


## АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ ТА ТЕХНІЧНИЙ АНАЛІЗ:

методичні рекомендації до виконання  
лабораторних робіт

Запоріжжя 2026



УДК 543:66.01(072)  
А64

Рекомендовано Науково-методичною  
радою  
ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
«МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА»  
(протокол № 7 від 04.06.2026 р.)

**Укладач**

Єфімова В.Г., канд. техн. наук, доцент

А64 Аналітична хімія та технічний аналіз : методичні  
рекомендації до виконання лабораторних робіт / уклад.  
В. Г. Єфімова. Запоріжжя : ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
«МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА». 2026. 36 с.

Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт  
включають теоретичний матеріал, методику виконання експерименту та  
аналіз експериментальних результатів, що сприяє опануванню  
дисципліни.

**УДК 543:66.01(072)**

© ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА», 2026



## ЗМІСТ

ВСТУП	4
Лабораторна робота 1. Хімічний посуд. Правила роботи з хімічним посудом	5
Лабораторна робота 2. Титриметричний аналіз	18
Лабораторна робота 3. Електрорушійні сили (ЕРС)	22
Лабораторна робота 4. Потенціометричне визначення рН	27
Лабораторна робота 5. Електропровідність	29
ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНИХ ДЖЕРЕЛ	33



## ВСТУП

Аналітична хімія – наука про методи та прийоми хімічного та технічного аналізу.

Технічний аналіз займає одне з провідних місць у різних галузях промисловості: хімічної, харчової, металургійної і т. д. Він заснований на використанні хімічних реакцій, які дозволяють виявити та визначити ту чи іншу речовину. Методи та методики, які застосовуються для досягнення цілей технічного та хімічного аналізів, постійно вдосконалюються та поповнюються. Об'єм знань та навичок, якими мають володіти хіміки-аналітики, також розширюється.

Технічний аналіз має особливе значення, коли йдеться про стандарти, які використовуються для оцінки правильності результату, у разі проведення прецизійних аналізів.

Технічний аналіз включає два методи – гравіметричний метод аналізу та титриметричний метод аналізу. Оскільки практикум для студентів-технологів ґрунтується на титриметричному методі аналізу, ми докладніше зупинимося на тих операціях, без яких неможливе його проведення, проте багато з розглянутого є базовими навичками не тільки у гравіметрії, а й інструментальних методах аналізу.

Після опанування курсу «Аналітична хімія та технічний аналіз», кожен студент має впевнено виконувати такі операції, як:

- робота з хімічним посудом;
- взяття проби, зважування на аналітичних терезах;
- приготування розчинів;
- титрування;
- обробка отриманих результатів та оцінка їх достовірності.

Аналітична хімія має велике значення для розвитку науки та виробництва. Вона надає інформацію про властивості нових сполук, технологу дає вказівки щодо правильності ведення технологічного процесу, економісту дозволяє оцінювати якість продукції.

Вивчення основ аналітичної хімії є необхідною ланкою в підготовці інженерів технічних спеціальностей. У процесі роботи фахівці зазначеного профілю постійно потребують хіміко-аналітичного дослідження матеріалів, що піддаються переробці на будь-якій стадії технологічного процесу. Вивчаючи аналітичну хімію, студенти краще засвоюють основні закони та теорії хімії, відомі їм із курсу загальної хімії. Лабораторні роботи з якісного та кількісного аналізу сприяють розвитку практичних навичок з поводження з приладами, розвивають спостережливість та здатність логічно міркувати, підвищують інтерес до дослідницької роботи.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1. ХІМІЧНИЙ ПОСУД. ПРАВИЛА РОБОТИ З ХІМІЧНИМ ПОСУДОМ

### Теоретичні відомості:

Посуд, що застосовується у хімічних лабораторіях може бути класифікований за наступним призначенням:

- ✓ посуд загального призначення (воронки, склянки, плоскодонні колби, пробірки та ін.);
- ✓ посуд спеціального призначення (дефлегматори, ареометри, круглодонні колби, ексикатори, бюкси та ін.);
- ✓ мірний посуд.

У свою чергу мірний посуд ділять на точний мірний посуд (мірні колби, піпетки та бюретки) та неточний мірний посуд (весь інший посуд, що призначений для вимірювання об'єму рідини). В аналітичній лабораторії найбільш широкое застосування мають такі види посуду: мірна колба, піпетка, бюретка, мірний циліндр, мензурка, хімічна склянка, конічна колба, вирва, бюкс.

Мірні колби (рис. 1) використовують для приготування стандартних розчинів. Їхня місткість може змінюватись від 1 мл до 2 л. Вони являють собою плоскодонні колби з витягнутою шийкою, на якій є кільцева мітка. У більшості випадків мірні колби мають пришліфовані скляні пробки. Якщо таких пробок немає, можна використовувати гумові, поліетиленові чи поліпропіленові пробки. Головною умовою є відсутність хімічної взаємодії розчину, що готується, з матеріалом пробки. На самій колбі втравлено число, що вказує її ємність у мілілітрах за певної температури.

Піпетки призначені для того, щоб відміряти та перенести певний об'єм рідини. Зокрема, піпетки часто використовують для відбору аліквоти (певної порції) розчину. Існують два основні види піпеток – мірні (піпетки Мора) та градуйовані. Градуйовані піпетки (рис. 2) являють собою циліндричні трубки, на поверхню яких нанесені значення об'єму із певним кроком. Вони не такі точні, як мірні, тому що їх внутрішній діаметр все ж таки не цілком постійний по висоті. Місткість піпеток варіюється від 100 до 1 мл і менше. Нижній кінець піпеток злегка відтягнутий діаметр близько 1 мм. Мірні піпетки (піпетки Мора) (рис. 3) градуйовані тільки для одного



Рис.1. Мірна колба



Рис. 2. Градуйована піпетка

певного значення об'єму. Їх використовують тоді, коли потрібно відібрати об'єм рідини із найбільшою точністю.



Рис.3. Мірна піпетка меншого

Бюретки використовуються для точного дозування змінних об'ємів розчину. Їхня головна мета – титрування (додавання титранта невеликими порціями до розчину титрованої речовини). Звичайні бюретки мають шкалу об'ємів, оцифровану від 0 до 50 мл із ціною розподілу 0,1 мл (рис. 4). Користуючись цією шкалою, можна зчитувати показання до сотих часток мілілітра за положенням меніска між поділами (з точністю  $\pm 0,02-0,03$  мл). Існують бюретки набагато



Рис.4. Бюретка

об'єму на 25 мл та 10 мл, а також мікробюретки об'ємом до 2 мл. Як і для піпеток, для бюреток товщина плівки рідини на стінках впливає на точність дозування. Цей фактор може вносити суттєві похибки, якщо швидкість закінчення рідини непостійна. Рекомендується при титруванні додавати титрант по краплях з досить низькою швидкістю, близько 15-20 мл за хвилину, а після завершення титрування – зачекати кілька секунд для повного стікання рідини зі стінок бюретки.

На відміну від перерахованих видів посуду мірні циліндри та мензурки не є точним мірним посудом.

Мірні циліндри (рис. 5) представляють собою товстостінні судини з нанесеними на зовнішній стінці поділами, що вказують об'єм у мілілітрах. Вони бувають найрізноманітнішої ємності: від 5-10 мл до 1 л і більше. Щоб відміряти потрібний об'єм рідини, її наливають в циліндр доти, доки нижній меніск не досягне потрібного поділу.

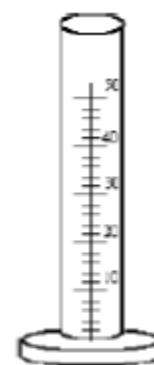


Рис.5. Мірний циліндр

Мензурки - посудини конічної форми, на стінках яких так само, як на циліндрах, нанесена шкала (рис.6). Місткість мензурок лежить в діапазоні 50 – 1000 мл.

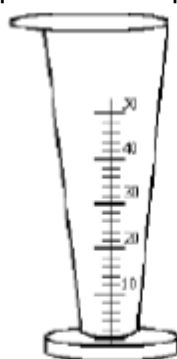


Рис.6. Мензурка

Хімічні склянки є тонкостінними циліндричними ємностями. Вони також можуть бути мірним посудом, якщо мають розподіли зовні (рис.7). Однак вимірювання об'єму рідини за їх допомогою є дуже

грубим та використовується тільки при приготуванні робочих розчинів. Як і іншу хімічний посуд, склянки роблять із тугоплавкого та хімічно стійкого скла.

