

Волинський національний університет  
імені Лесі Українки  
Навчально-науковий інститут хімії та екології

Олег Марчук, Олександр Смітюх,  
Ірина Руда, Олександр Янчук

## *Фізична хімія*

Методичні рекомендації до лабораторного практикуму  
для здобувачів освіти  
спеціальності 102 Хімія (частина 1)



Луцьк – 2026

**УДК 544**

*Рекомендовано до друку науково-методичною радою  
Волинського національного університету  
імені Лесі Українки  
(протокол № 7 від 18 березня 2026 року)*

Рецензент:

**Супрунович С. В.** – кандидат хімічних наук, доцент кафедри органічної хімії та фармації Волинського національного університету імені Лесі Українки

**М 30** Марчук О., Смітюх О., Руда І., Янчук О. **Фізична хімія.** Методичні рекомендації до лабораторного практикуму для здобувачів освіти спеціальності 102 Хімія (частина 1) / Олег Марчук, Олександр Смітюх, Ірина Руда, Олександр Янчук. – Луцьк: ПП Іванюк В. П., 2026. – 43 с.

Методичні рекомендації містять детальний опис лабораторних робіт з нормативного освітнього компонента “Фізична хімія”. До кожної лабораторної роботи подано перелік контрольних запитань для перевірки теоретичних знань.

Для здобувачів освіти напрямку підготовки бакалавр (спеціальність 102 Хімія), лаборантів і викладачів, що проводять лабораторні заняття.

**УДК 544**

© Марчук О., Смітюх О.,  
Руда І., Янчук О. М. 2026  
© Волинський національний університет  
імені Лесі Українки, 2026

<b>Лабораторна робота № 1.</b> Визначення теплот нейтралізації кислот та розчинення солей .....	<b>4</b>
<b>Лабораторна робота № 2.</b> Визначення молярної маси розчиненої речовини криоскопічним методом .....	<b>12</b>
<b>Лабораторна робота № 3.</b> Визначення коефіцієнта розподілу .....	<b>16</b>
<b>Лабораторна робота № 4.</b> Вивчення хімічної рівноваги реакції $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$ .....	<b>20</b>
<b>Лабораторна робота № 5.</b> Вивчення адсорбції органічної кислоти на межі розділу тверде тіло - рідина .....	<b>25</b>
<b>Лабораторна робота № 6.</b> Дослідження залежності поверхневого натягу рідини від концентрації розчину .....	<b>30</b>
<b>Лабораторна робота № 7.</b> Дослідження рівноваги рідина – рідина у трикомпонентній системі з однією областю розшарування .....	<b>37</b>
<b>Рекомендована література .....</b>	<b>41</b>

# ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № I\_1

## Визначення теплот нейтралізації кислот та розчинення солей



**Мета роботи:** Виміряти теплові ефекти реакцій нейтралізації кислот і основ та теплові ефекти розчинення солей калориметричним методом.

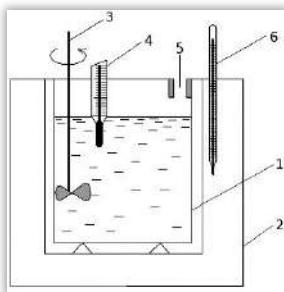
**Прилади і реактиви:** калориметрична склянка, електронні терези, термометр, мішалка, піпетки Мора на 20 мл, дистильована вода, солі KCl або ZnSO<sub>4</sub>, CuSO<sub>4</sub>, CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O та 1 М розчини HCl, CH<sub>3</sub>COOH, NaOH, NH<sub>4</sub>OH.

### ПОСЛІДОВНІСТЬ ВИКОНАННЯ РОБОТИ

Для вимірювання теплових ефектів, які супроводжують різні фізико-хімічні процеси, застосовують спеціальні прилади – калориметри або калориметричні склянки.

#### Дослід 1. Визначення сталої калориметричної склянки

Будь-який калориметр складається з двох основних частин: калориметричної системи та оболонки. Калориметрична система включає калориметричну рідину (розчин солі), калориметричну склянку, мішалку і термометр. На рис. 1.1. показано схему калориметра.



**Рис. 1.1.** Схема приладу для визначення інтегральної теплоти розчинення солі:

1. – калориметрична ємкість,
2. – оболонка,
3. – мішалка,
4. – термометр,
5. – отвір для солі,
6. – звичайний термометр.

Сталу калориметра визначають за рівнянням:

$$K = Q / \Delta t, \quad (1.1)$$

де  $Q$  – тепловий ефект розчинення солі в кДж, який визначається за формулою:

$$Q = n \Delta H_m, \quad (1.2)$$

де  $n$  – кількість речовини солі, моль,  $\Delta H_m$  – інтегральна теплота розчинення цієї солі в кДж/моль,  $\Delta t$  – зміна температури у процесі розчинення.

Сталу калориметричної склянки визначають за відомим тепловим ефектом розчинення однієї із солей (KCl або ZnSO<sub>4</sub>). Для цього в калориметричну склянку із мішалкою вливають піпеткою 20 мл дистильованої води і протягом приблизно 2 хв визначають її початкову температуру ( $t_{\text{поч}}$ ) з точністю до 0,1 градуса. На аналітичних терезах попередньо зважують розраховану кількість неорганічної солі з відомою теплотою розчинення.

### Приклад розрахунку наважки солі для визначення сталої калориметричної склянки

З довідника беремо значення  $\Delta H_m$ , для розчинення 1 моль KCl в 1 л води  $\Delta H_m = 17,28$  кДж/моль або 1 моль ZnSO<sub>4</sub> в 1 л води  $\Delta H_m = -77,91$  кДж/моль (вибирається одна з солей за вказівкою викладача). Оскільки в калориметричній склянці міститься 0,02 л води, то необхідно брати:

$$n = 1 \cdot 0,02 = 0,02 \text{ моль}$$

**Наважку KCl вираховують за формулою:**

$$m = n M = 0,02 \text{ моль} \cdot 74,55 \text{ г/моль} = 1,491 \text{ г} \approx 1,49 \text{ г},$$

**Наважку ZnSO<sub>4</sub> вираховують за формулою:**

$$m = n M = 0,02 \text{ моль} \cdot 161,43 \text{ г/моль} = 3,2286 \text{ г} \approx 3,23 \text{ г}$$

Якщо використовується сіль, яка може утворювати кристалогідрат (як є у нашому випадку, цинк сульфат), то її необхідно попередньо прожарити в сушильній шафі.

Зважену з точністю до 0,01 г сіль висипають в калориметричну склянку з дистильованою водою. При безперервному перемішуванні солі вимірюють мінімальну чи максимальну температуру отриманого розчину ( $t_{\text{кін}}$ ). Якщо використовувати калій хлорид, то кінцева температура розчину буде меншою від початкової, а у випадку цинк сульфату - більшою від початкової. Сталу калориметра визначають за формулою (1.1). Зміну температури у процесі

розчинення солі (змішування розчинів, розбавлення) шукають за різницею показів термометра

$$\Delta t = t_{\text{кін}} - t_{\text{поч}} \quad (1.3)$$

У випадку калій хлориду кількість поглинутого тепла буде дорівнювати  $0,02 \cdot 17,28 \text{ кДж}$ , тобто  $345,6 \text{ Дж}$  ( $Q = 345,6 \text{ Дж}$ ), для безводного цинк сульфату кількість виділеного тепла буде дорівнювати  $0,02 \cdot 77,9 \text{ кДж}$ , тобто  $1558 \text{ Дж}$  ( $Q = -1558 \text{ Дж}$ ).

Якщо визначати сталу калориметра за калій хлоридом, то вона буде становити:

$$K = 345,6 / \Delta t \text{ Дж/град}, \quad (1.4)$$

а якщо за цинк сульфатом, то:

$$K = -1558 / \Delta t \text{ Дж/град}. \quad (1.5)$$

Результати зважування солі, вимірювання температури води і температури розчину після розчинення та розрахунки записати в табл. 1.1.

Таблиця 1.1.

**Результати визначення сталої калориметра**

Сіль	Маса, г	Температура, °C			K, Дж/град
		$t_{\text{поч}}$	$t_{\text{кін}}$	$\Delta t$	
KCl					
ZnSO <sub>4</sub>					

Після обчислення сталої калориметра за калій хлоридом та безводним цинк сульфатом потрібно знайти середнє арифметичне значення  $\bar{K}$ . Визначивши сталу калориметра, теплові ефекти у всіх наступних дослідах обчислюють за формулою:

$$Q = \bar{K} \cdot \Delta t \text{ (Дж)}. \quad (1.6)$$

Відповідні мольні теплові ефекти розрахують за формулою:

$$\Delta H_m = Q / n \text{ (Дж/моль)}. \quad (1.7)$$

## Дослід 2. Визначення теплоти нейтралізації сильної основи сильною кислотою

Тепловий ефект нейтралізації обчислюють за формулами:

$$Q_{\text{нейтр}} = Q_{\text{зм}} - Q_{\text{розб.к-ти}} - Q_{\text{розб.основи}}, \quad (1.8)$$

$$\Delta H_{\text{нейтр}} = \Delta H_{\text{зм}} - \Delta H_{\text{розб.к-ти}} - \Delta H_{\text{розб.основи}}, \quad (1.9)$$

де  $Q_{\text{зм}}$  – тепловий ефект змішування 1 М розчинів кислоти і основи об'ємом 20 мл кожен;  $\Delta H_{\text{зм}}$  – молярний тепловий ефект змішування розчинів кислоти і основи;  $Q_{\text{розб.к-ти}}$  – тепловий

ефект розбавлення 20 мл 1 М розчину кислоти в 20 мл води;  $\Delta H_{\text{розб.к-ти}}$  – молярний тепловий ефект розбавлення розчину кислоти водою;  $Q_{\text{розб.основи}}$  – тепловий ефект розбавлення 20 мл 1 М розчину основи в 20 мл води;  $\Delta H_{\text{розб.основи}}$  – молярний тепловий ефект розбавлення розчину основи водою.

