$ $\rho = 1,224 \text{ г}/\text{см}^3$
28	Яку масу солі і води треба взяти для виготовлення 2 кг розчину з масовою часткою калій сульфату 24% ?	Визначте нормальність і моляльність розчину KC1 з масовою часткою 20% , (густина $1,132 \text{ г}/\text{см}^3$ )	10-відсоткового розчину $NaNO_3$ густини якого $1,067 \text{ г}/\text{см}^3$
29	Яку масу солі і води треба взяти для виготовлення 250 г розчину з масовою часткою розчиненої речовини 4% ?	Визначте М і моляльність для розчину з масовою часткою KOH 11% де густини $1,10 \text{ г}/\text{см}^3$	18% розчину $NiSO_4$ густини якого $1,209 \text{ г}/\text{см}^3$
30	Визначте масову частку гідроксиду барію в розчині, одержаному при змішанні води масою 50 г і гідроксиду барію масою 1,2 г.	Який об'єм 1 М розчину $K_2CO_3$ треба взяти для виготовлення $1 \text{ дм}^3$ 0,25 н розчину?	16-відсоткового розчину $ZnSO_4$ густини якого $1,1806 \text{ г}/\text{см}^3$

## Лабораторна робота №7

### **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 °C 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:

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

$$K_{\text{дис}} [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль/дм}^3$$

$K_{\text{дис}} [\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{H}_2\text{O}}$  – йонний добуток води

$K_{\text{H}_2\text{O}}$  – для води та розведених розчинів при 22 °C 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 **pH**:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Відповідно, гідроксильний показник ( $\text{pOH}$ ) – це десятковий логарифм молярної концентрації гідроксид-іонів, взятий з від'ємним знаком:

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-].$$

Сума водневого та гідроксильного показників дорівнює 14

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

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

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

Якщо розчини кислі, то  $\text{pH} < 7$ , коли розчини лужні,  $\text{pH} > 7$ .

Величина  $\text{pH}$  є критерієм сили кислоти: при однаковій молярній концентрації значення  $\text{pH}$  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  $\text{pH}$  розчину змінюють свій колір.

Індикаторами можуть бути слабкі органічні кислоти  $\text{HInd}$  та основи  $\text{IndOH}$ , 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  $\text{HInd}$ .

Індикатори – слабкі основи в кислих розчинах знаходяться в йонному стані  $\text{Ind}^+$ , який зумовлює забарвлення розчину – це метиловий помаранчевий, метиловий червоний.

Індикатори – слабкі органічні кислоти – це лакмус та фенолфталейн.

Таблиця 7.1 – Кислотно-лужні індикатори

Індикатор	Колір в середовищі		
	кислому	нейтральному	лужному
Метиловий помаранчевий	червоний $\text{pH} < 3,1$	помаранчевий $3,1 < \text{pH} < 4,4$	жовтий $\text{pH} > 4,4$
Метиловий червоний	червоний $\text{pH} < 4,2$	помаранчевий $4,2 < \text{pH} < 6,3$	жовтий $\text{pH} > 6,3$
Фенолфталейн	безбарвний $\text{pH} < 8,0$	безбарвний $8,0 < \text{pH} < 9,8$	пурпурний $\text{pH} > 9,8$
Лакмус	червоний $\text{pH} < 5,0$	фіолетовий $5,0 < \text{pH} < 8,0$	синій $\text{pH} > 8,0$

## Гідроліз солей.

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

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

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

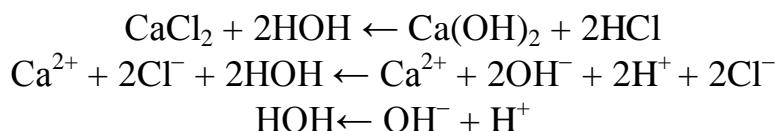
Існує чотири типи солей.

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

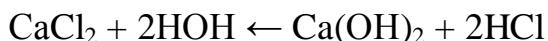
До сильних основ належать луги – *розвинні гідроксиди лужних металів* – **LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH** та *гідроксиди лужноzemельних металів* **Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>**.

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

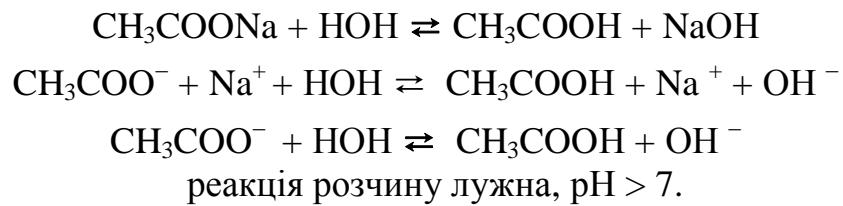


**Тобто солі, утворені лугами та сильними кислотами не гідролізують.** А розчини таких солей нейтральні: **pH = 7**, індикатор не змінює забарвлення.

**2) Солі, утворені сильними основами та слабкими кислотами гідролізують**, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт, а розчин має лужну реакцію: **pH > 7**. Відбувається гідроліз за **аніоном** (йоном слабкого 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 ін.



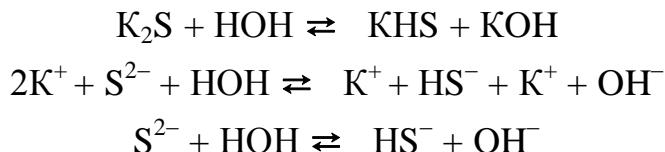
Наприклад, гідроліз солі натрій ацетата  $\text{CH}_3\text{COONa}$ :



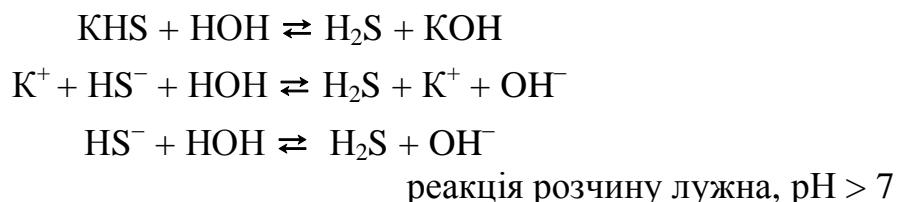
За рахунок взаємодії аніона слабкої кислоти з водою утворюється слабкий електроліт – ацетатна кислота та залишається надлишок  $\text{OH}^-$ -іонів. Тому **розвинені солей, утворені сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію: pH > 7.**

Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто.

I. Перший ступінь:



II. Другий ступінь:



Солі, утворені з багатоосновних кислот і лугів, гідролізують з утворенням кислих солей (KHS). Розчин таких солей теж має лужну реакцію - **pH > 7**.

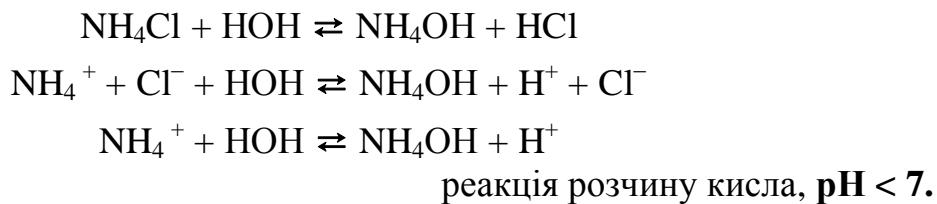
Гідроліз тим інтенсивніший, чим слабкіша кислота.

**3) Солі, 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 ін.).



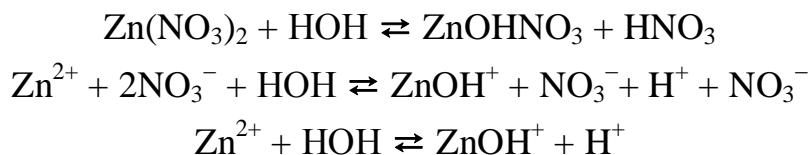
Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи, а в розчині накопичується надлишок гідроген-іонів  $\text{H}^+$ , реакція розчину кисла – **pH < 7**.

