

МІНСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ХЕРСОНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ АГРАРНО-ЕКОНОМІЧНИЙ  
УНІВЕРСИТЕТ

Біла Т.А.  
Богадьорова Л.М.

**ХІМІЯ**  
**(фізична та колоїдна)**

**НАВЧАЛЬНО-МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК**

Херсон – 2021

УДК 544(072)

Б 61

Рекомендовано до друку  
Вченою Радою Херсонського державного  
аграрно-економічного університету  
(протокол № 4 від 06.12.2021 року)

Рецензенти:

Шерман І.М. - доктор с.-г.наук, професор кафедри водних біоресурсів та аквакультури ХДАЕУ, академік Української технологічної академії, Заслужений діяч науки і техніки України, лауреат премії ЮНЕСКО

Речицький О.Н. - к.х.н., доцент, в.о. завідувача кафедри хімії та фармації Херсонського державного університету

Попович Т.А. – к.тех.н., доцент кафедри хімії та фармації ХДУ

**Біла Т.А., Богадьорова Л.М.**

Б 61 Хімія (фізична та колоїдна): навчально-методичний посібник.  
Практичні роботи / Т.А.Біла, Л.М.Богадьорова. – Херсон:  
Книжкове видавництво ФОП Вишемирський В.С., 2021. – 116 с.

**ISBN 978-617-7941-62-9 (електронне видання)**

Навчально-методичний посібник містить практичні роботи з курсу «Хімія» (фізична та колоїдна). До кожної практичної роботи наведено питання для обмірковування, план роботи та стислий теоретичний вступ, приклади розв'язання типових задач, контрольні питання та індивідуальні завдання, які сприяють оволодінню і закріпленню матеріала, передбаченого освітньо-професійною програмою спеціальності 103 Науки про Землю.

**УДК 544(072)**

ISBN 978-617-7941-62-9 (електронне видання)

© Біла Т.А., 2021  
© Богадьорова Л.М., 2021

## Зміст

<b>Вступ</b>	4
<b>Практична робота № 1</b> Тема: «Основи хімічної термодинаміки»	6
<b>Практична робота № 2</b> Тема: «Колігативні властивості розчинів неелектролітів»	18
<b>Практична робота № 3</b> Тема: «Електропровідність розчинів електролітів»	30
<b>Практична робота № 4</b> Тема: «Електродні процеси та електрорушійні сили»	40
<b>Практична робота № 5</b> Тема: «Розчини електролітів»	49
<b>Практична робота № 6</b> Тема: «Хімічна кінетика і каталіз»	62
<b>Практична робота № 7</b> Тема: «Поверхневі явища і адсорбція»	80
<b>Практична робота № 8</b> Тема: «Властивості колоїдних систем»	90
<b>Додатки</b>	105
<b>Додаток А</b> Фізичні константи речовин	105
<b>Додаток Б</b> Таблиця розчинності	106
<b>Додаток В</b> Константи дисоціації слабких електролітів у водних розчинах при 298° К	107
<b>Додаток Г</b> Стандартні термодинамічні характеристики деяких сполук	108
<b>Додаток Д</b> Стандартні електродні потенціали ( $\varphi^0$ ) по відношенню до потенціалу водневого електроду при 298 К	110
<b>Додаток Ж</b> Рухливість деяких йонів у водному розчині при 291 К	111
<b>Додаток З</b> Властивості деяких індикаторів	112
<b>Додаток И</b> Таблиця десяткових логарифмів	113
<b>Список рекомендованої літератури</b>	115

## Вступ

Хімія (фізична та колоїдна) є теоретичною основою для всіх технологій з їх складними хімічними, фізичними та фізико-хімічними процесами, що проходять як у макросистемах так і в колоїдному стані.

Особливу увагу приділено вивченню основам хімічної термодинаміки, колігативних властивостей розчинів електролітів нерівноважних та рівноважних процесів та основ колоїдної хімії.

**Метою** курсу дисципліни «Хімія» є забезпечення здобувачів вищої освіти основами знань з хімії для дослідження хімічних аспектів довкілля та вирішення різнопланових задач для створення належних умов проживання населення, забезпечення заходів із охорони навколишнього середовища.

Для цього необхідним є виконання таких **завдань**:

- вивчити теоретичні положення дисципліни як наукової бази освоєння професійно-орієнтованих та спеціальних дисциплін;
- засвоїти основні методи і прийоми проведення хімічного експерименту та сучасних фізико-хімічних досліджень природних вод, біологічних об'єктів.

У результаті вивчення даного курсу здобувачі вищої освіти повинні **знати**:

- параметри вмісту хімічних елементів та їх сполук у навколишньому середовищі;
- хімічні аспекти стану довкілля та його охорони від забруднень;

**вміти**:

- виконувати хімічний експеримент;
- здійснювати розрахунки, статистичну та графічну обробку результатів дослідження;
- проводити сучасними методами фізико-хімічні дослідження природних вод.

**Мати компетенції:**

**Загальні компетенції:**

- здатність застосовувати базові знання фізики, хімії, біології, екології, інформаційних технологій при вивченні Землі та її геосфер;
- здатність застосовувати кількісні методи при дослідженні геосфер;
- здатність проводити моніторинг природних ресурсів.

**Демонструвати здатність:**

- збирати, обробляти та аналізувати інформацію в області наук про Землю;
- вміти проводити польові та лабораторні дослідження;
- уміти обирати оптимальні методи та інструментальні засоби для проведення досліджень, збору та обробки даних.

У навчально-методичному посібнику наведені практичні роботи з методичними порадами щодо їх виконання, розв'язування типових задач та індивідуальні завдання.

## Практична робота № 1

**Тема:** «*Основи хімічної термодинаміки*».

**Мета:** *Ознайомитись з основними термодинамічними функціями та виробити навички їх визначення. Навчитися визначати можливості і напрямки самовільного протікання хімічних реакцій при заданих умовах.*

### **Знати:**

*а) визначення поняття - внутрішня енергія, ентальпія, тепловий ефект реакції, закон Гесса, ентропія, енергія Гіббса, самодовільні процеси, стандартні умови.*

### **Вміти:**

*а) відрізнати характер зміни ентальпії при екзо- і ендотермічному процесах;*

*б) визначати зміну ентальпії, ентропії реакції та енергії Гіббса за вихідними речовинами та продуктами реакції;*

*в) визначати вплив температури на напрямки хімічного процесу;*

*г) проводити розрахунки теплових ефектів хімічних і фізико-хімічних процесів за термодинамічними рівняннями з використанням термодинамічних довідників і визначати можливості і напрямки самовільного перебігу процесів;*

*д) користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою.*

**Техніка безпеки:** Бути уважним в хімічній лабораторії, дотримуватись тиші, проявляти обережність під час роботи з хімічним посудом, приладами.

### **План**

1. Перший закон термодинаміки.
2. Термодинамічні системи, теплота, внутрішня енергія, ентальпія.
3. Розрахунок теплових ефектів хімічної реакції.
4. Аналітичний вираз другого закону термодинаміки для зворотних та незворотних термодинамічних процесів.

5. Ентропія як міра ймовірності.
6. Рівняння Гельмгольца – Гіббса. Хімічний потенціал.
7. Третій закон термодинаміки.
8. Розв'язування індивідуальних завдань.

### **Питання для обмірковування**

1. Що вивчає хімічна термодинаміка?
2. Запишіть і поясніть вираз першого закону термодинаміки.
3. У чому суть і значення закону Гесса?
4. Що таке термодинамічні процеси? Які бувають термодинамічні процеси?
5. Що таке ентальпія? Який її фізичний зміст?
6. Як визначити зміну внутрішньої енергії та ентальпії системи в термодинамічному процесі?
7. У чому суть другого закону термодинаміки?
8. Що таке ентропія і як вона пов'язана з термодинамічною ймовірністю та ступенем впорядкованості системи?
9. У чому суть третього закону термодинаміки?
10. Чи можуть відбуватися реакції, що супроводжуються зменшенням ентропії?

### **Теоретичні передумови до виконання практичної роботи**

Термодинаміка вивчає закони взаємного перетворення різних видів енергії, енергетичні ефекти, що супроводять різні фізичні і хімічні процеси, залежність їх від умов перебігу процесів та можливість, напрям і межа самовільного перебігу процесів за певних умов.

Предметом хімічної термодинаміки є термодинамічний розгляд явищ, що належать до хімії.

Термодинаміка ґрунтується на:

1. Законі збереження енергії;
2. Законі зростання ентропії;
3. Тепловій теоремі Нернста про недосяжність абсолютного нуля температур.

Термодинаміка оперує рядом понять, термінів і величин. Ізотермічні, ізобарні й ізохорні процеси відбуваються, відповідно, при сталих температурах, тиску і об'ємі, адіабатичні - без обміну теплом із зовнішнім середовищем. Процеси бувають оборотні і необоротні.

Стан системи визначається функціями стану - внутрішньою енергією  $U$ , ентальпією  $H$ , енергією Гіббса  $G$  (ізобарно - ізотермічним потенціалом), потенціалом Гельмгольца  $F$  (ізохорно - ізотермічним потенціалом), ентропією  $S$ .

Процеси, що супроводжуються виділенням теплоти, називаються екзотермічними, а поглинанням теплоти - ендотермічними.

Теплові ефекти в термодинаміці прийнято позначати  $\Delta H$  (в термохімії -  $Q$ ), причому  $\Delta H = -Q$ .

### **Перший закон термодинаміки**

Перший закон термодинаміки має різні, проте еквівалентні формулювання. Він є, фактично, законом збереження енергії: *загальна енергія ізольованої системи залишається сталою, незалежно від того, які процеси відбуваються в ній.*

Як уже зазначалось, стан системи визначається функціями стану, однією з яких є внутрішня енергія  $U$ .



Із зміною внутрішньої енергії пов'язані всі енергетичні перетворення всередині системи. Внутрішня енергія залежить як від природи і кількості речовини, так і від умов її існування. Зміна внутрішньої енергії системи  $\Delta U$  визначається різницею між кількостями наданої системі теплоти  $q$  і роботою  $A$ , яку виконує система.

Отже, математичний вираз першого закону термодинаміки матиме вигляд:

$$\Delta U = q - A$$

Інакше кажучи, підведена до системи теплота  $q$  витрачається на зміну внутрішньої енергії  $U$  та на виконання роботи  $A$ :

$$q = \Delta U + A$$

При переході системи із одного стану в інший внутрішня енергія змінюється. Внутрішня енергія  $U$  системи має додатний знак, коли внаслідок підведення теплоти до системи вона збільшується, і від'ємний, коли зменшується.

Другою важливою термодинамічною функцією системи є ентальпія. Вона зв'язана з внутрішньою енергією співвідношенням:

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

Як і для внутрішньої енергії, визначають не абсолютне значення ентальпії, а її зміну:  $\Delta H = \Delta U + p \times \Delta V$

### **Другий закон термодинаміки**

Другий закон термодинаміки формулюється так: **тепло не може самочинно переходити від менш теплого тіла до більш теплого.**

Процес, єдиним результатом якого було б перетворення теплоти в роботу, неможливий. Частина енергії системи непродуктивно перетворюється в теплоту.

Для ізохорного процесу маємо:

$$U = F + q$$

де:  $F$  - енергія Гельмгольца (ізохорно-ізотермічний потенціал),

$q$  – зв'язана енергія.

Зв'язана енергія і є тією теплотою, яка не здатна за цих умов перетворюватись в інші форми енергії, причому вона тим більша, чим менша різниця температур у системі. Ця частина енергії ніби знецінена. Міру такого «знецінення» називають ентропією ( $S$ ).

Ентропія - це міра переходу енергії в таку форму, з якої вона не може перетворюватися в інші форми. Виходячи із зазначеного, можна записати

$$q = T \times S$$

На практиці визначають не ентропію, а різницю ентропій при різних станах системи. Для оборотних процесів, що відбуваються при сталій температурі, матимемо:

$$\Delta S = -\frac{q}{T}$$

Зміна ентропії при нагріванні одиниці маси речовини, що перебуває в твердому або рідкому стані, обчислюється за формулою:

$$\Delta S = C_n \times 2.31g \frac{T_2}{T_1}$$

де  $C_n$  - питома теплоємність речовини.

Для ізохорно-ізотермічного процесу

$$\Delta F = \Delta U - T \times \Delta S$$

Енергія Гіббса визначається за формулою:

$$G = H - T \times S$$

Для ізобарно-ізотермічного процесу  $\Delta G = \Delta H - T \times \Delta S$

Отже, внутрішню енергію, ентальпію, ентропію, ізохорно-ізотермічний та ізобарно-ізотермічний потенціали називають характеристичними, оскільки вони характеризують стан системи і дають змогу визначати напрям і межу того чи іншого спонтанного процесу.

### Третій закон термодинаміки

*Ентропія* речовини при абсолютному нулі дорівнює нулю.

Поєднання першого і другого законів термодинаміки дозволяє визначити частину внутрішньої енергії, яку можна перетворити в роботу.

$$-A_{\max} = \Delta H - T \times \Delta S$$

Частина внутрішньої енергії, яка може перетворитись в корисну роботу називається *вільною енергією* ( $\Delta F$ ), або *ізохорний потенціал*, зараз це *енергія Гельмгольца*.

$$\Delta F = -A_{\max}$$

Для процесів, що відбуваються при постійному тиску:

$$-A_{\max} = \Delta H - T \times \Delta S = \Delta G \quad (\text{рівняння Гельмгольца - Гіббса})$$

де  $\Delta G$  – зміна вільної енергії в процесі при постійному тиску або *ізобарний потенціал*, зараз це *енергія Гіббса*.

Отже, лише частина внутрішньої енергії або ентальпії може бути перетворена в корисну роботу, а решта ( $T \times \Delta S$ ), яку називають зв'язаною енергією, може перетворюватись лише в теплоту:

$$\begin{array}{rcc} \Delta H & = & \Delta G + T \times \Delta S \\ \text{ентальпія} & \text{енергія} & \text{зв'язана} \\ & \text{Гіббса} & \text{енергія} \end{array}$$

Самовільно можуть протікати лише ті процеси, які супроводжуються виконанням роботи, тобто зменшенням вільної енергії, тобто  $\Delta G < 0$  і  $\Delta F < 0$ . Система, яка має надлишок вільної енергії, є термодинамічно нестійкою і при найменшій нагоді намагається позбутися цього надлишку енергії.

Для простих речовин  $\Delta H$ ,  $\Delta U$ ,  $\Delta F$  та  $\Delta G$  дорівнюють нулю. Величина  $\Delta G$  є мірою хімічної спорідненості речовини.

Енергія Гіббса (Гельмгольца) є основним параметром для визначення оптимальних умов реалізації того чи іншого технологічного процесу. Виникає потреба в розрахунку зміни вільної енергії Гіббса термодинамічних процесів. Оскільки вільна енергія є функцією стану системи (як  $U$ ,  $S$ ,  $H$ ), то її зміна залежить лише від початкового і кінцевого стану системи. Тому для хімічної реакції зміна вільної енергії – це різниця між сумою вільних енергій утворення продуктів реакції і вихідних речовин:  $\Delta G = \sum \Delta G_{\text{вихідних речовин}} - \sum \Delta G_{\text{вхідних речовин}}$ .

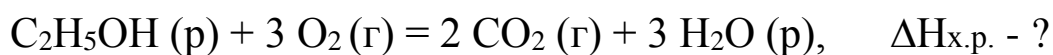
**Вільна енергія утворення речовини** – це зміна енергії Гіббса при утворенні 1 моля речовини з простих речовин. Якщо процес здійснюється в стандартних умовах, то це стандартна енергія Гіббса утворення речовини ( $\Delta G_{298}^{\circ}$ ).

Таким чином, застосування законів термодинаміки дає відповідь на питання про можливість проходження того чи іншого процесу в певних умовах та його тепловий ефект.

### Розв'язування типових задач

#### Задача 1.

Реакція горіння етилового спирту виражається термохімічним рівнянням:

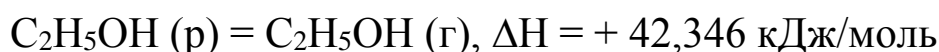


Визначити тепловий ефект реакції, якщо відомо, що мольна (молярна) теплота пароутворення  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{p})$  дорівнює  $+42,36$  кДж і відомі теплоти утворення:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{r})$ ,  $\text{CO}_2(\text{r})$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{p})$  (див.табл. додатку 4).

### **Розв'язування:**

Для визначення  $\Delta H_{\text{x.p.}}$  необхідно знати теплоту утворення  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{p})$ .

Останню знаходимо із даних:



$$+ 42,36 = - 236,31 - \Delta H \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{p})$$

$$\Delta H \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{p}) = - 236,31 - 42,36 = - 277,67 \text{ кДж/моль}$$

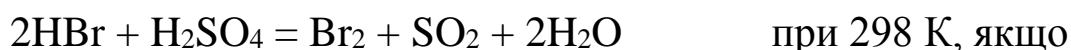
Обчислюємо  $\Delta H$  реакції, використовуючи наслідки із закону Гесса:

$$\Delta H \text{ x.p.} = 2(-393,51) + 3 \times (-285,84) + 277,67 = - 1366,87 \text{ кДж/моль}$$

Відповідь:  $\Delta H \text{ x.p.} = - 1366,87 \text{ кДж/моль}$

### **Задача 2.**

Знайти зміну ізобарного потенціалу реакції



$$\Delta G(\text{HBr}) = -53,22 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta G(\text{H}_2\text{SO}_4) = - 866,50 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G(\text{Br}_2) = 0, \quad \Delta G(\text{SO}_2) = -300,37 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta G (\text{H}_2\text{O}) = - 237,191 \text{ кДж/моль}$$

### **Розв'язування:**

Зміна ізобарного потенціалу реакції дорівнює різниці сум зміни ізобарних потенціалів продуктів реакції і вихідних речовин:

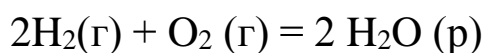
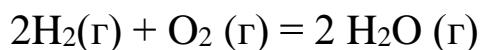
$$\Delta G_{\text{x.p.}} = \Delta G(\text{Br}_2) + \Delta G(\text{SO}_2) + 2\Delta G (\text{H}_2\text{O}) - 2\Delta G(\text{HBr}) - \Delta G(\text{H}_2\text{SO}_4) =$$

$$= 0 - 300,37 - 474,382 + 106,44 + 866,50 = 198,188 \text{ кДж/моль}$$

Відповідь:  $\Delta G_{\text{x.p.}} = 198,188 \text{ кДж/моль}$

### Задача 3.

Не проводячи розрахунків, визначити знак зміни ентропії у наступних реакціях:



#### Розв'язування:

У реакції (1) моль речовини в кристалічному стані утворює 3 моля газів, значить,  $\Delta S > 0$ . У реакціях (2) і (3) зменшується як загальна кількість молей, так і число молей газоподібних речовин, так що  $\Delta S_2 < 0$  і  $\Delta S_3 < 0$ . Причому,  $\Delta S_3$  має більш від'ємне значення, ніж  $\Delta S_2$ , так як  $S_{\text{H}_2\text{O}} (\text{р}) < S_{\text{H}_2\text{O}} (\text{г})$ .

### Контрольні питання і завдання

1. Що таке внутрішня енергія, ентальпія, ентропія?
2. Пояснити взаємозв'язок фізичної та хімічної форм руху матерії в термодинамічних системах.
3. Дати термодинамічне обґрунтування закону Гесса.
4. В ізольованій системі відбувається реакція спалювання водню з утворенням рідкої води. Чи зміниться внутрішня енергія системи?
5. Що таке тепловий ефект реакції?
6. Які реакції називаються екзотермічними, а які ендотермічними? Як змінюється  $\Delta H$  при цьому?
7. Що таке теплота утворення? теплота згорання?
8. Як визначити теплоти хімічних реакцій?

9. Які нові поняття і термодинамічні функції вводить 2-й закон термодинаміки для розв'язання питань, пов'язаних з визначенням напрямку і глибини проходження процесу?
10. Яка природа ентропії? Від чого залежить ентропія?
11. Яке значення 3-го закону термодинаміки?
12. Як визначити константу хімічної рівноваги?
13. Яким чином можна використати апарат термодинаміки для розв'язання конкретних хімічних питань?
14. На основі довідникових даних показати, що при стандартних умовах реакція  $\text{Cu (к)} + \text{ZnO (к)} = \text{CuO (к)} + \text{Zn (к)}$  неможлива.
15. Визначити теплоту утворення стану  $\text{C}_2\text{H}_6$  із простих речовин (вуглецю і водню), якщо відомо, що  $\text{C}_2\text{H}_6 (\text{г}) + 3 \frac{1}{2}\text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{CO}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{р}) + 1560 \text{ кДж/моль}$   
 $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$ ,  $\Delta H (\text{H}_2\text{O р.}) = -284,84 \text{ кДж/моль}$

### Індивідуальні завдання

#### 1. Для реакції визначити при стандартних умовах:

а)  $\Delta H_{298}$

б)  $\Delta G_{298}$

в)  $\Delta S_{298}$

Номер  
варіанту

1.	CH <sub>4</sub>	+	H <sub>2</sub> O	=	CO	+	3H <sub>2</sub>
2.	PCl <sub>5</sub> (г)			=	PCl <sub>3</sub> (г)	+	Cl <sub>2</sub>
3.	S(ромб.)	+	2H <sub>2</sub> O	=	SO <sub>2</sub>	+	2H <sub>2</sub>
4.	N <sub>2</sub>	+	3H <sub>2</sub>	=	2NH <sub>3</sub>		
5.	2N <sub>2</sub>	+	6H <sub>2</sub> O	=	4NH <sub>3</sub>	+	3O <sub>2</sub>
6.	Mg(OH) <sub>2</sub>			=	MgO	+	H <sub>2</sub> O
7.	2H <sub>2</sub>	+	CO	=	CH <sub>3</sub> OH(г)		

8.	$2\text{H}_2$	+	$\text{SO}_2$	=	$2\text{H}_2\text{O}$	+	$\text{S}$
9.	$\text{CH}_4$	+	$\text{Cl}_2$	=	$\text{CH}_3\text{Cl}$	+	$\text{HCl}$
10.	$\text{CH}_3\text{Cl}$	+	$3\text{Cl}_2$	=	$\text{CCl}_4$	+	$3\text{HCl}$
11.	$2\text{H}_2\text{S}$	+	$3\text{O}_2$	=	$2\text{SO}_2$	+	$2\text{H}_2\text{O(p)}$
12.	$2\text{CH}_4$			=	$\text{C}_2\text{H}_6$	+	$\text{H}_2$
13.	$\text{CO}$	+	$3\text{H}_2$	=	$\text{CH}_4$	+	$\text{H}_2\text{O}$
14.	$\text{CH}_4$	+	$\text{CO}_2$	=	$\text{CH}_3\text{COOH}$		
15.	$2\text{H}_2$	+	$\text{CO}_2$	=	$\text{HCOOH}$		
16.	$\text{H}_2\text{O}$	+	$\text{SO}_2$	=	$\text{H}_2$	+	$\text{SO}_3$
17.	$\text{ZnSO}_4$	+	$\text{H}_2\text{O}$	=	$\text{ZnO}$	+	$\text{H}_2\text{SO}_4$
18.	$2\text{H}_2$	+	$\text{CO}$	=	$\text{CH}_3\text{OH}$		
19.	$2\text{N}_2$	+	$6\text{H}_2\text{O}$	=	$4\text{NH}_3$	+	$3\text{O}_2$
20.	$2\text{NO}_2$			=	$\text{N}_2\text{O}_4$		
21.	$2\text{NO}$	+	$\text{O}_2$	=	$2\text{NO}_2(\text{r})$		
22.	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	+	$3\text{CO}$	=	$2\text{Fe}$	+	$3\text{CO}_2$
23.	$4\text{NH}_3$	+	$3\text{O}_2$	=	$2\text{N}_2$	+	$6\text{H}_2\text{O(p)}$
24.	$\text{CaO}$	+	$\text{H}_2\text{O(p)}$	=	$\text{Ca(OH)}_2$		
25.	$\text{NH}_4\text{NO}_3$			=	$\text{N}_2\text{O(p)}$	+	$2\text{H}_2\text{O(p)}$

## 2. За величинами $\Delta H$ та $\Delta S$ реакції визначити:

- зміну енергії Гіббса;
- можливість самодовільного протікання процесу;
- константу рівноваги.

