

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

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт  
з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»,

**розділ: «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

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

**Одеса 2011**

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

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт  
з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»,

**розділ: «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

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

**«ЗАТВЕРДЖЕНО»**  
на засіданні методичної комісії  
природоохоронного факультету  
Протокол № 9 від «16» травня 2011 р.

**Одеса 2011**

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з курсу «Хімія з основами біогеохімії», розділ «Загальна хімія» для студентів денної форми навчання I курсу еколого-економічного факультету. Напрямок підготовки: екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування.

Укладачі: Костік В.В., доц., к.х.н.; Гриб К.О., зав. лаб., Одеса, ОДЕКУ, 2011. – 120 с.; укр. мова.

## ЗМІСТ

<b>Передмова</b> .....	5
Порядок роботи в хімічній лабораторії.....	7
Запобіжні засоби при виконанні лабораторних робіт.....	8
Контрольні питання .....	10
Техніка роботи в хімічній лабораторії.....	11
Пристрій терезів і підготовка їх до роботи.....	25
Правила зважування на технохімічних терезах.....	26
<b>Лабораторна робота № 1 Визначення концентрації солі ваговим методом</b> .....	28
Теоретична частина.....	28
Контрольні питання для підготовки до лабораторної роботи.....	30
Вимоги до техніки безпеки.....	30
Експериментальна частина.....	30
Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	33
<b>Лабораторна робота № 2 Визначення хімічних формул кристалогідратів</b> .....	35
Теоретична частина.....	35
Контрольні питання для підготовки до лабораторної роботи.....	37
Вимоги до техніки безпеки.....	38
Експериментальна частина.....	38
Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	39
<b>Лабораторна робота № 3 Визначення молярних мас еквівалентів металів</b> .....	41
Теоретична частина.....	41
Контрольні питання для підготовки до лабораторної роботи.....	45
Вимоги до техніки безпеки.....	45
Експериментальна частина.....	45
Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	49
<b>Лабораторна робота № 4 Визначення теплового ефекту хімічних реакцій</b> .....	53
Теоретична частина.....	53
Контрольні питання для підготовки до лабораторної роботи.....	60
Вимоги до техніки безпеки.....	61
Експериментальна частина.....	61
Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	65
<b>Лабораторна робота № 5 Вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій</b> .....	69
Теоретична частина.....	69
Контрольні питання для підготовки до лабораторної роботи.....	73
Експериментальна частина.....	74
Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	76

<i>Лабораторна робота № 6 Вплив різних факторів на хімічну рівновагу</i> .....	79
Теоретична частина.....	79
Контрольні питання для підготовки до лабораторної роботи.....	81
Вимоги до техніки безпеки.....	82
Експериментальна частина.....	82
Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	85
<i>Лабораторна робота № 7 Приготування розчинів заданої концентрації</i> .....	91
Теоретична частина.....	91
Контрольні питання для підготовки до лабораторної роботи.....	99
Вимоги до техніки безпеки.....	99
Експериментальна частина.....	99
Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	103
<i>Лабораторна робота № 8 Гідроліз солей та визначення кислотно-лужної реакції середовища водного розчину солі (рН)</i> ...	105
Теоретична частина.....	105
Контрольні питання для підготовки до лабораторної роботи.....	115
Вимоги до техніки безпеки.....	115
Експериментальна частина.....	116
Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	118
Література.....	120

## ПЕРЕДМОВА

*Хімія навколишнього середовища* – вчення про види, властивості, джерела, кількості хімічних речовин навколишнього середовища як природного, так і антропогенного походження. На базі цього вчення розробляються технології для переробки природних речовин в необхідні для людини, а також знаходять способи запобігання попаданню хімічних забруднювачів в біосферу, створюються методи їх утилізації, ліквідації та знешкодження, організуються маловідходні та безвідходні технології на підприємствах різних галузей промисловості. Курс хімії є один з основних предметів, який викладаються у вузах безпосередньо пов'язаних з екологічною підготовкою фахівців.

Хімія розвивалася в основному як експериментальна наука, тому лабораторний практикум це необхідна і обов'язкова складова навчального процесу при вивченні цієї дисципліни.

*Мета лабораторних занять* – закріпити в пам'яті майбутніх екологів теоретичні відомості про хімічні закономірності, що отримані на лекційних та практичних заняттях, відчути ці закономірності в практичній роботі, переконатися в їх дієвості.

У зв'язку зі скороченням часу, який виділяється на вивчення хімії, для лабораторного практикуму відібрано вісім найбільш необхідних робіт, які склали зміст цього збірника методичних вказівок. Відповідно до затвердженої Програми дисципліни у першому семестрі лабораторні роботи згруповані за трьома її розділами.

У перший розділ («Атомно-молекулярне вчення») входять 2 роботи:

- 1) Встановлення формули речовини гравіметричним методом;
- 2) Визначення еквівалентної та атомної маси металу.

Другий розділ («Закономірності перебігу хімічних реакцій») містить 4 роботи:

- 3) Тепловий ефект хімічних реакцій;
- 4) Теплота розчинення;
- 5) Швидкість реакцій;
- 6) Хімічна рівновага.

У третій розділ («Розчини») включено 2 роботи:

- 7) Приготування розчинів і визначення їх концентрації;
- 8) Гідроліз солей.

Студент, який опанував даний лабораторний практикум, повинен **знати:**

- особливості техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії;
- цільове призначення і застосування хімічного посуду і устаткування хімічної лабораторії;
- принципи і можливості гравіметричного, волюмометричного, калориметричного і кінетичного методів хімічного аналізу;

- методологію застосування основних законів хімії та стехіометрії при дослідженні водних розчинів.

У результаті виконання експериментальної частини лабораторних занять студент отримує **навички**:

- безпечного поводження з хімічними реактивами;
- техніки роботи з хімічним посудом, приладами і приладдям лабораторії;
- проведення хімічних досліджень (зважування на технохімічних терезах, складання найпростіших приладів, визначення фізико-хімічних характеристик розчинів);
- обробки, аналізу, зіставлення результатів експериментальних даних з урахуванням достовірної помилки дослідів.

Виконана лабораторна робота **оцінюється** з урахуванням:

- знання теоретичних відомостей по темі лабораторного заняття;
- навичок експериментальної роботи, виявлених при виконанні лабораторних дослідів;
- вміння вести розрахунки за експериментальними даними і визначати похибку дослідів; робити висновки про відповідність експериментальних результатів теоретичним положенням;
- грамотно оформленого протоколу (звіту) виконаної лабораторної роботи та захисту її (що включає відповіді на питання самоконтролю і виконання індивідуального завдання (номер завдання визначає викладач), наведеного в кінці методичної вказівки до кожної лабораторної роботи).

Лабораторні роботи в методичних вказівках підібрані так, щоб час їх виконання не перевищував трьох годин. Число дослідів, включених до лабораторного заняття, більше, ніж тем, передбачених Програмою. Це дозволить викладачеві урізноманітнити індивідуальні завдання студентів або обрати досліди, виходячи з наявності на момент проведення заняття лабораторного обладнання та хімічних реактивів.

## ПОРЯДОК РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

*Хімія* – це наука, в якій експеримент грає найважливішу роль. Багато накопичених до теперішнього часу хімічних знань отримано дослідниками в результаті експериментів і аналізів. Проте, хімічні експерименти можуть бути достатньо небезпечними і тому, повинні виконуватися дуже обережно і уважно. Виконуючи лабораторні роботи з хімічного практикуму, слід суворо дотримуватися встановленого порядку роботи в лабораторії і приведених нижче запобіжних засобів при виконанні робіт в хімічній лабораторії:

1. До виконання лабораторного практикуму допускаються студенти:
  - ✓ які вивчили порядок роботи в хімічній лабораторії;
  - ✓ які засвоїли розділ «Запобіжні засоби при виконанні лабораторних робіт» (див. нижче);
  - ✓ що пройшли інструктаж з техніки безпеки.
2. Всі лабораторні роботи виконуються кожним студентом самостійно на своєму робочому місці, яке закріплюється за ним на весь час лабораторного практикуму.
3. При виконанні робіт необхідно дотримуватися всіх запобіжних засобів, послідовності операцій і кількісних співвідношень речовин, вказаних в методичній вказівці до лабораторного заняття.

### **Забороняється проводити експерименти не передбачені лабораторною роботою!**

4. Для запису результатів дослідів необхідно мати окремий зошит, на якому повинні бути вказані найменування практикуму, прізвище і ініціали студента, а також його група.
5. Підготовка до лабораторних занять є одним з видів самостійної роботи студентів (СРС). При підготовці до занять необхідно:
  - ✓ опрацювати відповідні розділи теоретичного курсу за підручником і конспектом лекцій відповідно до теми лабораторного заняття;
  - ✓ письмово, в зошиті для лабораторних робіт, дати відповіді на питання і вирішити завдання, наведені в методичних вказівках в частині завдання для СРС при підготовці до лабораторної роботи;
  - ✓ уважно ознайомитися з методичною вказівкою до майбутньої лабораторної роботи, і оформити експериментальну частину (скласти список необхідного устаткування і реактивів, план експерименту), залишивши місце для записів результатів спостережень і висновків під час проведення лабораторних робіт;
  - ✓ письмово, в зошиті для лабораторних робіт, дати відповіді на питання і вирішити індивідуальні завдання, приведені в методичних вказівках в частині підготовки до захисту лабораторної роботи.
6. Записи в зошиті для лабораторних робіт повинні бути короткими, чіткими і заноситися відразу ж після закінчення кожного дослідів.



Протокол (звіт про виконану роботу) лабораторної роботи повинен бути акуратно оформлений і містити наступні відомості:

- ✓ номер і тема лабораторної роботи;
- ✓ короткий конспект теорії за темою занять;
- ✓ виконане завдання для СРС при підготовці до лабораторної роботи;
- ✓ номер і назва досліду експериментальної частини заняття;
- ✓ перелік обладнання і реактивів для проведення досліду;
- ✓ план (алгоритм) експерименту, що включає рисунки приладів або схеми установок;
- ✓ хімічні рівняння всіх проведених реакцій;
- ✓ результати спостережень і їх обговорення;
- ✓ необхідні розрахунки;
- ✓ докладні висновки;
- ✓ виконане завдання для СРС при підготовці до захисту попередньої лабораторної роботи.

## **ЗАПОБІЖНІ ЗАСОБИ ПРИ ВИКОНАННІ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ**

Приміщення хімічної лабораторії повинне бути просторим і світлим. Лабораторія повинна бути забезпечена необхідними приладами і устаткуванням.

У кожній лабораторії повинна бути хороша вентиляція, необхідна наявність витяжної шафи, в якій проводять роботи з використанням пахучих або отруйних сполук, а також випалення різних речовин. У спеціальних витяжних шафах зберігають легколетючі, шкідливі, пахучі і легкозаймисті речовини (кислоти і луги, органічні рідини і ін.).

Також у лабораторії необхідні водопровід, каналізація, проводка електричного струму. Лабораторія повинна мати установку для дистиляції води, оскільки всі досліди потрібно проводити тільки з використанням дистильованої води.

Окрім робочих столів в лабораторії повинні бути письмовий стіл викладача, шафи і тумбочки для зберігання посуду і реактивів, лабораторні столи для установки різних приладів.

При роботі в хімічній лабораторії необхідно дотримуватися наступних правил:

1. Лабораторна робота повинна бути заздалегідь спланована студентом і схвалена викладачем.
2. На лабораторному столі під час занять не повинно бути сторонніх предметів.
3. У лабораторії слід працювати в бавовняному халаті, волосся повинне бути прибрано.
4. Суворо забороняється приймати в лабораторії їжу та напої.
5. Перед і після виконання роботи необхідно вмити руки господарським милом.

### **Пам'ятайте про правила особистої гігієни!**

1. Працювати потрібно акуратно, результат досліду залежить від чистоти проведення експерименту.
2. Всі досліди з отруйними і пахучими речовинами виконувати **тільки у витяжній шафі**.
3. Хімічні реактиви брати тільки шпателем, пінцетом або ложечкою (**не руками!**).
4. Невитрачені реактиви не висипати і не виливати назад в ті склянки, звідки вони були взяті.
5. Роботу з твердими лугами проводити тільки в захисних окулярах і рукавичках.
6. Рідини переливати, використовуючи хімічні воронки. Склянку, з якої переливають рідину, необхідно тримати етикеткою до руки щоб уникнути її псування.
7. При нагріванні пробірки з розчином або сипкою речовиною необхідно використовувати спеціальний утримувач. Отвір пробірки повинен бути направлений вбік від себе і від інших працюючих.
8. Не можна нахилитися над посудом, в якому відбувається нагрівання або кип'ятіння рідини.
9. При необхідності визначити запах газів, які виділяються при реакції, потрібно легким рухом долоні направити струмінь газу від горла судини до себе і обережно вдихнути (рис. 1):



*Рис. 1 – Визначення запаху*

10. При розбавленні концентрованих кислот і лугів невеликими порціями підливати кислоту (або концентрований розчин лугу) у воду, а не навпаки. При розбавленні кислот слід суворо дотримуватися правила:  
**додавати кислоту у воду!**
11. Небезпечні продукти реакції зливати тільки в спеціально призначені банки, які знаходяться у витяжній шафі.
12. Зі всіма виникаючими питаннями відразу ж звертатися до викладача.
13. Особи, що порушують правила безпеки, притягуються адміністрацією до відповідальності.

### **Перша допомога в лабораторіях при опіках і отруєннях**

При **термічних опіках** негайно робіть неодноразові примочки в місці опіку спиртовим розчином таніну (можна також змочувати розчином

$KMnO_4$  або  $C_2H_5OH$  і покривати маззю від опіків – сульфідиновою емульсією).

При опіках кислотами спочатку добре промийте місце опіку проточною водою, а потім розчином  $Na_2CO_3$ .

При опіках їдкими лугами добре промийте місце опіку водою, а потім розбавленою оцтовою кислотою.

У разі вдихання хлору або пари бромю слід вдихати пари етилового спирту, а потім вийти на свіже повітря.

Особлива увага при роботі в лабораторії повинна приділятися захисту очей. У разі попадання в очі різних хімічних реагентів потрібно негайно промити очі великою кількістю води протягом 3 – 5 хвилин. Після цього промити очі: у разі опіку лужним реагентом – розчином  $HBr$ ; кислим реагентом – розчином  $Na_2CO_3$ .

Після цих засобів першої допомоги необхідно негайно звернутися до лікаря.

### **Гасіння місцевої пожежі і одягу, що горить**

При виникненні пожежі негайно вимкніть електроприлади по всій лабораторії, приберіть всі горючі речовини подалі від вогню, засипте піском або накрийте товстою, шерстяною ковдрою або азбестом вогнище пожежі.

Велике полум'я гасять за допомогою вогнегасника (в умовах лабораторії краще застосовувати вуглекислотний).

Якщо на кому-небудь запалає одяг, гасить обливанням водою або негайно повалить на підлогу і накрийте товстою ковдрою, яку не знімайте до тих пір, поки не згасне полум'я.

### **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ**

1. Куди поміщати портфель і особисті речі в хімічній лабораторії?
2. Чому не можна приймати їжу і пити напої в хімічній лабораторії?
3. Чому не можна брати електроприлади вологими руками?
4. Чому не можна користуватися погано вимитим хімічним посудом?
5. До якої максимальної висоти можна наповнювати пробірки рідиною перед нагріванням?
6. Чому пробірку, що нагрівається, потрібно тримати отвором від себе і своїх сусідів?
7. Чому пробірку з розчином не можна нагрівати локально, в одному місці?
8. Чому не можна гріти розчин в товстостінному посуді?
9. Чому не можна робочий стіл захищувати непотрібними для роботи реактивами?
10. Чому надлишок розчину (речовини) не можна зливати (зсипати) назад в загальну склянку для реактиву?

11. Що потрібно зробити в першу чергу, якщо під час занять в хімічній лабораторії що-небудь запалає?
12. Що повинен зробити студент, якщо відчує себе погано під час занять?
13. Що необхідно зробити в першу чергу, якщо з якої-небудь причини краплі їдкої рідини потрапили студентові в око?
14. Що необхідно зробити в першу чергу, якщо з якої-небудь причини краплі їдкої рідини потрапили студентові на одяг?
15. Яку першу дію треба провести при попаданні на шкіру їдких рідин?
16. Яку першу дію треба провести, якщо на людині запалав одяг?
17. Як повинен вчинити студент, якщо отримає травму?
18. Яким чином треба зупинити сильну кровотечу?

Для самостійного опрацювання і підготовки письмових відповідей на завдання СРС рекомендується наступний список літератури:

1. Захаров Л.Н. Техника безопасности в химических лабораториях: Справочное издание. 2-ое изд., перераб. и дополн. – Л. «Химия», 1991. 336 с.
2. Воскресенский П.И. Начала техники лабораторных работ. Изд. 2-ое, исправ. – М., «Химия», 1971. 223 с.
3. Основные правила безопасной работы в химической лаборатории. М.: «Химия», 1964.
4. Охрана труда и техника безопасности в химической промышленности. Сборник новых нормативных материалов. М.: «Химия», 1974.
5. [http://fptl.ru/Chem%20block\\_Tehnika%20bezop.html](http://fptl.ru/Chem%20block_Tehnika%20bezop.html)

## **ТЕХНІКА РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ**

Освоєння методів практичної роботи в хімічній лабораторії є важливим етапом у формуванні професійних якостей еколога-дослідника.

### **Операції і посуд, що пов'язані з вимірюванням об'єму**

#### *Вимірювання об'єму. Загальні положення*

##### *1. Розмірності*

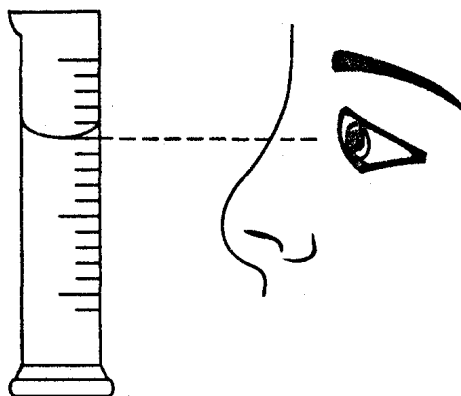
У Міжнародній системі одиниць за одиницю об'єму речовини (символ V) прийнятий один кубометр (1 м<sup>3</sup>). Користуватися кубометрами в лабораторній роботі надзвичайно незручно, тому зазвичай використовують літри (дм<sup>3</sup>) і мілілітри (см<sup>3</sup>):

$$1000 \text{ мл} = 1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3 = 0,001 \text{ м}^3$$

$$1 \text{ мл} = 1 \text{ см}^3 = 0,001 \text{ л (дм}^3) = 10^{-6} \text{ м}^3$$

##### *2. Рівень погляду при визначенні об'єму*

Для правильного визначення об'єму мірний посуд слід розташовувати так, щоб нижній меніск рідини був на рівні очей (див. рис. 2).



**Рис. 2 – Положення очей при встановленні меніску під час вимірювання об'єму рідини**

Для приготування розчину відомого об'єму рідину слід підливати до моменту поєднання нижнього меніска з потрібною відміткою.

У разі непрозорих рідин визначення об'єму ведеться за *верхнім меніском*. Слід також відзначити, що наявність меніска характерна тільки для вузьких каналів.

### **Мірні циліндри, мензурки та інший посуд**

#### *1. Мірні циліндри*

**Мірні циліндри** – циліндровий посуд (рис. 3, *а*) різної ємності з нанесеними на зовнішній стінці діленнями, що вказують об'єм в мл або  $\text{см}^3$ .



**Рис. 3 – Мірні циліндри, мензурки та інший мірний посуд**  
*а* – мірні циліндри; *б* – мензурка; *в, г* – кухлі; *д* – конус Імгоффа;  
*е* – мірна склянка для вакуумного фільтрування; *ж* – мірний балон

Щоб відміряти необхідний об'єм рідини, її наливають в мірний циліндр до тих пір, поки нижній меніск не досягне рівня потрібного

ділення. Мірні циліндри зазвичай калібрують на наливання (за нуль береться дно), об'єм вилитої рідини з таких циліндрів буде дещо менше номінального, за рахунок змочування рідиною поверхні скла.

Циліндри виготовляють зі скла і прозорого поліетилену або поліпропілену. Скляні циліндри можуть мати пластмасову підставку. Об'єми летючих кислот, органічних розчинників або їдких розчинів газів зазвичай вимірюють за допомогою мірних циліндрів з притертою скляною пробкою, пробкою з фторопласту або поліетилену. Такі циліндри зручні і для оцінки розмірів об'ємів рідких гетерофазних систем. Похибка при визначенні об'ємів рідин за допомогою мірних циліндрів лежить в межах 1-10%.

## 2. Мензурки

**Мензурки** (від латин. *mensura* – міра, мірка) – посуд конічної форми, у яких, як і у мірних циліндрів, на зовнішній поверхні нанесені ділення для вимірювання об'ємів рідини в мл або см<sup>3</sup> (рис. 3, б). Мензурки застосовують для вимірювання об'єму осадів, які утворюються при відстоюванні суспензій. Осад збирається в нижній частині мензурки. Їх використовують також для визначення об'ємів двох рідких фаз, що не змішуються, одна з яких, більшої густини, присутня у малій кількості. Мензурки калібрують на відливання.

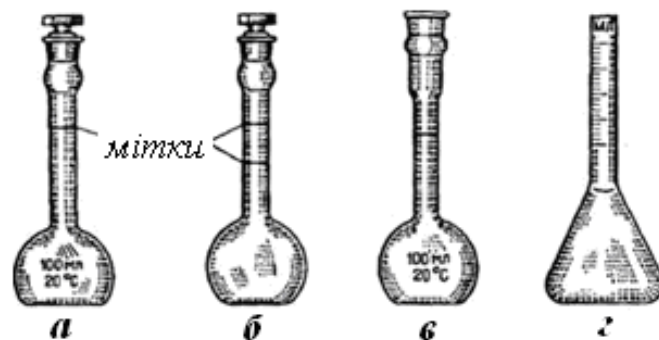
## 3. Інший мірний посуд

У лабораторній практиці при дозуванні малолетючих рідин застосовують скляні мірні **кухлі** (рис. 3, в, г). Вивчення процесів седиментації, осідання частинок, з рідких систем проводять у ряді випадків з використанням **конусів Імгоффа** (рис. 3, д). Коли необхідно встановити об'єм фільтрату при вакуумному фільтруванні, застосовують циліндрові **мірні склянки** (рис. 2, е). Бічний тубус склянки приєднують до водоструминного насосу, а в її горло вставляють воронку Бюхнера за допомогою шліфа або гумової пробки.

**Мірний балон** (рис. 2, ж) служить для вимірювання швидкості потоку рідини, що протікає по гумовому шлангу. У нижній частині балона на гумовий шланг встановлюють затискач Гофмана або скляний кран, закриваючи який набирають потрібний об'єм рідини протягом часу, що фіксується.

## **Мірні колби і виготовлення розчинів необхідної концентрації**

Мірні колби використовують для приготування розчинів певної концентрації (рис. 4). Вони мають вузьке горло з однією або декількома мітками, що означають межу відмірюваного об'єму. Ємність мірних колб коливається від 5 см<sup>3</sup> до 2 дм<sup>3</sup>. На кожній колбі вказана ємність (у мл або см<sup>3</sup>) і температура, за якою проводилося її калібрування, зазвичай це 20 °С.



**Рис. 4 – Мірні колби**

*а* – з пробкою; *б* – Штоманна; *в* – Кольрауша; *г* – з градуйованим горлом

Мірні колби калібрують на вливання, тобто об'єм рідини до мітки відповідає ємності колби. Змочування стінок і розтікання рідини по внутрішній поверхні колби не грають ніякої ролі. Випускаються мірні колби і на виливання. Такі колби (колби Штоманна) мають на горлі дві кільцеві відмітки, оскільки об'єм вилитої рідини буде менше відміряного (рис. 4, б).

Мірні колби можуть мати пришліфовані скляні пробки, а також гумові, фторопластові або поліетиленові пробки.

Для приготування розчину потрібної концентрації в мірну колбу спочатку насипають або наливають крізь воронку речовину, що розчиняється, а потім наповнюють колбу до половини розчинником і обережно струшують круговими рухами, притримуючи рукою колбу за дно. Перемішування продовжують до повного розчинення речовини. Після цього колбу залишають на 5-10 хвилин для вирівнювання її температури з температурою навколишнього середовища, потім підливають розчинник, не доводячи до мітки на 5-10 мм, і висушують горло над міткою згорнутим в трубочку шматком фільтрувального паперу. Нарешті доливають розчинник по краплях до мітки, прагнучи не замочити внутрішню частину горла. Наповнену колбу закривають пробкою і обережно перемішують вміст, перевертаючи колбу; тримати її слід при цьому двома руками: лівою за основу, а правою – за горло з пробкою (для точних вимірювань колбу необхідно термостатувати за 20°C).

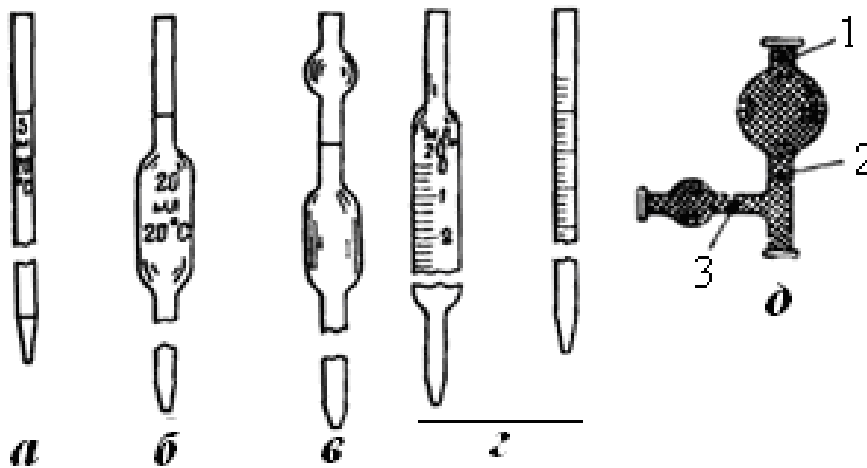
Для приготування розчинів твердих речовин строго певної концентрації застосовують мірні колби Кольрауша (рис. 4, в) з розширеною верхньою частиною горла. У таку мірну колбу зручно насипати крізь воронку з короткою трубкою подрібнену в ступці тверду речовину.

Колба з градуйованим горлом (рис. 4, г) зручна для приготування розчинів двох рідин з точно відомими об'ємами, коли треба зміряти зменшення або збільшення загального об'єму суміші рідин після їх розчинення.

## Піпетки

Піпетки (рис. 5) служать для вимірювання об'ємів рідини у вигляді цілої порції (об'єм піпетки від 0,1 до 200 см<sup>3</sup>, (рис. 5, а - в) або її частини (рис. 5, г).

Піпетку заповнюють за допомогою гумової груші, приєднавши її до верхнього кінця піпетки. Застосовують і спеціальні груші, забезпечені трьома клапанами (рис. 5, д). Клапан 1 випускає повітря при стисненні груші, клапан 2 дозволяє видавлювати рідину з піпетки при стисненні груші, а при натисканні клапана 3 груша забирає рідину крізь піпетку.

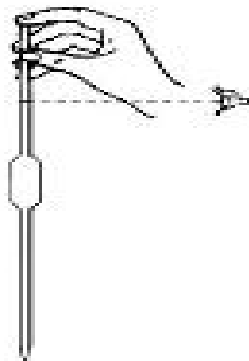


**Рис. 5 – Різновиди піпеток**

а, б, в – для повного зливу; г – для часткового зливу;  
д – груша з трьома клапанами

Засмоктувати рідину в піпетку ротом не рекомендується. Це небезпечно для здоров'я (рідина і її пари можуть потрапити до рота і легенів) і, крім того, призводить до забруднення жиром і слиною внутрішніх стінок піпетки.

У піпетку набирають стільки рідини, щоб вона піднялася на 2-3 см вище за відмітку, потім швидко знімають грушу і закривають верхній отвір піпетки вказівним пальцем правої руки, притримуючи піпетку великим і середнім пальцями. Надлишок рідини випускають, злегка ослабляючи натиск пальця і спостерігаючи за переміщенням меніска (див. рис. 6)



**Рис. 6 – Спостереження за переміщенням меніска**



рідини до відмітки, яка повинна бути на рівні ока спостерігача так, щоб її кільце зливалось в одну межу (див. рис. 2). Якщо при поєднанні меніска з межею ділення на піпетці на її кінці залишається висіти крапля, її слід обережно видалити шматочком фільтрувального паперу.

Поширена помилка серед студентів – затискання верхнього кінця піпетки великим пальцем. При такому способі точність зливу рідини до потрібного об'єму суттєво нижча, хоча спочатку такий спосіб здається легшим. Також слід стежити за тим, щоб вказівний палець був сухим.

**Піпетки завжди відкалібровані на витікання**, тобто, вказані на піпетці об'єми відповідають об'єму рідини, який витікає, коли піпетку наповнюють до відмітки на верхній трубці, а потім дають рідині самостійно витікати. В об'єм рідини, що витікає, не входить та рідина, яка залишається в носіку нижньої трубки і рідина, яка змочує стінки піпетки. Нижній отвір піпетки не повинен бути широким, щоб швидкість витікання рідини не була великою, але і не дуже вузьким щоб в кінці закінчення рідини в місці з'єднання нижньої трубки з балоном піпетки не утворилася крапля.

Вважають, що тривалість вільного витікання води з піпеток ємністю 5, 10, 25, 50 і 100 мл ( $\text{см}^3$ ) повинна дорівнювати відповідно 15, 20, 25, 30 і 40 с.

Найбільш точні результати отримують тоді, коли кінець піпетки при її спорожненні прикладають до стінки посудини-приймача. Після того, як рідина витече, піпетку тримають ще 5-7 секунд притуленою до стінки посуду, злегка повертаючи навколо вісі. Потім піпетку виймають, не звертаючи уваги на залишок рідини в кінчику нижньої трубки.

Залишок рідини з піпетки видувати не можна, він, як вже сказано, враховується при калібруванні.

Піпетки типу *a* – *b* (рис. 5) призначені на виливання всього об'єму рідини, а піпетки типу *c* – для часткового зливу необхідного об'єму рідини відповідно до градування. Об'єми отруйних рідин, кислот і сильних основ відміряють піпетками із запобіжним розширенням у верхній трубці піпетки (рис. 5, *b*) або спеціальною піпеткою (рис. 5, *b*).

Кожну піпетку відразу після роботи необхідно промити чистою водою, етанолом та діетиловим ефіром. Спускати промивну рідину треба завжди крізь носик. Промивка дозволяє уникнути деяких незрозумілих відхилень в дослідах.

Зберігати виміті піпетки слід носиками вгору у високих циліндрах, дно яких вкрите фільтрувальним папером. Залишки чистої води, яка витікає з піпеток, всмоктуються папером, тому піпетки швидше висихають. Верхню частину носиків закривають ковпаком з поліпропілену, поліетилену або з фільтрувального паперу. Іноді одягають на носик піпетки маленьку пробірку. Застосовують для зберігання піпеток і спеціальні підставки, які разом з піпетками слід прибирати в шафу з органічного скла для оберігання від забруднення аерозолями повітря.

Піпетки зазвичай калібрують по чистій воді, тому ними не можна відміряти рідини, в'язкість яких помітно відрізняється від в'язкості води. Об'єм відібраної рідини в цьому випадку не відповідатиме вказаному на піпетці. Для в'язких рідин піпетку треба перекалібрувати.

Якщо деякі розчини залишають на стінках піпетки прилиплі краплі навіть при хорошому знежиренні скла, то рекомендують піпетки піддавати силіконуванню, покриттю внутрішніх стінок якнайтоншою силіконовою плівкою, що не змочується водою. Силіконовану піпетку калібрують за чистою водою при 20°C. У силіконованих піпеток меніск рідини опуклий.

## Бюретки

**Бюретка** – циліндрова скляна трубка з діленнями, краном або затискачем, проградуйована в мл або см<sup>3</sup>. Бюретки застосовують для точного вимірювання невеликих об'ємів, а також при титруванні. Розрізняють бюретки об'ємні, вагові, поршневі, газові і мікробюретки.

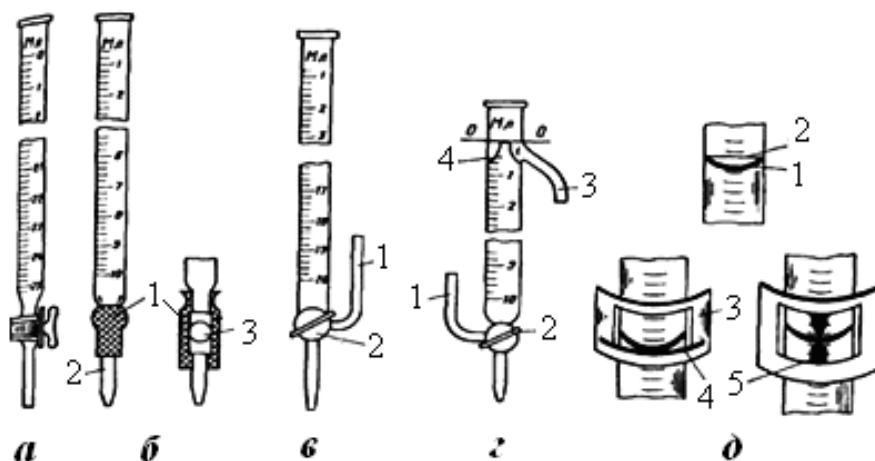
*Об'ємні бюретки* (рис. 7, а – г) з ціною поділки в 0,1 мл (см<sup>3</sup>) дозволяють вести відлік з точністю до 0,02 мл. Безкранові бюретки Мору (рис. 7, б) мають в нижній частині гумову трубку **1** з капіляром **2**.

Гумова трубка пережимається або затискачем Мору (див. рис. 7, б), або всередину її закладають скляну кульку **3** або паличку з кулястим потовщенням. Рідина з такої бюретки витікає при натисненні пальцями на верхню частину кульки. Бюретки з гумовою трубкою застосовують для слабколужних розчинів, які зазвичай заїдають притерті скляні крани.

Недолік таких бюреток в тому, що гумова трубка на початку і в кінці виливання розчину розтягується різною мірою, унаслідок різниці гідростатичного тиску і різного ступеня обтискання кульки пальцями. Похибка буде менша, якщо використовувати порівняно товстостінний і короткий еластичний шматок гумової трубки, а затискач надягати на неї завжди на одному і тому ж місці. При цьому слід також уникати розчинів, які окисляють каучук, зокрема розчинів йоду у водному розчині KI.

Заповнюють бюретку розчином крізь воронку з коротким кінцем, який не доходить до нульового ділення. Потім розчин спускають так, щоб він заповнив всю частину бюретки нижче за кран або затискач до нижнього кінця капіляра. Тільки після цього розчин в бюретці встановлюють на нульове ділення, при цьому в нижній її частині не повинно залишитися жодної бульбашки повітря. Можна заповнювати бюретку і знизу, якщо вона має двоходовий кран **2** (рис. 7, в). Для цього до зігнутої трубки приєднують гумовий шланг від склянки з розчином.