Наприклад:

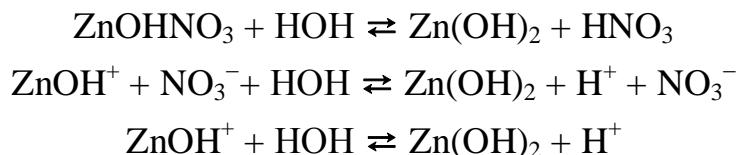


Солі багатоосновних основ гідролізують ступінчасто

I. Перший ступінь:

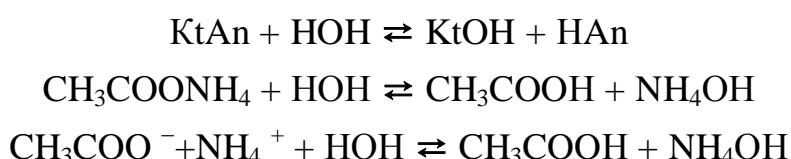


II. Другий ступінь:

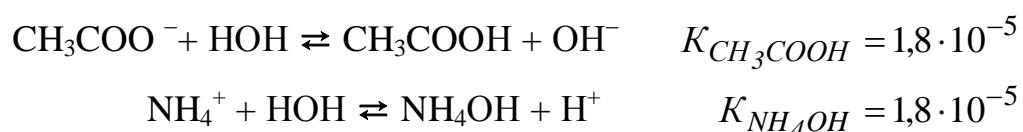


Накопичується надлишок  $\text{H}^+$  – реакція розчину кисла,  $\text{pH} < 7$ .  
Чим слабша основа, тим повніше йде гідроліз.

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

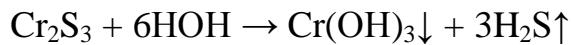
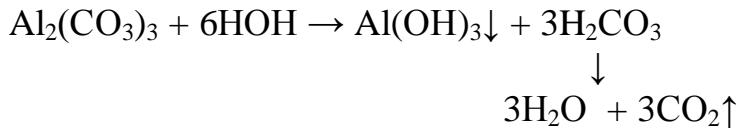
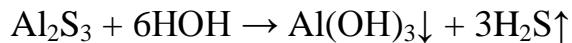


Одночасно йдуть обидва процеси:



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 сульфіду, алюміній карбонату, хром сульфіду з водою:

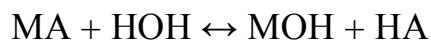


Такі солі неможливо добути внаслідок їх гідролізу в водних розчинах.

### Константа гідролізу.

Кількісно гідроліз характеризується константою гідролізу ( $K_g$ ).

Гідроліз солі  $MA$  можна записати в загальному вигляді:



Константа рівноваги

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

Але концентрація води  $[\text{H}_2\text{O}]$  в розведених розчинах стала та дорівнює 55,5 моль/дм<sup>3</sup>. Тоді:  $K_p[\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$  та називається константою гідролізу  $K_g$ , яка визначається рівнянням:

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

Для гідролізу за аніоном:

$$K_g = \frac{[HA] \cdot [\text{OH}^-]}{[A^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{HA}}$$

де  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  йонний добуток води;  $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 10^{-14}$ ,

$K_{HA}$  – константа дисоціації кислоти.

Для гідролізу за катіоном:

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

$K_{MOH}$  – константа дисоціації основи.

Для гідролізу за катіоном та аніоном:

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

Ці рівняння – кількісні підтвердження зробленого раніше висновку: чим слабкіша кислота або основа, сіль якої піддається гідролізу, тим повільніше відбувається гідроліз. Тому розчини солей треба зберігати концентрованими та додавати луги (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 ( $H^+$ ), гідроксид-іонів ( $OH^-$ ),  $pOH$  в розчині,  $pH$  якого становить 7,4.

#### Розв'язання:

Оскільки  $pH$  та  $pOH$  – негативні логарифми, то треба користуватися таблицею логарифмів

Таблиця 7.2– Деякі значення логарифмів

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

1. Знаючи, що сума:  $pH + pOH = 14$ ,

визначимо значення  $pOH$  розчину як різницю

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

2. Розраховуємо концентрацію гідроген-іонів за рівнянням

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

$\lg x = 0,6 \Rightarrow x = 4$  (див. табл. 7.2)  $\lg$ ;  $-8$  – вказує на ступінь, в яку треба піднести основу десяткового логарифма  $-10$ .

3. Визначаємо концентрацію  $OH^-$ -іонів в розчині

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

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

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

### Приклад 2.

Концентрація гідроген-іонів в розчині становить  $1,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$ . Визначити  $pH$ ,  $pOH$  розчину та концентрацію гідроксид-іонів.

Розв'язання:

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

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

(\* див. табл. 7.2 в прикладі 1).

2. Розраховуємо  $pOH$ :

$$pOH = 14 - pH = 14 - 2,85 = 11,15$$

3. Визначаємо концентрацію гідроксид-іонів в розчині

$$\begin{aligned} pOH &= -\lg[OH^-] = -11,15 - 11,15 = -12 + 0,85 \\ [OH^-] &= 7,1 \cdot 10^{-12} \text{ моль/дм}^3. \end{aligned}$$

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

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

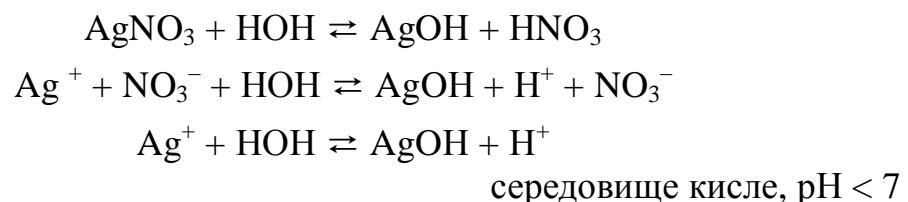
*Висновок:* при концентрації гідроген-іонів  $1,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$ ,  $pH = 2,85$ ;  $pOH = 11,15$ ;  $[OH^-] = 7,1 \cdot 10^{-12} \text{ моль/дм}^3$ .

### **Приклад 3.**

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

#### Розв'язання:

$\text{AgNO}_3$  – сіль, яка утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз завжди йде з утворенням слабкого електроліту, тобто слід очікувати утворення слабкої основи (гідроліз за катіоном). Йони Аргентуму будуть зв'язуватись водою, а гідроген-іони будуть накопичуватися в розчині. Надлишок гідроген-іонів в розчині відповідає кислому середовищу ( $\text{pH} < 7$ ):



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

Константу гідролізу за катіоном визначають за рівнянням

$$K_2 = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{MOH}}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{AgOH}}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

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

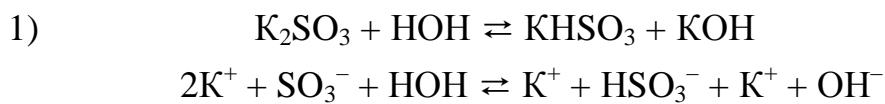
*Висновок:* гідроліз за катіоном йде з утворенням слабкої основи  $\text{AgOH}$ , реакція розчину кисла ( $\text{pH} < 7$ ), на що вказує червоне забарвлення розчину при додаванні лакмусу. Константа гідролізу дорівнює  $2,0 \cdot 10^{-12}$ .

### **Приклад 4.**

Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солі  $\text{K}_2\text{SO}_3$ , вказати реакцію розчину (рН), як її визначити та записати константу гідролізу за першим ступенем.

#### Розв'язання:

$\text{K}_2\text{SO}_3$  – сіль, що утворена сильною основою та слабкою кислотою. Гідроліз йде з утворенням слабкого електроліту. Слід очікувати утворення слабкої кислоти -  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Сульфітна кислота – двохосновна, тобто гідроліз йде за двома ступенями. За першим ступенем буде утворюватися кисла сіль:





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

Аніони сульфітної кислоти  $\text{SO}_3^{2-}$  зв'язуються водою та утворюється деякий надлишок гідроксид-іонів  $\text{OH}^-$ , які вказують на лужну реакцію розчину ( $\text{pH} > 7$ ). Лужне середовище можна визначити за допомогою індикатора **фенолфталейну**, який забарвлює розчин у малиновий колір.