Номер  
варіанту

1.	$4\text{NO}$	+	$6\text{H}_2\text{O}$	=	$4\text{NH}_3$	+	$5\text{O}_2$
2.	$4\text{HCl}$	+	$\text{O}_2$	=	$2\text{H}_2\text{O}$	+	$2\text{Cl}_2$
3.	$2\text{NO}_2$			=	$2\text{NO}$	+	$\text{O}_2$
4.	$\text{CO}$	+	$3\text{H}_2$	=	$\text{CH}_4$	+	$\text{H}_2\text{O}$



5.	2CO	+	2H <sub>2</sub>	=	CH <sub>4</sub>	+	CO <sub>2</sub>
6.	N <sub>2</sub> O	+	3H <sub>2</sub> O	=	2NO <sub>2</sub>	+	3H <sub>2</sub>
7.	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH			=	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	+	H <sub>2</sub> O(г)
8.	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub>	=	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>		
9.	NH <sub>4</sub> Cl			=	NH <sub>3</sub>	+	HCl(г)
10.	CH <sub>4</sub>	+	CO <sub>2</sub>	=	CH <sub>3</sub> COOH		
11.	2SO <sub>2</sub>	+	O <sub>2</sub>	=	2SO <sub>3</sub>		
12.	H <sub>2</sub>	+	CO <sub>2</sub>	=	HCOOH		
13.	CH <sub>4</sub>	+	H <sub>2</sub> O	=	CO	+	3H <sub>2</sub>
14.	CH <sub>3</sub> Cl	+	Cl <sub>2</sub>	=	C	+	3HCl
15.	2NH <sub>3</sub>	+	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	=	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		
16.	4HCl	+	O <sub>2</sub>	=	2H <sub>2</sub> O	+	2Cl <sub>2</sub>
17.	4NO	+	6H <sub>2</sub> O	=	4NH <sub>3</sub>	+	5O <sub>2</sub>
18.	2NO <sub>2</sub>			=	2NO	+	O <sub>2</sub>
19.	CO	+	3H <sub>2</sub>	=	CH <sub>4</sub>	+	H <sub>2</sub> O
20.	2CO	+	2H <sub>2</sub>	=	CH <sub>4</sub>	+	CO <sub>2</sub>
21.	2C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	+	O <sub>2</sub>	=	2C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	+	2H <sub>2</sub> O
22.	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub>	=	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>		
23.	2NH <sub>3</sub> (г)	+	CO <sub>2</sub>	=	CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub> O(р)
24.	H <sub>2</sub> S(г)	+	2O <sub>2</sub>	=	H <sub>2</sub> O(р)	+	SO <sub>3</sub>
25.	MgO	+	CO <sub>2</sub>	=	MgCO <sub>3</sub>		

### 3. Обчислити зміну ентальпії при 298 К.

Номер  
варіанту

1.	2N <sub>2</sub>	+	6H <sub>2</sub> O(г)	=	4NH <sub>3</sub>	+	3O <sub>2</sub>
2.	4NH <sub>3</sub>	+	3CO	=	3CH <sub>3</sub> OH	+	2N <sub>2</sub>
3.	CaCO <sub>3</sub>			=	CaO	+	CO <sub>2</sub>
4.	2SO <sub>2</sub>	+	O <sub>2</sub>	=	2SO <sub>3</sub>		

5.	$\text{NO}_2$	+	$\text{H}_2$	=	$\text{NO}$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{r})$
6.	$\text{C}_2\text{H}_6$			=	$\text{C}_2\text{H}_4$	+	$\text{H}_2$
7.	$\text{Mg}(\text{OH})_2$			=	$\text{MgO}$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{r})$
8.	$2\text{C}_2\text{H}_6$	+	$\text{O}_2$	=	$2\text{C}_2\text{H}_4$	+	$2\text{H}_2\text{O}$
9.	$\text{CO}_2$	+	$4\text{H}_2$	=	$\text{CH}_4$	+	$2\text{H}_2\text{O}$
10.	$4\text{NO}$	+	$6\text{H}_2\text{O}(\text{r})$	=	$4\text{NH}_3$	+	$5\text{H}_2$
11.	$\text{CO}_2$	+	$\text{H}_2$	=	$\text{CO}$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{r})$
12.	$\text{CH}_4$	+	$\text{CO}_2$	=	$2\text{CO}$	+	$2\text{H}_2$
13.	$\text{N}_2\text{O}_4$			=	$2\text{NO}_2$		
14.	$\text{H}_2\text{S}$	+	$2\text{SO}_2$	=	$\text{H}_2\text{SO}_4$	+	$2\text{S}$
15.	$\text{C}_2\text{H}_2$	+	$\text{H}_2$	=	$\text{C}_2\text{H}_4$		
16.	$4\text{H}_2$	+	$2\text{CO}_2$	=	$2\text{CH}_3\text{OH}(\text{r})$	+	$\text{O}_2$
17.	$2\text{N}_2$	+	$6\text{H}_2\text{O}(\text{r})$	=	$4\text{NH}_3$	+	$3\text{O}_2$
18.	$\text{CaCO}_3$			=	$\text{CaO}$	+	$\text{CO}_2$
19.	$2\text{SO}_2$	+	$\text{O}_2$	=	$2\text{SO}_3(\text{r})$		
20.	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	=	$4\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	+	$4\text{CO}_2(\text{r})$
21.	$\text{ZnO}$	+	$\text{H}_2\text{S}$	=	$\text{ZnS}$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{p})$
22.	$\text{C}_2\text{H}_6$			=	$\text{C}_2\text{H}_4$	+	$\text{H}_2$
23.	$4\text{NH}_3$	+	$7\text{O}_2$	=	$4\text{NO}_2$	+	$6\text{H}_2\text{O}(\text{p})$
24.	$\text{Ca}(\text{OH})_2$			=	$\text{CaO}$	+	$\text{H}_2\text{O}$
25.	$\text{NH}_4\text{NO}_3$			=	$\text{N}_2\text{O}(\text{r})$	+	$2\text{H}_2\text{O}(\text{r})$

## Практична робота № 2

**Тема:** «Колігативні властивості розчинів неелектролітів».

**Мета:** Дати загальну характеристику розчинів. Пояснити особливості властивостей розчинів неелектролітів.

## ***Розкрити позитивні та негативні відхилення від закону Рауля.***

### **Знати:**

*а) поняття – розчини, ідеальні розчини, розчини неелектролітів, тиск пари над розчином, осмос, осмотичний тиск, ебуліоскопічна та криоскопічна стала розчинника;*

*б) закони Рауля, Генрі, Вант-Гоффа.*

### **Вміти:**

*а) проводити розрахунки температур кипіння і замерзання розчинів неелектролітів;*

*б) керуватися законами Рауля, Генрі, Вант-Гоффа, Коновалова у технологічних процесах з метою підвищення якості продукції.*

**Техніка безпеки:** Бути уважним в хімічній лабораторії, дотримуватись тиші, проявляти обережність під час роботи з хімічним посудом, приладами.

### **План**

1. Загальна характеристика розчинів.
2. Закони Рауля. Позитивні та негативні відхилення від закону Рауля.
3. Закон Генрі, вплив тиску та температури на розчинність газів.
4. Осмос, осмотичні явища, закон Вант-Гоффа.
5. Розв'язування індивідуальних завдань.

### **Питання для обмірковування**

1. Що таке істинний розчин і чим він відрізняється від колоїдного розчину і від механічної суміші двох або кількох речовин?
2. Які розчини називаються ідеальними?
3. Як експериментально довести, що розчин етилового спирту у воді не є ідеальним?

4. Наведіть приклади, що ілюструють правило: «подібне розчиняється в подібному».
5. Використовуючи принцип рухомої рівноваги, поясніть вплив температури і тиску на розчинність газів у рідинах.
6. Що таке осмос? Яке його значення?
7. Якими способами визначають осмотичний тиск?
8. Які газові закони можна застосувати для описання властивостей ідеальних розчинів?
9. Чому пружність насиченої пари над розчином твердої речовини нижча ніж над чистим розчинником?
10. Для вирішення яких питань використовують кріоскопічний та ебуліоскопічний методи?

### **Теоретичні передумови до виконання практичної роботи**

Розчином називається гомогенна термодинамічно стійка система, що складається з двох або більшої кількості незалежних компонентів, співвідношення між якими можуть змінюватися у широких межах.

Розчини є: газоподібні (повітря), рідкі (розчин глюкози у воді), тверді (сплави металів).

Кожний розчин складається із розчинника і розчиненої речовини. Розчинником вважають той компонент, який у чистому вигляді існує у такому ж агрегатному стані, як і розчин.

**Насичений розчин** – це розчин в якому розчинена речовина рівномірно розділяється у всьому об'ємі розчинника до встановлення рівноваги, при якій зберігається рівність між кількістю молекул, що

переходять у розчин і викристалізуються у тверду фазу за певну одиницю часу.

**Ненасичений розчин** – це розчин, в якому при даній температурі ще можна розчинити додатково певну кількість розчиненої речовини.

Всі хімічні речовини умовно поділяють на електроліти і неелектроліти.

Речовини, які в розчиненому або розплавленому стані не проводять електричний струм, називаються неелектролітами (цукор, спирт, гліцерин та ін.).

Деякі фізичні властивості розведених розчинів неелектролітів залежать від числа розчинених в розчині часток, а не від їх хімічного складу. Оскільки такі властивості обумовлені колективним впливом розчинених часток, їх називають колігативними або збірними.

До колігативних властивостей відносяться дифузія і осмос, зниження тиску пари над розчином, підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинів.

Процес самовільного вирівнювання концентрації розчину внаслідок теплового руху молекул розчиненої речовини і розчинника називається дифузією.

Дифузія може відбуватися, якщо між розчином і чистим розчинником помістити напівпроникну перетинку (мембрану), через яку проходять молекули розчинника і не проходять молекули розчиненої речовини.

Розчинність – це властивість речовин розчинятися у воді або іншому розчиннику. У воді можуть розчинятися тверді, рідкі і газоподібні речовини.

Сам процес розчинення обумовлений взаємодією частинок розчиненої речовини і розчинника; це самовільний процес.

Розчинник – речовина, якої більше. Під впливом розчинника від поверхні твердої речовини поступово відриваються окремі іони або молекули і рівномірно розподіляються в усьому об'єму розчинника. Якщо розчинник контактує з великою кількістю речовини, то через деякий час розчин стає насиченим.

Кількісно розчинність виражається концентрацією насиченого розчину. Найчастіше її виражають максимальним числом грамів речовини, яку можна розчинити в 100 г розчинника при даній температурі.

Внаслідок хімічної взаємодії розчиненої речовини з розчинником утворюються сполуки, які називають **сольватами** (або гідратами, якщо розчинником є вода). Утворення таких сполук споріднює розчин з хімічними сполуками.

Дифузія - це рух сольватованих молекул розчиненої речовини в середовищі, заповненому молекулами розчинника. Однобічна дифузія - це осмос.

**Осмотичний тиск дуже розбавленого розчину неелектроліту дорівнює тиску, що його створював би неелектроліт, перебуваючи в газоподібному стані, якби його об'єм і температура були такі самі, як розчину. (Закон Вант-Гоффа)**

$$P_{осм} = \frac{n}{V} RT = CRT,$$

де  $P_{осм}$  - осмотичний тиск;

$\frac{n}{V} = C$  - молярна концентрація розчину;

R - універсальна газова стала 8,31 кДж · моль/ к;

T - абсолютна температура, К.

Величина осмотичного тиску для розбавлених розчинів не залежить від природи розчинника.

Осмоз відіграє важливу роль в фізіологічних процесах, забезпечує відносну сталість осмотичного тиску внутрішнього середовища організму.

Для росту і розвитку рослин велике значення має співвідношення між осмотичним тиском ґрунтового розчину і клітинного соку. Рослини можуть нормально рости і розвиватися тільки тоді, коли осмотичний тиск клітинного соку більше осмотичного тиску ґрунтового розчину.

Осмотичний тиск – основна сила, що обумовлює рух води в рослинах і її підняття від кореня до верхівки на висоту іноді 10 метрів.



Випарювання з розчину менш інтенсивне, оскільки внаслідок сольватації багато молекул розчинника зв'язані, тому тиск насиченої пари менше.

### **Перший Закон Рауля**

**Відносне зниження тиску пари над розчином дорівнює мольній долі розчиненої речовини.**

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\Delta P}{P_0} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}; \quad \Delta P = P_0 \cdot N_2$$

де  $P_0$  — тиск пари розчинника над чистим розчинником, Па;

$P$  - тиск пари розчинника над розчином;

$\Delta P / P_0$  - відносне зниження тиску пари розчинника;

$n_1$  і  $n_2$ - відповідно кількість молів розчинника і розчиненої речовини;

$N_2$  - мольна доля розчиненої речовини.

Тиск пари над розчином визначають за формулою:

$$P = P_0 \cdot \frac{n_1}{n_1 + n_2} = P_0 \cdot N_1,$$

де  $N_1$  – мольна доля розчинника

**Другий закон Рауля формулюється так:**

**Зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчину прямопропорціональне молярній концентрації розчиненої речовини.**

Розчин речовини замерзає при температурі, при якій тиск насиченої пари над ним такий самий, як і над кристалами цієї речовини.

Розчини нелетких речовин киплять при вищій температурі, ніж чисті розчинники. Температура замерзання розчинів тим нижче, чим більша концентрація розчиненої речовини: ця величина не залежить від природи розчиненої речовини і концентрації розчину, а залежить лише від природи розчинника.

Молярну концентрацію  $b$  можна визначити за формулою:

$$b(x) = \frac{m(x) \times 1000}{M(x) \times m(\text{розчинника})}$$

де:  $m(x)$  – маса розчиненої речовини;



$M(x)$  – молярна маса розчиненої речовини.

$$\Delta T_{\text{зам.}} = K \times \frac{m(x) \times 1000}{M(x) \times t(\text{розчинника})'}$$

де:  $m(x)$  – маса розчиненої речовини;

$M(x)$  – молярна маса розчиненої речовини;

$K$  – криоскопічна стала розчинника.

Звідси:

$$M(x) = \frac{K \times m(x) \times 1000}{\Delta T_{\text{зам.}} \times t(\text{розчинника})'}$$

Визначивши експериментально –  $\Delta T_{\text{зам.}}$ , за допомогою останньої формули обчислюють молярну масу розчиненої речовини.

Підвищення температури кипіння розчинів нелетких речовин визначають за рівнянням:

$$\Delta T_{\text{кип.}} = E \times \frac{m(x) \times 1000}{M(x) \times t(\text{розчинника})}$$

де:  $E$  – ебуліоскопічна стала розчинника;

$m(x)$  – маса розчиненої речовини;

$M(x)$  – молярна маса розчиненої речовини.

Звідси:

$$M(x) = \frac{E \times m(x) \times 1000}{\Delta T_{\text{кип.}} \times t(\text{розчинника})}$$

Якщо взаємодія між однорідними і між різнорідними молекулами різна, то утворення розчину супроводжується зміною об'єму і виділенням або поглинанням теплоти. Такі системи не підлягають законам Рауля, тому залежність парціального тиску від складу розчину, як правило, складніша.

Відмінність між складом пари і складом розчину рідин, які взаємно необмежено розчиняються, дає можливість розділяти їхні суміші на окремі компоненти. Процес перегонки визначається залежністю температури кипіння розчину від його складу.

*Пара багатша на той компонент, добавляння якого до рідини підвищує тиск пари над нею або знижує температуру кипіння (перший закон Коновалова). У разі значного відхилення тиску пари від лінійної залежності з'являються негативне (мінімальне) відхилення і позитивне (максимальне) відхилення. Цим відхиленням відповідають нероздільно киплячі (азеотропні) суміші з однаковим складом рідини і пари. Це впливає з другого закону Коновалова: У точках мінімального і максимального тиску пари склад рідини і пари однаковий.*

Тиск пари двох взаємно нерозчинних рідин можна виразити рівнянням:  $P = P_A^\circ + P_B^\circ$ , де  $P$  – загальний тиск пари суміші;  $P_A^\circ$  і  $P_B^\circ$  – тиск пари рідин А і В у чистому стані.

Суміш таких рідин складається з двох шарів. Випаровування одного шару не впливає на випаровування іншого. Тому якщо рідини нерозчинні, то при будь-якому складі суміші парціальні тиски кожного з компонентів дорівнюють тискам їх пари в чистому стані при тій самій температурі. Отже, склад пари над такою сумішшю визначається

співвідношенням  $\frac{n_A}{n_B} = \frac{P_A^\circ}{P_B^\circ}$ .

## Розв'язування типових задач

### Задача 1.

Який розчин - 3% гліцерину у воді чи 3% цукру у воді буде швидше випаровуватися?

#### Розв'язування:

Випаровується швидше той розчин, над яким більший тиск пари розчинника (води). А він більший над тим розчином, де менша мольна частка розчиненої речовини (N).

Знайдемо N для обох розчинів за формулою, що приведена вище

$$N(\text{гліц.}) = 3 \times 18 : [3 \times 18 + 97 \times 92] = 0,006$$

$$N(\text{цукру}) = 3 \times 18 : [3 \times 18 + 97 \times 342] = 0,0016$$

Відповідь: Таким чином, розчин цукру більш розбавлений за речовиною, тиск пари води над ним вищий і він швидше випаровується.

(Можна було б конкретно обчислити значення тиску (p) за першим законом Рауля, використовуючи дані довідника ( $P_0 = 2,63$  кПа).

### Задача 2.

Визначити температуру кипіння водного розчину сечовини (неелектроліт), в 100 г якого знаходиться 2 г речовини.  $M(x) = 60$  г/моль.

#### Розв'язування:

Використовуємо рівняння (2б) другого закону Рауля. За таблицею додатку 1 маємо:  $E(\text{води}) = 0,52$ ;  $t(\text{кип.води}) = 100^\circ\text{C}$ . Визначаємо молярну концентрацію розчину за рівнянням (3).

$$b(x) = 1000 \times 2 : (98 \times 60) = 0,3401 \text{ (моль/кг)}.$$

Тепер можна обчислити підвищення температури кипіння, викликане розчиненою речовиною:

$$\Delta t(\kappa) = 0,52 \times 0,3401 = 0,18$$

А потім і саму температуру кипіння розчину:  $t(\text{кип.}) = 100 + 0,18 = 100,18^\circ\text{C}$ .

Відповідь:  $t$  кипіння розчину сечовини становить  $100,18^\circ\text{C}$

### Контрольні питання і завдання

1. Що таке розчин? Типи розчинів.
2. Які процеси відбуваються під час розчинення твердих речовин у рідині? Як впливає температура на розчинність твердих тіл і рідких речовин у рідині?
3. У чому суть закону Генрі?
4. Сформулюйте закон Вант-Гоффа. З яким рівнянням для газових систем узгоджується рівняння закону Вант-Гоффа?
5. Сформулюйте перший і другий закони Рауля.
6. Дайте визначення і вкажіть розмірність криоскопічної та ебуліоскопічної сталої розчинника.
7. Які є позитивні та негативні відхилення від закону Рауля?
8. Де в природі зустрічаються з явищем осмосу?
9. Розчин, що містить 0,488 г карбаміду в 125 г води, замерзає при температурі  $-0,121^\circ\text{C}$ . Визначити молекулярну масу карбаміду.
10. При яких температурах буде кипіти і замерзати 0,01 М розчин глюкози у воді?
11. У 120 г води розчинили 5,06 г глюкози (молекулярна маса 180). Визначити температуру замерзання цього розчину.

12. Для приготування антифризу було взято 25 кг води та 8,5 кг гліцерину. Визначити температуру початку замерзання антифризу.
13. Визначити осмотичний тиск 0,75 М розчину тростинного цукру при 310 К.
14. Осмотичний тиск розчину, що містить 0,48 г гемоглобіну в 15 л води при 290 К дорівнює 4372,24 Па. Визначити молекулярну масу гемоглобіну.
15. Розчин містить 30% толуену і 70% бензину. Визначити тиск пари розчину, якщо тиск пари бензину дорівнює 16022,65; а толуолу – 4892,11 Па.

### Індивідуальні завдання

В таблиці для кожного варіанту приведений склад розчину і деякі з його фізичних констант (за н.у.)

За існуючими даними обчислити значення характеристики, позначеної знаком питання. Густину розчину вважати однаковою з густиною розчинника.

Варіант	Компоненти розчину	$C_x$ , моль/л	$b_x$ , моль/кг	$w$ , %	$m_1$ , г	$m_2$ , г	$i$	$t_3$ , К	$t_к$ , К	$P_{осм}$ , кПа	$P$ , кПа
1.	Фенол-вода			2						?	
2.	Етанол-гліцерин				50	20			?		
3.	Глюкоза-вода	0,1									?
4.	Сечовина-вода							?	375		
5.	Вода-сахароза			?						15	
6.	Бензен-				V=1л	150		?			