Конічні колби (рис. 7) знаходять широке застосування при титруванні. Вони бувають різної ємності, з носиками і без, вузькогорлі та широкогорлі. Деякі мають скляну притерту пробку.



Рис.7. Конічна колба

Хімічні воронки виготовляють зі скла або іншого інертного матеріалу. При заповненні посудини рідиною через воронку, якщо вона щільно прилягає до горла посудини, переливання не можливе, оскільки всередині посудини створюється підвищений тиск. Тому воронку час від часу треба піднімати.

Бюкси (стаканчики для зважування) виготовляють із скла. Вони мають притерту скляну кришку. Використовуються для зважування речовин на аналітичних терезах.

Перед роботою з хімічним посудом її ретельно миють теплою водою із спеціальними засобами, милом, содою. Якщо на стінках посуду є наліт твердої речовини, її очищають щіткою або йоржом. Сильно забруднену хімічний посуд миють концентрованими розчинами соляної кислоти, лугу або сумішшю сірчаної кислоти та дихромату калію. Скляний посуд вважається чистим, якщо на його стінках не утворюється окремих крапель і вода залишає рівномірну найтоншу плівку. Добре вимитий у теплій воді посуд обов'язково 2-3 рази обполіскують дистильованою водою для видалення солей, що містяться у водопровідній воді.

Перед аналізом проводять перевірку місткості (калібрування) мірного посуду для точного виміру об'єму (бюретка, піпетка, мірна колба). Іноді внаслідок неоднакового внутрішнього діаметра бюретки чи нерівномірної товщини стінок піпеток, або внаслідок помилок на фабриці, що виготовляє точну мірну посуд, обсяг останньої може не відповідати дійсному.

### **Задача 1. Калібрування мірної посуду**

*Мета роботи:* ознайомитись з хімічним посудом, що використовується у титрометричному методі аналізу. Опанувати техніку калібрування мірних колб та піпеток.

*Прибори та реактиви:* мірна колба місткістю 25 мл, піпетка ємністю 10–25, термометр, технічні ваги, хімічна склянка.

#### **Хід виконання роботи**

##### **1.1 Калібрування піпетки**

Для перевірки ємності ретельно вимиту піпетку наповнюють до мітки дистильованою водою. Для заповнення піпетки рідиною

засмоктують її ротом або грушею через широкий отвір піпетки (кінчик піпетки повинен бути повністю занурений у рідину) на 2–3 см вище мітки, потім швидко закривають отвір вказівним пальцем. Коли піпетка наповнена, слабшають натиск вказівного пальця, внаслідок чого рідина повільно витікатиме з піпетки (палець має бути злегка вологим); як тільки нижній меніск рідини торкнеться мітки, палець знову щільно притискають. Піпетка калібрується на вільне витікання під дією сили тяжіння, у цьому випадку рідина з неї випливає рівномірно та з однаковою швидкістю. Видувати залишки рідини не можна.

Воду з піпетки виливають у чисту, попередньо зважену склянку.

Зважування проводять на технічних вагах з точністю ( $\pm 0,01$ ) г.

Експериментальні дані заносять до Таблиці 1.

Таблиця 1 - Результати калібрування піпетки

№, дослід	$m_2$ , маса порожнього стакану, г	$m_1$ , маса стакану з водою, г	$m = m_1 - m_2$ , маса води, г	$t$ води, $^{\circ}\text{C}$	$\rho$ води, г/см <sup>3</sup>	$V$ води, мл

Термометром вимірюють температуру води та за таблицею 2 визначають її густину.

Таблиця 2 - Густина води в інтервалі температур 15-30  $^{\circ}\text{C}$ .

$t$ , $^{\circ}\text{C}$	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$t$ , $^{\circ}\text{C}$	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$t$ , $^{\circ}\text{C}$	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$t$ , $^{\circ}\text{C}$	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>
15	0,99913	19	0,99843	23	0,99756	27	0,99654
16	0,99897	20	0,99823	24	0,99762	28	0,99626
17	0,99880	21	0,99802	25	0,99707	29	0,99579
18	0,99862	22	0,99780	26	0,99681	30	0,99567

Об'єм води, що був відібраний піпеткою, визначають, користуючись наступним рівнянням:

$$V = \frac{m}{\rho} \quad (1)$$

Розраховані дані заносять у Таблицю 1.

Дослід проводять 3 рази. За отриманими даними розраховують середній об'єм ( $V_{\text{сер.}}$ ) та його відносне відхилення від номінального ( $V_{\text{ном.}}$ ) у відсотках.

$$V_{\text{сер.}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} \quad (2)$$

$$\text{відносне відхилення} = \frac{V_{\text{сер.}} - V_{\text{ном.}}}{V_{\text{ном.}}} \cdot 100 \quad (3)$$

Якщо відносне відхилення виходить за межі помилок, що допускаються у хімічному аналізі (0,1%-0,2%), то піпетку необхідно виправити. Для цього або помічається на піпетці її справжній об'єм, або на піпетку наноситься нова мітка, відповідна номінальному обсягу. Висота стовпа рідини, що додається (h, мм), розраховується за наступним рівнянням:

$$h = \frac{\Delta V \cdot 4}{\pi \cdot d^2} \quad (4)$$

де d – внутрішній діаметр піпетки, мм;  $\Delta V$  – розрахована різниця між істинним об'ємом та номінальним, мм.

### 1.2. Калібрування мірної колби

На відміну від піпеток, для яких об'єм визначають за рахунок рідини, що виливається, для мірних колб визначають об'єм рідини, що міститься у ній. Перевірку місткості мірної колби проводять у такий спосіб.

Чисту та суху мірну колбу з пробкою зважують на технічних терезах з точністю до ( $\pm 0,01$ ) г (великі колби, об'ємом 1,2 л можна зважувати з точністю  $\pm 0,1$  г, помилка зважування не повинна перевищувати 0,1-0,2%). Потім колбу заповнюють до мітки дистильованою водою. Спершу наливають воду в мірну колбу на 0,1-1 см нижче мітки, після чого доводять до мітки, додаючи рідину по краплях із крапельниці. Колбу закривають пробкою і знову зважують.

Отримані значення заносять до таблиці 3.

Таблиця 3 - Результати калібрування мірної колби

№ досліді	m, маса пустої колби, г	m, маса колби з водою, г	m (води), г	t, °C	$\rho$ води, г/см <sup>3</sup>	V води, мл
1						
2						
3						

Термометром вимірюють температуру води та за таблицею 2 визначають її густину. За рівнянням (1) розраховують об'єм води, відібраний піпеткою. Отримані значення заносять до таблиці 3. Дослід повторюють щонайменше три рази.

За отриманими даними розраховують середній об'єм мірної колби (2) та його відносне відхилення від номінального (3). У разі перевищення відносного відхилення допустимого значення (0,1%-0,2%), роблять так само, як і з піпеткою.

Наприкінці роботи робиться висновок про отримані результати.

## Задача 2. Способи виразу концентрації розчинів. Стандартні та робочі розчини

### 1 Способи вираження концентрації розчинів

Дуже часто для проведення хімічного аналізу речовини його переводять у розчин. Під розчинами зазвичай мають на увазі справжні розчини, найчастіше – рідкі. Можна надати таке визначення розчину.

*Розчин* – це гомогенна система, що складається з двох і більше компонентів (тобто вихідних індивідуальних речовин), а також продуктів їхньої взаємодії.

Один із компонентів розчину називають *розчинником*, інший – *розчиненою речовиною*. Зазвичай розчинником прийнято вважати той компонент, який за даних умов у чистому вигляді знаходиться в тому ж агрегатному стані, як і розчин. Наприклад, якщо до води доданий хлорид натрію, то ми його вважаємо розчиненою речовиною, а воду – розчинником. Якщо ж обидва компоненти в чистому вигляді знаходяться в однаковому агрегатному стані, то розчинником називають речовину, що є у більшій кількості. У разі систем, що складаються з трьох і більше компонентів, говорять про наявність одного розчинника і кількох розчинених речовин (розчин кількох солей у воді) або про змішані розчинники (застосовувані в хімії водно-спиртові або водно-ацетонові розчини).