Константа гідролізу за аніоном за першим ступенем має вигляд:

$$K_{\text{zI}} = \frac{[\text{HSO}_3^-] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{SO}_3^{2-}]} \text{ або } K_{\text{zI}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{H}_2\text{SO}_3}}$$

### Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Що таке йонний добуток води?
2. Дайте визначення водневого показника ( $\text{pH}$ ). Яке значення  $\text{pH}$  у різних середовищах розчинів?
3. Які речовини називають кислотно-лужними індикаторами?
4. Яку реакцію називають гідролізом?
5. Які є типи гідролізу солей? Який тип солей не піддається реакції гідролізу?
6. За яким показником визначають силу та слабкість кислот та основ?
7. Яких значення набуває  $\text{pH}$  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 сульфіду?
15. Які солі піддаються повному гідролізу?

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Прилади та реактиви:** роздача 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 (ІІ) хлорид  $\text{FeCl}_3$ , натрій ортофосфат  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , стибій хлорид  $\text{SbCl}_2$ ; кристалічна сіль станум хлорид (ІІ)  $\text{SnCl}_2$ , концентрований розчин хлоридної кислоти  $\text{HCl}$  (1:1), дистильована вода; індикатори: нейтральний розчин лакмусу, спиртовий розчин фенолфталейну; штатив з пробірками, мікрошпатель, стакан на  $200 \text{ см}^3$ , електрична плитка.

## Хід визначення

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

#### **A) Гідроліз натрій карбонату $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .**

В 2 пробірки налити по 2-3 см<sup>3</sup> 0,1 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 7.3;
- записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу натрій карбонату – 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 pH (< чи >7); який індикатор слід застосовувати для визначення середовища розчину.

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

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 фенолфталеїна та спостерігати зміну забарвлення розчину;
- у другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмуса та спостерігати зміну забарвлення;
- результати дослідження занести у таблицю 7.3.
- 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 pH (< 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 фенолфталеїна;
- у другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмуса та спостерігати зміну забарвлення у розчинах;
- результати дослідження занести у таблицю 7.3.

- записати молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння гідролізу  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  – за ступенями та сумарне
- написати вираз 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 $\text{NaCl}$ .

В 2 пробірки налити по 2-3 см<sup>3</sup> 0,5 н розчину  $\text{NaCl}$ ;

- першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталейна;
- в іншу – декілька крапель розчину індикатора лакмуса та спостерігати, чи відбудеться зміна забарвлення; результати дослідження занести у таблицю 7.3.
- 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 7.3 – 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 (ІІІ) хлориду  $\text{FeCl}_3$  та додати у кожну 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  $\text{FeCl}_3$  (за ступенями та сумарне);
- напишіть вираз 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 SbCl<sub>2</sub> та додайте 4-5 см<sup>3</sup> дистильованої води. Спостерігайте, що відбувається з розчином;

- напишіть молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння гідролізу SbCl<sub>2</sub>;
- напишіть вираження константи гідролізу, визначить реакцію середовища (рН < чи > 7) та який індикатор слід застосовувати.

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

### Дослід 4. Подавлення гідролізу.

Помістити у пробірку 2-3 кристалика солі станум хлориду SnCl<sub>2</sub> та додайте приблизно 2 см<sup>3</sup> дистильованої води. Спостерігайте появу рясного білого осаду основної солі станум (ІІ) гідроксохлориду;

- напишіть молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння гідролізу SnCl<sub>2</sub>;
- напишіть вираження константи гідролізу, визначить реакцію середовища (рН) та який індикатор слід застосовувати;
- потім до отриманого осаду додайте 2-3 краплі концентрованого розчину хлоридної кислоти 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 SnCl<sub>2</sub>.

**Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №7**

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 підіде 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 IV Окисно-відновні процеси

### Лабораторна робота № 8

#### 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.

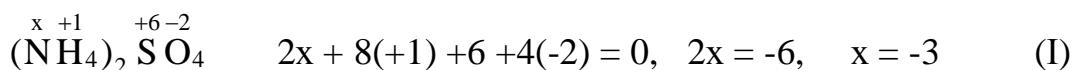
**Завдання на підготовку** до лабораторної роботи. Усі хімічні реакції можна віднести до 2 груп: реакції, в яких ступінь окиснення елементів не змінюється, та реакції, в яких ступінь окиснення (ст.ок.) елементів змінюється.

**Ступінь окиснення** елемента в сполуці 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 таких положень:

- значення ступеня окиснення елементів в сполуках дорівнює номеру 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 ( $\text{MeH}$ ) дорівнює +1;
- ступінь окиснення Оксигену у речовинах дорівнює –2, виняток – пероксиди ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$  тощо), та сполука з Флуором  $\text{OF}_2$ ;
- ступінь окиснення металів першої групи головної підгрупи (лужні) у речовинах дорівнює +1, другої групи головної підгрупи (лужноземельні), Цинку і Кадмію у речовинах дорівнює +2.
- ступінь окиснення металів у сполуках завжди +n.
- ступінь окиснення записують над елементом з відповідним знаком «+» або «-»;
- максимальне групи періодичної системи елементів.

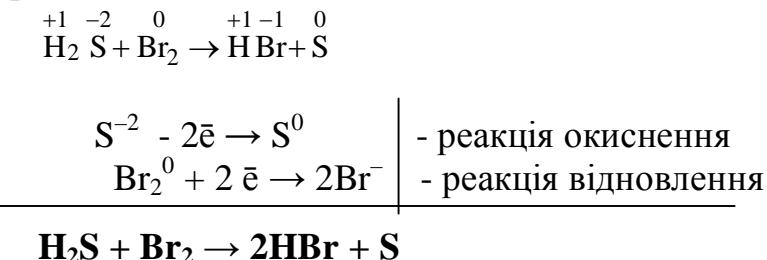
Як приклад розглянемо метод обчислення ступеня окиснення атома Нітрогену в амоній сульфаті  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  (I) і атома Фосфору в дифосфат-іоні  $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$  (II). Позначивши ст.ок. цих елементів за x:



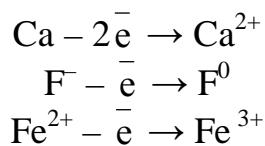
$$(\text{P}_2\overset{x}{\text{O}}_7)^{4-} \quad 2x + 7(-2) = -4, \quad 2x = 10 \quad x = +5 \quad (\text{II})$$

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

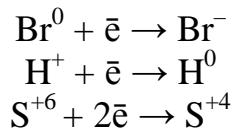
Розглянемо приклад ОВР:



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:

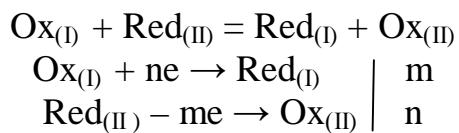


Процес приєднання електронів називається **відновленням**. Ступінь окиснення при цьому зменшується. Атом чи йон, який приєднує електрони, називається **окисником**. При цьому він відновлюється, а ступінь окиснення його зменшується,



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 такими 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  $\text{H}^-$ , молекули  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{HCl}$  та інші);

б) окисником є атом, молекула або йон, в яких елемент має найвище значення ступеня окиснення ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{PbO}_2$  тощо);

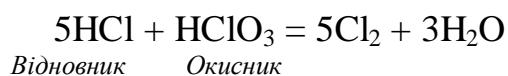
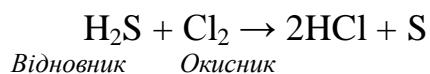
в) сполука, в якій елемент виявляє проміжне значення ступеня окиснення, може бути як окисником, так і відновником ( $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{MnO}_2$  та інші);

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 8.1);

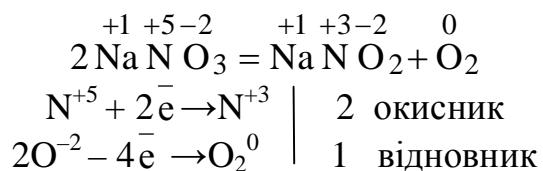
д) відновники мають менші додатні або від'ємні значення ОВП і чим менше значення ОВП напівреакції, тим сильнішим відновником є система.