У бюретці з автоматичним нулем (рис. 7, г) нульовою відміткою є верхній зріз відростка **4**. Коли розчин, що подається знизу крізь трубку **1**, піднімається до верхнього зрізу відростка **4**, надлишок його стікатиме з бюретки через трубку **3**. Після припинення подачі розчину рівень його встановиться автоматично на верхньому зрізі відростка. Першу мітку на шкалі такої бюретки позначають 1 мл (см<sup>3</sup>).



**Рис. 7 – Бюретки:**

*а* – з одноходовим краном; *б* – гумовою трубкою; *в* – триходовим краном; *г* – автоматичним нулем; *д* – пристосування для відліку об'ємів рідини

Місцем відліку рівня розчину в бюретці завжди вибирають нижній край **1** меніска (рис. 6, *д*). По цьому краю і калібрують бюретку. Тільки у разі непрозорих розчинів (водний розчин  $KMnO_4$ , розчин  $I_2$  у водному розчині  $KI$  і ін.) необхідно робити відлік по верхньому краю (рис. 6, *д*, поз. 2) меніска.

Точне визначення нижнього краю меніска утруднене явищем віддзеркалення, можливі похибки і від паралакса, якщо очі не знаходяться точно на висоті меніска. У мірних колб і піпеток мітка оточує горло або трубку повністю, що дозволяє отримати точний відлік. У бюреток же мітка займає тільки частину кола трубки. Тому для правильного відліку рівня розчину в бюретці застосовують різні пристосування. Наприклад, тримають позаду бюретки шматок білого картону або матову скляну пластинку.

Найбільш ефективним пристосуванням для відліку рівня розчину є шматок щільного білого паперу **3** з нижньою зачорненою частиною (рис. 7, *д*). У шматку паперу роблять два горизонтальні розрізи такої довжини, щоб папір як кільце можна було одягнути щільно на бюретку і переміщувати по ній. Верхній край горизонтальної чорної смуги **4** розташовують у нижнього краю меніска, який від цього стає чіткішим, майже чорним, оскільки усувається віддзеркалення, що заважає відліку. Рекомендується також на середній частині паперу, розташованій ззаду бюретки між горизонтальними розрізами, нанести чорну вертикальну межу **5**. Тоді проектується два конуси меніска, які сходяться вершинами точно у нижнього його краю.

Верхній кінець бюретки закривають від попадання пилу і випаровування розчину маленьким стаканчиком або широкою, але короткою пробіркою.

## Фарфоровий посуд

В порівнянні зі скляним, фарфоровий посуд володіє більшою хімічною стійкістю до кислот і лугів, більшою термостійкістю. Фарфорові вироби можна нагрівати до температури біля 1200°C. Недоліком її є непрозорість і порівняно велика маса. Фарфоровий посуд також різноманітний за формою і призначенням.

**Стакани** бувають різної ємкості, з ручкою і без ручки, з носиком і без носика.

**Фарфорові кухлі** так само бувають різної ємкості (зазвичай від 250 см<sup>3</sup> до 2-х дм<sup>3</sup>).

**Випарювальні чашки** (рис. 8, а) використовують для випаровування і нагрівання рідин.

**Тиглі** (рис. 8, б) – посуд, який вживається для прожарювання різних твердих речовин (осадів, мінералів і т. ін.), а також для сплаву і спалювання.

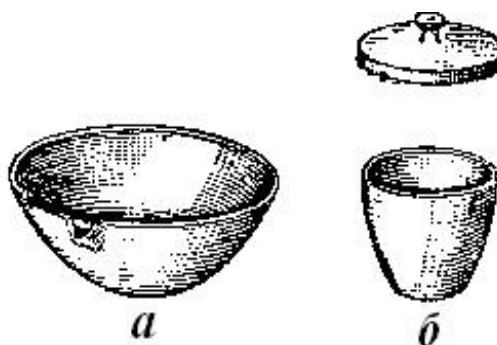


Рис. 8 – Випарювальні чашки

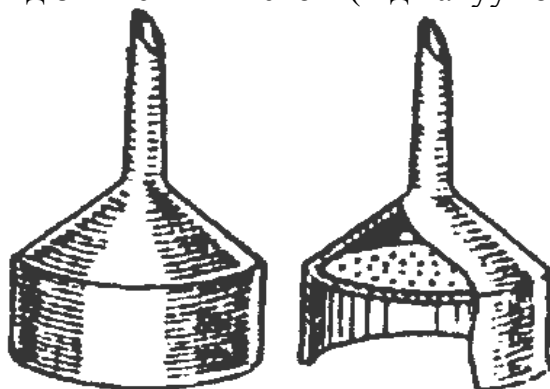
**Фарфорові ступки з товкачиком** (рис. 9) застосовують для подрібнення твердих речовин. Перед роботою ступка повинна бути ретельно вимита і висушена. Речовину насипають у ступку в кількості не більше 1/3 її об'єму (інакше вона висипатиметься зі ступки при подрібненні). При розчиненні твердої речовини в ступці (з одночасним розтиранням) спочатку насипають тверду речовину, а потім до неї поступово невеликими порціями при круговому русі товкачика додають рідину. Всю рідину, яку беруть для розчинення, вживати не слід: не менше 1/3 кількості її залишають для того, щоб після закінчення розчинення сполоснути ступку і обмити товкачик, після чого цей розчин додають до раніше отриманого розчину.



Рис. 9 – Фарфорова ступка з товкачиком

**Фарфорові ложки-шпателі** застосовують для відбору речовин, для зняття осадів з фільтрів і при багатьох інших роботах.

**Воронки Бюхнера і фарфорові сітки** (рис. 10) застосовують для фільтрування рідин під зниженим тиском (під вакуумом).



**Рис. 10 – Воронки Бюхнера і фарфорові сітки**

### **Пластмасовий посуд**

У лабораторній практиці використовують посуд, виготовлений з полімерних матеріалів (поліетилен, поліпропілен, фторопласт і ін.) При високій хімічній стійкості такий посуд володіє низькою термостійкістю, і тому його зазвичай використовують в роботах, які не вимагають нагрівання. З поліетилену виготовляють **воронки** для рідких і сипких речовин, **промивалки, крапельниці, флакони і банки** для транспортування і зберігання хімічних реактивів, **пробірки для центрифугування, піпетки-дозатори і наконечники до них і ін.**

### **Металеве устаткування**

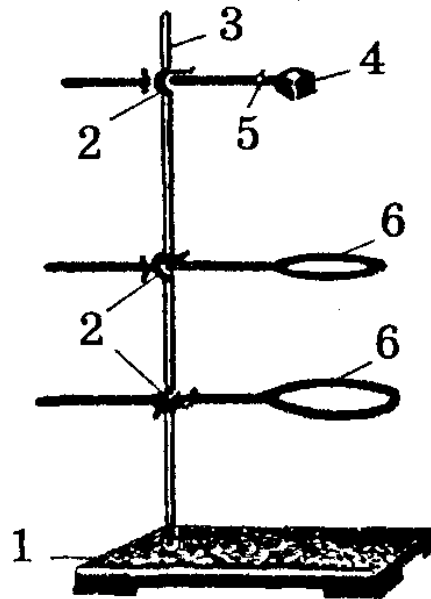
У хімічних лабораторіях широко застосовують різноманітне металеве устаткування, переважно сталеве.

**Штативи** (рис. 11) з набором **муфт, лапок і кілець** використовують для закріплення на них під час роботи різних приладів, скляного посуду (холодильників, колб, ділільних воронок і ін.). Кільця, закріплені на штативі, використовують також при нагріванні хімічного посуду на різних електричних печах.

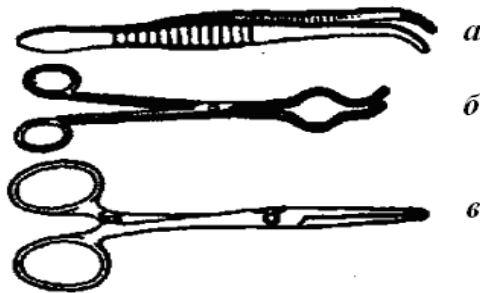
**Утримувачі для пробірок** – пристосування, яке використовують при нетривалому нагріванні пробірок.

**Пінцети** (рис. 12, а) – пристосування для захоплення дрібних предметів, а також речовин, які не можна брати руками, наприклад, металевий натрій.

**Тигельні щипці** (рис. 12, б) застосовують для захоплення гарячих тиглів при витяганні їх з муфельної печі, зняття розжарених тиглів з фарфорових трикутників і при всіх роботах, коли доводиться мати справу з розжареними предметами. **Ножниці** (рис. 12, в)

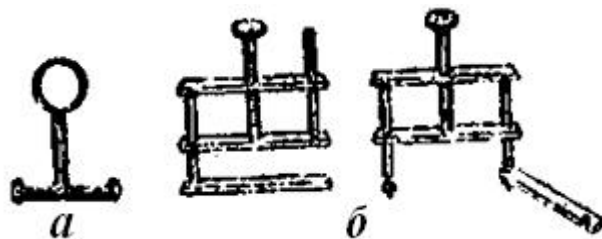


**Рис. 11 – Лабораторний штатив з набором муфт, лапок і кілець:**  
 1 – підставка; 2 – муфта; 3 – стрижень; 4 – лапка;  
 5 – гвинт лапки; 6 – кільце.



**Рис. 12 – Пристосування для захоплення дрібних предметів**

**Затискачі** (рис. 13) – пристосування, яке використовують для затискання гумових трубок.



**Рис. 13 – Затискачі: а – Мору, б – Гофмана.**

Зазвичай застосовують пружинні затискачі (**затискачі Мору**) і гвинтові (**затискачі Гофмана**). Останні дозволяють легко регулювати швидкість витікання рідини або інтенсивність проходження газів.

## Лабораторні нагрівальні прилади

У лабораторії застосовують різні нагрівальні прилади: електричні плитки, бані, сушильні шафи, муфельні печі і тому подібне.

**Бані** (рис. 14). Для тривалого нагрівання в межах температури 100-300°C застосовують бані: водяну, піщану і ін. Вони є, як правило, металевими чашами, заповненими водою (водяна баня) або сухим, чистим піском, прожареним для видалення з нього органічних домішок (піщана баня). Нагрівання бань проводять полум'ям газового пальника. Використовуються також водяні і піщані бані з електрообігрівом.

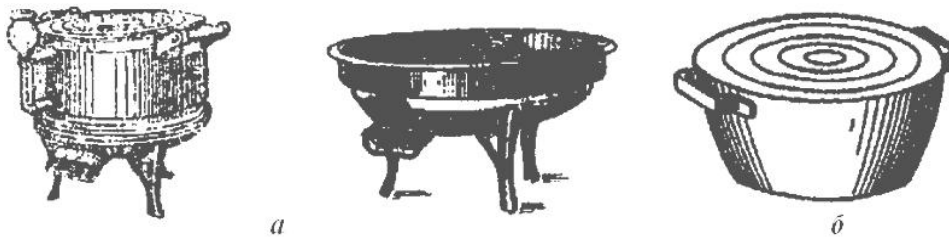


Рис. 14 – Бані: а – водяні, б – піщана.

**Електричні плитки.** У тих випадках, коли потрібне нагрівання застосовують електричні плитки. Для нагрівання круглodonного скляного посуду застосовують **колбонагрівачі** (рис. 15).

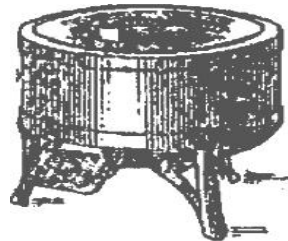


Рис. 15 – Колбонагрівач

**Печі.** Для отримання температури 600-1400°C застосовуються електричні **муфельні печі** (рис. 16). За допомогою особливого регульовального пристрою піч може нагріватися до певної, заздалегідь заданої температури.

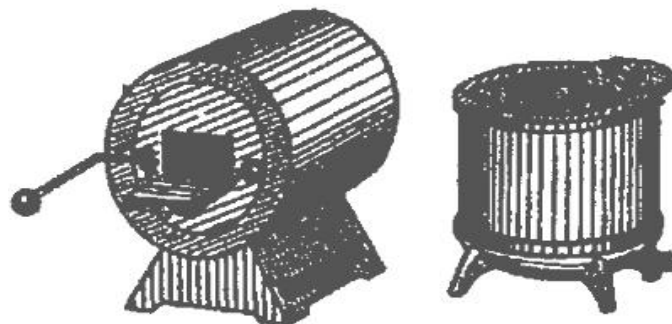
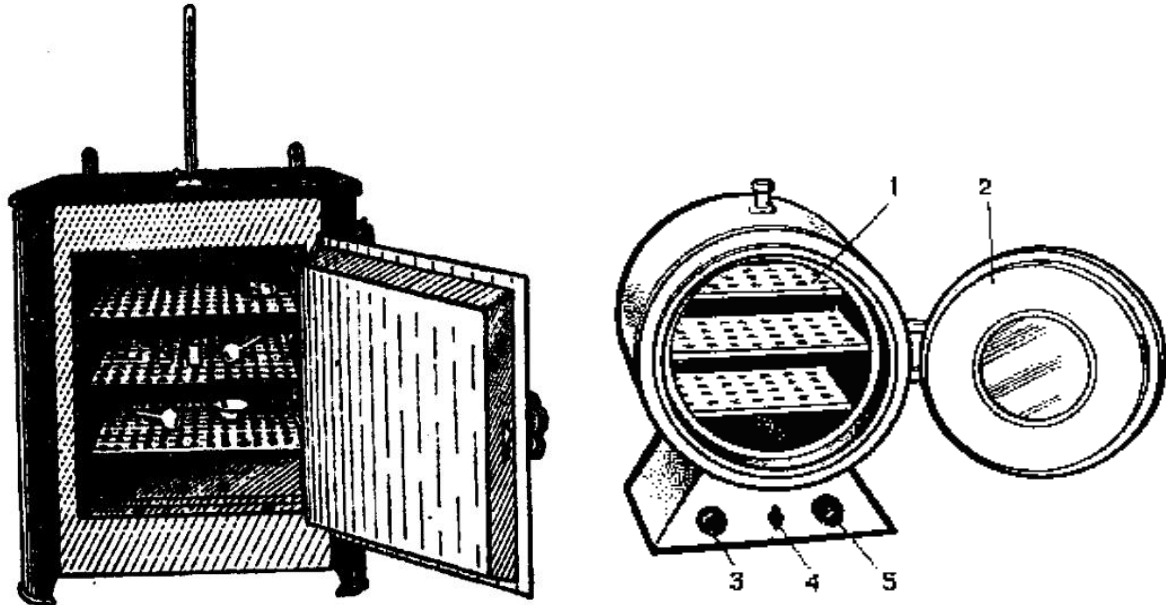


Рис. 16 – Муфельні печі

**Сушильні шафи** (рис. 16) мають електричний обігрів і терморегулятор, який дозволяє підтримувати постійну температуру. Для

спостереження за температурою шафа забезпечена термометром. Речовина, яка сушиться, розміщується в сушильній шафі, яка відрегульована на необхідну температуру, і витримується в ній при заданій температурі певний час. У роботах кількісного характеру сушку проводять декілька разів до досягнення речовиною, яка висушується, постійної маси.

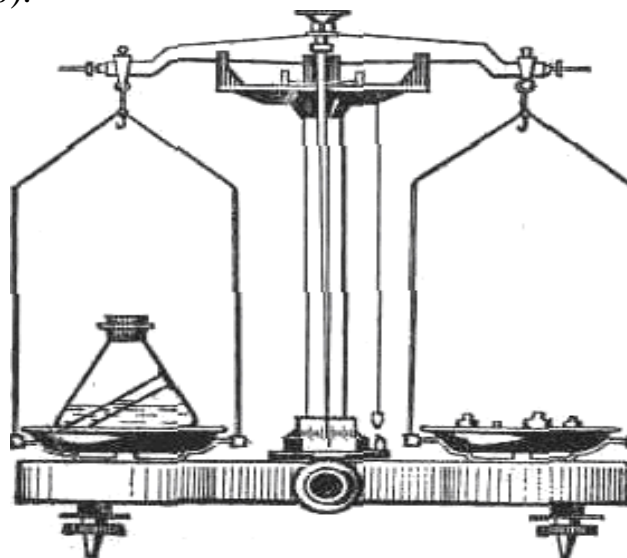


*Рис. 17 – Сушильні шафи (термостати) з електрообігрівом:*

1 – зйомні полиці; 2 – круглі дверцята; 3 – сигнальна лампа;  
4 – вимикач приладу; 5 – рукоятка терморегулятору зі шкалою.

### **Технохімічні та аналітичні терези**

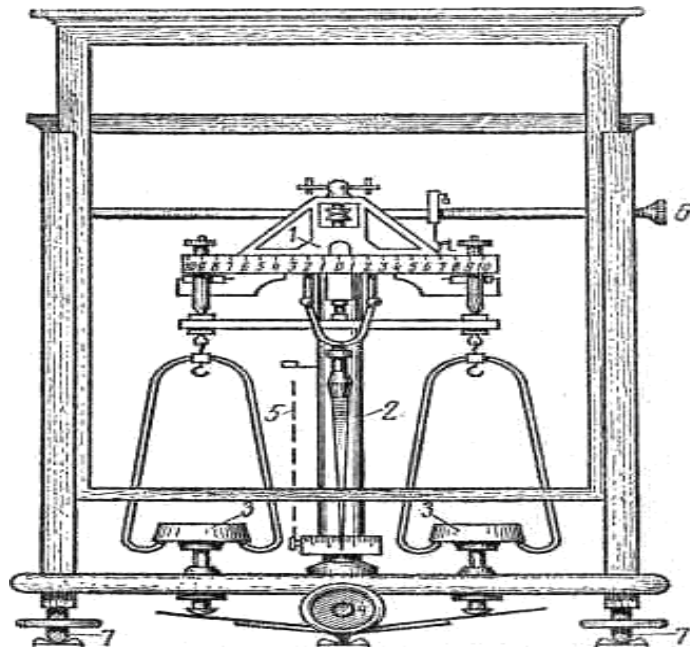
При виконанні багатьох лабораторних робіт доводиться визначати масу початкових речовин і тих речовин, що утворюються в результаті реакції (рис. 18-20).



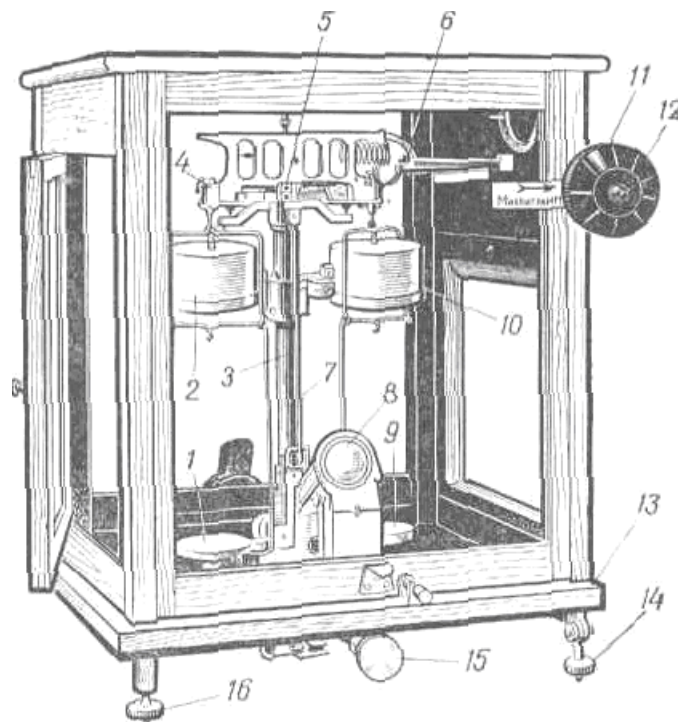
*Рис. 18 – Технохімічні терези.*

Забезпечують точність зважування до 0,01 г.





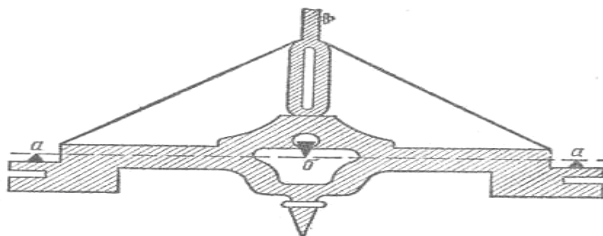
**Рис. 19 – Аналітичні терези (точність зважування до 0,001 г)**  
 1 – коромисло; 2 – центральна колонка; 3 – чашки терезів; 4 – аретир;  
 5 – схил; 6 – пристрій для пересування рейтера; 7 – установочні гвинти.



**Рис. 20 – Демпферні терези – точність зважування до 0,0001 г.**  
 1, 9 – чашки; 2, 10 – демпфери; 3 – колонка; 4 – сідла;  
 5 – середня призма коромисла; 6 – важелі; 7 – стрілка;  
 8 – оптична шкала; 11 – великий лімб; 12 – малий лімб;  
 13 – основа; 14, 16 – регульовані ніжки; 15 – аретир.

## ПРИСТРІЙ ТЕРЕЗІВ І ПІДГОТОВКА ЇХ ДО РОБОТИ

*Технохімічні та аналітичні терези* влаштовані за одним принципом. Вони складаються з *коромисла* (рис. 21), на якому закріплено три сталеві або агатові *призми*: дві на кінцях обернені ребром вгору (*а*) і одна посередині обернена ребром вниз (*б*).



**Рис. 21 – Коромисло:** *а*) кінцеві призми; *б*) середня призма

Коромисло своєю середньою призмою спирається на *подушку*, укріплену на *центральной колонці* терезів. *Чашки терезів* за допомогою *сережок* підвішують на кінцеві призми.

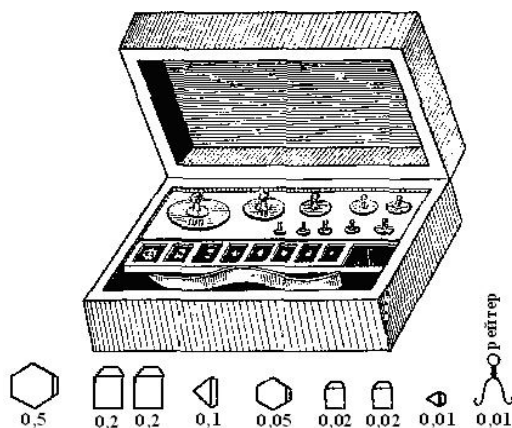
Для визначення стану рівноваги служить довга *стрілка*, прикріплена до середини коромисла, і *шкала з поділками*, прикріплена до *основи терезів*. Коли рівновага досягнута, стрілка повинна, коливаючись, відхилятися вправо і вліво від нульового ділення шкали на однакове число поділок.

Терези мають *аретир*, тобто пристосування, що дає можливість припинити коливання коромисла і пов'язаної з ним стрілки. Аретир піднімає коромисло і чашки терезів і цим звільняє призми від контакту з пластинками, це оберігає призми від передчасного зношування.

### **Непрацюючі ваги завжди повинні бути аретированими!**

Аналітичні терези забезпечені пристроєм для пересування рейтера, що дозволяє проводити зважування з точністю до 0,001 г. Ці терези знаходяться в скляній шафці з передньою стінкою, яка піднімається, і бічними дверцями, що відкриваються, через які поміщають на чашки речовину і гирки.

До кожних терезів є набір гирь-важків (див. рис. 22).



**Рис. 22 – Важки**

Перед початком зважування потрібно перевірити *нульову крапку*. Для цього ручку аретира поволі повертають вправо і спостерігають за коливанням стрілки. Якщо терези встановлено правильно, то стрілка відхиляється вліво і вправо на однакове число поділок від нульового ділення шкали. Якщо відхилення від нульового ділення в одну із сторін більше ніж в іншу на 1,5 і більш ділення, то терези потрібно аретирувати і звернутися до викладача з проханням відрегулювати терези. Переконавшись, що терези працюють правильно, можна приступити до зважування.

### Умови зважування

1. Ще до зважування необхідно охолодити тіло, що зважують, до кімнатної температури. Не можна класти на чашки терезів сильно охолоджені або нагріті предмети. Предмет, який зважують, повинен мати кімнатну температуру.
2. Зважувати тільки в спеціальному посуді: на годинниковому склі, в тиглях, в бюксах.
3. Предмет, який зважують, поміщають в центрі лівої чашки терезів, а важки – в центрі правої (важки брати тільки пінцетом).
4. Коли зважування закінчене, підрахувати результат спочатку по порожніх гніздах в ящику, а потім, знімаючи важки з чашки терезів, цю цифру перевірити. Важки повертати відразу ж в гнізда ящика, з яких вони були взяті, не викладаючи їх на стіл.
5. Аретирування терезів проводити в той момент, коли стрілка терезів проходить мимо нульового ділення шкали.
6. Після закінчення зважування **нічого не залишати на вагах.**

*Якщо в одній роботі потрібно зробити декілька зважувань, то необхідно користуватися одними і тими ж терезами і набором важків.*

### ПРАВИЛА ЗВАЖУВАННЯ НА ТЕХНОХІМІЧНИХ ТЕРЕЗАХ

В процесі зважування слід дотримуватися певних правил.

1. Предмет, який зважують, зручніше ставити на ліву чашку терезів, гирки на праву.
2. ***Гирки беріть тільки пінцетом!***
3. Слід починати з важчих гирок. Якщо гирка опиниться дуже велика, її знімають і замінюють наступною за нею меншою. Якщо гирка виявиться мала, то, не знімаючи її, додають наступну.
4. ***Знімати і класти на чашки терезів предмет, що зважується, і важки можна тільки при аретированих терезах.***
5. На закінчення зважування (*врівноваження чашок*) вказує однакове відхилення стрілки від середини шкали.
6. Для підрахунку маси предмету, який зважувався, спочатку запишіть масу гирок не знімаючи їх з чашки терезів, а потім, переносючи гирки з

терезів в ящик, ретельно перевірте запис, після чого проведіть складання.

- Після закінчення зважування перевірте, чи чисті ваги, чи піднятий аретир, чи в порядку гирки.

### **Не намагайтеся регулювати ваги самостійно!**

На *аналітичних терезах* зважування з точністю до 0,01 г проводиться так само як на технохімічних терезах.

Тисячні долі грама визначаються положенням рейтера (проволока з масою 10 міліграм), який за допомогою особливого важеля (див. поз. 6 на рис. 19) пересувається за шкалою, що є на коромислі терезів.

Маса зважуваного на аналітичних терезах предмету дорівнює сумі мас всіх гирок плюс покази рейтера (положення рейтера на шкалі, яка розбита на десять рівних частин).

Зважування на технохімічних і аналітичних важельних терезах не дуже зручне і віднімає багато часу із-за тривалості визначення нульової крапки, а також вкладання і зняття пінцетом дрібних гирок. У сучасних терезах, наприклад, марки АДВ-200 і ВЛА-200 ці недоліки усунені (рис. 20).

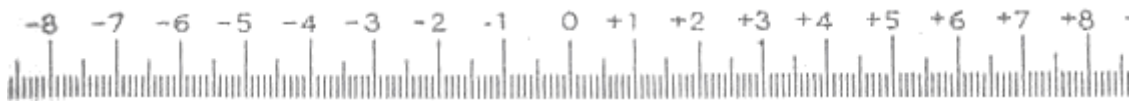
Марка терезів АДВ-200 означає, що ці терези аналітичні, демпферні, з вейтографом, з максимальним навантаженням 200 г.

Аналітичні демпферні терези відрізняються від звичайних аналітичних:

а) спеціальним пристосуванням, яке швидко зупиняє коливання стрілки терезів – *демпфером*;

б) автоматичним пристроєм для накладення на коромисло терезів важків, менших 1,0 г, яке навантажує терези від 10 до 990 мг;

в) оптичним пристосуванням — *вейтографом* (рис. 23) – для відліку положення стрілки терезів.



**Рис. 23 – Мікрошкала вейтографа**

## Лабораторна робота №1 «ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ СОЛІ ВАГОВИМ МЕТОДОМ»

**Мета роботи:** - ознайомитися із завданнями і методами аналітичної хімії;  
- освоїти гравіметричний метод аналізу.

### ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

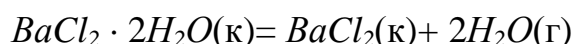
*Аналітична хімія* – наука, що займається вивченням якісного і кількісного складу різних речовин і їх сумішей.

*Мета якісного аналізу* – визначення складових частин в суміші невідомого складу.

*Мета кількісного аналізу* – визначення кількості однієї або декількох складових частин в суміші. Зазвичай якісний аналіз передує кількісному, оскільки вибір методу кількісного визначення залежить від знання складу даного зразка.

*Гравіметричний аналіз (ваговий аналіз)* – найважливіший метод кількісного хімічного аналізу, в якому зважування є не тільки початковою, але і кінцевою стадією визначення. Гравіметричний аналіз заснований на законі збереження маси речовин при хімічних перетвореннях. Вимірювальним приладом служать аналітичні терези. Результати аналізу виражають зазвичай у відсотках.

В ході гравіметричного аналізу речовина, що визначається або відганяється у вигляді якої-небудь летючої сполуки (*спосіб відгонки*), або осідає з розчину у вигляді малорозчинної сполуки (*спосіб осадження*). Способом відгонки визначають, наприклад, вміст кристалізаційної води в кристалогідратах, якщо речовина при нагріванні не зазнає інших хімічних змін, окрім виділення води, наприклад:



Спад маси початкової наважки дорівнює вмісту води.

У способах осадження наважку речовини, яка аналізується, розчиняють і додають 1,5-кратний надлишок реагенту-осаджувача, дотримуючи необхідні умови осадження. Отриманий осад називають *осадженою формою*. Осад відокремлюють від розчину (найчастіше фільтруванням), промивають, потім висушують і прожарюють, отримуючи *гравіметричну (вагову) форму*.

До осадженої форми (це речовина, у вигляді якої виділяється в осад визначуваний компонент) пред'являється ряд вимог:

1. осаджувана речовина повинна бути дуже малорозчинною, без чого неможливо практично повністю виділити речовину, що визначається, в осад;
2. осад повинен мати таку структуру, яка дозволяла б легко його відфільтрувати і промити.

Сполука, за масою якої судять про кількість компоненту, який визначається, називають *гравіметричною (ваговою) формою*.

Іноді вагова форма співпадає з осаджуваною формою. Якщо вагова і осаджуюча форми не співпадають, необхідно, щоб осаджувана форма, достатньо легко і повністю перетворювалася на гравіметричну (вагову).

До вагової форми також пред'являється ряд вимог:

1. вагова форма повинна мати цілком певний склад, точно відповідний хімічній формулі;
2. отримана вагова форма повинна бути хімічно стійка, не повинна розкладатися і випаровуватися при високих температурах;
3. при дотриманні всіх цих вимог кращою є вагова форма, в якій відношення її маси до маси компоненту, що визначають, буде найбільшим. В цьому випадку похибки визначення менше позначаться на результаті аналізу.

Масу  $m_A$  компоненту  $A$ , що визначається, розраховують за формулою:

$$m_A = m_B \cdot F \cdot \frac{100}{a} \%,$$

де  $m_B$  – маса висушеного і прожареного осаду, г;

$F$  – *гравіметричний фактор*;

$a$  – наважка аналізованої речовини.

Гравіметричний фактор, званий також *аналітичним множником*, або *чинником перерахунку*, обчислюють як відношення молекулярної маси компоненту, що визначається, до молекулярної маси гравіметричної форми з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів (див. табл. 1.1).

Таблиця 1.1 – Приклади визначення гравіметричних чинників

Сполука, що визначається	Гравіметрична форма	Гравіметричний фактор ( $F$ )
$Al$	$Al_2O_3$	$2M(Al) / M(Al_2O_3)$
$CO_2$	$BaCO_3$	$M(CO_2) / M(BaCO_3)$
$Cr_2O_7^{2-}$	$BaCrO_4$	$M(Cr_2O_7^{2-}) / 2M(BaCrO_4)$
$Fe_3O_4$	$Fe_2O_3$	$2M(Fe_3O_4) / 3M(Fe_2O_3)$

Гравіметричний аналіз зіграв велику роль при становленні *закону постійності складу хімічних сполук, закону кратних відношень, періодичного закону* і ін., застосовується при визначенні хімічного складу різних об'єктів навколишнього середовища (наприклад, гірських порід, мінералів і ґрунтів і т. ін.), при встановленні екологічної якості сировини і готової продукції і т. ін.

## КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

1. Який аналіз називається гравіметричним?
2. Що таке осаджувана форма? Наведіть приклад.
3. Які вимоги пред'являються до осаджуваної речовини.
4. Що таке гравіметрична (вагова) форма?
5. Які вимоги пред'являються до вагової форми.
6. Як по-вашому, які прилади і хімічний посуд, необхідні для проведення гравіметричного аналізу?
7. Для яких цілей використовують ексикатор?
8. Для чого застосовуються сушильні шафи?
9. Для чого застосовуються муфельні печі?
10. Як зрозуміти вираз: «прожарити до постійної маси»?
11. Що таке аналітичний множник?
12. Як розрахувати кількість речовини яку потрібно визначити, якщо відома маса і формула осаду?
13. Напишіть формулу розрахунку відсоткового вмісту елемента.
14. Розрахувати аналітичний множник для перерахунку, наприклад:  $BaSO_4$  на  $Ba$ .
15. Розрахувати відсотковий вміст  $Ag$ , якщо з наважки аналізованого сплаву 0,2466 г після осадження отримали осад  $AgCl$  0,2675 г.  
 $F_{Ag/AgCl} = 0,7512$ . Відповідь. 81,47%.

### ВИМОГИ ДО ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

При виконанні роботи слід строго дотримуватися загальних правил техніки безпеки для хімічних лабораторій. Робоче місце повинне бути чистим і сухим. Всі зайві предмети повинні бути прибрані, а необхідні реактиви розставлені в певному порядку. Дотримуватися обережності при роботі з електричними нагрівальними приладами.

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

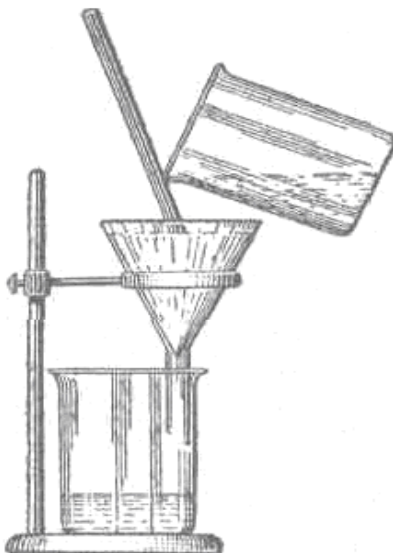
**Мета роботи:** - навчитися працювати з технохімічними терезами;  
- визначити концентрацію солі в суміші;  
- визначити концентрацію солі в розчині.

Дослід 1. **Визначення процентного вмісту солі в суміші**

**Прилади та реактиви:** терези технохімічні; гирьки-різноваги; штатив металевий з кільцем; сушильна шафа на  $110^{\circ}C$ ; лійка звичайна; суміш (пісок + сіль); 2 склянки на  $250\text{ см}^3$ ; скляна паличка; фільтрувальний папір чи фільтр; посуд для промивання водою.