	нафталін									
7.	Етанол-бензен			10	100			?		
8.	HCl-вода	0,01				1,9			?	
9.	Вода-ацетатна к-та			5	100					?
10.	Вода-ацетатна к-та			100	5			?		
11.	Фруктоза-вода		0,5							?
12.	Вода-AlCl <sub>3</sub>	?				3,1	271			
13.	Вода-діоксан		?	10	V=0,5л					
14.	CH <sub>3</sub> COOH-глюкоза			5				?		
15.	Гліцерин-вода							380	?	
16.	Вода-глюкоза			?						10
17.	HNO <sub>3</sub> -вода	0,001				1,2				?
18.	Вода-ацетатна к-та			10	100			?		
19.	Вода – CuCl <sub>2</sub>	?				2,5	350			
20.	Гліцерин-вода			5					?	

### Практична робота № 3

**Тема:** «Електропровідність розчинів електролітів».

**Мета:** *Навчитися визначати питому і еквівалентну електропровідності, коефіцієнт електропровідності сильних електролітів та обчислювати ступінь і константу дисоціації слабких електролітів.*

#### **Знати:**

*а) основні поняття – електропровідність питома і еквівалентна, коефіцієнт електропровідності, ступінь і константа дисоціації слабких електролітів, рухливість йонів;*

*б) закони електропровідності;*

*в) застосування кондуктометричних вимірювань для визначення концентрації сульфат-йонів у досліджуваній воді.*

### **Вміти:**

*а) проводити розрахунки питомої та еквівалентної електропровідності; коефіцієнта електропровідності сильних електролітів;*

*б) для слабких електролітів визначати ступінь і константу їх дисоціації;*

*в) керуватися законами електропровідності розчинів для технологічного контролю;*

*г) користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з хімії.*

**Техніка безпеки:** Бути уважним в хімічній лабораторії, дотримуватись тиші, проявляти обережність під час роботи з хімічним посудом, приладами.

### **План**

1. Питома та еквівалентна електропровідності розчину як характеристичні показники його стану та властивостей.
2. Закон незалежності руху йонів Кольрауша.
3. Зв'язок молярної електропровідності із ступенем дисоціації електроліту.
4. Визначення ступеня дисоціації слабких електролітів та коефіцієнта електропровідності сильних електролітів.
5. Застосування кондуктометричних вимірювань у рибній промисловості.
6. Розв'язування індивідуальних завдань.

### **Питання для обмірковування**

1. Що таке електропровідність?
2. Що ми розуміємо під поняттям «питома електропровідність»? В яких одиницях вимірюється?

3. Як впливають властивості йонів на їх рухливість у рідині (воді)?
4. Як впливає температура на питому електропровідність рідин?
5. Що таке молярна електропровідність? Як вона пов'язана з питомою?
6. Що таке молярна електропровідність при нескінченному розбавленні?
7. Як залежить молярна електропровідність від температури?
8. Пояснити суть закону незалежності руху йонів (закон Кольрауша).
9. Як можна визначити ступінь і константу дисоціації слабого електроліту, вимірюючи його електропровідність?
10. Як методи вимірювання електропровідності застосовуються в рибній промисловості?

### **Теоретичні передумови до виконання практичної роботи**

**Електропровідність** – це здатність середовища проводити електричний струм, тобто забезпечувати спрямований рух заряджених частинок.

**Питома електропровідність** – провідність розчину між двома електродами площею  $1 \text{ м}^2$  і відстанню між ними  $1 \text{ м}$  ( $\chi = \frac{1}{\rho}$ ).

У розчинах електролітів значення питомої електропровідності зумовлене швидкістю руху йонів та їх кількістю в одиниці об'єму розчину. Із збільшенням концентрації електроліту питома електропровідність розчину спочатку зростає майже лінійно, а після досягнення максимального значення починає зменшуватись. Особливо виразно характер цієї залежності проявляється для розчинів сильних



електролітів. У випадку малодисоційованих слабких електролітів концентрація йонів незначна і електропровідність розчинів низька. При малих концентраціях, коли ступінь дисоціації слабого електроліту ще досить високий, із збільшенням концентрації розчину спостерігається деяке збільшення електропровідності. Просте подальше зростання концентрації електроліту настільки зменшує ступінь його дисоціації, що це зумовлює зниження концентрації йонів і зменшення електропровідності. Залежність питомої електропровідності від температури досить складна, тому що визначається багатьма параметрами: в'язкістю середовища, ступенем дисоціації електроліта, гідратацією його йонів, швидкістю їх руху. У загальному випадку  $\chi$  розчинів із збільшенням температури збільшується.

Отже, питома електропровідність – це функція багатьох чинників. Для зручності врахування впливу концентрації на провідність електролітів введено поняття еквівалентної (молярної) електропровідності.

**Еквівалентна електропровідність** – електропровідність стовпа розчину, що містить 1 кмоль/еквівалент електроліту, розміщеного між двома електродами на відстані 1 м;  $\lambda$  (лямбда). У системі СІ термін «еквівалентна електропровідність» замінено на молярну. **Молярна електропровідність** дорівнює добутку провідності 1 м<sup>3</sup> розчину на кількість м<sup>3</sup> розчину, в якому міститься 1 кмоль електроліту (V):

$$\lambda = V \times \chi$$

Величина V, яку називають **розбавленням** розчину, обернена концентрації  $V = 1/C$  і показує, який об'єм розчину (м<sup>3</sup>) даної

концентрації (С) містить 1 кмоль еквіваленту:  $\lambda = \frac{\chi}{C}$ . Розмірність молярної концентрації  $C_m \times m^2 / \text{кмоль}$ .

Молярна електропровідність розчинів електролітів зручна для користування, тому це провідність однакової кількості речовини, а її зміни при розбавленні зв'язані лише зі **зміною стану електроліту**. Із зменшенням концентрації розчину його молярна електропровідність зростатиме. Із збільшенням розбавлення розчину (як сильних так і слабких електролітів) молярна електропровідність зростає до якогось граничного значення. Розбавлення, при якому молярна провідність досягає граничного значення, називають **молярною електропровідністю при нескінченному розбавленні і позначають  $\lambda_\infty$** . Із збільшенням температури на  $1^\circ$   $\lambda$  зростає на 2 – 2,5%.

Вивчаючи електропровідність розчинів електролітів, Ф. Кольрауш (1898 р.) дійшов висновку, що при нескінченному розбавленні електропровідність певного йона не залежить від того, які інші йони протилежного заряду є в розчині.

Молярна електропровідність електроліту при нескінченному розбавленні дорівнює сумі рухливостей катіонів та аніонів – це **закон Кольрауша** (закон незалежності руху йонів); його можна виразити формулою:

$$\lambda_\infty = l\hat{e} + la$$

де  $lk$  і  $la$  – рухливість катіонів і аніонів, дані є в довідковій літературі.

Із збільшенням температури рухливість йонів, як і питома електропровідність, зростає.

Молярна електропровідність розчину слабого електроліту пропорційна добутку ступеня його дисоціації на суму абсолютних швидкостей руху його катіонів та аніонів:  $\lambda = d \times F(U_+ + U_-)$ , де  $U_+$  і  $U_-$  - абсолютні швидкості руху катіонів та аніонів.

Оскільки при нескінченному розбавленні  $\alpha = 1$ , тоді

$$\lambda_{\infty} = F(U_+ + U_-)$$

Рухливість йона – це добуток його абсолютної швидкості на число Фарадея.

Для слабких електролітів  $\alpha = \frac{\lambda_v}{\lambda_{\infty}}$ .

Можна було б очікувати, що для сильних електролітів, всі молекули яких у розчині дисоційовані, величина  $\alpha$  повинна бути близькою

одиниці. Але це не так. Величину  $f = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}}$  для сильних

електролітів називають *коефіцієнтом електропровідності*, який дає можливість характеризувати сили міжйонної взаємодії в розчинах сильних електролітів. При розбавленні розчину і зменшенні впливу йонних атмосфер на рух йонів коефіцієнт електропровідності досягає одиниці.

Вимірюючи електропровідність розчинів, можна визначити розчинність малорозчинних солей у воді чи ґрунті, вологість зерна, вміст кислот у розчинах та ін.

## Розв'язування типових задач

### Задача 1.

Питома електропровідність розчину ацетатної кислоти молярної концентрації еквіваленту 0,1 моль/л дорівнює 0,0471 См/м. Визначити ступінь дисоціації кислоти в даному розчині.

#### Розв'язування:

Визначимо еквівалентну електропровідність розчину за рівнянням:  $\lambda = \frac{\chi}{C}$ ;  $\lambda = 0,0471 / 0,1 = 0,471 \text{ См} \times \text{м}^2 / \text{кмоль}$ .

За законом Кольрауша і за довідковими даними знайдемо  $\lambda_{\infty}$ .



$$\lambda_{\infty} = 3,5 + 31,5 = 35 \text{ См} \times \text{м}^2 / \text{кмоль}.$$

Визначимо ступінь дисоціації:  $\alpha = \frac{\lambda_V}{\lambda_{\infty}} = \frac{0,471}{35} = 0,013(1,3\%)$

Відповідь:  $\alpha = 1,3 \%$ .

### Задача 2.

Еквівалентна електропровідність 0,01н розчину NiCl<sub>2</sub> дорівнює 11,5 См × м<sup>2</sup> / кмоль. Визначити питому електропровідність.

#### Розв'язування:

За рівнянням  $\lambda = \frac{\chi}{C}$  визначимо питому електропровідність

$$\chi = \lambda \times C; \chi = 11,5 \times 0,01 = 0,115 \text{ См/м}$$

Відповідь: питома електропровідність  $\chi$  дорівнює 0,115 См/м.

### Контрольні питання і завдання

1 – 5. Яким чином взаємозв'язана питома електропровідність з еквівалентною електропровідністю? Що таке коефіцієнт електропровідності? Знайти величину коефіцієнта електропровідності за даними таблиці ( $t = 25^\circ\text{C}$ ).

№ завдання	Електроліт	Концентрація електроліту, моль/л	Питома електропровідність, См/м
1	$\text{NaNO}_3$	0,1	$3,32 \times 10^{-4}$
2	$\text{CsI}$	0,01	0,1413
3	$\text{KCl}$	0,2	0,0471
4	$\text{Ca}(\text{IO}_4)_2$	0,5	$1,25 \times 10^{-2}$
5	$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$	0,25	$2,54 \times 10^{-4}$

6 – 10. Як методом електропровідності визначити константу і ступінь дисоціації слабких електролітів? Визначити ступінь і константу дисоціації слабого електроліту за даними таблиці.

№ завдання	Електроліт	Молярна концентрація електроліту, моль/л	Еквівалентна електропровідність, $\text{См} \times \text{м}^2 / \text{кмоль}$
6	$\text{NH}_4\text{OH}$	0,1	11,307
7	$\text{CH}_3\text{COOH}$	0,01	10,978
8	$\text{HCNS}$	0,25	14,3
9	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	0,5	9,6
10	$\text{HCOOH}$	0,15	5,55

11. Для нескінченно розбавленого розчину  $\text{NH}_4\text{Cl}$  при 298 К число перенесення катіону дорівнює 0,491. Визначити електричну рухливість і абсолютну швидкість руху аніону  $\text{Cl}^-$ . Еквівалентна електропровідність становить  $0,0150 \text{ См} \times \text{м}^2 / \text{кмоль}$ .

12. Визначити питому електропровідність 0,001 М розчину ацетатної кислоти, якщо ступінь дисоціації дорівнює 0,13, а еквівалентна електропровідність при нескінченному розбавленні дорівнює  $39,07 \text{ См} \times \text{м}^2 / \text{кмоль}$ .
13. Еквівалентна електропровідність 0,014 М розчину хлорацетатної кислоти при 298 К дорівнює  $10,9 \text{ См} \times \text{м}^2 / \text{кмоль}$ , а еквівалентна електропровідність при нескінченному розбавленні дорівнює  $38,950 \text{ См} \times \text{м}^2 / \text{кмоль}$ . Визначити ступінь і константу дисоціації кислоти.
14. Визначити еквівалентну електропровідність розчину  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , ступінь дисоціації якого дорівнює 0,017.
- 15 – 18. Визначити рухливість йонів, що входять до складу речовин за відповідними значеннями еквівалентних електропровідностей і числа перенесення йонів.

№ завдання	Розчин речовини	Еквівалентна електропровідність, $\text{См} \times \text{м}^2 / \text{кмоль}$	Число перенесення йонів ( $t^+, t^-$ )	Йони, рухливість яких треба визначити
15	$\text{KClO}_4$	12,280	$\text{ClO}_4^-$ 0,481	$\text{K}^+, \text{ClO}_4^-$
16	$\text{HCl}$	38,050	$\text{Cl}^-$ 0,206	$\text{H}^+, \text{Cl}^-$
17	$\text{NH}_4\text{OH}$	23,840	$\text{NH}_4^+$ 0,371	$\text{NH}_4^+, \text{OH}^-$
18	$\text{AgNO}_3$	11,560	$\text{Ag}^+$ 0,466	$\text{Ag}^+, \text{NO}_3^-$

19. Для 0,01 М розчину  $\text{KCl}$  питомий опір  $\rho$  дорівнює 7,09  $\text{См/м}$ . Визначити питому та еквівалентну електропровідності.
20. Питома електропровідність насиченого водного розчину  $\text{AgCl}$  дорівнює  $1,259 \times 10^{-4} \text{ См/м}$ ,  $\lambda_{\text{Ag}^+} = 5,440$ ,  $\lambda_{\text{Cl}^-} = 6,550$ . Визначити, скільки кілограмів  $\text{AgCl}$  розчинено в  $1 \text{ м}^3$  розчину.

## Індивідуальні завдання

1. Визначити рН буферного розчину, якщо концентрації кислоти та солі у розчині однакові. Об'єми кислот та солей в буферних сумішах представлені в таблиці.

№ п/п	Буферна суміш	V(кислоти), л	V(солі), мл
1.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	2	8
2.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	4	6
3.	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> + NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	3	7
4.	NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> + Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	4	6
5.	NH <sub>4</sub> OH + NH <sub>4</sub> Cl	5	10
6.	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> + Na HCO <sub>3</sub>	3	7
7.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	40	60
8.	HCOOH + HCOOK	20	80
9.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	10	90
10.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	30	70
11.	KH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> + K <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	3	7
12.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	6	4
13.	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> + Na HCO <sub>3</sub>	10	90
14.	NH <sub>4</sub> OH + NH <sub>4</sub> Cl	30	70
15.	HCN + KCN	20	80
16.	NH <sub>4</sub> OH + NH <sub>4</sub> Cl	5	10
17.	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> + NaHCO <sub>3</sub>	10	50
18.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	20	40
19.	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> + NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	15	60
20.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	20	80

2. Визначити величини, які відсутні у вашому варіанті, враховуючи, що коефіцієнт активності у розчинах сильних електролітів дорівнює 1.

№ п/п	Речовина	C, моль/л	C <sub>H+</sub>	C <sub>OH-</sub>	рН	рОН
1.	HCl	10 <sup>-2</sup>				
2.	NaOH				10.5	
3.	CH <sub>3</sub> COOH	5 × 10 <sup>-2</sup>				
4.	KOH		10 <sup>-9</sup>			

5.	HNO <sub>3</sub>	10 <sup>-4</sup>				
6.	NH <sub>4</sub> OH			10 <sup>-3</sup>		
7.	HCl				4,89	
8.	CH <sub>3</sub> COOH	4,8 × 10 <sup>-2</sup>				
9.	KOH			10 <sup>-5</sup>		
10.	HCl	10 <sup>-4</sup>				
11.	NaOH					4,5
12.	HNO <sub>2</sub>	1,5 × 10 <sup>-3</sup>				
13.	KOH	5 × 10 <sup>-4</sup>				
14.	CH <sub>3</sub> COOH	9,5 × 10 <sup>-2</sup>				
15.	NaOH				12	
16.	CsOH					10
17.	HClO <sub>4</sub>	10 <sup>-2</sup>				
18.	CH <sub>3</sub> COOH	5 × 10 <sup>-6</sup>				
19.	RbOH			10 <sup>-4</sup>		
20.	HCN	2 × 10 <sup>-3</sup>				

#### Практична робота № 4

**Тема:** «Електродні процеси та електрорушійні сили».

**Мета:** Пояснити суть електродних процесів. Розкрити фізико-хімічні аспекти будови подвійного електричного шару. Проаналізувати рівняння Нернста та методи визначення електрорушійних сил.

##### **Знати:**

- а) поняття – електродний потенціал, електродні процеси, електрорушійні сили;
- б) рівняння Нернста для розрахунку електродного потенціалу;
- в) закони і положення електрохімії.

##### **Вміти:**

- а) використовувати закони і положення електрохімії у технологічних процесах з метою підвищення якості продукції;



*б) визначити електродні потенціали та електрорушійні сили, скласти схеми гальванічних елементів;*

*в) користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з хімії.*

**Техніка безпеки:** Бути уважним в хімічній лабораторії, дотримуватись тиші, проявляти обережність під час роботи з хімічним посудом, приладами.

### **План**

1. Електродний потенціал.
2. Електродні процеси та електрорушійні сили.
3. Фізико-хімічні аспекти будови подвійного електричного шару.
4. Рівняння Нернста для електродного потенціалу.
5. Застосування законів і положень електрохімії у технологічних процесах.
6. Розрахункові завдання.

### **Питання для обмірковування**

1. Пояснити, як на поверхні електрода виникає подвійний електричний шар?
2. Що таке електродний потенціал?
3. Від чого залежить значення електродного потенціалу?
4. Як впливає концентрація йонів металу в розчині на значення електродного потенціалу?
5. Проаналізувати рівняння Нернста?
6. Як визначити нормальний електродний потенціал того чи іншого електрода?
7. Для чого застосовують таблиці електродних потенціалів?

8. Яка перевага «компенсаційних методів» вимірювання ЕРС гальванічних елементів.
9. Що таке концентраційні елементи? Чому змінюється ЕРС протягом роботи такого елемента?
10. Які ви знаєте напрями застосування електрохімії у технологічних процесах?

### **Теоретичні передумови до виконання практичної роботи**

Металеву пластину, занурену у воду або розчин електроліту, називають *електродом*. Між поверхнею цієї пластини та рідким середовищем виникає різниця потенціалів, яку називають *електродним потенціалом*. У результаті гідратації йонів поверхні металу ( $Me^{n+}$ ) їх зв'язок з кристалічною ґраткою послаблюється, і вони переходять в розчин. Поверхня металу набуває негативного заряду. Процес швидко досягає стану рівноваги. При цьому на поверхні металу виникає подвійний електричний шар, падіння напруги в якому називають електродним потенціалом. Кількість йонів, які переходять у розчин з металу, залежить від їх концентрації в ньому.

Із збільшенням початкової концентрації розчину, в який занурена металева пластинка, від'ємний електродний потенціал зростає практично до нульового (коли  $C_o = C_p$ ) і далі, коли  $C_o > C_p$  потенціал електрода стає позитивним.

*Електродний потенціал* – це скачок потенціалу в межах подвійного електричного шару, що виникає на поверхні електрода.

Рівняння, що виражає значення електродного потенціалу, називається *рівнянням Нерста*:

$$\text{При } 298 \text{ К } \varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{n \times F} \lg \alpha(\text{Me}^{n+})$$

$$\text{При } 25 \text{ }^\circ\text{C } \varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg \alpha(\text{Me}^{n+})$$

Якщо активність йонів металу в розчині дорівнює 1 моль-йон/л, тоді  $0,059 \lg \alpha(\text{Me}^{n+}) = 0$  і  $\varphi = \varphi^0$ .

$\varphi^0$  - *стандартний* або *нормальний потенціал електроду*, який виникає на його поверхні при контакті з розчином, в якому активність (концентрація) йонів цього металу дорівнює 1 моль-йон/л.

Потенціал будь-якого електрода визначається як виміряна з достатньою точністю електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента, що складається з цього електрода в парі з нормальним водневим електродом. Значення стандартних електродних потенціалів наведені в таблиці додатку.

Знак мінус означає, що у парі з нормальним водневим електродом цей електрод заряджається негативно, а знак плюс – навпаки, електрод заряджається позитивно.

Таблиця стандартних електродних потенціалів має широке застосування: її використовують для розрахунку електрорушійних сил гальванічних елементів, передбачення можливості протікання та розрахунку констант рівноваги різних хімічних реакцій.

Різницю потенціалів між двома електродами в гальванічному ланцюзі називають *електрорушійною силою елемента (ЕРС)*. Ця величина завжди позитивна. Вона дорівнює алгебраїчній сумі потенціалів, що виникають на електродах, тобто від потенціалу

позитивно зарядженого електрода віднімають потенціал негативно зарядженого електрода:  $E_{PC} = \varphi_2 - \varphi_1$ .

$E_{PC}$  гальванічного елемента – найважливіша характеристика, яка необхідна для вирішення всіх прикладних задач і теоретичних розрахунків.

### Розв'язування типових задач

#### Задача 1.

Обчислити потенціал мідного електроду, зануреного в розчин  $\text{CuSO}_4$  з концентрацією йонів купрума 0,01 моль/л.

#### Розв'язування:

Потенціал мідного електроду обчислюємо за формулою Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg C$$

Значення стандартного електродного потенціалу для купрума беремо з довідникової літератури (таблиця Додатку 5 - ряд напруг металів).

$$\varphi^0_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}} = 0,34 \text{ В}; n = 2.$$

Підставивши у формулу значення відповідних величин, одержимо:

$$\varphi = 0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = 0,282 \text{ В}$$

Відповідь:  $\varphi = 0,282 \text{ В}$ .

#### Задача 2.

Обчислити електрорушійну силу гальванічного елемента (-)  $\text{Cd} \mid \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \parallel \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \mid \text{Hg}$  (+), знаючи, що концентрація

йонів в розчинах солей Кадмію та Гідраргірису дорівнює, відповідно, 1 моль/л і 0,01 моль/л.

### Розв'язування:

Значення стандартних електродних потенціалів беремо з довідникової літератури (таблиця Додатку 5).

$$\varphi^\circ \text{Hg}/\text{Hg}^{2+} = +0,85 \text{ В} \quad \varphi^\circ \text{Cd}/\text{Cd}^{2+} = -0,40 \text{ В}$$

Оскільки ртутний напівелемент більш електропозитивний, електрорушійну силу обчислюємо за рівнянням:

$$E = \varphi(\text{Hg}/\text{Hg}^{2+}) - \varphi(\text{Cd}/\text{Cd}^{2+})$$

Для кадмієвого електроду:

$$\varphi(\text{Cd} / \text{Cd}^{2+}) = -0,40 + \frac{0,059}{2} \lg 1 = -0,40 \text{ В}$$

Для ртутного електроду:

$$\varphi(\text{Hg} / \text{Hg}^{2+}) = 0,85 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = 0,792 \text{ В}$$

$$E = 0,792 - (-0,40) = 1,192 \text{ В.}$$

Відповідь:  $E = 1,192 \text{ В.}$

### Задача 3.

Обчислити електрорушійну силу концентраційного кола при 298 К, якщо концентрація йонів цинку в розчинах дорівнюють, відповідно, 0,5 і 0,1 моль/л, а коефіцієнти активності йонів у цих розчинах, відповідно, 0,25 і 0,4.