Усі відомі окисно-відновні реакції поділяють на такі групи:

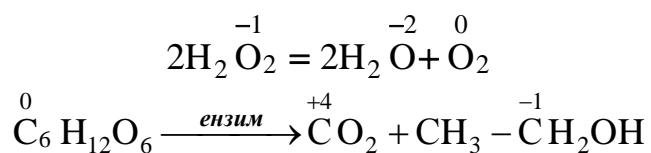
а) міжмолекулярні, в яких окисник і відновник входять до складу різних речовин, що є учасниками окисно-відновного процесу. Наприклад:



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.

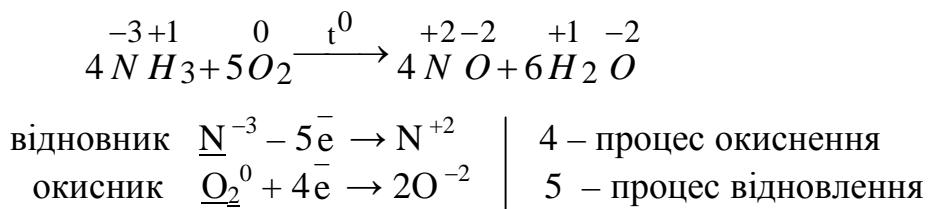
Для розрахунку коефіцієнтів в ОВР існує два методи:

- 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.

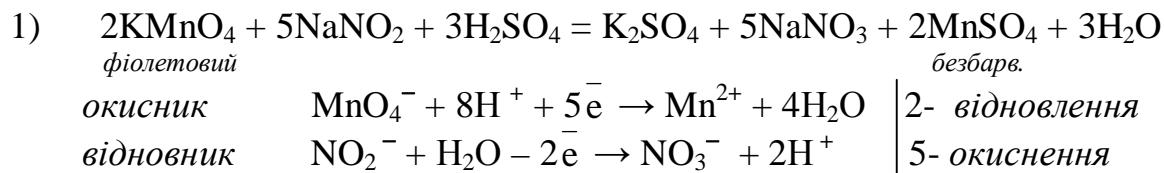
Метод електронного балансу базується на визначені ступеня окиснення реагуючих речовин. Його застосовано для процесів в твердій та газоподібній фазах при високих температурах. Це процеси згорання, плавлення.

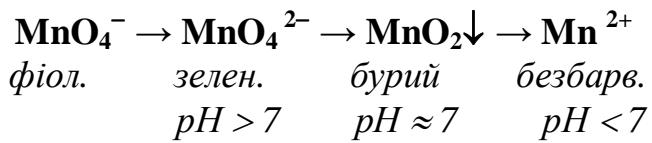
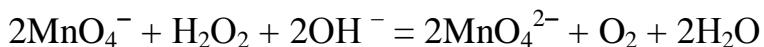
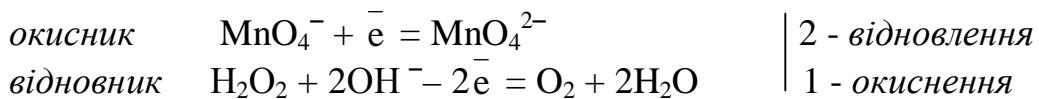
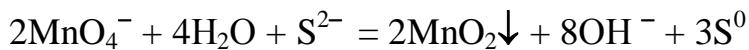
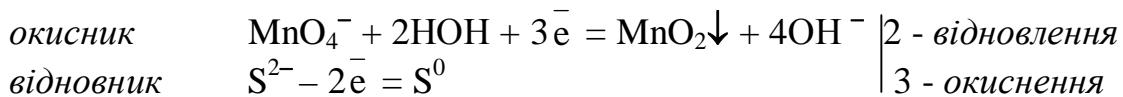
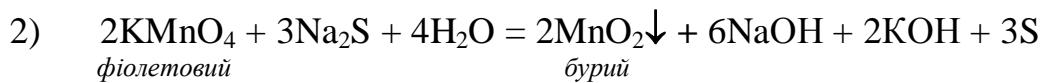
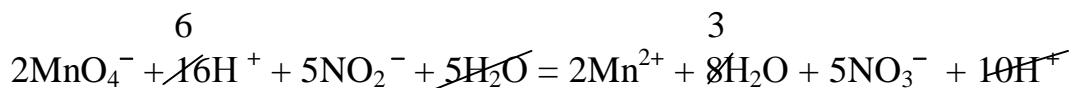
Наприклад, каталітичне окиснення  $NH_3$ :



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:**



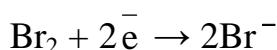


Глибина відновлення зростає зі зменшенням *pH*.

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

### Найважливіші окисники:

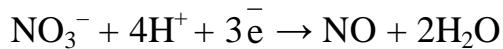
1. Прості речовини – неметали VI та VII груп ( $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2, \text{O}_2$ ):



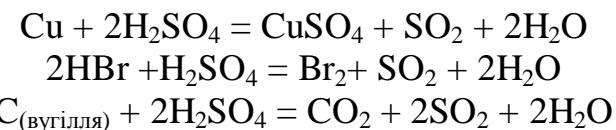
2. Катіони металів у вищій ступені окиснення:



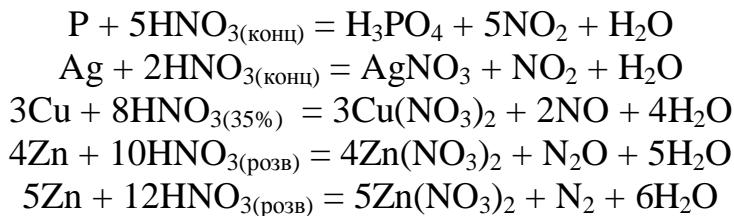
3. Аніони, в яких центральний атом має вищий ступень окиснення –  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{MnO}_4^-, \text{NO}_3^-, \text{SO}_4^{2-}$



4. Пероксиди металів –  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ .
5. Сульфатна кислота концентрована:

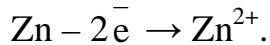


6. Нітратна кислота в залежності від концентрації та активності відновника:

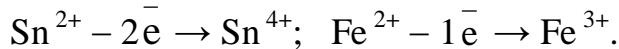


### **Найважливіші відновники:**

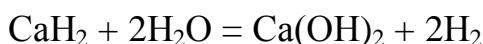
1. Метали ( лужні, лужноземельні, Цинк, Алюміній, Ферум та інші)



2. Катіони, у яких ступень окиснення може зростати :



3. Аніони прості та складні, в яких центральний атом має нижчий або проміжний ступень окиснення –  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\overset{+4}{\text{S}} \overset{+3}{\text{O}}_3^{2-}$ ,  $\overset{+3}{\text{N}} \overset{+6}{\text{O}}_2^-$  тощо.
4. Гідриди –  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{NaH}$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{CH}_4$ :

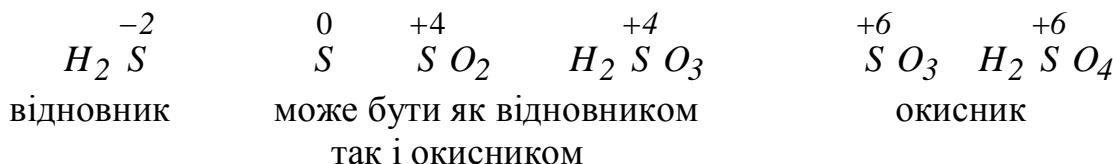


5. Водень, Карбон (вуглець), оксид карбону (ІІ), Сульфур (сірка) –  $\text{H}_2$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{S}$  – при високих температурах.

*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.

### Спряженість ОВР

Реакційну здатність окисників та відновників у водних розчинах за стандартних умов характеризують стандартні окисно-відновні потенціали напівреакцій ОВР (табл. 8.1)

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:

$$E^o = \varphi_{(ок)}^o - \varphi_{(відн)}^o \quad (8.a)$$

де  $\varphi_{(ок)}^o$  і  $\varphi_{(відн)}^o$  – стандартні ОВР окисника і відновника (табл. 8.1).

У хімії заведено 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 ОВР, відбувається легше, ніж реакція, в якої значення цього потенціалу менше.

