

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

«Харківський політехнічний інститут»

### **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

**до практичного і лабораторного занять**

**за темою «Електропровідність розчинів електролітів»**

з дисципліни «Теоретична електрохімія. Ч.1»

для студентів спеціалізацій «Технічна електрохімія» і

«Хімічні технології рідкісних розсіяних елементів та

матеріалів на їх основі» денної та заочної форм навчання

Затверджено

редакційно-видавничою

радою університету,

протокол № 2 від 25.06.2020 р.

Харків

НТУ «ХПІ»

2021

Методичні вказівки до практичного і лабораторного занять за темою «Електропровідність розчинів електролітів» з дисципліни «Теоретична електрохімія. Ч.1» для студентів спеціалізацій «Технічна електрохімія» і «Хімічні технології рідкісних розсіяних елементів та матеріалів на їх основі» денної та заочної форм навчання / уклад. Артеменко В. М., Майзеліс А. О., Дерібо С. Г. – Харків : Видавничий центр «МОДЕЛІСТ», 2021. – 24 с.

Укладачі: В. М. Артеменко, канд. техн. наук, доц.  
А. О. Майзеліс, докт. техн. наук  
С. Г. Дерібо, канд. техн. наук, доц.

Рецензент Г. Г. Тульський, докт. техн. наук, проф., НТУ «ХП»

Кафедра технічної електрохімії

## ВСТУП

**Мета проведення занять** – вивчення одного з найбільш важливих нерівноважних явищ в розчинах електролітів – електропровідності.

В процесі заняття студенти ознайомлюються з методами вимірювання електропровідності, встановлюють зв'язок між питомою і еквівалентною електропровідністю, залежністю цих величин від природи електроліту, його концентрації, температури, в'язкості та інших чинників.

Результатом проведення практичного і лабораторного занять є володіння методиками вимірювання питомої електропровідності розчинів електролітів, розраховувати еквівалентну електропровідність сильних і слабких електролітів, експериментально знаходити еквівалентну електропровідність нескінченно розбавлених розчинів, з'ясувати різницю між ступенем дисоціації і коефіцієнтом електропровідності, розраховувати їх значення, розв'язувати задачі за темою «Електропровідність розчинів електролітів»

## 1 ОСНОВНІ ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ

### *1.1 Питома електропровідність. Фактори, що впливають на її значення*

Якщо між двома ділянками розчину електроліту виникає різниця потенціалів, то електроліт виводиться з рівноважного стану і в ньому створюється направлений рух іонів, тобто має місце проходження електричного струму. Розчини електролітів належать до провідників II роду, або до іонних провідників, в яких струм переноситься зарядженими частинками – іонами. Температурний коефіцієнт іонних провідників позитивний, тобто з ростом температури розчину електропровідність підвищується.

Здатність електролітів проводити електричний струм характеризується електропровідністю  $W$ , яка є величиною, оберотною опору електроліту  $R$ :

$$W = 1/R. \quad (1)$$

В свою чергу, опір електроліту  $R$  розраховується за формулою

$$R = \rho \frac{l}{S}, \quad (2)$$

де  $\rho$  – питомий опір;  $l$  – довжина провідника;  $S$  – площа перерізу.

Величина, оборотна питомому опору, називається **питомою електропровідністю**  $\kappa = 1/\rho$ . Питомою електропровідністю – це електро-провідність об'єму електроліту, що має форму куба з ребром рівним 1 см (1 м).

Питомою електропровідністю має розмірність  $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$  ( $\text{См} \cdot \text{см}^{-1}$ ) або  $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$  ( $\text{См} \cdot \text{м}^{-1}$ ).

Питомою електропровідністю залежить від ряду факторів: природи електроліту, його концентрації, температури, в'язкості розчину. Залежність питомої електропровідності від концентрації електроліту у водних розчинах подана на рис. 1.

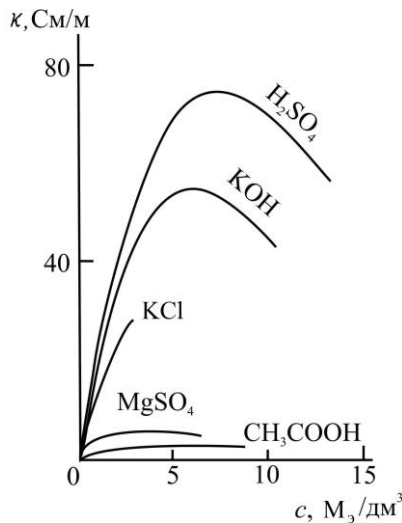


Рис.1. Залежність питомої електропровідності від концентрації у водних розчинах

При  $c \rightarrow 0$  величина  $\kappa$  наближається до питомої електропровідності чистої води. З ростом концентрації електроліту питома електропровідність спочатку зростає, що відповідає збільшенню числа іонів у розчині, але при значних концентраціях через іон-іонну взаємодію дещо знижується. Тому майже завжди залежність питомої електропровідності від концентрації електроліту проходить через

максимум. На жаль, немає математичної формули, яка б відображала залежність питомої електропровідності від концентрації.