### Розв'язування:

Значення електрорушійної сили концентраційного гальванічного елемента обчислюємо за формулою:

$$E = \frac{0,059}{n} \lg \frac{a_2}{a_1}$$

Активність йонів зв'язана з їх концентрацією в розчині залежністю:

$$a = f \times C, \quad \text{тоді}$$

$$a_1 = 0,25 \times 0,5 = 0,125 \text{ моль/л};$$

$$a_2 = 0,4 \times 0,1 = 0,04 \text{ моль/л}$$

Оскільки  $n = 2$ , то

$$E = \frac{0,059}{2} \lg \frac{0,125}{0,04} = 0,014 \text{ В}$$

Відповідь:  $E = 0,014 \text{ В}$

#### Задача 4.

Електрорушійна сила хінгидронно-каломельного кола при 298 К дорівнює 0,142 В. Обчислити рН розчину.

#### Розв'язування:

Потенціал хінгидронного електроду залежить від активності (концентрації) йонів водню і обчислюється за рівнянням:

$$\varphi_{\text{хін}} = \varphi_{\text{хін}}^{\circ} + 0,059 \lg[\text{H}^+]$$

Враховуючи, що  $\varphi_{\text{хін}}^{\circ} = 0,7044 \text{ В}$  та  $\varphi_{\text{кал}}^{\circ} = 0,2503 \text{ В}$ , електрорушійну силу цього елемента обчислимо за рівнянням:

$$E = \varphi_{\text{хін}} - \varphi_{\text{кал}} = 0,7044 + 0,059 \lg[\text{H}^+] - 0,2503 = 0,4541 + 0,059 \lg[\text{H}^+];$$

$$\lg[\text{H}^+] = \frac{E - 0,4541}{0,059} = \frac{0,142 - 0,4541}{0,059} = -5,3472 \text{ В}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = 5,3472.$$

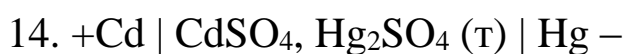
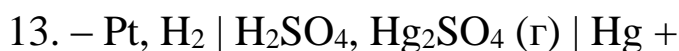
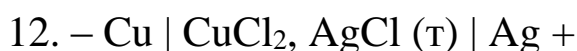
Відповідь:  $\text{pH} = 5,3472$

### Контрольні питання і завдання

1. Які причини виникнення стрибка потенціалу на межі розподілу фаз?
2. Що таке електродний потенціал? Написати рівняння Нернста та проаналізувати його.
3. Які процеси відбуваються на електродах під час роботи мідно-цинкового гальванічного елементу?
4. Що таке електрорушійна сила гальванічного елементу?
5. Визначити потенціал на півелементу для електроду  $\text{Ag}/\text{Ag}^+$ , електроліт  $\text{AgNO}_3$ , стандартний електродний потенціал  $0,798 \text{ В}$ , концентрація електроліту  $1 \text{ кмоль/м}^3$ , середній коефіцієнт активності електроліту  $0,584$ .
6. Визначити електрорушійну силу мідно-цинкового гальванічного елементу при концентрації йонів у розчині  $1 \text{ моль/л}$ , температура  $18 \text{ }^\circ\text{C}$ . Коефіцієнт активності дорівнює  $0,50$ .
7. Електрорушійна сила хінгдронно-каломельного кола при  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  дорівнює  $0,1310 \text{ В}$ . Визначити рН досліджуваного розчину.
8. Гальванічний елемент складений з металевого цинку, зануреного у  $0,1 \text{ М}$  розчин цинк нітрату та металевого свинцю, зануреного у  $0,02 \text{ М}$  розчин плюмбум (II) нітрату. Визначити електрорушійну силу гальванічного елементу.
9. Визначити електрорушійну силу мідно-свинцевого гальванічного елементу при концентраціях йонів у розчинах по  $0,1 \text{ моль/л}$ . Температура кімнатна.

10. Визначити електрорушійну силу концентраційного кола, який складається із срібних електродів, занурених: перший у 0,01 н, а другий – у 0,1 н розчин  $\text{AgNO}_3$ .

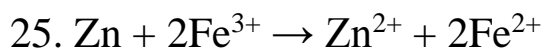
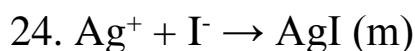
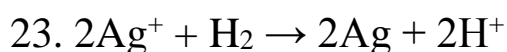
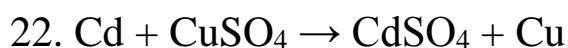
11 – 15. Написати рівняння електродних процесів, що відбуваються у таких елементах:



16 – 21. Визначити електродний потенціал електрода при 298 К в розчині електроліту даної концентрації:

№ завдання	Електрод	Електроліт	Стандартний електродний потенціал, В	Концентрація електроліту, моль/л	Коефіцієнт активності електроліту
16	$\text{Ag} \mid \text{Ag}^+$	$\text{AgNO}_3$	0,798	1,0	0,584
17	$\text{Ag} \mid \text{Ag}^+$	$\text{AgNO}_3$	0,798	0,1	0,77
18	$\text{Pt}, \text{H}_2 \mid \text{H}^+$	$\text{HCl}$	0,000	0,1	0,796
19	$\text{Pt}, \text{H}_2 \mid \text{H}^+$	$\text{HCl}$	0,000	1,0	0,809
20	$\text{Hg} \mid \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Cl}^-$	$\text{NaCl}$	0,268	0,2	0,730
21	$\text{Hg} \mid \text{Hg}_2\text{SO}_4, \text{SO}_4^{2-}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	0,615	0,1	0,265

22 – 25. Скласти гальванічні елементи так, щоб у них відбулися реакції:





## Практична робота № 5

**Тема:** *«Розчини електролітів».*

**Мета:** *Розкрити основні положення теорії сильних електролітів. Обґрунтувати роль поняття активність, коефіцієнт активності, йонна сила розчину для сильних електролітів. Навчитися теоретично розв'язувати задачі із знаходженням активності йонів, рН буферного розчину, концентрації йонів  $[H^+]$  і  $[OH^-]$ .*

### **Знати:**

- а) основні поняття – сильні електроліти, активність, коефіцієнт активності, йонна сила розчину, буферні розчини, рН розчину;*
- б) основні положення теорії сильних електролітів.*

### **Вміти:**

- а) використовувати положення теорії сильних електролітів для визначення кислотності розчину за допомогою рН-метра і розрахунку активності йонів Гідрогену;*
- б) розв'язувати розрахункові задачі із застосуванням обчислювальної техніки на визначення рН буферного розчину, концентрації йонів  $[H^+]$  і  $[OH^-]$ ;*
- в) користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з хімії.*

**Техніка безпеки:** Бути уважним в хімічній лабораторії, дотримуватись тиші, проявляти обережність під час роботи з хімічним посудом, приладами.

### **План**

1. Основи теорії сильних електролітів Дебая - Гюккеля.
2. Активність електролітів, йонна сила розчинів.
3. Електроліти у природі.
4. Визначення кислотності розчинів та рН буферних розчинів.
5. Розв'язування індивідуальних завдань.

## Питання для обмірковування

1. Чому основні поняття і рівняння, що характеризують розчини неелектролітів, не можуть бути без відповідних поправок використані для розчинів електролітів?
2. Сформулюйте основні положення теорії сильних електролітів Дебая-Гюккеля.
3. Вкажіть недоліки теорії електролітичної дисоціації та напрями її подальшого розвитку.
4. Поясніть фізичний зміст ізотонічного коефіцієнта  $i$ . Як його визначити?
5. Виведіть рівняння, яке пов'язує величину  $i$  зі ступенем дисоціації електроліту  $\alpha$ ?
6. Опишіть властивості розчинів слабких електролітів. Що таке ступінь  $i$  константа дисоціації, як їх визначити?
7. Напишіть вираз константи дисоціації для таких слабких кислот:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .
8. Дайте визначення понять рН і рОН. В яких межах вони змінюються?
9. Що таке активність електролітів та йонна сила розчину, як їх визначити?
10. Які системи називаються буферними, який їх склад? Назвіть 4 – 5 буферних систем, що зустрічаються в ґрунтових розчинах, рослинах і тваринах.

## Теоретичні передумови до виконання практичної роботи

*Розчинена речовина сильного електроліту знаходиться в розчиннику у вигляді іонів. Це є основним положенням теорії сильних електролітів.*

Згідно з цією теорією основною причиною відмінностей у поведінці розчинів слабких і сильних електролітів є міжіонна взаємодія в розчинах сильних електролітів. Якщо в розчинах слабких електролітів взаємодію між іонами можна не враховувати (оскільки  $\alpha < 1$ ), то в розчинах сильних електролітів, де є лише іони розчиненої речовини, електростатична взаємодія між ними досить значна, навіть в розбавлених розчинах. Теорія стверджує, що в надто розбавлених розчинах сильних електролітів треба враховувати лише сили електростатичної взаємодії. Із збільшенням концентрації, крім електростатичних сил взаємодії, починають проявлятися і сили Ван-дер-Ваальса. Іони в розчині сильного електроліту можна розглядати як систему рівномірно розподілених у всьому об'ємі протилежно заряджених частинок, кожна з яких знаходиться в центрі силового поля, що створюється навколишніми іонами і взаємодію яких можна описати законами Кулона.

Електропровідність розчинів сильних електролітів зменшується також внаслідок утворення нейтральних або заряджених *асоціатів*. Нейтрально заряджені асоціати утворюються за схемою  $K^+ + A^- \leftrightarrow K^+A^-$ .

Асоціати – це недовготривалі утворення, проте наявність їх у розчиненні гальмує рухливість іонів.

Для кількісної характеристики розчинів сильних електролітів у термодинамічних розрахунках використовується введена величина, яка

називається *активністю електроліту*, або *активністю його іонів*:  $a_+$  - активність катіонів,  $a_-$  – активність аніонів.

*Під активністю іона розуміють величину, яку треба підставити замість його концентрації в термодинамічні рівняння, що описують ідеальні системи, з тим щоб вони були придатні для визначення (обчислення).*

Активність дорівнює добутку коефіцієнта активності на концентрацію:

$$a_+ = f_+ C_+, \quad a_- = f_- C_-,$$

де  $f_+$  і  $f_-$  - коефіцієнти активності катіонів і аніонів;

$C_+$   $C_-$  - аналітичні концентрації катіонів і аніонів.

Коефіцієнт активності кожного іона залежить не лише від його концентрації і природи, від природи розчинника і температури, але й від концентрації усіх інших іонів, що знаходяться в розчинні.

*Йонна сила розчину (I)* дорівнює півсумі концентрацій усіх іонів розчину, помноженій на квадрат їх зарядів ( $z$ ):

$$I = 0,5 \times (C_1 \times Z_1^2 + C_2 \times Z_2^2 + C_n \times Z_n^2) = 0,5 \sum C_i \times Z_i^2$$

Підсилення взаємодії між йонами зменшує їх активність; збільшення йонної сили розчину відповідно зменшує активність йонів, отже, й зменшує коефіцієнт активності.

Метод розрахунку коефіцієнта активності розробили П. Дебай і Г. Гюккель. Для бінарного електроліту в розбавленому розчині при 298 К рівняння має вигляд:

$$\lg f = -0,5 \times Z_{n_1} \times Z_{n_2} \sqrt{I}$$

Чим більша йонна сила розчину, тим менше значення коефіцієнта активності його йонів. Коли йонні сили двох розчинів однакові, то коефіцієнти активності рівно валентних йонів будуть також однакові. Це закон йонної сили.

Недоліком сучасної теорії розчинів сильних електролітів Дебая-Гюккеля є те, що вона достовірно описує властивості лише розбавлених розчинів. Крім того, не враховує хімічні процеси, що відбуваються в розчині, зокрема явище сольватації і можливу зміну при цьому активності розчинника, який є активним компонентом розчину.

### Розв'язування типових задач

#### Задача 1.

Обчислити рН буферного розчину, який складається з 6 мл розчину  $\text{CH}_3\text{COOH}$  молярної концентрації еквіваленту 0,1 моль/л та 4 мл розчину  $\text{CH}_3\text{COONa}$  тієї ж концентрації. Константа електролітичної дисоціації ацетатної кислоти дорівнює  $1,85 \times 10^{-5}$ .

#### Розв'язування:

Використовуємо рівняння для визначення рН буферних розчинів:

$$\text{pH} = -\lg K - \lg C [\text{кислоти}] + \lg C [\text{солі}]$$

$$-\lg K = -\lg(1,85 \times 10^{-5}) = -(\lg 1,85 + \lg 10^{-5}) = -(0,25-5) = -(-4,75) = 4,75$$

$$\text{pH} = 4,75 - \lg 6 + \lg 4 = 4,75 - 0,78 + 0,6 = 4,57$$

$$\text{pH} = 4,57.$$

Відповідь: рН буферного розчину дорівнює 4,57.

#### Задача 2.

Обчислити рН форміатного буферного розчину, який складається з 20 мл розчину форміатної кислоти молярної концентрації еквіваленту

1 моль/л та 50 мл розчину натрій формиату молярної концентрації еквіваленту 0,5 моль/л.

### Розв'язування:

Використовуємо повне рівняння:

$$pH = pK + \lg \frac{V(\text{соли}) \cdot C(\text{соли})}{V(\text{кислоти}) \cdot C(\text{кислоти})}$$

$pK(\text{НСООН}) = 3,74$  (з Додатку 3 «Константи дисоціації слабких електролітів»)

$$pH = 3,74 + \lg \frac{50 \cdot 0,5}{20 \cdot 1} = 3,74 + 0,097 = 3,84$$

$pH = 3,84$ .

Відповідь:  $pH$  форматного буферного розчину дорівнює 3,84.

### Задача 3.

Обчислити  $pH$  буферного розчину, який складається з розчину  $\text{NH}_4\text{OH}$  (молярна концентрація еквіваленту 0,1 моль/л) та розчину  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (молярна концентрація еквіваленту 0,12 моль/л), якщо константа дисоціації  $\text{NH}_4\text{OH}$  дорівнює  $1,79 \times 10^{-5}$ .

### Розв'язування:

Обчислюємо показник  $pK$  основи:

$$pK_0 = -\lg K_0; \quad pK_0 = -\lg(1,79 \times 10^{-5}) = -(0,25 - 5) = 4,75$$

У даному випадку використовуємо рівняння

$$pOH = pK_0 + \lg \frac{C(\text{соли})}{C(\text{основи})}$$

Враховуючи, що  $pH + pOH = 14$ , можна написати

$$pH = 14 - pOH = 14 - pK_0 - \lg \frac{C(\text{соли})}{C(\text{основи})}$$

Тоді  $pH = 14 - 4,75 - \lg(0,1/0,1) = 14 - 4,75 + 0 = 9,25$

$pH = 9,25$

Відповідь:  $pH$  буферного розчину дорівнює 9,25.

Одноосновні сильні кислоти (хлоридна, нітратна, хлорна та інші) дисоціюють практично повністю по схемі:  $HA \Leftrightarrow H^+ + A^-$

В їх розчинах концентрація йонів Гідрогену дорівнює концентрації кислоти:

$$[H^+] = C(\text{кислоти}),$$

де  $C$  (кислоти)- молярна концентрація кислоти).

#### **Задача 4.**

Визначити  $[H^+]$  та  $pH$  розчину хлороводневої кислоти молярної концентрації еквіваленту 0,05 моль/л.

#### **Розв'язування:**

$HCl$  - сильна одноосновна кислота, повністю дисоціює в розчині:



$[H^+] = C$  (кислоти);  $C(\text{кислоти}) = 0,05$  моль/л, тому концентрація йонів

$[H^+] = 0,05$  моль/л, або  $5 \times 10^{-2}$  моль/л

Тоді  $pH = -\lg [H^+] = -\lg(5 \times 10^{-2}) = -(\lg 5 - 2) = -\lg 5 + 2 = -0,7 + 2 = 1,3$

$pH = 1,3$

Відповідь:  $[H^+] = 0,05$  моль/л;  $pH = 1,3$ .

Для слабкої одноосновної кислоти, яка дисоціює по схемі:



Константа дисоціації:

$$K = \frac{[H^+] * [A^-]}{[HA]}$$

Якщо позначити концентрацію дисоційованих молекул кислоти через  $x$ , то  $[H^+] = [A^-] = x$ , а концентрація недисоційованих молекул  $[HA] = C_k - x$ .

Концентрація дисоційованих молекул в розчині слабкої кислоти дуже незначна порівняно з її загальною концентрацією і тому  $C_k - x = C_k$ .

Підставляючи ці позначення в рівняння (2), одержуємо:  $K_k = x^2 / C_k$ , звідки  $x = \sqrt{K_k \times C_k}$ , або  $[H^+] = \sqrt{K_k \times C_k}$

### Задача 5.

Обчислити  $[H^+]$  та рН розчину ацетатної кислоти молярної концентрації еквіваленту 0,2 моль/л.

#### Розв'язування:

$K(CH_3COOH) = 1,8 \times 10^{-5}$  (з Додатку «Константи дисоціації деяких слабких електролітів»).

Тоді  $[H^+] = \sqrt{K_{CH_3COOH} \times C_{CH_3COOH}} = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 0,2} = \sqrt{0,36 \times 10^{-5}} = 1,9 \times 10^{-3}$  моль/л;

$pH = -\lg [H^+] = \lg (1,9 \times 10^{-3}) = 2,72$ .

$pH = 2,72$ .

Відповідь:  $[H^+] = 1,9 \times 10^{-3}$  моль/л;  $pH = 2,72$ .

### Обчислення концентрації гідроксид-іонів $[OH^-]$

#### та рОН в розчинах основ

Ці обчислення аналогічні обчисленню  $[H^+]$  та рН в розчинах кислот. Основу позначають MeOH, концентрацію її -  $C_o$ , константу дисоціації -  $K_o$ . У розчинах сильних основ (лугів)  $[OH^-] = C_o$ .



### Задача 6.

Обчислити  $[\text{OH}^-]$  та  $\text{pOH}$  для розчину  $\text{NaOH}$  молярної концентрації еквіваленту  $0,05$  моль/л.

#### Розв'язування:

Обчислюємо концентрацію гідроксид-йонів:

$$[\text{OH}^-] = C(\text{NaOH}); \quad [\text{OH}^-] = 0,05 = 5 \times 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Потім знаходимо гідроксильний показник:

$$\text{pOH} = 2 - \lg 5 = 2 - 0,70 = 1,30$$

Використовуючи значення йонного добутку води, можна обчислити водневий показник розчину:

$$\text{pH} = 14 - 1,3 = 12,7$$

Відповідь:  $[\text{OH}^-] = 5 \times 10^{-2}$  моль/л;  $\text{pOH} = 1,30$ .

Концентрацію йонів  $\text{OH}^-$  у водному розчині слабкої основи, яка утворена однозарядним катіоном  $\text{Me}^+$ , обчислюють за рівнянням:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_o \times C_o}$$

### Задача 7.

Обчислити  $[\text{OH}^-]$  та  $\text{pOH}$  розчину  $\text{NH}_4\text{OH}$  молярної концентрації еквіваленту  $0,3$  моль/л.

#### Розв'язування:

Обчислюємо концентрацію гідроксид-йонів, знаючи, що  $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \times 10^{-5}$  (з Додатку В «Константи дисоціації слабких електролітів»).

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{NH}_4\text{OH}} \times C_{\text{NH}_4\text{OH}}} = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 3 \times 10^{-1}} = \sqrt{5,4 \times 10^{-6}} = 2,3 \times 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 2,3 \times 10^{-3} = 2,64$$

При необхідності можна обчислити значення водневого показника:

$$pH = 14 - 2,64 = 11,36$$

Відповідь:  $[OH^-] = 2,3 \times 10^{-3}$  моль/л;  $pOH = 2,64$ .

### Задача 8.

Визначити концентрацію йонів і недисоційованих молекул в 0,1 н розчині ацетатної кислоти і константу її дисоціації при 291 К, якщо ступінь дисоціації кислоти дорівнює 0,0132.

#### Розв'язування:

Константу дисоціації ацетатної кислоти визначаємо за рівнянням:

$$K = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \times C = \frac{0,0132^2}{1-0,0132} \times 0,1 = 1,765 \times 10^{-5}$$

Концентрації йонів і недисоційованих молекул ацетатної кислоти відповідно становитимуть:

$$C_{H^+} = \alpha \times C = 0,0132 \times 0,1 = 0,00132 \text{ моль/л}$$

$$C_{\text{H}_3\text{Ac}} = \alpha \times C = 0,0132 \times 0,1 = 0,00132 \text{ моль/л}$$

$$C_{\text{Ac}^-} = (1-\alpha) \times C = 0,9868 \times 0,1 = 0,09868 \text{ моль/л}$$

Відповідь:  $C_{H^+} = C_{\text{H}_3\text{Ac}} = 0,00132 \text{ моль/л}$ ;  $C_{\text{Ac}^-} = 0,09868 \text{ моль/л}$

### Задача 9.

Визначити активність і середню активність  $HNO_3$  в 0,01 М розчині, якщо середній коефіцієнт активності  $HNO_3$  дорівнює 0,91.

#### Розв'язування:

Активність визначаємо за формулою:

$$a = a_+ \times a_- = f_{\pm} c_+ f_{\pm} c_- = 0,91 \times 0,01 \times 0,91 \times 0,01 = 8,28 \times 10^{-5},$$

а середню активність за формулою:

$$a_{\pm} = \sqrt[n+m]{a_-^n a_+^m} = \sqrt{8,28 \times 10^{-5}} = 9,099 \times 10^{-3}$$

Відповідь:  $a = 8,28 \times 10^{-5}$ ;  $a_{\pm} = 9,099 \times 10^{-3}$

### Задача 10.

Визначити значення коефіцієнта активності 0,01 М розчину соляної кислоти.

#### Розв'язування:

Йонну силу розчину електроліту обчислюємо за рівнянням:

$$I = 1/2 \times (C_1 \times Z_1^2 + C_2 \times Z_2^2 + C_n \times Z_n^2) = 1/2(0,01 \times 1^2 + 0,01 \times 1^2) = 0,01$$

Коефіцієнт активності обчислюємо за рівнянням:

$$\lg f_{\pm} = -0,51 \times Z_1 \times Z_2 \sqrt{I} = -0,51 \sqrt{0,01} = -0,51 = \bar{1},949$$

$$f_{\pm} = 0,89$$

Відповідь:  $f_{\pm} = 0,89$ .