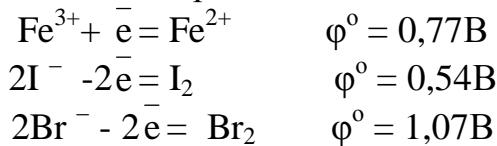
Розглянемо декілька прикладів, що дають змогу оцінити спрямованість та повноту перебігу окисно-відновних реакцій.

**Приклад 4.** Пояснити, чому за стандартних умов йони Феруму  $Fe^{III}$  можуть окиснити йони Йоду  $I^-$ , проте не окиснюють йонів Брому  $Br^-$ .

1. Записуємо схему теоретично можливих реакцій між цими йонами:



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



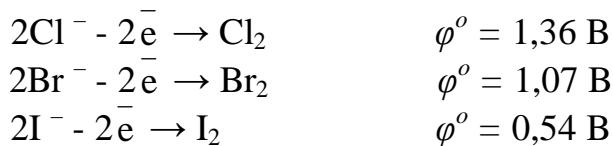
3. Обчислюємо значення  $E^{\circ}$  першої і другої реакцій за рівнянням:

$$\begin{aligned} E^{\circ} &= \varphi^{\circ}_{(\text{ок})} - \varphi^{\circ}_{(\text{відн})} \\ E^{\circ}_{(I)} &= 0,77 - 0,54 = 0,23 \text{ В} \\ E^{\circ}_{(II)} &= 0,77 - 1,07 = -0,30 \text{ В} \end{aligned}$$

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

**Приклад 5.** Встановити, який з сильних окисників –  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  може окиснити за стандартних умов галогенід-іони ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ) до галогенів.

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



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

$$\begin{aligned} \varphi^{\circ}(\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}) &= 1,46 \text{ В} \\ \varphi^{\circ}(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) &= 1,52 \text{ В} \\ \varphi^{\circ}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}) &= 1,35 \text{ В} \end{aligned}$$

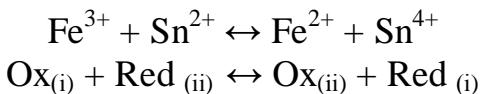
3. Порівнявши між собою ці значення, робимо висновок, що всі галоген-іони можна перетворити на галогени при використанні плumbум діоксиду або калій перманганату, оскільки

$$\varphi^{\circ}(\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}) > \varphi^{\circ}(2\text{Hal}^-/\text{Hal}_2) \text{ і } \varphi^{\circ}(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) > \varphi^{\circ}(2\text{Hal}^-/\text{Hal}_2)$$

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

Приклад 6. Визначити напрямок перебігу реакції між йонами Феруму(ІІІ) і Стануму(ІІ) за стандартних умов.

1. Записуємо схему можливої реакції між цими йонами, визначаємо окисник та відновник:



2. Знаходимо значення стандартних ОВП:

$$\varphi^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ В}; \quad \varphi^0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15 \text{ В};$$

і обчислюємо ЕРС реакції за формулою (8а)

$$E^0 = 0,77 - 0,15 = 0,62 \text{ В}$$

Оскільки  $E^0 > 0$ , то реакція відбувається у прямому напрямку.

Часто в хімічних та біологічних дослідженнях необхідно оцінити повноту перебігу окисно-відновної реакції. У такому разі використовують значення константи хімічної рівноваги процесу.

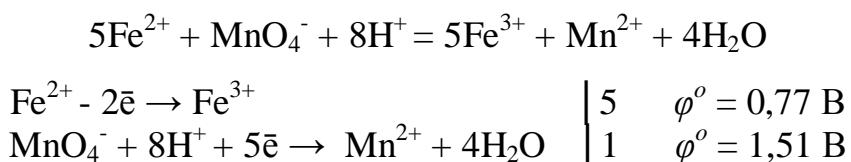
Зв'язок константи рівноваги з електрорушійною силою окисно-відновної реакції за стандартних умов виражають рівнянням:

$$\lg K_p = \frac{E^0 \cdot n}{0,059} \quad (8б)$$

де  $E^0$  – ЕРС реакції за стандартних умов,

$n$  – число електронів, які беруть участь в реакції.

Наприклад, в об'ємному аналізі для кількісного визначення солей Феруму (ІІ) використовують реакцію окиснення йонів  $\text{Fe}^{2+}$  перманганат-іонами в кислому середовищі:



Використовуючи значення стандартних ОВП напівреакцій і рівняння (8б) обчислюємо константу рівноваги цієї реакції:

$$\lg K_p = \frac{(1,51 - 0,77) \cdot 5}{0,059} = 63$$

звідки

$$K_p = 10^{63}$$

Велике значення константи рівноваги реакції вказує на те, що рівновага процесу практично повністю зміщена вправо. Вважають, що

окисно-відновні реакції відбуваються повністю (зв'язування вихідних речовин становить 99,9%), якщо константа рівноваги більша ніж  $10^8$ .

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

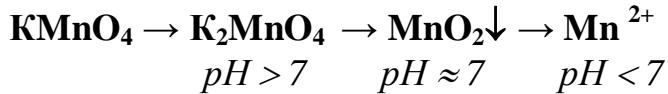
*Моль-еквівалент відновника (окисника) – це така його маса, яка віddaє (або приєднує) один моль електронів, тобто  $6,02 \cdot 10^{23}$  електронів.*

*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 віddaє 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, поділеній на кількість електронів, які приєднує (віddaє) 1 моль окисника (відновника).

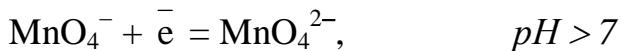


$$f_{екв}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5}; \quad M_{екв}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5} \cdot 158 = 31,6 \text{ (г/моль)}$$

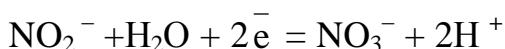
$$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ г/моль.}$$



$$f_{екв}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{3}; \quad M_{екв}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 158 = 52,7 \text{ (г/моль).}$$



$$f_{екв}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{1} = 1; \quad M_{екв}(\text{KMnO}_4) = 1 \cdot 158 = 158 \text{ (г/моль).}$$



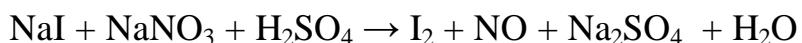
$$f_{екв}(\text{NaNO}_2) = \frac{1}{2}; \quad M_{екв}(\text{NaNO}_2) = \frac{1}{2} \cdot 69 = 34,5 \text{ (г/моль).}$$

$$M(\text{NaNO}_2) = 69 \text{ г/моль.}$$

## Приклади розв'язання завдань

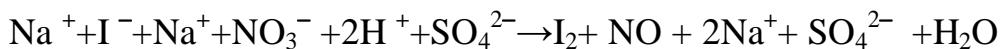
**Завдання 1.** Методом електронно-іонного балансу визначити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, вказати процеси окиснення, відновлення та вказати окисник, відновник.

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



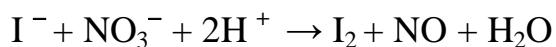
### Розв'язання.

1) Записуємо рівняння в йонно-молекулярному вигляді:



$\text{I}_2$  – проста речовина,  $\text{NO}$  – оксид, вони в розчині не дисоціюють,  $\text{H}_2\text{O}$  – дуже слабкий електроліт. Тому ці сполуки записуємо у вигляді молекул.

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

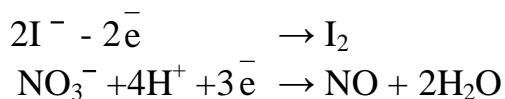


3) Визначаємо середовище. В лівій частині рівняння присутні іони водню  $\text{H}^+$  – середовище кисле. В правій частині рівняння присутні молекули води – нейтральне середовище. Тобто реакція перебігає в кислому середовищі з утворенням нейтрального середовища. Допоміжні іони – Гідроген-іони  $\text{H}^+$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

4) Записуємо схеми напівреакцій процесів зрівнявши число атомів:



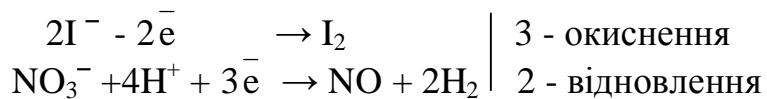
5) Зрівняти заряди в лівій та правій частинах напівреакцій за допомогою електронів та іонів (молекул) середовища



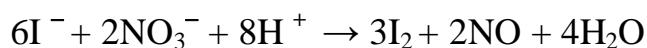
Йони Йоду утворюють молекулу  $I_2$ , яка складається з двох атомів, тому потрібно взяти  $2I^-$ , які втратять 2 електрони, а йон  $I^-$  – відновник.