### 1.2 Вимірювання питомої електропровідності.

Для вимірювання питомої електропровідності застосовується міст змінного струму (рис. 1.2.).

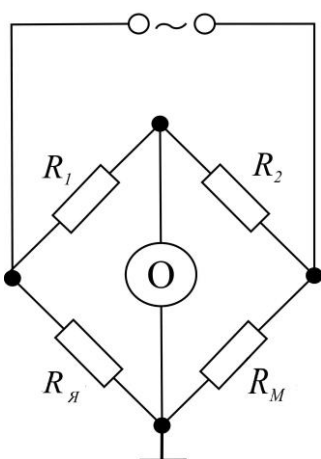


Рис.1.2. Схема моста змінного струму для вимірювання електропровідності

Міст включає чотири опора, два з яких  $R_1$  і  $R_2$  є постійними,  $R_m$  – є змінним опором, за допомогою якого досягається баланс мостової схеми,  $R_j$  – опір електрохімічної комірки, яку заповнюють електролітом, питома електропровідність якого вимірюється. Електрохімічна комірка являє собою скляну судину зі впаяними електродами, виготовленими з платини, на поверхню яких електрохімічним способом нанесено платинове покриття. Дане покриття має розвинену поверхню, завдяки чому збільшується істинна площа поверхні електродів, тобто зменшується густина струму. Це запобігає перебігу електродних реакцій, які могли б привести до зміни концентрації розчину та отримання неточних результатів при вимірюванні питомої електропровідності.

Оскільки істинна поверхня таких електродів невідома, то попередньо визначається стала комірки  $k_c = l/S$ . Для визначення сталої комірки використовують стандартний розчин з відомим значенням питомої

електропровідності (наприклад розчин KCl), Розрахунок питомої електропровідності проводиться за формулами

$$\frac{R_1}{R_2} = \frac{R_{\text{я}}}{R_M}, \quad (3)$$

звідки:

$$R_{\text{я}} = R_M \frac{R_1}{R_2}; \quad R_{\text{я}} = \frac{\kappa_{\text{с}}}{\kappa}; \quad \kappa = \frac{R_{\text{я}}}{\kappa_{\text{с}}}. \quad (4)$$

Живлення схеми здійснюється змінним струмом. Це також зумовлено необхідністю звести до мінімуму електроліз в комірці, який може привести до зміни концентрації електроліту.

### ***1.3 Еквівалентна (молярна) електропровідність***

Враховуючи відсутність математичної формули, яка б зв'язувала питому електропровідність з концентрацією розчину електроліту, було введено поняття еквівалентної електропровідності.

***Еквівалентна електропровідність*** – це електропровідність об'єму електроліту, обмеженого двома електродами, відстань між якими дорівнює 1 см (м), а площа поверхні електродів така, що в даному об'ємі електроліту знаходиться 1 молярна маса еквіваленту ( $M_e$ ) електроліту.

Для встановлення зв'язку між питомою ( $\kappa$ ) та еквівалентною ( $\lambda$ ) електропровідностями розділимо цей обсяг електроліту на  $n$  кубиків з ребром 1 см. Електропровідність кожного з таких кубиків являє собою питому електропровідність, а електропровідність всіх  $n$  кубиків дорівнює еквівалентній електропровідності, тобто:

$$\lambda = n \kappa. \quad (5)$$

Якщо концентрація електроліту  $c$  молярних мас еквівалента ( $M_e$ ) в  $1000 \text{ см}^3$ , а в  $n \text{ см}^3$  – 1 молярна маса еквівалента ( $M_e$ ), то  $n = \frac{1000}{c}$ , звідси

$$\lambda = \frac{1000 \cdot \kappa}{c}, \quad (6)$$

відповідно молярна електропровідність ( $\mu$ ) становить

$$\mu = \frac{1000 \cdot \kappa}{m}. \quad (7)$$

В даних формулах концентрація  $c$  виражається в молярних масах еквівалента (5), а концентрація  $m$  – в молях на 1 дм<sup>3</sup> розчину електроліту (6).

Розмірність еквівалентної електропровідності Ом<sup>-1</sup>·см<sup>2</sup>·моль<sup>-1</sup> або См·см<sup>2</sup>·моль<sup>-1</sup>.