Влити в калориметр з допомогою піпетки Мора 20 мл 1 М розчину лугу і визначити температуру з точністю до 0,1 °С ( $t_{\text{поч1}}$ ). Потім у цей же калориметр влити 20 мл 1 М розчину кислоти (попередньо вимірявши початкову температуру  $t_{\text{поч2}}$ ) при працюючій мішалці та зафіксувати максимальну температуру  $t_{\text{кін}}$ .

**Початкова температура  $t_{\text{поч}}$  – це середня температура вихідних розчинів кислоти і лугу:**

$$t_{\text{поч}} = (t_{\text{поч1}} + t_{\text{поч2}})/2, \quad (1.10)$$

**кінцева – найвища температура після зливання цих розчинів  $t_{\text{кін}}$ .**

**Зміну температури визначають за формулою (1.3).**

Після цього потрібно визначити теплоти розбавлення кислоти і основи.

Для цього до 20 мл води в калориметричну склянку з визначеною початковою температурою  $t_{\text{поч1}}$  додають 20 мл розчину кислоти з попередньо визначеною початковою температурою  $t_{\text{поч2}}$  (визначення  $Q_{\text{розб.к-ти}}$ ) або розчину основи (визначення  $Q_{\text{розб.основи}}$ ) та визначають максимальну температуру  $t_{\text{кін}}$ , а потім зміну температури  $\Delta t$  як різницю між кінцевою та середньою початковою температурами. Результати експерименту записати в табл. 1.2.

Таблиця 1.2.

**Результати визначення теплоти нейтралізації  
сильної основи сильною кислотою**

Процес	Температура, °С					$Q$ Дж	$\Delta H$ кДж/моль
	$t_{\text{поч1}}$	$t_{\text{поч2}}$	$t_{\text{поч}}$	$t_{\text{кін}}$	$\Delta t$		
Змішування							
Розбавлення кислоти							
Розбавлення основи							
<b>Нейтралізація</b>							

За формулою (1.6) обчислити кількість теплоти, що виділилася при реакції змішування, розбавлення кислоти і розбавлення основи

відповідно.

Обчислити мольні теплоти змішування та розбавлення, підставивши в формулу (1.7) кількість моль кислоти або основи, що міститься в 20 мл його 1 М розчину (0,020 моль).

Мольну теплоту нейтралізації обчислити за формулою (1.9). Порівняти теоретичне (-55,81 кДж/моль) і експериментальне значення теплот нейтралізації. Визначити відносну похибку досліду.

### Дослід 3. Визначення теплоти нейтралізації слабкої основи слабкою кислотою.

Приготувати по 20 мл 1 М розчину  $\text{NH}_4\text{OH}$  і  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Всі інші операції провести так, як це описано в досліді 2. Обчислити теплоту нейтралізації слабкої основи слабкою кислотою за формулою (1.8) та мольну теплоту нейтралізації за формулою (1.9) і порівняти із табличним значенням мольної теплоти нейтралізації амоній гідроксиду ацетатною кислотою (-11,0 кДж/моль). Результати експерименту записати в табл. 1.3.

Таблиця 1.3.

#### Результати визначення теплоти нейтралізації слабкої основи слабкою кислотою

Процес	Температура, °C					$Q$	$\Delta H$
	$t_{\text{поч1}}$	$t_{\text{поч2}}$	$t_{\text{поч}}$	$t_{\text{кін}}$	$\Delta t$	Дж	кДж/моль
Змішування							
Розбавлення кислоти							
Розбавлення основи							
<b>Нейтралізація</b>							

### Дослід 4. Визначення теплоти гідратування купрум сульфату.

Спочатку зважити приблизно 3 г купрум сульфату з точністю до 0,01 г.

Влити в калориметр 20 мл дистильованої води і визначити температуру води з точністю до 0,1 °C ( $t_{\text{поч}}$ ). Швидко і акуратно висипати сіль у калориметр при працюючій мішалці. Відмітити максимальну температуру ( $t_{\text{кін}}$ ). Розрахувати зміну температури  $\Delta t$  та обчислити кількість теплоти, яка виділиться після розчинення  $Q$  за формулою (1.6).

Такий же дослід проводять для кристалогідрату, але оскільки розчинення кристалогідрату є ендотермічним процесом, то кінцевою температурою має бути мінімальна температура. Маса кристалогідрату також повинна бути приблизно 3 г, зважена з точністю до 0,01 г. Результати експерименту записати в табл. 1.4.

Таблиця 1.4.

**Результати визначення теплоти  
гідратування купрум сульфату**

Процес	$m_{\text{соли}},$ г	Температура, °С			$Q,$ Дж	$M_{\text{соли}},$ г/моль	$\Delta H,$ кДж/моль
		$t_{\text{поч}}$	$t_{\text{кін}}$	$\Delta t$			
Розчинення CuSO <sub>4</sub>						159,61	
Розчинення CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O						249,69	
<b>Гідратування</b>							

Виходячи з кількості виділеної чи поглинутої теплоти, що обчислюється за формулою (1.6), від розчинення солі масою  $m_{\text{соли}}$ , розрахувати теплоту розчинення 1 моль відповідної солі:

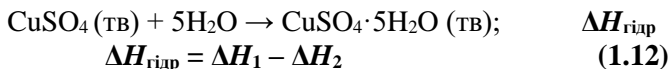
$$\Delta H_m = Q M_{\text{соли}} / m_{\text{соли}} \text{ (Дж/моль)}, \quad (1.11)$$

де  $M_{\text{соли}}$  – молярна маса солі,  $m_{\text{соли}}$  – маса солі.

Термохімічні рівняння розчинення безводної солі та кристалогідрату мають такий вигляд:



За різницею мольних теплот розчинення безводної солі  $\Delta H_1$  та кристалогідрату  $\Delta H_2$  обчислити теплоту гідратування 1 моль CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O  $\Delta H_{\text{гідр}}$  з безводної солі CuSO<sub>4</sub> і 5 моль води H<sub>2</sub>O за реакцією



Порівняти одержане значення теплоти гідратування з табличним, котре дорівнює – 79,0 кДж/моль, та визначити відносну похибку досліду.

## КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ

- 1.1. Основні поняття термодинаміки. Системи. Параметри. Функції стану та функції переходу. Процеси.
- 1.2. Сформулюйте два основних постулати термодинаміки.
- 1.3. Властивості системи. Параметри та функції стану. Класифікація процесів.
- 1.4. Рівняння стану термодинамічної системи. Термічне та калоричне рівняння стану. Рівняння стану ідеального газу.
- 1.5. Наведіть декілька формулювань першого начала термодинаміки і напишіть його математичний вираз. Робота, теплота, теплоємність.
- 1.6. Що таке внутрішня енергія системи і з чого вона складається? Чому внутрішня енергія ідеального газу є лише сумою кінетичної енергії його молекул?
- 1.7. Що таке ентальпія і який її зв'язок з внутрішньою енергією? Чому для конденсованих систем різниця між ентальпією і внутрішньою енергією мала, а для газів – значна?
- 1.8. Розрахунок роботи розширення ідеального газу.
- 1.9. Які термодинамічні функції називають функціями стану? Наведіть приклади.
- 1.10. Сформулюйте закон Гесса і наслідки, що впливають з нього.
- 1.11. Цикл Борна-Габера.
- 1.12. Як тепловий ефект реакції залежить від температури? Запишіть формулу Кірхгоффа в диференціальній та інтегральній формі.
- 1.13. Наведіть декілька формулювань другого закону термодинаміки і напишіть його математичний вираз.
- 1.14. Цикл Карно. Ентропія. Теорема Карно-Клаузіуса.
- 1.15. Ентропія. Розрахунок ентропії в різних процесах.
- 1.16. У чому полягає фізичний зміст ізобарно-ізотермічного та ізохорно-ізотермічного потенціалів? Напишіть рівняння, що показують зв'язок між термодинамічними потенціалами та іншими термодинамічними функціями.
- 1.17. Що являють собою співвідношення Максвелла? Як вони одержуються?
- 1.18. Мнемонічний квадрат та його застосування.
- 1.19. Повні і частинні диференціали термодинамічних потенціалів для закритих систем.
- 1.20. Критерії можливості і напрямку протікання самочинних процесів.
- 1.21. Характеристичні функції та їх взаємозв'язок і властивості.

- 1.22.** Робота і теплота хімічного процесу. Співвідношення Гіббса-Гельмгольца.
- 1.23.** Рівняння Гіббса-Гельмгольца та його значення в хімії.
- 1.24.** Тепловий закон Нернста та наслідки з нього.
- 1.25.** Постулат Планка. Третій закон термодинаміки.
- 1.26.** «Тіла Нернста». Абсолютна ентропія.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1\_2

### Визначення молярної маси розчиненої речовини кріоскопічним методом



**Мета роботи:** Ознайомитись із кріоскопічним методом визначення молекулярної маси розчиненої речовини.

**Прилади і реактиви:** прилад для кріоскопічних вимірювань (термометр із ціною поділок 0,1 градуса, звичайний термометр, мішалка, мікрохолодильник), розчини трьох невідомих речовин (розчини 1 та 2), дистильована вода, охолоджуюча суміш (сніг або лід та кухонна сіль).