Хід виконання: Зважують довільну, але точну наважку (від 5 до 10 г) суміші із піску з сіллю. Зважування суміші роблять на задалегідь зваженому фільтрі. Суміш з фільтра обережно висипають в склянку, (щоб не було втрат), наливають туди ж 200 см<sup>3</sup> води й енергійно перемішують вміст склянки скляною паличкою до повного розчинення солі.

Поки буде відбуватися розчинення солі у воді, зібрати прилад для фільтрування (рис. 1.1).



**Рис. 1.1 – Прилад для фільтрування**

Для цього в металеве кільце, закріплене на штативі, вставляється скляна лійка; під лійку ставиться склянка в такому положенні, щоб гострий кінець лійки торкався внутрішньої стінки склянки на висоті 1/4 від верхнього її краю.

З фільтрувального папера, який використовували для зважування суміші, виготовляють фільтр. Для цього круглий лист фільтрувального паперу складають учетверо по двох взаємно перпендикулярних діаметрах і обережно проводять пальцями по зігнутих краях папера. Якщо три шари отриманого мішечка відхилити в одну сторону, а четвертий у протилежну, то вийде паперова лійка, яку і вставляють у склянку так, щоб вона щільно прилягала до стінок останньої і не доходила б до верхнього краю її на 5-6 мм. Для того, щоб фільтр щільно лежав на лійці, його, пригортають до стінки лійки і змочують декількома краплями води.

Після розчинення солі і підготовки приладу для фільтрування вміст склянки фільтрують крізь приготовлений фільтр. Для цього в ліву руку беруть скляну паличку і розташовують її під кутом до стінки лійки (рис. 1.1). У правій руці тримають склянку з речовиною, що підлягає фільтруванню, і обережно виливають її по скляній паличці в лійку. Щоб на фільтр потрапив увесь пісок, його змивають зі стінок склянки струменем води, користуючись судиною для промивання.

Досліджуваний осад на фільтрі повинний бути ретельно промитий. Для цього струмінь води направляєється з судини для промивання на стінки



паперового фільтра в лійці. Коли на фільтрі залишається тільки осад піску, його обережно виймають (щоб не порвати) і переносять у сушильну шафу, де підтримується температура 105 – 110°C.

Отриманий після фільтрування та промивання розчин залишають для наступного досліду.

Після 15-хвилинного просушування фільтра з осадом у шафі, останній виймають із шафи і, виждавши 2-3 хвилини, щоб фільтр і осад на ньому прийняли кімнатну температуру, зважують фільтр з осадом.

Щоб переконатися в тому, що вся вода з фільтра і піску випарилася, висушування фільтра в сушильній шафі проводять до постійної маси.

З цією метою фільтр із піском, після першого зважування знову поміщають у сушильну шафу і просушують ще 5 хвилин. Просушений вдруге фільтр, як і в перший раз знову зважують після охолодження в ексикаторі. Якщо перша вага фільтра і друга збігаються, то приступають до розрахунків. Якщо різниця між ними буде помітною, просушування і зважування фільтра продовжують до одержання постійної ваги. Результати зважувань повинні бути занесені в протокол.

#### Форма запису результатів зважувань

1. вага фільтра	С, г
2. вага фільтра із сумішшю	А, г
3. вага фільтра з піском після першого просушування	В <sub>1</sub> , г
4. вага фільтра з піском після другого просушування	В <sub>2</sub> , г
5. вага фільтра з піском у стані, доведеному до постійної ваги	В, г

#### *Розрахунки*

Відсотковий вміст солі в суміші пісок-сіль знаходять за формулою:

$$\% \text{ солі} = \frac{A - B}{A - C} \cdot 100,$$

де А – вага фільтра з наважкою суміші, взятої для аналізу;  
В – вага фільтра з піском у стані, доведеному до постійної ваги;  
С – вага фільтра.

#### Дослід № 2. *Визначення концентрації солі ваговим методом*

**Прилади та реактиви:** терези технохімічні; гирьки-різноваги; піпетка на 10 см<sup>3</sup>; фарфорова чашка; пісочна баня; ексикатор.

**Хід виконання:** За цим методом можна визначити концентрацію розчину будь якої солі, яка не розкладається при нагріванні.

Зважте на технохімічних терезах з точністю до 0,01 г невелику фарфорову чашку. Вагу чашки ( $m_1$ ) запишіть.

Наберіть піпеткою 10 см<sup>3</sup> розчину, отриманого у попередньому досліді. Перенесіть піпетку у фарфорову чашку і, приклавши нижній

кінець піпетки до стінки чашки, випустить з неї розчин. Чашку з розчином зважте на технохімічних терезах з точністю до 0,01 г. Вагу ( $m_2$ ) запишіть.

Чашку з розчином помістіть на пісочну баню і обережно випаруйте воду. При випаровуванні уважно спостерігайте за тим, щоб розчин не розбризкувався, особливо наприкінці випарювання. Коли вся вода випарується і в чашечці залишиться суха сіль, обережно прокалюйте протягом 10 – 15 хв. Чашку з сіллю помістіть в ексікатор і, коли вона охолоне до кімнатної температури, зважте її знову з точністю до 0,01 г. Вагу ( $m_3$ ) запишіть.

#### Форма запису

- |                                     |           |
|-------------------------------------|-----------|
| 1. Вага фарфорової чашки            | $m_1$ , г |
| 2. Вага фарфорової чашки з розчином | $m_2$ , г |
| 3. Вага фарфорової чашки з сіллю    | $m_3$ , г |

#### *Розрахунок*

$$C_{\%} = \frac{m_3 - m_1}{m_2 - m_1} \times 100\%$$

- де  $(m_3 - m_1)$  – вага солі;  
 $(m_2 - m_1)$  – вага розчину;

### **ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДО ЗАХИСТУ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ**

1. Наважка кам'яного вугілля 2,6248 г після висушування до постійної маси стала важити 2,5420 г. Обчислити відсотковий вміст вологи у зразку.
2. Наважка висушеного кам'яного вугілля 2,0500 г після прожарювання до постійної маси стала важити 1,2348 г. Обчислити відсотковий вміст летких речовин у зразку.
3. Наважка сухого вапняку 1,5120 г після прожарювання до постійної маси стала важити 0,8470 г. Обчислити відсотковий сумарний вміст  $CaO$  і  $CO_2$  в зразку.
4. Для аналізу торфу взяли наважку 1,6340 г. Прокалюючи її до постійної маси, отримали 0,4102 г золи. Яка зольність зразка (вміст вогнетривкого залишку в % до загальної маси зразка)?
5. Наважка коксу разом з бюксом важила 12,6100 г; порожній бюкс – 10,5650 г. Після висушування до постійної маси бюкс з наважкою мав вагу 12,3570 г. Обчислити відсотковий вміст абсолютно сухої речовини у зразку.
6. При визначенні вмісту кристалізаційної води у зразку хлориду барію отримані такі дані: маса бюкса 25,6874 г, маса бюкса з наважкою 27,2594 г. Після висушування бюкс з наважкою мав вагу 27,0269 г. Обчислити відсотковий вміст кристалізаційної води в зразку.

7. Визначити вміст (масову частку) барію в 0,4765 г  $BaSO_4$ .
8. Із наважки магнезиту отримано 0,2164 г осаду  $Mg_2P_2O_7$ . Скільки грамів магнію містилося в наважці?
9. Для аналізу взяли наважку 0,3212 г сірчаної кислоти. Після осадження та прожарювання отримали осад  $BaSO_4$  0,2642 г. Яка відсоткова (за масою) концентрація зразка?
10. При аналізі вапняку взяли наважку 0,5210 г. Після її обробки отримали осади: 0,2218 г  $CaO$  і 0,0146 г  $Mg_2P_2O_7$ . Обчислити масову частку  $CaCO_3$  і  $MgCO_3$  у зразку.
11. Із наважки мармуру 1,8710 г отримані осади: 0,0827 г  $Mg_2P_2O_7$ , 0,0342 г  $Fe_2O_3$  і 1,9650 г  $CaSO_4$ . Обчислити масову частку в зразку: а)  $Mg$ ;  
б)  $Fe$ ;  
в)  $Ca$ .
12. Обчислити фактор перерахунку (гравіметричний фактор) в наступних варіантах:
- |                           |           |             |              |
|---------------------------|-----------|-------------|--------------|
| варіант                   | 1         | 2           | 3            |
| речовина, що визначається | $Bi$      | $K_3PO_4$   | $Mg$         |
| гравіметрична форма       | $Bi_2O_3$ | $K_2PtCl_6$ | $Mg_2P_2O_7$ |
13. При визначенні  $Fe$  в препараті сульфату заліза (III) зважують  $BaSO_4$ . Написати вираз для гравіметричного фактора, якщо між  $Fe$  і  $BaSO_4$  існує стехіометричне співвідношення:
- $$2M(Fe) \rightarrow 1M(Fe_2(SO_4)_3) \rightarrow 3M(SO_4^{2-}) \rightarrow 3M(BaSO_4)$$
14. Наважку алюмінієвого сплаву масою 0,1425 г розчинили в колбі ємністю 200,0 см<sup>3</sup>. З 20,00 см<sup>3</sup> цього розчину отримали осад оксихіноліната алюмінію  $Al(C_9H_6ON)_3$  масою 0,2012 г. Обчислити масову частку (%) алюмінію в сплаві.
15. При випаровуванні 22,32 г розчину отримано 4,67 г сухої солі. Визначити концентрацію розчину.

## Лабораторна робота № 2 «ВИЗНАЧЕННЯ ХІМІЧНИХ ФОРМУЛ КРИСТАЛОГІДРАТІВ»

**Мета роботи:** - ознайомитися з гравіметричним методом хімічного аналізу;  
- засвоїти методику визначення хімічних формул складних сполук шляхом знаходження вмісту води в кристалогідраті ваговим методом.

### ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Гравіметричний аналіз (ваговий аналіз) – найважливіший метод кількісного хімічного аналізу, в якому зважування є не тільки початковою, але і кінцевою стадією визначення.

Гравіметричний аналіз заснований на законі збереження маси речовин при хімічних перетвореннях. Вимірювальним приладом служать аналітичні терези.

Гравіметричний аналіз зіграв велику роль при становленні закону постійності складу хімічних сполук, закону кратних відношень, періодичного закону і ін., застосовується при визначенні хімічного складу різних речовин.

Формула хімічної сполуки показує, з яких елементів складається дана речовина і скільки атомів кожного елемента входить до складу його молекули.

Масові співвідношення елементів в молекулах можна представити як відношення добутоків відповідних атомних мас на число атомів кожного елемента в молекулі, тобто можна записати:

$$m_1 : m_2 : m_3 = xA_1 : yA_2 : zA_3,$$

де  $m_1, m_2, m_3$  – вміст елементів в даній сполуці(%);  
 $x, y, z$  – число атомів цих елементів в молекулі;  
 $A_1, A_2, A_3$  – атомні маси елементів.

З цього рівняння виходить:

$$x : y : z = \frac{m_1}{A_1} : \frac{m_2}{A_2} : \frac{m_3}{A_3},$$

що дозволяє знаходити відношення між числами атомів в молекулі.

**Приклад 2.1.** Речовина містить 32,43 % натрію, 22,55 % сірки і 45,02 % кисню. Вивести формулу хімічної сполуки.

**Розв'язання:** Співвідношення чисел атомів у формулі даної сполуки:

$$x : y : z = \frac{32,43}{23} : \frac{22,55}{32} : \frac{45,02}{16} = 1,41 : 0,705 : 2,82$$

Якщо саме менше число (0,705) прийняти за одиницю, то дане відношення стає відношенням цілих чисел:

$$x : y : z = 2 : 1 : 4$$

отже, формула сполуки  $Na_2SO_4$ .

Ця формула буде *простою*, оскільки отримане співвідношення може бути виражене також і числами, кратними знайденим.

Для встановлення *істинної* формули необхідно знати молекулярну масу сполуки; це дозволяє знайти істинне співвідношення атомів в молекулі.

**Приклад 2.2.** Бензол містить 92,3 % вуглецю і 7,7 % водню. Встановити істинну формулу бензолу.

**Розв'язання:** З цього складу легко знайти таким же шляхом як в прикладі 2.1. просту формулу – це  $CH$ . Але насправді молекулярна маса бензолу, яка визначається за густиною його пари, дорівнює не 13 (12 + 1), а 78.

Отже, істинна формула бензолу  $C_6H_6$ .

*Кристалогідратами* називають кристалічні речовини, що містять в собі молекули води, наприклад гіпс  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ , мірабіліт  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ , галуни  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  і ін.

Кристалогідрати при нагріванні втрачають кристалізаційну воду, переходячи в безводні солі. Користуючись цією обставиною, можна визначити вміст води в кристалогідраті, а потім, знаючи формулу безводної солі, розрахувати число молекул води, що приєднуються до однієї молекули безводної солі, тобто встановити хімічну формулу кристалогідрату.

У гравіметричному (ваговому) аналізі використовуються методично різні підходи для кількісного визначення складу речовини. Наприклад, в ході аналізу визначається складова частина повністю віддається з аналізованої речовини, а залишок зважується. В цьому випадку розрахунок масової частки ведуть за формулою:

$$\omega(\%) = \frac{m_{ост}}{m_n} \times 100\%,$$

де  $m_{ост}$  – різниця між масою наважки до і після висушування, г;

$m_n$  – маса наважки речовини, взятої для аналізу, г.

Такий підхід використовують при аналізі сировини на вміст гігроскопічної води (вологість), а також визначають кристалізаційну воду в кристалогідратах (типу  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ ),  $CO_2$  в кальциті і магнезиті.

У вологому або повітряно-сухому стані в речовині присутня зовнішня або гігроскопічна вода. Тут суху або абсолютно суху речовину отримують висушуванням при 105-110°C. При цьому віддається гігроскопічна і зовнішня волога. Для обчислення вмісту компоненту в

сухій речовині масу компоненту, що визначають, відносять до маси сухої проби. В цьому випадку для розрахунку використовують формулу:

$$\omega(\text{абсолютно сухої речовини}) = \frac{\omega(\text{р-ни}) \cdot 100\%}{100\% - \omega(\text{H}_2\text{O})},$$

де:  $\omega(\text{р-ни})$  – масова частка речовини;

$\omega(\text{H}_2\text{O})$  – масова частка води у речовині, що визначається.

**Приклад 2.3.** Наважку 0,5062 г магнезиту висушено при 105°C до постійної маси 0,5043 г. Висушений зразок було прокалено, після чого маса стала 0,2512 г. Обчислити масову частку: а) гігроскопічної вологи; б)  $\text{CO}_2$ .

**Дано:**

$m_{\text{н}}(\text{до вис.}) = 0,5062$  г (до висушування)

$m_{\text{н}}(\text{п.в.}) = 0,5043$  г (після висушування)

$m_{\text{ост}} = 0,2512$  г (після прокалення)

$\omega(\text{CO}_2) - ?$ ;  $\omega(\text{H}_2\text{O}) - ?$

**Розв'язання:** Для рішення скористаємося формулами:

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m_{\text{ост}}}{m_{\text{н}}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{ост}} = m_{\text{н}}(\text{до вис.}) - m_{\text{н}}(\text{п.в.}) = 0,5062 - 0,5043 = 0,0019 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,0019 \cdot 100}{0,5062} = 0,375\%$$

І далі:

$$\omega(\text{CO}_2) = \frac{(m_{\text{н}}(\text{п.в.}) - m_{\text{ост}}) \cdot 100\%}{m_{\text{н}}}$$

отримуємо

$$\omega(\text{CO}_2) = \frac{(0,5043 - 0,2512) \cdot 100\%}{0,5062} = 50\%$$

### КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

#### ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

1. Сформулюйте закони: збереження маси, постійності складу, кратних відносин.
2. Чому в хімічних реакціях прийнято не брати до уваги ту масу, яка приноситься або уноситься з енергією?
3. Яка очевидна ознака складу речовин, які відносяться до дальтонидів і бертолідів?
4. Яку інформацію про склад речовини необхідно знати для того, щоб встановити його істину хімічну формулу? Наведіть приклад.
5. Які речовини називають кристалогідратами?

6. Чи залежить хімічний склад кристалогідрату від способу його отримання? Чому?
7. Яку масу води містить 1 моль  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ?
8. Яку властивість речовини використовують в гравіметричному аналізі для визначення складу кристалогідрату?
9. Які методично різні підходи використовують в гравіметрії для кількісного визначення складу речовини? Запишіть формули.
10. Які операції, що проводяться в ході гравіметричного аналізу, можуть позначитися на точності аналізу?

### ВИМОГИ ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

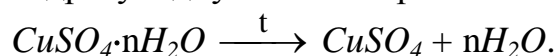
При виконанні роботи слід строго дотримуватися загальних правил техніки безпеки для хімічних лабораторій. Робоче місце повинне бути чистим і сухим. Всі зайві предмети повинні бути прибрані, а необхідні реактиви розставлені в певному порядку. Дотримуватися обережності при роботі з електричними нагрівальними приладами.

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

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

#### Сутність метода

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



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

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

та формулу сполуки.

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

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

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

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

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

Таблиця 2.1 – Експериментальні та розраховані данні

Маса пустого тигеля $m_1$ , Г	Маса тигля з кристало- гідратом $m_2$ , Г	Маса кристало- гідрату $m_3$ , Г	Маса тигля після прожарювання $m_4$ , Г	Маса випаруваної води $m_5$ , Г	Маса безводної солі $m_6$ , Г

#### **Аналіз експериментальних даних – обчислення результатів**

1. Визначення маси кристалогідрату:

$$m_3 = m_2 - m_1.$$

2. Визначення маси води, що випарилась:

$$m_5 = m_2 - m_4.$$

3. Визначення маси безводної солі.

$$m_6 = m_4 - m_1.$$

4. Визначення співвідношення складових частин молекули кристалогідрату  $x\text{CuSO}_4 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ :

$$\frac{m}{M} \text{CuSO}_4 : \frac{m}{M} \text{H}_2\text{O}.$$

5. Визначення співвідношення  $\text{CuSO}_4 : \text{H}_2\text{O}$  цілими числами.

6. Знаходження простішої формули кристалогідрату.

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

#### **ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДО ЗАХИСТУ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ**

1. Наважка кам'яного вугілля масою 2,6248 г після висушування до постійної маси почала важити 2,5420 г. Визначити масову частку вологи в зразку.

2. Наважка сухого вапняку масою 1,5120 г після прокалення до постійної маси почала важити 0,8470 г. Обчислити масову частку  $\text{CaO}$  і  $\text{CO}_2$  в зразку.

3. При визначенні вмісту кристалізаційної води в зразку хлориду барію отримані дані: маса бюкса 25,6874 г, маса бюкса з наважкою 27,2594 г, теж



після висушування 27,0269 г. Обчислити масову частку кристалізаційної води в зразку.

4. Наважку магнезиту масою 0,8134 г висушено при 105°C до постійної маси 0,8111 г. Висушений зразок прожарено, після чого його маса стала 0,4085 г. Визначити масову частку гігроскопічної вологи і  $CO_2$ .

5. Наважка сухого кальциту масою 2,0945 г після прожарення до постійної маси почала важити 1,1731 г. Обчислити масову частку  $CaO$  і  $CO_2$  в зразку.

6. При аналізі зразка технічного хлориду барію отримані наступні дані: маса бюкса з наважкою 24,9418 г, маса бюкса без наважки 24,2982 г, маса порожнього тигля 6,2638 г, маса тигля з прожареним сульфатом барію 6,7376 г. Визначити масову частку  $BaCl_2 \cdot H_2O$ .

7. Наважка зразка кам'яного вугілля масою 1,9982 г, після видалення вологи почала важити 1,8612 г. Визначити масову частку гігроскопічної води у вугіллі.

8. Розрахувати наважку технічної куховарської солі, що містить близько 6% домішок для аналізу на вміст хлору у вигляді  $AgCl$ .

9. Наважка зразка піриту масою 1,7890 г після висушування при 105°C почала важити 1,7180 г. З наважки масою 0,3980 г первинного зразка отримано прожарений осад сульфату барію масою 1,0780 г. Визначити масову частку сірки в початковому зразку.

10. При визначенні вмісту кристалізаційної води в зразку сульфату міді отримані дані: маса бюкса 19,5455 г, маса бюкса з наважкою 20,7417 г, теж після висушування 20,5654 г. Обчислити масову частку кристалізаційної води в зразку.

11. Яка маса кристалізаційної води в кристалогідраті, якщо зважуванням визначено, що маса тигля складає 4,05 г, маса тигля з кристалогідратом – 5,75 г, маса тигля з прожареною сіллю – 5,27 г?

Виберіть вірну відповідь: А) 1,7 г; Б) 0,48 г; В) 1,22 г?

12. У 100 г проби піску, відібраної на пляжі, треба визначити концентрацію розчинених солей. Ваговим методом встановлено: маса фільтру з піском до промивання його водою – 100,78 г; маса фільтру з піском після висушування до відтворних результатів – 93,51 г. Який відсотковий (за масою) вміст солей в пляжному піску?

Виберіть вірну відповідь: А) 7,27; Б) 6,49; В) 0,78.

13. У пробі піску, відібраній на пляжі, треба визначити концентрацію розчинених солей. Ваговим методом встановлено: маса фільтру з наважкою піску, взятої для аналізу – 62,83 г; маса фільтру з піском, висушеного до відтворних результатів, – 53,25 г; маса фільтру – 320 мг. Який відсотковий (за масою) вміст солей в пляжному піску?

Виберіть вірну відповідь: А) 9,58; Б) 15,33; В) 15,76.

14. У 2,5 л проби річкової води ваговим методом треба визначити концентрацію зважених речовин. Для аналізу використовували паперовий фільтр, маса якого складала 0,3734 г. Після фільтрування води маса фільтру з осадом, висушеного до постійної маси, виявилася 1,7721 г. Розрахуйте концентрацію (мг/л) зважених речовин в річковій воді.

Виберіть вірну відповідь: А); 0,5595; Б); 1,3987; В). 560.

### Лабораторна робота № 3 «ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНИХ МАС ЕКВІВАЛЕНТІВ МЕТАЛУ»

- Мета роботи:**
- засвоїти закон еквівалентів Ріхтера;
  - освоїти методики визначення *еквівалентної* і *атомної маси* металу;

#### ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

**Еквівалент ( $E$ )** – це реальна або умовна частинка речовини, яка може заміщати, приєднувати або виділяти один йон водню в кислотно-основних або йонообмінних реакціях або один електрон в окисно-відновних реакціях.

Під «реальною частинкою» розуміють реально існуючі сполуки:



під «умовною» – частки цих реальних частинок



(насправді таких частинок не буває). Часто в літературі числову величину такої умовної частинки називають *фактором еквівалентності*.

Еквівалент так само, як атом, молекула, йон – безрозмірна величина і його склад виражають за допомогою хімічних формул і символів.

Кількість речовини еквівалентів вимірюється в моль. Маса 1 моль еквівалентів називається **молярною масою еквівалентів** ( $M_{\text{екв}}$ ) і виражається в **г/моль**.

Еквівалент (молярна маса еквівалентів) для однієї і тієї ж речовини може мати різні значення залежно від того, в яку реакцію ця речовина вступає. Еквівалент і  $M_{\text{екв}}$  розраховуються неоднаково для кислотно-основних і окисно-відновних реакцій.

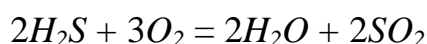
Молярна маса еквівалента речовини, що бере участь в *окисно-відновній* реакції, розраховується за формулою:

$$M_{\text{екв}} = \frac{M}{n_e}$$

де  $M$  – молярна маса речовини

$n_e$  – число електронів, приєднаних однією молекулою окисника або відданих однією молекулою відновника.

Наприклад, в окисно-відновній реакції горіння сірководню



ступінь окиснення сірки змінюється від  $-2$  (у  $H_2S$ ) до  $+4$  (у  $SO_2$ ). Отже, молекула  $H_2S$  втрачає 6 електронів, тобто одному електрону еквівалентна умовна частинка  $1/6$  молекул  $H_2S$ .

$$E(H_2S) = 1/6H_2S, \quad \text{а} \quad M_{\text{екв}}(H_2S) = \frac{M(H_2S)}{6} = \frac{34}{6} = 5,6 \text{ г/моль.}$$

У кисня ступінь окиснення змінюється від 0 (у  $O_2$ ) до  $-2$  (у  $SO_2$ ) і, оскільки в його молекулі міститься 2 атоми, то число прийнятих електронів буде дорівнювати 4. Таким чином, одному електрону еквівалентна умовна частинка  $1/4$  молекули  $O_2$ .

$$E(O_2) = 1/4 O_2, \text{ а } M_{\text{екв}}(O_2) = \frac{M(O_2)}{4} = \frac{32}{4} = 8 \text{ г/моль.}$$

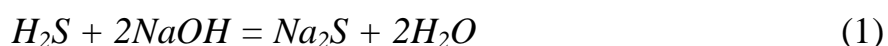
Молярна маса еквівалентів *кислоти* або *основи*, які приймають участь в *кислотно-основній* реакції, розраховується за формулою

$$M_{\text{екв}}(\text{кислоти, основи}) = \frac{M}{n},$$

де  $M$  – молярна маса кислоти або основи;

$n$  – для *кислот* – це число атомів водню, заміщених в даній реакції на метал; для *основ* – число гідроксильних груп, заміщених в даній реакції на кислотний залишок.

Наприклад, в кислотно-основній реакції



обидва йони водню молекули  $H_2S$  заміщуються на метал і, таким чином, одному йону водню еквівалентна умовна частинка  $1/2 H_2S$ . В цьому випадку

$$E(H_2S) = 1/2 H_2S, \text{ а } M_{\text{екв}}(H_2S) = \frac{M(H_2S)}{2} = \frac{34}{2} = 17 \text{ г/моль.}$$

В реакції



у молекулі  $H_2S$  на метал заміщується тільки один йон водню і, отже, одному йону  $H^+$  еквівалентна реальна частинка – молекула  $H_2S$ . В цьому випадку

$$E(H_2S) = H_2S, \text{ а } M_{\text{екв}}(H_2S) = \frac{M(H_2S)}{1} = \frac{34}{1} = 34 \text{ г/моль.}$$

$E(NaOH)$  в реакціях (1) і (2) дорівнює молярній масі  $NaOH$ , оскільки в обох випадках на кислотний залишок заміщується одна гідроксильна група.

$$M_{\text{екв}}(NaOH) = 40 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса еквівалентів *солі* в реакціях *обміну* розраховується за формулою

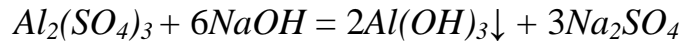
$$M_{\text{екв}}(\text{солі}) = \frac{M_{\text{солі}}}{n \cdot |c.o.|},$$

де  $M$  – молярна маса солі;

$n$  – число йонів металу, що беруть участь в реакції від кожної молекули;

$|c.o.|$  – абсолютне значення ступеня окиснення йона металу.

Наприклад, від кожної молекули  $Al_2(SO_4)_3$  в реакції



беруть участь два йони алюмінію, ступінь окиснення якого +3. Звідси

$$M_{\text{екв}}[Al_2(SO_4)_3] = \frac{M(Al_2(SO_4)_3)}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль.}$$

$E[Al_2(SO_4)_3]$  дорівнює  $1/6 Al_2(SO_4)_3$ .

Молярна маса еквівалентів *оксиду* розраховується за формулою

$$M_{\text{екв}}(\text{оксиду}) = \frac{M_{\text{оксида}}}{n \cdot |\text{с.о.}|}$$

де  $M$  – молярна маса оксиду;

$n$  – число катіонів основи відповідного оксиду або число аніонів відповідної оксиду кислоти;

$|\text{с.о.}|$  – абсолютне значення ступеня окиснення катіона або аніона.

У реакції



еквівалент  $P_2O_5$ , утворюючого два тризарядні аніони  $PO_4^{3-}$ , дорівнює  $1/6 P_2O_5$ , а

$$M_{\text{екв}}(P_2O_5) = \frac{M(P_2O_5)}{6} = \frac{142}{6} = 23,7 \text{ г/моль.}$$

Еквівалент  $CaO$ , що дає один двохзарядний катіон ( $Ca^{2+}$ ) дорівнює  $1/2 CaO$ , а

$$M_{\text{екв}}(CaO) = \frac{M(CaO)}{2} = \frac{56}{2} = 28 \text{ г/моль.}$$

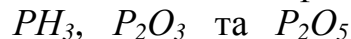
Щоб визначити молярну масу еквівалентів *елемента* в сполуці, можна скористатися формулою

$$M_{\text{екв}}(\text{ел-та}) = \frac{M_A}{|\text{с.о.}|}$$

де  $M_A$  – молярна маса елемента;

$|\text{с.о.}|$  – абсолютне значення ступеня окиснення елемента.

Наприклад, молярні маси еквівалентів фосфору в сполуках



відповідно дорівнюють:

$$31 / 3 = 10,3 \text{ г/моль;}$$

$$31 / 3 = 10,3 \text{ г/моль;}$$

$$31 / 5 = 6,2 \text{ г/моль}$$

а еквівалент фосфору в сполуках  $PH_3$  і  $P_2O_3$  дорівнює  $1/3P$ , в сполуці  $P_2O_5$  –  $1/5P$ .

Потрібно також мати на увазі, що молярна маса еквівалентів хімічної сполуки дорівнює сумі молярних мас еквівалентів складових його частин.

Так  $M_{\text{екв}}(PH_3) = M_{\text{екв}}(P) + M_{\text{екв}}(H) = 10,3 + 1 = 11,3 \text{ г/моль;}$

$M_{\text{екв}}(P_2O_3) = M_{\text{екв}}(P) + M_{\text{екв}}(O) = 10,3 + 8 = 18,3 \text{ г/моль;}$

$M_{\text{екв}}(P_2O_5) = M_{\text{екв}}(P) + M_{\text{екв}}(O) = 6,2 + 8 = 14,2 \text{ г/моль.}$

### Закон еквівалентів Ріхтера:

*маси реагуючих один з одним речовин прямо пропорційні молярним масам їх еквівалентів.*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{екв}(1)}}{M_{\text{екв}(2)}}.$$

Розділивши масу кожної речовини на молярну масу його еквівалентів, отримаємо число моль еквівалентів (x):

$$\frac{m_1}{M_{\text{екв}(1)}} = \frac{m_2}{M_{\text{екв}(2)}} \quad \text{або} \quad n_1 = n_2.$$

Для реакції  $A + B = C + D$  повинне виконуватися співвідношення

$$n_A = n_B = n_C = n_D$$

тобто *число моль еквівалентів речовин, що беруть участь в реакції, рівні між собою.*

Якщо одна з реагуючих речовин знаходиться в газоподібному стані, закон еквівалентів зручно представити у вигляді

$$\frac{V}{M_{\text{екв}}} = \frac{V_{\text{газу}}}{V_{\text{екв(газу)}}},$$

де  $V_{\text{екв}}$  – об'єм одного моль еквівалентів газу. Цю формулу використовують у газоволнометричному аналізі.

Для обчислення об'єму моль еквівалентів газу необхідно знати число моль еквівалентів ( $n$ ) в одному моль газу:

$$n = \frac{M}{M_{\text{екв}}}.$$

Так

$$\begin{aligned} M(H_2) &= 2 \text{ г/моль}; \\ M_{\text{екв}}(H_2) &= 1 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Отже, в одному моль молекул водню  $H_2$  міститься  $n = 2/1 = 2$  моль еквівалентів водню.

Як відомо, моль будь-якого газу за нормальних умов (н.у.) ( $T = 273 \text{ К}$ ,  $p = 101,325 \text{ кПа}$ ) займає об'єм  $22,4 \text{ дм}^3$ . Значить, моль водню займає об'єм  $22,4 \text{ дм}^3$ , а оскільки в одному моль водню міститься 2 моль еквівалентів водню, то об'єм одного моль еквівалентів водню дорівнює

$$V_{\text{екв}}(H_2) = 22,4 / 2 = 11,2 \text{ дм}^3.$$

Аналогічно

$$\begin{aligned} M(O_2) &= 32 \text{ г/моль} \\ M_{\text{екв}}(O_2) &= 8 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

У одному моль молекул кисню  $O_2$  міститься

$$n = 32 / 8 = 4 \text{ моль еквівалентів кисню.}$$

Один моль еквівалентів кисню займає об'єм

$$V_{\text{екв}}(\text{O}_2) = 22,4 / 4 = 5,6 \text{ дм}^3.$$

Еквівалентні маси хімічних елементів і сполук використовуються при вираженні концентрації розчинів (молярна концентрація еквівалентів), для оцінки твердості води, в розрахунках по електролізу і т. ін.

### **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ**

1. Що таке еквівалент речовини і в яких одиницях він вимірюється?
2. Прокоментуйте поняття реальна і умовна частинка речовини?
3. Чи обов'язково при визначенні еквівалента елементу виходити з його сполуки з воднем?
4. Чому дорівнює еквівалент хлора в сполуках  $\text{HCl}$  і  $\text{PCl}_3$ ?
5. Що таке молярна маса еквівалентів речовини і в яких одиницях вона вимірюється?
6. Запишіть формулу для розрахунку молярної маси еквівалентів речовини, яка бере участь в окисно-відновній реакції. Приведіть приклад.
7. Прокоментуйте особливості розрахунків молярної маси еквівалентів речовин, що беруть участь в кислотно-основних реакціях.
8. Запишіть формули для розрахунку молярної маси еквівалентів кислот, підстав, солей і оксидів.
9. Сформулюйте закон еквівалентів Ріхтера.
10. Поясніть принцип газоволюмометрического методу аналізу.

### **ВИМОГИ ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ**

При виконанні роботи слід суворо дотримуватися загальних правил техніки безпеки для хімічних лабораторій. При попаданні реактивів на шкіру або одяг уражену ділянку необхідно швидко промити великою кількістю води.

### **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

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

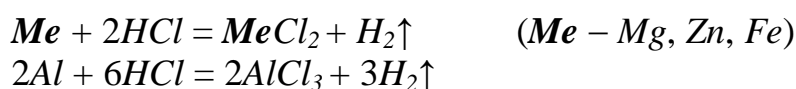
### **Устаткування та реактиви:**

- Терези технохімічні з важками (гирками). Установка для визначення еквівалента металу. Термометр, барометр. Циліндр (25-50 см<sup>3</sup>), хімічний стакан (250 см<sup>3</sup>), фільтрувальний папір.
- наважка металу (*Zn, Mg, Fe, Al*) ~ 0,07-0,12 г. Розчин хлороводневої кислоти (2 н).