Однією з головних характеристик розчину є його кількісний склад, під яким розуміють вміст розчиненої речовини у певній масі (г, кг) або у певному обсязі (мл, л) розчину або розчинника.

Як одиниця виміру кількості розчиненої речовини можна використовувати його масу ( $m$ ), виражену в грамах (так зручніше при використанні цієї величини в хімічному аналізі) або кілограмах (в одиницях СІ). Крім маси речовини використовується число моль ( $n$ ).


*Моль* – це така кількість молекул або іонів, що міститься в 0,012 кг вуглецю-12. Ця кількість частинок дорівнює  $6,02045 \cdot 10^{23}$  (число Авогадро). Використання числа моль зручно при роботі з мікрооб'єктами, якими є молекули, атоми, іони, порахувати які неможливо. Маса одного моля речовини називається *молярною масою*:  $M = m/n$ . Вона чисельно дорівнює відносній молекулярній масі та розраховується як сума відносних атомних мас всіх елементів, що входять до складу молекули.

Для виразу складу розчинів найчастіше використовуються такі види концентрації: частка (масова, мольна, об'ємна), молярна концентрація, масова концентрація, нормальна концентрація.

Склад розчину часто виражають у **частці компонента** від загальної кількості речовини.

#### 1. Масова доля

$$\varpi = \frac{m_i}{\sum m}$$



де  $m_i$  - масова доля і-го компонента у розчині;  $\sum m$  - сума мас усіх компонентів.

## 2. Мольна доля

$$N = \frac{n_i}{\sum n}$$

$n_i$  - кількість молів даного компонента;  $\sum n$  - кількість молів всіх компонентів.

## 3. Об'ємна доля

$$\varphi = \frac{V_i}{\sum V_i}$$

де  $V_i$  - об'єм даного компоненту;  $\sum V_i$  - загальний об'єм всіх компонентів.

### Приклад 1.

Розрахуйте масову долю та відсоткову концентрацію NaOH, який отримано шляхом розчинення 4 г речовини у 100 г води.

$$\varpi = \frac{m_i}{\sum m} = \frac{4}{4 + 100} = 0,038 \text{ чи } 0,038 \cdot 100 = 3,8\%.$$

### Приклад 2.

Наважку NaCl масою 5,85 г розчинили у 178,2 г води. Визначити мольну долю хлориду натрію у воді:

$$n = \frac{m}{M}; n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{5,85}{58,5} = 0,1 \text{ моль};$$


$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{178,2}{18} = 9,9 \text{ моль}$$

Визначаємо мольну долю:

$$N = \frac{n_i}{\sum n} = \frac{n(\text{NaCl})}{n(\text{H}_2\text{O}) + n(\text{NaCl})} = \frac{0,1}{9,9 + 0,1} = 0,01.$$

### Приклад 3.

10 мл фенолу ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ ) перенесли у мірну колбу об'ємом 50 мл. об'єм розчину довели дистильованою водою до відмітки. Визначити об'ємну долю фенолу у розчині, що утворився.


$$\varphi = \frac{V_i}{\sum V_i} = \frac{V(C_6H_5OH)}{V_{\text{колби}}} = \frac{10}{50} = 0,2.$$

Дуже часто в аналітичній хімії використовується молярна концентрація.

Молярна концентрація – це відношення числа моль розчиненої речовини до об'єму розчину та має одиниці вимірювання моль/л:

$$C = \frac{n}{V}$$

*Приклад 4.*

Визначити молярну концентрацію розчину, який утворений розчиненням 10 г безводного сульфату натрію у мірній колбі об'ємом 250 мл.

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{10}{142 \cdot 0,25} = 0,28 \text{ моль / л.}$$

*Приклад 5.*

Яку масу  $\text{NaNO}_3$  необхідно взяти для приготування 500 мл 0,1 М розчину?

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}, \Rightarrow m = C \cdot M \cdot V = 0,1 \cdot 84,99 \cdot 0,5 = 4,24 \text{ г.}$$

Від молярної концентрації можна перейти до відсоткової та навпаки з використанням наступних формул:

$$\omega = \frac{C \cdot M}{\rho \cdot 10}; \quad \text{звідси} \quad C = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M}.$$

4. Масова концентрація – це відношення маси речовини до об'єму розчину.

$$C_\omega = \frac{m}{V} \quad \text{г / моль.}$$

5. Титр – окремий випадок масової концентрації. Він показує яка маса речовини міститься у 1 мл розчину.

$$T = \frac{m}{V} \quad \text{г / мл;} \quad \text{мг / мл.}$$

Приклад 6.

Визначити масову концентрацію та титр розчину, що отримано розчиненням 1,42 г безводного сульфату натрію у мірній колбі ємністю 500 мл.

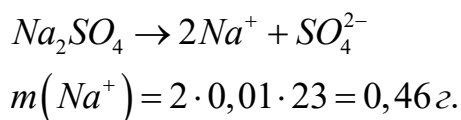
$$C_{\omega}(Na_2SO_4) = \frac{m}{V} = \frac{1,42}{0,5} = 2,84 \text{ г/л.}$$

Слід зауважити, що масова концентрація, наприклад іонів натрію у такому розчині буде визначатися наступним чином.

Число молів сульфату натрію дорівнює:

$$n(Na_2SO_4) = \frac{m}{M} = \frac{1,42}{142} = 0,01 \text{ моль.}$$

Кількість молів іонів натрію у 2 рази більше та їх маса буде становити:



Масова концентрація іонів натрію становить:

$$C_{\omega}(Na^+) = \frac{m}{V} = \frac{0,46}{0,5} = 0,92 \text{ г/л.}$$

Таким чином, при використанні масової концентрації необхідно вказувати для всієї речовини чи лише для окремого іону розраховувалось її значення.

Визначаємо титр розчину сульфату натрію:

$$T = \frac{m}{V} = \frac{1,42}{500} = 0,0028 \text{ г/мл чи } 2,8 \text{ мг/мл.}$$

При виконанні масових аналізів можна використовувати такий спосіб концентрації як титр за речовиною, що визначається –  $T_{A/B}$ . Він показує, з якою масою речовини В реагує 1 мл речовини А, одиниці виміру у даному випадку будуть такі ж, як для звичайного титру у (г/мл):

$$T_{A/B} = \frac{m_B(\text{титр речовини})}{V_A(\text{титранта})}$$

### Приклад 7.

Знайти масу хлорид – іонів у розчині, якщо для аналізу на хлорид – іону було витрачено 20 мл розчину  $\text{AgNO}_3$  з титром за речовиною, що визначається ( $T(\text{AgNO}_3/\text{Cl}^-)$ ) дорівнює 0,0038 г/мл.

У відповідності умови 1 мл  $\text{AgNO}_3$  реагує з 0,0038 г іонів  $\text{Cl}^-$ . Якщо при визначенні  $\text{Cl}^-$  на титрування пішло 20 мл розчину  $\text{AgNO}_3$ , то розчин, що титрується буде містити:

$$m(\text{Cl}^-) = T_{\text{AgNO}_3/\text{Cl}^-} \cdot V_{\text{AgNO}_3} = 0,0038 \cdot 20 = 0,077 \text{ г.}$$

У аналітичних розрахунках найбільш часто використовується *нормальна концентрація розчину*. Вона показує яка кількість моль еквівалентів міститься у 1 літрі розчину:

$$C_H = \frac{n_{\text{екв}}}{V} \text{ (моль – екв / л)}.$$

*Еквівалент речовини* чи *еквівалент* – це реальна чи умовна частина, яка може приєднувати, вивільняти тим чи іншим способом бути еквівалентною катіону водню у кислотно-основних (іонообмінних) хімічних реакціях чи електрону у окисно-відновних реакціях.

Наприклад в реакції  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  еквівалентом буде частинка – іон  $\text{Na}^+$ , а в реакції  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$  еквівалентом буде частинка  $\frac{1}{2} \text{Mg}(\text{OH})_2$ .

Тому під еквівалентом речовини також мають на увазі кількість еквівалентів речовини чи число моль еквівалентів.