На відміну від чистого розчинника, розчин при охолодженні не замерзає всуціль за постійної температури. За певної температури з розчину починають виділятися кристали розчинника і в процесі охолодження їх кількість збільшується.

Температура, за якої з рідкого розчину з заданою концентрацією розчиненої речовини починають з'являтися кристали твердої фази при умові рівноваги, називають температурою кристалізації розчину. Якщо розчинена речовина і розчинник не утворюють твердого розчину, то температура кристалізації розчину нижча від температури кристалізації розчинника. Зниження температури кристалізації пропорційне концентрації розчиненої речовини. Для визначення зниження температури замерзання справедливе співвідношення:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K C_m, \quad (2.1)$$

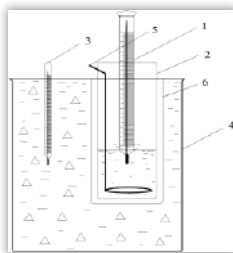
де  $\Delta t_{\text{зам}}$  – зниження температури кристалізації розчину порівняно з чистим розчинником,  $K$  – кріоскопічна константа розчинника або молярне зниження температури кристалізації. Для води кріоскопічна стала  $K$  дорівнює  $1,86 \text{ кг} \cdot \text{K} / \text{моль}$ .

Для визначення  $K$  експериментально вимірюють зниження температури замерзання для розбавлених розчинів, а потім перераховують ці дані на 1 моль, тобто  $K$  не є дійсним зниженням точки замерзання молярного розчину, для якого закони розбавлених розчинів вже не застосовуються. Кріоскопічна стала

– величина умовна, екстраполяційна, розрахована для моляльного розчину за даними для розбавлених розчинів.

## ПОСЛІДОВНІСТЬ ВИКОНАННЯ РОБОТИ

У чисту суху пробірку 2 (рис. 2.1) наливають розчинник у такій кількості, щоб нижній, основний резервуар термометра (1) був покритий рідиною. Нижній його кінець повинен бути на відстані 1–1,5 см від дна пробірки. У правильно зібраному приладі термометр і пробірка повинні бути закріплені, а мішалка (5) повинна вільно рухатися вгору та вниз біля ртутного резервуара.



**Рис. 2.1.** Схема приладу для кріоскопічних досліджень:  
1 – термометр, 2 – пробірка,  
3 – звичайний термометр,  
4 – товстостінна склянка, заповнена охолоджувальною сумішшю, 5 – мішалка, 6 – широка пробірка (повітряна оболонка).

Неперервно перемішуючи розчинник, спостерігають за показами термометра. Внаслідок охолодження температура рідини падає нижче від точки замерзання, а початок кристалізації супроводжується виділенням теплоти і температура підвищується; підвищення її припиняється в момент замерзання, і протягом довшого часу температура залишається постійною. Максимальне значення температури після її підвищення вважають температурою замерзання.

Дослід повторюють два рази. Після кожного визначення пробірку (2) виймають з приладу разом з термометром і утворені кристали розплавляють (нагріванням рукою або теплою водою). Із результатів двох вимірювань, які повинні відрізнитися між собою не більше ніж на 0,05 °С, вираховують середню температуру замерзання розчинника.

Після визначення температури замерзання чистого розчинника беруть суху пробірку, вливають в неї розчин 1 (розчин з масовою часткою 10 % невідомої речовини) і проводять ті ж операції, що і з чистим розчинником. Аналогічно визначають температуру замерзання розчину цієї ж речовини, але невідомої концентрації

(розчин 2). У цій лабораторній роботі необхідно проводити визначення для розчинів трьох невідомих речовин – неелектролітів або електролітів  $X$ ,  $Y$  і  $Z$ .

На основі отриманих вимірювань зміни температури замерзання обчислюють за формулою (2.2) молярну масу розчиненої речовини неелектроліту  $M_2$  (розчин 1):

$$M_2 = \frac{1000 \cdot K \cdot g_2}{g_1 \cdot \Delta t_{\text{зам}}} = \frac{1000 \cdot K \cdot \omega_2}{(100 - \omega_2) \cdot \Delta t_{\text{зам}}} \quad (2.2)$$

(де  $g_2$  і  $g_1$  – маса розчиненої речовини і розчинника відповідно) та концентрацію – масову частку цієї речовини  $\omega_2$  (розчин 2) за формулою (2.3).

$$\omega_2 = \frac{100 \cdot M_2 \cdot \Delta t_{\text{зам}}}{1000 \cdot K + M_2 \cdot \Delta t_{\text{зам}}} \quad (2.3)$$

Результати вимірювань записують у табл. 2.1:

Таблиця 2.1.

**Результати експерименту та розрахунків**

Дослід- жувана система	$t_{\text{зам}}, ^\circ\text{C}$		$\Delta t_{\text{зам}}, ^\circ\text{C}$	$M_2, \text{г/моль}$		$\omega_2, \%$	
	Виміряна	Се- ре- дня		Виз- наче- на	Істи- нна	Визна- чена	Істи- нна
Розчинник ( $\text{H}_2\text{O}$ )							
Розчин 1 речовини $X$						10	
Розчин 1 речовини $Y$						10	
Розчин 1 речовини $Z$						10	
Розчин 2 речовини $X$							
Розчин 2 речовини $Y$							
Розчин 2 речовини $Z$							

Після заповнення табл. 2.1 дізнатися у викладача істинні молярні маси речовин та масові частки розчинів 2, обчислити відносні похибки визначення та пояснити причини їх появи.

## КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ

- 2.1. Мнемонічний квадрат.
- 2.2. Енергія Гіббса суміші ідеальних газів. Хімічний потенціал.
- 2.3. Фізичний зміст та властивості хімічного потенціалу.
- 2.4. Хімічний потенціал ідеального і реального газів.
- 2.5. Загальна характеристика розчинів та їх класифікація.
- 2.6. Різні способи вираження складу розчину.
- 2.7. Специфіка розчинів. Теорії розчинів.
- 2.8. Ідеальні розчини. Рівняння Гіббса-Дюгема.
- 2.9. Парціальні мольні величини.
- 2.10. Метод активностей. Коефіцієнти активності та способи їх визначення.
- 2.11. Стандартні стани при визначенні хімічних потенціалів компонентів.
- 2.12. Колігативні властивості розчинів. Чим викликане зменшення температури замерзання розчинів та збільшення температури кипіння?
- 2.13. Який фізичний зміст криоскопічної та ебуліоскопічної констант? Вирази для другого закону Рауля.
- 2.14. Вивести вираз для визначення зміни температури кипіння ідеального розчину.
- 2.15. Вивести вираз для визначення зміни температури кипіння гранично розбавленого розчину.
- 2.16. У чому суть криоскопічного методу визначення відносної молекулярної маси?
- 2.17. Вивести вираз для визначення зміни температури замерзання ідеального розчину.
- 2.18. Вивести вираз для визначення зміни температури замерзання гранично розбавленого розчину.
- 2.19. У чому властивості речовин у розчиненому стані аналогічні до властивостей газів? До розчинів якої концентрації стосується рівняння Вант-Гоффа для осмотичного тиску?
- 2.20. Що таке осмотичний тиск? Як його вимірюють?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1\_3

### Визначення коефіцієнта розподілу



**Мета роботи:** Визначити коефіцієнт розподілу оцтової кислоти між водою та органічним неполярним розчинником та константу асоціації кислоти в неполярному органічному розчиннику.

**Прилади та реактиви:** водні розчини оцтової кислоти (1,2; 0,9; 0,6; 0,3 М), неполярний органічний розчинник, водні розчини натрій гідроксиду (приблизно 0,03 М та 0,5 М), соляної кислоти (0,02 М); колби на 200-250 мл (10 шт.), гумові корки (4 шт.), піпетки Мора на 25 мл (три шт.), 20 мл (дві шт.), 5 мл (3 шт.), дві ділильні лійки, штативи (4 шт.), бюретки (2 шт.), гумові груші або дозатори (2 шт.).

### ПОСЛІДОВНІСТЬ ВИКОНАННЯ РОБОТИ

*(Вивчення розподілу оцтової кислоти між водою і органічною речовиною проводиться за кімнатної температури).*

Приготувати чотири розчини оцтової кислоти у воді приблизно наступних концентрацій: 1,2; 0,9; 0,6 і 0,3 моль/л. Піпеткою відбирають 25,0 мл кожного розчину і поміщають в окрему колбу з притертим корком місткістю 200-250 мл, туди ж піпеткою додати 25,0 мл органічного розчинника. Колби перемішують протягом 40 хв. Потім вміст колби витримують 20-25 хв для розділення шарів або суміш переливають в ділильну лійку і через декілька хвилин відділяють водний шар від неводного.

Після цього піпетками на 5 мл беруть по три проби з верхнього і нижнього шарів, слідкуючи, щоб краплі не попали з іншого шару. Для кожного шару необхідна окрема піпетка. Щоб відібрати пробу з нижнього шару, закривають пальцем верхній отвір піпетки і опускають її через верхній шар; при цьому крапля верхнього шару все ж попаде в носик піпетки. Щоб цю краплю

видалити, не відкриваючи верхнього отвору піпетки, нагрівають піпетку рукою; повітря, що розширюється, виштовхне краплю. Якщо це здійснити не вдасться, тоді злегка видувають краплю.

Розділені в ділильній лійці органічний та водний шари можна перелити в окремі пронумеровані колби та відбирати проби з колб. Кожний з розчинів при досягненні рівноваги титрують по три рази і беруть середній результат. На цьому дослід закінчують.