### **Сутність методу газоволюмометрії**

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

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



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

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

$$P_{заг} = P_{H_2} + P_{H_2O}$$

Звідки

$$P_{H_2} = P_{заг} - P_{H_2O}$$

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

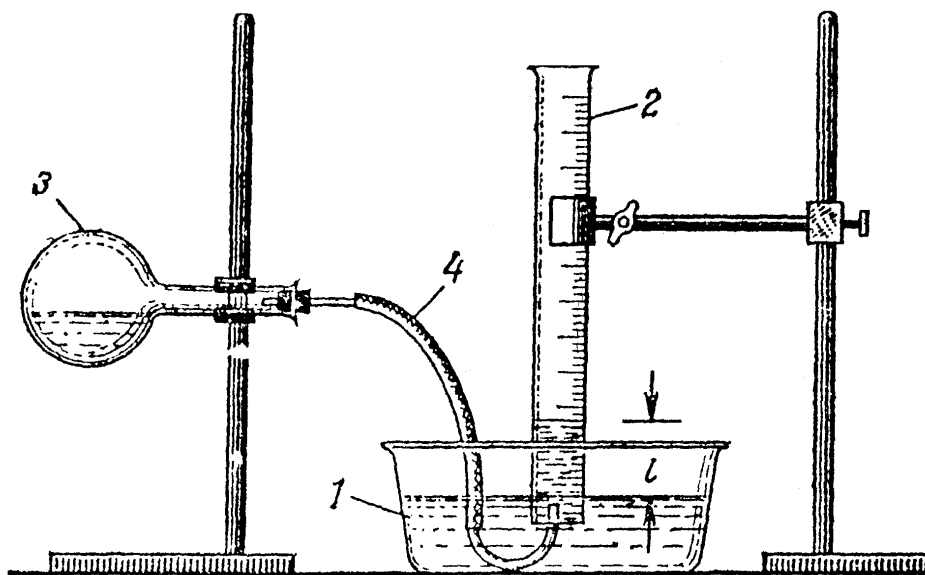
Таблиця 3.1 – Тиск насиченої водяної пари в рівновазі з водою.

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

### **Порядок виконання роботи**

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

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



**Рис. 3.1 – Установа для визначення молярної маси еквівалента металу:** 1 – кристалізатор; 2 – мірний циліндр; 3 – реакційна колба; 4 – газовідвідна трубка.

Перед початком роботи треба перевірити установку на герметичність. Для цього щільно закрити пробкою реакційну колбу і трохи опустити. Рівень води трохи знизиться. Якщо через 1–2 хвилини рівень води далі не буде знижуватися, установка герметична. В іншому випадку знайти причину негерметичності і усунути її. Після перевірки герметичності установки реакційну колбу підняти в первісне положення і встановити рівень води в мірному циліндрі (2) на нульову позначку.

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

На технохімічних терезах зважити метал з **точністю до 0,01 г**. Завернути наважку металу в тонкий папір.

## 2. Проведення досліду.

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



3. Умови, за яких проводиться дослід.

За термометром визначити  $t$  °С досліду й записати  $T$  або  $(T_0 + t$  °С). Визначити атмосферний тиск за барометром, Па. За довідковою таблицею 3.1 визначити тиск насиченої пари при температурі досліду ( $P_{H_2O}$ , Па). Одержані результати записати до таблиці експериментальних даних.

Таблиця 3.2 – Таблиця експериментальних даних

$m_{Me}$	$T$	$p$	$P_{H_2O}$	$P_{H_2}$ , ( $P - P_{H_2O}$ )	$V_{H_2}$	$V_0$	$m_{H_2}$
г	К (273 + $t$ °С)	Па			см <sup>3</sup>	см <sup>3</sup>	г

### Обробка та аналіз результатів

1. Визначення об'єму водню.

За поділками мірного циліндра визначаємо початковий та кінцевий об'єм води.

$$V_{H_2} = V_{кін} - V_{поч}.$$

2. Визначення об'єму водню за н.у.

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

$$\frac{V_0 \cdot p_0}{T_0} = \frac{V \cdot p}{T}; \quad \text{звідси} \quad V_0(H_2) = \frac{(p - p_{H_2O}) \cdot V \cdot T_0}{p_0 \cdot T},$$

$$V_0(H_2) = \frac{(p - p_{H_2O}) \cdot V \cdot 273}{101,325 \cdot (273 + t^{\circ}\text{C})}.$$

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

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

3. Визначення маси водню.

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

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

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

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

$V$  – об'єм водню, м<sup>3</sup>.

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

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

а) за масою водню

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

б) за об'ємом водню

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{екв}(H_2)}{V_0(H_2)}, \quad V_{екв}(H_2) = 11,2 \text{ дм}^3$$

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

5. Визначення теоретичної величини молярної маси еквівалента металу.

Теоретично величину молярної маси еквівалента металу розраховуємо за формулою

$$M_{екв}(Me) = \frac{M(Me)}{B},$$

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

6. Розрахувати похибки досліду.

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

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

7. Висновки.

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

## ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДО ЗАХИСТУ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Приклад виконання індивідуального завдання

**Приклад 3.1.** На відновлення 7,09 г оксиду металу зі ступенем окиснення +2 потрібно 2,24 дм<sup>3</sup> водню (н. у.). Обчислити молярні маси еквівалентів оксиду і металу. Чому дорівнює молярна маса металу?

**Розв'язання:** Завдання вирішується за законом еквівалентів. Оскільки одна з реагуючих речовин знаходиться в газоподібному стані, то зручно скористатися формулою

$$\frac{m}{M_{екв}} = \frac{V_{газу}}{V_{екв(газу)}}, \quad \frac{m_{оксиду}}{M_{екв(оксиду)}} = \frac{V_{H_2}}{V_{екв(H_2)}}.$$

Нагадаємо, що об'єм 1 моль еквівалентів водню дорівнює 11,2 дм<sup>3</sup> (н.у.), тоді

$$M_{\text{екв}}(\text{оксиду}) = \frac{7,09 \cdot 11,2}{2,24} = 35,45 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса еквівалентів хімічної сполуки дорівнює сумі молярних мас еквівалентів складових його частин. Оксид – це сполука металу з киснем, тому молярна маса еквівалентів оксиду є сумою

$$M_{\text{екв}}(\text{оксиду}) = M_{\text{екв}}(\text{металу}) + M_{\text{екв}}(\text{кисню}).$$

Звідси

$$M_{\text{екв}}(\text{металу}) = M_{\text{екв}}(\text{оксиду}) - M_{\text{екв}}(\text{кисню}) = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса металу визначається із співвідношення

$$M_{\text{екв}}(\text{металу}) = \frac{M_A}{|c.o.|},$$

звідси

$$M_A = M_{\text{екв}}(\text{металу}) \cdot |c.o.| = 27,45 \cdot 2 = 54,9 \text{ г/моль.}$$

Таким чином

$$M_{\text{екв}}(\text{оксиду}) = 35,45 \text{ г/моль;}$$

$$M_{\text{екв}}(\text{металу}) = 27,45 \text{ г/моль;}$$

$$M_A(\text{металу}) = 54,9 \text{ г/моль.}$$

**Приклад 3.2.** Обчислити ступінь окиснення хрому в оксиді, що містить 68,42 % (мас.) цього металу.

**Розв'язання:** Приймавши масу оксиду за 100%, знаходимо масову частку кисню в оксиді:

$$100 - 68,42 = 31,58\%$$

тобто на 68,42 частин маси хрому доводиться 31,58 частин маси кисню або на 68,42 г хрому доводиться 31,58 г кисню.

Знаючи, що молярна маса еквівалентів кисню дорівнює 8 г/моль, визначимо молярну масу еквівалентів хрому в оксиді за законом еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Cr})}{M_{\text{екв}}(\text{Cr})} = \frac{m(\text{O})}{M_{\text{екв}}(\text{O})};$$
$$M_{\text{екв}}(\text{Cr}) = \frac{m(\text{Cr}) \cdot M_{\text{екв}}(\text{O})}{m(\text{O})} = \frac{68,42 \cdot 8}{31,58} = 17,3 \text{ г/моль.}$$

Ступінь окиснення хрому знаходимо із співвідношення

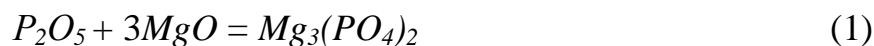
$$M_{\text{екв}}(\text{Cr}) = \frac{M(\text{Cr})}{|c.o.|} \text{ звідси } |c.o.| = \frac{M(\text{Cr})}{M_{\text{екв}}(\text{Cr})} = \frac{52}{17,3} = 3.$$

## ЗАВДАННЯ

1. Обчислити ступінь окиснення золота в сполучі складу: 64,9% золота і 35,1% хлору. Молярна маса еквівалента хлору 35,45 г/моль.

(Відповідь: 3).

2. Обчислити молярні маси еквівалентів і еквіваленти  $P_2O_5$  в реакціях, що йдуть за рівняннями:



(Відповідь: 23,7 г/моль; 71 г/моль;  $1/6P_2O_5$ ;  $1/2P_2O_5$ ).

3. Скільки моль еквівалентів металу вступило в реакцію з кислотою, якщо при цьому виділилося 5,6 дм<sup>3</sup> водню за нормальних умов?

(Відповідь: 0,5 моль).

4. На нейтралізацію 0,943 г фосфористої кислоти  $H_3PO_3$  витрачено 1,291 г  $KOH$ . Обчислити молярну масу еквівалента кислоти.

(Відповідь: 41 г/моль).

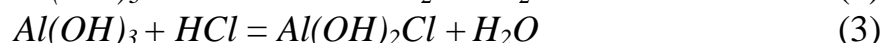
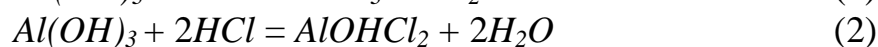
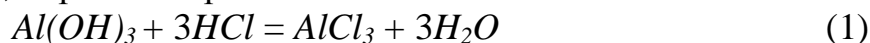
5. Визначити молярну масу еквівалента металу і назвіть метал, якщо 8,34 г його окиснюються 0,68 дм<sup>3</sup> кисню (н.у.). Метал окиснюється до ступеня окиснення +2.

(Відповідь: 68,7 г/моль).

6. Обчислити ступінь окиснення свинцю в оксиді, в якому на 1 г свинцю доводиться 0,1544 г кисню.

(Відповідь: 4).

7. Обчислити еквівалент і молярну масу еквівалентів  $Al(OH)_3$  в кожній з наступних реакцій, виражених рівняннями:



8. Для отримання гідроксиду заліза (III) змішали розчини, що містять 0,2 моль еквівалентів лугу і 0,3 моль еквівалентів хлориду заліза (III). Скільки грамів гідроксиду заліза (III) вийшло в результаті реакції?

(Відповідь: 7,13 г).

9. При взаємодії 22 г металу з кислотою виділилося за н.у. 8,4 дм<sup>3</sup> водню. Розрахуйте молярну масу еквівалентів металу. Скільки дм<sup>3</sup> кисню буде потрібно для окиснення цієї ж кількості металу?

(Відповідь: 29,33 г/моль; 4,2 дм<sup>3</sup>).

10. Обчислити ступінь окиснення миш'яку в сполуці його з сіркою, в якому на 1 г миш'яку доводиться 1,07 г сірки. Молярна маса еквівалентів сірки 16 г/моль. *(Відповідь: 5).*
11. Обчислити еквівалент і молярну масу еквівалентів  $H_3PO_4$  в кожній з наступних реакцій, виражених рівняннями:
- $$H_3PO_4 + KOH = KH_2PO_4 + H_2O \quad (1)$$
- $$H_3PO_4 + 2KOH = K_2HPO_4 + 2H_2O \quad (2)$$
- $$H_3PO_4 + 3KOH = K_3PO_4 + 3H_2O. \quad (3)$$
12. При пропусканні сірководню крізь розчин, що містить 2,98 г хлориду металу, утворюється 2,2 г його сульфід. Обчислите молярну масу еквівалентів металу. *(Відповідь: 39 г/моль).*
13. Молярна маса еквівалентів металу дорівнює 56,2 г/моль. Обчислити масову частку металу в його оксиді. *(Відповідь: 87,54%).*
14. Розрахуйте молярну масу еквівалентів металу, якщо при взаємодії 7,2 г металу з хлором було отримано 28,2 г солі. Молярна маса еквівалентів хлору дорівнює 35,45 г/моль. *(Відповідь: 12,15 г/моль).*
15. 0,43 г металу при реакції з кислотою витіснили за н.у. 123,3 см<sup>3</sup> водню. 1,555 г цього ж металу вступають у взаємодію з 1,415 г деякого неметалу. Розрахуйте молярну масу еквівалентів неметалу. *(Відповідь: 35,5 г/моль)*

## Лабораторна робота № 4 «ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛООВОГО ЕФЕКТУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ»

**Мета роботи:** - засвоїти основи хімічної термодинаміки, закони термохімії;  
- освоїти методику визначення теплових ефектів розчинення солей у воді і реакції нейтралізації з використанням спрощеного калориметра.

### ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

**Термохімія** – розділ хімічної термодинаміки, предметом якої є визначення теплових ефектів хімічних реакцій або фазових перетворень речовин експериментальними і розрахунковими методами.

Термохімія ґрунтується на загальних законах термодинаміки.

Термодинамічною **системою** прийнято називати речовину або сукупність взаємодіючих речовин, які в думках або реально виділяються в просторі. Решта частини простору зі всім, що в ній знаходиться, називається *навколишнім середовищем*. Неодмінною умовою для визначення системи як термодинамічної є наявність всередині неї двох процесів: енерго- і масообміну. З урахуванням цього термодинамічні системи можна розділити на закриті, відкриті і ізольовані. Система вважається *закритою*, якщо між нею і навколишнім середовищем можливий тільки обмін теплотою. Якщо між системою існує масо- і теплообмін, то система є *відкритою*; якщо не існує масо- і теплообміну – *ізольованою*.

Для опису стану термодинамічної системи вводяться термодинамічні параметри і термодинамічні функції.

До термодинамічних параметрів (або термодинамічних перемінних) системи відносяться такі параметри, які можуть бути змінені або задані ззовні, а саме: тиск **p**, об'єм **V**, температура **T**, кількість речовини **n**, концентрація **C<sub>конц</sub>**. Іноді до них відносять і кількість теплоти **Q**, що підводиться до системи ззовні або що відводиться від неї.

Основні термодинамічні параметри зв'язані між собою відомим рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$pV = n \cdot RT.$$

Представлене рівняння можна перетворити до наступного вигляду:

$$p = \frac{n}{V} \cdot RT,$$

а оскільки молярна концентрація  $C_{\text{конц}} = \frac{n}{V}$ , то

$$p = C_{\text{конц}} \cdot RT. \quad (4.1)$$

До термодинамічних функцій відносять, перш за все, внутрішню енергію **U**, яка включає всі можливі види енергії частинок, що складають

систему, виключаючи кінетичну і потенційну енергії самої системи. Внутрішня енергія системи визначається енергією руху молекул, енергією рухомих електронів в атомах, енергією внутрішньомолекулярних коливань атомів і атомних груп, внутріядерною енергією і тому подібне. З цієї причини абсолютне значення внутрішньої енергії, втім, як і інших функцій стану, не може бути визначено, проте можуть бути знайдені зміни цих функцій в ході хімічних перетворень.

Основним законом термодинаміки є **закон збереження енергії**, який в термодинамічній формі виражається рівнянням:

$$\Delta Q = \Delta U + A. \quad (4.2)$$

Це рівняння означає, що якщо до системи підводиться теплота  $\Delta Q$ , то вона витрачається на зміну внутрішньої енергії  $\Delta U$  і на здійснення роботи **A**. При цьому:

$$\Delta U = U_1 - U_2, \quad (4.3)$$

де  $U_1$  – внутрішня енергія система в початковому стані;

$U_2$  – внутрішня енергія системи в кінцевому стані.

Під величиною **A** мають на увазі роботу, яка здійснюється системою проти сил, що діють на неї ззовні: зовнішнього тиску, електричного і магнітного поля і т. ін.. Якщо на систему не діють ніякі сили, окрім сил зовнішнього тиску, то робота проти зовнішніх сил виражається рівнянням:

$$A = p \cdot \Delta V. \quad (4.4)$$

де  $\Delta V = V_2 - V_1$  – зміна об'єму системи;

$p$  – тиск в системі.

В термодинаміці виявилось зручним ввести ще одну функцію, яка характеризує стан системи, ентальпію системи **H**, яка визначається виразом:

$$H = U + pV. \quad (4.5)$$

Експериментально неможливо визначити абсолютне значення ентальпії і внутрішньої енергії системи, але можна визначити кількість тепла, яким обмінюється система з навколишнім середовищем, і кількість здійснюваної роботи, тому в термодинаміці прийнято враховувати тільки зміни термодинамічних функцій.

Подібно до внутрішньої енергії зміна ентальпії ( $\Delta H = H_2 - H_1$ ) характеризує зміну енергетичного стану системи при її переході з початкового стану в кінцевий (при постійному тиску):

$$\Delta H = \Delta U + p \Delta V. \quad (4.6)$$

Таким чином, виділення теплоти з системи або поглинання нею теплоти з навколишнього середовища в результаті хімічного процесу або фазового переходу пов'язують із зміною внутрішньої енергії системи

$$Q_v = \Delta U,$$

якщо процес відбувається при постійному об'ємі.

Або із зміною ентальпії

$$Q_p = \Delta H,$$

якщо процес відбувається при постійному тиску.

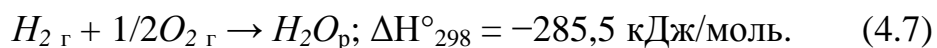
Тепловим ефектом або теплотою хімічної реакції, називається **зміна ентальпії системи в результаті проходження реакції, що визначається як кількість теплоти, яка виділяється (або поглинається) системою в результаті необоротного хімічного процесу за умови постійності тиску, при цьому початкові речовини і продукти реакції повинні мати однакову температуру.**

Зазвичай тепловий ефект реакції відносять до 1 моль речовини за стандартних умов (температура 298 К, атмосферний тиск 101325 Па) і виражають його в одиницях енергії, в кДж/моль. Зміну ентальпії, яка відповідає стандартним умовам, позначають так:  $\Delta H^\circ_{298}$  (часто нижній індекс опускають, тобто записують  $\Delta H^\circ$ ).

Якщо в ході реакції запас енергії в системі підвищується, тобто система поглинає тепло, то тепловий ефект при постійному тиску має позитивне значення  $\Delta H^\circ > 0$ , що відповідає **ендотермічній реакції**, в протилежному випадку говорять про **екзотермічну реакцію**:  $\Delta H^\circ < 0$ .

Таким чином, ентальпія є кількісною мірою **тепловмісту системи**.

Рівняння хімічних реакцій, в яких вказується тепловий ефект хімічних реакцій, отримали назву термохімічних рівнянь. При написанні таких рівнянь вказується також агрегатний стан речовин. Наприклад:



В термохімії в якості одної із стандартних характеристик індивідуальних речовин є **стандартна ентальпія утворення ( $\Delta H^\circ_{\text{утв}}$ )** одного моль хімічної сполуки з простих речовин за стандартних умов (див. рівняння (4.7) і табл. 4.1). Умовно приймається, що стандартна ентальпія утворення будь-якої простої речовини дорівнює нулю:

$$\Delta H^\circ_{\text{утв}} \text{ простої речовини} = 0.$$

При розрахунках теплових ефектів реакцій за участю органічних речовин часто використовується величина теплоти згорання 1 моль речовини в кисні з утворенням вуглекислого газу  $CO_{2\text{ г}}$  і води  $H_2O_{\text{р}}$  за стандартних умов. Їх позначають як  $\Delta H^\circ_{\text{згор}}$ .



Таблиця 4.1 – Стандартні ентальпії утворення  $\Delta H^0_{298}$ , ентропії  $S^0_{298}$  і енергії Гіббса утворення  $\Delta G^0_{298}$  деяких речовин

Речовина	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/моль·К	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль
Al (к)	–	28,32	–
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	–1676	50,9	–1580
C(графіт)	–	5,7	–
CO (г)	–110,5	197,5	–137,1
CO <sub>2</sub> (г)	–393,5	213,7	–394,4
CH <sub>4</sub> (г)	–74,9	186,2	–50,8
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г)	226,8	200,8	209,2
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (г)	52,3	219,4	68,1
CH <sub>3</sub> OH (р)	–238,6	126,8	–166,23
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (г)	–235,3	278	–167,4
CaCO <sub>3</sub> (к)	–1207,1	92,9	–1128,7
CaO (к)	–635,5	39,7	–604,4
CaC <sub>2</sub> (к)	–62,7	70,3	–67,8
Ca(OH) <sub>2</sub> (к)	–986,2	83,4	–898,5
CuO (к)	–162	42,6	–129,4
Fe (к)	–	27,2	–
FeO (к)	–264,8	58,8	–244,3
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	–822,2	89,9	–740,8
H <sub>2</sub> (г)	–	130,6	–
H <sub>2</sub> O (г)	–241,8	188,7	–228,6
H <sub>2</sub> O (р)	–285,8	70,1	–237,3
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (к)	–1279,9	110,5	–1119,9
NH <sub>3</sub> (г)	–46,2	192,6	–16,7
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (к)	–365,7	151,1	–183,9
NO (г)	90,3	210,6	86,7
NO <sub>2</sub> (г)	33,5	240,4	51,84
N <sub>2</sub> O(г)	82,1	220	104,2
O <sub>2</sub> (г)	–	205	–
PCl <sub>3</sub> (г)	–277	311,7	–286,3
PCl <sub>5</sub> (г)	–369,4	324,6	–362,9
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	–1492	114,5	–1348,8
Pb (к)	–	64,9	–
PbO (к)	–217,3	69,5	–188,5
PbO <sub>2</sub> (к)	–276,6	76,4	–219

### Закони термохімії

Термохімія як частина термодинаміки базується на законі збереження енергії, який виражається у вигляді двох основних законів термохімії.

**Перший закон термохімії** (закон Лавуазьє-Лапласа) формулюється таким чином:

*Тепловий ефект реакції утворення складної речовини з простих дорівнює за абсолютним значенням, але протилежний за знаком тепловому ефекту реакції розкладання даної сполуки на прості речовини.*

Таким чином, можна записати:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{утв}} = -\Delta H^{\circ}_{\text{розкл}} \quad (4.8)$$

Або, узагальнюючи: **Тепловий ефект прямої реакції дорівнює тепловому ефекту зворотної реакції, але з протилежним знаком.** Цей закон часто застосовують тоді, коли неможливо або складно дослідним шляхом визначити тепловий ефект, скажімо, прямої реакції, але легко визначити його для зворотної реакції.

**Другий закон термохімії** (закон Гесса) формулюється таким чином: *Тепловий ефект хімічної реакції, що протікає при постійному тиску або при постійному об'ємі, не залежить від числа, послідовності і характеру її проміжних стадій, але визначається тільки природою початкових речовин та продуктів і умов реакції, а також початковим і кінцевим станом системи.*

Запис закону виглядає таким чином:

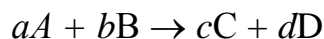
$$\Delta H_{\text{реакц}} = \Delta H_{\text{ст1}} + \Delta H_{\text{ст2}} + \Delta H_{\text{ст3}} + \dots + \Delta H_{\text{стX}} \quad (4.9)$$

Закон Гесса дає можливість обчислити тепловий ефект процесу у тому випадку, коли процес або експериментально не проводиться, або не може бути здійснений взагалі.

Нижче представлено два важливі наслідки із закону Гесса.

**Перший наслідок:** *Тепловий ефект реакції дорівнює сумі теплот утворення продуктів реакції за вирахуванням суми теплот утворення початкових речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів  $\nu$  в рівнянні реакції.*

Наприклад, для реакції



можна записати:

$$\Delta H^{\circ} = (c\Delta H^{\circ}C + d\Delta H^{\circ}D) - (a\Delta H^{\circ}A + b\Delta H^{\circ}B). \quad (4.10)$$

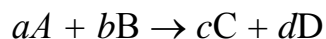
Або в загальному вигляді:

$$\Delta H_{\text{х.р}} = \sum \nu_{\text{прод. р-ї}} \cdot \Delta H^{\circ}_{\text{утв. прод.}} - \sum \nu_{\text{поч. р-ти}} \cdot \Delta H^{\circ}_{\text{утв. реаг.}} \quad (4.11)$$

де  $\nu_{\text{прод. р-ї}}$  і  $\nu_{\text{поч. р-ти}}$  – стехіометричні коефіцієнти при хімічних символах, відповідно продуктів реакції і початкових реагентів в рівнянні реакції.

**Другий наслідок:** *Тепловий ефект хімічної реакції за участю органічних речовин дорівнює сумі теплот згорання початкових речовин за вирахуванням суми теплот згорання продуктів реакції з урахуванням їх стехіометричних коефіцієнтів.*

Наприклад, для реакції



можна записати:

$$\Delta H^\circ = (a\Delta H^\circ A + b\Delta H^\circ B) - (c\Delta H^\circ C + d\Delta H^\circ D). \quad (4.12)$$

Або в загальному вигляді:

$$\Delta H^\circ_{x.p} = \sum v_{\text{поч.реч.}} \Delta H^\circ_{\text{згор. реаг.}} - \sum v_{\text{п.р.}} \Delta H^\circ_{\text{згор. прод.}} \quad (4.13)$$

Для розрахунку теплового ефекту хімічної реакції необхідно записати рівняння цієї реакції і вказати для кожної з речовин, що беруть участь в реакції, значення стандартної теплоти його утворення або згорання.

Залежність теплового ефекту реакції від температури може бути виражена через зміну теплоємності системи в результаті проходження хімічного процесу або фазового перетворення. Зміна теплоємності для процесу при постійному тиску може бути записана таким чином:

$$\Delta C_p = d(\Delta H)/dT. \quad (4.14)$$

У цьому виразі

$$\Delta C_p = \sum v_{\text{прод.р.}} C_{p \text{ прод.}} - \sum v_{\text{поч.р.}} C_{p \text{ реаг.}}, \quad (4.15)$$

де  $C_{p \text{ прод.}}$  і  $C_{p \text{ реаг.}}$  – теплоємності продуктів і реагентів в хімічній реакції.

Оскільки внутрішня енергія системи є функцією температури, то теплові ефекти процесів також залежать від температури.

Встановлено, що тепловий ефект хімічної реакції при деякій температурі  $\Delta H_{T_1}$  пов'язаний з тепловим ефектом тієї ж реакції при початковій температурі  $\Delta H_{T_0}$  через різницю теплоємностей продуктів і реагентів реакції  $\Delta C_p$  згідно термохімічному закону Кірхгофа:

$$\Delta H_{T_1} = \Delta H_{T_0} + \sum \Delta C_p \cdot \Delta T, \quad (4.16)$$

де  $\Delta T = T_1 - T_0$ .

Таким чином, якщо відоме стандартне значення ентальпії якої-небудь реакції  $\Delta H^\circ$ , то ентальпія цієї реакції при будь-якій температурі може бути розрахована згідно із законом Кірхгофа наступним способом:

$$\Delta H_T = \Delta H^\circ + \sum \Delta C_p \cdot \Delta T. \quad (4.17)$$

Щодо процесів, які вивчаються на даному лабораторному занятті, потрібно мати на увазі наступне: *хімічні реакції, на відміну від фазових перетворень, супроводжуються зміною складу речовин в системі.*

Проміжне положення між ними займають **процеси розчинення**. Так, наприклад, щоб зруйнувати кристали хлористого натрію на окремі йони, потрібно витратити значну енергію ( $\Delta E_{\text{кр}}$ ):



За першим законом термохімії, зворотний процес утворення кристала з йонів матиме екзотермічний характер, тобто

$$\Delta H^{\circ}_{\text{утв}} = -777,26 \text{ кДж/моль.}$$

Разом з тим при взаємодії з водою хлориду натрію йде процес з'єднання йонів  $Na^+$  і  $Cl^-$  з полярними молекулами води, який розглядається як процес гідратації йонів, він супроводжується виділенням значної кількості теплоти  $\Delta H_{\text{гідр}}$ .

В табл. 4.2 приведені значення енергій зв'язку  $E_{\text{зв}}$  в деяких речовинах і стандартних ентальпій гідратації  $\Delta H^{\circ}_{\text{гідр}}$  йонів.

В результаті процеси розчинення йонних сполук можна розглядати як звичайні хімічні реакції і характеризувати їх тепловими ефектами, які можуть бути знайдені експериментально, наприклад, калориметричним методом або розрахунковим шляхом, використовуючи табличні значення теплот утворення гідратованих йонів і сполук, що беруть участь в процесі розчинення.

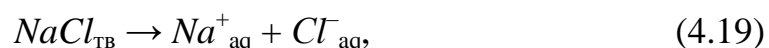
Теплоту розчинення відносять до розчинення одного моль речовини, припускаючи утворення нескінченно розбавленого розчину. У результаті, механізм розчинення представляється як процес руйнування кристалічної решітки речовини під дією розчинника (ендотермічний ефект) і як процес гідратації іонів, що утворюються (екзотермічний ефект). Сумарний тепловий ефект розчинення визначається цими двома процесами.

Використовуючи перший наслідок з другого закону термохімії, можна розрахувати за представленими даними табл.4.1 теплові ефекти розчинення вказаних речовин, а також теплоту нейтралізації кислот лугом.

Таблиця 4.2 – Значення енергій зв'язку  $E_{\text{зв}}$  деяких речовин і стандартних ентальпій гідратації  $\Delta H^{\circ}_{\text{гідр}}$  йонів

Речовина	$E_{\text{зв}}$ , кДж/моль	Йон	$\Delta H^{\circ}_{\text{гідр}}$ , кДж/моль
$LiCl_{\text{ТВ}}$	836,0	$NO_3^-_{\text{ақ}}$	-306,7
$NaCl_{\text{ТВ}}$	777,3	$\Gamma_{\text{ақ}}$	-307,3
$HNO_3$ рід.	752,1	$OH^-_{\text{ақ}}$	-330,0
$NaNO_3_{\text{ТВ}}$	747,3	$Cl^-_{\text{ақ}}$	-353,7
$NaI_{\text{ТВ}}$	670,0	$Na^+_{\text{ақ}}$	-420,1
$KI_{\text{ТВ}}$	653,5	$K^+_{\text{ақ}}$	-435,5
$KOH_{\text{ТВ}}$	621,4	$H_3O^+_{\text{ақ}}$	-477,8
$H-OH_{\text{жидк}}$	459,8	$Li^+_{\text{ақ}}$	-518,3

Наприклад, ентальпія розчинення кристалічного хлориду натрію у воді може бути знайдена таким чином:



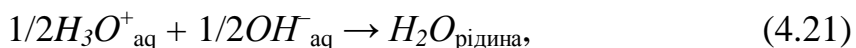
$$\Delta H^{\circ}_{\text{розч.}} = \Delta H^{\circ}_{\text{гідр}}(Na^+_{\text{ақ}}) + \Delta H^{\circ}_{\text{гідр}}(Cl^-_{\text{ақ}}) - [\Delta H^{\circ}_{\text{утв}}(NaCl_{\text{ТВ}})]$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{розч.}} = -420,1 - 353,7 - (-777,3) = +3,5 \text{ кДж/моль.} \quad (4.20)$$

Позитивний знак теплового ефекту вказує на те, що процес розчинення протікає з *поглинанням теплоти* і температура розчину знижується.

**Теплотою реакції нейтралізації** називають *кількість теплоти, яка виділяється при взаємодії 1 еквівалента сильної кислоти з 1 еквівалентом сильної основи. При цьому утворюється 1 еквівалент рідкої води.*

Знайдено, що у разі розбавлених розчинів теплота реакцій сильних основ (таких, як  $NaOH$  і  $KOH$ ) з сильними кислотами (наприклад,  $HCl$  або  $H_2SO_4$ ) не залежить від природи кислоти і основи. Така постійність теплоти нейтралізації пояснюється практично повною дисоціацією на йони сильних кислот і основ, а також солей, що утворюються в результаті реакції нейтралізації. Тому при взаємодії розбавлених розчинів сильної кислоти і сильної основи фактично відбувається тільки одна хімічна реакція, а саме: між гідратованими йонами гідроксонію  $H_3O^+_{aq}$  і гідроксила  $OH^-_{aq}$ :



$$\Delta H^\circ_{нейтр} = \Delta H^\circ_{утв} (H-OH) - (1/2) \times [\Delta H^\circ_{гідр} (H_3O^+_{aq}) + \Delta H^\circ_{гідр} (OH^-_{aq})]$$

$$\Delta H^\circ_{нейтр} = -459,8 - (1/2) \times (-477,8 - 330,0) = -55,9 \text{ кДж/моль}. \quad (4.22)$$

Негативний знак теплового ефекту говорить про те, що реакція нейтралізації протікає з *виділенням теплоти* і температура розчину підвищується.

### **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ**

1. Які принципові питання вирішує термохімія?
2. Прокоментуйте поняття: термодинамічна система; навколишнє середовище; відкрита, закрита і ізольована система.
3. У чому відмінність термодинамічних параметрів системи від термодинамічних функцій стану системи;
4. Запишіть і прокоментуйте рівняння для першого начала термодинаміки.
5. У якому співвідношенні знаходяться ентальпія і внутрішня енергія системи?
6. Як пов'язані зміни внутрішньої енергії і ентальпії з тепловим ефектом реакції?
7. Що таке стандартна ентальпія утворення?
8. Чим відрізняються хімічні рівняння реакції від термохімічних?
9. Прокоментуйте перший і другий закони термохімії. У чому суть наслідків закону Гесса?
10. Які потрібні довідкові величини для розрахунку теплового ефекту хімічної реакції?

## ВИМОГИ ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

При виконанні роботи слід суворо дотримуватися загальних правил техніки безпеки для хімічних лабораторій. При попаданні реактивів на шкіру або одяг уражену ділянку необхідно швидко промити великою кількістю води. Остерігайтесь опіків кислотою та лугами.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

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

**Прилади та посуд:** технохімічні терези з різновагами; спрощений калориметр – фарфоровий стакан на 250 см<sup>3</sup>; термометр з ціною поділки на 0,1 (0,2) °С; ступка з товкачиком; мірні циліндри на 100 та 50 см<sup>3</sup>; фільтрувальний папір, скляні палички, секундомір.

**Реактиви:** розчини: сірчаної кислоти ( $H_2SO_4$ )  $C_M = 0,2$  моль/дм<sup>3</sup>; гідроксиду натрію ( $NaOH$ )  $C_M = 1,2$  моль/дм<sup>3</sup>; сіль кристалогідрат: карбонат натрію ( $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ ) та тіосульфат натрію ( $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ ); дистильована вода;

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

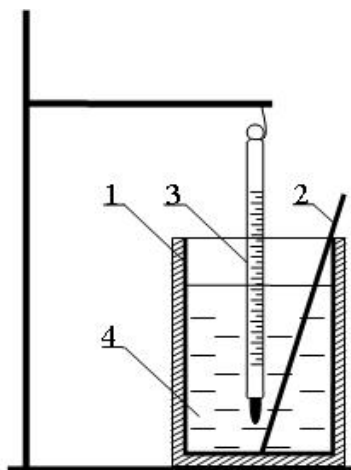
**Хід визначення:** За допомогою циліндра на 100 см<sup>3</sup> відміряти 75 см<sup>3</sup> розчину сірчаної кислоти ( $C(H_2SO_4) = 0,2$  моль/дм<sup>3</sup>;  $\rho = 1,012$  г/см<sup>3</sup>); вилити у спрощений калориметр (рис.4.1) та виміряти початкову температуру ( $t_0$ ).