З наведених формул видно, що з розбавленням розчину значення  $\lambda$  і  $\mu$  зростають і досягають граничного значення  $\lambda_0$  у нескінченно розбавленому розчині, де  $c \rightarrow 0$ .

Враховуючи, що експериментальне визначення електропровідності у нескінченно розбавленому розчині не здійснимо через значний опір розчину, знаходять кілька значень  $\lambda$  у розчинах, в яких концентрація послідовно зменшується, а потім екстраполяцією на графічній залежності  $\lambda$  від  $c$  на  $c = 0$ , визначається  $\lambda_0$ .

Більш точні результати можна отримати, якщо проводити екстраполяцію залежності, побудованої в координатах  $\lambda$  від  $\sqrt{c}$  (рис 2.3.).

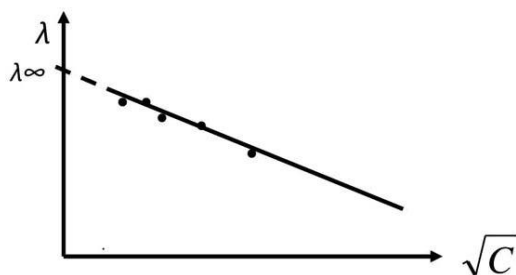


Рис.2.1. Знаходження екстраполяцією залежності  $\lambda$  від  $\sqrt{c}$

Для слабких електролітів спосіб екстраполяції непридатний через те, що при розбавленні опір розчину настільки зростає, що результати вимірювань стають ненадійними. У таких випадках  $\lambda_0$  визначають за допомогою закону незалежного руху іонів Кольрауша: **еквівалентна електропровідність**

**електроліта при нескінченному розбавленні складається з електропровідності катіону і аніону, що входять до даного електроліту.**

Математично це виражається рівнянням

$$\lambda_0 = \lambda_+ + \lambda_- . \quad (8)$$

Розглянемо експериментальне визначення еквівалентної електропровідності слабкого електроліту на прикладі оцтової кислоти  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Оскільки оцтова кислота складається з іонів  $\text{H}^+$  і  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , то спочатку методом екстраполяції залежності  $\lambda$  від  $\sqrt{c}$  знаходимо  $\lambda_0$  для трьох сильних електролітів, до складу яких входять дані іони –  $\text{H}^+$  ( $\text{HCl}$ ),  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ), та зайві іони –  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  ( $\text{NaCl}$ ), а потім складаємо  $\lambda_0$  перших двох електролітів та віднімаємо  $\lambda_0$  третього електроліту

$$\lambda_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \lambda_{\text{HCl}} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COONa}} - \lambda_{\text{NaCl}} . \quad (9)$$

Ф. Кольрауш встановив, що в області малих концентрацій еквівалентна електропровідність сильного електроліту змінюється з концентрацією за емпіричним рівнянням

$$\lambda_c = \lambda_0 - A\sqrt{c} , \quad (10)$$

яке називається **законом квадратного кореня** ( $A$  – емпірична константа).

При більш значних концентраціях сильних електролітів кращу узгодженість з дослідом дає рівняння, відоме під назвою **закону кубічного кореня**

$$\lambda_c = \lambda_0 - A\sqrt[3]{c} . \quad (11)$$

Для розведених розчинів слабких електролітів справедливе рівняння

$$\lg \lambda_c = \text{const} - \frac{1}{2} \lg c . \quad (12)$$

**Температурна залежність** еквівалентної електропровідності можна подати рівнянням



$$\lambda_t = \lambda_{t=0}(1 + \alpha t + \beta t^2), \quad (13)$$

де  $\lambda_t$ ,  $\lambda_{t=0}$  – еквівалентні електропровідності розведених розчинів відповідно при температурі  $t$  при  $0\text{ }^\circ\text{C}$ ;  $\alpha$  і  $\beta$  – емпіричні коефіцієнти.

**Залежність питомої електропровідності від температури** описується формулою (2.14), аналогічною рівнянню (2.13)

$$\kappa_t = \kappa_{t=25} [1 + \alpha(t - 25) + \beta(t - 25)^2], \quad (14)$$

в якій за стандартну температуру взято  $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$ .

**Залежність еквівалентної електропровідності від в'язкості електроліту** виражається правилом Вальдена-Писаржевського:

*добуток еквівалентної електропровідності нескінченно розведеного електроліту на в'язкість розчинника є величина стала*

$$\lambda_0 \cdot \eta = \text{const}, \quad (15)$$

де  $\lambda_0$  – еквівалентна електропровідність нескінченно розведеного електроліту;  $\eta$  – в'язкість розчинника.