Водний розчин титрують 0,5 M розчином лугу в присутності фенолфталеїну та визначають концентрацію кислоти у водному шарі за формулою:

$$C_{\text{кислоти}} = V_{\text{NaOH}} \cdot C_{\text{NaOH}} / 5 = V_{\text{NaOH}} \cdot 0,5 / 5 \quad (3.1) \\ = 0,1 V_{\text{NaOH}}$$

де  $V_{\text{NaOH}}$  – об'єм титранта,  $C_{\text{NaOH}}$  – концентрація лугу.

Проби з органічного шару відбирають з допомогою гумової груші або дозатора. Пробу поміщають в колбу з притертим корком, туди додають піпеткою 20 мл 0,03 M розчину лугу і декілька крапель фенолфталеїну. Суміш енергійно струшують протягом 1-2 хв до появи малинового забарвлення (надлишок лугу). Надлишок лугу титрують 0,02 н. розчином HCl. Попередньо вияснюють, яка кількість соляної кислоти витрачається на титрування 20 мл лугу. Молярність кислоти в органічному шарі розраховують за формулою:

$$C_{\text{кислоти}} = (V_{\text{л}} - V_{\text{суміші}}) \cdot C_{\text{HCl}} / 5 \quad (3.2)$$

де  $V_{\text{суміші}}$  – кількість кислоти, витраченої на титрування суміші, мл;  
 $V_{\text{л}}$  – об'єм кислоти, витраченої на нейтралізацію 20 мл лугу, який додається до проби з органічного шару, мл.

Отримані дані зводять в таблицю 3.1.

**УВАГА!** Під час розрахунків враховують, що етанова кислота, як і інші карбонові кислоти, у неполярних розчинниках існує, головним чином, у вигляді подвійних молекул, утворених за рахунок водневих зв'язків. У димерній молекулі ацетатної кислоти є два водневих зв'язки.

Таблиця 3.1.

## Результати титрування

суміш	$V_{\text{NaOH}}, \text{мл}$				$C_{\text{вода}}, \text{моль/л}$	
	Проба з водного шару					
	1	2	3	середнє		
1						
2						
3						
4						
суміш	$V_{\text{суміші}}, \text{мл}$				$C_{\text{орг}}, \text{моль/л}$	$C_{\text{орг}}/C_{\text{вода}}$
	Проба з органічного шару					
	1	2	3	середнє		
1						
2						
3						
4						

У воді оцтова кислота не димеризується, оскільки вода розриває димерні молекули і сама утворює водневі зв'язки з кислотою. У воді молекули оцтової кислоти у незначній мірі дисоціюють. В цій роботі дисоціацією оцтової кислоти нехтують.

Коефіцієнт розподілу та константу асоціації визначають на основі залежності  $C_1 = f(C_2/C_1)$ :

$$C_1 = K^2 / (2K_{\text{ac}}) \cdot (C_2/C_1) - K / 2K_{\text{ac}} \quad (3.3)$$

На графічній залежності  $C_1 = f(C_2/C_1)$  отримується пряма з кутовим коефіцієнтом  $A = K^2 / (2K_{\text{ac}})$  і вільним членом  $B = K / 2K_{\text{ac}}$ . Звідси обчислюємо  $K$  і  $K_{\text{ac}}$ :

$$K = A/B \quad (3.4)$$

$$K_{\text{ac}} = A/2B^2 \quad (3.5)$$

**Зробити висновок про можливість використання відповідного органічного розчинника для екстракції етанової кислоти. Вказати розмірність коефіцієнта розподілу та константи асоціації.**

## КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ

**3.1.** Енергія Гіббса суміші ідеальних газів. Хімічний потенціал.

**3.2.** Фізичний зміст та властивості хімічного потенціалу.

- 3.3. Повний і частинний диференціали термодинамічних потенціалів для відкритих систем.
- 3.4. Термодинамічні потенціали багатокомпонентних систем.
- 3.5. Критерії можливості протікання самовільних хімічних процесів.
- 3.6. Хімічний потенціал ідеального і реального газів.
- 3.7. Метод леткості або фугітивності.
- 3.8. Способи визначення леткості з експериментальних даних.
- 3.9. Загальна характеристика розчинів та їх класифікація.
- 3.10. Різні способи вираження складу розчину.
- 3.11. Специфіка розчинів. Теорії розчинів.
- 3.12. Ідеальні розчини. Рівняння Гіббса–Дюгема.
- 3.13. Парціальні мольні величини.
- 3.14. Метод активностей. Коефіцієнти активності та способи їх визначення.
- 3.15. Стандартні стани при визначенні хімічних потенціалів компонентів.
- 3.16. Колігативні властивості розчинів.
- 3.17. Розподіл речовини між двома незмішуваними розчинниками. Закон розподілу, коефіцієнт розподілу. Ідеальні та реальні розчини.
- 3.18. Закон розподілу. Часткова дисоціація речовини в одному розчиннику та асоціація – в іншому.
- 3.19. Закон розподілу. Часткова дисоціація речовини в одному з розчинників. Асоціація відсутня.
- 3.20. Закон розподілу. Часткова асоціація речовини в одному з розчинників. Відсутність дисоціації.
- 3.21. Закон розподілу. Повна дисоціація речовини в одному з розчинників. Асоціація відсутня.
- 3.22. Закон розподілу. Часткова дисоціація речовини в одному з розчинників. Повна асоціація – в іншому.
- 3.23. Закон розподілу. Повна димеризація речовини в одному з розчинників. Відсутність дисоціації – в іншому.
- 3.24. Закон розподілу. Екстракція. Одно- і багаторазова екстракції.
- 3.25. Як графічно визначити константу асоціації і константу розподілу в системі вода – органічний неполярний розчинник – ацетатна кислота?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № I\_4

### Вивчення хімічної рівноваги реакції $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$



**Мета роботи:** Визначити константу рівноваги реакції  $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$  та ступінь перетворення реагентів.

**Прилади і реактиви:** колби на 100–250 *мл*; піпетки Мора на 50, 10 та 5 *мл*; розчин 0,03 М ферум (III) хлориду  $\text{FeCl}_3$ ; розчин 0,03 М калій іодиду  $\text{KI}$ ; розчин натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ; розчин крохмалю; бюретка на 25 *мл*.

### ПОСЛІДОВНІСТЬ ВИКОНАННЯ РОБОТИ

За кімнатної температури взяти дві сухі пронумеровані колби на 250 *мл* з гумовими корками. Налити в них такі кількості 0,03 М розчинів: у **першу** по 50 *мл* ферум (III) хлориду та калій іодиду – це буде **реакційна суміш 1**;

у **другу** колбу 40 *мл* калій іодиду (спочатку 50 *мл*, потім відібрати 10 *мл*), та 60 *мл* ферум хлориду (спочатку 50 *мл*, а потім ще 10 *мл*) – **реакційна суміш 2**.

Зразу ж після приготування реакційних сумішей колби щільно закрити корками та відмітити момент зливання за годинником і записати в табл. 4.1. Після цього промити бюретку розчином натрій тіосульфату та приготувати її для титрування.

**Оскільки хімічна рівновага за кімнатної температури настає не раніше, ніж за годину від початку реакції, то потрібно приступити до задачі допуску до лабораторної роботи.**

Далі приготувати дві колби для титрування і в кожену налити 35–50 *мл* дистильованої води. Приблизно через 60 хв від моменту змішування з кожної реакційної суміші відібрати піпеткою 10 *мл* розчину і злити у колби для титрування. За момент відбору проби вважати зливання рідини з піпетки у колбу для титрування. Час відмічати з точністю до 1 хв. Зразу після зливання йод, що

виділився, титрувати розчином  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  до світло-жовтого забарвлення. Потім додати декілька крапель розчину крохмалю і титрувати розчином натрій тіосульфату до зникнення синього забарвлення розчину. Об'єм натрій тіосульфату, що пішов на титрування, записати в табл. 4.1. Колби після титрування промити дистильованою водою і підготувати до наступних відборів проб. Піпетку перед кожним відбором проби промити досліджуванним розчином.

Таблиця 4.1.

### Результати експерименту

№ проби	Реакційна суміш 1			Реакційна суміш 2		
	Час за годинником, м, год та хв	Час від початку реакції, хв	Об'єм титранта $V_1$ , мл	Час за годинником, м, год та хв	Час від початку реакції, хв	Об'єм титранта $V_2$ , мл
		0			0	
1						
2						
3						
4						
5						
6						

Через 10 хв після відбору першої проби з кожної колби піпеткою знову взяти 10 мл розчину і титрувати розчином натрій тіосульфату. Третю пробу відбирати через 10 хв після відбору другої проби. Четверту пробу відібрати через 10 хв після відбору третьої. Після кожного титрування в табл. 4.1 потрібно записати витрачений об'єм натрій тіосульфату. Відбір проб продовжити, якщо на титрування третьої та четвертої проб йде різний об'єм натрій тіосульфату (різниця понад 0,1 мл).

Однаковий об'єм тіосульфату, витрачений на титрування йоду у двох останніх пробах, вказує на досягнення рівноваги. Після встановлення рівноваги за об'ємом натрій тіосульфату в останній пробі можна обчислювати потрібні для визначення константи рівноваги рівноважні концентрації продуктів та вихідних речовин.