Потім відміряти за допомогою іншого циліндра на 50 см<sup>3</sup> – 25 см<sup>3</sup> розчину гідроксиду натрію ( $C(NaOH) = 1,2$  моль/дм<sup>3</sup>;  $\rho = 1,044$  г/см<sup>3</sup>). Розчин  $NaOH$  вилити, перемішуючи скляною паличкою, у спрощений калориметр (стакан) з розчином сірчаної кислоти. У момент виливання увімкнути секундомір та, при постійному перемішуванні реакційної суміші, заміряти температуру з інтервалом 10 секунд до досягнення найвищої температури. Після того, як протягом певного часу відбуватиметься рівномірне падіння температури, дослід можна припинити. Отримані результати дослідів занести до таблиці 4.3.

Таблиця 4.3 – Результати дослідів.

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

За даними таблиці 4.3 побудувати на міліметровому папері графік (рис.4.2) залежності температури ( $t, ^\circ C$ ) від часу ( $\tau, c$ ). Шкалу координат слід вибирати таким чином, щоб початкова температура ( $t_0$ ) була близько до початку осі ординат (рис. 4.2).

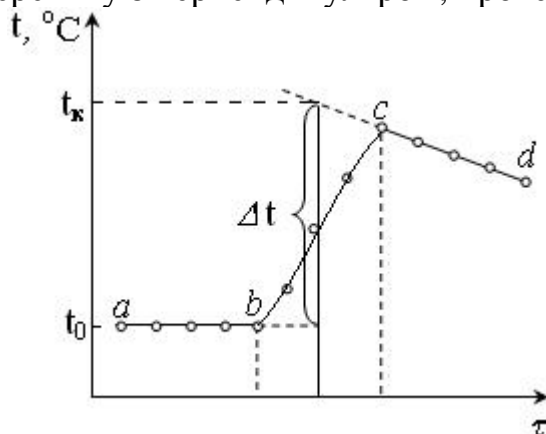


**Рис. 4.1 – Схема спрощеного калориметра:**

1- фарфоровий стакан; 2 – мішалка; 3 – термометр; 4 – розчин.

Наведений графік (рис. 4.2) відповідає екзотермічному процесу, де  $ab$  – попередній період (температура до початку процесу),  $bc$  – головний період (зміна температури впродовж процесу),  $cd$  – заключний період (зміна температури після закінчення процесу).

Зміну температури внаслідок процесу  $\Delta t$  визначають, подовжуючи прямі  $ab$  та  $cd$  до перетину з перпендикуляром, проведеним з середини  $bc$ .



**Рис. 4.2 – Графічне визначення  $\Delta t$ :**

$ab$  – попередній період,  $bc$  – головний період,  $cd$  – заключний період

Занести в таблицю 4.4 дані з величин об'ємів та концентрацій розчинів, початкової та кінцевої температур, а також похибок їх вимірювання. Слід пам'ятати, що похибки вимірювання об'ємів розчинів та температури визначають за ціною поділки циліндрів та термометра.

Таблиця 4.4 – Експериментальні дані

Дані $H_2SO_4$				Дані $NaOH$				Температура, °C			
V см <sup>3</sup>	$\delta V$ см <sup>3</sup>	Cм, моль/дм <sup>3</sup>	$\rho$ г/см <sup>3</sup>	V см <sup>3</sup>	$\delta V$ см <sup>3</sup>	Cм, моль/дм <sup>3</sup>	$\rho$ г/см <sup>3</sup>	$t_0$	$t_k$	$\Delta t = t_k - t_0$	$\delta t$

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

## Аналіз та обробка результатів

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

Розрахунок кількості теплоти, що виділяється при реакції нейтралізації розчину  $H_2SO_4$  розчином  $NaOH$  проводять за рівнянням:

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

де:  $m_p$  - маса взаємодіючих речовин;

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

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

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

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

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \frac{\Delta H^0}{n}$$

Розрахунок експериментального значення ентальпії реакції нейтралізації проводять за рівнянням:

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

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

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

### 3. Перевірка коректності виконання дослідів:

Її проводять шляхом перевірки виконання нерівності:

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

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

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

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

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

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

Хід визначення: Зважити на технохімічних терезах 5 г кристалогідрату (тіосульфат натрію  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$  або карбонат натрію  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ ). Попередньо сіль ретельно розтерти у фарфоровій ступці товкачиком. За допомогою циліндра на 100 см<sup>3</sup> відміряти 50 см<sup>3</sup> дистильованої води та налити її у спрощений калориметр (рис. 4.1). Виміряти початкову



температуру досліду ( $t_0$ ). Внести наважку солі в реакційний стакан калориметра. В момент перенесення солі увімкнути секундомір та, при постійному перемішуванні скляною паличкою, відзначати зміну температури аналогічно попередньому досліду (з інтервалом у кожні 10 секунд). Але у цьому разі слід враховувати не найвищу, а найнижчу температуру. Результати дослідження внести у таблицю 4.5.

Таблиця 4.5 – 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 4.5 **побудувати** на міліметровому папері **графік залежності температури ( $t, ^\circ\text{C}$ ) від часу ( $\tau, \text{с}$ )** і визначити кінцеву температуру досліду ( $t_k$ ).

Зміну температури внаслідок процесу  $\Delta t$  визначають, подовжуючи прями  $ab$  та  $cd$  до перетину з перпендикуляром, проведеним з середини  $bc$  (рис.4.2.).

Занести до таблиці 4.6 дані отриманих експериментальних величин маси солі, об'єму води, початкової та кінцевої температур, а також похибок їх вимірювання. Слід пам'ятати, що похибки вимірювання маси солі, об'єму води та температури визначають за похибкою зважування технічних терезів, ціною поділки циліндру та термометру.

Таблиця 4.6 – Експериментальні дані.

Дані $H_2O$			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							

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

### Аналіз та обробка результатів.

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

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

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

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

$m_{H_2O}$  – маса води, г;

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

$m_c$  – наважка речовини, г.

**Ентальпійний ефект розчинення солі-кристалогідрату:**

$$\Delta H_{\text{експ.}} = -Q_p.$$

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

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

**3. Перевірка коректності виконання досліду:**

Її проводять шляхом перевірки виконання нерівності:

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

враховуючи, що  $\Delta H_{\text{розч.}} \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (табл.) = 47,2 кДж/моль;  
 $\Delta H_{\text{розч.}} \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (табл.) = 66,6 кДж/моль;

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

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

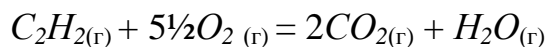
**Висновок:** зробити висновок про термохімічний характер реакції (екзо- або ендотермічна) та про коректність виконання досліду.

## ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДО ЗАХИСТУ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

При вирішенні завдань цього розділу слід користуватися табл. 4.1.

**Приклад 4.1.** Обчислити тепловий ефект і написати термохімічне рівняння реакції горіння ацетилену, в результаті якої утворюються пари води і діоксид вуглецю. Скільки теплоти виділиться при згоранні 10 дм<sup>3</sup> ацетилену (н.у.)?

**Розв'язання:** Реакція горіння ацетилену протікає за рівнянням:

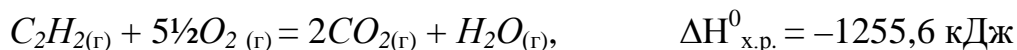


Користуючись наслідком із закону Гесса і довідковими даними з табл.4.1, обчислимо тепловий ефект цієї реакції:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = (2\Delta H^0_{\text{CO}_2} + \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}}) - (\Delta H^0_{\text{C}_2\text{H}_2} + 5\frac{1}{2}\Delta H^0_{\text{O}_2})$$

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = [2(-393,5) + (-241,8)] - (226,8 + 5\frac{1}{2} \cdot 0) = -1255,6 \text{ кДж}$$

Термохімічне рівняння реакції горіння ацетилену має вигляд:



Тепловий ефект зазвичай відносять до одного моля речовини. Отже, при спалюванні 1 моль  $\text{C}_2\text{H}_2$  виділяється 1255,6 кДж. Проте, за умовою завдання спалюється 10 дм<sup>3</sup> ацетилену, що складає

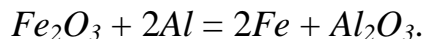
$$n = 10/22,4 = 0,446 \text{ моль } \text{C}_2\text{H}_2$$

де  $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$  – молярний об'єм будь-якого газу за нормальних умов.

Таким чином, при згоранні  $0,446 \text{ моль}$  ( $10 \text{ дм}^3$ )  $\text{C}_2\text{H}_2$  виділиться

$$0,446 \times (-1255,6) = -560 \text{ кДж теплоти.}$$

**Приклад 4.2.** Реакція йде за рівнянням:



При відновленні  $48 \text{ г}$   $\text{Fe}_2\text{O}_3$  виділяється  $256,1 \text{ кДж}$  теплоти. Обчислити тепловий ефект реакції і стандартну ентальпію утворення  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

**Розв'язання:** Число моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , що міститься в  $48 \text{ г}$   $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , складає

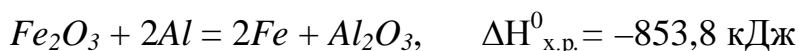
$$n = 48/160 = 0,3 \text{ моль}$$

де  $160 \text{ г/моль}$  – молярна маса  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Оскільки тепловий ефект відносять до  $1 \text{ моль}$  речовини, то тепловий ефект даної реакції дорівнює

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = -256,1/0,3 = -853,8 \text{ кДж.}$$

Запишемо термохімічне рівняння цієї реакції



Формула для розрахунку теплового ефекту даної реакції має вигляд:

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = (2\Delta H_{\text{Fe}}^0 + \Delta H_{\text{Al}_2\text{O}_3}^0) - (\Delta H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 + 2\Delta H_{\text{Al}}^0),$$

звідси знаходимо  $\Delta H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0$

$$\Delta H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 = 2\Delta H_{\text{Fe}}^0 + \Delta H_{\text{Al}_2\text{O}_3}^0 - 2\Delta H_{\text{Al}}^0 - \Delta H_{\text{х.р.}}^0.$$

Після підстановки довідкових даних з табл.4.1. отримуємо

$$\Delta H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 = 2 \times 0 - 1676 - 2 \times 0 + 853,8 = -822,2 \text{ кДж/моль}$$

Таким чином, тепловий ефект реакції дорівнює  $-853,8 \text{ кДж}$ , а  $\Delta H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0$  складає  $-822,2 \text{ кДж/моль}$ .

**Приклад 4.3.** Виходячи з термохімічних рівнянь

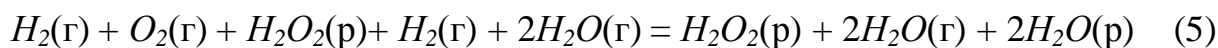


розрахуйте значення стандартної ентальпії реакції утворення  $\text{H}_2\text{O}(\text{р})$ .

**Розв'язання:** Запишемо рівняння реакції, тепловий ефект якої необхідно визначити:



У рівняння (1), (2), (3) входять  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{р})$  і  $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ , які не входять в рівняння (4). Щоб виключити їх з рівнянь (1), (2), (3), помножимо рівняння (3) на 2 і складемо всі три рівняння:



Після перетворення рівняння (5) і ділення його на **2** отримуємо рівняння (4). Аналогічні дії виконаємо з тепловими ефектами:

$$\frac{\Delta H^0_{(1)} + \Delta H^0_{(2)} + \Delta H^0_{(3)} \times 2}{2} = \Delta H^0.$$

В результаті отримуємо:

$$\frac{-187 - 297 - 44 \times 2}{2} = -286 \text{ кДж};$$

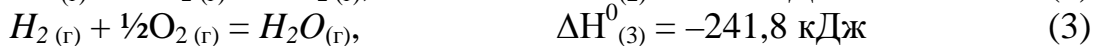
тобто  $\Delta H^0_{H_2O(\text{р})}$  дорівнює  $-286 \text{ кДж/моль}$ .

### ЗАВДАННЯ

- Обчислити тепловий ефект і написати термохімічне рівняння реакції між  $CO(\text{г})$  і  $H_2(\text{г})$ , в результаті якої утворюються  $CH_4(\text{г})$  і  $H_2O(\text{г})$ . Скільки теплоти виділиться, якщо в реакції було витрачено  $100 \text{ дм}^3 CO$  (умови нормальні)? (Відповідь:  $206,2 \text{ кДж}$ ;  $920,5 \text{ кДж}$ ).
- Реакція горіння етилену виражається рівнянням  

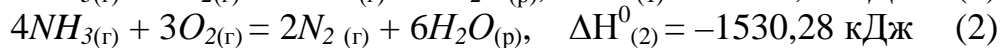
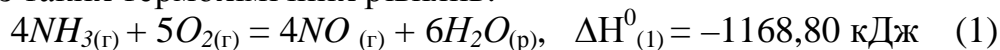
$$C_2H_4(\text{г}) + 3O_2(\text{г}) = 2CO_2(\text{г}) + 2H_2O(\text{г})$$
 При згоранні  $1 \text{ дм}^3 C_2H_4$  (н.у.) виділяється  $59,06 \text{ кДж}$  теплоти. Визначити стандартну ентальпію утворення етилену.  
 (Відповідь:  $52,3 \text{ кДж/моль}$ ).
- Спалені з утворенням  $H_2O(\text{г})$  рівні об'єми водню і ацетилену, взятих за однакових умов. У якому випадку виділиться більше теплоти? У скільки разів? (Відповідь:  $5,2$ ).
- Обчислити, скільки теплоти виділиться при згоранні  $165 \text{ дм}^3$  (н.у.) ацетилену, якщо продуктами згорання є діоксид вуглецю і пари води.  
 (Відповідь:  $9248,8 \text{ кДж}$ ).
- Газоподібний етиловий спирт  $C_2H_5OH$  можна отримати при взаємодії етилену  $C_2H_4(\text{г})$  і водяної пари. Обчислити тепловий ефект цієї реакції і напишіть термохімічне рівняння. Скільки теплоти виділиться, якщо в реакції було витрачено  $100 \text{ дм}^3$  етилену (н.у.)?  
 (Відповідь:  $45,8 \text{ кДж}$ ;  $204,5 \text{ кДж}$ ).
- Обчислите, яка кількість теплоти виділилася при відновленні  $Fe_2O_3$  металевим алюмінієм, якщо було отримано  $335,1 \text{ г}$  заліза.  
 (Відповідь:  $2554,5 \text{ кДж}$ ).
- При розчиненні  $16 \text{ г}$   $CaC_2$  у воді виділяється  $31,27 \text{ кДж}$  теплоти. Визначити стандартну ентальпію утворення  $Ca(OH)_2$ .  
 (Відповідь:  $-986,2 \text{ кДж/моль}$ ).
- При відновленні  $12,7 \text{ г}$  оксиду міді (II) вугіллям (з утворенням  $CO$ ) поглинається  $8,24 \text{ кДж}$ . Визначити стандартну ентальпію утворення  $CuO$ .  
 (Відповідь:  $-162 \text{ кДж/моль}$ ).
- Обчислити тепловий ефект реакції відновлення оксиду заліза (II) воднем, виходячи з таких термохімічних рівнянь:  

$$FeO_{(\text{к})} + CO_{(\text{г})} = Fe_{(\text{к})} + CO_{2(\text{г})}, \quad \Delta H^0_{(1)} = -19,2 \text{ кДж} \quad (1)$$



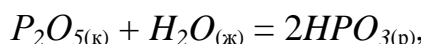
(Відповідь: 22 кДж).

10. Обчислити стандартну ентальпію утворення  $NO$  з простих речовин, виходячи з таких термохімічних рівнянь:

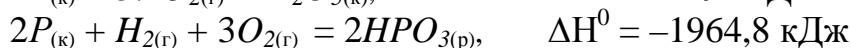
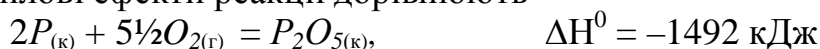


(Відповідь: 90,37 кДж).

11. Визначити кількість теплоти, що виділилася при взаємодії 50 г фосфорного ангідриду з водою за реакцією

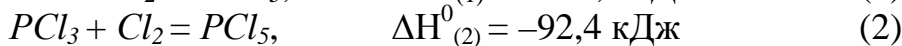
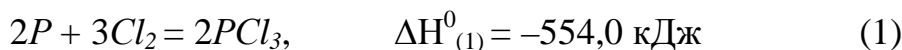


якщо теплові ефекти реакції дорівнюють



(Відповідь: 65,8 кДж).

12. Визначити стандартну ентальпію утворення пентахлорида фосфору з простих речовин, виходячи з таких термохімічних рівнянь:



(Відповідь: -369,4 кДж/моль)

13. Ентальпії утворення  $C_2H_5OH(г)$ ,  $CO_2(г)$  і  $H_2O(г)$  при стандартних умовах дорівнюють -235, -393,8 і -241,8 кДж·моль<sup>-1</sup> відповідно. Розрахуйте  $\Delta H_{згор.}C_2H_5OH(г)$

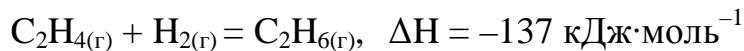
(Відповідь: -1278 кДж/моль)

14. Обчислити ентальпію згорання  $C_2H_5OH(г)$ , використовуючи енергію зв'язків (кДж·моль<sup>-1</sup>):

$$E_{C-H} = 412; E_{C-C} = 348; E_{C-O} = 360; E_{O-H} = 460; E_{O-O} = 490; E_{C-O} = 790.$$

(Відповідь: -1222 кДж/моль)

15. Визначити енергію подвійного зв'язку  $C=C$ , якщо відома ентальпія реакції:



і середні енергії зв'язків:  $E_{C-H} = 412 \text{ кДж·моль}^{-1}$ ;  $E_{C-C} = 348 \text{ кДж·моль}^{-1}$ ;  $E_{H-H} = 430 \text{ кДж·моль}^{-1}$ .

(Відповідь: 605 кДж/моль)

## Лабораторна робота №5 «ВПЛИВ РІЗНИХ ФАКТОРІВ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ»

- Мета роботи:** - засвоїти основні положення вчення про швидкість реакції: закон діючих мас, правило Вант-Гоффа, рівняння Ареніуса;
- освоїти методики, які дозволяють оцінити вплив різних факторів на швидкість реакції.

### ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

**Хімічна кінетика** – розділ хімії, який вивчає швидкість і механізм хімічних реакцій.

Базовим поняттям хімічної кінетики є швидкість хімічної реакції. Під швидкістю реакції розуміється зміна концентрації ( $\Delta c$ ) одного з продуктів реакції (при цьому швидкість має знак «+») або реагуючих речовин (знак «-») за деякий проміжок часу ( $\Delta t$ ):

$$v_{\text{ср}} = \pm \Delta c / \Delta t, \quad (5.1)$$

швидкість гомогенної реакції має розмірність  $\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{ДМ}^3 \cdot \text{С}}$  (для гетерогенної реакції  $\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^2 \cdot \text{С}}$ ). Це середня швидкість за даний проміжок часу.

Істинна, або миттєва, швидкість реакції у будь-який момент часу виражається в диференціальній формі як:

$$v_{\text{ист}} = \pm dc / dt. \quad (5.2)$$

В ході реакції концентрація продуктів безперервно зростає з часом, таким чином, швидкість реакції є похідна від концентрації за часом, що графічно представляється як тангенс кута нахилу дотичної до кривої зміни концентрації продукту з часом.

Таким чином, **швидкістю хімічної реакції** називають *зміну кількості речовини в одиницю часу в одиниці об'єму (для гомогенних реакцій) або на одиниці поверхні розподілу фаз (для гетерогенних реакцій).*

Швидкість реакції залежить від природи реагуючих речовин, їх концентрації, температури, присутності каталізаторів.

Залежність швидкості реакції від концентрації виражається **законом діючих мас** (закон К.М. Гульдберга і П. Вааге):

***при постійній температурі швидкість хімічної реакції прямопропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин.***

Для реакції



математичний вираз закону діючих мас має вигляд

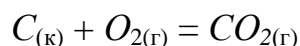
$$v = k C_A^n C_B^m, \quad (5.3)$$

де  $v$  – швидкість хімічної реакції;  
 $C_A$  і  $C_B$  – концентрації реагуючих речовин;  
 $n$ ,  $m$  – коефіцієнти в рівнянні реакції;  
 $k$  – константа швидкості реакції.

Значення константи швидкості не залежить від концентрації реагуючих речовин, а залежить від їх природи і температури.

У разі гетерогенних реакцій концентрації речовин, що знаходяться в твердій фазі, зазвичай не змінюються в ході реакції і тому не включаються в рівняння закону діючих мас.

Наприклад, для реакції горіння вуглецю



закон діючих мас запишеться так:

$$v = k C_{O_2}$$

При підвищенні температури швидкість хімічних реакцій збільшується. Згідно емпіричному **правилу Вант-Гоффа**:

**при підвищенні температури на 10 градусів швидкість реакції збільшується в 2-4 рази**

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (5.4)$$

де  $v_2$  і  $v_1$  – швидкість реакції при температурах  $T_2$  і  $T_1$ ;  
 $\gamma$  – **температурний коефіцієнт швидкості реакції**, який показує, в скільки разів збільшується швидкість реакції при підвищенні температури на 10 градусів.

Зміну швидкості реакції із зміною температури пояснює теорія **активованого комплексу**.

Згідно цієї теорії в хімічну взаємодію вступають тільки активні молекули (частинки), які володіють енергією, достатньою для здійснення даної реакції.

Неактивні частинки можна зробити активними, якщо повідомити їм необхідну додаткову енергію – цей процес називається *активацією*. Один із способів активації – збільшення температури: при підвищенні температури число активних частинок сильно зростає, завдяки чому різко збільшується швидкість.

Енергія, яку треба докласти молекулам (частинкам) реагуючих речовин, щоб перетворити їх на активні, називається **енергією активації**.

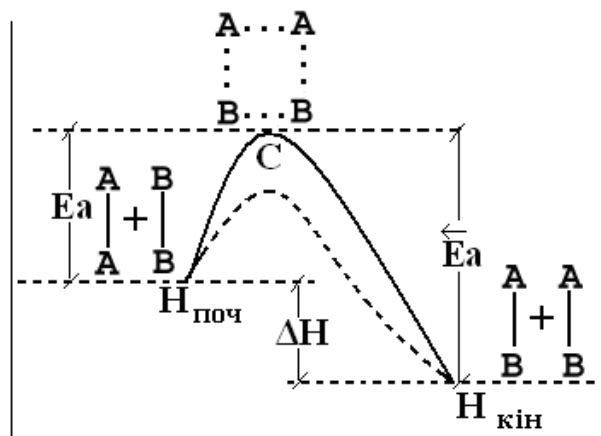
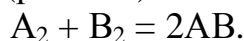
Величину енергії активації визначають дослідним шляхом, позначають буквою **E<sub>a</sub>** і зазвичай виражають в кДж/моль. Так, наприклад, для сполуки водню і йоду:



а для розпаду йодоводню

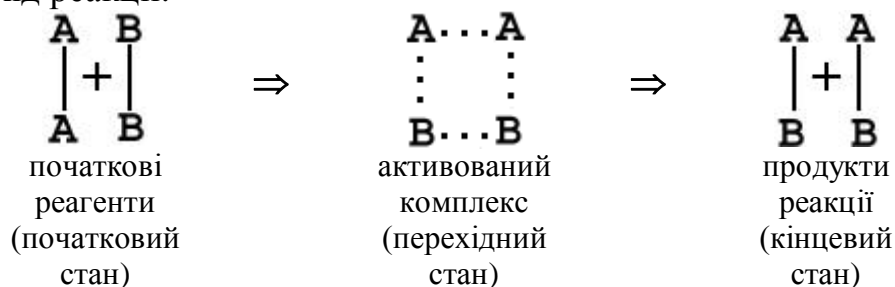


Енергія активації залежить від природи реагуючих речовин і служить характеристикою кожної реакції. Ці уявлення можна пояснити на прикладі гіпотетичної реакції (рис.5.1.):



*Рис. 5.1 – Енергетична схема реакції*

Тут вісь ординат характеризує потенційну енергію системи, вісь абсцис – хід реакції:



Щоб реагуючі речовини  $A_2$  і  $B_2$  утворили продукт реакції  $AB$ , вони повинні подолати енергетичний бар'єр  $C$ . На це витрачається енергія активації  $E_a$ , на значення якої зростає енергія системи. При цьому в ході реакції з частинок реагуючих речовин утворюється проміжне нестійке угруповання, яке зветься перехідним станом або **активованим комплексом** (у крапці  $C$ ), подальший розпад якого призводить до утворення кінцевого продукту  $AB$ .

Якщо при розпаді активованого комплексу виділяється більше енергії чим це необхідно для активації частинок, то реакція екзотермічна. Прикладом ендотермічної реакції служить зворотний процес – утворення з речовини  $AB$  речовин  $A_2$  і  $B_2$ :





В цьому випадку процес протікає також через утворення активованого комплексу  $A_2B_2$ , проте енергія активації більша, ніж для прямого процесу (див. рис. 5.1.):

$$E_a^{\leftarrow} = E_a + \Delta H$$

де  $\Delta H$  – тепловий ефект реакції.

Для протікання ендотермічних реакцій потрібне підведення енергії ззовні.

Як видно з рис. 5.1. різниця енергій кінцевого ( $H_{\text{кін}}$ ) і початкового ( $H_{\text{поч}}$ ) стану системи дорівнює тепловому ефекту реакції:

$$\Delta H = H_{\text{кін}} - H_{\text{поч}}$$

Ареніус вивів рівняння яке зв'язує швидкість реакції і енергію активації:

$$k = A \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right), \quad (5.5)$$

де  $k$  – константа швидкості реакції (дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації реагуючих речовин дорівнюють одиниці);

$A$  – характеризує частоту зіткнень реагуючих молекул в одиницю часу;

$R$  – універсальна газова стала;

$T$  – абсолютна температура.

Якщо величина енергії активації невелика, то за певний час протікання реакції енергетичний бар'єр подолає велике число частинок і швидкість реакції буде високою, але якщо  $E_a$  велика, то реакція йде поволі.

При взаємодії йонів енергія активації дуже мала і йонні реакції протікають з дуже великою швидкістю (практично миттєво).

Рівняння Ареніуса стало одним з основних рівнянь хімічної кінетики, а енергія активації – важливою кількісною характеристикою реакційної здатності речовин:

$$E_a = -RT \cdot \ln\left(\frac{k}{A}\right). \quad (5.6)$$

Маючи в своєму розпорядженні значення константи швидкості реакції при двох температурах  $T_1$  і  $T_2$  ( $T_2 > T_1$ ) можна обчислити енергію активації використовуючи рівняння:

$$E_a = \frac{2,3 \cdot R \cdot \lg\left(\frac{k_2}{k_1}\right) \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \quad (5.7)$$

Аналогічно можна розрахувати величину енергії активації маючи в своєму розпорядженні значення швидкості реакції при двох температурах:

$$E_a = \frac{2,3 \cdot R \cdot \lg\left(\frac{v_2}{v_1}\right) \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \quad (5.8)$$

Температурний коефіцієнт Вант-Гоффа ( $\gamma$ ) хімічної реакції теж можна використовувати для розрахунку енергії активації. Дійсно, якщо для температурного інтервалу

$$T_2 - T_1 = 10$$

величина температурного коефіцієнта ( $\gamma$ ) складає:

$$\gamma = \frac{k_2}{k_1},$$

отже

$$\lg \gamma = \frac{E_a}{2,3R} \cdot \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right). \quad (5.9)$$

Розрахунки  $E_a$  за рівнянням (5.9) показують, що  $\gamma$ , яке дорівнює 2 – 4, відповідає

$$\begin{array}{ll} E_a = 57 \div 114 \text{ кДж/моль} & \text{для } T_1 = 300 \text{ К} \\ E_a = 236 \div 472 \text{ кДж/моль} & \text{для } T_2 = 500 \text{ К.} \end{array}$$

Звідси можна зробити висновок, що правило Вант-Гоффа справедливе для обмеженого круга реакцій, які протікають при температурах, близьких до кімнатних.

### КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

1. Дайте визначення швидкості хімічних реакцій. У яких одиницях вона вимірюється?
2. Швидкість яких реакцій зростає при нагріванні:
  - а) всіх;
  - б) екзотермічних;
  - в) тільки ендотермічних?
3. Напишіть відповідно до закону діючих мас математичний вираз рівняння швидкостей реакцій:
  - а)  $CH_3COOC_2H_5(p) + NaOH(p) \rightarrow CH_3COONa + C_2H_5OH$
  - б)  $CH_3OCH_3(г) \rightarrow CH_4 + H_2 + CO$
  - в)  $2A(т) + B(р) \rightarrow A_2B$
  - г)  $CaCO_3(т) \rightarrow CaO(т) + CO_2(г)$
  - д)  $2A(г) + B(т) \rightarrow A_2B$

Які з вище перелічених реакцій відносяться до гомогенних, які – до гетерогенних?
4. Для яких реакцій можна передбачити залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин?

5. Чому при порівнянні реакційної здатності речовини враховується константа швидкості, а не швидкість реакції?
6. Яка фізична сутність константи швидкості? Як вона визначається?
7. Коли чисельні значення константи швидкості і швидкості реакції співпадають?
8. Які розмірності і одиниці вимірювання константи швидкості і швидкості реакції?
9. Як позначаються на значенні константи швидкості наступні фактори, які впливають на швидкість реакції:
  - а) різні початкові концентрації реагуючих речовин;
  - б) зміна температури;
  - в) введення різних речовин;
  - г) зміна розчинника;
  - д) зміна об'єму системи?
10. Які обмеження має правило Вант-Гоффа?

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### *Мета роботи:*

1. Вивчити вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій:
  - вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі;
  - вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі;
  - вплив величини поверхні розподілу реагуючих речовин на швидкість реакції в гетерогенній системі;
  - вплив каталізатора на швидкість реакції;
2. Експериментально підтвердити справедливості закону діючих мас та правило Вант-Гоффа за одержаними результатами дослідів.

**Прилади та реактиви:** штатив з пробірками, піпетки на 5 см<sup>3</sup>.

**Розчини:** тіосульфат натрію (0,01 н; 0,02 н та 0,5 н), сірчана кислота (0,01 н; 0,02 н), роданід калію (0,5 н), хлорид феруму (III) (0,5 н), сульфат купрум (1 н).

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

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

Реакція перебігає за рівнянням:



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

Хід виконання: Підготувати 4 пари чистих сухих пробірок (усього 8 пробірок). За допомогою піпеток на 5 см<sup>3</sup> заповнити пробірки тіосульфатом натрію та сірчаною кислотою згідно таблиці 5.1.

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

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

Концентрації реагентів у суміші для кожної пари пробірок розрахувати за формулами:

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

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

де  $C_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ ,  $C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ ,  $V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ ,  $V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$  - відповідно концентрації вихідних розчинів сірчаної кислоти та тіосульфату натрію та їх первинні об'єми у кожній з пари пробірок даної пари.

Дані експерименту занести в таблицю 5.1.

Таблиця 5.1 – Експериментальні та розраховані величини

№ пари пробірок	$\text{H}_2\text{SO}_4$			$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$			$C'_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot C'_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$	$\Delta\tau_p, \text{с}$	$v^* = \frac{1}{\Delta\tau_p \cdot \text{с}^{-1}}$
	С, моль/дм <sup>3</sup>	V, см <sup>3</sup>	С', моль/дм <sup>3</sup>	С, моль/дм <sup>3</sup>	V, см <sup>3</sup>	С', моль/дм <sup>3</sup>			
1	0,01	5		0,01	5				
2	0,01	5		0,02	5				
3	0,02	5		0,01	5				
4	0,02	5		0,02	5				

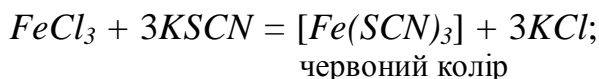
За експериментальними даними **побудувати графік** залежності швидкості реакції (вісь ординат) від концентрації  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (вісь абсциси).

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

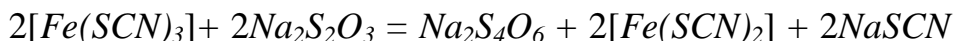
**Дослід 2. Вплив каталізатора на швидкість реакції. Каталітичне відновлення феруму(III).**

Хід виконання: В дві пробірки внести по 10 крапель 0,5 н розчину роданіду калію  $\text{KSCN}$  та по 1 краплі 0,5 н розчину хлориду феруму (III)  $\text{FeCl}_3$ . Відзначте, що спостерігаєте? В одну пробірку додати 1 краплю 1 н розчину сульфату купруму  $\text{CuSO}_4$ . В обидві пробірки внести по 10 крапель тіосульфату натрію  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Спостерігати різну швидкість обезбарвлення розчинів, яке відбувається в наслідок відновлення феруму (III) до феруму (II) тіосульфатом натрію.

Запис даних дослідю. Відмітити всі спостереження. Записати рівняння реакції утворення  $[Fe(SCN)_3]$  – роданіду феруму (III).



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



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

## ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДО ЗАХИСТУ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Приклади рішення завдань

**Приклад 5.1.** Реакція між речовинами А і В виражається рівнянням



Початкові концентрації складають:  $C_A = 5$  моль/дм<sup>3</sup>;  $C_B = 3,5$  моль/дм<sup>3</sup>. Константа швидкості дорівнює 0,4.

Обчислити швидкість реакції в початковий момент і в той момент, коли в реакційній суміші залишиться 60% речовин А.

**Розв'язання:** За законом діючих мас

$$v = k \cdot C_A^2 \cdot C_B.$$

У початковий момент швидкість

$$v_1 = 0,4 \cdot 5^2 \cdot 3,5 = 35.$$

Після закінчення деякого часу в реакційній суміші залишиться 60% речовин А, тобто концентрація речовини А буде дорівнювати

$$5 \cdot 0,6 = 3 \text{ моль/дм}^3.$$

Значить, концентрація А зменшилася на

$$5 - 3 = 2 \text{ моль/дм}^3.$$

Оскільки А і В взаємодіють між собою в співвідношенні 2:1, то концентрація речовини В зменшилася на 1 моль і буде дорівнювати

$$3,5 - 1 = 2,5 \text{ моль/дм}^3.$$

Отже

$$v_2 = 0,4 \cdot 3,2 \cdot 2,5 = 9.$$

**Приклад 5.2.** При 323 К деяка реакція закінчується за 30 с. Визначити, як зміниться швидкість реакції і час її протікання при 283 К, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2.