Правило Вальдена-Писаржевського є наближеним. Найбільш точно воно підходить для електролітів, до складу входять іони, що мають радіуси значно більші у порівнянні з радіусами молекул розчинника. Це пояснюється тим, що при його виведенні застосовувалася формула Стокса, яка описує рух кулеподібної частинки в неперервному середовищі. Розчинник для іона може розглядатися як неперервне середовище тільки при зазначеному співвідношенні радіусів іона і молекул розчинника.

## 2 ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ ЗА ТЕМОЮ «ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ»

### Приклади розв'язування задач

**Приклад 1.** Питома електропровідність 4 %-ої сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  дорівнює  $\kappa = 0,168 \text{ См}\cdot\text{см}^{-1}$ , щільність розчину –  $\rho = 1,026 \text{ г/см}^3$ . Визначити еквівалентну електропровідність розчину ( $\lambda$ ).

*Розв'язання.* Перерахуємо масову долю  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на концентрацію в молярних масах еквіваленту

$$c = \frac{4\rho \cdot 1000}{100M_e} = \frac{4 \cdot 1,026 \cdot 1000}{100 \cdot 49} = 0,838 \text{ М}_e/\text{дм}^3.$$

Еквівалентну електропровідність розраховуємо за формулою

$$\lambda = \frac{1000\kappa}{c} = \frac{1000 \cdot 0,168}{0,838} = 200,5 \text{ См}\cdot\text{см}^2\cdot\text{моль}^{-1}.$$

**Приклад 2.** В комірці для вимірювання електропровідності, заповненій  $0,06 \text{ моль/дм}^3$  розчином оцтової кислоти  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , розташовані паралельні електроди площею  $3 \text{ см}^2$  на відстані  $2 \text{ см}$  один від одного. При напрузі  $10 \text{ В}$  через розчин при  $T = 298 \text{ К}$  йде струм силою  $4,306 \cdot 10^{-3} \text{ А}$ . Розрахувати ступінь дисоціації, константу дисоціації і рН розчину, якщо при вказаній температурі рухливості іонів  $\text{H}^+$  і  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  дорівнюють відповідно  $349,8 \text{ См}\cdot\text{см}^2\cdot\text{моль}^{-1}$  і  $40,9 \text{ См}\cdot\text{см}^2\cdot\text{моль}^{-1}$ .

*Розв'язання.* Ступінь дисоціації оцтової кислоти розраховується за формулою  $\alpha = \lambda_c / \lambda_0$ . Використовуючи параметри комірки, знайдемо питомий опір розчину за формулою

$$\rho = \frac{RS}{l} = \frac{US}{l} I = \frac{10 \cdot 3}{2 \cdot 4,306 \cdot 10^{-3}} = 3484 \text{ См}\cdot\text{см}^{-1},$$

а потім і питому електропровідність

$$\kappa = \frac{1}{\rho} = \frac{1}{3484} = 2,87 \cdot 10^{-4} \text{ См}\cdot\text{см}^{-1}.$$

Молярну електропровідність оцтової кислоти визначимо за формулою

$$\lambda = \frac{1000\kappa}{c} = \frac{2,87 \cdot 10^{-4} \cdot 1000}{0,06} = 4,783 \text{ См} \cdot \text{см}^2 \text{ моль}^{-1}.$$

Ступінь дисоціації

$$\alpha = \frac{\lambda_c}{\lambda_0} = \frac{4,783}{349,8 + 40,9} = 0,0123.$$

Константа дисоціації розраховується за формулою

$$K_o = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha} = \frac{0,0123^2 \cdot 0,06}{1 - 0,0123} = 9,19 \cdot 10^{-6} \text{ моль/дм}^3.$$

Концентрація іонів гідрогену залежить від ступеня дисоціації:

$$c_{\text{H}^+} = \alpha c = 0,0123 \cdot 0,06 = 7,38 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

І, нарешті,

$$pH = -\lg c_{\text{H}^+} = -\lg(7,38 \cdot 10^{-4}) = 3,13.$$

#### *Задачі для самостійного розв'язування*

1. 70 %-на сульфатна кислота має при 18 °С щільність 1,615 г/см<sup>3</sup> і питому електропровідність 21,5 См·м<sup>-1</sup>. Визначити еквівалентну і молярну електропровідності.
2. Молярна електропровідність 0,5 моль/дм<sup>3</sup> розчину сульфату калію при 25 °С дорівнює 162,7 См·см<sup>2</sup>·моль<sup>-1</sup>. Розрахувати питому і еквівалентну електропровідності при даній температурі.
3. Питома електропровідність 0,135 моль/дм<sup>3</sup> пропіонової кислоти C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>COOH при температурі 18 °С дорівнює 4,79·10<sup>-4</sup> См·м<sup>-1</sup>. Розрахувати еквівалентну електропровідність, ступінь електролітичної дисоціації, концентрацію іонів гідрогену і константу електролітичної дисоціації, якщо  $\lambda_{\text{OH}^+} = 349,8$  См·см<sup>2</sup>·моль<sup>-1</sup>;  $\lambda_{\text{OC}_2\text{H}_5\text{COO}^-} = 37,2$  См·см<sup>2</sup>·моль<sup>-1</sup>.