**Число моль еквівалентів ( $n_{\text{екв}}$ ) речовини називається така його кількість, яка у кислотно-основній взаємодії реагує з 1 моль атомів водню або заміщає його в сполуках, а в окисно-відновних реакціях приймає або віддає 1 електрон.**


Розмірність числа моль еквівалентів така сама, як і числа моль.

Маса одного моль еквівалентів речовини називається молярною масою еквівалента ( $M_{\text{екв}}$ ). Розмірність молярної маси еквівалента така сама, як молярної маси: кг/моль або г/моль. Молярна маса та молярна маса еквівалента пов'язані наступним співвідношенням:

$$M_{\text{екв}} = M \cdot f_{\text{екв}}$$

де  $f_{\text{екв}}$  - фактор еквівалентності, що показує яка частина молю речовини заміщує чи містить 1 моль іонів водню в іонообмінних реакціях чи віддає (приймає) 1 електрон у окисно-відновних реакціях.

Число моль еквіваленту ( $n_{\text{екв}}$ ) дорівнює відношенню маси речовини до молярної маси еквівалента:


$$n_{екв} = \frac{m}{M_{екв}} \quad \text{чи} \quad n_{екв} = \frac{m}{M \cdot f_{екв}}$$

Фактор еквівалентності може бути розрахований для різних класів неорганічних сполук за наступними формулами:

- в оксидах:

$$f_{екв.} = \frac{1}{(\text{число атомів елемента}) \cdot (\text{валентність елемента})}.$$

Наприклад, в оксиді натрію  $\text{Na}_2\text{O}$  число атомів натрію становить 2, а його валентність -1. Тоді

$$f_{екв.} = \frac{1}{2 \cdot 1} = 1/2.$$

Для  $\text{CaO}$  число атомів становить – 1, а валентність дорівнює 2, тоді

$$f_{екв.} = \frac{1}{1 \cdot 2} = 1/2.$$

Для  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  число атомів становить – 2, а валентність дорівнює 3, тоді

$$f_{екв.} = \frac{1}{2 \cdot 3} = 1/6.$$

В кислотах фактор еквівалентності визначається як:

$$f_{екв.} = \frac{1}{\text{число заміщених іонів } H^+}.$$

Так у соляній кислоті  $\text{HCl}$  – 1 іон водню, а в сірчаній  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – 2, отже  $f_{екв.}(\text{HCl}) = 1$ , а  $f_{екв.}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ .

У основах фактор еквівалентності виражається як:

$$f_{екв.} = \frac{1}{\text{число заміщених іонів } OH^-}.$$

## Задачі до лабораторної роботи 1

**Задача 1.** Визначити масову долю речовини у розчині, який отримано шляхом розчинення певної її кількості у 100 г води. Дані для розрахунків наведено у Таблиці 4. (Приклад 1).

Таблиця 4 - Вихідні дані для задачі 1.

Варіант	Речовина	Маса речовини, г
1	NaCl	5
2	KBr	6
3	NaOH	2
4	HCl	9
5	MgSO <sub>4</sub>	4
6	NaNO <sub>3</sub>	5
8	CuSO <sub>4</sub>	7
9	KClO <sub>3</sub>	8
10	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	10

### Задача 2.

Визначити мольну долю речовини, що наведена у Таблиці 5. Маса речовини та води наведена у Таблиці 5. Наважку речовини, що наведена у Таблиці 5 NaCl масою 5,85 г розчинили у 178,2 г води. Приклад 2.

Таблиця 5 - Вихідні дані для задачі 2.

Варіант	Речовина	Маса речовини, г	Маса води, г
1	NaCl	5	123
2	KBr	6	130
3	NaOH	2	145
4	HCl	9	120
5	MgSO <sub>4</sub>	4	250
6	NaNO <sub>3</sub>	5	140
8	CuSO <sub>4</sub>	7	160
9	KClO <sub>3</sub>	8	172
10	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	10	180

### Задача 3.

Визначити молярну концентрацію розчину, який утворений розчиненням певної кількості речовини у мірній колбі заданого об'єму. Вихідні дані наведено у Таблиці 6. Приклад 4.

Таблиця 6 - Вихідні дані для задачі 3.

Варіант	Речовина	Маса речовини, г	Маса води, г
1	NaCl	5	100
2	KBr	6	50
3	NaOH	2	150
4	HCl	9	200
5	MgSO <sub>4</sub>	4	250
6	NaNO <sub>3</sub>	5	100
8	CuSO <sub>4</sub>	7	500
9	KClO <sub>3</sub>	8	200
10	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	10	150

**Задача 4.**

Визначити масу речовини необхідно взяти для приготування розчину певного об'єму та визначеної концентрації. Приклад 5. Вихідні дані наведено у Таблиці 7. Приклад 5.

Таблиця 7 - Вихідні дані для задачі 4.

Варіант	Речовина	Об'єм розчину, мл	Концентрація розчину, моль/л
1	NaCl	100	1,0
2	KBr	50	1,5
3	NaOH	120	0,1
4	HCl	150	0,2
5	MgSO <sub>4</sub>	80	0,05
6	NaNO <sub>3</sub>	200	0,4
8	CuSO <sub>4</sub>	250	0,25
9	KClO <sub>3</sub>	300	2,0
10	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	200	1,4

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2. ТИТРЕМЕТРИЧНИЙ АНАЛІЗ

### Теоретичні відомості

*Титриметрія* – це сукупність методів кількісного аналізу, заснованих на вимірі кількості титранта, необхідного для взаємодії з обумовленим компонентом (речовиною, що титрується) у розчині відповідно із стехіометрією хімічних реакцій між ними. Особливість титриметричного аналізу полягає в тому, що при титруванні використовують не надлишок реагенту, а його кількість, що точно відповідає рівнянню реакції та хімічно еквівалентній кількості речовини, що визначається. Цей кількісний взаємозв'язок виражається законом еквівалентів: речовини реагують і утворюються в еквівалентних кількостях.

Нехай дві речовини введені в реакцію у вигляді розчинів, нормальні концентрації яких дорівнюють відповідно  $C_{H_1}$  та  $C_{H_2}$  об'ємами  $V_1$  та  $V_2$  відповідно. За визначенням нормальної концентрації  $C_n$  вона показує кількість еквівалентів речовини у 1 л розчину. Тоді число молів еквівалентів першого реагенту буде становити  $C_{H_1} \cdot V_1$ , а кількість молів еквівалентів другого -  $C_{H_2} \cdot V_2$ . За законом еквівалентів кількість молів реагуючих речовин дорівнюють, відповідно:

$$n_{екв.1} = n_{екв.2}$$
$$C_{H_1} \cdot V_1 = C_{H_2} \cdot V_2$$

Момент титрування, коли кількість титранта еквівалентна кількості титрованої речовини, називається *точкою еквівалентності*. Зафіксувати точку еквівалентності можна за допомогою індикатора або з використанням фізико-хімічних методів аналізу.


Реакція титрування має відповідати таким вимогам:

- бути строго стехіометричною;
- протікати з великою швидкістю;
- не повинна супроводжуватись побічними реакціями;
- має існувати спосіб фіксації точки еквівалентності.

За способом проведення титрування розрізняють такі прийоми: пряме титрування, зворотне титрування, титрування із замісником.

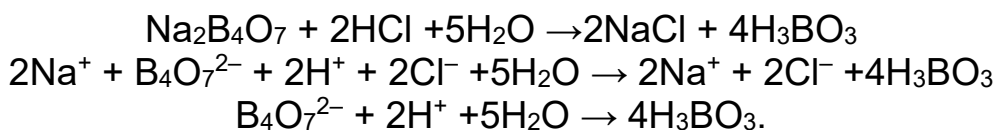
У якості прикладу можна навести визначення концентрації соляної кислоти за стандартним розчином тетрабората натрію.

Тетраборат натрію – це сіль, що утворена катіоном сильного лугу та аніоном слабкої кислоти, тому її розчин має сильно лужну реакцію. Титрування проводять у присутності індикатора метилового червоного, інтервал переходу якого становить 4,4 – 6,2.



Титрування продовжують до переходу забарвлення розчину з жовтою до блідо рожевої від однієї краплини.