**Розв'язання:** За правилом Вант-Гоффа знаходимо, в скільки разів зміниться швидкість реакції:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2^{\frac{283 - 323}{10}} = 2^{-4} = \frac{1}{16}.$$

Швидкість реакції зменшується в 16 разів. Швидкість реакції і час її протікання зв'язані зворотньопропорційною залежністю. Отже, час протікання даної реакції збільшиться в 16 разів і складе

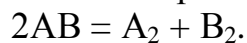
$$30 \cdot 16 = 480 \text{ з} = 8 \text{ хв.}$$

### ЗАВДАННЯ

1. Реакція між речовинами  $A(g)$  і  $B(g)$  протікає за рівнянням:  
$$2A + B = 3;$$
 $[A]_0 = 7 \text{ моль/дм}^3; [B]_0 = 6 \text{ моль/дм}^3; k = 0,4 \text{ л}^2/(\text{моль}^2 \cdot \text{с}).$ Розрахуйте швидкість реакції в початковий момент і при залишковій концентрації речовини  $B$ , яка дорівнює 50%.
2. Як зміниться швидкість реакції  $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$ , якщо:
  - а) збільшити тиск в системі в 2 рази
  - б) зменшити об'єм системи в 2 рази
  - в) підвищити концентрацію  $NO$  в 2 рази
  - г) підвищити концентрацію  $O_2$  в 2 рази?
3. Як зміниться швидкість реакції  $2A(g) + B(g) \rightarrow A_2B$ , при
  - а) підвищенні тиску в два рази
  - б) при зменшенні об'єму системи в 2 рази
  - в) при збільшенні концентрації  $B$  в 2 рази?
4. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3. В скільки разів збільшиться швидкість реакції при збільшенні температури на  $20^\circ\text{C}$ ?
5. При збільшенні температури на 400, швидкість реакції зросла в 39 разів. Розрахуйте температурний коефіцієнт швидкості реакції.
6. В яку сторону зміститься рівновага реакції  $2AB \rightleftharpoons A_2 + B_2$ , якщо підвищити температуру на  $40^\circ\text{C}$ ? Температурні коефіцієнти прямої і зворотної реакції відповідно дорівнюють 4 і 3.
7. При  $T_1 = 333 \text{ К}$ , реакція закінчується ( $\tau_1$ ) = за 30 с. За скільки часу ( $\tau_2 = ?$ ) закінчиться ця реакція при  $T_2 = 283 \text{ К}$ , якщо  $\gamma = 3$ .
8. Чим пояснюється підвищення швидкості реакції при введенні в систему каталізатора?
9. Реакція між речовинами  $A$  і  $B$  виражається рівнянням  $A + 2B = D$ . Початкові концентрації:  $C_A = 0,3 \text{ моль/дм}^3$ ;  $C_B = 0,4 \text{ моль/дм}^3$ . Константа швидкості дорівнює 0,8. Обчислити, якою стала швидкість реакції в той момент, коли концентрація речовини  $A$  зменшилася на 0,1 моль.  
(Відповідь:  $6,4 \cdot 10^{-3}$ ).

10. Енергія активації реакції, яка проходить без каталізатора дорівнює 70 кДж/моль, а за участю каталізатора – 50 кДж/моль. У скільки разів збільшується швидкість реакції у присутності каталізатора при 400 К?

11. Реакція розкладання речовини АВ виражається рівнянням



Константа швидкості даної реакції дорівнює  $2 \cdot 10^{-4}$ . Початкова концентрація  $C_{AB} = 0,32$  моль/дм<sup>3</sup>. Визначити швидкість в початковий момент і в той момент, коли розкладеться 50% АВ.

(Відповідь:  $2,05 \cdot 10^{-5}$ ;  $5,12 \cdot 10^{-6}$ ).

12. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при пониженні температури на 30°, час протікання реакції збільшився в 64 рази?

(Відповідь: 4).

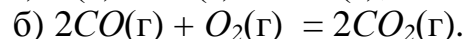
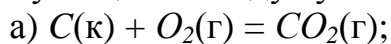
13. При 100°C деяка реакція закінчується за 10 хв. Приймаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції рівним 3, розрахуйте, через який час закінчиться ця реакція, якщо проводити її

при 60°C;

при 150°C.

(Відповідь: 810 хв; 2,47 с).

14. Горіння вуглецю і оксиду вуглецю (II) виражаються рівняннями:



Як зміниться швидкість цих реакцій, якщо об'єми кожної з систем зменшити в 3 рази?

(Відповідь: 3; 27).

15. Швидкість реакції при 40° вдвічі вище, ніж при 30°. Розрахувати енергію активації (Ea)

Відповідь: 54,4 кДж.

## Лабораторна робота № 6 «ВПЛИВ РІЗНИХ ФАКТОРІВ НА ХІМІЧНУ РІВНОВАГУ»

**Мета роботи:** - засвоїти основні поняття про рівноважний стан хімічних реакцій, принцип Ле Шательє;  
- освоїти методики, що дозволяють оцінити вплив різних факторів на положення динамічної рівноваги хімічних реакцій.

### ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Хімічні реакції діляться на необоротні і оборотні.

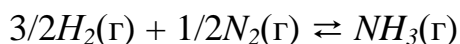
**Необоротні** реакції протікають тільки в прямому напрямі – до повного витрачання одного з реагуючих речовин. Прикладом процесів такого типу може служити реакція між карбонатом кальцію ( $CaCO_3$ ) і соляною кислотою ( $HCl$ ):



тут один з продуктів реакції ( $CO_2$ ) випаровується ( $\uparrow$ ) із зони реакції і процес не може пройти у зворотному напрямку, тобто з наявних в зоні реакції продуктів реакції не можуть утворитися початкові реагенти.

**Оборотними** називаються такі реакції, які одночасно протікають в двох взаємно протилежних напрямках.

У рівняннях оборотних реакцій між лівою і правою частинами ставлять дві стрілки, направлені в протилежні сторони (наприклад,  $\rightleftharpoons$ ). Прикладом такої реакції може служити синтез аміаку з водню і азоту:



У техніці оборотні реакції, як правило, не вигідні. Тому різними методами (зміна температури, тиску і ін.) їх роблять практично необоротними.

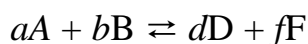
Стан оборотного процесу, при якому швидкості прямої ( $v_{\rightarrow}$ ) і зворотної ( $v_{\leftarrow}$ ) реакції рівні, називається **хімічною рівновагою**:

$$v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$$

Концентрації реагуючих речовин, які встановлюються при хімічній рівновазі, називаються **рівноважними**. Рівноважні концентрації прийнято позначати не символом «С», а формулою речовини, поміщеною в квадратні дужки, наприклад

$$C_A^n = [A]^n,$$

Для гіпотетичної оборотної реакції:



у відповідності законом діючих мас можна записати



i

$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} [A]^a [B]^b$$

$$v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} [D]^d [F]^f$$

У момент встановлення динамічної хімічної рівноваги маємо:

$$k_{\rightarrow} [A]^a [B]^b = k_{\leftarrow} [D]^d [F]^f$$

звідки слідує

$$\frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} = \frac{[D]^d [F]^f}{[A]^a [B]^b} \quad (6.1)$$

Для оборотних процесів закон діючих мас може бути сформульований в наступному вигляді:

*відношення добутку концентрацій продуктів реакції в ступенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам, до добутку концентрацій початкових речовин в ступенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам, є величиною постійною  $\frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}}$*

*при даній температурі.*

Ця величина називається **константою рівноваги**, яку прийнято позначати  $K_C$  (індекс С свідчить про те, що цю величину визначають через концентрації речовин, які беруть участь в оборотній реакції):

$$K_C = \frac{[D]^d [F]^f}{[A]^a [B]^b} \quad (6.2)$$

Якщо реакція протікає між газами, то замість концентрацій можна користуватися парціальним тиском газів, і константа рівноваги в цьому випадку позначається символом  $K_P$ .

$$K_P = \frac{P_D^d P_F^f}{P_A^a P_B^b} \quad (6.3)$$

$K_P$  і  $K_C$  зв'язані між собою співвідношенням:

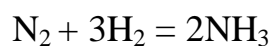
$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n}, \quad (6.4)$$

де  $R$  – універсальна газова стала, яка дорівнює 8,314 Дж/ моль·К;

$T$  – абсолютна температура;

$\Delta n$  – різниця між числом моль газоподібних речовин в правій і лівій частинах рівняння.

Наприклад, для реакції



$$\Delta n = 2 - 4 = -2$$

$$K_P = K_C (RT)^{-2}$$

У реакціях, які протікають без зміни об'єму

$$K_P = K_C$$

В тому випадку, якщо в оборотній реакції приймають участь речовини, які знаходяться в твердому стані їх концентрації приймають рівними одиниці.

Хімічна рівновага залишається незмінною до тих пір, поки умови рівноваги, при яких вона встановилася, зберігаються постійними.

При зміні умов рівноваги пряма і зворотна реакція починають протікати з різними швидкостями і рівновага порушується. Через деякий час швидкості прямої і зворотної реакції вирівнюються, і в системі знов наступить рівновага, але вже з новими рівноважними концентраціями всіх речовин.

*Перехід системи з одного рівноважного стану в інший називається зсувом рівноваги.*

Напрямок зсуву рівноваги визначається **принципом Ле Шательє**: *якщо на систему, яка знаходиться в рівновазі, надавати зовнішньої дії, то рівновага зміщується в напрямку, який послаблює ефект зовнішньої дії.*

При збільшенні концентрації початкових речовин або зменшенні концентрації продуктів реакції рівновага зміщується у бік продуктів реакції.

При збільшенні концентрацій продуктів реакції або зменшенні концентрацій початкових речовин рівновага зміщується у бік початкових речовин.

Коли в реакціях беруть участь гази, рівновага може порушитися при зміні тиску.

При збільшенні тиску в системі рівновага зміщується у бік реакції, яка йде із зменшенням числа молекул газу, тобто у бік пониження тиску; при зменшенні тиску рівновага зміщується у бік реакції, яка йде із зростанням числа молекул газів, тобто у бік збільшення тиску.

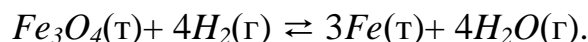
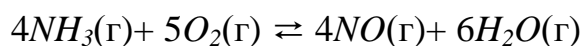
При підвищенні температури рівновага зміщується у напрямку ендотермічної, при пониженні – у напрямку екзотермічної реакції.

Каталізатори не впливають на зсув хімічної рівноваги, оскільки вони однаково знижують енергію активації прямого і зворотного процесів. Проте в присутності каталізаторів процес рівноваги встановлюється швидше.

## **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ**

1. Які реакції називаються оборотними, які – необоротними? Як формулюється для них закон діючих мас?
2. Що таке хімічна рівновага? Як формулюється принцип Ле-Шательє?
3. Як впливає зміна концентрації, тиску або температури на зсув рівноваги?
4. Що характеризує константа рівноваги?

5. Напишіть математичний вираз закону діючих мас для реакцій:



6. Який висновок можна зробити, якщо для деякої реакції  $K_C$  набагато менше 1?
7. Як пояснити, чому зміна температури в рівноважній системі призводить до зсуву рівноваги?
8. З підвищенням температури рівновага реакції  $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$  зміщується вліво. Визначити знак теплового ефекту.
9. Назвіть фактори, які зміщують рівновагу і які змінюють константу рівноваги.
10. Який процес називається каталізом? Які речовини називаються каталізаторами, які – інгібіторами?

### ВИМОГИ ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

При виконанні роботи слід суворо дотримуватися загальних правил техніки безпеки для хімічних лабораторій. При попаданні реактивів на шкіру або одяг уражену ділянку необхідно швидко промити великою кількістю води.

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

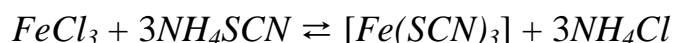
**Мета роботи:** - вивчити вплив різних чинників на зрушення рівноваги в хімічному процесі;  
- отримати навички застосування принципу Ле-Шательє для зсуву рівноваги реакції в потрібному напрямку;  
- визначити відповідність отриманих результатів принципу Ле-Шательє.

**Прилади та реактиви:** - прилад для зсуву рівноваги в газоподібній системі (рис. 6.1) або U-подібна трубка; два стакани на 300-500 см<sup>3</sup>; холодна вода з льодом; гаряча вода.

- Нітрат плюмбуму кристалічний; хлорид феруму (III) кристалічний; роданід амонію кристалічний; хлорид амонію кристалічний; розчин хлориду заліза (III) (0,1 н; насич.), розчин роданіду амонію (0,1 н; насич.).

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

В отриманій рівноважній системі



визначити **вплив** збільшення **концентрації** вихідних речовин ( $FeCl_3$ ,  $NH_4SCN$ ) та продукту реакції ( $NH_4Cl$ ) на зсув рівноваги в тому чи іншому напрямку відповідно **принципу Ле-Шательє**:

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

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

Хід виконання: В чотири пробірки внести по 5-10 крапель розведених розчинів  $FeCl_3$  та  $NH_4SCN$ . Перемішати розчини. Пробірки поставити в штатив. Одну з пробірок зберігати як контрольну для порівняння.

В першу пробірку додати насичений розчин хлорид феруму (III), в другу – насичений розчин роданід амонію  $NH_4SCN$ , в третю – декілька кристалів хлориду амонію  $NH_4Cl$ . Розчини в пробірках перемішати та визначити зміну інтенсивності кольору в кожному випадку в порівнянні з контрольною пробіркою.

Результати досліду занести в таблицю 6.1; записати вираз константи рівноваги оборотної реакції.

Таблиця 6.1 – Результати досліду

№ пробірки	Додана речовина	Зміна інтенсивності кольору розчину (посилення, послаблення)	Напрямок зсуву рівноваги (у лівий, у правий бік)
1	Контрольна пробірка		
2	$FeCl_3$		
3	$NH_4SCN$		
4	$NH_4Cl$		

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

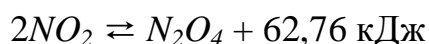
## Дослід 2. Вплив зміни температури на зсув рівноваги.

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

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

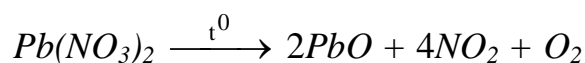
Тому для визначення напрямку зрушення рівноваги потрібно визначитися з тепловим ефектом процесу ( $\Delta H = -Q$ ).

Реакція полімеризації діоксиду нітрогену відбувається за рівнянням

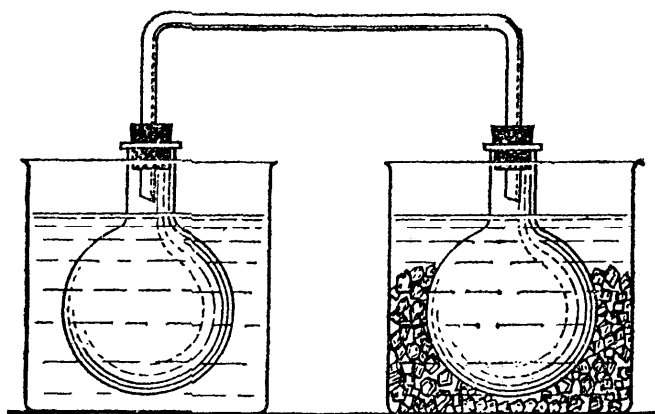


Газ  $NO_2$  – червоно-коричневого кольору, газ  $N_2O_4$  – безбарвний. Тому за зміною кольору газової суміші можна робити висновок про зміну концентрації її компонентів, тобто зсув рівноваги в бік прямої чи зворотної реакції.

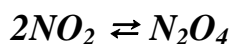
Хід виконання: Колби чи U-подібну трубку (рис. 6.1.) заповнити діоксидом нітрогену, який отримали розкладом кристалів нітрату п्लомбуму  $Pb(NO_3)_2$  при нагріванні його кристалів у пробірці на електричній плитці за рівнянням



Розклад солі проводить лаборант у витяжній шафі.



**Рис. 6.1 – Прилад для визначення зсуву рівноваги в хімічній системі**



Обидві колби щільно закривають резиновими пробками. Одну з колб вміщують у стакан з гарячою водою, а іншу – в стакан з льодом та сіллю. Спостерігають за зміною забарвлення газу у колбі. Потім колби міняють місцями; але попередньо охолоджують колбу, яка була у стакані з гарячою водою, у воді з кімнатною температурою. Спостерігають посилення кольору газу в гарячій воді та обезбарвлення кольору в охолоджуючій суміші. Результати досліду записують у таблицю 6.2. Записати вираз константи хімічної рівноваги реакції.

Таблиця 6.2 – Результати досліду

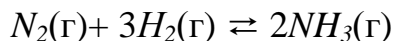
№ колби	Зміна температури	Зміна інтенсивності забарвлення газу (посилення, послаблення)	Напрямок зсуву рівноваги (в лівий, в правий бік)
1	Нагрівання		
2	Охолодження		

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

## ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДО ЗАХИСТУ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Приклади виконання індивідуальних завдань

**Приклад 6.1.** При деякій температурі в системі



рівноважні концентрації складали (моль/дм<sup>3</sup>):  $[N_2] = 1,5$ ;  $[H_2] = 1,7$ ;  $[NH_3] = 2,6$ .

Обчислити константу рівноваги цієї реакції і початкові концентрації азоту і водню.

**Розв'язання:** Константа рівноваги даної реакції виражається рівнянням

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}.$$

Підставляючи дані завдання, отримуємо

$$K_C = \frac{(2,6)^2}{1,5 \cdot (1,7)^3} = 0,92.$$

Початкові концентрації азоту і водню знаходимо на основі рівняння реакції. Згідно рівнянню реакції на утворення 2 моль  $NH_3$  витрачається 1 моль  $N_2$ . За умовою завдання утворилося 2,6 моль  $NH_3$ , на що витратилося 1,3 моль  $N_2$ . Враховуючи рівноважну концентрацію азоту, знаходимо його початкову концентрацію

$$C(N_2) = 1,5 + 1,3 = 2,8 \text{ моль/дм}^3.$$

За рівнянням реакції на утворення 2 моль  $NH_3$  необхідно 3 моль  $H_2$ , а для отримання 2,6 моль  $NH_3$  потрібно

$$3 \times 2,6 / 2 = 3,9 \text{ моль } H_2.$$

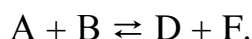
Початкова концентрація водню дорівнює

$$C(H_2) = 1,7 + 3,9 = 5,6 \text{ моль/дм}^3.$$

Таким чином  $K_C = 0,92$   
початкові концентрації складали

$$\begin{aligned} C(N_2) &= 2,8 \text{ моль/дм}^3, \\ C(H_2) &= 5,6 \text{ моль/дм}^3. \end{aligned}$$

**Приклад 6.2.** Реакція протікає за рівнянням



Визначити рівноважні концентрації реагуючих речовин, якщо початкові концентрації речовин А і В відповідно дорівнюють 2 і 1,2 моль/дм<sup>3</sup>, а константа рівноваги реакції  $K_C = 1$ .

**Розв'язання:** Оскільки всі речовини в даній реакції реагують в однакових співвідношеннях, позначимо зміну концентрації всіх реагуючих речовин через  $x$ . До моменту встановлення рівноваги утворилося  $x$  моль D і  $x$  моль F і відповідно

$$\begin{aligned} [D] &= x; \\ [F] &= x. \end{aligned}$$

За рівнянням реакції на стільки ж зменшилися концентрації A і B, тобто

$$\begin{aligned} [A] &= 2 - x; \\ [B] &= 1,2 - x. \end{aligned}$$

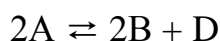
Підставимо рівноважні концентрації у вираз константи рівноваги

$$\begin{aligned} K_C &= \frac{[D][F]}{[A][B]}; \\ 1 &= \frac{x \cdot x}{(2-x)(1,2-x)}; \\ x &= 0,75. \end{aligned}$$

Звідси рівноважні концентрації дорівнюють:

$$\begin{aligned} [D] &= 0,75 \text{ моль/дм}^3; \\ [F] &= 0,75 \text{ моль/дм}^3; \\ [A] &= 2 - 0,75 = 1,25 \text{ моль/дм}^3; \\ [B] &= 1,2 - 0,75 = 0,45 \text{ моль/дм}^3. \end{aligned}$$

**Приклад 6.3.** Об'ємний склад реакційної газової суміші у момент рівноваги для реакції



був наступний: 89% A; 7% B; 4% D. Знайдіть  $K_p$  і  $K_C$  для цієї реакції, якщо загальний тиск в системі при температурі 900 К дорівнює  $10^5$  Па.

**Розв'язання:** Для реакцій, які протікають між газами, при обчисленні константи рівноваги зручно користуватися парціальним тиском реагуючих речовин. Парціальним тиском газу в суміші називається тиск, який проводив би цей газ, займаючи за тих же фізичних умов об'єм всієї газової суміші. Загальний тиск суміші газів дорівнює сумі парціального тиску газів.

Для даної реакції парціальний тиск складає

$$\begin{aligned} P_A &= 0,89 \cdot 10^5 \text{ Па}, \\ P_B &= 0,07 \cdot 10^5 \text{ Па}, \\ P_D &= 0,04 \cdot 10^5 \text{ Па}. \end{aligned}$$

Підставляємо ці значення у вираз константи рівноваги:

$$K_p = \frac{P_B^2 P_D}{P_A^2} = \frac{(0,07 \cdot 10^5)^2 \cdot 0,04 \cdot 10^5}{(0,89 \cdot 10^5)^2} = 24,74$$

$K_C$  розраховуємо за рівнянням:

$$K_p = K_C \cdot (RT)^n.$$

Оскільки для даної реакції

$$\Delta n = 3 - 2 = 1,$$

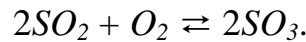
то

$$K_C = \frac{K_P}{RT} = \frac{24,74}{8,314 \cdot 900} = 0,0033 = 3,3 \cdot 10^{-3}.$$

Таким чином

$$K_P = 24,74;$$
$$K_C = 3,310^{-3}.$$

**Приклад 6.4.** Реакція протікає за рівнянням



У якому напрямку зміститься хімічна рівновага, якщо об'єм системи зменшити в 3 рази?

**Розв'язання:** У початковий момент часу швидкості прямої і зворотної реакції були наступні:

$$v_{\text{пр}} = k_1 \cdot C_{SO_2}^2 \cdot C_{O_2}$$
$$v_{\text{зв}} = k_2 \cdot C_{SO_3}^2.$$

При зменшенні об'єму в 3 рази концентрації всіх речовин збільшаться в 3 рази. Після збільшення концентрації швидкість прямої реакції стала

$$v_{\text{пр}} = k_1 \cdot (3 C_{SO_2})^2 \cdot (3 C_{O_2}) = k_1 \cdot 9 C_{SO_2}^2 \cdot 3 C_{O_2} = 27 k_1 C_{SO_2}^2 \cdot C_{O_2},$$

тобто зросла в 27 разів; а швидкість зворотної

$$v_{\text{зв}} = k_2 \cdot (3 C_{SO_3})^2 = k_2 \cdot 9 C_{SO_3}^2 = 9 k_2 C_{SO_3}^2,$$

тобто зросла в 9 разів. Отже, рівновага зміститься у бік прямої реакції (вправо).

**Приклад 6.5.** У яку сторону зміститься хімічна рівновага реакції



якщо підвищити температуру на 30°C? Температурні коефіцієнти швидкості прямої і зворотної реакції відповідно дорівнюють 2 і 3.

**Розв'язання:** При підвищенні температури на 30°C швидкість

$$\text{прямої реакції зросте в } \frac{v_{2\text{пр}}}{v_{1\text{пр}}} = \gamma_{\text{пр}}^{\frac{\Delta T}{10}} = 2^3 = 8$$

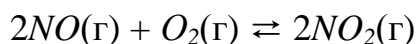
у 8 разів, а швидкість зворотної в

$$\frac{v_{2\text{зв}}}{v_{1\text{зв}}} = \gamma_{\text{зв}}^{\frac{\Delta T}{10}} = 3^3 = 27 \text{ раз.}$$



Оскільки швидкість зворотної реакції зросла в 27 разів, а швидкість прямої в 8 разів, то рівновага цієї реакції при підвищенні температури зміститься в бік зворотної реакції (вліво).

**Приклад 6.6.** Як зміняться швидкості прямої і зворотної реакції, якщо в системі



зменшити тиск в 2 рази? Чи відбудеться при цьому зсув рівноваги? Якщо так, то в яку сторону?

**Розв'язання:** До зменшення тиску виразу для швидкості прямої і зворотної реакції мали вигляд:

$$v_{\text{пр}} = k_1 C_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}$$

$$v_{\text{зв}} = k_2 C_{\text{NO}_2}^2$$

При зменшенні тиску в 2 рази концентрації всіх реагуючих речовин зменшуються в 2 рази, оскільки загальний об'єм системи збільшується в 2 рази.

Тоді

$$v'_{\text{пр}} = k_1 \left(\frac{1}{2} C_{\text{NO}}\right)^2 \cdot \left(\frac{1}{2} C_{\text{O}_2}\right) = \frac{1}{8} k_1 C_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}$$

$$v'_{\text{зв}} = k_2 \left(\frac{1}{2} C_{\text{NO}_2}\right)^2 = \frac{1}{4} k_2 C_{\text{NO}_2}^2$$

В результаті зменшення тиску швидкість прямої реакції зменшилася в 8 разів, а швидкість зворотною в 4 рази. Таким чином, швидкість зворотної реакції буде в 2 рази більше, ніж прямої і зсув рівноваги відбудеться у бік зворотної реакції, тобто у бік розкладання  $NO_2$ .

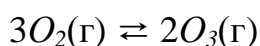
### ЗАВДАННЯ

1. У скільки разів зміняться швидкості прямої і зворотної реакції в системі:  $2A(\text{г}) + B(\text{г}) \rightleftharpoons A_2B(\text{г})$ , якщо об'єм газової суміші зменшити в 3 рази?
2. При  $30^\circ\text{C}$  швидкість хімічної реакції дорівнює  $0,01$  моль/дм<sup>3</sup>·хв. Якою вона буде при  $60^\circ\text{C}$ , якщо при підвищенні температури на  $10^\circ\text{C}$  швидкість зростає в 3 рази?
3. У початковий момент протікання реакції  $NiO(\text{к}) + H_2(\text{г}) \rightleftharpoons Ni(\text{к}) + H_2O(\text{г})$  концентрації дорівнювали (моль/дм<sup>3</sup>):  $C(H_2) = 0,5$ ;  $C(H_2O) = 1,7$ .  
Розрахуйте рівноважні концентрації газоподібних речовин, якщо  $K_C = 5,66$ .  
(Відповідь:  $0,33$  моль/дм<sup>3</sup>;  $1,87$  моль/дм<sup>3</sup>).
4. Розрахуйте рівноважні концентрації газоподібних речовин в гетерогенній системі  $FeO(\text{к}) + CO(\text{г}) \rightleftharpoons Fe(\text{к}) + CO_2(\text{г})$ , якщо початкова концентрація  $CO$  складала  $2$  моль/дм<sup>3</sup>, константа рівноваги  $K_C = 0,6$ .  
(Відповідь:  $1,25$  моль/дм<sup>3</sup>;  $0,75$  моль/дм<sup>3</sup>).

5. При нагріванні діоксиду азоту в закритій судині до деякої температури рівновага реакції  $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$  встановилася при наступних концентраціях:  $[NO_2] = 0,4$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[NO] = 1$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[O_2] = 0,5$  моль/дм<sup>3</sup>. Обчислити константу рівноваги для цієї температури і початкову концентрацію діоксиду азоту.

(Відповідь: 3,125; 1,4 моль/дм<sup>3</sup>).

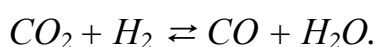
6. Розрахуйте рівноважну концентрацію  $O_3$  і константу рівноваги в реакції



якщо початкова маса  $O_2$  дорівнює 24 г, а рівноважна концентрація  $O_2$  дорівнює 0,6 моль/дм<sup>3</sup>.

(Відповідь: 0,1 моль/дм<sup>3</sup>; 0,046).

7. У реакторі при деякій температурі протікає реакція



Визначити константу рівноваги, якщо в початковий момент  $C(H_2) = 2,15$  моль/дм<sup>3</sup>,  $C(CO_2) = 1,25$  моль/дм<sup>3</sup>, а до моменту рівноваги прореагувало 60% початкової кількості  $CO_2$ .

(Відповідь: 0,8).

8. Розрахуйте  $K_p$  і  $K_c$  реакції  $PCl_5(г) \rightleftharpoons PCl_3(г) + Cl_2(г)$  при 500 К, якщо до моменту рівноваги продисоціювало 54%  $PCl_5$ , а початкова концентрація  $PCl_5$  була рівною 1 моль/дм<sup>3</sup>.

(Відповідь:  $2,64 \cdot 10^3$ ; 0,634).

9. У закритій судині встановилася рівновага  $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$ . Початкові концентрації оксиду вуглецю і пари води відповідно дорівнювали 0,8 моль/дм<sup>3</sup>. Обчислити рівноважні концентрації  $CO$ ,  $H_2O$  і  $H_2$ , якщо рівноважна концентрація  $CO_2$  дорівнює 0,3 моль/дм<sup>3</sup>. Розрахуйте константу рівноваги.

(Відповідь: 0,5 моль/дм<sup>3</sup>; 0,5 моль/дм<sup>3</sup>; 0,3 моль/дм<sup>3</sup>; 0,36).

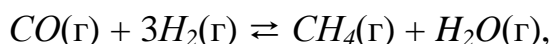
10. Реакція протікає за рівнянням  $AB \rightleftharpoons A + B$ . При деякій температурі з 1 моль АВ, що знаходиться в закритій судині ємкістю 20 дм<sup>3</sup>, розкладається 0,6 моль АВ. Визначте константу рівноваги.

(Відповідь: 0,045).

11. Константа рівноваги реакції  $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$  дорівнює 0,16 при 375 К. Рівноважна концентрація  $NO_2$  дорівнює 0,09 моль/дм<sup>3</sup>. Обчислити рівноважну і початкову концентрацію  $N_2O_4$ . Яка частина (у %)  $N_2O_4$  розклалася до моменту настання рівноваги?

(Відповідь: 0,051 моль/дм<sup>3</sup>; 0,096 моль/дм<sup>3</sup>; 46,9%).

12. Як зміниться швидкість прямої і зворотної реакції в системі



якщо концентрації початкових речовин і продуктів реакції зменшити в 2 рази? У якому напрямі зміститься рівновага?

(Відповідь: 16; 4).

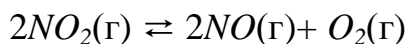
13. Розкладання пентахлорида фосфору відбувається за реакцією



Рівноважна газова суміш містить 30%  $Cl_2$  за об'ємом. Обчислити парціальний тиск газів і  $K_p$  для цієї реакції, якщо загальний тиск в системі складає 100 кПа.

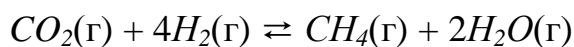
(Відповідь: 30 кПа; 30 кПа; 40 кПа; 22,5).

14. Використовуючи довідкові дані табл. 4.1., розрахуйте  $\Delta H^\circ$  реакції, що протікає за рівнянням



і визначте, в яку сторону зміститься рівновага при охолодженні системи.

15. Визначте, в яку сторону відбудеться зсув рівноваги реакції



при наступних діях:

- а) збільшення тиску;
- б) підвищення температури.

Для відповіді на питання б) розрахуйте  $\Delta H_{x.p.}^\circ$ , використовуючи довідкові дані табл. 4.1.

## Лабораторна робота №7 «ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ЗАДАНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ»

- Мета роботи:**
- засвоїти поняття «розчини»;
  - ознайомитися із способами виразу змісту розчиненої речовини в розчині;
  - освоїти формули перерахунку одного виду концентрації в інших і «правило хреста», що дозволяє визначити масову частку розчиненої речовини в розчині, отриманому змішенням розчинів з різної концентрації.

### ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

**Розчини** – це гомогенні (складаються з однієї фази) системи, які містять декілька компонентів. Розчини бувають газоподібні, рідкі і тверді. Серед сполук (компонентів), які утворюють розчин, виділяють розчинені речовини і розчинник.

Розчинником прийнято вважати компонент, агрегатний стан якого відповідає агрегатному стану розчину. Як правило, це компонент, вміст якого в розчині вище за вміст останніх - розчинених речовин. Найбільше практичне значення мають рідкі розчини, зокрема – водні розчини, в яких розчинником є вода.

Розчинністю називається здатність речовини розчинятися в тому або іншому розчиннику. Мірою розчинності речовини є його вміст в насиченому розчині.

Склад розчину і вміст розчиненої речовини (концентрація) виражаються різними способами (див. табл. 7.1.).

Таблиця 7.1 – Деякі способи виразу концентрацій розчинів

Позначення	Назва і визначення	Формула
$C_m$	Молярна масова концентрація ( <i>моляльність</i> ) – число моль розчиненої речовини ( $n$ ), що доводиться на 1000г розчинника ( $m_s$ ).	$C_m = n/m_s$
$C_M$	Молярна об'ємна концентрація ( <i>молярність</i> ) – число моль розчиненої речовини ( $n$ ), що міститься в 1 літрі розчину ( $V$ ).	$C_M = n/V$
$C_N$	<i>Нормальність</i> або <i>молярна концентрація еквівалентів</i> – число еквівалентів розчиненої речовини ( $n_{екв}$ ), що міститься в 1 літрі розчину.	$C_N = n_{екв}/V$
$N$	Мольна частка – відношення числа моль $i$ -го компоненту $n_i$ до суми моль $\Sigma n_i$ всіх компонентів, які утворюють розчин.	$N = n_i/\Sigma n_i$
$\omega$	Масова частка компоненту – відношення маси $i$ -го компоненту ( $m_i$ ) до сумарної маси розчину ( $\Sigma m_i$ ).	$\omega_i = m_i/\Sigma m_i$
$T$	Титр – маса (г) розчиненої речовини в 1 мл розчину	$T = C_{мас}/1000$

У хімічній практиці, а також в побуті часто виникає необхідність в приготуванні розчинів різної концентрації. Для приготування розчину необхідне знання різних способів виразу концентрації і вміння провести перерахунок одного виду концентрації в іншу. У таблицях 7.2. і 7.3. приведені деякі формули для перерахунку концентрацій. При цьому в розрахунках концентрацій розчинів можуть бути використані наступні величини, які характеризують речовину, що розчиняється, розчинник і власне розчин:

$M_{екв}$  – молярна маса еквівалента розчиненої речовини (г/моль);

$M$  – молекулярна (молярна) маса розчиненої речовини (г/моль);

$n_{екв}$  – число еквівалентів в 1 моль розчиненої речовини;

$\rho$  – густина розчину (г/мл або г/см<sup>3</sup>);

$P$  – число грам розчиненої речовини, що доводиться на 100 г розчинника (г/100г);

Назви і визначення інших величин, які використовуються в розрахункових формулах, приведені в табл. 7.1.