### Контрольні питання і завдання

1. Опишіть властивості розчинів сильних електролітів. Що таке активність, коефіцієнт активності? Як їх визначити?
2. Обчислити цинк сульфату і активність йонів  $Zn^{2+}$  і  $SO_4^{2-}$ ,  $f_{\pm} = 0,148$  (при  $T = 298$  К) і  $C = 0,1$  М.
3. Обчислити коефіцієнт активності  $Ca(NO_3)_2$  у розчині, що містить 0,0015 моля  $Ca(NO_3)_2$  і 0,0025 моля  $Na_2SO_4$ .
4. Вивести рівняння для обчислення активності аніона двохосновної кислоти.

5. Обчислити йонну силу розчинів, що містять в 1 кг  $\text{H}_2\text{O}$ : а) 0,1 М  $\text{HCl}$ ; б) 0,01 М  $\text{CaCl}_2$ ; в) 0,01 М  $\text{K}_2\text{SO}_4$  + 0,1 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; г) 0,1 М  $\text{KCl}$  + 0,1 М  $\text{HCl}$ ; д) 0,01 М  $\text{CaCl}_2$  + 0,01 М  $\text{HCl}$ ; е) 0,01 М  $\text{CaCl}_2$  + 0,1 М  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
6. За рівнянням Дебая-Гюккеля визначити коефіцієнт активності при 298 К для 1) 0,001 М водних розчинів: а)  $\text{HBr}$ ; б)  $\text{HNO}_3$ ; в)  $\text{HIO}_3$ ; г)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; д)  $\text{KOH}$ ; е)  $\text{CsOH}$  і 2) для 0,002 М водних розчинів: а)  $\text{AgNO}_3$ ; б)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ; в)  $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ ; г)  $\text{CaCl}_2$ ; д)  $\text{CdI}_2$ ; е)  $\text{CdSO}_4$ .
7. За рівнянням Дебая-Гюккеля визначити коефіцієнти активності йонів  $\text{BaCl}_2$ , якщо йонна сила розчину дорівнює  $2 \times 10^{-4}$  при  $T=298\text{K}$ .
8. Визначити активність і середню активність 1 М розчину  $\text{CdCl}_2$ , якщо при 298 К середній коефіцієнт його активності дорівнює 0,06.
9. Визначити значення рН таких розчинів: 0,01 моль/л ацетатної кислоти ( $K_d = 1,74 \times 10^{-5}$ ); 0,05 моль/л форматної кислоти ( $K_d = 1,76 \times 10^{-4}$ ).
10. Визначити константи і ступені дисоціації таких кислот: 2 М розчину  $\text{HCN}$  (рН = 4,55) і 1 М розчину  $\text{HIO}_3$  (рН = 5,26).
11. Яке значення має кислотність і біологічних процесах?
12. Визначити концентрацію йонів  $\text{H}^+$ , якщо рОН = 5,75. Температура розчину 25 °С.
13. Концентрація гідроксид йонів становить 0,0155 моль/л. Визначити рН розчину.
14. Написати рівняння для визначення рН буферних розчинів.
15. Визначити рН буферного розчину, що складається з 75 мл 0,05 М розчину натрій ацетату і 50 мл 0,04 М розчину ацетатної кислоти. Константа дисоціації ацетатної кислоти  $K_d = 1,74 \times 10^{-5}$ .

## Індивідуальні завдання

1. Визначити рН буферного розчину, якщо концентрації кислоти та солі у розчині однакові. Об'єми кислот та солей в буферних сумішах представлені в таблиці.

№ п/п	Буферна суміш	V(кислоти), л	V(солі), мл
1.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	2	8
2.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	4	6
3.	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> + NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	3	7
4.	NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> + Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	4	6
5.	NH <sub>4</sub> OH + NH <sub>4</sub> Cl	5	10
6.	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> + NaHCO <sub>3</sub>	3	7
7.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	40	60
8.	HCOOH + HCOOK	20	80
9.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	10	90
10.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	30	70
11.	KH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> + K <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	3	7
12.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	6	4
13.	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> + Na HCO <sub>3</sub>	10	90
14.	NH <sub>4</sub> OH + NH <sub>4</sub> Cl	30	70
15.	HCN + KCN	20	80
16.	NH <sub>4</sub> OH + NH <sub>4</sub> Cl	5	10
17.	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> + NaHCO <sub>3</sub>	10	50
18.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	20	40
19.	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> + NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	15	60
20.	CH <sub>3</sub> COOH + CH <sub>3</sub> COONa	20	80

2. Визначити величини, які відсутні у вашому варіанті, враховуючи, що коефіцієнт активності у розчинах сильних електролітів дорівнює 1.

№ п/п	Речовина	C, моль/л	C <sub>H+</sub>	C <sub>OH-</sub>	pH	pOH
1.	HCl	10 <sup>-2</sup>				
2.	NaOH				10.5	
3.	CH <sub>3</sub> COOH	5 × 10 <sup>-2</sup>				

4.	KOH		$10^{-9}$			
5.	HNO <sub>3</sub>	$10^{-4}$				
6.	NH <sub>4</sub> OH			$10^{-3}$		
7.	HCl				4,89	
8.	CH <sub>3</sub> COOH	$4,8 \times 10^{-2}$				
9.	KOH			$10^{-5}$		
10.	HCl	$10^{-4}$				
11.	NaOH					4,5
12.	HNO <sub>2</sub>	$1,5 \times 10^{-3}$				
13.	KOH	$5 \times 10^{-4}$				
14.	CH <sub>3</sub> COOH	$9,5 \times 10^{-2}$				
15.	NaOH				12	
16.	CsOH					10
17.	HClO <sub>4</sub>	$10^{-2}$				
18.	CH <sub>3</sub> COOH	$5 \times 10^{-6}$				
19.	RbOH			$10^{-4}$		
20.	HCN	$2 \times 10^{-3}$				

## Практична робота № 6

**Тема:** «Хімічна кінетика та каталіз».

**Мета:** Узагальнити поняття про хімічну кінетику та каталіз. Розкрити залежність швидкості хімічної реакції від різних факторів. Дати кінетичну класифікацію хімічних реакцій. Пояснити методи визначення порядку реакцій та константи швидкості реакцій. Проаналізувати молекулярність хімічної реакції та види каталізу.

**Знати:**

- а) поняття – швидкість хімічної реакції, константа швидкості, порядок реакції, молекулярність хімічної реакції, каталіз;
- б) методи визначення порядку реакції;

*в) особливості процесу каталізу та його види.*

### **Вміти:**

- а) визначати константу швидкості реакції, енергію активації;*
- б) впливати на механізм, швидкість технологічного процесу;*
- в) користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з хімії;*
- г) вирішувати розрахункові задачі із застосуванням обчислювальної техніки.*

**Техніка безпеки:** Бути уважним в хімічній лабораторії, дотримуватись тиші, проявляти обережність під час роботи з хімічним посудом, приладами.

### **План**

1. Основні поняття хімічної кінетики.
2. Швидкість хімічної реакції, константа швидкості.
3. Залежність швидкості хімічних реакцій від різних факторів.
4. Порядок та молекулярність хімічної реакції.
5. Методи визначення порядку реакції.
6. Визначення енергії активації.
7. Каталіз. Види каталізу.
8. Розрахункові завдання.

### **Питання для обмірковування**

1. Що вивчає хімічна кінетика?
2. Що ми розуміємо під поняттям «швидкість хімічної реакції»?
3. Яка розмірність швидкості реакції?
4. Що таке молекулярність реакції?
5. Що ми розуміємо під поняттям «порядок реакції»?

6. В якому випадку поняття «порядок» і «молекулярність» співпадають?
7. Яка фізична суть поняття «константа швидкості реакції»?
8. Від яких чинників залежить реакційна здатність реагуючих речовин, що характеризує константа швидкості?
9. Що таке гомогенний і гетерогенний каталіз?
10. У чому суть основних теорій каталізу?

### **Теоретичні передумови до виконання практичної роботи**

*Хімічна кінетика* (від грецького *kinetikos* – що приводить у рух) – це вчення про хімічні процеси, закони їхнього протікання в часі, швидкостях і механізмах.

За допомогою її законів розробляються раціональні принципи керування хімічними реакціями, створюються нові й удосконалюються існуючі процеси і прилади в хімічній технології.

Закони хімічної кінетики використовують для пояснення ряду фізичних процесів (радіоактивного розпаду) і характеристики біохімічних, у тому числі і ферментативних реакцій і явищ.

### ***Основні поняття і визначення хімічної кінетики***

*Хімічні реакції* – це перетворення одних речовин в інші, відмінних за хімічним складом і структурою. Вони характеризуються стехіометричним співвідношенням речовин, що беруть участь у реакції, константами швидкості і рівноваги, енергією активації і тепловим ефектом.

Речовини, що вступають у хімічну реакцію, називають реагентами, а хімічні сполуки, що утворюються в результаті цього



процесу – продуктами реакції. Речовини, що виникають на різних етапах хімічної реакції і не входять у її кінцеві продукти називаються проміжними сполуками.

Сукупність стадій, з яких складається хімічна реакція зі структурними й енергетичними змінами реагуючих речовин, складає механізм реакції.

Кожна хімічна реакція характеризується певною швидкістю. Швидкість хімічної реакції вимірюється зміною концентрації реагуючих речовин за одиницю часу при постійному об'ємі реакційної системи.

### ***Залежність швидкості хімічних реакцій від різних факторів***

Природа реагуючих речовин впливає на швидкість хімічної реакції. Для речовин, що мають велику хімічну спорідненість, реакція протікає швидко.

Взаємодія речовин у пароподібній та газовій фазах відбувається швидше, ніж у рідкому і твердому станах. Хімічна реакція в розчинах протікає швидше, ніж у твердому стані. Речовини, що дисоціюють на іони реагують набагато швидше, ніж неелектроліти і слабкі електроліти.

Швидкість хімічної реакції залежить від ступеня подрібнення реагуючих речовин.

Швидкість багатьох реакцій залежить від природи розчинника.

Вважають, що сильний вплив розчинника на швидкість реакції полягає в утворенні з частками стійких сольватів.

### ***Залежність швидкості реакції від концентрації***

Швидкість хімічної реакції визначається зміною концентрації реагентів і продуктів реакції за одиницю часу. **Концентрація** – кількість речовини в одиниці об'єму. Найчастіше концентрація виражається в молях на літр. Якщо концентрація речовини була  $C_1$ , через певний проміжок часу  $\Delta t$  вона стала  $C_2$ , то зміну концентрації речовини можна виразити так:  $C_1 - C_2 = \Delta x$ .

Через проміжок часу  $\Delta t$  середня швидкість реакції дорівнює:

$$V_{\text{ср.}} = \frac{\Delta x}{\Delta t} \quad \text{або} \quad V = \frac{-dx}{dt}$$

де «-» мінус означає, що величина концентрації реагуючої речовини і швидкість хімічної реакції згодом зменшується.

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин визначається законом діючих мас (К. Гульдберг і П. Вааге, 1867): ***швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрації реагуючих речовин:***

$$V_{\text{ср.}} = K C_1 C_2$$

де  $K$  – коефіцієнт пропорційності або константа швидкості реакції;

$C_1, C_2$  – концентрації реагуючих речовин.

Якщо концентрації реагуючих речовин однакові ( $C_1 = C_2 = 1$ ), то величина швидкості хімічної реакції дорівнює її константі:  $V = K$ .

### ***Кінетична класифікація хімічних реакцій***

За числом молекул, які вступають у взаємодію, хімічні реакції поділяються на моно-, бі-, тримолекулярні. Останні зустрічаються рідко, тому що ймовірність зіткнення молекул у таких випадках надзвичайно мала.

У мономолекулярній реакції бере участь один вид молекул реагуючої речовини.

До таких реакцій відноситься радіоактивний розпад атомних ядер.

Бімолекулярними реакціями називаються такі реакції, при яких відбувається взаємодія двох однакових або неоднакових видів молекул продуктів хімічної реакції. Вони представлені реакціями, зворотними реакціями розкладу: ( $A + B \rightarrow AB$  і  $2A \rightarrow A_2$ ) або обміну ( $A+B \rightarrow C+D$  і  $2A \rightarrow C + D$ ). Прикладом реакції такого типу може бути взаємодія етилену з йодоводнем:  $CH_2 = CH_2 + HI = CH_3-CH_2I$ .

Для реакцій такого роду характерне рівняння:

$$\frac{-dx}{dt} = KC_1C_2$$

Тримолекулярні реакції зустрічаються відносно рідко і протікають при одночасному зіткненні трьох видів молекул з утворенням кінцевих продуктів реакції ( $A + B + C \rightarrow$  Продукти).

Прикладом тримолекулярної реакції є окиснення NO:  $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ .

При таких реакціях разом з індивідуальними речовинами утворюються часто вільні радикали, йони й атоми. Так, при певних умовах етан можна розкласти на два метила:  $C_2H_6 \rightarrow CH_3\cdot + CH_3\cdot$ .

Для тримолекулярних реакцій характерне рівняння:

$$\frac{-dx}{dt} = KC_1C_2C_3$$

### ***Порядок хімічних реакцій***

Порядок хімічних реакцій визначається по застосуванню до них різних форм рівняння кінетики реакцій. До реакцій першого порядку

відносяться реакції, швидкість яких строго залежить від концентрації одного з реагентів. Найпростішим прикладом реакцій такого порядку може бути реакція  $A = V$ , де швидкість пропорційна швидкості зменшення речовини А або швидкості утворення речовини В. Швидкість такої реакції в будь-який момент  $t$  можна визначити за рівнянням:

$$-\frac{d[A]}{dt} = K[A]$$

де  $d$  – диференціал;  $[A]$  – концентрація вихідної речовини;  $K$  – константа швидкості реакції;  $t$  – час.

Константа швидкості реакції першого порядку має розмірність  $\text{хв}^{-1}$  або  $\text{с}^{-1}$ . При її визначенні використовується інтегральна форма кінетичного рівняння:

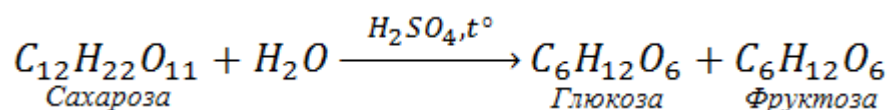
$$\lg \frac{[A_0]}{[A]} = \frac{K}{2,303}$$

де  $[A_0]$  – початкова концентрація вихідної речовини;  $[A]$  – концентрація даної речовини в момент часу  $t$ .

Швидкість реакції першого порядку може бути охарактеризована величиною напівперіоду реакції –  $t_{1/2}$ , тобто часом, який необхідно для реагування половини речовини:

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{K}$$

Прикладом реакції першого порядку може бути інверсія сахарози:



Швидкість такої реакції залежить від концентрації сахарози. Концентрація води змінюється мізерно мало. Швидкість реакції першого порядку дорівнює:

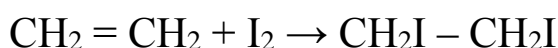
$$-\frac{dx}{dt} = K(a - x)$$

Після інтегрування визначають константу швидкості хімічної реакції першого порядку:

$$K = \frac{1}{t} \ln \frac{a}{a-x} = \frac{2,303}{t} \lg \frac{a}{a-x}$$

де  $a$  – початкова концентрація речовини;  $x$  - концентрація речовини, що прореагувала, за проміжок часу  $t$ ;  $(a - x)$  – концентрація речовини в даний момент. Розмірність константи швидкості реакції буде  $t^{-1}$ .

До реакції другого порядку відносяться такі хімічні реакції, швидкість яких пропорційна добутку концентрації двох реагуючих речовин. Прикладом реакцій такого типу може бути реакція  $A + B \rightarrow C$ . До них відносяться реакції приєднання, окиснення, полімеризації. Наприклад, реакція приєднання етену йода:



Швидкість реакцій другого порядку відповідно дорівнює:

$$-\frac{dx}{dt} = K(a - x) \times (b - x)$$

Після інтегрування визначається константа швидкості реакції другого порядку:

$$K = \frac{1}{t(a-b)} \ln \frac{(a-x)b}{(b-x)a} = \frac{2,303}{t(a-b)} \lg \frac{(a-x)b}{(b-x)a}$$

де  $a$  – початкова концентрація першої речовини;  $b$  – початкова концентрація другої речовини;  $x$  – концентрація речовин, що прореагували за минулий період  $t$ .

Якщо речовини узяті в еквівалентній кількості ( $a = b$ ), то швидкість реакції другого порядку буде:

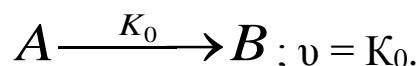
$$-\frac{dx}{dt} = K(a - x)^2$$

а її константа:

$$K = \frac{1}{t} \times \frac{x}{a(a - x)}$$

Константа реакції першого порядку в даному випадку залежить від  $t$  і  $C$ . Так, якщо концентрація виражена в моль/л, час – в секундах, то розмірність константи - л×моль/с.

Швидкість реакцій першого порядку залежить від об'єму реагуючої суміші. Чим більший об'єм, де розподілена дана кількість молекул, тим менша ймовірність зіткнення реагуючих молекул і менша швидкість хімічної реакції. Реакції третього порядку зустрічаються порівняно рідко. Їх швидкість пропорційна добутку концентрації всіх трьох реагуючих речовин. Часто, особливо в живих організмах, мають місце реакції нульового порядку. Їх швидкість стабільна.



Реакції нульового порядку протікають при високих концентраціях реагуючих речовин. Вони характерні для початкових стадій ферментативного каталізу. За своєю кінетичною характеристикою вони відносяться до моно- і бімолекулярних реакцій. Іноді зустрічаються

реакції змішаного порядку, тому що їхні швидкості не відповідають ні першому, ні другому порядку.

### ***Вплив температури на швидкість реакції***

З підвищенням температури, як правило, зростає швидкість хімічних реакцій (за винятком ферментативних, де температура складає 37 – 40 °С). Вплив температури практично позначається на зміні константи  $K$  хімічної реакції:

$$v = KC_1C_2$$

Вплив температури на швидкість хімічної реакції визначається температурним коефіцієнтом швидкості реакції. Він дорівнює відношенню константи швидкості реакції при температурі  $(t + 10)$  до константи швидкості при температурі  $t$ :

$$v = \frac{K_{t+10}}{K_t}$$

Значення  $v$  коливається від 2 до 4, тому що ***при підвищенні температури на 10 °С швидкість хімічної реакції зростає в 2 – 4 рази (правило Вант-Гоффа).***

Правило Вант-Гоффа наближене і справедливе для реакцій, що протікають при звичайних температурах і у вузькому інтервалі. Залежність швидкості реакції від температури можна пояснити з позицій атомно-молекулярної теорії. Усі речовини складаються з молекул, що мають різні запаси кінетичної енергії. При зіткненні між собою взаємодіють лише ті молекули, що мають надлишок енергії. Їх називають активними. Щоб молекули реагентів привести в активний стан, необхідно витратити визначену енергію, тобто енергію активації.

Швидкість хімічної реакції залежить від співвідношення активних і неактивних молекул. Частку активних молекул можна визначити за законом розподілу Максвелла-Больцмана (1859):

$$N_{\text{акт.}} = N_{\text{заг.}} e^{-\frac{E}{RT}}$$

де  $N_{\text{акт.}}$  – число активних молекул;  $N_{\text{заг.}}$  – загальне число молекул;  $e$  – основа натуральних логарифмів (2,7182);  $E$  – енергія активації, кДж/моль (мінімальна енергія, якою повинні володіти молекули для можливості проходження реакції);  $R$  – газова стала;  $T$  – абсолютна температура.

Енергія активації хімічних реакцій – 50 – 300 кДж/моль.

Приведене вище рівняння можна записати в такий спосіб:

$$K = K_0 e^{-\frac{E}{RT}}$$

або

$$\ln K = \ln K_0 - \frac{E}{RT}$$

де  $K$  – константа швидкості хімічної реакції при звичайних умовах;  $K_0$  – константа швидкості хімічної реакції, коли всі зіткнення молекул приводять до їхньої взаємодії. Якщо відомі константи швидкості  $K_1$  і  $K_2$  при температурах  $T_1$  і  $T_2$ , можна визначити значення  $E$  за рівнянням:

$$\ln \frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} = \frac{E}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

а при заміні натуральних логарифмів десятковими і заміні  $R$  чисельним значенням 8,315 Дж/(моль×К), це рівняння приймає наступне вираження:



$$\lg \frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} = \frac{E}{19,149} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

З приведенного вище рівняння видно, що зростання швидкості реакції зі збільшенням температури пояснюється підвищенням не тільки середньої кінетичної енергії молекул, але і частки молекул, що володіють енергією вище визначеного рівня – «гарячих молекул».

### ***Каталіз і види каталізу***

***Каталіз*** (від грецького katalysis - руйнування) – зміна швидкості хімічної реакції під впливом каталізаторів. Звичайно під каталізом розуміють прискорення реакції (позитивний каталіз), однак в окремих випадках мається на увазі уповільнення реакцій (негативний каталіз).

Багато хімічних реакцій у техніці і біохімічні процеси в організмі протікають у присутності каталізаторів. Для каталітичних реакцій характерно те, що вони протікають швидко, при невисоких температурах, невеликих кількостях каталізатора і значній масі реагентів.

Розрізняють гомогенний, гетерогенний і мікрогетерогенний, або ферментативний, каталіз.

***Гомогенний каталіз.*** При гомогенному каталізі реагуюча речовина і каталізатор знаходяться в одній фазі – рідкій або газоподібній. Межа розділу між реагуючими речовинами і каталізатором відсутня. Гомогенний каталіз широко застосовується в промисловості, наприклад при гідролізі крохмалю або клітковини під дією сульфатної кислоти до кінцевого продукту – глюкози, одержання і розкладання складних ефірів, окиснення  $\text{SO}_2$  у  $\text{SO}_3$  і ін.

Дія каталізатора на перебіг хімічної реакції при гомогенному каталізі полягає в тому, що каталізатор, вступаючи в реакцію з реагентами, утворює проміжні сполуки, більш реакційно здатні, ніж вихідні речовини. Вони перетворюються в кінцеві продукти хімічної реакції, а каталізатор після відновлення знову вступає в реакцію з новими порціями вихідних речовин.

Швидкість каталітичної реакції залежить від того, наскільки легко відщеплюються або приєднуються протони каталізатором, тобто залежить від константи рівноваги хімічної реакції, а не від природи каталізатора.

***Гетерогенний каталіз.*** Так називають каталіз, при якому реагенти і каталізатор знаходяться в різних фазах і відділені межею поділу.

Гетерогенний каталіз широко використовується при одержанні синтетичних канчуків, пластмас, синтетичних і штучних волокон, при крекінгу нафти, гідрогенізації жирів і ін.