Цьому процесу відповідають наступні хімічні реакції:



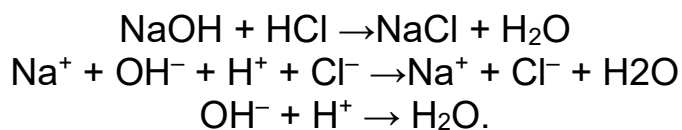
### **Задача 1. Техніка титрування**

*Мета роботи:* опанувати техніку титрування та основними розрахунками. Визначення вмісту гідроксиду натрію у розчині.

*Прибори та реактиви:* бюретка ємністю 50 мл, мірна колба ємністю 100 мл, колба для титрування, піпетка Мора ємністю 10, 15 чи 20 мл, хімічний стакан, стандартний розчин соляної кислоти, розчин гідроксиду натрію, що аналізується, розчин індикатора метилового червоного.

#### Хід виконання роботи

Титрування соляної кислоти розчином гідроксиду натрію можна представити наступним рівнянням:




У мірну колбу об'ємом 100 мл відповідно до варіанта набирають розчин NaOH і доводять до мітки дистильованою водою. Колбу закривають пробкою та ретельно перемішують.

Підготовлену до роботи бюретку заповнюють стандартним розчином соляної кислоти. Піпетку обполіскують розчином гідроксиду натрію. У колбу для титрування відміряють піпеткою аліквотну частину аналізованого розчину NaOH, додають 2-3 краплі індикатора метилового-червоного та титрують розчином соляної кислоти.

*Титрування* - додавання невеликими порціями, по краплях, титрант до титрованої речовини.

Основні правила:

1. При аналізі користуються лише чистим посудом. Рідина при виливанні з бюретки та піпетки не повинна залишати крапель на стінках.
2. Перед використанням бюретку необхідно сполоснути розчином, яким планується проводити титрування (титрантом).
3. Піпетку обполіскують розчином, що титрується. Для цього спочатку невеликою кількістю розчину ополіскують склянку, наливають у склянку ще трохи розчину, яким ополіскують усередині та зовні піпетку.

- 
4. Бюретка повинна бути встановлена вертикально.
  5. Розчин у бюретку заливають через вирву, яку відразу ж видаляють.
  6. Видаляють бульбашки повітря з носика бюретки. Для цього піднімають носик бюретки, спрямовуючи його в склянку, і відкривають затискач.
  7. Перед кожним титруванням бюретку заповнюють титрантом на 5 мл вище нульового рівня, чекають одну хвилину, щоб дати стекти розчину зі стінок бюретки.
  8. Доводять рівень рідини до нуля. Відлік по бюретці роблять по нижньому краю меніска для незабарвлених і слабозабарвлених рідин, і по верхньому краю меніска для сильнозабарвлених рідин.
  9. При відліку по бюретці очі повинні бути на рівні меніска. Відлік слід проводити з точністю до сотих часток мілілітра через 30 с після закінчення титрування.
  10. При титруванні необхідно зливати рідину з такою швидкістю, щоб можна було рахувати краплі.
  11. Рідину в піпетку набирають вище мітки приблизно на 2 см і швидко закривають вказівним пальцем. Трохи прочиняючи отвір піпетки, дають рідини стекти доти, доки нижній край меніска не збігається з позначкою. Кінчиком піпетки торкаються стінок посудини, щоб зняти останню краплю. Розчин з піпетки переносять у колбу, рідині дають вільно стекти. Потім торкаються кінчиком піпетки стінки або дна колби і чекають 10-20 секунд. Видувати останню краплю не можна.
  12. При титруванні подачу розчину регулюють лівою рукою, розчин у колбі акуратно перемішують правою рукою.
  13. Для отримання правильного результату титрування повторюють щонайменше три рази. Різниця між паралельними результатами має перевищувати 0,05 мл. При подальших розрахунках користуються середнім значенням.
  14. Кожне наступне титрування починають від нуля.
  15. Після закінчення титрування бюретку слід вимити та залишити заповненою дистильованою водою.
- Титрування продовжують до переходу забарвлення розчину з жовтого до блідо-рожевого від однієї краплі. Титрування продовжують до збіжності 3-х об'ємів. Отримані результати заносять до таблиці 8.

Таблиця 8 - Результати титрування гідроксиду натрію соляною кислотою.

Число опитів	V (NaOH), мл	V (HCl), мл
1		
2		
3		
		V <sub>сер.</sub> =

$$m(\text{NaOH}) = \frac{V(\text{HCl})_{\text{сер.}} \cdot C_{\text{H}}(\text{HCl}) \cdot M(\text{NaOH}) \cdot f_{\text{екв.}} \cdot V_{\text{колби}}}{1000 \cdot V_{\text{піпетки}}}$$

Дані для розрахунків наведено у Таблиці 9.

Таблиця 9 - Дані для експериментальних розрахунків.

№ варіанта	V(HCl), мл	C <sub>H</sub> (HCl), моль/л	V <sub>колби</sub> , мл	V <sub>піпетки</sub> , мл
1	10,1	0,1	40	5
	10,0			
	10,0			
2	12,4	0,15	45	10
	12,2			
	12,2			
3	8,4	0,2	50	10
	8,5			
	8,5			
4	14,4	0,1	60	5
	14,6			
	14,6			
5	10,6	0,16	50	15
	10,7			
	10,7			
6	13,1	0,3	40	10
	13,1			
	13,1			
7	14,2	0,25	60	20
	14,1			
	14,1			
8	16,2	0,15	80	10
	16,2			
	16,2			
9	14,2	0,2	70	5
	14,2			
	14,1			
10	17,1	0,4	60	5
	17,1			
	17,1			

### ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3. ЕЛЕКТРОРУШІЙНІ СИЛИ (ЕРС)

#### Теоретичні відомості

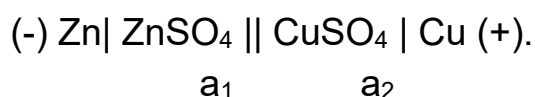
Якщо метал занурити в розчин, що містить його іони, то між металом та розчином встановлюється рівновага



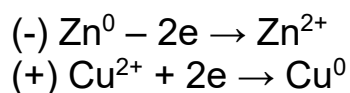
( $nL$  – кількість молекул розчинника), яка призводить до виникнення різниці потенціалів на межі розділу фаз між металом та розчином.

Гальванічним елементом називається пристрій, в якому енергія хімічної реакції перетворюється в електричну. Він складається з двох електродів, які занурені в розчини електролітів. Ці розчини контактують через пору ватку перегородку або електролітичний місток. Форма запису схем гальванічних елементів така: всі фази записують послідовно, позначаючи однією або двома вертикальними рисками поверхню розділу між рідкою та іншими фазами. Ліворуч записують електрод з меншим потенціалом, на якому перебігає процес окислення, далі склад розчину, в який занурено цей електрод, потім склад другого розчину (ці розчини відокремлюють один від одного двома вертикальними рисками, якщо між ними розміщено сольовий місток) і в кінці електрод з більшим потенціалом, на якому іде процес відновлення; внизу під складом розчинів зазначають активність електролітів у розчинах.

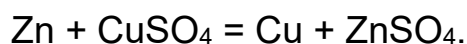
Розглянемо елемент Даніеля – Якобі, що складається з мідного і цинкового електродів, занурених у розчини сульфатів міді та цинку, відповідно. Схема елемента записується так:



На електродах елемента перебігають процеси:



ЕРС в цьому елементі виникає внаслідок хімічної реакції



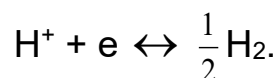
Визначити потенціал електрода по відношенню до розчину неможливо, але можна виміряти різницю потенціалів між двома електродами, тобто ЕРС гальванічного елемента:

$$E = \varepsilon_+ - \varepsilon_-, \quad (3.1)$$

де  $\varepsilon_+, \varepsilon_-$  - потенціали додатного (катода) та від'ємного (анода) електродів.

Потенціал електрода у водному середовищі – це ЕРС гальванічного елементу, який складається з даного електрода та стандартного водневого електрода, потенціал якого умовно прийняли рівним нулю за будь-якої температури.