Таблиця 7.2 – Деякі формули для перерахунку концентрацій розчинів

$C_m$ (моль/кг)	$C_M$ (моль/дм <sup>3</sup> )	$C_N$ (моль/дм <sup>3</sup> )
$\frac{C_M}{\frac{\rho - C_M \cdot M}{1000}}$	$\frac{C_m \cdot \rho \cdot 1000}{C_m \cdot M + 1000}$	$\frac{C_m \cdot n_{екв} \cdot \rho \cdot 1000}{C_m \cdot M + 1000}$
$\frac{C_N}{\frac{\rho \cdot n_{екв} - C_N \cdot M}{1000}}$	$\frac{C_N}{n_{екв}}$	$C_M \cdot n_{екв}$
$\frac{N \cdot 1000}{\omega \cdot M \cdot (1 - N)}$	$\frac{\rho \cdot N \cdot 1000}{N \cdot M + \omega \cdot M \cdot (1 - N)}$	$\frac{N \cdot \rho \cdot n_{екв} \cdot 1000}{N \cdot M + \omega \cdot M \cdot (1 - N)}$
$\frac{T \cdot 1000}{M \cdot (\rho - T)}$	$\frac{T \cdot 1000}{M}$	$\frac{T \cdot 1000}{E}$
$\frac{\omega \cdot 1000}{M \cdot (100 - \omega)}$	$\frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M}$	$\frac{\rho \cdot P \cdot 10}{E}$
$\frac{P \cdot 10}{M}$	$\frac{P \cdot \rho \cdot 1000}{M \cdot (P + 100)}$	$\frac{P \cdot \rho \cdot 1000}{E \cdot (P + 100)}$

Часто в лабораторній практиці доводиться зустрічатися з необхідністю приготування розчинів з певною масовою часткою розчиненої речовини, змішуванням двох розчинів різної концентрації або розбавленням водою розчину з більшою концентрацією. У таких випадках потрібно проводити достатньо складні арифметичні розрахунок. Це малопродуктивно, тому часто для цього застосовують правило змішування (діагональну модель «конверта Пірсона» або, що теж саме, «правило хреста»).

Таблиця 7.3 – Деякі формули для перерахунку концентрацій розчинів

N (безрозмірна)	T (г/см <sup>3</sup> )	ω (безрозмірна)
$\frac{C_m}{C_m + 1000}$ $\omega \cdot M$	$\frac{\rho}{1 + 1000}$ $C_m \cdot M$	$\frac{C_m \cdot M \cdot 100}{C_m \cdot M + 1000}$
$\frac{C_M}{C_M + (1000 \cdot \rho - C_M \cdot M)}$ $\omega \cdot M$	$\frac{C_M \cdot M}{1000}$	$\frac{C_M \cdot M}{\rho \cdot 10}$
$\frac{C_N}{C_N + (1000 \cdot \rho - C_N \cdot E)}$ $\omega \cdot M$	$\frac{C_N \cdot E}{1000}$	$\frac{C_N \cdot E}{\rho \cdot 10}$
$\frac{T}{T + (\rho - T) \cdot M}$ $\omega \cdot M$	$\frac{N}{N + (1 - N) \cdot \omega \cdot M}$ M	$\frac{100 \cdot N}{N + (1 - N) \cdot \omega \cdot M}$ M
$\frac{\omega}{\omega + (100 - \omega) \cdot M}$ $\omega \cdot M$	$\frac{\omega \cdot \rho}{100}$	$\frac{100 \cdot T}{\rho}$
$\frac{P}{P + 100 \cdot M}$ $\omega \cdot M$	$\frac{P \cdot \rho}{100 + P}$	$\frac{100 \cdot P}{100 + P}$

Припустимо, необхідно приготувати розчин певної концентрації, маючи в розпорядженні два розчини з вищою і меншою концентрацією, чим потрібний. Тоді, якщо позначити масу першого розчину через  $m_1$ , а другого – через  $m_2$ , то при змішуванні загальна маса розчину складатиметься з суми цих мас. Хай масова частка розчиненої речовини в першому розчині –  $\omega_1$ , в другому –  $\omega_2$ , а в їх суміші –  $\omega_3$ . Тоді загальна маса розчиненої речовини в суміші складатиметься з мас розчиненої речовини в початкових розчинах:

$$m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2 = \omega_3 \cdot (m_1 + m_2).$$

Звідси

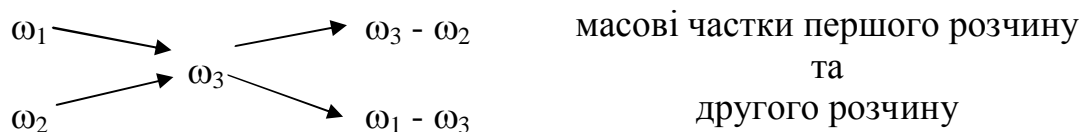
$$m_1(\omega_1 - \omega_3) = m_2(\omega_3 - \omega_2)$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{(\omega_3 - \omega_2)}{(\omega_1 - \omega_3)}.$$

Видно, що відношення маси першого розчину до маси другого розчину є відношення різниці масових часток розчиненої речовини в суміші і в другому розчині до різниці відповідних величин в першому розчині і в суміші.

Набагато простіше розрахунки із застосуванням діагональної схеми правила змішування («правило хреста»). При розрахунках записують одну над іншою масові частки розчиненої речовини в початкових розчинах,

справа між ними – його масову частку в розчині, який потрібно приготувати, і віднімають за діагоналлю з більшого менше значення:



Різниці їх віднімань показують масові частки для першого і другого розчинів, які необхідні для приготування потрібного розчину.

Засвоїти переваги «правила хреста» легше на прикладах.

**Приклад 7.1.** Визначити концентрацію розчину, отриманого при змішуванні 150 г 30%-го і 250 г 10%-го розчинів якої-небудь солі.

**Розв’язання:**

1-й спосіб (метод пропорцій).

Загальна маса розчину:

$$m_3 = m_1 + m_2 = 150 + 250 = 400 \text{ г.}$$

Масу речовини в першому розчині знаходимо методом пропорцій, виходячи з визначення: *процентна концентрація розчину показує, скільки грамів розчиненої речовини знаходиться в 100 г розчину:*

$$\begin{aligned} 100 \text{ г } 30\text{-го р-ну} &- 30 \text{ г р-ни} \\ 150 \text{ г } 30\text{-го р-ну} &- x \text{ г р-ни} \\ x &= \frac{150 \cdot 30}{100} = 45 \text{ г.} \end{aligned}$$

Для другого розчину складаємо аналогічну пропорцію:

$$\begin{aligned} 100 \text{ г } 10\text{-го р-ну} &- 10 \text{ г р-ни} \\ 250 \text{ г } 10\text{-го р-ну} &- y \text{ г р-ни} \\ y &= \frac{250 \cdot 10}{100} = 25 \text{ г.} \end{aligned}$$

Отже, 400 г нового розчину містить  
45 + 25 = 70 г

розчиненої речовини.

Тепер можна визначити концентрацію нового розчину:

$$\begin{aligned} 400 \text{ г р-ну} &- 70 \text{ г р-ни} \\ 100 \text{ г р-ну} &- z \text{ г р-ни} \\ z &= \frac{100 \cdot 70}{400} = 17,5 \text{ г, або } \mathbf{17,5\%}. \end{aligned}$$

2-й спосіб (алгебра).

Виходячи з того, що

$$m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2 = \omega_3(m_1 + m_2)$$

можна знайти

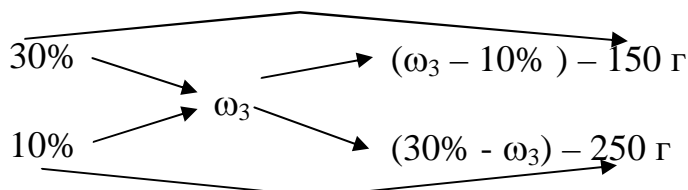
$$\omega_3 = \frac{(m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2)}{m_1 + m_2}$$

і в результаті визначити:

$$\omega_3 = \frac{(150 \cdot 30 + 250 \cdot 10)}{150 + 250} = 17,5\%.$$

3-й спосіб (правило хреста).

Складемо діагональну схему змішування розчинів:



$$\frac{(\omega_3 - 10)}{(30 - \omega_3)} = \frac{150}{250}.$$

Звідки слідує:

$$\begin{aligned}(30 - \omega_3) \cdot 150 &= (\omega_3 - 10) \cdot 250 \\ 4500 - 150\omega_3 &= 250\omega_3 - 2500 \\ 4500 - 2500 &= 250\omega_3 - 150\omega_3 \\ 7000 &= 400\omega_3 \\ \omega_3 &= \frac{7000}{400} = 17,5\%.\end{aligned}$$

**Відповідь.** При змішуванні узятих розчинів вийде новий розчин з концентрацією  $\omega_3 = 17,5\%$ .

**Приклад 7.2.** Визначити масу розчину  $Na_2CO_3$  10%-ої концентрації і масу сухого кристалогідрату  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ , які потрібно взяти для приготування 540 г розчину 15%-ої концентрації.

**Розв'язання:**

1-й спосіб (через систему рівнянь з двома невідомими).

Визначаємо масу солі  $Na_2CO_3$  в 540 г 15%-го розчину:

$$\begin{aligned}100 \text{ г } 15\text{-го р-ну} &- 15 \text{ г солі} \\ 540 \text{ г } 15\text{-го р-ну} &- z \text{ г солі} \\ z &= \frac{540 \cdot 15}{100} = 81 \text{ г}.\end{aligned}$$

Складемо систему рівнянь, з урахуванням того, що загальна маса солі в новому розчині складається з  $x$  г солі 10%-го розчину і  $y$  г сухого кристалогідрату  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$

$$\begin{cases} x + y = 81 \\ m_1 + m_2 = 540 \end{cases}$$



Знаходимо молярну масу:

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 106 + 180 = 286 \text{ г/моль.}$$

Позбавляємося від зайвих невідомих:

$$m_2 = \frac{286y}{106};$$

100 г 10%-го р-ну – 10 г солі

$m_1$  г 10%-го р-ну –  $x$  г солі

$$m_1 = 100x/10 = 10x.$$

Підставляємо  $m_2$  і  $m_1$  в систему рівнянь:

$$\begin{cases} x + y = 81 \\ 10x + \frac{286y}{106} = 540 \end{cases}$$

З урахуванням того, що

$$x = 81 - y$$

позбавляємося від другого невідомого:

$$10(81 - y) + \frac{286y}{106} = 540.$$

Звідси

$$y = \frac{270}{7,3} = 37 \text{ г.}$$

Тоді

$$m_2 = 286y/106 = 2,7 \cdot 37 = 100 \text{ г}$$

– це маса необхідної кількості кристалогідрату  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

Далі знаходимо масу солі в 10%-го розчині:

$$x = 81 - y = 81 - 37 = 44 \text{ г}$$

і масу 10%-го розчину:

100 г 10%-го р-ну – 10 г солі

$m_1$  г 10%-го р-ну – 44 г солі

$$m_1 = 100 \cdot 44/10 = 440 \text{ г.}$$

Перший спосіб надійний, але, на жаль, достатньо довгий, громіздкий і складний (одним словом трудомісткий). Їм успішно можуть скористатися студенти з достатньо розвиненим логічним мисленням. Для інших він буде складний.

### 2-й спосіб (правило хреста).

Допустимо, що  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – це «сухий розчин» (бо містить воду) і знайдемо його «концентрацію». З урахуванням того, що молярна маса кристалогідрату:

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 106 + 180 = 286 \text{ г/моль}$$

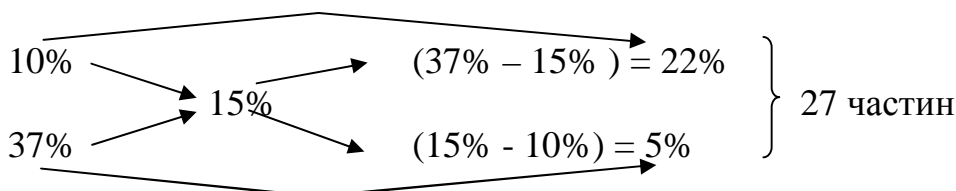
складемо пропорцію

286 г розчину – містить 106 г сухої солі

100 г розчину – містить  $x$  г солі

$$x = 100 \cdot 106 / 286 = 37 \text{ г, або } 37\%.$$

Далі застосовуємо правило хреста:



Знаходимо масу однієї частини і маси речовин:

$$540 / 27 = 20 \text{ г}$$

$$m_1 = 20 \cdot 22 = 440 \text{ г}$$

$$m_2 = 20 \cdot 5 = 100 \text{ г.}$$

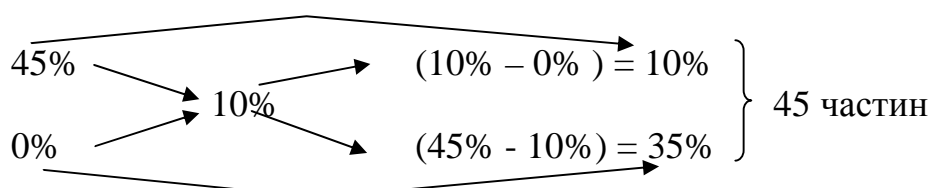
**Відповідь.** Для приготування 540 г розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  15%-ої концентрації необхідно взяти 440 г 10%-го розчину і 100 г кристалогідрату.

Таким чином, застосування правила хреста при вирішенні подібних завдань зручніше і простіше. Цей спосіб економічний за часом і менш трудомісткий.

Правило хреста можна застосовувати і в тих випадках, коли потрібно отримати розчин меншої концентрації шляхом розбавлення водою більш концентрованого розчину або отримати більш концентрований розчин шляхом додавання до початкового розчину сухої солі. Розглянемо це на прикладах.

**Приклад 7.3.** Скільки води потрібно додати до 250 г розчину солі для пониження його концентрації з 45% до 10%?

**Розв'язання:** Приймаємо, що концентрація для води, що додається, –  $\omega_2 = 0\%$ . Використовуємо правило хреста.



Визначаємо масу однієї частини через перший розчин:

$$m_1 = 250 / 10 = 25 \text{ г.}$$

Тоді маса необхідної води дорівнює:

$$m_2 = 25 \cdot 35 = 875 \text{ г.}$$

Перевіримо правильність рішення.

Маса нового розчину:

$$m_3 = 250 + 875 = 1125 \text{ г.}$$

Маса солі в початковому розчині:

$$\begin{aligned} 250 \text{ г } 45\text{-го р-ну} &- x \text{ г солі} \\ 100 \text{ г } 45\text{-го р-ну} &- 45 \text{ г солі} \\ x &= 250 \cdot 45 / 100 = 112,5 \text{ г.} \end{aligned}$$

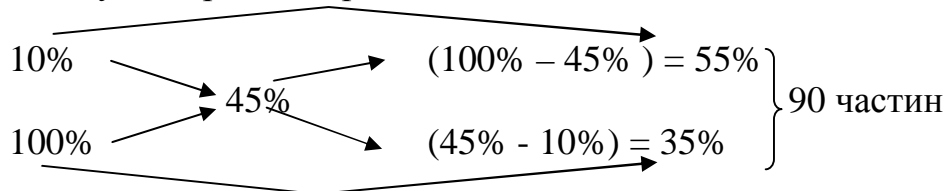
Знаходимо  $\omega_3$ :

$$\begin{aligned} 1125 \text{ г р-ну} &- 112,5 \text{ г солі} \\ 100 \text{ г р-ну} &- y \text{ г солі} \\ y &= 100 \cdot 112,5 / 1125 = 10 \text{ г, або } 10\%. \end{aligned}$$

Відповідь:  $m_2 = 875 \text{ г}$ .

**Приклад 7.4.** Скільки сухої солі потрібно додати до 250 г розчину 10%-й концентрації для її збільшення до 45%?

**Розв'язання:** Приймаємо, що суха сіль – це розчин з  $\omega_2 = 100\%$ . Використовуємо правило хреста:



Визначаємо масу однієї частини через перший розчин:

$$250 / 55 = 4,5 \text{ г.}$$

Визначаємо масу сухої солі:

$$m(\text{с. с.}) = 4,5 \cdot 35 = 158 \text{ г.}$$

Перевіряємо правильність рішення.

Маса нового розчину:

$$m_3 = 250 + 158 = 408 \text{ г.}$$

Маса солі в початковому розчині:

$$\begin{aligned} 100 \text{ г } 10\text{-го р-ну} &- 10 \text{ г солі} \\ 250 \text{ г } 10\text{-го р-ну} &- x \text{ г солі} \\ x &= 250 \cdot 10 / 100 = 25 \text{ г.} \end{aligned}$$

Загальна маса солі в новому розчині:

$$25 + 158 = 183 \text{ г.}$$

Концентрація нового розчину:

$$\begin{aligned} 408 \text{ г р-ну} &- 183 \text{ г солі} \\ 100 \text{ г р-ну} &- y \text{ г солі} \\ y &= 100 \cdot 183 / 408 = 45 \text{ г, або } 45\%. \end{aligned}$$

Відповідь:  $m(\text{с. с.}) = 158 \text{ г}$ .

Треба відзначити, приготування розчину за «правилом хреста» не вимагає складних розрахунків, але застосування його дає досить велику відносну похибку (до 10 %).

Способів приготування розчинів відомо багато, і кожен з них володіє своїми перевагами і недоліками.

Можна приготувати розчин за допомогою фіксаналу – це герметично запаена скляна ампула з точно взятою наважкою сухої речовини або об'ємом розчину реактиву з точною концентрацією. В цьому випадку досягається найвища точність приготування, але із-за високої вартості фіксаналів розчини на їх основі готують у особливо відповідальних випадках. Найбільш оптимальним є спосіб, коли більш концентрований розчин розбавляють водою до заданої концентрації. Це простий спосіб, який дозволяє готувати розчини з досить високою точністю (помилка менше 1 %).

### **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ**

1. Дайте визначення істиного і колоїдного розчину, чим вони відрізняються?
2. Яка характеристика розчину є основною?
3. Які способи виразу концентрації розчинів ви знаєте?
4. Назвіть відомі вам види концентрацій, які відносяться до безрозмірних.
5. Як, по-вашому, що таке об'ємна концентрація і які концентрації ви можете віднести до об'ємних?
6. Як по-вашому, що таке масова концентрація і які концентрації ви можете віднести до масових?
7. Дайте визначення молярної концентрації, в яких одиницях вона вимірюється?
8. Дайте визначення молярної концентрації, в яких одиницях вона вимірюється?
9. Дайте визначення нормальної концентрації, в яких одиницях вона вимірюється?
10. Дайте визначення мольної частка розчиненої речовини, в яких одиницях вона вимірюється? Що таке титр розчину?

### **ВИМОГИ ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ**

При виконанні роботи слід строго дотримувати загальні правила техніки безпеки для хімічних лабораторій. При попаданні реактивів на шкіру або одяг уражену ділянку необхідно швидко промити великою кількістю води. Обережно працюйте зі скляним посудом – можна поранитися.

### **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

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

**Прилади та реактиви:** колби ємністю 200-250 см<sup>3</sup>, мірні колби на 100, 200, 250 см<sup>3</sup>, циліндри на 50, 100 та 250 см<sup>3</sup>, ареометр та маленький циліндр без поділок; безводні солі: хлорид натрію  $NaCl$ , хлорид калію  $KCl$ , хлорид біхромат калію  $K_2Cr_2O_7$ ; солі кристалогідрати: сульфат міді  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , сульфат натрію  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ , карбонат натрію  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ .

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

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

1. 180 г 9% розчину  $NaCl$ ;
2. 125 г 1,5% розчину  $CuSO_4$  з кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ;
3. 150 г 5% розчину  $K_2Cr_2O_7$ ;
4. 205 г 3% розчину  $KCl$ ;
5. 190 г 8% розчину  $Na_2CO_3$  з кристалогідрату  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ ;
6. 145 г 7% розчину  $NH_4Cl$ .

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.

- Зважте на технохімічних терезах розраховану масу солі та перенесіть її в конічну колбу на 200 або 250 см<sup>3</sup>.

- Розрахуйте необхідну кількість дистильованої води для приготування розчину заданої концентрації. Враховуючи, що густина води  $\rho(H_2O) = 1 \text{ г/см}^3$ , відміряйте циліндром необхідний об'єм води та розчинить сіль у приблизно половинному об'ємі води. Після розчинення солі додайте воду, що залишилася, та ретельно перемішайте розчин.

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

### Правила користування ареометром

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

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

Користуючись набором ареометрів, можна швидко визначити густину рідини. Для цього в сухий вузький циліндр місткістю 50-100 см<sup>3</sup> 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 масовою частку розчиненої речовини обчислюють методом інтерполяції (визначення проміжної величини по двом відомим крайніх значень).

Таблиця 7.1 – Відносна густина і концентрації розчинів деяких солей

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

\* Насичений розчин

- Результати досліду внести в таблицю.

Таблиця 7.2 – Результати експерименту та розрахунків

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

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

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

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

- Розрахуйте молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквіваленту ( $C_H$ ), молярну концентрацію ( $C_m$ ) і титр (T) приготованого розчину. Результати розрахунків занесіть у таблицю 7.2.

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

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

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

1. 250 мл 5%-го розчину  $NaCl$
2. 200 мл 4%-го розчину  $CuSO_4$
3. 250 мл 3%-го розчину  $K_2Cr_2O_7$
4. 250 мл 1%-го розчину  $KCl$
5. 200 мл 5%-го розчину  $Na_2CO_3$
6. 250 мл 3%-го розчину  $NH_4Cl$

### Хід виконання:

- Зробіть розрахунок за «правилом хреста». 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  $cm^3$  і долийте дистильованою водою до мітки.
- Приготований розчин ретельно перемішайте, перелийте у маленький циліндр і поміряйте ареометром його густину –  $\rho$  експ.
- Табличне значення густини приготованого розчину знайдіть у таблиці 6.1. –  $\rho$  табл.
- Результати досліді занесіть в таблицю 7.3.

Таблиця 7.3 – Результати експерименту та розрахунків

$V_{\text{конц. р-ну,}} \text{ см}^3$	$\rho_{\text{експ,}} \text{ г/см}^3$	$\rho_{\text{табл,}} \text{ г/см}^3$	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 досліді за формулою:

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

- Розрахуйте молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквіваленту ( $C_H$ ), молярну концентрацію ( $C_m$ ) і титр ( $T$ ) приготованого розчину. Результати розрахунків занесіть у таблицю 7.3.
- Зробіть висновок про те, з якою точністю приготували розчин.

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

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

1. 250 мл 0,05М розчину  $K_2Cr_2O_7$ ;

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

*Хід виконання:*

- Розрахувати масу солі, необхідної для приготування заданого розчину, враховуючи при цьому і кристалізаційну воду, якщо розчин готується із кристалогідрату. Розрахунок перевірити у викладача.
- Зважити розраховану масу солі на 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. Обполоснути кілька разів невеликими кількостями води стакан, в якому розчиняли сіль, злити цю воду також в мірну колбу і вміст колби довести до мітки дистильованою водою по нижньому меніску. Розчин в колбі ретельно перемішати.
- Відносну густину приготованого розчину визначити за допомогою ареометра.
- Порівняйте відносну густину одержаного розчину ( $\rho_{\text{експ}}$ ) з табличним значенням ( $\rho_{\text{табл}}$ ) та розрахуйте похибку досліду за формулою:

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

- Перерахувати молярну концентрацію в  $C_H, T, \omega (\%)$ , а  $C_H$  – в  $C_M, T, \omega (\%)$
- Результати досліду внести в таблицю 7.4.

Таблиця 7.4 – Результати експерименту та розрахунків

Спосіб вираження концентрації	Маса солі для приготування розчину, г		Маса води, г	$V_{p-ну}$ , 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.

### ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДО ЗАХИСТУ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

1. У посуді об'ємом 4 дм<sup>3</sup> є 64 г кисню. Обчислити концентрацію газу (моль/дм<sup>3</sup>).
2. В посуді об'ємом 5 дм<sup>3</sup> є 22 г  $CO_2$ . Чому дорівнює концентрація газу в моль/дм<sup>3</sup>?
3. Визначити концентрацію (г/дм<sup>3</sup>) йонів срібла в 0,1 М розчині  $K[Ag(CN)_2]$ .
4. Визначити концентрацію (г/дм<sup>3</sup>) йонів ртуті в 0,5 М розчині  $K_2[HgI_4]$ .
5. Визначте концентрацію (г/дм<sup>3</sup>) йонів міді в 0,2 М розчині  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ .



6. Визначити концентрацію (г/дм<sup>3</sup>) йонів кобальту в 0,4 М розчині  $Na_2[Co(CN)_4]$ .
7. Яка концентрація (г/дм<sup>3</sup>) йонів кадмію в 0,1 М розчині  $K_2[Cd(CN)_4]$ .
8. Обчислити  $C_m$ ,  $C_M$ ,  $C_H$ , і N розчину кислоти, якщо відома  $\omega(\%)$  і густина її розчину:

Розчин кислоти	$\omega(\%)$	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>
$H_2SO_4$	2	1,013
	10	1,069
	18	1,127
$HNO_3$	6	1,033
	16	1,093
	28	1,171
$HCl$	14	1,069
	22	1,110
	32	1,163

9. Обчислити  $C_m$ ,  $C_M$ ,  $C_H$ , і N розчину лугу, якщо відома  $\omega(\%)$  і густина розчину:

Розчин лугу	$\omega(\%)$	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>
$KOH$	4	1,033
	8	1,065
	14	1,118
$NaOH$	10	1,115
	20	1,225
	36	1,395

10. Обчислити  $C_m$ ,  $C_M$ ,  $C_H$ , і N розчину солі, якщо відома  $\omega(\%)$  і густина розчину:

Розчин солі	$\omega(\%)$	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>
$NaCl$	1	1,005
$CuSO_4$	2	1,019
$KCl$	4	1,023
$MgCl_2$	14	1,119
$MnSO_4$	16	1,171
$Na_2O_3$	17,7	1,190
$Ni(NO_3)_2$	18	1,169
$CaCl_2$	20	1,177

11. Приготуйте 100 см<sup>3</sup> 0,025 М розчину  $Na_2SO_4$ , використовуючи кристалогідрат  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ . Для розрахунку навішування кристалогідрату застосуєте «правило хреста».
12. Приготуйте 2000 см<sup>3</sup> 0,25 М розчину  $CuSO_4$ , використовуючи кристалогідрат  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .
13. Приготуйте 250 см<sup>3</sup> 0,125 М розчину  $CuSO_4$ , використовуючи кристалогідрат  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .
14. В результаті вимірювання густини приготованого розчину отримані три її значення: 1,134 г/см<sup>3</sup>, 1,136 г/см<sup>3</sup>, 1,133 г/см<sup>3</sup>. Обчислити абсолютну і відносну похибку, якщо теоретичне значення густини розчину складає 1,135 г/см<sup>3</sup>.
15. Після проведення експерименту набуто три значення об'єму газу: 7,63 дм<sup>3</sup>, 7,58 дм<sup>3</sup>, 7,60 дм<sup>3</sup>. Обчислити абсолютну і відносну похибку, якщо теоретичне значення об'єму складає 7,59 дм<sup>3</sup>.

**Лабораторна робота №8**  
**«ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ ТА ВИЗНАЧЕННЯ КИСЛОТНО-ЛУЖНОЇ**  
**РЕАКЦІЇ СЕРЕДОВИЩА ВОДНОГО РОЗЧИНУ СОЛІ (рН)»**

**Мета роботи:** - засвоїти суть і особливості процесу гідролізу;  
- навчитися складати рівняння реакції гідролізу в молекулярному і йонному вигляді та визначати рН отриманого розчину.

**ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА**

Запишемо рівняння реакції нейтралізації:



Ця реакція протікає тому що в результаті утворюється слабкий електроліт – вода. Але якщо взяти суху сіль і помістити її у воду, то можливе протікання реакції, зворотної реакції нейтралізації, в тому випадку, якщо при цьому також утворюється який-небудь слабкий електроліт:

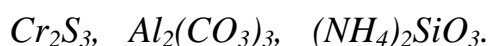


Така реакція має назву гідролізу. **Гідролізом** (дослівно – «розкладання водою») називається процес взаємодії речовини з водою, при якому складові частини речовини взаємодіють з складовими частинами води, утворюючи слабкодисоційовані йони або молекули. Гідроліз в більшості випадків є процесом оборотним; чим слабкіше електроліт, який утворює сіль, тим глибше протікає процес гідролізу. Гідролізу піддаються сполуки різних класів, найчастіше – солі.

Гідроліз можна розглядати як результат поляризаційної взаємодії йонів з їх оболонкою гідрату. Чим сильніше поляризуюча дія йонів і більше їх поляризуємість, тим більшою мірою протікає гідроліз. Сильну поляризуючу дію надають невеликі за розміром багатозарядні йони; зазвичай це катіони слабких основ. Сильно поляризуються великі за розмірами аніони – кислотні залишки слабких кислот.

Якщо розглядати сіль як продукт нейтралізації основи кислотою, то можна розділити солі на чотири групи, для кожної з яких гідроліз протікатиме по-своєму.

Найглибше, практично повністю, протікає гідроліз солей, утворених **слабкою кислотою і слабкою основою**, наприклад:



Ці солі не можуть існувати у водних розчинах, оскільки унаслідок повного гідролізу розпадаються на основу і кислоту, які їх утворюють. Процес розкладання солі водою протікає і тим повніше, чим вище температура і чим більше розбавлення розчину.

Солі, утворені **сильною основою і сильною кислотою**, наприклад:



гідролізу не піддаються, оскільки при цьому не утворюється слабкий електроліт, тобто присутність йонів такої солі в розчині не порушує дисоціацію чистої води і реакція середовища залишається нейтральною (рН = 7).

Практично не гідролізуються також і важкорозчинні солі, наприклад:



із-за дуже низької концентрації йонів у водних розчинах цих солей.

Таким чином, гідролізу піддаються солі, утворені:

- а) слабкою кислотою і сильною основою;
- б) слабкою основою і сильною кислотою;
- в) слабкою кислотою і слабкою основою.

### ***Три випадки гідролізу солей***

Окрім розчинення солі у воді відбувається її гідроліз. *Гідроліз завжди протікає за слабкою складовою.* Тобто йони слабкої складової солі (катіон («+») або аніон («-»)) пов'язують відповідні йони води ( $OH^-$  або  $H^+$  відповідно заряду) з утворенням малодисоціюючої сполуки. Якщо сіль утворена багатоосновною слабкою кислотою, багатоосновною слабкою основою, тим і іншим одночасно, то гідроліз протікає ступінчасто.

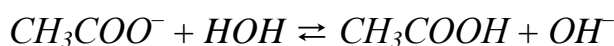
Кількість стадій завжди визначається за зарядом слабкої складової солі. Так, щоб написати реакцію гідролізу солі, необхідно заздалегідь провести аналіз складу солі.

*Перший випадок гідролізу – гідроліз за аніоном.*

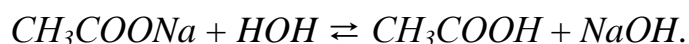
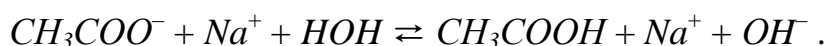
Сіль, утворена **сильною основою і слабкою кислотою**, гідролізується **за аніоном**, в результаті утворюється слабкодисоціююча кислота, а в розчині накопичуються гідроксид-йони ( $OH^-$ ), створюючи лужне середовище (рН > 7). Розглянемо це на прикладі гідролізу  $CH_3COONa$ .

**Аналізуємо склад солі** - ацетат натрію  $CH_3COONa$  – сіль сильної однокислотної основи  $NaOH$  і слабкої одноосновної кислоти  $CH_3COOH$ . При розчиненні у воді молекули  $CH_3COONa$  повністю дисоціюють на йони  $Na^+$  і  $CH_3COO^-$ . Катіони  $Na^+$  не можуть зв'язувати йони  $OH^-$  води, оскільки  $NaOH$  – сильний електроліт. Аніони ж  $CH_3COO^-$  зв'язують протони водню води, утворюючи молекули слабого електроліту  $CH_3COOH$ . Таким чином, сіль гідролізується **за аніоном**.

Відповідні йонно-молекулярні і молекулярні рівняння реакцій матимуть вигляд:



При цьому ми отримали скорочене йоно-молекулярне рівняння реакції гідролізу, а додавши в ліву і праву частини йони натрію, отримаємо повне йоно-молекулярне і далі молекулярне рівняння гідролізу:



В результаті гідролізу в розчині з'являється деякий надлишок йонів  $OH^-$ , тому розчин  $CH_3COONa$  має лужну реакцію ( $pH > 7$ ).

Якщо на можливість протікання гідролізу вказує йон слабого електроліту (в даному випадку – це ацетат-йон  $CH_3COO^-$ ), то реакцію середовища при гідролізі визначає йон сильного електроліту (в даному випадку – це гідроксид-йони  $OH^-$ , які утворюються при дисоціації  $NaOH$ ).

Розглянемо, з якої причини гідроліз протікає в незначній мірі, але з великим зрушенням у зворотний бік. Гідроліз солі протікає до тих пір, поки відбувається дисоціація води. Дисоціація води, у свою чергу, відбувається до тих пір, поки не почнеться дисоціація слабого електроліту.

$$K_{H_2O} = \text{const} = 10^{-14}.$$

Поки йони  $H^+$  зв'язуються в слабку кислоту, відбувається дисоціація води:



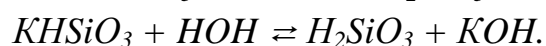
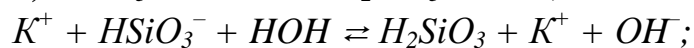
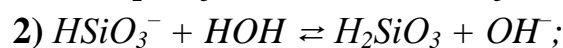
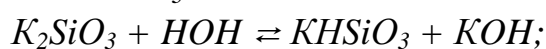
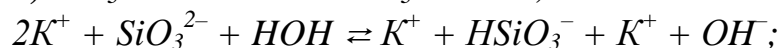
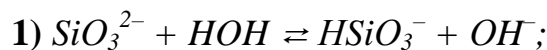
Відповідно до свого ступеня дисоціації починає дисоціювати слабка кислота. У реакцію вступають йони водню, і дисоціація води припиняється. Таким чином, гідроліз солі припиняється тоді, коли починається дисоціація слабого електроліту.

Таким чином, чим слабкіше складова солі, тим повніше протікає гідроліз. Солі слабких багатоосновних кислот гідролізуються ступінчасто (з утворенням кислих солей в якості проміжних продуктів). Розглянемо це на прикладі гідролізу  $K_2SiO_3$ .

**Аналіз складу.** Силікат калія  $K_2SiO_3$  – сіль сильної однокислотної основи  $KOH$  і слабої двоосновної кислоти  $H_2SiO_3$ . При розчиненні у воді молекули  $K_2SiO_3$  повністю дисоціюють на йони  $K^+$  і  $SiO_3^{2-}$ . Катіони  $K^+$  не можуть зв'язувати йони  $OH^-$  води, оскільки  $KOH$  – сильний електроліт. Аніони ж  $SiO_3^{2-}$  зв'язують протони водню води, утворюючи йони кислоти солі  $HSiO_3^-$ . Утворення молекул  $H_2SiO_3$  практично не відбувається, оскільки  $HSiO_3^-$  дисоціює набагато важче, ніж  $H_2SiO_3$ . У звичайних умовах гідроліз йде за першим ступенем. Сіль гідролізується за аніоном. Проте, якщо підвищити температуру, розбавити розчин або зв'язати гідроксид-йони, що утворюються, то стає можливим протікання другої стадії гідролізу.

Оскільки заряд слабої складової солі – силікат йона ( $SiO_3^{2-}$ ) – «2-», то гідроліз протікає в дві стадії.