4. Визначити еквівалентну електропровідність при нескінченному розведенні  $\text{AgJO}_3$ , якщо значення цієї величини для розчинів  $\text{NaJO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$  і  $\text{CH}_3\text{COOAg}$  дорівнюють відповідно 76,94; 78,16; 88,8  $\text{См}\cdot\text{см}^2\cdot\text{моль}^{-1}$ .
5. Комірка для вимірювання електропровідності заповнена 0,05 моль/дм<sup>3</sup> розчином  $\text{CuSO}_4$ . Опір шару розчину між електродами 250 Ом. Площа кожного електрода 4 см<sup>2</sup>. Відстань між ними 7 см. Визначити питому і еквівалентну електропровідності.
6. У комірці для вимірювання електропровідності розташовані платинові електроди у формі дисків діаметром 1,3 см, відстань між електродами 1,7 см. Комірка заповнена 0,05 моль/дм<sup>3</sup> розчином  $\text{NaNO}_3$ . При напрузі 0,5 В через даний розчин проходить змінний струм 1,85 мА. Визначити питому і еквівалентну електропровідності розчину  $\text{NaNO}_3$ .

*Контрольні запитання за темою*

*«Питома та еквівалентна електропровідності»:*

1. Питома електропровідність. Визначення. Розмірності.
2. Фактори, що впливають на питому електропровідність.
3. Графічні залежності питомої електропровідності від концентрації для розчинів кислот, лугів, солей.
4. Вимірювання питомої електропровідності за допомогою моста змінного струму.
5. Еквівалентна (молярна) електропровідність. Визначення. Зв'язок з питомою електропровідністю.
6. Еквівалентна електропровідність нескінченно розбавлених розчинів. Методи визначення.
7. Залежність еквівалентної електропровідності від концентрації електроліту. Закони Кольрауша.
8. Залежність еквівалентної електропровідності від в'язкості розчину. Правило Вальдена–Писаржевського.
9. залежність електропровідності розчину електроліту від температури.

### 3 РОЗРАХУНКОВЕ ЗАВДАННЯ ЗА ТЕМОЮ «ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ»

Відповідно до варіанту завдання пропонуються три електроліти, для кожного з яких вказано інтервали концентрацій, рухливості іонів в нескінченно розведених розчинах та еквівалентні електропровідності при концентрації  $c = 0,01$  моль·дм<sup>3</sup>. Вихідні дані для проведення розрахунків наведені в табл. 1. Необхідно:

1. Для кожного електроліту розрахувати значення еквівалентної електропровідності ( $\lambda_c$ ) в заданому інтервалі концентрацій з шагом 0,1 від максимальної концентрації та еквівалентну електропровідність при нескінченному розбавленні розчину ( $\lambda_0$ ).

2. Розрахувати значення ступеню дисоціації ( $\alpha$ ) та побудувати графік його залежності від концентрації електроліту (в заданому інтервалі). Для сильних електролітів побудувати аналогічну залежність коефіцієнта електропровідності ( $f_\lambda$ ) від концентрації.

#### *Послідовність виконання розрахунків*

1. Визначити еквівалентну електропровідність при нескінченному розбавленні розчину  $\lambda_0$  для кожного електроліту, виходячи з рухливостей іонів.
2. Розглянути закони Кольрауша та вибрати формули для розрахунку  $\lambda_c$  для: розбавленого розчину слабого електроліту; розбавленого розчину сильного електроліту; розчину сильного електроліту помірної концентрації
3. Розрахувати значення ступеню дисоціації або коефіцієнту електропровідності у межах вказаних концентраціях при заданому шагу (0,1 від максимальної концентрації).
4. Побудувати графічні залежності ступеню дисоціації  $\alpha$  та коефіцієнту електропровідності  $f_\lambda$  від концентрації.