Стандартний водневий електрод – це платинована платинова пластинка, яка занурена в розчин з одиничною активністю іонів водню, крізь який пропускається водень під тиском 1 атм. На електроді перебігає реакція:



Потенціал електрода  $M^{z+} | M$  розраховують за рівнянням Нернста:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{RT}{zF} \cdot \ln a_+, \quad (3.2)$$

де  $a_+$  - активність іонів металу;  $\varepsilon^0$  - стандартний електродний потенціал (потенціал при  $a_+ = 1$ , який є довідниковою величиною);  $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ ;  $T$  – температура, К;  $z$  – число електронів в рівнянні електродної реакції;  $F$  – стала Фарадея, 96500 Кл.

Активність іонів металу пов'язана з їх моляльною концентрацією співвідношенням:

$$a_+ = m_+ \cdot \gamma_{\pm}, \quad (3.3)$$

де  $\gamma_{\pm}$  - середній іонний коефіцієнт активності електроліту, який залежить від концентрації розчину і для гранично розведених розчинів дорівнює одиниці (значення  $\gamma_{\pm}$  для деяких електролітів при 298 К наведено у таблиці 6.1).

Таблиця 10 - Середні іонні коефіцієнти активності  $\gamma_{\pm}$  деяких електролітів при 298 К.

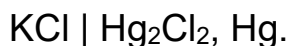
$m, \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{КГ}}$	CuSO <sub>4</sub>	ZnSO <sub>4</sub>	AgNO <sub>3</sub>	KBr	KI	CdCl <sub>2</sub>
0,01	0,438	0,387	0,897	0,903	0,903	0,524
0,1	0,154	0,150	0,734	0,772	0,778	0,228
1,0	0,043	0,043	0,429	0,617	0,645	0,0669



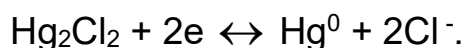
Для стандартної температури 298 К рівняння Нернста має вигляд:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{8,31 \cdot 298}{z \cdot 96500} \cdot \ln a_+ = \varepsilon^0 + \frac{0,059}{z} \cdot \lg a_+. \quad (3.4)$$

У лабораторній практиці при вимірюванні електродних потенціалів замість водневого електрода користуються більш зручним електродом порівняння – каломельним. Він складається із ртуті, покритої пастою з каломелі, в розчині хлориду калію:



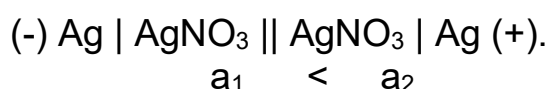
На цьому електроді перебігає реакція



Потенціал нормального каломельного електрода ( $\varepsilon_{\text{кал.}}$  з концентрацією KCl  $c = 1 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$ ) при 20 °С дорівнює 0,282 В, а при 25 °С складає 0,281 В.

Для вимірювання потенціалу будь – якого електрода його з'єднують з каломельним електродом, вимірюють ЕРС одержаного елемента і за відомим потенціалом каломельного електрода розраховують потенціал досліджуваного електрода.

Елементи, в яких матеріали електродів та електроліти однакові, але різні концентрації розчинів, називаються концентраційними, наприклад:



ЕРС в такому елементі виникає внаслідок різниці між концентраціями розчинів. При  $T = 298 \text{ К}$  рівняння Нернста для розрахунку ЕРС концентраційного елемента має вигляд:

$$E = \varepsilon_+ - \varepsilon_- = \frac{0,059}{z} \cdot \lg \frac{a_2}{a_1}. \quad (3.5)$$

### Хід виконання роботи

Задача 1. Визначення електродних потенціалів та ЕРС елемента.

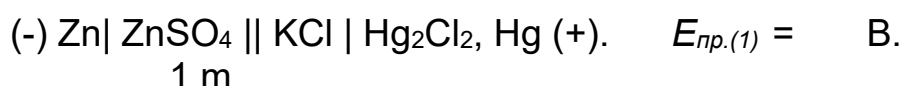
*Мета роботи:* визначити ЕРС гальванічного елемента Даніеля – Якобі і електродних потенціалів цинкового та мідного електродів.

Збирають елемент Даніеля – Якобі. В одну із пробірок наливають кілька мл 1 - молярного розчину (1M)  $\text{ZnSO}_4$  і занурюють цинковий

електрод, в другу – приблизно такий самий об'єм 1 - моляльного розчину (1m)  $\text{CuSO}_4$  і занурюють мідний електрод. Електроди заздалегідь зачищають наждаковим папером, промивають дистильованою водою і осушують фільтрувальним папером.

Для визначення потенціалів окремих електродів (цинкового та мідного) їх з'єднують з каломельним за допомогою зігнутої трубки (сифона), яка заповнена концентрованим розчином  $\text{KCl}$  у желатині. ЕРС одержаних елементів вимірюють високоомним вольтметром.

1. Схема елемента для вимірювання потенціалу цинкового електрода:



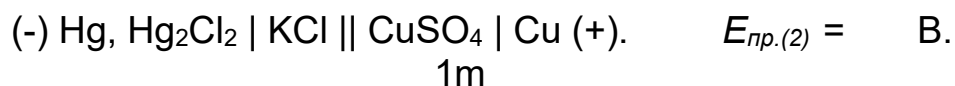
Виходячи з рівняння (3.1),  $\varepsilon_{\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}^0(пр.)} = \varepsilon_{кал.} - E_{пр.(1)}$ .

Теоретичне значення потенціалу цинкового електрода ( $\varepsilon_{\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}^0(теор.)}$ ) обчислюють за рівнянням Нернста (3.4), враховуючи, що

при  $T = 298 \text{ K}$   $\varepsilon_{\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}^0}^0 = -0,763 \text{ В.}$

Знаходять відносну похибку експерименту 1.

2. Схема елемента для вимірювання потенціалу мідного електрода:



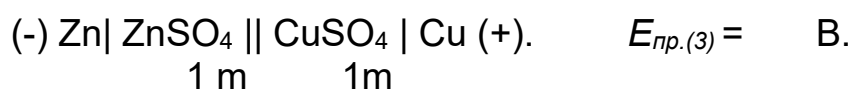
Виходячи з рівняння (3.1),  $\varepsilon_{\text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}^0(пр.)} = \varepsilon_{кал.} + E_{пр.(2)}$ .


Теоретичне значення потенціалу мідного електрода ( $\varepsilon_{\text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}^0(теор.)}$ ) обчислюють за рівнянням Нернста (3.4), враховуючи, що при  $T = 298 \text{ K}$   $\varepsilon_{\text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}^0}^0 = 0,337 \text{ В.}$

Знаходять відносну похибку експерименту 2.

3. Вимірюють ЕРС елемента Даніеля – Якобі.

Схема елемента Даніеля – Якобі для вимірювання ЕРС:





Розраховують теоретичне значення ЕРС елемента за формулою

$$E_{теор.} = \varepsilon_{Cu^{2+}|Cu^0(теор.)} - \varepsilon_{Zn^{2+}|Zn^0(теор.)},$$

враховуючи раніше обчислені теоретичні значення електродних потенціалів.

Знаходять відносну похибку експерименту 3.

Задача 2. Визначення ЕРС концентраційного елемента.

*Мета роботи:* експериментально визначити та теоретично розрахувати ЕРС концентраційного елемента, який складається з двох металевих електродів.

Збирають гальванічний елемент з двох однакових електродів (мідних, цинкових, срібних тощо) у відповідних розчинах різних концентрацій (за вказівкою викладача). Вимірюють його ЕРС і порівнюють з теоретичною величиною, яка розраховується за рівнянням (3.5). Визначають відносну похибку.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4 ПОТЕНЦІОМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ pH

Водневим показником  $pH$  називається від'ємний десятковий логарифм активності іонів водню:

$$pH = -\lg a_{H^+}, \quad (4.1)$$

де  $a_{H^+} = m_{H^+} \cdot \gamma_{\pm}$  - активність іонів водню в розчині.

При 298 K в нейтральному середовищі  $pH = 7$ , в кислому -  $pH < 7$ , в лужному –  $pH > 7$ .