Відповідні йонно-молекулярні і молекулярні рівняння реакцій матимуть вигляд:

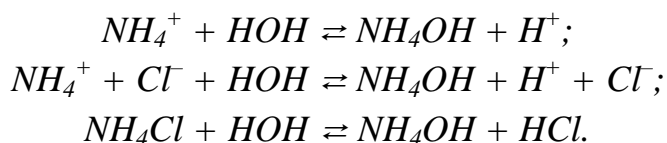


В результаті гідролізу в розчині з'являється деякий надлишок йонів  $OH^-$ , тому розчин  $K_2SiO_3$  має лужну реакцію ( $pH > 7$ ).

*Другий випадок гідролізу – гідроліз за катіоном.* Сіль, утворена **слабкою основою і сильною кислотою**, гідролізується **за катіоном**, в результаті утворюється слабо дисоціююча основа, а в розчині накопичуються йони водню, створюючи кисле середовище. Розглянемо це на прикладі гідролізу  $NH_4Cl$ .

**Аналіз складу солі.** Хлорид амонію  $NH_4Cl$  – сіль слабкої однокислотної основи  $NH_4OH$  і сильної одноосновної кислоти  $HCl$ . При розчиненні у воді молекули  $NH_4Cl$  повністю дисоціюють на катіони  $NH_4^+$  і аніони  $Cl^-$ .

Йони  $Cl^-$  не можуть зв'язувати йони  $H^+$  води, оскільки  $HCl$  – сильний електроліт. Йони ж  $NH_4^+$  зв'язують гідроксид-йони води, утворюючи молекули слабого електроліту  $NH_4OH$ . Таким чином, сіль гідролізується за катіоном. Відповідні йонно-молекулярні і молекулярні рівняння реакцій матимуть вигляд:



В результаті гідролізу в розчині з'являється деякий надлишок йонів  $H^+$ , тому розчин  $NH_4Cl$  має кислу реакцію ( $pH < 7$ ).

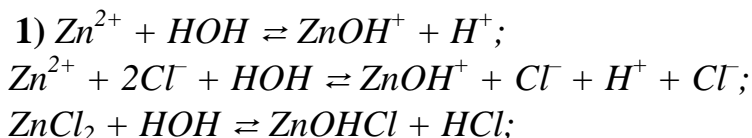
В даному випадку на можливість протікання гідролізу вказує йон слабого електроліту – катіон  $NH_4^+$ , а реакція середовища при гідролізі визначається йонами сильного електроліту – йонами водню, що утворюються при дисоціації  $HCl$ .

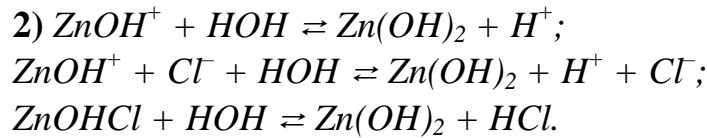
Гідроліз солей, утворених багатовалентним катіоном протікає ступінчасто, через стадії утворення основних солей. Розглянемо це на прикладі гідролізу  $ZnCl_2$ .

**Аналіз складу солі.** Хлорид цинку  $ZnCl_2$  – сіль слабкої двохкислотної основи  $Zn(OH)_2$  і сильної одноосновної кислоти  $HCl$ . При розчиненні у воді молекули  $ZnCl_2$  повністю дисоціюють на катіони  $Zn^{2+}$  і аніони  $Cl^-$ . Йони  $Cl^-$  не можуть зв'язувати йони  $H^+$  води, оскільки  $HCl$  – сильний електроліт. Йони ж  $Zn^{2+}$  зв'язують гідроксид-йони води, утворюючи катіони основної солі  $ZnOH^+$ . Утворення молекул  $Zn(OH)_2$  практично не відбувається, оскільки вони є сильнішими електролітами, ніж  $ZnOH^+$ . У звичайних умовах гідроліз йде за першим ступенем. Сіль гідролізується за катіоном. Проте, якщо зв'язувати йони водню, які утворюються, то йон  $ZnOH^+$  у свою чергу піддається гідролізу (другий ступінь гідролізу).

Оскільки заряд слабкої складової солі – катіона цинку ( $Zn^{2+}$ ) – «2+», то гідроліз протікає в дві стадії.

Відповідні йонно-молекулярні і молекулярні рівняння реакцій матимуть вигляд:





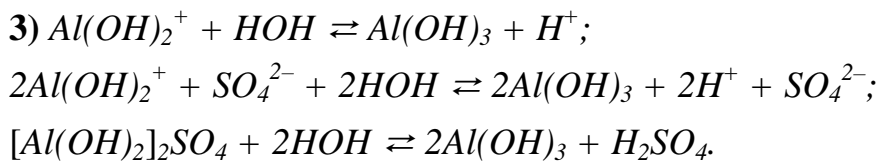
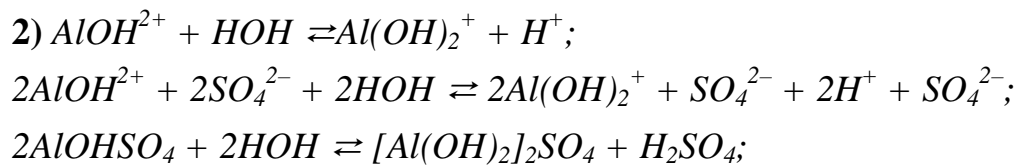
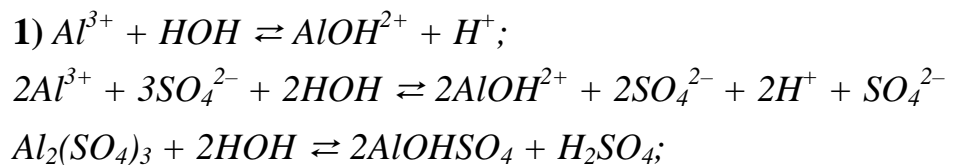
В результаті цього концентрація йонів  $\text{H}^+$  в розчині стає більше концентрації йонів  $\text{OH}^-$  і розчин  $\text{ZnCl}_2$  набуває кислої реакцію ( $\text{pH} < 7$ ).

Розглянемо трохи складніший варіант ступінчастого гідролізу солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою на прикладі сульфату алюмінію.

**Аналіз складу солі.** Сульфат алюмінію  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  – сіль слабкої трьохкислотної основи  $\text{Al(OH)}_3$  і сильної двоосновної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . При розчиненні у воді молекули  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  повністю дисоціюють на катіони  $\text{Al}^{3+}$  і аніони  $\text{SO}_4^{2-}$ . Йони  $\text{SO}_4^{2-}$  не можуть зв'язувати йони  $\text{H}^+$  води, оскільки  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – сильний електроліт. Йони ж  $\text{Al}^{3+}$  зв'язують гідроксид-йони води, утворюючи катіони основної солі  $\text{AlOH}^{2+}$ . Утворення йонів  $\text{Al(OH)}^{2+}$  і молекул  $\text{Al(OH)}_3$  практично не відбувається, оскільки основа є сильнішим електролітом, ніж катіон  $\text{AlOH}^{2+}$ . У звичайних умовах гідроліз йде за першим ступенем. Сіль гідролізується за катіоном. Проте, якщо зв'язувати йони водню, що утворюються, то йон  $\text{AlOH}^{2+}$  у свою чергу піддається гідролізу (другий і третій ступень гідролізу).

Оскільки заряд слабкої складової солі – катіона алюмінію ( $\text{Al}^{3+}$ ) – «3+», то гідроліз протікає в три стадії.

Відповідні йонно-молекулярні і молекулярні рівняння реакцій матимуть вигляд:



В результаті гідролізу в розчині з'являється деякий надлишок йонів  $\text{H}^+$ , тому розчин  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  має кислу реакцію ( $\text{pH} < 7$ ).

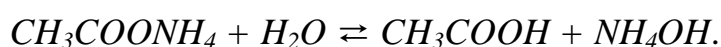
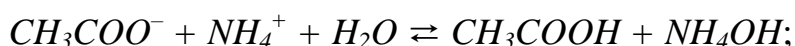
Гідроліз протікає достатньо сильно за першим ступенем, слабо – за другим ступенем і зовсім слабо – за третім ступенем (зважаючи на накопичення йонів водню, процес зміщується у бік початкових речовин). Повнішому гідролізу сприяє розбавлення розчину і підвищення температури. (В цьому випадку можна враховувати гідроліз і за третім ступенем.)

Третій випадок гідролізу – *гідроліз за катіоном і за аніоном*.

Сіль утворена **слабкою основою і слабкою кислотою**, гідролізується одночасно **за катіону і аніоном**. Очевидно, що гідроліз протікає глибше, ніж по-першим двом випадкам. Характер середовища слабо лужний, слабкокислий, нейтральний (частіше указують  $pH \approx 7$ ).

Розглянемо це на наступному прикладі.

**Аналіз складу солі.** Ацетат амонія – сіль, утворена слабкою однокислотною основою  $NH_4OH$  і слабкою одноосновною кислотою  $CH_3COOH$ . У розчині  $CH_3COONH_4$  повністю дисоціює на катіони  $NH_4^+$  і аніони  $CH_3COO^-$ . Йони амонію зв'язують гідроксид-йони води, а ацетат-йони – йони водню, що утворюються при дисоціації води:



Гідроліз таких солей протікає дуже сильно, оскільки в результаті його утворюються і слабка основа, і слабка кислота.

Реакція середовища в розчинах солей, утворених слабкою основою і слабкою кислотою, мінятиметься неістотно,  $pH$  залежатиме від того, який з електролітів, що утворили сіль, є відносно сильнішим, тобто від їх констант дисоціації ( $K_D$ ):

✓ якщо  $K_D$  (основи)  $>$   $K_D$  (кислоти), то  $pH > 7$ ;

✓ якщо  $K_D$  (основи)  $<$   $K_D$  (кислоти), то  $pH < 7$ .

У разі гідролізу  $CH_3COONH_4$  (див. табл. 8.2.)

$$K_D(NH_4OH) = 6,3 \cdot 10^{-5};$$

$$K_D(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

тому реакція водного розчину цієї солі буде слаболужною, майже нейтральною ( $pH \approx 7$ )

Для вимірювання  $pH$  існують різні методи. Приблизно реакцію розчину можна визначити за допомогою спеціальних реактивів, які називаються індикаторами, забарвлення яких міняється залежно від концентрації йонів водню. У хімічних лабораторіях використовують синтетичні індикатори, що різко змінюють свій колір в достатньо вузьких межах  $pH$ . Таких індикаторів відомо дуже багато, і кожен з них має свою сферу застосування. У табл. 8.2. дана характеристика деяких індикаторів.

Таблиця 8.1 – Характеристики деяких індикаторів  $pH$

Індикатор	Змінює забарвлення	у інтервалі $pH$ :	
		від	до
метилловий фіолетовий	від жовтого до зеленого	0,13	0,5
метилловий оранжевий	від червоного до оранжево-жовтого	$< 3,1$	4,0
лакмус	від червоного до синього	4,5	8,3
бромтимоловий синій	від жовтого до синьо-фіолетового	$< 6,0$	7,0
фенолфталеїн	від безбарвного до малинового	$< 8,2$	10,0
тринітробензол	від безбарвного до оранжевого	$< 12,2$	14,0

Таблиця 8.1 – Константи дисоціації деяких слабких електролітів у водних розчинах при 25°C.

<i>Електроліт</i>		<i>K<sub>D</sub></i>
Азотиста кислота $HNO_2$		$4 \cdot 10^{-4}$
Амонію гідроксид $NH_4OH$		$6,3 \cdot 10^{-5}$
Борна кислота (орто) $H_3BO_3$	K <sub>1</sub>	$5,8 \cdot 10^{-10}$
	K <sub>2</sub>	$1,8 \cdot 10^{-13}$
	K <sub>3</sub>	$1,6 \cdot 10^{-4}$
Бромноватиста кислота $HBrO$		$2,1 \cdot 10^{-9}$
Вода $H_2O$		$1,8 \cdot 10^{-16}$
Водню пероксид $H_2O_2$		$2,6 \cdot 10^{-12}$
Кремнієва кислота $H_2SiO_3$	K <sub>1</sub>	$2,2 \cdot 10^{-10}$
	K <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-12}$
Мурашина кислота $HCOOH$		$1,8 \cdot 10^{-4}$
Селениста кислота $H_2SeO_3$	K <sub>1</sub>	$3,5 \cdot 10^{-3}$
	K <sub>2</sub>	$5 \cdot 10^{-8}$
Селеноводень $H_2Se$	K <sub>1</sub>	$1,7 \cdot 10^{-4}$
	K <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-11}$
Сірчана кислота $H_2SO_4$	K <sub>2</sub>	$1,2 \cdot 10^{-2}$
Сірчиста кислота $H_2SO_3$	K <sub>1</sub>	$1,6 \cdot 10^{-2}$
	K <sub>2</sub>	$6,3 \cdot 10^{-8}$
Сірководень $H_2S$	K <sub>1</sub>	$6 \cdot 10^{-8}$
	K <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-14}$
Телуриста кислота $H_2TeO_3$	K <sub>1</sub>	$3 \cdot 10^{-3}$
	K <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-8}$
Телуроводень $H_2Te$	K <sub>1</sub>	$1 \cdot 10^{-3}$
	K <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-11}$
Вугільна кислота $H_2CO_3$	K <sub>1</sub>	$4,5 \cdot 10^{-7}$
	K <sub>2</sub>	$4,7 \cdot 10^{-11}$
Ацетатна (оцтова) кислота $CH_3COOH$		$1,8 \cdot 10^{-5}$
Хлорноватиста кислота $HOCl$		$5,0 \cdot 10^{-8}$
Хлороцтова кислота $CH_2ClCOOH$		$1,4 \cdot 10^{-3}$
Фосфорна кислота (орто) $H_3PO_4$	K <sub>1</sub>	$7,5 \cdot 10^{-3}$
	K <sub>2</sub>	$6,3 \cdot 10^{-8}$
	K <sub>3</sub>	$1,3 \cdot 10^{-12}$
Фтороводень $HF$		$6,6 \cdot 10^{-4}$
Ціановодень $HCN$		$7,9 \cdot 10^{-10}$
Щавлева кислота $H_2C_2O_4$	K <sub>1</sub>	$5,4 \cdot 10^{-3}$
	K <sub>2</sub>	$5,4 \cdot 10^{-5}$



### **Кількісні характеристики гідролізу**

Кількісно гідроліз солей може бути охарактеризований ступенем гідролізу і константою гідролізу.

$h_{\text{гідр}}$  – **ступінь гідролізу** показує, яка частина солі прогідролізовалася (перетворилася на свої складові), тобто це відношення числа гідролізованих молекул до загального числа розчинених молекул:

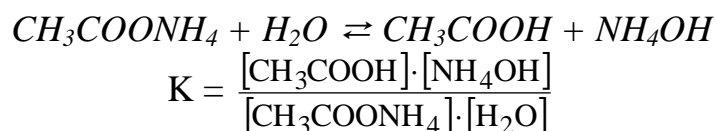
$$h_{\text{гідр}} = [C]_{\text{гідр}} / [C]_{\text{розч.}}$$

Вимірюється в частках одиниці або відсотках:

$$h_{\text{гідр}} = ([C]_{\text{гідр}} / [C]_{\text{розчин.}}) \cdot 100\%.$$

Ступінь гідролізу не є константою і залежить від хімічної природи кислоти (основи), що утворюється при гідролізі, і буде тим більше, чим слабкіше кислота (основа) в певних рівних умовах.

$K_{\Gamma}$  – **константа гідролізу** – константа рівноваги оборотної реакції, яка залежить від температури, але не залежить від концентрації розчину. Наприклад для реакції гідролізу ацетату амонію можна записати:



Оскільки концентрація молекул води в системі превалує, то її можна вважати постійною величиною, тобто:

$$K \cdot [H_2O] = \frac{[CH_3COOH] \cdot [NH_4OH]}{[CH_3COONH_4]}$$

Тут

$$K \cdot [H_2O] = K_{\Gamma}$$

При малому значенні  $h_{\text{гідр}}$ , згідно закону розбавлення Оствальда:

$$K_{\Gamma} = C \times h_{\text{гідр}}^2,$$

де  $C$  – концентрація розчину солі.

Звідки отримуємо вираз, який зв'язує  $h_{\text{гідр}}$  і  $K_{\Gamma}$

$$h_{\text{гідр}} = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C}}.$$

### **Випадок повного, необоротного гідролізу солей**

Сіль гідролізується повністю і необоротно при виконанні наступних умов.

1 Кислота є або легколетучею, або важко розчинною і її константа дисоціації не перевищує  $10^{-7}$ .

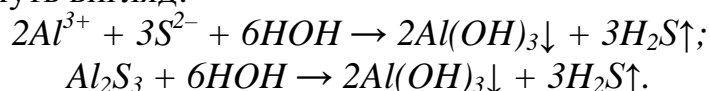
2 Основа є важко розчинною сполукою і її константа дисоціації не перевищує  $10^{-8}$ .

3 Якщо основа і кислота, які утворюють сіль, є не тільки слабкими електролітами, але і малорозчинними або нестійкі і розкладаються з утворенням летючих продуктів, то в цьому випадку гідроліз солі протікає необоротно.

Розглянемо це на прикладі гідролізу  $Al_2S_3$ .

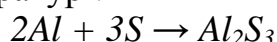
**Аналіз складу солі.** Сульфід алюмінію  $Al_2S_3$  – сіль слабкої двоокисотної основи  $Al(OH)_3$  і слабкої двоосновної кислоти  $H_2S$ . При розчиненні у воді сульфід алюмінію дисоціює на катіони  $Al^{3+}$  і аніони  $S^{2-}$ . Йони алюмінію зв'язують гідроксид-йони води з утворенням катіонів основної солі  $AlOH^{2+}$ , а сульфід-йони зв'язують йони водню води з утворенням аніонів кислотної солі  $HS^-$ . В результаті відбувається посилення гідролізу і він протікає практично до кінця (слабкі електроліти, що утворюються, йдуть із зони реакції).

Відповідні йонно-молекулярні і молекулярні рівняння реакцій гідролізу матимуть вигляд:



Реакція водного розчину буде близька до нейтральної ( $pH \approx 7$ ).

Тому сульфід алюмінію не може існувати у вигляді водних розчинів, реактив може бути отриманий тільки «сухим способом», наприклад, з елементів при високій температурі:



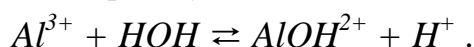
і повинен зберігатися в герметичних судинах, які виключають попадання вологи, яка розмагатиме реактив.

### Сумісний гідроліз

Якщо помістити в одну судину дві солі, одна з яких утворена слабкою основою (гідролізується за катіоном), а друга – слабкою кислотою (гідролізується за аніоном), то відбувається сумісне посилення гідролізу і він протікає до кінця практично необоротно.

При змішуванні розчинів  $Al_2(SO_4)_3$  і  $Na_2S$  кожна з взятих солей гідролізується необоротно до кінця з утворенням відповідної основи і кислоти.

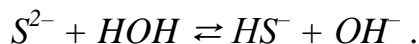
**Аналіз складу солі.** Сульфат алюмінію  $Al_2(SO_4)_3$  – сіль слабкої багатоокисотної основи  $Al(OH)_3$  і сильної багатоосновної кислоти  $H_2SO_4$ . При розчиненні у воді молекули  $Al_2(SO_4)_3$  повністю дисоціюють на катіони  $Al^{3+}$  і аніони  $SO_4^{2-}$ . Йони  $SO_4^{2-}$  не можуть зв'язувати йони  $H^+$  води, оскільки  $H_2SO_4$  – сильний електроліт. Йони ж  $Al^{3+}$  зв'язують гідроксид-йони води, утворюючи катіони основної солі  $AlOH^{2+}$ . У звичайних умовах гідроліз йде за першим ступенем. Сіль гідролізується за катіоном:



Сульфід натрію  $Na_2S$  – сіль сильної одноокисотної основи  $NaOH$  і слабкої багатоосновної кислоти  $H_2S$ . При розчиненні у воді молекули  $Na_2S$

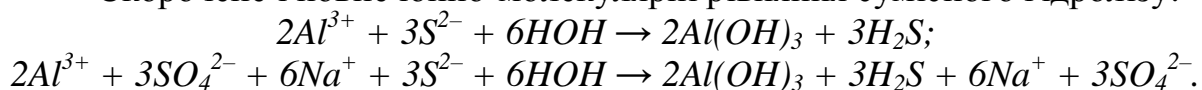
повністю дисоціюють на йони  $Na^+$  і  $S^{2-}$ . Катіони  $Na^+$  не можуть зв'язувати йони  $OH^-$  води, оскільки  $NaOH$  – сильний електроліт.

Аніони ж  $S^{2-}$  зв'язують протони водню води, утворюючи йони кислоти солі  $HS^-$ . У звичайних умовах гідроліз йде за першим ступенем. Сіль гідролізується за аніоном:

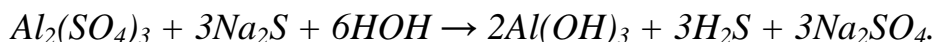


Проте, якщо розчини цих солей знаходяться в одній судині, то йде взаємне посилення гідролізу кожної з них, оскільки йони  $H^+$  і  $OH^-$  утворюють молекули слабого електроліту  $H_2O$ . При цьому гідролітична рівновага зрушується управо і гідроліз кожної з узятих солей йде до кінця з утворенням  $Al(OH)_3$  і  $H_2S$ .

Скорочене і повне іонно-молекулярні рівняння сумісного гідролізу:



Молекулярне рівняння:

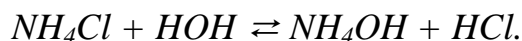
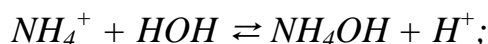


### **Способи придушення гідролізу солей**

Існує три способи придушення гідролізу солей.

**Перший спосіб** – регулювання рН сольового розчину.

Звернемося до вже розглянутих процесів гідролізу. Солі, утворені слабким гідроксидом і сильною кислотою, необхідно підкисляти для придушення гідролізу, тобто знижувати рН. Гідроліз хлориду амонію:



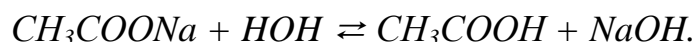
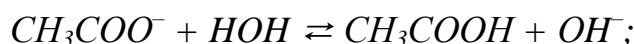
При гідролізі хлориду амонію утворюються йони водню, тому якщо до розчину цієї солі додати будь-яку кислоту, наприклад:



то за рахунок збільшення концентрації іонів водню, що утворюються при дисоціації кислоти, рівновага гідролізу за принципом Ле-Шательє зміщується у зворотному напрямі, тобто у бік утворення солі і ступінь гідролізу  $NH_4Cl$  зменшиться.

Солі, утворені сильним гідроксидом і слабкою кислотою, необхідне підлужувати для придушення гідролізу, тобто підвищувати рН.

Гідроліз ацетату натрію:



При гідролізі ацетату натрію утворюються гідроксид-йони, тому якщо до розчину цієї солі додати будь-який луг, наприклад:



то за рахунок збільшення концентрації гідроксид-йонів, що утворюються при дисоціації лугу, рівновага гідролізу за принципом Ле-Шательє

зміщується у зворотному напрямі, тобто у бік утворення солі і ступінь гідролізу  $CH_3COONa$  зменшиться.

**Другий спосіб.** Як вище сказано, збільшення температури призводить до збільшення константи і ступеня гідролізу. Отже, пониження температури сольового розчину викликатиме зменшення ступеня гідролізу, тобто відбуватиметься процес придушення гідролізу.

**Третій спосіб.** При зменшенні концентрації розчину (при його розбавленні) відбувається збільшення ступеня дисоціації солі згідно закону розбавлення Оствальда. В результаті значного зростає кількість йонів, що гідролізуються, тобто збільшується ступінь гідролізу.

Тому для придушення процесу гідролізу необхідно підвищувати концентрацію сольового розчину.

Дані способи застосовуються до солей, які утворені слабким гідроксидом і слабкою кислотою, для яких регулювання рН розчину неідеальне. На практиці, як правило, застосовують всі три способи придушення гідролізу одночасно.

### **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ**

1. Який процес називається гідролізом? Які типи солей можуть піддаватися гідролізу?
2. Яка з вказаних нижче солей піддається гідролізу:  $NaClO$ ,  $Na_2SiO_3$ ,  $AlCl_3$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $Al_2S_3$ ,  $ZnSO_4$ ? Чому?
3. Як протікає процес гідролізу за катіоном, за аніоном, за катіоном і аніоном одночасно? Наведіть приклади.
4. Що називається ступенем гідролізу і константою гідролізу?
5. Який взаємозв'язок між ступенем гідролізу солі і її концентрацією?
6. Який взаємозв'язок між ступенем гідролізу солі і константою гідролізу?
7. Визначити характер середовища в розчинах солей ( $pH < 7$ ,  $pH > 7$  або  $pH = 7$ ) в розчинах солей:  $NH_4NO_3$ ,  $CH_3COONa$ ,  $Cr_2(SO_4)_3$ ,  $CaCl_2$ ,  $MgCl_2$ .
8. Яка з двох наведених солей: а)  $Na_2CO_3$  і  $Na_2SiO_3$ ; б)  $MgCl_2$  і  $AlCl_3$ ; в)  $ZnCl_2$  і  $CdCl_2$  піддаватиметься гідролізу більшою мірою? Чому?
9. Посилення або придушення гідролізу *ціаніду калія* викличе додання до розчину солі: а) кислоти, б) лугу, в) хлориду амонію?
10. Які речовини називаються індикаторами? Чи можна за допомогою індикатора відрізнити один від одного розчини солей:  
а)  $NaClO_4$  і  $NaClO$ ;      в)  $BaCl_2$  і  $ZnCl_2$ ;      д)  $BaCl_2$  і  $BeCl_2$ ;  
б)  $K_2CO_3$  і  $Al_2(SO_4)_3$ ;      г)  $Al_2(SO_3)_3$  і  $K_2SO_4$ ;      е)  $NaClO$  і  $NH_4Cl$ ?

### **ВИМОГИ ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ**

При виконанні роботи слід суворо дотримуватися загальних правил техніки безпеки для хімічних лабораторій. При попаданні реактивів на шкіру або одяг уражену ділянку необхідно швидко промити великою кількістю води.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:** - дослідити реакцію розчинів різних солей;

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

**Прилади та реактиви:** розчини солей: ацетат натрію  $CH_3COONa$ , сульфат алюмінію  $Al_2(SO_4)_3$ , карбонат натрію  $Na_2CO_3$ , хлорид натрію  $NaCl$ , хлорид феруму (III)  $FeCl_3$ , ортофосфат натрію  $Na_3PO_4$ , хлорид стибію  $SbCl_2$ ; кристалічна сіль хлорид стануму (II)  $SnCl_2$ , концентрований розчин хлороводневої кислоти  $HCl$  (1:1), дистильована вода; **індикатори:** нейтральний розчин лакмусу, спиртовий розчин фенолфталеїну; штатив з пробірками, мікрошпатель, стакан на 200 см<sup>3</sup>, електрична плитка.

Дослід 1. Дослідження реакції розчинів солей, що гідролізуються.

### А) Гідроліз карбонату натрію $Na_2CO_3$ .

В 2 пробірки налити по 2-3 см<sup>3</sup> 0,1 н розчину  $Na_2CO_3$ . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн та спостерігати зміну забарвлення розчину. У другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення. Результати дослідження занести у таблицю 8.3.

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

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

### Б) Гідроліз ортофосфату натрію $Na_3PO_4$ .

В 2 пробірки налити по 2-3 см<sup>3</sup> 1 н розчину  $Na_3PO_4$ . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн та спостерігати зміну забарвлення розчину. У другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення. Результати дослідження занести у таблицю 8.3.

Записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-йонне рівняння гідролізу  $Na_3PO_4$  – за 3-ма ступенями та сумарне. Написати вираження константи гідролізу. Визначити реакцію середовища (рН).

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

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

В 2 пробірки налити по 2-3 см<sup>3</sup> 0,5 н розчину  $Al_2(SO_4)_3$ . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн; у

другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення у розчинах. Результати дослідження занести у таблицю 8.3.

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

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

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

В 2 пробірки налити по 2-3 см<sup>3</sup> 0,5 н розчину  $NaCl$ . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн, а в іншу – декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати, чи відбудеться зміна забарвлення. Результати дослідження занести у таблицю 8.3.

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

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

Таблиця 8.3 – 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 хлориду феруму(III)  $FeCl_3$  та додати у кожну пробірку 4-5 мл дистильованої води. Потім одну пробірку залишити у штативі, а другу поставити нагрівати у стакан з киплячою водою на електричній плитці. Через приблизно 5 хвилин спостерігайте, як буде відмінюватись колір розчину в цих пробірках. Поясніть, чому при нагріванні забарвлення розчину стає інтенсивніше.

Запишіть молекулярне, повне та скорочене молекулярно-йонне рівняння гідролізу  $FeCl_3$  (за ступенями та сумарне). Напишіть вираження константи гідролізу. Визначити 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 спираючись на принцип Ле-Шательє.

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

Налийте у пробірку 2-3 см<sup>3</sup> розчину солі хлориду стібію  $SbCl_2$  та додайте 4-5 см<sup>3</sup> дистильованої води. Спостерігайте, що відбувається.

Напишіть молекулярне, повне та скорочене молекулярно-йонне рівняння гідролізу  $SbCl_2$  (за ступенями та сумарне). 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. **Придушення гідролізу.**

Положіть у пробірку 2-3 кристалика солі хлорид стануму  $SnCl_2$  (не більше) та додайте приблизно 2 см<sup>3</sup> дистильованої води. Спостерігайте появлення рясного білого осаду основної солі гідроксохлориду стануму(II).

Напишіть молекулярне, повне та скорочене молекулярно-йонне рівняння гідролізу  $SnCl_2$ . 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. Поясніть це явище. Напишіть рівняння реакції.

Зробити **висновок** про те, як впливає додавання сильної кислоти на гідроліз  $SnCl_2$ .

## ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДО ЗАХИСТУ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

1. Скласти рівняння гідролізу сульфату міді в молекулярній і йонній формі. Визначити рН середовища (> 7; < 7; = 7).
2. Для запобігання накипу використовують тринатрійфосфат ( $Na_3PO_4$ ). Скласти рівняння гідролізу цієї солі в молекулярній і йонній формі. Вказати рН середовища (> 7; < 7; = 7). За яким ступенем переважно протікатиме гідроліз?
3. Скласти рівняння гідролізу суперфосфату ( $Ca(H_2PO_4)_2$ ) в молекулярній і йонній формі. Вказати середовище (> 7; < 7; = 7).
4. Господарська сода (карбонат натрію) використовується в техніці як миючий засіб. Скласти рівняння гідролізу цієї солі, враховуючи, що гідроліз переважно протікає за 1-м ступенем.
5. Зола з дерева містить велику кількість поташу (карбонату калія). Скласти рівняння реакції гідролізу карбонату калія в молекулярній і йонній формі. Вказати, яка при цьому буде середовище?
6. Яке з добрив: діаммофос ( $(NH_4)_2HPO_4$ ) або амофос ( $NH_4H_2PO_4$ ) – має більш кислу реакцію при розчиненні у воді? Підтвердити рівняннями реакцій і величинами констант дисоціації (див. табл. 8.2).
7. Яке з добрив: амофос ( $NH_4H_2PO_4$ ) або аміачна селітра ( $NH_4NO_3$ ) – має більш кислу реакцію при розчиненні у воді? Дайте обґрунтовану

- рівняннями реакцій відповідь. Складіть реакції в молекулярній і йонній формі.
8. Скласти рівняння реакцій гідролізу суперфосфату ( $Ca(H_2PO_4)_2$ ) і преципітату ( $CaHPO_4$ ) в молекулярній і йонній формі.
  9. Що відбувається при розчиненні хлориду цинку у воді. Скласти рівняння гідролізу цієї солі в молекулярній і йонній формі, враховуючи, що він протікає за першим ступенем. Вказати рН середовища ( $> 7$ ;  $< 7$ ;  $= 7$ ).
  10. Які з перерахованих солей:  $NaNO_2$ ,  $NH_4NO_3$ ,  $Na_2SO_4$  піддаються гідролізу? Для кожної з солей, що гідролізується, написати рівняння гідролізу в молекулярній і йонній формі і вказати реакцію (рН) її водного розчину.
  11. Вказати, які з перерахованих нижче солей піддаються гідролізу:  $KNO_3$ ,  $(NH_4)_2SO_4$ ,  $K_2CO_3$ . Для кожної з солей, що гідролізується, написати в молекулярній і йонній формі рівняння гідролізу, вказати характер середовища (рН).
  12. У який колір буде забарвлений лакмус у водних розчинах  $Na_2SO_4$ ,  $KCl$ ,  $NH_4Cl$ ,  $Na_2S$ ? Відповідь обґрунтувати рівняннями реакцій гідролізу в молекулярній і йонній формі.
  13. Виходячи із значень констант дисоціації відповідних кислот і основ (див. табл. 8.1.), вказати реакцію розчинів наступних солей:  $NH_4CN$ ,  $NH_4F$ ,  $(NH_4)_2S$ . Скласти рівняння реакцій гідролізу в молекулярній і йонній формі.
  14. Розчин  $NH_4H_2PO_4$  має слабкокислу, а розчин  $Na_3PO_4$  – сильнолужну реакцію. Пояснити і підтвердити ці факти відповідними йонно-молекулярними рівняннями.
  15. У яких з розчинів солей  $NaCl$ ,  $NaNO_3$ ,  $Na_3PO_4$ ,  $Na_2CO_3$ , фенолфталеїн змінить забарвлення на малинову і чому? Скласти рівняння реакцій гідролізу в молекулярній і йонній формі.



## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

### Основна

1. Глинка Н.Л. Общая химия . – Л.: Химия, 1985.
2. Глинка Н.В. Общая химия. - М.: КНОРУС, 2011.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебн. Пособие для вузов/ Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной – Л., Химия, 1988.
4. 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.
5. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія, Київ: «Вища школа», 1991.
6. Рыбаков Ю.С. Лабораторные работы по физической и коллоидной химии. М., «Высшая школа», 1999.
7. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. – Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. Учебн. пособие. 4-е изд. испр. – М.:Высш.шк., 2002.

### *Додаткова*

8. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. – Київ.: Перун, 1998.
9. Бalezин С.А. Практикум по физической и коллоидной химии. М., Просвещение, 1990.
10. Пасынский А.Г. Коллоидная химия. М., «Высшая школа», 1998.
11. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии. М., «Химия», 1985.
12. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия. М., «Высшая школа», 1984.

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт  
з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»,  
**розділ: «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

Укладачі: Костік В.В., доц., к.х.н.; Гриб К.О., зав. лаб.

Підп. до друку \_\_\_\_\_ Формат \_\_\_\_\_ Папір \_\_\_\_\_  
Умовн. друк. арк. \_\_\_\_\_ Тираж \_\_\_\_\_ Зам. № \_\_\_\_\_

Надруковано з готового оригінал-макета

---

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