Таблиця 1 – Вихідні дані для виконання завдання

Номер варіан- та	Електроліт	Інтервал концентрацій	Еквівалентна електропровід. $\text{См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$ при $c = 0,01 \text{ моль/дм}^3$	Рухливості іонів, $\text{См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$	
				катіон	аніон
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>
1	$\text{AgNO}_3$	0,001 – 0,01	125	61,9	71,4
	$\text{HCl}$	0,01 – 0,1	412	349,8	76,35
	$\text{HCOOH}$	0,001 – 0,01	59,2	349,8	54,6
2	$\text{HNO}_3$	0,01 – 0,1	407,13	349,8	71,4
	$\text{CH}_2\text{ClCOOH}$	0,001 – 0,01	13,61	349,8	39,8
	$\text{KBr}$	0,001 – 0,01	143,19	73,5	78,14
3	$\text{CH}_3\text{COOK}$	0,01 – 0,1	107,307	73,5	71,4
	$\text{CH}_3\text{COOH}$	0,001 – 0,01	18,1	349,8	40,9
	$\text{NH}_4\text{CNS}$	0,001 – 0,01	131,13	73,5	66
4	$\text{NaCl}$	0,001 – 0,01	118,534	50,1	76,35
	$\text{NaHCO}_3$	0,001 – 0,01	83,21	50,1	44,5
	$\text{NaCNS}$	0,01 – 0,1	108,031	50,1	66
5	$\text{NH}_4\text{OH}$	0,001 – 0,01	13,5	73,5	198,3
	$\text{NH}_4\text{Cl}$	0,001 – 0,01	141,143	73,5	76,35
	$\text{NH}_4\text{CNS}$	0,01 – 0,1	131,13	73,5	66
6	$\text{CH}_3\text{COONa}$	0,01 – 0,1	83,21	50,1	40,9
	$\text{NaHCO}_3$	0,01 – 0,1	87,126	50,1	44,5
	$\text{H}_3\text{PO}_4$	0,001 – 0,01	24,0	349,8	46
7	$\text{KOH}$	0,01 – 0,1	260,66	73,5	198,3
	$\text{NH}_4\text{OH}$	0,001 – 0,01	13,5	73,5	198,3
	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	0,001 – 0,01	34,5	349,8	40,2
8	$\text{LiOH}$	0,001 – 0,01	226,71	38,6	198,3
	$\text{KBr}$	0,01 – 0,1	143,178	73,5	78,14
	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	0,001 – 0,01	21,7	349,8	35,8

## 4 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА ЗА ТЕМОЮ «ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ»

### 4.1 Визначення залежності питомої електропровідності сильного електроліту від концентрації

**Завдання.** Відповідно до варіанту завдання (табл. 2) приготувати п'ять розчинів заданого сильного електроліту в інтервалі концентрацій від 0,001 до 0,1 моль/дм<sup>3</sup>. Провести вимірювання значень питомої електропровідності та розрахувати відповідні значення еквівалентної електропровідності. Побудувати графічні залежності  $\kappa - c$  і  $\lambda - \sqrt{c}$ . Методом екстраполяції визначити значення еквівалентної електропровідності нескінченно розбавленого розчину.

**Методика виконання.** За допомогою кондуктометра ULAB MP515 виміряти електропровідності цих розчинів, починаючи з розчину з самою низькою концентрацією.

Розрахувати еквівалентні електропровідності розчинів, виходячи з отриманих значень питомої електропровідності розчинів.

Отримані значення питомої електропровідності та розраховані значення еквівалентної електропровідності представити у вигляді графіків в координатах  $\kappa - c$  і  $\lambda - \sqrt{c}$ . Знайти граничну еквівалентну електропровідність розчину даного електроліту екстраполяцією прямої в координатах  $\lambda - \sqrt{c}$  на  $c = 0$ .

Таблиця 2 – Вихідні дані та результати експериментів і розрахунків

Номер варіанта	Електроліт	Концентрація, моль/дм <sup>3</sup>	Питома електропровідність, См·см <sup>-1</sup>	Еквівалентна електропровідність, См·см <sup>2</sup> ·моль <sup>-1</sup>
1	2	3	4	5
1	КСІ	0,001		
		0,005		
		0,01		
		0,05		
		0,1		

1	2	3	4	5
2	NaCl	0,001		
		0,005		
		0,01		
		0,05		
		0,1		
3	KOH	0,001		
		0,005		
		0,01		
		0,05		
		0,1		
4	NaOH	0,001		
		0,005		
		0,01		
		0,05		
		0,1		
5	KNO <sub>3</sub>	0,001		
		0,005		
		0,01		
		0,05		
		0,1		

### Висновок.

На підставі отриманих результатів пояснити вплив концентрації розчинів електроліту на питому і еквівалентну електропровідності. Порівняти отримане значення еквівалентної електропровідності нескінченно розбавленого розчину з довідковими даними.