## Розрахунок рівноважних концентрацій

**1. Концентрація йоду  $C_{I_2}$**  у момент настання рівноваги визначається за формулою:

$$C_{I_2} = \frac{C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_1}{2 \cdot V_2} = \frac{C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_1}{20} \quad (4.1)$$

де  $C_{Na_2S_2O_3}$  – концентрація натрій тіосульфату, моль/л;  $V_1$  – об'єм розчину натрій тіосульфату, використаного на титрування йоду в момент настання рівноваги, мл;  $V_2$  – об'єм взятої проби, 10 мл.

**2. Рівноважна концентрація іонів  $Fe^{2+}$**  дорівнює подвоєній концентрації йоду, оскільки за рівнянням реакції утворюється одна молекула йоду і два іони феруму.

**3. Рівноважна концентрація іонів  $Fe^{3+}$**  при рівновазі дорівнює різниці початкової концентрації іонів  $Fe^{3+}$  і рівноважної концентрації іонів  $Fe^{2+}$ , оскільки приріст концентрації  $Fe^{2+}$ , дорівнює зменшенню концентрації іонів  $Fe^{3+}$ :

$$C^{Fe^{3+}} = C_{FeCl_3} - C_{Fe^{2+}}$$

або:

$$C^{Fe^{3+}} = C_{FeCl_3} - 2 \cdot C_{I_2} \quad (4.2)$$

Початкову концентрацію  $FeCl_3$  обчислюють з концентрації вихідного розчину  $C_{0,FeCl_3}$  і ступеня розведення його при змішуванні розчинів:

$$C_{FeCl_3} = C_{0,FeCl_3} \cdot \frac{a}{a+b} \quad (4.3)$$

де  $C_{0,FeCl_3}$  – концентрація вихідного розчину  $FeCl_3$ , 0,03 моль/л;  $a$  і  $b$  – відповідно об'єми розчинів  $FeCl_3$  і  $KI$ , які змішуються, мл.

**4. Рівноважну концентрацію іонів  $I^-$**  розраховують за рівняннями:

$$C_{I^-} = C_{KI} - 2 \cdot C_{I_2} \quad (4.4)$$

$$C_{KI} = C_{0,KI} \cdot \frac{b}{a+b} \quad (4.5)$$

де  $C_{0,KI}$  – концентрація вихідного розчину, 0,03 моль/л.

Розраховані початкові та рівноважні концентрації занести в табл. 4.2.

Таблиця 4.2.

## Результати розрахунків

Реакційна суміш	$C_{I_2}$ , моль/л	$C_{Fe^{2+}}$ , моль/л	$a$ , мл	$b$ , мл	$C_{FeCl_3}$ , моль/л	$C_{Fe^{3+}}$ , моль/л	$C_{KI}$ , моль/л	$C_{I^-}$ , моль/л
1			50	50				
2			60	40				

## Після виконання експерименту потрібно:

1. Розрахувати константу рівноваги  $K_C$  окремо для кожної реакційної суміші за формулою:

$$K_C = \frac{C_{Fe^{2+}}^2 \cdot C_{I_2}}{C_{Fe^{3+}}^2 \cdot C_{I^-}^2} \quad (4.6)$$

порівняти та обчислити середнє значення константи рівноваги, абсолютну та відносну похибки експерименту.

2. Визначити ступінь перетворення  $\alpha$  кожного з реагентів до моменту настання хімічної рівноваги в обох реакційних сумішах за формулами (4.7) і (4.8):

$$\alpha_{FeCl_3} = \frac{C_{Fe^{2+}} \cdot 100}{C_{FeCl_3}} \quad (4.7)$$

$$\alpha_{KI} = \frac{C_{Fe^{2+}} \cdot 100}{C_{KI}} \quad (4.8)$$

Константу рівноваги та ступені перетворення вихідних речовин занести в табл. 4.3.

Таблиця 4.3.

Реакційна суміш	$K_C$	$\alpha_{FeCl_3}$ , %	$\alpha_{KI}$ , %
1			
2			

Середнє значення константи рівноваги

$$K_C = \text{_____} \pm \text{_____} .$$

## КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ

- 4.1. Що таке хімічна рівновага і які її основні ознаки?
- 4.2. Ознаки хімічної рівноваги.
- 4.3. Хімічна змінна. Число пробігів реакції.
- 4.4. Закон діючих мас. Термодинамічне виведення.
- 4.5. Запишіть різні вирази констант рівноваги оборотної хімічної реакції, котра протікає з участю ідеальних газів.
- 4.6. Запишіть різні вирази констант рівноваги оборотної хімічної реакції, котра протікає з участю реальних газів.
- 4.7. Які особливості виразу константи рівноваги для гетерогенних хімічних реакцій? Наведіть приклади.
- 4.8. Рівняння ізотерми хімічної реакції Вант-Гоффа та його термодинамічне виведення.
- 4.9. Зміна енергії Гіббса та енергії Гельмгольца під час перебігу хімічної реакції.
- 4.10. Поняття про хімічну спорідненість. Стандартні енергії Гіббса та Гельмгольца.
- 4.11. Розрахунок виходу продуктів хімічних реакцій, для яких  $\Delta v = 0$ .
- 4.12. Розрахунок виходу продуктів хімічних реакцій, для яких  $\Delta v = -2$  або  $+2$ .
- 4.13. Розрахунок виходу продуктів хімічних реакцій, для яких  $\Delta v = -1$  або  $+1$ .
- 4.14. Як залежить  $K_p$  від температури? Запишіть і охарактеризуйте рівняння ізобари хімічної реакції.
- 4.15. Як залежить  $K_c$  від температури? Запишіть і охарактеризуйте рівняння ізохори хімічної реакції.
- 4.16. Які існують наближені методи розрахунку константи рівноваги?
- 4.17. Як можна розрахувати стандартну константу хімічної рівноваги за першим та другим наближенням Уліха?
- 4.18. В чому полягає метод розрахунку константи рівноваги за приведеними ізобарними потенціалами?
- 4.19. В чому полягає розрахунок константи рівноваги за методом Тьомкіна-Шварцмана?



трьох титрувань. Концентрацію кислоти визначають за співвідношенням  $V_{к-ти} \cdot C_{к-ти} = V_{сер.,NaOH} \cdot C_{NaOH}$ . Дані для визначення концентрації вихідного розчину оцтової кислоти заносять у таблицю 5.1.

**Таблиця 5.1**

**Визначення вихідної концентрації оцтової кислоти**

$V_{1,NaOH}$	$V_{2,NaOH}$	$V_{3,NaOH}$	$V_{сер.,NaOH}$	$C_0$

Слід пам'ятати, що для розчину в першій колбі  $C'_0 = C_0$ . Для інших розчинів при розрахунку  $C_0$  шрих слід враховувати розведння.

**3. Визначити рівноважні концентрації оцтової кислоти  $C_{рівн.}$**  Після закінчення заданого часу адсорбції (30 хв) суспензію вугілля відфільтровують у конічні колби на 100 мл. Перші порції фільтратів (10-15 мл) відкидають.

Рівноважну концентрацію розчину кислоти ( $C_{рівн.}$ ) у фільтратах визначають, відбираючи різні аліквоти ( $V_{алік.}$ ) і титруючи розчинами більшої (перших три розчини-фільтрати кислоти) та меншої концентрації лугу (наступні три розчини кислоти). З результатів трьох титрувань (таблиця 5.2.) знаходять середній для кожного розчину ( $V_{сер.}$ ).

**Таблиця 5.2**

**Визначення рівноважної концентрації оцтової кислоти**

№ р-ну	$V_{алік.}$ , мл	$C_{NaOH}$ , моль/л	$V_{NaOH}$ , мл			$V_{сер.}$ , мл	$C_{рівн.}$ , моль/л
			1	2	3		
1.	2	0,1					
2.	5	0,1					
3.	5	0,1					
4.	2	0,02					
5.	5	0,02					
6.	5	0,02					

**4. Обробка експериментальних даних.**

**4.1.** За експериментальними даними про початкову ( $C'_0$ ) та рівноважні ( $C_{рівн.}$ ) концентрації оцтової кислоти, в кожному із досліджуваних розчинів, обчислити величину її адсорбції ( $\Gamma$ ) за

рівнянням:

$$\Gamma = \frac{(C'_0 - C_{\text{рівн.}}) \cdot V}{1000 \cdot m} \quad (5.1)$$

де  $V$  - об'єм розчину оцтової кислоти з якого відбувається адсорбція (мл),  $m$  - маса активованого вугілля (г).

4.2. Обчислити величини  $1/\Gamma$  та  $1/C_{\text{рівн.}}$ . Одержані дані занести в таблицю 5.3.

Таблиця 5.3

Розрахункові дані

№ р-ну	$C'_0$ моль/л	$C_{\text{рівн.}}$ моль/л	$C'_0 - C_{\text{рівн.}}$ моль/л	$\Gamma$ моль/г	$1/\Gamma$ г/моль	$1/C_{\text{рівн.}}$ л/моль
1.						
...						
6.						

4.3. Побудувати графік ізотерми адсорбції в координатах  $\Gamma = f(C_{\text{рівн.}})$  (рис. 5.1) та графік у координатах  $1/\Gamma = f(1/C_{\text{рівн.}})$  (рис. 5.2).