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

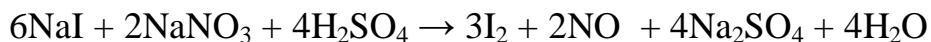
6) Знаходимо для напівреакцій найменше спільне кратне – 6 (2  $e^-$  та 3 $e^-$ ), яке поділимо на кількість електронів в напівреакціях, та визначимо коефіцієнти:



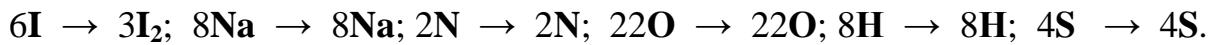
7) Підсумовуємо напівреакції з урахуванням коефіцієнтів



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, які беруть участь в реакціях окиснення та відновлення.

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

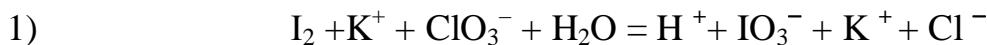
$$M_{екв}(NaNO_3) = \frac{1}{3} \cdot 85 = 28,33 \text{ г/моль}$$

*Відповідь:* визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процес втрати іонами  $I^-$  електронів – процес окиснення; процес приєднання електрону до іону  $NO_3^-$  – процес відновлення; іон  $I^-$  – відновник; іон  $NO_3^-$  – 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.**

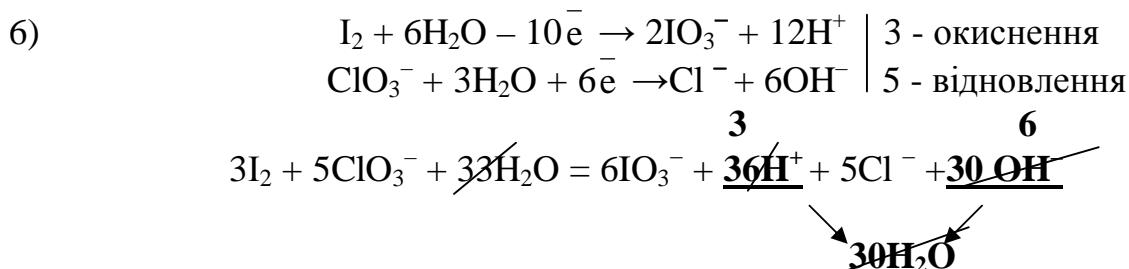
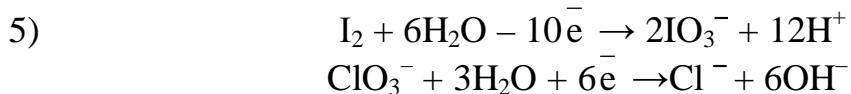
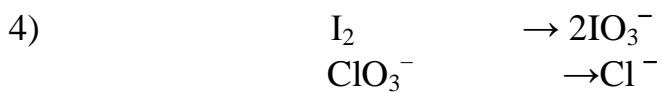


Розв'язання:



2) рівняння спрощувати не треба

3) нейтральне середовище перейде в кисле



Перевірка (кількість елементів зліва дорівнює кількості елементів справа):

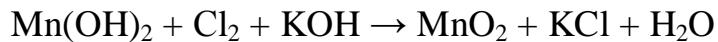


9)  $M_{екв}(I_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{10} \cdot 254 = 25,4 \text{ г/моль}$

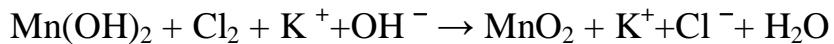
$$M_{екв}(ClO_3^-) = f_{екв} \cdot M = 1/6 \cdot 83,5 = 13,9 \text{ г/моль}$$

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

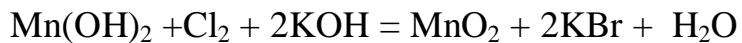
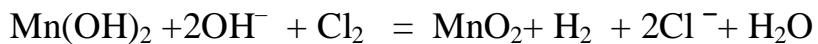
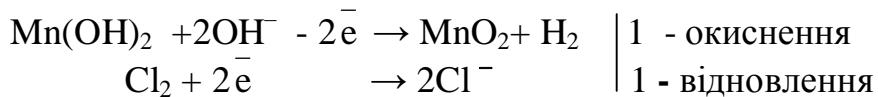
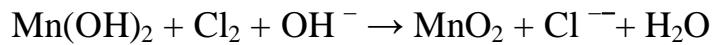
**Приклад 3. Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в лужному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника**



### Розв'язання:



Mn(OH)<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> – молекули



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

$$M_{екв}(\text{Cl}_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 71 = 35,5 \text{ г/моль}$$

*Відповідь:* визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР; процеси окиснення, відновлення; окисник – Cl<sub>2</sub>, відновник – Mn(OH)<sub>2</sub>.  $M_{екв}(\text{Mn(OH)}_2) = 44,5 \text{ г/моль}$ ,  $M_{екв}(\text{Cl}_2) = 35,5 \text{ г/моль}$ .

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<sub>2</sub>O (діє схема H<sub>2</sub>O → 2H<sup>+</sup>), в лужному – додаванням подвійної кількості гідроксогруп OH<sup>-</sup> (за схемою 2OH<sup>-</sup> → H<sub>2</sub>O).

У нейтральних розчинах у лівій частині напівреакції додають тільки молекули води. Якщо в лівій частині напівреакції недостача атомів Оксигену, його компенсиують атомами Оксигену, які входять до складу води, а в правій частині напівреакції з'являється іон Гідрогену (за схемою H<sub>2</sub>O → 2H<sup>+</sup>). Надлишок атомів Оксигену в лівій частині напівреакції зв'язуються молекулами води (діє схема O + H<sub>2</sub>O → 2OH<sup>-</sup>).

Таблиця 8.1 Значення стандартних окисно-відновних потенціалів напівреакцій (ОВП)

Напівреакція			$\phi^0, \text{ В}$
Окислена форма (Ox)	+ n	Відновлена форма (Red)	
$\text{F}_2$	$2\bar{e}$	$2\text{F}^-$	2,87
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+$	$2\bar{e}$	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$2\bar{e}$	$2\text{SO}_4^{2-}$	2,01
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$2\bar{e}$	$2\text{H}_2\text{O}$	1,78
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+$	$2\bar{e}$	$\text{Pb}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	1,69
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	$5\bar{e}$	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{ClO}^- + 2\text{H}^+$	$2\bar{e}$	$\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,49
$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+$	$10\bar{e}$	$\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+$	$6\bar{e}$	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
$2\text{HOI} + 2\text{H}^+$	$2\bar{e}$	$\text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+$	$8\bar{e}$	$\text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,39
$\text{Cl}_2$	$2\bar{e}$	$2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$	$6\bar{e}$	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,35
$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+$	$10\bar{e}$	$\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,24
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+$	$4\bar{e}$	$2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+$	$10\bar{e}$	$\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
$\text{Br}_2$	$2\bar{e}$	$2\text{Br}^-$	1,07
$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+$	$\bar{e}$	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,00
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	$2\bar{e}$	$\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,84
$\text{Fe}^{3+}$	$\bar{e}$	$\text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$2\bar{e}$	$\text{H}_2\text{O}_2$	0,68
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	$3\bar{e}$	$\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,57
$\text{MnO}_4^-$	$\bar{e}$	$\text{MnO}_4^{2-}$	0,54
$\text{I}_2$	$2\bar{e}$	$2\text{I}^-$	0,54
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$4\bar{e}$	$4\text{OH}^-$	0,40
$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$	$2\bar{e}$	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,20
$\text{Sn}^{4+}$	$2\bar{e}$	$\text{Sn}^{2+}$	0,15
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+$	$8\bar{e}$	$\text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,15
$\text{S} + 2\text{H}^+$	$2\bar{e}$	$\text{H}_2\text{S}$	0,14
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	$3\bar{e}$	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+$	$2\bar{e}$	$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
$\text{H}_2\text{O}_2$	$2\bar{e}$	$2\text{OH}^-$	-0,28
$\text{Cr}^{3+}$	$\bar{e}$	$\text{Cr}^{2+}$	-0,41