***Мікрогетерогенний каталіз*** – це такий вид каталізу, коли каталізатор і реагенти знаходяться в колоїдно-дисперсному стані. До мікрогетерогенних каталізаторів відносяться ферменти – біологічні каталізатори живих організмів. Розміри часток ферментів наближаються до міцел колоїдних розчинів – 1-100 нм. За участю ферментів протікають усі процеси засвоєння, біосинтезу і розпаду речовин, необхідних для існування живого організму.

Мікрогетерогенний, або ферментативний, каталіз відрізняється від гомогенного і гетерогенного каталізів. Можна виділити три основних відмінності: 1) висока специфічність ферментативного каталізу; 2)

каталітична дія ферментів відбувається в порівняно «м'яких» умовах (при температурі 37 – 40 °С, невисокому тиску (у межах 0,7 МПа) і рН);  
3) висока каталітична активність ферментів, наприклад 1 моль заліза в склад каталази в 1 млрд. раз активніше, ніж 1 моль неорганічного заліза при розщепленні  $\text{H}_2\text{O}_2$  до  $\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{O}_2$ .

Каталізатор у реакційній суміші знижує енергію активації молекул реагуючих речовин, прискорюючи реакцію.

Каталізатор прискорює досягнення рівноваги реакції, але не змінює його положення. Більшість каталізаторів прискорює пряму й оборотну реакції.

### Розв'язування типових задач

#### Задача 1.

Визначити енергію активації реакції розкладу  $\text{HI}$ , якщо відомі константи швидкостей при двох температурах:  $K_{T_1} = 8,1 \times 10^{-5}$  при  $T_1 = 629$  °К і  $K_{T_2} = 1,06 \times 10^{-1}$  при  $T_2 = 781$  °К.

#### Розв'язування:

Залежність константи швидкостей від енергії активації визначається рівнянням:

$$K = K_0 e^{-\frac{E}{RT}} \quad \text{або} \quad K_0 = -\frac{E}{RT}$$

де  $K$  – константа швидкості при даній температурі,  $K_0$  – константа;  $R$  – газова постійна;  $e$  – основа натуральних логарифмів;  $E$  – енергія активації.

Використовуючи дані задачі, маємо два рівняння:

$$K_1 = K_0 - \frac{E}{RT}; \quad K_2 = K_0 - \frac{E}{RT}$$

Або в логарифмічній формі:

$$\ln K_1 = \ln K_0 e^{-\frac{E}{RT_1}} \quad (1); \quad \ln K_2 = \ln K_0 e^{-\frac{E}{RT_2}} \quad (2)$$

Віднімемо із рівняння (1) рівняння (2):

$$\ln K_1 - \ln K_2 = \frac{E}{RT_1} - \frac{E}{RT_2}$$

$$\ln \frac{K_1}{K_2} = E \left( \frac{1}{RT_2} - \frac{1}{RT_1} \right)$$

Звідси  $2,31g \frac{K_1}{K_2} = E \left( \frac{T_1 - T_2}{RT_1 \times T_2} \right); \quad E = 2,31g \frac{K_1}{K_2} : \left( \frac{T_1 - T_2}{RT_1 \times T_2} \right)$

Підставляємо дані задачі і  $R = 8,313 \text{ Дж/К} \times \text{моль}$

$$E = \frac{2,3 \times 8,313 \times 629 \times 781}{629 - 781} \lg \frac{8,1 \times 10^{-5}}{1,06 \times 10^{-1}} = 192,8 \text{ кДж/моль}$$

## Задача 2.

Період напіврозпаду ( $\tau$ ) полонію дорівнює 137 днів. Знайти час, за який від вихідної кількості речовини 0,1 г – залишиться 0,01 г (10%).

### Розв'язування:

Радіоактивний розпад описується кінетичним рівнянням першого

порядку, тобто  $\frac{dc}{dt} = -k \times x$ , або  $k \times t = \ln \frac{a}{a-x}$ ,  $k \times t = 2,31g \left[ \frac{a}{a-x} \right]$

де  $k$  – константа швидкості,  $t$  – час реакції,  $a$  – початкова концентрація або кількість речовини,  $x$  – кількість речовини, що прореагувала,  $(a - x)$

– кінцева концентрація. Крім того, константа швидкості зв'язана з періодом напіврозпаду співвідношенням  $K = 0,69 / \tau$ .

$$\text{Звідси } \frac{0,69}{\tau} \times t = 2,31g \frac{a}{a-x}$$

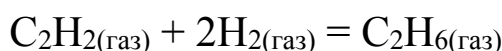
Підставимо дані задачі в одержане рівняння:

$$\frac{0,69}{137} \times t = 2,31g \frac{0,1}{0,01}; \quad \frac{0,69}{137} \times t = 2,31g10 = 2,3 \times 1,$$

$$t = \frac{2,3 \times 137}{0,69} = 4,57 \times 10^2 \text{ днів.}$$

### Задача 3.

Знайти константу рівноваги при температурі 25 °С реакції



якщо  $\Delta H^\circ = -324,2 \text{ кДж/моль}$  і  $\Delta S^\circ = -10,22 \text{ Дж/К} \times \text{моль}$

#### Розв'язування:

Зв'язок між константою рівноваги при стандартних умовах і стандартним ізобарно-ізотермічним потенціалом реакції виражається рівнянням:  $\Delta G^\circ = -RT \times \ln K$ .

$$\Delta G^\circ = -2,3 \times 8,3 \times 293 \lg K \quad (1)$$

Стандартний ізобарний потенціал зв'язаний зі стандартними значеннями ентальпії і ентропії реакції співвідношенням:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \quad (2)$$

Знайдемо величину ізобарно-ізотермічного потенціалу за рівнянням (2) із даних задачі, перевівши  $\Delta H^\circ$  в джоулі.

$$\Delta G^\circ = -324200 - 298 \times (-10,22) = -327245 \text{ Дж/моль}$$

Тепер, користуючись знайденим значенням і рівнянням (1), розрахуємо  $\lg K$  в кДж/моль:

$$\lg K = -\frac{\Delta G^\circ}{2,3 \times 8,31 \times 298} = -\frac{-327,245}{5688,8} = +0,0575$$

За таблицею антилогарифмів знаходимо значення К:

$$K = 1,139.$$

### Контрольні питання і завдання

1. Що таке швидкість хімічної реакції? Які фактори впливають на швидкість реакції?
2. Яка реакція є реакцією першого порядку? Яким рівнянням вона описується?
- 3 – 12. Визначити кількість речовини, що залишилась після реакції або час реакції за даними таблиці.

№ п/п	Процес	Порядок реакції	Період напіврозпаду	Час проходження реакції, с	Початкова концентрація (кількість)	Кінцева концентрація (кількість)	Константа швидкості
3	розпад ізотопу ${}_{97}\text{Th}$	перший	44 с	10	1 г		
4	$\text{CH}_3\text{NH}_2 = \text{HCN} + 2\text{H}_2$	перший		15	0,001 моль/л		$5 \times 10^{-3}$ (T=913 К)
5	$\text{N}_2\text{O}_5 = \text{N}_2\text{O}_4 + 1/2 \text{O}_2$	перший		10	0,1 г		$7,9 \times 10^{-7}$ (T=273 К)
6	розпад ізотопу	перший	10 днів		10 г	0,1 г	
7	$\text{HCOOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	перший		30	$10^{-2}$ моль/л		$3,44 \times 10^{-3}$
8	$2\text{F}_2\text{O} = 2\text{F}_2 + \text{O}_2$	перший		10	$10^{-4}$ моль/л		$1,04 \times 10^{-4}$

9	розпад ізотопу	перший	100 днів		100 г	0,1 г	
10	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	другий		1560	0,16 г		0,007
11	розпад ізотопу	перший	300 днів		100 г	100 г	
12	-	другий			100 %	90 %	$4 \times 10^{-1}$

13. Які реакції називаються реакціями другого порядку? Яким рівнянням вони описуються?

14. Який фізичний зміст константи швидкості? Від яких факторів вона залежить?

15 – 19. Написати вираз для константи рівноваги і визначити її значення. Рівноважні концентрації реагуючих речовин (С, моль/л) наведені під відповідними хімічними формулами у рівнянні реакції.

№ п/п	С, моль/л	Реакція
15	С	$\underset{3}{\text{N}_2} + \underset{9}{3\text{H}_2} \rightarrow \underset{4}{2\text{NH}_3}$
16	С	$\underset{0,01}{\text{H}_2} + \underset{0,01}{\text{I}_2} \rightarrow \underset{0,04}{2\text{HI}}$
17	С	$\underset{0,04}{\text{CO}_2} + \underset{0,64}{\text{H}_2} \rightarrow \underset{0,16}{\text{CO}} + \underset{0,16}{\text{H}_2\text{O}}$
18	С	$\underset{0,1}{2\text{SO}_2} + \underset{0,05}{\text{O}_2} \rightarrow \underset{0,9}{2\text{SO}_3}$
19	С	$\underset{0,06}{2\text{NO}_2} \rightarrow \underset{0,24}{2\text{NO}} + \underset{0,12}{\text{O}_2}$

20. Як впливає температура на швидкість реакції? Сформулюйте правило Вант-Гоффа.

21 – 24. Що таке енергія активації? Визначити енергію активації за даними таблиці.

№ п/п	Початкова температура $T_1$ К	Кінцева температура $T_2$ К	Константа швидкості при $T_1$	Константа швидкості при $T_2$	Процес
21	600	645	83,9	407	$2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$
22	377	447	$2,5 \times 10^{-4}$	$7 \times 10^{-3}$	$2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$
23	300	350	0,02	0,60	
24	300	320	$0,5 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-3}$	$\text{CCl}_3\text{COOH} = \text{CO}_2 + \text{CHCl}_3$

25. Що таке каталіз? Привести приклади гомогенного та гетерогенного каталізу.

### Практична робота № 7

**Тема:** «Поверхневі явища і адсорбція».

**Мета:** Узагальнити поняття про адсорбцію як ізотермічний процес. Розглянути молекулярну адсорбцію на межі «тверде тіло - газ». Побудувати ізотерми адсорбції і навчитися визначати константи за рівнянням Фрейндліха.

#### **Знати:**

- а) основні поняття – адсорбція, молекулярна адсорбція, капілярна конденсація;
- б) ізотерми адсорбції;
- в) рівняння Фрейндліха, Ленгмюра для пояснення природи адсорбції.

#### **Вміти:**

- а) аналізувати і проводити розрахунки за рівнянням Фрейндліха;
- б) визначати константи за рівнянням Фрейндліха;



*в) вирішувати розрахункові задачі із застосуванням обчислювальної техніки.*

**Техніка безпеки:** Бути уважним в хімічній лабораторії, дотримуватись тиші, проявляти обережність під час роботи з хімічним посудом, приладами.

### **План**

1. Адсорбція як ізотермічний процес.
2. Ізотерма адсорбції та емпіричне рівняння ізотерми Фрейндліха.
3. Аналіз і розв'язання рівняння Фрейндліха.
4. Адсорбція на межі «тверде тіло - газ».
5. Теорія мономолекулярної адсорбції Ленгмюра та її недоліки.
6. Поняття про капілярну конденсацію.
7. Розв'язування практичних завдань.

### **Питання для обмірковування**

1. Що таке адсорбція?
2. Як впливає зміна температури на адсорбцію?
3. Побудуйте ізотерми адсорбції газу, обчислені за рівняннями Фрейндліха і Ленгмюра.
4. Записати емпіричне рівняння Фрейндліха.
5. Проаналізувати рівняння Фрейндліха.
6. Пояснити природу адсорбційних сил.
7. Як відбувається адсорбція на межі тверде тіло - газ?
8. У чому особливість мономолекулярної адсорбції Ленгмюра?
9. Що таке капілярна конденсація?
10. Яке практичне значення адсорбційних процесів?

## Теоретичні передумови до виконання практичної роботи

Явище поглинання однієї речовини іншою називається *сорбцією*. *Адсорбція* – складний фізико-хімічний процес, обумовлений фізичними (вандерваальсовими) і хімічними силами. Залежно від характеру взаємодії між поглиначем (*сорбентом*) і речовиною, що поглинається (*сорбтивом*), розрізняють декілька типів сорбції. Якщо сорбтив дифундує в глибину твердої чи рідкої фази, рівномірно розміщуючись по всьому об'єму поглинача, такий процес називається *абсорбцією*. При адсорбції накопичення адсорбтива відбувається тільки на поверхні адсорбента. Шар адсорбованих на поверхні твердого тіла молекул адсорбтива називають *адсорбатом*. При *фізичній адсорбції* адсорбат утримується на твердій поверхні лише фізичними силами міжмолекулярного зв'язку (Ван-дер-Ваальса).

Адсорбція, якщо вона не зв'язана з хімічними реакціями, є оборотним процесом. З точки зору молекулярно-кінетичної теорії енергія коливання молекул збільшується з підвищенням температури. Збільшення коливань молекул збільшує десорбцію і зменшує адсорбцію. Величина адсорбції тим більша, чим нижча температура. Адсорбція є екзотермічним процесом. Зміщення стану адсорбційної рівноваги під впливом зміни температури перебуває в повній відповідності з принципом Ле Шательє. З підвищенням температури рівновага зміщується в бік зменшення адсорбції, тобто ендотермічного процесу – десорбції. Із зниженням температури рівновага зміщується в бік екзотермічного процесу – збільшення адсорбції і зменшення десорбції.

Залежність величини адсорбції від концентрації адсорбтиву, коли температура постійна, учені виразили у вигляді математичних рівнянь. На практиці найчастіше застосовують рівняння ізотерми адсорбції

$$\text{Фрейндліха: } \frac{x}{m} = K \times C^{1/n},$$

де  $x$  – кількість адсорбованої речовини, ммоль;

$m$  – наважка (кількість) адсорбенту в грамах;

$C$  – рівноважна концентрація адсорбтиву;

$K$  і  $1/n$  – константи.

Для визначення констант  $K$  і  $1/n$  це рівняння логарифмують, щоб одержати рівняння прямої:

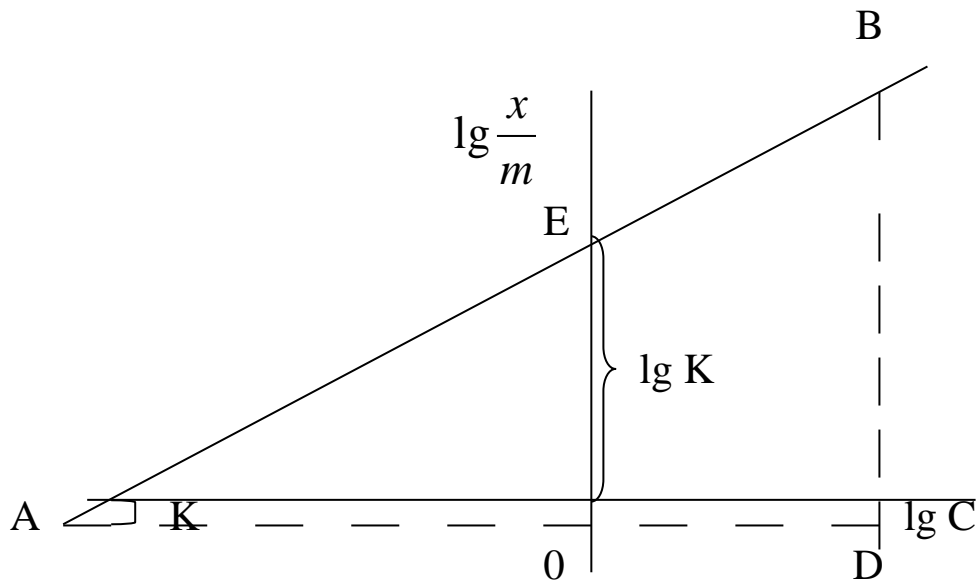
$$\lg \frac{x}{m} = \lg K + 1/n \lg C$$

Графічне зображення адсорбції Фрейндліха у логарифмічних координатах – пряма лінія. Для її побудови на осі ординат

відкладаються значення  $\lg \frac{x}{m}$ , а на осі абсцис – значення  $\lg C$ . Значення

$C$  і  $\frac{x}{m}$  беруть з експериментальних даних. З рівняння видно, що коли

$C = 1$ , то значення  $\lg C = 0$  і  $\lg \frac{x}{m} = \lg K$  або  $\frac{x}{m} = K$ .



Ізотерма адсорбції, розрахована за рівнянням Фрейндліха в логарифмічних координатах

Константа  $K$  на графіку відповідає відрізку  $OE$ , який є відстанню від початку координат до точки  $E$  – перетину прямої з віссю ординат.

Величина  $1/n = \frac{BD}{AD} = \text{tg} \angle ABD$ .

Рівняння Фрейндліха виведено на основі експериментальних даних.

Теоретичні уявлення про природу адсорбції розробив Ленгмюр. Положення теорії Ленгмюра можна сформулювати так:

1. Поверхня адсорбента однорідна.
2. Шар адсорбента мономолекулярний.
3. Сили взаємодії між адсорбованими молекулами невеликі і ними можна нехтувати.
4. Молекули утримуються на поверхні адсорбента фізичними вандерваальсовими силами.

Адсорбована молекула утримується на активному центрі певний відрізок часу, після чого вона відривається і переходить у газову фазу – десорбується.

Відносно задовільну кількісну характеристику адсорбції як при низьких, так і при високих концентраціях адсорбованої речовини дає

рівняння ізотерми адсорбції Ленгмюра:  $\tilde{A} = \tilde{A}_\infty \times \frac{\tilde{N}}{\hat{E} + \tilde{N}}$ , де  $\tilde{A}$  – адсорбція;  $\tilde{A}_\infty$  – графічна кількість адсорбованої речовини;  $\tilde{N}$  – рівноважна концентрація адсорбованої речовини;  $K$  – константа, що характеризує поверхневу активність речовини.

Проаналізуємо рівняння Ленгмюра і встановимо фізичний зміст константи  $K$ . Якщо величина адсорбції  $\tilde{A}$  набуває значення половини

максимальної адсорбції, тобто  $\tilde{A} = \frac{1}{2} \tilde{A}_\infty$ , тоді  $\frac{1}{2} \tilde{A}_\infty = \tilde{A}_\infty \times \frac{\tilde{N}}{\hat{E} + \tilde{N}}$ , або  $K + \tilde{N} = 2\tilde{N}$  при  $K = \tilde{N}$ .

Отже, константа  $K$  – це така величина, при якій адсорбція  $\tilde{A}$  дорівнює половині максимальної  $\frac{1}{2} \tilde{A}_\infty$ .

Якщо концентрація адсорбтиву мала, тоді  $\tilde{A} = \frac{\tilde{A}_\infty}{\hat{E}} \times \tilde{N}$ .

Оскільки  $\frac{\tilde{A}_\infty}{\hat{E}}$  – стала величина, то адсорбція при дуже малих концентраціях адсорбтиву прямо пропорційна концентрації.

Якщо концентрація адсорбтиву ( $\tilde{N}$ ) буде великою порівняно із значенням  $K$ , тоді рівняння адсорбції матиме вигляд:  $\tilde{A} = \tilde{A}_\infty$ .

Якщо на поверхні твердого тіла при сталій температурі адсорбується газ, то залежність між величиною адсорбції і тиском можна виразити рівнянням Ленгмюра у такому вигляді:

$$\frac{P}{\tilde{A}} = \frac{1}{\hat{E} \times \tilde{A}_{\infty}} + \frac{D}{\tilde{A}_{\infty}}$$

де  $P$  – тиск газу в стані рівноваги;

$K$  – стала, що залежить від природи адсорбенту і адсорбтиву.

З аналізу рівняння Ленгмюра видно, що це рівняння охоплює всі концентрації адсорбтиву. Формула Фрейндліха придатна лише в інтервалі середніх концентрацій адсорбтиву.

Математична формула Ленгмюра є висновком його теоретичних уявлень про суть адсорбційних явищ. Ділянки на поверхні адсорбенту, які здатні адсорбувати, називаються активними центрами. За теорією Ленгмюра активні центри адсорбенту складаються з молекул (або атомів), які силами побічних валентностей притягують і тримають біля себе частинки адсорбтиву. Ленгмюр вважає, що адсорбція може відбуватися лише на активних центрах і адсорбовані молекули не взаємодіють одна з одною. При цьому активні центри можуть прикриватися адсорбтивом, товщина якого не більше одного молекулярного шару. Утворений молекулярний шар «екранує» адсорбційні сили, які входять з поверхні адсорбенту, і цим виключає можливість утворення другого адсорбційного шару.

Недоліком теорії є не виправдання положення утворення адсорбційного шару товщиною не більше одномолекулярного.

Під час адсорбції газів спочатку молекули пари адсорбуються в моно шарі, а потім у полі молекулярній плівці, яка рівнозначна шару

рідини. У найвужчих порах ці шари зливаються і пори починають поступово заповнюватися рідиною. У порах утворюється увігнутий меніск рідини з дуже малим радіусом. Пружність насиченої пари над увігнутим меніском рідини значно менша, ніж над плоскою поверхнею, що сприяє *капілярній конденсації*. Причина капілярної конденсації: кожна молекула рідини, яка розміщена на увігнутій поверхні, втягується всередину рідини більшою кількістю молекул, тобто сильніше, ніж на плоскій, а тим паче, ніж на опуклій поверхні.

### Розв'язування типових задач

#### Задача 1.

За рівнянням Фрейндліха визначити, скільки органічної кислоти поглинає ґрунт, якщо у ґрунтовому розчині встановилася рівноважна концентрація 2,7 ммоль/л. Константи рівняння Фрейндліха дорівнюють:  $K = 4,5$ ;  $1/n = 0,4$ .

#### Розв'язування:

За рівнянням Фрейндліха  $\Gamma = 4,5 \times C^{0,4}$ . Прологарифмуємо його:  $\lg \Gamma = \lg 4,5 + 0,4 \lg C$ . Підставивши значення  $C$ , знайдемо  $\Gamma$  за таблицею логарифмів:  $\lg \Gamma = 0,6532 + 0,4 \times \lg 2,7 = 0,6532 + 0,4 \times 0,4314 = 0,826$ .

За таблицею антилогарифмів:  $\lg \Gamma = 0,826$ ,  $\Gamma = 6,70$  ммоль/100 г.  
Відповідь:  $\Gamma = 6,70$  ммоль/100 г.

### Контрольні питання і завдання

1. Дати графічне зображення ізотерми адсорбції Фрейндліха і пояснити явища, що відбуваються на поверхні адсорбенту, коли адсорбція максимальна.

2. Як можна визначити константи рівняння ізотерми Фрейндліха?
3. Пояснити причину утворення мономолекулярного адсорбційного шару на поверхні рідин.
4. Дати аналіз адсорбційного рівняння ізотерми Ленгмюра і пояснити фізичний зміст констант цього рівняння.
5. Пояснити суть явища капілярної конденсації.
- 6 – 15. Що таке адсорбція? Визначити кількість ацетатної кислоти, адсорбованої 100 г ґрунту із розчину відповідної концентрації (С), якщо у рівнянні Фрейндліха  $K = 9,5$ ;  $1/n = 0,22$ .