Рис. 5.1. Ізотерма адсорбції

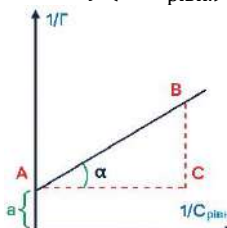


Рис. 5.2. Залежність  $1/\Gamma = f(1/C_{\text{рівн.}})$

4.4. З графіка в координатах  $1/\Gamma = f(1/C_{\text{рівн.}})$  обчислити граничну адсорбцію ( $\Gamma_\infty$ ) та сталу адсорбційної рівноваги ( $K$ ) в рівнянні Ленгмюра.

$$\Gamma_\infty = 1/a \quad (5.2)$$

$$\text{tg} \alpha = 1/(\Gamma_\infty \cdot K)$$

$$K = 1/(\Gamma_\infty \cdot \text{tg} \alpha) \quad (5.3)$$

4.5. Обчислити питому поверхню адсорбента за рівнянням:

$$S_{\text{пит}} = \Gamma_\infty \cdot N_A \cdot S_0 \quad (5.4)$$

де  $N_A$  - число Авогадро;  $S_0$  - площа, яку займає молекула оцтової кислоти (взяти як таку, що дорівнює  $20,5 \text{ \AA}^2$ ). Результат подати в  $\text{см}^2/\text{г}$ .

## КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ

- 5.1. Що таке адсорбція і чим вона принципово відрізняється від абсорбції?
- 5.2. Які особливості адсорбції на межі розділу «тверде тіло – рідина» порівняно з адсорбцією з газової фази?
- 5.3. Які сили можуть зумовлювати адсорбцію молекул оцтової кислоти на активованому вугіллі?
- 5.4. У чому полягає різниця між фізичною та хемосорбцією? Який тип адсорбції реалізується в даній роботі?
- 5.5. Чому активоване вугілля є ефективним адсорбентом для органічних кислот?
- 5.6. Які фактори впливають на величину адсорбції з розчину (природа адсорбенту, концентрація, температура тощо)?
- 5.7. Що таке адсорбційна рівновага і за яких умов вона встановлюється?
- 5.8. Що називають ізотермою адсорбції та яку інформацію вона дає про систему?
- 5.9. У чому полягають основні припущення моделі Ленгмюра?
- 5.10. Який фізичний зміст граничної адсорбції  $\Gamma_{\infty}$ ?
- 5.11. Яке значення має константа адсорбційної рівноваги  $K$  у рівнянні Ленгмюра?
- 5.12. Чому для визначення параметрів рівняння Ленгмюра використовують лінеаризовану залежність  $1/\Gamma = f(1/C_{\text{рiвн}})$ ?
- 5.13. Як інтерпретувати нахил та відрізок, що відтинається на осі ординат, у графіку  $1/\Gamma = f(1/C_{\text{рiвн}})$ ?
- 5.14. Які основні положення теорії адсорбції Ленгмюра. Вивести вираз для рівняння ізотерми адсорбції Ленгмюра?
- 5.15. Теорії полімолекулярної адсорбції Поляні. Сформулюйте основні положення.
- 5.16. У чому полягає узагальнена теорія Брунауера – Еммета – Теллера?
- 5.17. Яке явище називають капілярною конденсацією?
- 5.18. Напишіть, дайте характеристику рівняння Фрейндліха та вкажіть межі його застосовуваності.
- 5.19. Напишіть, дайте характеристику адсорбційної формули Гіббса та вкажіть межі її застосовуваності.
- 5.20. Чому для визначення рівноважної концентрації оцтової кислоти застосовують кислотно-основне титрування?

- 5.21.** З якою метою використовують різні концентрації розчину NaOH при титруванні фільтратів?
- 5.22.** Чому перші порції фільтрату після фільтрування відкидають?
- 5.23.** Який фізичний зміст величини питомої поверхні адсорбенту?
- 5.24.** Чому при розрахунку питомої поверхні враховується площа, яку займає одна молекула адсорбату?
- 5.25.** Які обмеження має модель Ленгмюра при описі реальних адсорбційних систем?
- 5.26.** Яке практичне значення процесів адсорбції в хімічній технології, фармації та екології?

# ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № I\_6

## Дослідження залежності поверхневого натягу рідини від концентрації розчину



**Мета роботи:** Виміряти поверхневий натяг 6-8 розчинів ПАР, побудувати ізотерми поверхневого натягу та Гіббсівської адсорбції, визначити константи рівняння Ленгмюра деякі параметри адсорбційного шару.

**Прилади та реактиви:** термометр, пікнометри, сталагмометр, стакан (50-100 мл), декілька водних розчинів однієї з досліджуваних (ацетон, етанол, пропанол, бутанол, оцтова кислота та ін.) речовин та стандартна рідина – дистильована вода, дозатор або груша.

### **Метод відліку крапель (сталагмометричний метод)**

Цей метод експериментально базується на *повільному* (1-3 краплини за 1 хв) відриві краплини від вертикального капіляру. В його основі лежить припущення, що відрив краплини проходить в той момент, коли її вага  $P_1$  (рівна силі земного тяжіння) стає рівна силам поверхневого натягу  $P_2$ , що діють вертикально по колу капілярної трубки, тобто в момент відриву:

$$P_1 = V \cdot \rho \cdot g / n = P_2 = 2 \cdot \pi \cdot r \cdot \sigma \quad (6.1)$$

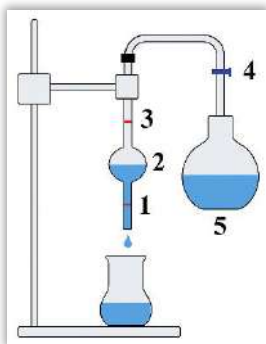
де  $r$  – радіус трубки;  $V$  – об'єм рідини в сталагмометрі;  $g$  – прискорення вільного падіння ( $9,81 \text{ м/с}^2$ );  $\rho$  – густина рідини;  $\sigma$  – поверхневий натяг рідини;  $n$  – число краплин рідини.

Для води  $V \cdot \rho_{\text{ст}} \cdot g / n_{\text{ст}} = 2 \cdot \pi \cdot r \cdot \sigma_{\text{ст}}$ , аналогічно для досліджуваної рідини  $V \cdot \rho_x \cdot g / n_x = 2 \cdot \pi \cdot r \cdot \sigma_x$ . Звідси

$$\sigma_x = \sigma_{\text{ст}} \frac{n_{\text{ст}} \cdot \rho_x}{n_x \cdot \rho_{\text{ст}}} \quad (6.2)$$

де  $\sigma_{\text{ст}}$  – поверхневий натяг стандартної рідини (води) при температурі досліді (значення поверхневого натягу води за різних температур є в таблиці 6.1;  $\sigma_x$  – поверхневий натяг розчину досліджуваної речовини;  $n_{\text{ст}}$  – число крапель стандартної рідини;  $n_x$  – число крапель розчину досліджуваної речовини.

Прилад для вимірювання поверхневого натягу сталагмометричним методом представлено на рис. 6.1. Сталагмометр являє собою скляну трубку з розширенням 2 у середній частині, що закінчується товстостінним капіляром. Позначки 1 і 3 зазначають об'єм рідини, що витікає. До верхнього кінця трубки приєднують гумовий шланг з грушею 5. Сталагмометр закріплюють на штативі так, щоб нижня частина капіляру розміщувалась чітко вертикально.



**Рис. 6.1.** Прилад для визначення поверхневого натягу методом відліку краплин.

Досліджувану рідину заливають у стакан чи посудину так, щоб кінець капіляру занурився в рідину. За допомогою груші набирають рідину вище мітки 3, уникаючи утворення бульбашок повітря. Закривають затискач 4. Стакан опускають на стіл, відкривають обережно затискач 4 та дають можливість досліджуваній рідині крапельками витікати із капіляра. Коли рівень рідини співпадає з верхньою позначкою 3, розпочинають відлік краплин. Коли рівень рідини співпадає з нижньою позначкою 1, відлік краплин припиняють.

## ПОСЛІДОВНІСТЬ ВИКОНАННЯ РОБОТИ

1. Починають дослід з дистильованої води. Дослід проводять три рази. За результат беруть середнє арифметичне. Кількість крапель не повинна відрізнитися більше, ніж на одиницю.
2. Вимірюють поверхневий натяг розчинів досліджуваної речовини, починаючи з найменшої концентрації. Сталагмометр ополіскують розчином досліджуваної рідини, втягуючи цей розчин з допомогою дозатора або гумової груші вище верхньої мітки сталагмометра і

вितискаючи його в склянку з розчином два-три рази. Після цього проводять вимірювання кількості крапель досліджуваного розчину.

3. Визначають густину розчину досліджуваної речовини. Для цього пікнометр ополіскують невеликою кількістю розчину найменшої концентрації ПАР і заповнюють його цим розчином до мітки і зважують. За різницею маси заповненого і сухого пікнометра обчислюють масу розчину. Поділивши масу розчину на об'єм пікнометра, визначаємо густину розчину і записуємо її у табл. 6.2. Аналогічно визначаємо густини більш концентрованих розчинів.

**Таблиця 6.1.**

**Густина та поверхневий натяг води за різних температур**

$T, ^\circ\text{C}$	$\rho, \text{г/см}^3$	$\sigma, \text{ерг/см}^2, \cdot 10^3 \text{ Н/м}$
17	0,99877	73,20
18	0,99859	73,05
19	0,99840	72,89
20	0,99820	72,75
21	0,99799	72,60
22	0,99777	72,44
23	0,99753	72,28
24	0,99729	72,13

4. За результатами вимірювань розраховують поверхневий натяг розчинів досліджуваної речовини за формулою (6.2), будують графік залежності  $\sigma = f(C)$ .
5. Визначивши експериментально залежність поверхневого натягу від концентрації і користуючись рівнянням Гіббса та значенням похідної  $d\sigma/dC$ , знаходять значення адсорбції за різних концентрацій:

$$\Gamma = - \frac{C}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dC} \quad (6.3)$$

де  $C$  – рівноважна концентрація розчину ПАР, моль/л;  $R$  – універсальна газова стала ( $8,314 \text{ Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К}) = 8,314 \cdot 10^7 \text{ ерг}/(\text{моль}\cdot\text{К})$ );  $T$  – абсолютна температура, К.