Для слабких електролітів:

$$pH = -\lg C_{H^+}. \quad (4.2)$$

$C_{H^+}$  може бути розрахована за відомою константою дисоціації (довідникові дані) і концентрацією розчину  $C$ :

$$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha} \approx \alpha^2 \cdot C, \quad (4.3)$$

де  $\alpha$  - ступінь дисоціації. Звідки

$$C_{H^+} = \alpha \cdot C \approx \sqrt{K_d \cdot C}. \quad (4.4)$$

Потенціометричний метод визначення  $pH$  полягає у визначенні потенціалу зануреного в досліджуваний розчин електрода, який є оборотним відносно іонів  $H^+$ . Індикаторними електродами, потенціал яких залежить від концентрації іонів водню, можуть бути водневий електрод ( $H^+ | H_2, Pt$ ), стибієвий та скляний. При 298 K потенціал водневого електрода пов'язаний з  $pH$  розчину рівнянням:

$$\varepsilon_{H^+ | H_2, Pt} = 0,059 \cdot \lg a_{H^+} = -0,059 \cdot pH. \quad (4.5)$$

В  $pH$  – метрах як індикаторний використовується скляний електрод. Він являє собою кульку (мембрану) із спеціального скла, яка припаяна до звичайної скляної трубки. В середині скляної кульки розміщено хлорсрібний електрод в 0,1 M розчині HCl. Якщо скляний електрод занурити в досліджуваний водний розчин, то на внутрішній і зовнішній поверхнях мембрани перебігатимуть реакції обміну іонами  $H^+$  між розчином та склом і виникнуть стрибки потенціалу, які залежать від  $pH$  розчинів в кульці та ззовні скляного електрода. Оскільки  $pH$  розчину в

середині скляної кульки величина стала, потенціал електрода залежатиме тільки від  $pH$  зовнішнього розчину.

Потенціал скляного електрода при 298 К виражається рівнянням:

$$\varepsilon_{\text{скл.}} = \varepsilon_{\text{скл.}}^0 - 0,059 \cdot pH. \quad (4.6)$$

Електродом порівняння в  $pH$ - метрах зазвичай є каломельний електрод.

Розчини з певною концентрацією іонів водню,  $pH$  яких мало змінюється при розведенні та при додаванні незначних кількостей розчинів сильних кислот чи лугів, називають буферними. Буферні розчини готують із суміші слабкої кислоти та її солі або слабкої основи та її солі.

#### Хід виконання роботи

Задача 1. Калібрування шкали  $pH$ -метра.

*Мета роботи:* відкалібрувати  $pH$ -метр за допомогою буферних розчинів.

Вимірюють  $pH$  п'яти буферних розчинів (за вказівкою викладача) з відомим значенням  $pH$ . Дані вимірів записують у таблицю 7.1.

Таблиця 11 - Значення  $pH$  розчинів.

$pH_{\text{буф.}}$					
$pH_{\text{вим.}}$					

Будують калібрувальну пряму, відкладаючи на осі абсцис відомі значення  $pH$ , а на осі ординат – виміряні.

Задача 2. Визначення  $pH$  розчинів.

*Мета роботи:* визначити  $pH$  розчинів сильних та слабких електролітів за допомогою калібрувального графіка та порівняти їх з теоретично розрахованими.

За допомогою  $pH$  – метра вимірюють  $pH$  розчинів сильних і слабких кислот та основ (за вказівкою викладача). За калібрувальною прямою визначають практичні значення  $pH$  і порівнюють їх з теоретично розрахованими за рівняннями (4.1 – 4.4).

Розраховують відносну похибку експерименту.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5 ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ

Електропровідністю називається здатність системи проводити електричний струм. Розчини електролітів є провідниками другого роду, в яких електричний струм переноситься іонами.

Опір будь-якого провідника прямо пропорційний його довжині  $l$  та обернено пропорційний площі перерізу  $S$ :

$$R = \rho \frac{l}{S}, \quad (5.1)$$

де  $\rho$  - питомий опір (опір при  $l = 1$  та  $S = 1$ ) з розмірністю Ом·м.

Опір розчинів електролітів описується рівнянням:

$$R = \frac{l}{\chi} \cdot \frac{1}{S}, \quad (5.2)$$

де  $\chi = \frac{1}{\rho}$  - питома електропровідність, яка характеризує електричну провідність об'єму розчину, що розміщений між двома паралельними електродами одиничної площі, розташованими на одиничній відстані один від одного. Розмірність  $\chi$  в системі СДС –  $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1} = \frac{\text{СМ}}{\text{см}}$ , в

системі СІ -  $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1} = \frac{\text{СМ}}{\text{м}}$ . Щоб перевести питому електропровідність з СДС у СІ, потрібно помножити її на  $10^2$ .

З рівняння (5.2) випливає, що

$$\chi = \frac{1}{R} \cdot \frac{l}{S}, \quad (5.3)$$

де  $\frac{l}{S} = K_{\text{КОМ}}$  - константа комірки для вимірювання електропровідності, яка розраховується за рівнянням (5.3) після вимірювання опору комірки з розчином, для якого відомо  $\chi$ .

Молярна (еквівалентна) електропровідність  $\lambda$  - це провідність об'єму розчину, що містить 1 моль (1 моль - екв.) розчиненої речовини і знаходиться між двома паралельними електродами, розташованими на одиничній відстані один від одного:

$$\lambda = \chi \varphi, \quad (5.4)$$

де  $\varphi$  - розведення розчину (величина, обернена концентрації), що дорівнює об'єму розчину, в якому міститься 1 моль (1 моль - екв.) електроліту. Якщо концентрація  $C$  виражена в  $\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$ , то

$$\lambda = \frac{1000\chi}{C}, \quad \frac{\text{СМ} \cdot \text{СМ}^2}{\text{МОЛЬ}}. \quad (5.5)$$

В одиницях  $\text{СІ}$  концентрація виражається в  $\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^3}$ , тоді

$$\lambda' = \frac{\chi}{C}, \quad \frac{\text{СМ} \cdot \text{М}^2}{\text{МОЛЬ}}. \quad (5.6)$$

Для 1-1 електролітів (однозарядний катіон і однозарядний аніон) молярна та еквівалентна електропровідності однакові. Із співвідношень (5.5) та (5.6) випливає, що  $\lambda' = \lambda \cdot 10^{-4}$ .

Молярна (еквівалентна) електропровідність при розведенні розчину (тобто при зменшенні його концентрації) збільшується до певної межі  $\lambda_0$ , яка називається граничною молярною електропровідністю і відповідає повній дисоціації електроліту та відсутності міжіонної взаємодії. Для  $\lambda_0$  притаманна адитивність. За законом Кольрауша молярна (еквівалентна) електропровідність при нескінченному розведенні дорівнює сумі граничних іонних електропровідностей (рухливостей):

$$\lambda_0 = \lambda_{0+} + \lambda_{0-}, \quad (5.7)$$

де  $\lambda_{0+}, \lambda_{0-}$  - граничні іонні електропровідності катіона та аніона в нескінченно розведеному розчині; це сталі величини при даній температурі.

Таблиця 12 - Граничні іонні електропровідності  $\lambda_{0+}, \lambda_{0-}$  при  $t = 25^\circ\text{C}$ ,  $\frac{\text{СМ} \cdot \text{СМ}^2}{\text{МОЛЬ}}$ .

Катіон	$\lambda_{0+}$	Аніон	$\lambda_{0-}$
$\text{H}^+$	349,8	$\text{OH}^-$	198,3
$\text{Na}^+$	50,1	$\text{Cl}^-$	76,3
$\text{K}^+$	73,5	$\text{NO}_3^-$	71,4
$\text{Ag}^+$	61,9	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	40,9
$\text{NH}_4^+$	73,5	$\text{HCOO}^-$	54,6



Для розчину сильного електроліту певної концентрації

$$\frac{\lambda}{\lambda_0} = f_{\lambda}, \quad (5.8)$$

де  $f_{\lambda}$ - коефіцієнт електропровідності, який враховує взаємодію між іонами в розчині.

В розчинах слабких електролітів, де кількість іонів мала,  $f_{\lambda} = 1$ . В цьому випадку відношення молярної (еквівалентної) електропровідності до електропровідності при нескінченному розведенні дорівнює ступеню дисоціації електроліту в розчині:

$$\frac{\lambda}{\lambda_0} = \alpha, \quad (5.9)$$

де  $\alpha$  - відношення кількості молекул, що розклалися на іони, до початкової кількості молекул у розчині.