№ завдання	С, ммоль/л
6	15,5
7	20
8	33,5
9	40
10	79
11	75
12	14
13	25
14	12,5
15	10

16. Побудувати ізотерму адсорбції карбон (IV) оксиду активованим вугіллям при 231 К і визначити константи рівняння Фрейндліха за експериментальними даними:

Рівноважні тиски

$P \times 10^2$ , Па            10      44,8      100      144      250      452

Величина адсорбції

$\Gamma$ , моль/кг            0,734    1,516    2,186    2,664    3,295    4,023

17. За константами рівняння Ленгмюра  $\Gamma_\infty = 182 \times 10^{-3}$  і  $K = 0,1 \times 10^{-2}$  визначити і побудувати ізотерму адсорбції карбон (IV) оксиду



активованим вугіллям при рівноважних тисках газу в інтервалі  $10 \times 10^2 - 400 \times 10^2$  Па.

18. За експериментальними даними побудувати ізотерму адсорбції карбон (IV) оксиду цеолітом при 293 К і графічним методом визначити константи рівняння Ленгмюра:

Рівноважні тиски

$P \times 10^2$ , Па	1	5	10	30	75	100	200
----------------------	---	---	----	----	----	-----	-----

Величина адсорбції

$\Gamma$ , моль/кг	0,795	1,955	2,545	3,455	3,955	4,045	4,273
--------------------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------

19. Використовуючи константи рівняння Фрейндліха  $K = 1,6 \times 10^{-3}$  і  $1/n = 0,48$ , побудувати ізотерму адсорбції карбон (IV) оксиду активованим вугіллям при 273 К в інтервалі тисків  $2 \times 10^2 - 30 \times 10^2$  Па.

20. За наведеними нижче даними обчислити константи ізотерми Ленгмюра адсорбції метану активованим вугіллям при 230 К.

Рівноважні тиски

$P \times 10^{-3}$ , Па	9,3	13,7	20,1	25,3	32,6	41,5	52,4	64,5
-------------------------	-----	------	------	------	------	------	------	------

Величина адсорбції

$\Gamma \times 10^3$ , м <sup>3</sup> /кг	12,5	15,8	19,6	22,9	26,1	29,4	32,4	35,4
---	------	------	------	------	------	------	------	------

21.  $10^{-5}$  м<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> (н.у.) адсорбується 0,0001 кг вугілля при 303 К під тиском 79980 Па і при 273 К під тиском 23060,9 Па. Визначити теплоту адсорбції.

22. Визначити теплоту адсорбції карбон (IV) оксиду вугіллям, якщо відомі такі дані:  $P_1 = 479,88$  Па,  $T_1 = 273$  К;  $P_2 = 1959,51$  Па,  $T_2 = 303$  К;  $\Gamma = 4,02 \times 10^{-3}$  м<sup>3</sup>/кг.

23. Визначити кількість ацетатної кислоти, адсорбованої 100 г ґрунту, якщо рівноважна концентрація ацетатної кислоти у розчині

дорівнює 12,5 ммоль/л, а константи  $K$  і  $1/n$  визначені експериментально, відповідно дорівнюють 5,01 і 0,30.

24. Ацетатну кислоту адсорбували з водного розчину 1 кг тваринного вугілля при 298 К. Після досягнення рівноваги одержали такі дані:

Початкова концентрація CH <sub>3</sub> COOH, моль/л	0,485	0,655	0,863	1,236	2,511	3,362
Рівноважна концентрація CH <sub>3</sub> COOH, моль/л	0,018	0,031	0,062	0,126	0,471	0,882

25. При 295 К поверхневий натяг води дорівнює  $72,2 \times 10^{-3}$ , а поверхневий натяг 0,1 М розчину натрій пропан ату –  $62 \times 10^{-3}$  н/м. Визначити адсорбцію натрій пропан ату на поверхні розчину.

## Практична робота № 8

**Тема:** «Властивості колоїдних систем».

**Мета:** *Розкрити особливості електрокінетичних властивостей колоїдних систем. Звернути увагу на будову колоїдної частинки та ізоелектричний стан колоїдної системи. Пояснити роль чинників на електрокінетичний потенціал та методи його визначення. Проаналізувати правило Шульце-Гарді.*

**Знати:**

- а) поняття – термодинамічний потенціал, електрокінетичний потенціал, міцела, ізоелектричний стан, ліотропні ряди йонів;*
- б) чинники, що впливають на електрокінетичний потенціал;*
- в) методи визначення електрокінетичного потенціалу;*
- г) ліотропні ряди йонів.*

### **Вміти:**

- а) записувати схеми будови міцели;*
- б) передбачати коагулюючу активність електроліту для конкретного золя;*
- в) користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з хімії.*

**Техніка безпеки:** Бути уважним в хімічній лабораторії, дотримуватись тиші, проявляти обережність під час роботи з хімічним посудом, приладами.

### **План**

1. Будова міцели та колоїдної частинки.
2. Термодинамічний і електрокінетичний потенціали.
3. Залежність електрокінетичного потенціалу від концентрації електролітів, валентності йона-коагулянта.
4. Правило Шульце-Гарді.
5. Методи визначення електрокінетичного потенціалу.
6. Ізоелектричний стан колоїдної системи.
7. Ліотропні ряди йонів.
8. Розв'язування індивідуальних завдань.

### **Питання для обмірковування**

1. Чому електронейтральна міцела в електричному полі починає рухатись?
2. Що таке термодинамічний і електрокінетичний потенціали?
3. Які чинники впливають на електрокінетичний потенціал?
4. Якими методами визначають знак і значення електрокінетичного потенціалу?
5. Як побудована колоїдна міцела?

6. У чому закладається правило Шульце-Гарді?
7. Що таке коагуляція?
8. Який стан колоїдної системи називають ізоелектричним?
9. Що таке ліотропні ряди йонів?
10. Яке практичне використання електрокінетичних явищ?

### **Теоретичні передумови до виконання практичної роботи**

Електрокінетичні властивості колоїдних розчинів зумовлені наявністю в їх часточках подвійного електричного шару. Це і визначає поведінку колоїдних часточок у різних умовах.

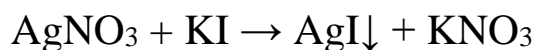
Окрема колоїдна часточка називається міцелою (від латинського *micelle* – крошка, крупинка), вона складається з внутрішньої і зовнішньої частин.

Внутрішня частина міцели називається ядром. Ядро має аморфну або кристалічну будову. Зовнішня частина міцели представлена адсорбційним та дифузним шаром. Перший шар міцно прилягає до ядра, він утворений адсорбованими молекулами, або іонами стабілізуючої речовини. Якщо такий шар представлений іонами, то основа шару складається із іонів одного знаку і деякої кількості іонів протилежного знаку (протиіонів).

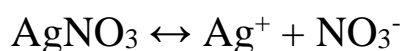
Другий шар менш щільно прилягає до ядра, знаходиться на деякій відстані від ядра, просторово розтягнутий над дифузним, він перешкоджає зближенню часток у процесі броунівського руху. Число від'ємних та додатних зарядів у міцелі однакове і вона в цілому електронейтральна.

Ядро міцели – асоцієнт багатьох сотень і навіть сотень тисяч молекул (ядро міцели розчину ВМС може бути представлене і однією молекулою).

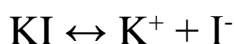
Будова міцели AgI: міцела утворюється в процесі хімічної реакції:



У результаті дослідження під електронним мікроскопом встановлено, що в ході цієї реакції молекули AgI об'єднуються в аморфні часточки, які набувають кристалічної будови і складають основу ядра міцели. Для виникнення подвійного електричного шару необхідно, щоб одна із реагуючих речовин була в надлишку. Так, якщо в надлишку буде AgNO<sub>3</sub>, колоїдна часточка має додатній заряд, при надлишку KI – від'ємний. Тут діє правило Пескова-Фаянса, згідно якого ядро адсорбує ті іони, як входять в його склад. У першому випадку при надлишку AgNO<sub>3</sub>, ними будуть іони Ag<sup>+</sup>.



При надлишку KI такими іонами є I<sup>-</sup>:



Якщо реагуючі речовини беруть в еквівалентних кількостях, заряд не виникає, ядро збільшується в розмірах, випадає в осад. У нашому прикладі надлишок AgNO<sub>3</sub> після утворення ультрамікрокристалу AgI внаслідок специфічної адсорбції із розчину іонів Ag<sup>+</sup> відбувається добудова ядра і утворення адсорбційного шару. Ці іони надають ядру електричний заряд – називається *термодинамічний потенціал* (Е потенціал) його величина досягає 1В. Протилежно заряджені компенсуючі іони NO<sub>3</sub><sup>-</sup> залишаються в розчині і під впливом сил

електростатичного притягання прагнуть ближче розміститися до іонів, що адсорбувалися на ядрі.

В адсорбційний шар втягується частина протиіонів  $\text{NO}_3^-$ , утворюється гранула. Вона має електричний потенціал того ж знаку, що і Е – потенціал, але він менший, оскільки, в склад адсорбційного шару ввійшли противоіони.

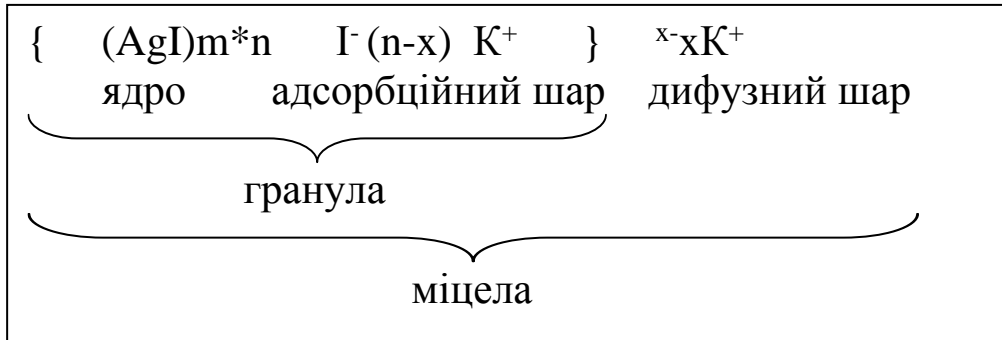
Потенціал гранули – електрокінетичний потенціал або дзета потенціал, він появляється при русі часточок в електричному полі (електрофорезі).

Електрокінетичний потенціал виникає на межі адсорбційного і дифузного шарів. Навколо гранули із залишкових протиіонів формується дифузний шар, виникає міцела. Товщина дифузного шару залежить від концентрації реагуючих речовин. З підвищенням концентрації електроліту дифузний шар стискується. Його товщина зменшується при збільшенні заряду протиіонів. При підвищенні температури дифузний шар стає більш рихлим. Будову міцели можна відобразити формулою:

а) при надлишку  $\text{AgNO}_3$



б) при надлишку KI



Електрокінетичний потенціал визначають методами електроосмосу та електрофорезу.

**Електрофорез** – явище руху дисперсних частинок у електричному полі.

**Електроосмос** – процес переміщення рідини через пористу масу під впливом різниці потенціалів.

Швидкість електрофорезу прямопропорційно залежить від величини дзета-потенціалу і тому його визначають експериментально за швидкістю руху колоїдних часточок в електричному полі:

$$\xi, B = \frac{4\pi\eta U}{D \times H} \times (300)^2$$

де  $\eta$  – в'язкість рідини, пуаз;

$U$  – швидкість переміщення часточок, См/с;

$H$  – градієнт зовнішнього поля, В/см;

$D$  – діелектрична стала рідини.

Для водних колоїдних розчинів:  $\xi, B = 139,55 \times U / H$ .

Мінімальна стійкість часточок відповідає ізоелектричному стану системи ( $\xi = 0$ ). Однак коагуляція починається не в ізоелектричному стані, а при значенні дзета-потенціалу, меншому від деякого критичного значення.

**Ізоелектричний стан** – це такий стан колоїдної частинки, при якому дзета - потенціал = 0. Він досягається при дії на систему електролітами, зміною рН і концентрації розчинів, підвищенням температури.

**Дія електролітів** (вони можуть бути індиферентні та неіндиферентні). Перші – в їх молекулах немає іонів, що здатні добудувати кристалічну решітку ядра колоїдної часточки. Може бути дві випадки – в систему поступає електроліт, один із іонів якого спільний з проти іоном. У систему вводиться електроліт, який не має загальних іонів із стабілізатором.

Якщо в золь  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  додати  $\text{HCl}$ , то в дифузному шарі збільшиться іонів  $\text{Cl}^-$ . Е потенціал зменшиться і приблизиться до нуля, настає ІЕС.

У другому випадку (якщо додати  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ) відбувається обмін іонами на еквівалентну кількість іонів введеного електроліту. Відбувається стискання подвійного електричного шару, Е – потенціал зменшується і наближується до нуля, часточки седиментують. Реакція середовища, при якій настає ІЕС колоїдних часток, називається ізоелектричною точкою. ІЕТ детально вивчена для біополімерів; так, для яєчного білку вона настає при рН = 4,8, сировоточного альбуміна – 4,7, гемоглобіну – 6,7. Зміна рН приводить до зміни Е – потенціалу, виникненню ІЕС і навіть до перезарядки міцел. На ІЕС колоїдної системи впливає концентрація. При розбавлянні колоїдного розчину до певної межі відбувається збільшення Е – потенціалу, так товщина подвійного електричного шару збільшується в результаті зменшення концентрації протиіонів в дифузному шарі.



При сильному розбавленні такого розчину відбувається десорбція потенціалвизначаючих іонів, що приводять до зменшення  $E$  і  $\xi$  – потенціалів. Може трапитись, що термодинамічний потенціал  $= 0$ , і система прийме ІЕС.

При підвищенні концентрації відбувається зжимання подвійного електричного шару системи. З підвищенням температури до певної межі збільшується інтенсивність теплового руху протиіонів і збільшується товщина подвійного електричного шару,  $\xi$ -потенціал зростає.

При сильному підвищенні температури відбувається дисоціація потенціалвизначаючих іонів, величина обох потенціалів зменшується і настає ІЕС системи. При зниженні температури можна спостерігати зворотне явище. На стан колоїдної системи впливає природа дисперсійного середовища.  $\xi$ -потенціал буде  $>$ , чим  $>$  полярність розчинника. Так вона висока у води (81), нітробензолу (36), низька у бензолу (2,25), чотирьох хлористого вуглецю (2,23). Змінюючи дисперсійне середовище, можна зменшити  $\xi$ -потенціал і довести його до нульового значення, це і буде ІЕС.

Коагулююча дія електролітів направлена на зжимання дифузного шару міцели, зменшення  $\xi$ -потенціалу і зменшення ліофільності поверхні колоїдних часток.

Є правило, що дає можливість передбачати коагулюючу активність того чи іншого електроліту для конкретного золя. Це ***правило значимості Шульце-Гарді: коагуляція завжди викликається іоном, який має протилежний знак з зарядом адсорбційного шару колоїдної часточки.*** Розрядна дія цих іонів полягає в тому, що під їх

впливом проти іони переміщуються в адсорбційний шар, зникає подвійний електричний шар,  $\xi$ -потенціал наближається до нуля, під дією сил міжмолекулярного притягання часточки з'єднуються в агрегати, утворюючи коагуляти.

Відношення порогів коагуляції у 1 – 2 – 3 – валентних іонів при інших рівних умовах обернено пропорційне шостому ступеню

величини заряду  $V1:V2:V3 = \frac{1}{16} : \frac{1}{26} : \frac{1}{36}$ .

Іони  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ , які мають одну і ту ж ступінь окиснення, проявляють не однакову коагулюючу дію на один і той самий колоїдний розчин. Ф. Гофмейстер вивчив цей вплив і вивів ліотропні ряди, на прикладі помутніння лужного розчину яєчного альбуміну.

Цитрат > тартрат >  $SO_4^{2-}$  >  $CH_3COO^-$  >  $Cl^-$  >  $NO_3^-$  >  $ClO_3^-$  >  $I^-$  >  $CNS^-$

$Zn^{2+}$  >  $Na^+$  >  $K^+$  >  $Pb^{2+}$  >  $Cs^+$  >  $Ba^{2+}$  >  $Sr^{2+}$  >  $Ca^{2+}$  >  $Mg^{2+}$

Розміщення в ліотропному ряді визначається їх здатністю зв'язувати воду, відбираючи її молекули від гідратованих часток дисперсної фази. Аніони слабше гідратуються, ніж катіони.

### Розв'язування типових задач

#### Задача 1.

Написати схему будови міцели золя  $AgBr$ , держаного при взаємодії однакових об'ємів 0,05 н  $AgNO_3$  і 0,01 н  $KBr$ . Визначити дзета-потенціал, якщо  $H$  дорівнює 3 В/см, а швидкість переміщення часточок 0,001 См/с.

#### Розв'язування:

Запишемо рівняння реакції взаємодії розчинів:

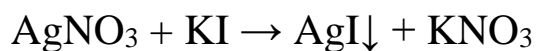
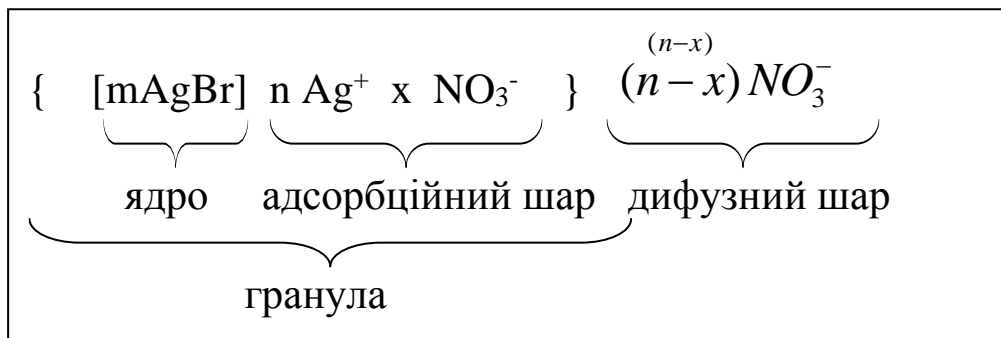


Схема міцели



Визначимо електрокінетичний потенціал часточок за формулою:

$$\xi, \text{ В} = 139,55 \times U / \text{Н}.$$

$$\xi, \text{ В} = 139,55 \times 0,001 / 3 = 0,0465 \text{ В} = 46,5 \text{ мВ}$$

Відповідь:  $\xi, \text{ В} = 46,5 \text{ мВ}$ .

### Задача 2.

Який із електролітів  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$  має більш сильнішу коагулюючу дію на золь, одержаний у задачі 1.

#### Розв'язування:

Згідно правила Шульце-Гарді коагуляцію золь з негативним дифузним шаром викликають аніони:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ . Фосфат-йон  $\text{PO}_4^{3-}$  має самий високий заряд (-3), ніж інші йони і викликає коагуляцію у значно меншій концентрації ніж інші йони. Отже, найкращим коагулянт є  $\text{K}_3\text{PO}_4$ .

Відповідь: Найсильнішу коагулюючу дію проявляє електроліт  $\text{K}_3\text{PO}_4$ .

### Контрольні питання і завдання

1. Що таке електрофорез? Як величина  $\xi$ -потенціалу пов'язана із швидкістю електрофорезу?

2. Що таке електроосмос? Від яких факторів залежить величина електроосмосу?
3. Як залежить електрокінетичний потенціал від концентрації електролітів, валентності йона-коагулянта?
4. За допомогою якого правила можна передбачити коагулюючу активність електроліту для конкретного золя?
5. Написати схему будови міцели золя  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , одержаного гідролізом сульфату заліза.
6. Написати схему будови міцели золя  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , одержаного гідролізом нітрату.
7. Написати схему будови міцели золя  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , одержаного гідролізом хлориду.
8. Написати схему будови міцели золя  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , одержаного в надлишку лугу.
9. Написати схему будови міцели золя  $\text{AgBr}$ , одержаного в надлишку розчинної солі аргентума.
10. Написати схему будови міцели золя  $\text{AgBr}$ , одержаного в надлишку розчинного броміду.
11. Написати схему будови міцели золя  $\text{PbCl}_2$ , одержаного в надлишку розчинного хлориду.
12. Написати схему будови міцели золя  $\text{PbCl}_2$ , одержаного в надлишку солі плюмбума.
13. Написати схему будови міцели золя  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , одержаного в надлишку розчинної солі алюмінію.
14. Написати схему будови міцели золя  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , одержаного в надлишку лугу.

15. Написати схему будови міцели золя  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , одержаного гідролізом солі амонію.
16. Написати схему будови міцели золя силікатної кислоти, одержаного в надлишку розчинного силікату.
17. Написати схему будови міцели золя силікатної кислоти, одержаного в надлишку сульфатної кислоти.
18. Написати схему будови міцели золя  $\text{BaCO}_3$ , одержаного в надлишку розчинної солі барію.
19. Написати схему будови міцели золя  $\text{BaCO}_3$ , одержаного в надлишку розчинного карбонату.
20. Написати схему будови міцели золя  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , одержаного гідролізом купрум (II) нітрату.
21. Написати схему будови міцели золя  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , одержаного під час гідролізу купрум (II) хлориду.
22. Написати схему будови міцели золя  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , одержаного із  $\text{CuBr}_2$  і  $\text{KOH}$  в надлишку броміду.
23. Написати схему будови міцели золя  $\text{CuS}$ , одержаного в надлишку розчинного сульфідру.
24. Написати схему будови міцели золя  $\text{FeS}$ , одержаного в надлишку розчинної солі ферума.
25. Написати схему будови міцели золя  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , одержаного в надлишку розчинної солі цинку.
26. Написати схему будови міцели золя  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , одержаного під час гідролізу розчинної солі цинку.
27. Написати схему будови міцели золя  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , одержаного в надлишку лугу.

28. Написати схему будови міцели золя  $MgCO_3$ , одержаного в надлишку розчинного карбонату.
29. Написати схему будови міцели золя  $MgCO_3$ , одержаного в надлишку  $Mg(HCOO)_2$ .
30. Написати схему будови міцели золя  $MgCO_3$ , одержаного механічним диспергуванням у присутності желатина.

### Індивідуальні завдання

1. Напишіть формули міцел, які одержані зливанням однакових об'ємів електролітів вказаної нижче концентрації. Приведіть назву всіх шарів міцели.