Значення  $d\sigma/dC$  в рівнянні Гіббса визначають за ізотермою поверхневого натягу ( $\sigma = f(C)$ ) графічним методом. Для цього це значення замінюють величиною  $\Delta\sigma/\Delta C$ :

$$\Gamma = -\frac{C}{RT} \cdot \frac{\Delta\sigma}{\Delta C} = -\frac{C_n}{RT} \cdot \frac{(\sigma_{n+1} - \sigma_{n-1})}{(C_{n+1} - C_{n-1})} \quad (6.4)$$

Значення  $\Delta\sigma/\Delta C$  знаходять для розчинів 5-6 різних концентрацій. Для цього на початковій ділянці ізотерми поверхневого натягу, яка є найбільш крутою:

- 5.1. через рівні інтервали концентрацій фіксують  $C_0$  (для  $H_2O$ ),  $C_1$ ,  $C_2$ ,  $C_3$ , ...;
- 5.2. знаходять відповідні значення  $\sigma_0$  (для  $H_2O$ ),  $\sigma_1$ ,  $\sigma_2$ ,  $\sigma_3$ , ...;
- 5.3. розраховують величини  $\Delta\sigma = \sigma_{n+1} - \sigma_{n-1}$  та  $\Delta C = C_{n+1} - C_{n-1}$ ;
- 5.4. підставляють розраховані значення у рівняння (6.4) та знаходять питому адсорбцію  $\Gamma$ .
6. Обчисливши значення  $\Gamma$  для всіх взятих ділянок кривої, будують графік в координатах  $C/\Gamma = f(C)$  (рис 6.2).

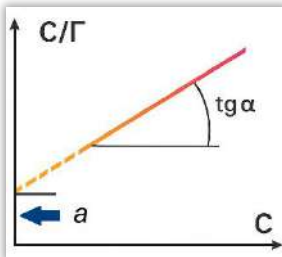


Рис. 6.2. Ізотерма адсорбції в лінійній формі.

7. За графіком  $C/\Gamma = f(C)$  визначають параметри адсорбційного шару.

7.1. Максимальне значення адсорбції:

$$\Gamma_{\infty} = \frac{1}{tg\alpha} \quad (6.5)$$

7.3. Константу адсорбційної рівноваги:

$$K = \frac{1}{\Gamma_{\infty} \cdot a} \quad (6.6)$$

7.4. Площу, яку займає молекула ПАР в насиченому шарі:

$$S_o = \frac{1}{\Gamma_{\infty} \cdot N_A} \quad (6.7)$$

7.5. Товщину адсорбційного шару:

$$\delta = \frac{\Gamma_{\infty} \cdot M}{\rho} \quad (6.8)$$

8. Результати експерименту та розрахунків записують у таблицю 6.2.

Таблиця 6.2.

## Результати експерименту та розрахунків

Температура досліду .....°С.

Досліджувана речовина \_\_\_\_\_

Маса сухого пікнометра .....г.

Об'єм пікнометра ..... см<sup>3</sup>.

	Вода	Розчини					
		1	2	3	4	5	6
С, моль/л							
m <sub>заповн.пiкн.</sub>							
m <sub>рiдини</sub>							
ρ, г/мл							
n							
σ, мН/м							
-Δσ/ΔС,							
Γ, мкмоль/м <sup>2</sup>							
С/ Γ							

$$\Gamma_{\infty} = \dots\dots\dots \text{мкмоль/м}^2;$$

$$K = \dots\dots\dots \text{л/моль};$$

$$S_0 = \dots\dots\dots \text{нм}^2/\text{молекула};$$

$$\delta = \dots\dots\dots \text{нм}.$$

## КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ

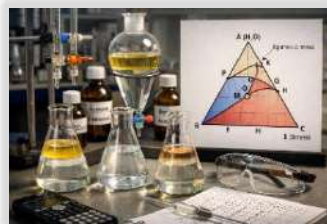
- 6.1. Що таке поверхневий натяг? Поясніть фізичну природу цього явища та чому він виникає на межі поділу фаз рідина – газ або рідина – рідина.
- 6.2. Яке призначення має сталагмометр і як він влаштований? Опишіть його будову, принцип дії та способи забезпечення точності вимірювань.
- 6.3. Як концентрація розчиненої речовини впливає на поверхневий натяг розчину? Опишіть поведінку поверхнево-активних речовин і поверхнево-неактивних речовин при зміні концентрації.
- 6.4. Чому важливо проводити вимірювання за сталої температури? Як зміна температури впливає на густину, в'язкість та поверхневий натяг рідини?

- 6.5.** Що таке поверхнево-активні речовини (ПАР)? Охарактеризуйте їх будову, властивості та роль у зменшенні поверхневого натягу розчинів.
- 6.6.** Для чого визначають густину досліджуваних розчинів? Як саме вона використовується при обчисленні поверхневого натягу?
- 6.7.** Поясніть суть сталагмометричного методу. На якому фізичному принципі базується визначення поверхневого натягу цим методом?
- 6.8.** Поясніть послідовність вимірювань під час виконання лабораторної роботи. Чому дослідження починають із найменшої концентрації розчину і яким чином ополіскують сталагмометр?
- 6.9.** Виведіть рівняння для розрахунку поверхневого натягу за методом відліку крапель. Як воно пов'язує поверхневий натяг розчину з відомим натягом води?
- 6.10.** Чому швидкість витікання крапель має бути невеликою (1-3 краплі за хвилину)? Який вплив має гідродинаміка потоку на точність визначення моменту відриву краплі?
- 6.11.** Поясніть, чому для вимірювань в лабораторній роботі використовують дистильовану воду як стандарт. Які її властивості роблять її зручною для калібрування сталагмометра?
- 6.12.** Як визначити об'єм пікнометра та чому важливо проводити це при тій самій температурі, що й експеримент? Поясніть логіку розрахунків об'єму через густину води.
- 6.13.** Запишіть рівняння Гіббса для адсорбції з розчинів? Поясніть фізичний зміст кожного параметра.
- 6.14.** Як за експериментальними даними побудувати графік залежності поверхневого натягу від концентрації? Який характер має ця залежність для ПАР і як виглядає її початкова та насичена ділянки?
- 6.15.** Як за експериментальними даними визначають адсорбцію ПАР на межі розділу фаз? Яким чином із залежності поверхневого натягу від концентрації знаходять значення  $d\sigma/d \ln C$ ?
- 6.16.** Який зв'язок між нахилом ізотерми поверхневого натягу  $\sigma = f(\log C)$  та інтенсивністю адсорбції молекул ПАР? Поясніть, чому на ділянках із більшим нахилом спостерігається активніше накопичення молекул на поверхні поділу фаз і як це відображає зміну концентрації ПАР у поверхневому шарі.
- 6.17.** Як побудова ізотерми Гіббсівської адсорбції дозволяє визначити параметри адсорбційного шару? Які саме параметри можна

отримати - максимальну адсорбцію, константу рівноваги, площу молекули, товщину шару?

- 6.18.** Як із графіка  $C/\Gamma = f(C)$  визначають параметри адсорбційного шару? Як із цього графіка обчислюють граничну адсорбцію, сталу адсорбційної рівноваги та площу молекули?
- 6.19.** Яке фізичне значення має площа, яку займає одна молекула ПАР у насиченому шарі? Як вона пов'язана зі структурою молекули, її полярною та неполярною частинами?
- 6.20.** Які основні джерела експериментальних похибок у методі відліку крапель? Як впливають неточності підрахунку крапель, температурні коливання, залишки попереднього розчину в приладі на кінцеві результати?

**ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № I\_7**  
**Дослідження рівноваги рідина –**  
**рідина у трикомпонентній системі**  
**з однією областю розшарування**



**Мета роботи:** Дослідити взаємну розчинність трьох рідин, визначити склад спряжених розчинів і положення критичної точки.

**Прилади і реактиви:** конічні колби на 50-100 мл, бюретки з кранами; ацетон, етанол, метанол, етанова кислота (компонент C); бензен, толуен, ксилен, хлороформ, тетрахлорметан (компонент B); дистильована вода (компонент A).

**ПОСЛІДОВНІСТЬ ВИКОНАННЯ РОБОТИ**

**Дослід 1. Визначення взаємної розчинності трьох рідин.** Взаємну розчинність трьох рідин визначають шляхом додавання до бінарних сумішей різного складу з необмеженою розчинністю двох компонентів третього компонента до помутніння розчину. Поява помутніння вказує на появу іншої рідкої фази. Проводять дві серії дослідів: додають до суміші з B і C компонентів воду – компонент A і до суміші із A і C компонентів – компонент B. Вихідні компоненти (A, B, C) вибирають з перелічених у табл. 7.1 розчинників.

**Таблиця 7.1.**

**Розчинники, рекомендовані для дослідження трикомпонентних систем з однією областю розшарування**

A	B	C
вода	бензен, толуен, хлороформ, тетрахлорметан	ацетон, метанол, етанол, оцтова кислота

**Таблиця 7.2.**

**Результати титрування бінарних сумішей третім компонентом**  
A– H<sub>2</sub>O; B – \_\_\_\_\_; C– \_\_\_\_\_; T = ..... K, P = ..... мм рт. ст.