Продовження таблиці 8.1

S	$2\bar{e}$	$S^{2-}$	-0,45
$2CO_2 + 2H^+$	$2\bar{e}$	$H_2C_2O_4$	-0,49
$SO_4^{2-} + 2H_2O$	$2\bar{e}$	$SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
$ZnO_2^{2-} + 2H_2O$	$2\bar{e}$	$Zn + 4OH^-$	-1,22
$O_2 + 2H_2O$	$2\bar{e}$	$H_2O_2 + 2OH^-$	-1,37
$AlO_2^- + 2H_2O$	$3\bar{e}$	$Al + 4OH^-$	-2,35
$H_2$	$2\bar{e}$	$2H^-$	-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 і відновленням?
6. Що відбувається з окисником і відновником під час окисно-відновних реакцій? Як змінюється їх ступінь окиснення?
7. Яку роль відіграє середовище при окисно-відновних процесах?
8. Що звється 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 (ІІІ) хлорида  $FeCl_3$ ; 0,05 н розчин натрій йодида  $NaI$  або калій йодида  $KI$ ; розчин крохмалю свіжовиготовлений; 0,5 н розчин калій перманганата  $KMnO_4$ ; 2 н розчин сульфатної кислоти  $H_2SO_4$ ; 0,5 н розчин ферум (ІІ) хлорида  $FeCl_2$ ; 0,1 н розчин калій роданіда  $KSCN$  або амоній роданіда  $NH_4SCN$ ; 0,5 розчин натрій сульфіта  $Na_2SO_3$  або сіль  $Na_2S_2O_3$ ; концентрований

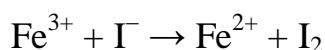
розвинуту лугу (NaOH або KOH); 0,5 н розчин калій дихромату  $K_2Cr_2O_7$ ; сіль ферум (II) або кристалогідрат  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ .

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

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

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

Реакція визначається схемою:

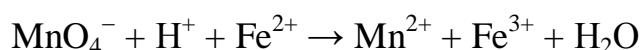


Складіть електронно-іонні рівняння процесів окиснення та відновлення і рівняння реакції.

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

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

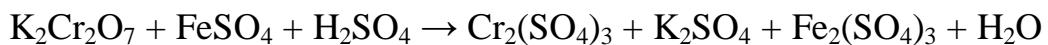
Реакція визначається схемою:



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

### 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 і 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 краплями розчин натрій сульфіту до зникнення фіолетового кольору.

Схема реакції, що відбувається:

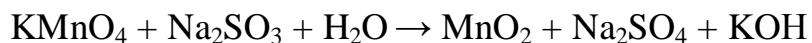


Складіть електронно-іонні рівняння та разставте коефіцієнти. Розрахуйте еквіваленти окисника і відновника.

#### **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 сульфіту. Спостерігати за зовнішніми змінами при перебігу реакції.

Схема реакції, що відбувається:

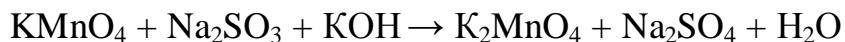


Складіть електронно-іонні рівняння та разставте коефіцієнти. Розрахуйте еквіваленти окисника і відновника.

#### **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 сульфіту. Як змінюється колір? Чим це пояснюється?

Схема реакції, що відбувається:



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

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

Таблиця 8.2 - Експериментальні дані та спостереження

<i>pH</i> середо- вища	Окисник	Оксинена форма окисника	Колір окисненої форми окисника	Відновна форма окисника	Колір відновної форми окисника	$f_{екв}$ та $M_{екв}$ окисника, г/моль
1	2	3	4	5	6	7

### Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №8

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

1.  $MnO_2 + KCl + H_2O \rightarrow MnSO_4 + Cl_2 \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$   
 $I_2 + KNO_2 + H_2O \rightarrow KNO_3 + HI$   
 $Al + HNO_3 \rightarrow NO_2 + Al_2O_3 + H_2O$
2.  $KMnO_4 + Cu_2O + H_2O \rightarrow MnO_2 + Cu(OH)_2 + KOH$   
 $HgS + HNO_3 + HCl \rightarrow HgCl_2 + S + NO + H_2O$   
 $ClO_2 + S + NaOH \rightarrow NaClO_2 + Na_2SO_4 + H_2O$
3.  $W + HF + HNO_3 \rightarrow NO_2 + H_2[WF_8] + H_2O$   
 $Al + KNO_3 + H_2O \rightarrow NO + K[Al(OH)_4]$   
 $Sb_2O_3 + Br_2 + KOH \rightarrow KBr + KSbO_3 + H_2O$
4.  $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO + H_2O$   
 $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$   
 $Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
5.  $Au + NaCN + O_2 + H_2O \rightarrow NaOH + Na[Au(CN)_2]$   
 $Pb + KNO_3 \rightarrow KNO_2 + PbO$   
 $Al + NaOH \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] + H_2$
6.  $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow HBr + H_2SO_4$   
 $S + NaOH \rightarrow Na_2S + Na_2SO_3 + H_2O$   
 $H_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2$

7.  $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$   
 $As + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + NO$   
 $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
8.  $PbS + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + NO + S + H_2O$   
 $Cs + H_2O \rightarrow CsOH + H_2$   
 $I_2 + NaOH \rightarrow NaI + NaIO + H_2O$
9.  $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$   
 $Fe + H_2SO_4$  (позб)  $\rightarrow FeSO_4 + H_2$   
 $Na_2SO_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + Na_2SO_4 + H_2O$
10.  $PbO_2 + NaCrO_2 + NaOH \rightarrow Na_2PbO_2 + Na_2CrO_4 + H_2O$   
 $Fe(OH)_2 + KBrO + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + KBr$   
 $H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4 + S + H_2O$
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.  $Fe + HNO_3$  (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.  $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$   
 $Al + HNO_3$  (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.**  $CaH_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$   
 $Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow NaI + Na_2S_4O_6$   
 $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
- 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.**  $Ce + NaAsO_2 + HCl \rightarrow CeCl_2 + AsH_3 + H_2O + NaCl$   
 $K_2Cr_2O_7 + (NH_4)_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2O_3 + N_2 + H_2O$   
 $NaOCl + NH_3 \rightarrow H_2O + NaCl + N_2H_4$

## **Список рекомендованої літератури**

### ***Основна***

1. Глинка Н.Л. Общая химия. / Л.: Химия, 1988. 704 с.
2. Коровин Н.В. Общая химия: учебное 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. 480 с.
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. 392 с.

### ***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 формульовання 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. Рисунки пристрій, схеми установок, графіки виконують олівцем на міліметровому папері. Всі розрахунки необхідно виконувати 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 подання 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 подання 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 «контрольною програмою», тому що, з одного боку, ознайомиться з характером запитань даної теми, з іншого боку - добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу дисципліни «Хімія з основами біогеохімії».

**Додаток 1**

**Оформлення титульного листа протоколу лабораторної роботи**

Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколошнього середовища

**ПРОТОКОЛ**

Лабораторної роботи №....

Тема: «.....»

Схема приладу.

Виконав: П.І.Б. студента  
Група.....