№ п/п	Електроліти, молярна концентрація еквіваленту, моль/л	
1.	0,01 KCl	0,001 AgNO <sub>3</sub>
2.	0,001 KI	0,01 AgNO <sub>3</sub>
3.	0,01 KI	0,001 AgNO <sub>3</sub>
4.	0,001 KCl	0,01 AgNO <sub>3</sub>
5.	0,03 AgNO <sub>3</sub>	0,001 KBr
6.	0,1 NaBr	0,01 AgNO <sub>3</sub>
7.	0,01 LiI	0,005 AgNO <sub>3</sub>
8.	0,05 AgNO <sub>3</sub>	0,001 LiI
9.	0,01 RbBr	0,0005 AgNO <sub>3</sub>
10.	0,0004 RbBr	0,1 AgNO <sub>3</sub>
11.	0,01 KBr	0,001 AgNO <sub>3</sub>
12.	0,001 KBr	0,01 AgNO <sub>3</sub>
13.	0,02 NaBr	0,01 AgNO <sub>3</sub>
14.	0,001 NaBr	0,01 AgNO <sub>3</sub>
15.	0,1 AgNO <sub>3</sub>	0,0001 KI
16.	0,2 CsCl	0,1 AgNO <sub>3</sub>
17.	0,001 CsBr	0,01 AgNO <sub>3</sub>

18.	0,03 AgNO <sub>3</sub>	0,001CsI
19.	0,1 AgNO <sub>3</sub>	0,0001NaBr
20.	0,025 LiBr	0,15 AgNO <sub>3</sub>

2. Визначити величину  $\xi$ -потенціалу даного золя:

№ завдання	Дисперсна фаза – дисперсійне середовище	Швидкість переміщення часточок, См/с	Градiєнт зовнішнього поля, Н, В/см	Діелектрична стала	В'язкість, пуаз
1.	грунт – вода	$0,8 \times 10^{-4}$	1,2	81	0,01
2.	грунт – вода	$1,4 \times 10^{-3}$	3,2	81	0,01
3.	плюмбум - метанол	$1,1 \times 10^{-4}$	3,1	34	$6,1 \times 10^{-3}$
4.	кварц - вода	$3 \times 10^{-3}$	10	81	0,01
5.	арсен сульфід - вода	$1,73 \times 10^{-3}$	8	81	0,01
6.	золото - вода	$2,2 \times 10^{-4}$	1	81	0,01
7.	станнум - етанол	$1,8 \times 10^{-2}$	5	25,5	0,012
8.	бісмут – вода	$1,1 \times 10^{-3}$	10	81	0,01
9.	аргентум (I) хлорид - вода	$1 \times 10^{-3}$	3,2	81	0,01
10.	платина – вода	$2,1 \times 10^{-4}$	1,4	81	0,01
11.	грунт – вода	$0,25 \times 10^{-3}$	1,1	81	0,1
12.	грунт – вода	$1,5 \times 10^{-2}$	2,8	81	0,1
13.	аргентум (I) бромід - вода	$1 \times 10^{-2}$	3,1	81	0,015
14.	грунт – вода	$1,2 \times 10^3$	3,8	81	0,1
15.	станнум - вода	$1,5 \times 10^{-3}$	4,5	20	0,01
16.	плюмбум - вода	$2,0 \times 10^{-2}$	1,5	81	0,1

17.	грунт – вода	$1,2 \times 10^{-4}$	1,8	81	0,1
18.	станнум - метанол	$1 \times 10^{-2}$	3,2	28	0,025
19.	грунт – вода	$0,75 \times 10^{-3}$	5	81	0,01
20.	плюмбум - етанол	$2,1 \times 10^{-2}$	6	15	0,01

3. Написати формули міцели для колоїдів, одержаних за реакціями.

Розмістити електроліти у порядку зростання їх коагулюючої дії для цих колоїдів: NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CuCl<sub>2</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, AlCl<sub>3</sub>, K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>].

№ завдання	Процес одержання колоїду
1.	$\text{FeCl}_3 (\text{надл.}) + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{HCl}$
2.	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 (\text{надл.}) + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
3.	$3\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] (\text{надл.}) + 4\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3\downarrow + 12\text{KCl}$
4.	$2\text{AsCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S} (\text{надл.}) = \text{As}_2\text{S}_3 + 6\text{HCl}$
5.	$\text{AgNO}_3 + \text{KI} (\text{надл.}) = \text{AgI} + \text{KNO}_3$
6.	$\text{AlCl}_3 (\text{надл.}) + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$
7.	органічний ґрунтовий колоїд
8.	мінеральний ґрунтовий колоїд
9.	$2\text{C}_4\text{H}_9\text{COONa} (\text{надл.}) + \text{CaCl}_2 = (\text{C}_4\text{H}_9\text{COO})_2\text{Ca}\downarrow + 2\text{NaCl}$
10.	$\text{FeCl}_3 (\text{надл.}) + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$
11.	$\text{AgNO}_3 (\text{надл.}) + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{KNO}_3$
12.	$\text{LiI} (\text{надл.}) + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgI}\downarrow + \text{LiNO}_3$
13.	$\text{RbBr} (\text{надл.}) + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgBr}\downarrow + \text{RbNO}_3$
14.	$\text{MgCl}_2 (\text{надл.}) + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$
15.	$\text{K}_2\text{SiO}_3 (\text{надл.}) + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{KCl}$
16.	$\text{FeCl}_2 (\text{надл.}) + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$
17.	$\text{AgNO}_3 (\text{надл.}) + \text{CsCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{CSNO}_3$
18.	$3\text{LiOH} + \text{FeCl}_3 (\text{надл.}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{LiCl}$
19.	$\text{ZnCl}_2 (\text{надл.}) + 2\text{RbOH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{RbCl}$
20.	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 (\text{надл.}) + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{HNO}_3$



## Фізичні константи речовин

Речовини	Молярна маса М, г/моль	Температура плавлення тпл., °С	Температура кипіння ткп., °С	Густина ρ, г/см <sup>3</sup>	Кріоскопічна стала К, град кг/моль	Ебуліоскопічна стала Е, град кг/моль	Тиск насиченої пари P <sub>о</sub> при температурі 22°С кПа
Ацетон	58,1	-95,4	56,2	0,789	-	-	26,6
Бензен	78,1	5,51	80,1	0,879	5,07	2,61	11,1
Вода	18,0	0,00	100,0	1,00	1,86	0,52	2,63
Діоксан	88,1	11,8	101,5	1,03	4,63	-	4,7
(C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>2</sub> O	74,1	-116,2	34,5	0,714	-	2,0	64,0
CH <sub>3</sub> COOH	60,1	16,64	117,8	1,05	3,90	3,10	1,8
Камфора	152,2	178,4	203(возгон.)	0,999	39,7		
Нітробензен	123,1	5,7	210,9	1,20	6,9	5,27	
Пиридин	79,1	-42	115,4	0,98	4,97	2,69	
Фенол	94,1	41	181,2	1,05	7,3	3,60	
Хлороформ	119,4	-63,5	61,1	1,483	-	3,59	23,4
CCl <sub>4</sub>	153,8	-23	76,7	1,63	2,98	5,3	
Етанол	46,1	-113,3	78,5	0,789	-	1,16	6,5

Таблиця розчинності

АНІОНИ	КАТІОНИ															
	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	розкл	розкл	Н	Н
F <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	М	М	М	Р	М	Р	Г	М	М
Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	розкл	Р	Р	Н	Н	розкл	М
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	М	Н	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

**Примітка:** буква Р - розчинна, М – малорозчинна, Н – практично нерозчинна сполука у воді.

Риска в клітці показує, що сполука не існує, розкладається водою або немає даних про розчинність.

Константи дисоціації слабких електролітів  
у водних розчинах при 298° К

Електроліт	Рівняння дисоціації	К	pK= -lg K
Нітритна кислота HNO <sub>2</sub>	HNO <sub>2</sub> = H <sup>+</sup> + NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	4·10 <sup>-4</sup>	3,40
Гідроксид амонію NH <sub>4</sub> OH	NH <sub>3</sub> +H <sub>2</sub> O = NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>	1,8·10 <sup>-5</sup>	4,75
Борна кислота H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> = H <sup>+</sup> + H <sub>2</sub> BO <sub>3</sub> <sup>-</sup> H <sub>2</sub> BO <sub>3</sub> <sup>-</sup> = H <sup>+</sup> + HBO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	K <sub>1</sub> =5,8·10 <sup>-10</sup> K <sub>2</sub> =1,8·10 <sup>-13</sup>	9,24 12,75
Форміатна кислота HCOOH	HCOOH = H <sup>+</sup> + HCOO <sup>-</sup>	1,8·10 <sup>-4</sup>	3,74
Карбонатна кислота H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> = H <sup>+</sup> + HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	K <sub>1</sub> =4,5·10 <sup>-7</sup> K <sub>2</sub> =4,7·10 <sup>-11</sup>	6,35 10,33
Ацетатна кислота CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COOH = H <sup>+</sup> + CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	1,8·10 <sup>-5</sup>	4,75
Сірчиста кислота H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> ↔ H <sup>+</sup> + HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup> HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ↔ H <sup>+</sup> + SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	K <sub>1</sub> =1,3·10 <sup>-2</sup> K <sub>2</sub> =5·10 <sup>-6</sup>	1,89 5,30
Фосфатна кислота H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> = H <sup>+</sup> + H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> = H <sup>+</sup> + HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = H <sup>+</sup> + PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	K <sub>1</sub> =7,5·10 <sup>-3</sup> K <sub>2</sub> =6,3·10 <sup>-8</sup> K <sub>3</sub> =1,3·10 <sup>-12</sup>	2,12 7,20 11,89
Фтороводнева кислота HF	HF = H <sup>+</sup> + F <sup>-</sup>	6,6·10 <sup>-4</sup>	3,18
Ціановоднева кислота HCN	HCN ↔ H <sup>+</sup> + CN <sup>-</sup>	1·10 <sup>-9</sup>	9,00
Щавлева кислота H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	HOOC-COOH = H <sup>+</sup> +HC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>-</sup> HC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>-</sup> = H <sup>+</sup> + C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	K <sub>1</sub> =5,4·10 <sup>-2</sup> K <sub>2</sub> =5,4·10 <sup>-5</sup>	1,27 4,27

## Додаток Г

## Стандартні термодинамічні характеристики деяких сполук

Речовина	Агрегатний стан	$\Delta H^{\circ}_{298}$ кДж/моль	$\Delta G^{\circ}_{298}$ кДж/моль	$S^{\circ}_{298}$ Дж/моль*град
AgCl	кр	-127	-109,7	96,1
Al	кр	0	0	28,4
C	графіт	0	0	5,7
Fe	кр	0	–	27,15
FeO	кр	-263,7	–	58,8
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	кр	-821,32	–	89,96
CO	г	-11	-137	198
CO <sub>2</sub>	г	-394	-394	214
CaO	кр	-636	-604	40
Ca(OH) <sub>2</sub>	кр	-987	-897	76
Cl <sub>2</sub>	г	0	0	223
CuSO <sub>4</sub>	кр	-770	-662	113
CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O	кр	-2280	-1880	306
FeSO <sub>4</sub>	кр	-922,6	–	107,5
H <sub>2</sub>	г	0	0	131
CaCO <sub>3</sub>	кр	-1185,9	-1129	92,44
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	кр	-4125	–	240,9
H <sub>2</sub> O	р	-286	-238	70
H <sub>2</sub> O	г	-242	-229	189
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	р	-190	–	105,9
HCl	г	-92,3	-95,3	187
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	р	-811,3	–	156,9
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	кр	-1283,7	–	176,2
KCl	кр	-436	-408	83
KI	кр	-328	-322	104
MgCl <sub>2</sub>	кр	-641	-592	90
MgO	кр	-601	-570	27
Mg(OH) <sub>2</sub>	кр	-925	-834	63
N <sub>2</sub>	г	0	0	191
NH <sub>3</sub>	г	-46,2	-16,6	192
NH <sub>3</sub>	р	-80,7	-26,6	110
NH <sub>4</sub> Cl	кр	-315	-204	94,6

## Закінчення Додатку Г

N <sub>2</sub> O	г	81,6	104	220
NO	г	90	87	211
NO <sub>2</sub>	г	34	52	240
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	г	10	98	304
Na	кр	0	0	51
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	кр	-1130	-1060	136
NaCl	кр	-411	-384	50
O <sub>2</sub>	г	0	0	205
P <sub>4</sub> O <sub>10</sub>	кр	-3012	-2739	241,4
PCl <sub>3</sub>	г	-306	-286	312
PCl <sub>5</sub>	г	-398	-324	352
S(ромб)	кр	0	0	32
SO <sub>2</sub>	г	-296	-300	249
SO <sub>3</sub>	г	-395	-370	256
H <sub>2</sub> S	г	-20	-33	206
ZnO	кр	-348	-318	44
ZnSO <sub>4</sub>	кр	-979	-872	125
Органічні речовини				
CH <sub>4</sub>	г	-75	-51	186
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	г	207	209	201
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	г	52	68	219
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	г	-85	-33	229
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	р	49	173	125
CH <sub>3</sub> Cl	г	-82	-59	234
CCl <sub>4</sub>	р	-107	-64	310
CH <sub>3</sub> OH	р	-239	-166	127
CH <sub>3</sub> OH	г	-247	-154	264
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	р	-278	-	161
HCOOH	р	-409	-346	129
CH <sub>3</sub> COOH	р	-484	-389	160
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	кр	-2174	-911	212
C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>	кр	-2221	?	360
CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	кр	-333,1	-	104,6

Стандартні електродні потенціали ( $\varphi^0$ ) по відношенню до потенціалу водневого електроду при 298 К

Реакція	n	$\varphi^0$ , В
$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$	1	-3,04
$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$	1	-2,92
$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-2,90
$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-2,87
$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$	1	-2,71
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-2,37
$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	3	-1,70
$\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-1,18
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-0,76
$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$	3	-0,74
$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-0,44
$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-0,40
$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-0,28
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-0,25
$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-0,13
$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	-0,12
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	2	0,00
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	+0,34
$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$	1	+0,80
$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^-$	2	+0,85
$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3\text{e}^-$	3	+1,50

Рухливість деяких йонів в водному розчині при 291 К.

Катіони	$\lambda_{\text{к}}$ , См·м <sup>2</sup> /кмоль	Аніони	$\lambda_{\text{а}}$ , См·м <sup>2</sup> /кмоль
H <sup>+</sup>	31,5	ОН <sup>-</sup>	17,40
K <sup>+</sup>	6,44	Cl <sup>-</sup>	6,55
Na <sup>+</sup>	4,32	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	6,20
Cs <sup>+</sup>	6,75	J <sup>-</sup>	6,63
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	6,40	F <sup>-</sup>	4,66
Li <sup>+</sup>	3,34	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	3,50
Ag <sup>+</sup>	5,43	HCOO <sup>-</sup>	4,60
$\frac{1}{2}\text{Ba}^{2+}$	5,50	JO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	3,39
$\frac{1}{2}\text{Sr}^{2+}$	5,10	JO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	4,80
$\frac{1}{2}\text{Ca}^{2+}$	5,10	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	4,76
$\frac{1}{2}\text{Mg}^{2+}$	4,50	$\frac{1}{2}\text{SO}_4^{2-}$	6,83
$\frac{1}{2}\text{Zn}^{2+}$	4,70	$\frac{1}{2}\text{CO}_3^{2-}$	6,00
$\frac{1}{2}\text{Cd}^{2+}$	4,64	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	5,49
$\frac{1}{2}\text{Cu}^{2+}$	4,59	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	6,40
$\frac{1}{2}\text{Pb}^{2+}$	6,10	CNS <sup>-</sup>	5,67
$\frac{1}{3}\text{Al}^{3+}$	4,00	$\frac{1}{2}\text{CrO}_4^{2-}$	7,20
$\frac{1}{3}\text{Fe}^{3+}$	4,30	$\frac{1}{2}\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	7,20
$\frac{1}{2}\text{Fe}^{2+}$	4,60	$\frac{1}{4}[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	11,05

## Властивості деяких індикаторів

Назва	Інтервал рН переходу	Зміна кольору
Метилловий фіолетовий	0,1-1,5	Жовтий — зелений
Малахітовий зелений	0,1-2,0	Жовтий — зелено-блакитний
Крезоловий червоний	0,2-1,8	Червоний — жовтий
Крезоловий пурпуровий	1,2-2,8	Рожево-червоний — жовтий
Тимоловий синій	1,2-2,8	Червоний — жовтий
Тропеолін 00	1,4-3,2	Червоний — жовтий
Метилловий фіолетовий	1,5-3,2	Зелений — фіолетовий
Диметилловий жовтий	3,0-4,0	Червоний — жовтий
Метилловий оранжевий	3,0-4,4	Червоний — жовтий
Бромфеноловий синій	3,0-4,6	Жовтий — синій
Конго червоний	3,0-5,2	Синьо-фіолетовий — червоний
Бромкрезоловий зелений (синій)	3,8-5,4	Жовтий — синій
Метилловий червоний	4,2-6,2	Червоний — жовтий
Лакмоїд	4,4-6,2	Червоний — синій
Алізариновий червоний С	4,6-6,0	Жовтий — пурпурово-червоний
Бромкрезоловий пурпуровий	5,2-6,8	Жовтий — пурпуровий
Бромтимоловий синій	6,0-7,6	Жовтий — синій
Нейтральний червоний	6,8-8,0	Червоний — жовтий
Феноловий червоний	6,8-8,4	Жовтий — червоний
Крезоловий червоний	7,2-8,8	Жовтий — пурпурово-червоний
Крезоловий пурпуровий	7,4-9,0	Жовтий — фіолетовий
Тимоловий синій	8,0-9,6	Жовтий — синій
Фенолфталеїн	8,2-10,0	Безбарвний — яскраво-рожевий
Тимолфталеїн	9,4-10,6	Безбарвний — синій
Малахітовий зелений	11,4-13,0	Зелено-блакитний — безбарвний
Індигокармін	11,6-14,0	Синій — жовтий



Таблиця десяткових логарифмів

	<b>1.</b>	<b>2.</b>	<b>3.</b>	<b>4.</b>	<b>5.</b>	<b>6.</b>	<b>7.</b>	<b>8.</b>	<b>9.</b>
<b>.00</b>	000	301	447	602	699	778	845	903	954
<b>.05</b>	021	312	484	607	703	782	848	906	957
<b>.10</b>	041	322	491	613	708	785	851	908	959
<b>.15</b>	061	332	498	618	712	789	854	911	961
<b>.20</b>	079	342	505	623	716	792	857	914	964
<b>.25</b>	097	352	512	628	720	796	860	916	966
<b>.30</b>	114	362	519	633	724	799	863	919	968
<b>.35</b>	130	371	525	638	728	803	866	922	971
<b>.40</b>	146	380	531	643	732	806	869	924	973
<b>.45</b>	161	389	538	648	737	810	872	927	975
<b>.50</b>	176	398	544	653	740	813	875	929	978
<b>.60</b>	204	415	556	663	748	820	881	935	982
<b>.70</b>	230	431	568	672	756	826	886	940	987
<b>.80</b>	255	447	580	681	763	833	892	944	991
<b>.90</b>	279	462	591	690	771	839	898	949	996

**Примітка:**

Таблиця дає змогу визначити приблизне значення логарифмів з точністю до другого знаку. Для більш точних обчислень користуйтеся таблицями Брадїса.

## Як знайти логарифм числа?

1. Якщо число знаходиться в інтервалі від 1 до 10, логарифм його можна знайти в таблиці.

Наприклад: значення  $lg\ 5,50$  знаходиться на перетині вертикалі „5.” і горизонталі „0.50”;  $lg\ 5,50 = 0,74$ .

2. Якщо число не входить в інтервал  $1 \dots 10$ , його беруть у вигляді двох співмножників, один із яких лежить в даному інтервалі (від 1 до 10).

Наприклад: значення  $lg\ 0,55$  знаходять так:  
 $lg\ 0,55 = lg(5,5 \cdot 10^{-1}) = lg5,5 + lg10^{-1} = 0,74 + (-1) = -0,26$

## Як знайти число за його логарифмом?

1. Якщо логарифм – позитивне число, його беруть у вигляді суми цілої та дробової частини. Далі, число, значення логарифма якого дорівнює дробовій частині, знаходяться за таблицею.

Наприклад:  $lgX = 2,618 = 2 + 0,618$

Число, логарифм якого дорівнює 0,618, становить 4,15.

Число, логарифм якого дорівнює 2, це -  $10^2$

$$X = 4,15 \cdot 10^2 = 415$$

2. Якщо логарифм числа від’ємний, наприклад  $lgX = -2,372$

Тоді, значення -2,372 беруть у вигляді суми цілого негативного числа і дробового позитивного.

$$-2,372 = -3 + 0,618 \text{ (додайте } -3 + 0,618)$$

Далі розв’язують так, як приклад 1.

$$lgX = -2,372 = -3 + 0,618 = 10^{-3} \cdot 4,15 = 0,0042$$

## Список рекомендованої літератури

1. Біла Т.А. Термінологічний словник з дисципліни «Хімія» (неорганічна, аналітична, органічна, фізколоїдна) для студентів факультету рибного господарства та природокористування. – Херсон: РВЦ «Колос». – 2018. – 104 с.
2. Гречанюк В.Г. Фізична хімія і хімія силікатів. К.: Кондор. 2006. – 312 с.
3. Басов В.П. Хімія 3-е вид. – К.: Каравела, 2003. – 276 с.
4. Стрельцов О.А., Мельничук Д.О., Снітинський В.В., Федевич Є.В., Вовкотруб М.П., Мельникова Н.М. Фізична і колоїдна хімія. – Л.: Ліга. – Прес. 2011. – 456 с.
5. [http://www.ph4s.ru/books\\_himiya.html](http://www.ph4s.ru/books_himiya.html)
6. [http://www.fptl.ru/Chem%20block\\_Biblioteka.html](http://www.fptl.ru/Chem%20block_Biblioteka.html)

*Навчальне електронне видання*

**Біла Т.А.  
Богадьорова Л.М.**

**ХІМІЯ**

**(фізична та колоїдна)**

**практичні роботи**

**ISBN 978-617-7941-62-9 (електронне видання)**

*Навчальний посібник*

Підписано до видання 13.12.2021 р. Формат 60×90/16.

Гарнітура Times New Roman.

Ум. друк. арк. 8,57. Обл.-вид. арк. 9,22.

Наклад 300 прим. Замовлення № 3029.

Книжкове видавництво ФОП Вишемирський В. С.  
Свідоцтво про внесення до Державного реєстру суб'єктів  
видавничої справи: серія ХС № 48 від 14.04.2005 р.  
видано Управлінням у справах преси та інформації  
73000, Україна, м. Херсон, вул. Соборна, 2,  
тел. (050) 133-10-13, e-mail: printvvs@gmail.com, vish\_sveta@rambler.ru