**Титрування бінарних сумішей A і C компонентом B**

B		C		A		B+C+A	Масова частка, %		
мл	г	мл	г	мл	г	г	B	C	A
1		9							
2		8							
3		7							

В		С		А		В+С+А	Масова частка, %		
мл	г	мл	г	мл	г	г	В	С	А
4		6							
7		3							
8		2							
9		1							

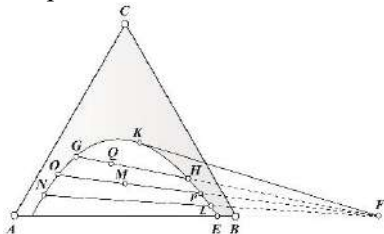
### Титування бінарних сумішей А і С компонентом В

А		С		В		А+С+В	Масова частка, %		
мл	г	мл	г	мл	г	г	А	С	В
1		9							
2		8							
3		7							
4		6							
7		3							
8		2							
9		1							

У кожній серії дослідів вихідні бінарні суміші готують у таких об'ємних співвідношеннях: 1 : 9, 2 : 8, 3 : 7, 4 : 6, 7 : 3, 8 : 2, 9 : 1. Загальний об'єм кожної бінарної суміші дорівнює 10 мл. Необхідний об'єм кожної нової рідини відбирають із бюреток об'ємом 25 чи 50 мл із пришліфованим краном. Об'єм третього компонента також відбирають за допомогою бюретки. Результати записують у табл. 7.2.

Об'єм перераховують у масові одиниці ( $m_i = \rho_i V_i$ , густину відповідного компонента взяти із довідника), визначають масу суміші в момент розшарування і масові частки компонентів А, В, С в кожній рівноважній суміші.

За експериментальними даними будують трикутну діаграму взаємної розчинності трьох рідин. Вона виглядає так, як рис. 7.1.



**Рис. 7.1.** Діаграма розчинності трикомпонентної системи з однією областю розшарування.

Ілюстрація для визначення складу спряжених розчинів та критичної точки.

**Дослід 2. Визначення складу спряжених розчинів.** Готують по 20 мл гетерогенної суміші двох складів за вказівкою викладача і визначають їх масу. Склади сумішей вибирають такими, щоб вони відповідали фігуративним точкам діаграми, які лежать у середній частині гетерогенної області.

Кожну суміш добре перемішують протягом 15 хв і ділять на два шари з допомогою ділильної лійки. Після розділення кожен шар зливають у попередньо зважені на технічних терезах сухі колби з корками і визначають масу кожного шару, а потім обчислюють відношення мас  $X$ , яке відповідає відношенню відрізків на прямій (наприклад  $OP$ ), яка з'єднує точку всередині діаграми ( $M$ ) з точками на лінії розшарування ( $O$  і  $P$ ):

$$X = m^O \text{ (точка } O) / m^P \text{ (точка } P) = MP / OM, \quad (7.1)$$

де  $m^O$  та  $m^P$  – маси спряжених розчинів, що відповідають складам точок  $O$  і  $P$  відповідно;  $MP$  і  $OM$  – довжини відрізків, які обернено пропорційні масам спряжених розчинів згідно з правилом важеля.

Для визначення складу спряжених розчинів (див. рис. 7.1) лінійку з поділками поміщають на діаграму розчинності трьох рідин так, щоб вони проходили через фігуративну точку, яка відповідає складу вихідної суміші (наприклад, точку  $M$ ). Потім лінійку повертають навколо цієї точки до тих пір, поки не підбереться таке відношення відрізків прямої (проведеної через цю точку до перетину з лінією, що обмежує область розшарування), що відповідає правилу важеля, а саме  $X$  згідно з формулою (7.1).

Фігуративні точки  $O$  і  $P$  на кривій розшарування характеризують склади спряжених розчинів у гетерогенній системі, склад якої на діаграмі розчинності зображають точкою  $M$ . Аналогічно визначають склади спряжених розчинів (точки  $G$  і  $H$ ) і для системи, склад якої відображений на діаграмі фігуративною точкою  $Q$ .

Для визначення координати критичної точки  $K$  відрізки  $OP$  і  $GH$  продовжують до перетину з продовженням лінії  $AB$  (точки  $F$ ) і з точки  $F$  проводять дотичну до кривої, яка обмежує гетерогенну область.

## КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ

- 7.1. Гетерогенні системи. Поняття фази, компонента, ступеня вільності.
- 7.2. Правило фаз Гіббса та його виведення.
- 7.3. Фазові переходи першого та другого роду.
- 7.4. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса.
- 7.5. Правила Трутона та Гільдербранда.

- 7.6. Рівняння Еренфеста.
- 7.7. Фазові рівноваги. Однокомпонентні системи.
- 7.8. Діаграма стану карбон діоксиду.
- 7.9. Діаграма стану води.
- 7.10. Діаграма стану сірки.
- 7.11. Діаграма стану фосфору.
- 7.12. Діаграма стану бензофенону.
- 7.13. Енантіотропні і монотропні фазові переходи.
- 7.14. Трикомпонентні системи. Графічне зображення складу.
- 7.15. Правило Тарасенкова.
- 7.16. Трикомпонентні системи. Методи Гіббса та Розебума.
- 7.17. Діаграми стану трикомпонентних систем.
- 7.18. Об'ємна діаграма температура-склад для найпростішої трикомпонентної системи евтектичного типу.
- 7.19. Трикомпонентна система евтектичного типу. Ізотермічні перерізи.
- 7.20. Трикомпонентна система евтектичного типу. Політермічні перерізи.

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Кабачний В.І., Осіпенко Л.К., Грицан Л.Д. та ін. Фізична та колоїдна хімія. – Харків: Прапор, 1999.
2. Мороз А.С., Яворська Л.П., Луцевич Д.Д. та ін. Біофізична та колоїдна хімія. – Вінниця: НОВА КНИГА, 2007.
3. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія. – Вінниця: НОВА КНИГА, 2007.
4. Мороз А.С., Ковальова А.Г. Фізична та колоїдна хімія. – Львів: Світ, 1994.
5. Ковальчук Є.П., Решетняк О.В. Фізична хімія – Львів: Видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2007.
6. Яцимирський В.К. Фізична хімія. К.: Перун, 2007.
7. Янчук О.М., Марчук О.М. Фізична хімія. Методичні рекомендації до лабораторного практикуму для студентів напряму підготовки 6.040101 – хімія. – Луцьк: ПП Іванюк В.П., 2017.
8. Фізична та колоїдна хімія. Хімічна термодинаміка. Основні поняття і терміни: навчальний посібник для студентів II курсу фармацевтичних факультетів спеціальностей «Фармація» та «Технології парфумерно-косметичних засобів» / Ю.Г. Самелюк, А.Г. Каплаушенко, Ю.С. Фролова. – Запоріжжя : [ЗДМУ], 2021. - 88 с.
9. Колоїдна хімія: навч.-метод. посіб. для студентів спец. 226 «Фармація, промислова фармація» / О.О. Стрельцова, А.Ф. Тимчук, К.М. Менчук. – Одеса: Одес. нац. ун-т імені І.І. Мечникова, 2021. – 128 с.
10. Фізична хімія. Хімічна термодинаміка [Електронний ресурс] : навч. посіб. для студ. спеціальності 161 «Хімічні технології та інженерія» / уклад.: Т.А. Каменська, Г.А. Рудницька, М.Є. Пономарьов ; КПІ ім. Ігоря Сікорського. – Електронні текстові данні (1 файл: 2,594 Мбайт). – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021. – 257 с.
11. Фізична та колоїдна хімія. Колігативні властивості розчинів: навчальний посібник для студентів II курсу фармацевтичних факультетів спеціальностей «Фармація» та «Технології парфумерно-косметичних засобів» / А.Г. Каплаушенко, Ю.Г. Самелюк, Ю.С. Фролова. – Запоріжжя : [ЗДМУ], 2021. – 82 с.
12. Фізична та колоїдна хімія. Збірник задач : навчальний посібник для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня спеціальностей 014.06 Середня освіта. Хімія, 102 Хімія, 101 Екологія / укл. : Потапенко Е.В., Белкіна С.Д., Ісаєнко І.П.

Старобільськ : Вид-во ДЗ «ЛНУ імені Тараса Шевченка», 2022.  
122 с.

13. Колоїдна хімія. Практикум : навч. посіб. для студ. вищ. навч. закл. / В.І. Староста, О.М. Янчук. – Луцьк : Східноєвроп. нац. ун-т ім. Лесі Українки, 2014. – 360 с.
14. Методичні вказівки до лабораторних робіт. Для студентів спеціальності 6.070.301 «Хімія» денної форми навчання / І.А. Мороз, Ж.О. Кормош – Луцьк, 2011. – 75 с.
15. Колоїдна хімія. Методичні рекомендації до лабораторних робіт для студентів хімічного факультету / О.М. Юрченко, Ж.О. Кормош – Луцьк, Вежа друк, 2017. – 96 с.

Навчально-методичне видання

Марчук Олег Васильович  
Смітюх Олександр Вікторович  
Руда Ірина Петрівна  
Янчук Олександр Миколайович

## *Фізична хімія*

**Методичні рекомендації до лабораторного практикуму  
для здобувачів освіти  
спеціальності 102 Хімія (частина 1)**

Друкується в авторській  
редакції  
Верстка О.В. Марчука

Підписано до друку 19.03.2026. Формат 60x84 1/16  
Ум. друк. арк. 4.5 Зам. № 189. Тираж 100  
Папір офсетний. Гарнітура Times. Друк офсетний  
Друк ПП Іванюк В.П. 43021, м. Луцьк, вул. Винниченка, 63  
Свідоцтво Держкомінформу України  
ВЛн № 31 від 04.02.2004 р.