Перевірив: П.І.Б. викладача

Одеса – 20\_\_

## Додаток 2

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

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

Додаток 3

**ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЕЄВА**

ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	He
1	H 1 Гідроген Водень	Be 4 Берилій	B 5 Бор	C 6 Карбон Вуглець	N 7 Нітроген Азот	O 8 Оксиген Кисень	F 9 Флуор Фтор	Ne 10 Неон
2	Li 3 Літій	Mg 12 Магній	Al 13 Алуміній	Si 14 Сігній	P 15 Фосфор	S 16 Сульфур Сірка	Cl 17 Хлор	Ar 18 Аргон
3	Na 11 Натрій	Ca 20 Кальцій	Sc 21 Стандій	Ti 23 Титан	V 24 Ванадій	Cr 25 Хром	Mn 26 Манган	Fe 27 Ферум Залізо
4	K 19 Калій	Zn 30 Цинк	Ga 31 Германій	Ge 32 Германий	As 33 Арсен	Se 34 Селен	Br 35 Бром	Kr 36 Криптон
5	Rb 37 Рубій	Sr 39 Сторній	Y 40 Ітрій	Zr 41 Цирконій	Nb 42 Ніобій	Mo 43 Молібден	Tc 44 Технецій	Ru 45 Рутеній
6	Ag 48 Артемітум Срібло	Cd 56 Кадмій	In 49 Індій	Sn 50 Станум Олово, ціна	Sb 51 Стибій	Te 52 Іод Іодід	Xe 54 Ксенон	Rn 86 Радон
7	Cs 55 Цезій	Ba 56 Барій	*La 57 Лантан	Hf 72 Гафній	Ta 73 Тантал	W 75 Вольфрам	Os 77 Оsmій	Ir 78 Іridій
8	Au 80 Аурум Золото	Hg 81 Меркурій Ртуть	Tl 82 Талій	Pb 82 Піномбум Свинець, оліво	Bi 83 Бісмут	Po 84 Полоній	At 85 Астат	Pt 106 Платина
9	Fr 87 Францій	Ra 88 Радій	**Ac 104 Актиній	Db 105 Дубній	Jl 106 Джолготій	Rf 107 Резерфордій	Bh 108 Борній	Mt 110 Майнерій
10	Ce 59 Церій	Pr 60 Прасеодім	Nd 61 Неодім	Pm 62 Прометій	Sm 63 Самарій	Eu 64 Европій	Dy 66 Гадолій	Tm 70 Туллій
11	Th 91 Торій	Pa 92 Протактій	U 93 Уран	Np 94 Нептуний	Pu 95 Плутоній	Am 96 Амерітій	Gd 65 Тб	Er 69 Ербій
12	Ce 140,91 Церій	Pr 144,24 Прасеодім	Nd 147 Неодім	Pm 150,36 Прометій	Sm 151,96 Самарій	Eu 157,25 Европій	Dy 164,93 Диспрозій	Tm 167,26 Гольмій
13	Fr 231 Францій	Ra 238,83 Уран	U 237 Нептуний	Np 244 Плутоній	Pu 243 Амерітій	Am 247 Амерітій	Bk 98 Беркелій	Cf 99 Каліфорній
14	Th 232,04 Торій	Pa 238,83 Протактій	U 237 Уран	Np 244 Нептуний	Pu 243 Плутоній	Am 247 Амерітій	Es 100 Фермій	Fm 102 Менделєвій
15							** Актиноїди	No 103 Нобелій
16								Lr 103 Люренсій

#### Додаток 4

Таблиця 1 – Розчинність солей та основ у воді

Іони	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>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P	
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	H	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	P	BP	-	H	H	H	H	H	H	H	H	P	BP	H	P
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	H	H	H	H	H	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	P	P	BP	P	P
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	H	H	H	BP	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	-
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	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	-
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	-
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	-	H	H	H	-	H	H	H	-	-	-	-	H	H	H	H	-	

**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 $t = 25^{\circ}\text{C}$

Електрод	Електродна реакція	$\varphi^{\theta}, \text{В}$	Електрод	Електродна реакція	$\varphi^{\theta}, \text{В}$
$\text{Li}^+/\text{Li}$	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,045	$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Rb}^+/\text{Rb}$	$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$	-2,925	$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,126
$\text{K}^+/\text{K}$	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,925	$\text{W}^{3+}/\text{W}$	$\text{W}^{3+} + 3\bar{e} = \text{W}$	-0,05
$\text{Cs}^+/\text{Cs}$	$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$	-2,923	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}$	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,036
$\text{Ra}^{2+}/\text{Ra}$	$\text{Ra}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ra}$	-2,916	$\text{H}^+/\text{H}_2$	$\text{H}^+ + \bar{e} = 1/2\text{H}_2$	<b>0,00</b>
$\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}$	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,906	$\text{Ge}^{2+}/\text{Ge}$	$\text{Ge}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ge}$	+0,01
$\text{S}_2^{2+}/\text{S}_2$	$\text{S}_2^{2+} + 2\bar{e} = \text{S}_2$	-2,89	$\text{Sb}^{3+}/\text{Sb}$	$\text{Sb}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Sb}$	+0,20
$\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,866	$\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}$	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Bi}$	+0,23
$\text{Na}^+/\text{Na}$	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,714	$\text{Re}^{3+}/\text{Re}$	$\text{Re}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Re}$	+0,3
$\text{La}^{3+}/\text{La}$	$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} = \text{La}$	-2,522	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,337
$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,363	$\text{O}_2/\text{OH}^-$	$1/2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = 2\text{OH}^-$	+0,401
$\text{Be}^{2+}/\text{Be}$	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$	-1,847	$\text{Te}^{2+}/\text{Te}$	$\text{Te}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Te}$	+0,402
$\text{Hf}^{4+}/\text{Hf}$	$\text{Hf}^+ + 4\bar{e} = \text{Hf}$	-1,700	$\text{Ru}^{2+}/\text{Ru}$	$\text{Ru}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ru}$	+0,45
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,662	$\text{Cu}^+/\text{Cu}$	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	+0,521
$\text{Ti}^{2+}/\text{Ti}$	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,628	$\text{I}_2/\Gamma$	$1/2\text{I}_2 + \bar{e} = \Gamma$	+0,535
$\text{V}^{2+}/\text{V}$	$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} = \text{V}$	-1,186	$\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}$	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} = 2\text{Hg}$	+0,798
$\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,180	$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+0,799
$\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}$	$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}$	-0,913	$\text{Rh}^{3+}/\text{Rh}$	$\text{Rh}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Rh}$	+0,8
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,763	$\text{Os}^{2+}/\text{Os}$	$\text{Os}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Os}$	+0,85
$\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,744	$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	+0,854
$\text{Ga}^{3+}/\text{Ga}$	$\text{Ga}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ga}$	-0,53	$\text{Pd}^{2+}/\text{Pd}$	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$	+0,987
$\text{S}^0/\text{S}^{2-}$	$\text{S}^0 + 2\bar{e} = \text{S}^{2-}$	-0,51	$\text{Br}_2/\text{Br}^-$	$1/2\text{Br}_2 + \bar{e} = \text{Br}^-$	+1,065
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,440	$\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}$	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	+1,2
$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,403	$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	$1/2\text{Cl}_2 + \bar{e} = \text{Cl}^-$	+1,359
$\text{Tl}^+/\text{Tl}$	$\text{Tl}^+ + \bar{e} = \text{Tl}$	-0,336	$\text{Au}^{3+}/\text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	+1,498
$\text{Co}^{2+}/\text{Co}$	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,277	$\text{Ir}^{3+}/\text{Ir}$	$\text{Ir}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ir}$	+1,15
$\text{V}^{3+}/\text{V}^{2+}$	$\text{V}^{3+} + \bar{e} = \text{V}^{2+}$	-0,255	$\text{Au}^+/\text{Au}$	$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	+1,691
$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,250	$\text{H}_2/\text{H}^-$	$1/2\text{H}_2 + \bar{e} = \text{H}^-$	+2,2
$\text{Mo}^{3+}/\text{Mo}$	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Mo}$	-0,20	$\text{F}_2/\text{F}^-$	$1/2\text{F}_2 + \bar{e} = \text{F}^-$	+2,87

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК  
ЗБІРНИК  
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК  
до лабораторних робіт  
І семestr**

**з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»  
розділ «Хімія»**

**для студентів І-го курсу**

**Спеціальність: 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколошнього  
середовища»**

Укладач: Шепеліна С.І. асистент кафедри хімії навколошнього  
середовища

Підп. до друку  
Умовн.друк.арк.

Формат  
Тираж

Папір  
Зам.№

Надруковано з нового оригінал-макета

---

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

---