## 4.2 Розрахунок констант дисоціації слабких кислот методом електропровідності

**Основні положення.** Відповідно до закону розведення Оствальда зв'язок між константою дисоціації слабкого електроліту і ступенем його дисоціації описується рівнянням

$$K_d = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}. \quad (16)$$

В свою чергу ступінь дисоціації  $\alpha$  можна представити як відношення еквівалентної електропровідності розчину при даній концентрації  $\lambda_c$  до електропровідності нескінченно розведеного розчину  $\lambda_0$

$$\alpha = \frac{\lambda_c}{\lambda_0}. \quad (17)$$

Підставивши це відношення замість  $\alpha$  в закон розведення Оствальда, отримаємо

$$K = \frac{\lambda_c^2 c}{\lambda_0(\lambda_0 - \lambda_c)}. \quad (18)$$

**Методика виконання.** Для виконання роботи приготувати розчини слабкої кислоти ( за вказівкою викладача) концентрації 0,1, 0,003, 0,01, 0,003, 0,001 моль/дм<sup>3</sup>. Виміряти питому електропровідність цих розчинів. Виходячи з отриманих значень питомої електропровідності, розрахувати еквівалентну електропровідність даних розчинів. Результати представити в табл. 1. Розрахувати константу дисоціації слабкої кислоти. та порівняти отримане значення з довідковими даними.

**Висновок.** Порівняти отримане значення константи дисоціації слабкої кислоти з довідковими даними та висловити власну думку щодо застосування методу електропровідності для визначення констант дисоціації слабких електролітів.

## 4.3 Перевірка виконання закону Ома в провідниках другого роду – розчинах електролітів. Розрахунок питомої електропровідності

**Основні положення.** Електричний струм через розчини електролітів переноситься зарядженими частинками – іонами, тому електроліти відносяться до провідників другого роду. За значеннями електропровідності вони значно поступаються провідникам першого роду – металам, які мають електронну провідність.

При проходженні струму через електроліт його сила залежить від значення підведеної напруги і від значення опору розчину в просторі між електродами. Залежність між цими величинами виражається законом Ома, згідно якому сила струму  $I$  прямо пропорційна напрузі  $U$  і оборотна опору  $R$

$$I = \frac{U}{R}. \quad (19)$$

В свою чергу опір електроліту  $R$  залежить від природи і концентрації електроліте, площі перерізу електродів  $S$  і відстані між ними  $l$

$$R = \frac{\rho l}{S}. \quad (20)$$

Як вже зазначалося в теоретичній частині, величина, оборотна питомому опору, представляє собою питомою електропровідністю  $\kappa = 1 / \rho$ . Питома електропровідність має розмірність  $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$  ( $\text{См} \cdot \text{см}^{-1}$ ) або  $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$  ( $\text{См} \cdot \text{м}^{-1}$ ).

Як впливає із закону Ома  $R = U / I$ , тобто  $U / I = \rho l / S$ . Підставивши замість  $\rho(1 / \kappa)$  і розв'язавши рівняння відносно  $\kappa$ , отримаємо

$$\kappa = \frac{I \cdot l}{U \cdot S}. \quad (21)$$

### **Методика виконання.**

Електролізер заповнюють розчином сульфату міді концентрацією  $150 \text{ г/дм}^3$ . Мідні електроди розташовують таким чином, щоб відстань між ними була  $1\text{--}1,5$  см. Пропускають струм силою  $0,2 \text{ А}$  від джерела змінного струму. Через кілька хвилин записують показання вольметра. Потім збільшують відстань між електродами до  $2,0; 3,0; 4,0; 5,0;$  і  $10$  см при цій же силі струму і записують показання вольметра при кожній зміні відстані між електродами. Отримані результати заносять до табл. 3 і будують графік залежності  $U$  від  $l$ . Розраховують

питому електропровідність розчину за рівнянням (21) і як величину, що є оберотною до питомій електропровідності, знаходять питомий опір електроліту.

Таблиця 3 – Результати експериментів та розрахунків

Відстань між електродами, см	1	2	3	4	5	6	7	8	10
Сила струму, А									
Напруга, В, 1 дослід									
Напруга, В, 2 дослід									
Площа перерізу, см <sup>2</sup>									
Питомий опір, Ом·см, 1 дослід									
Питомий опір, Ом·см, 2 дослід									
Питома електропров. См·см <sup>-1</sup> , 1 дослід									
Питома електропров. См·см <sup>-1</sup> , 2 дослід									

Аналогічні дії проводять з розчином, що містить розчин сульфату міді тієї ж концентрації, що і в попередньому випадку, але з додаванням сульфатної кислоти з розрахунку 60 г/дм<sup>3</sup>.