Якщо відома концентрація розчину слабого електроліту та ступінь його дисоціації, можна визначити константу дисоціації слабого електроліту  $K_{\partial}$  (закон розведення Оствальда). Для 1 – 1 електролітів

$$K_{\partial} = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha}, \quad \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \quad \text{або} \quad \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^3}. \quad (5.10)$$

#### Хід виконання роботи

Задача 1. Визначення константи комірки для вимірювання електропровідності розчинів.

*Мета роботи:* визначити константу комірки  $K_{\text{ком.}}$  для вимірювання електропровідності за допомогою стандартного розчину.

Для того, щоб визначити питому електропровідність розчину, необхідно було б розмістити його в комірці з електродами одиничної площі та розташованими на одиничній відстані один від одного. На практиці користуються комірками з електродами будь-якого розміру, розташованими на будь-якій відстані, але спочатку визначають

константу комірки  $K_{\text{ком.}} = \frac{l}{S}$ .

Константу комірки можна визначити, якщо виміряти в даній комірці опір розчину з відомою питомою електропровідністю  $\chi$ . Як стандартний розчин можна застосувати 0,02 М КСІ. Тоді, згідно з формулою (5.3):

$$K_{\text{ком.}} = R_{\text{ком.}} \cdot \chi_{\text{КСІ}}. \quad (5.11)$$

При  $t = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$   $\chi_{KCl} = 2,77 \cdot 10^{-3} \frac{\text{См}}{\text{см}}$ .

В комірку для вимірювання електропровідності наливають стандартний розчин таким чином, щоб його рівень був на 2-3 см вищий, ніж рівень електродів. Комірку поміщають у термостат з температурою  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$  і витримують 5 - 10 хв. Далі вимірюють опір і за формулою (5.11) визначають константу комірки.

$$K_{\text{ком.}} = 2,77 \cdot 10^{-3} \cdot R_{\text{ком.}} = \quad , \quad \text{см}^{-1}.$$

Задача 2. Визначення електропровідності розчинів сильних електролітів.

*Мета роботи:* визначити електропровідність розчинів сильних електролітів та розрахувати коефіцієнт електропровідності.

Вимірюють опір розчинів сильних електролітів (за вказівкою викладача), розраховують  $\chi$  ( $\chi = \frac{K_{\text{ком.}}}{R_x}$ ) і  $\lambda$  за рівнянням (5.5).

Величину  $\lambda_0$  визначають за формулою (5.7), користуючись таблицею 5.1. За рівнянням (5.8) обчислюють  $f_\lambda$ .

Задача 3. Визначення електропровідності розчинів слабких електролітів.

*Мета роботи:* визначити електропровідності розчинів слабких електролітів, розрахувати ступені їх дисоціації та підтвердити закон розведення Оствальда.

Для експерименту беруть три розчини слабого 1 – 1 електроліту різних концентрацій (за вказівкою викладача). Вимірюють їх опір, розраховують  $\chi$ ,  $\lambda$ ,  $\lambda_0$  (як в задачі 2). Визначають  $\alpha$  за рівнянням (5.9) та  $K_\partial$  за рівнянням (5.10). Дані експерименту зводять у таблицю 5.2.

З довідника вписують теоретичне значення  $K_\partial$  та обчислюють відносну похибку експерименту.


Таблиця 13 - Властивості розчину слабого електроліту різних концентрацій.

№ виміру	$c, \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$	$R, \text{ Ом}$	$\chi, \frac{\text{См}}{\text{см}}$	$\lambda, \frac{\text{См} \cdot \text{см}^2}{\text{МОЛЬ}}$	$\alpha$	$K_\partial, \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$
1	0,1					
2	0,05					
3	0,01					
						$K_{\partial(\text{теор.})} =$



## ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНИХ ДЖЕРЕЛ

1. Яковенко Б. В., Шевряков М. В., Повстяний М. В. Аналітична хімія. Теоретичні основи якісного та кількісного аналізу. Херсон : Університетська книга, 2024. 404 с.
2. Шевряков М. В., Рябініна Г. О., Іваніщук С.М. Аналітична хімія. Якісний аналіз неорганічних та органічних речовин. Херсон : Олді-Плюс, 2017. 516 с.
3. Брускова Д.-М. Я., Кущевська Н. Ф., Малишев В. В. Фізична та колоїдна хімія. Київ : Університет «Україна», 2020. 530 с.
4. Atkins P. Physical Chemistry. New Yourk : W. H. Freeman and Company, 2019. 1085 p.
5. Кичкирук О. Ю. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз : курс лекцій для студентів природничих факультетів. Житомир : ЖДУ імені Івана Франка, 2018. 156 с.
6. Кичкирук О. Ю., Кондратенко О. У. Якісний аналіз : метод. рек. до лаб. занять з аналітичної хімія. Житомир : ЖДУ імені Івана Франка, 2018. 60 с.
7. Кичкирук О. Ю., Кондратенко О. У. Кількісний аналіз : метод. рек. до лаб. занять з аналітичної хімії. Житомир : ЖДУ імені Івана Франка, 2018. 60 с.
8. Каменська Т. А., Рудницька Г. А., Пономарьов М. Є. Фізична хімія. Хімічна термодинаміка. Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021. 257 с.
9. Чумак В. Л. Фізична хімія. Київ : Книжкове видавництво НАУ, 2007. 645 с.
10. Болотов В. В., Євтіфєєва О. А., Жукова Т. В. Аналітична хімія : навч.-довідк. посіб. для студ. вищ. навч. закл. Харків : НФаУ ; Оригінал, 2012. 320 с.
11. Федущак Н. К., Бідніченко Ю. І., Крамаренко С. Ю. Аналітична хімія : підручник для студентів напряму «Фармація» і «Біотехнологія» ВНЗ. Вінниця : Нова Книга, 2012. 640 с.
12. Більченко М. М., Пшеничний Р. М. Аналітична хімія. Задачі та вправи : навчальний посібник. Суми : Університетська книга, 2015. 205 с.
13. Зайцева Г., Рева Т., Чихало Щ. Аналітична хімія. Якісний аналіз : навчально-методичний посібник. Київ : Медицина, 2017. 280 с.
14. Гайдукевич О. М., Болотов В. В., Сич Ю. В. Аналітична хімія : навчальний посібник. Харків : Основа, Вид-во НФаУ, 2000. 432 с.
15. Бойчук І. Д., Шляніна А. В., Гирина Н. П., Туманова І. В. Аналітична хімія : навчально-методичний посібник для студентів вищих медичних, фармацевтичних навчальних закладів спеціальності 226 «Фармація». Київ : ВСВ «Медицина» , 2017. 88 с.
16. Теоретичне дослідження фізико-хімічних та кінетичних аспектів процесу фільтрації розплавів алюмінію з використанням



керамічних фільтрів / В. Г. Єфімова та ін. *Метал та литво України*. 2023. №3. DOI: <https://doi.org/10.15407/steelcast2023.03.056>

17. Єфімова В. Г., Смірнов Ю. О. Фізико-хімічні особливості рафінування сталі у проміжному ковші з використанням реакційної камери. *Вчені записки ТНУ імені В.І. Вернадського. Серія: Технічні науки*. 2025. №3. С. 199-204. DOI: <https://doi.org/10.32782/2663-5941/2025.3.1/26>

18. Єфімова В. Г., Малій Х. В., Смірнов Ю. О., Пилипенко Т. М. Формування неметалевих включень у процесі їх модифікування кальцієм. *Науковий журнал Метінвест Політехніки*. 2025. №3. С. 152-157. DOI: <https://doi.org/10.32782/3041-2080/2025-3-19>

19. Єфімова В. Г., Скоробагатько Ю. П. Флотація неметалевих включень під час продування рідкої сталі аргоном. *Науковий журнал Метінвест Політехніки*. 2025. №4. С. 180-186. DOI: <https://doi.org/10.32782/3041-2080/2025-4-24>



*Навчально-методичне видання*

**Єфімова Вероніка Гаріївна**

**АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ ТА ТЕХНІЧНИЙ АНАЛІЗ:  
методичні рекомендації до виконання лабораторних  
робіт**

Самостійне електронне мережеве видання  
Публікується в авторській редакції