Одержані результати порівнюють зі значенням питомої електропровідності, визначеної за допомогою кондуктометра ULAB MP515 з автоматичною температурною компенсацією.

Для цього:

1. Включити кондуктометр кнопкою
2. Обрати режим вимірювання електропровідності кнопкою   
(послідовно переключаються режими вимірювання опору , загальної кількості розчинних твердих речовин , солоність , електропровідність )
3. Встановіть тримач електроду так, щоб електроди були занурені у електроліт.

4. Записати у лабораторний журнал значення електропровідності у мкСм/см.



Рисунок 4.1 – Загальний вигляд кондуктометра ULAB MP515 та вимірювальні електроди

### ***Висновок.***

На основі аналізу одержаних результатів висловити власну думку щодо виконання закону Ома в розчинах електrolітів та щодо впливу сульфатної кислоти на електропровідність розчину сульфату міді.

### ***Порядок оформлення звіту до лабораторної роботи.***

Оформити звіт до лабораторної роботи за планом:

- назва роботи;
- мета роботи;
- основні теоретичні положення;
- завдання на проведення експерименту (викласти суть завдання);
- методика експерименту;

- результати експерименту;
- обговорення отриманих результатів та проведення розрахунків;
- висновки;
- дати виконання роботи та її захисту:

Роботу виконано «\_\_»\_\_\_\_\_20\_ р.

Роботу захищено «\_\_»\_\_\_\_\_20\_ р.

**СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ**

1. Антропов Л. І. Теоретична електрохімія: підручник / Л. І. Антропов; пер. з рос. В. П. Ріжко. – Київ : Либідь, 1993. – 544 с.
2. Тульський Г. Г. Теоретична електрохімія Ч.1: навч. посібник / Тульський Г. Г., Артеменко В. М., Дерібо С. Г.; – Харків : НТУ «ХП», Видавництво Іванченко І. С., 2019. – 182 с.
3. Newman J., Thomas-Alyea K. E. Electrochemical systems. John Wiley & Sons, 2012. – 647 p.
4. Дамаскин Б. Б. Электрохимия: учеб. пособ. 3-е изд. / Дамаскин Б. Б., Петрий О. А., Цирлина Г. А.; – СПб.: Изд-во «Лань», 2015. – 672 с.

**ЗМІСТ**

ВСТУП.....	3
1 ОСНОВНІ ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ .....	3
1.1. Питома електропровідність. Фактори, що впливають на її значення.....	3
1.2 Вимірювання питомої електропровідності.....	5
1.3 Еквівалентна (молярна) електропровідність .....	6
2 ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ ЗА ТЕМОЮ «ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ» .....	10
3 РОЗРАХУНКОВЕ ЗАВДАННЯ ЗА ТЕМОЮ «ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ».....	13
4 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА ЗА ТЕМОЮ «ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ».....	15
4.1 Визначення залежності питомої електропровідності сильного електроліту від концентрації .....	15
4.2 Розрахунок констант дисоціації слабких кислот методом електропровідності.....	17
4.3 Перевірка виконання закону Ома в провідниках другого роду – розчинах електролітів. Розрахунок питомої електропровідності.....	18
СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ.....	22

Навчальне видання

## МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до практичного і лабораторного занять  
за темою «Електропровідність розчинів електролітів»  
з дисципліни «Теоретична електрохімія. Ч.1»  
для студентів спеціалізацій «Технічна електрохімія» і  
«Хімічні технології рідкісних розсіяних елементів та  
матеріалів на їх основі» денної та заочної форм навчання

Укладачі: АРТЕМЕНКО Валентина Мефодіївна  
МАЙЗЕЛІС Антоніна Олександрівна  
ДЕРІБО Світлана Германівна

Роботу до видання рекомендував проф. Пітак Я. М.  
Відповідальний за випуск проф. Тульский Г. Г.

Редактор М.П. Єфремова

План 2020 р., поз. 142

Підп. до друку 30.06.2021. Формат 60×84 1/16. Папір офсетний. Друк – цифровий.  
Гарнітура Times New Roman. Ум. друк. арк. 1,9. Наклад 50 прим. Зам. № \_\_\_\_\_.  
Ціна договірنا.

---

Надруковано у копії-центрі «МОДЕЛІСТ».  
(ФО-П Миронов М.В., свідоцтво про державну реєстрацію ВО4 № 022953)  
м. Харків, вул. Мистецтв, 3, літер Б-1  
тел.: +38-067-91-93-922, [www.modelist.in.ua](http://www.modelist.in.ua)