

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ імені І. І. МЕЧНИКОВА

Л. М. Солдаткіна, О. В. Перлова

ФІЗИЧНА ХІМІЯ

Основи електрохімії. Електрична провідність розчинів електролітів

*Методичні вказівки
до лабораторного практикуму*

ОДЕСА
ОНУ
2021

УДК 544.6
Сол60

Рецензенти:

Р. Є. Хома – доктор хімічних наук, доцент кафедри аналітичної та токсикологічної хімії ОНУ імені І. І. Мечникова;

В. В. Менчук – кандидат хімічних наук, доцент, професор кафедри фізичної та колоїдної хімії ОНУ імені І. І. Мечникова.

Рекомендовано вченою радою
факультету хімії та фармацевції ОНУ імені І. І. Мечникова.
Протокол № 8 від 24. 02. 2021 р.

Солдаткіна Л. М.

П26 Фізична хімія. Основи електрохімії. Електрична провідність розчинів електролітів : методичні вказівки до лабораторного практикуму / Л. М. Солдаткіна, О. В. Перлова – *Одеса : Одес. нац. ун-т імені І. І. Мечникова, 2021. –32 с.*

Методичні вказівки до лабораторного практикуму містять чотири лабораторні роботи на тему «Електрична провідність розчинів електролітів» і підготовлені відповідно до програми навчальної дисципліни «Фізична хімія» в класичних університетах. Наявність у кожній лабораторній роботі теоретичних відомостей, експериментальної частини і контрольних питань дає змогу студентам засвоїти, закріпити і проконтролювати набуті знання в процесі засвоєння теми «Електрична провідність розчинів електролітів».

Методичні вказівки призначені студентам ЗВО денної та заочної форми навчання, які навчаються за спеціальностями 102 «Хімія» та 014 «Середня освіта (Хімія)».

УДК 544.4 (075.8)

© Солдаткіна Л. М., Перлова О. В., 2021
© Одеський національний університет імені І. І. Мечникова, 2021

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	4
1. Правила техніки безпеки при виконанні лабораторних робіт	5
2. Обробка і представлення результатів лабораторної роботи	6
2.1. <i>Наближені величини та розрахунки за ними</i>	6
2.2. <i>Представлення експериментальних даних</i>	7
3. Лабораторні роботи	9
3.1. <i>Визначення константи дисоціації слабого електроліту...</i>	9
3.2. <i>Визначення залежності молярної електричної провідності від концентрації сильного електроліту</i>	15
3.3. <i>Кондуктометричне титрування</i>	20
3.4. <i>Визначення розчинності важкорозчинної солі</i>	26
Список літератури	31

ПЕРЕДМОВА

При опануванні фізичної хімії важлива увага приділяється лабораторним роботам. Саме в лабораторії студенти знайомляться з практичним значенням тих загальних теоретичних питань, які розглядаються на лекціях. Правильно спланований і організований експеримент – це головний засіб опанування теоретичних питань фізичної хімії.

Методичні вказівки підготовлено для лабораторного практикуму з основ електрохімії відповідно до програми навчальної дисципліни "Фізична хімія" для студентів закладів вищої освіти, які навчаються за спеціальностями 102 «Хімія» та 014 «Середня освіта (Хімія)».

Запропоновано 4 лабораторні роботи на тему «Електрична провідність розчинів електролітів», які містять теоретичний матеріал, необхідний для підготовки до виконання роботи і аналізу отриманих експериментальних результатів. Представлені контрольні питання призначені для закріплення теоретичних знань та придбання навичок електрохімічних розрахунків. Наведений список літератури дозволить студентам при необхідності ознайомитися більш глибоко з теорією та експериментом в галузі електричної провідності розчинів електролітів.

При виборі лабораторних робіт автори прагнули до того, щоб за час, запланований на одне лабораторне заняття, надати студентові можливість засвоїти методику проведення експерименту, навчитися працювати на приладах, які використовуються при виконанні лабораторної роботи, а також провести необхідні вимірювання та розрахунки.

Отримати високі оцінки при виконанні лабораторних робіт можливо лише при свідомому виконанні студентом експерименту і якісному аналізі отриманих результатів в протоколі лабораторної роботи, який кожний студент оформлює самостійно.

Будь-які зауваження та побажання читачів щодо змісту методичних вказівок будуть прийняті авторами з подякою.

1. ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПРИ ВИКОНАННІ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

1. Студенти виконують лабораторні роботи після ознайомлення з правилами техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії та після інструктажу з техніки безпеки.
2. Перед виконанням лабораторної роботи студент має знати мету і задачі роботи, методику експерименту, а також ознайомитися з інструкціями щодо роботи приладів та властивостей хімічних реактивів, які будуть застосовані в роботі.
3. При виконанні лабораторної роботи студент має бути уважним, не поспішати, тому що неуважність може привести до нещасних випадків. У разі нещасного випадка студенту потрібно негайно повідомити викладача або лаборанта.
4. Перед початком лабораторної роботи потрібно перевірити справність електричних приладів, електричних вилок і розеток, які будуть застосовані в лабораторній роботі.
5. При раптовому знеструмленні лабораторії потрібно виключити всі електричні прилади.
6. Після виконання робіт не виливайте у раковини залишки концентрованих кислот, лугів, вогнебезпечних рідин, а застосовуйте для цього спеціальні ємності.
7. Виходячи з лабораторії, потрібно перевірити чи виключена вода і електричний струм на робочому місці.
8. Не можна захарашувати робоче місце посудом, паперами та іншими речами.
9. В разі виникнення пожежі необхідно засипати вогонь піском або накрити вовняною ковдрою. Велике полум'я гасять за допомогою вуглекислотного вуглегасника.

Запам'ятайте!

1. У випадку порізу склом потрібно переконатися, що в ранці немає осколків, і ватою, змоченою етиловим спиртом, видалити кров, змазати рану йодом і забинтувати.

2. *При термічних опіках* шкіри (від вогню, пари, гарячих предметів чи електричної дуги) потрібно накласти пов'язку (марля, бинт), змочену розчином із масовою часткою харчової соди 2 %. Не можна змазувати опік вазеліном чи жиром.

3. *При опіках шкіри кислотами* потрібно насухо промокнути, не втираючи, опік чистим рушником, промити великою кількістю холодної води, а потім розчином із масовою часткою харчової соди 2%.

4. *При опіках шкіри лугами* – обмити водою і нейтралізувати розчином із масовою часткою оцтової кислоти 2 %.

5. *При ураженні людини електричним струмом* потрібно вимкнути джерело струму та відсунути потерпілого від проводів електричного струму, застосовуючи предмети, які не проводять електричний струм. Потерпілому робити штучне дихання і викликати швидку допомогу.

2. ОБРОБКА І ПРЕДСТАВЛЕННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ ЕКСПЕРИМЕНТУ

2.1. НАБЛИЖЕНІ ВЕЛИЧИНИ ТА РОЗРАХУНКИ З НИМИ

Результати вимірювань і розрахунків в лабораторній роботі подають певною кількістю значущих цифр, визначаючи точність, з якою були виконані ці дії. Будь-які дані, отримані при вимірюванні, завжди наближені, а їх точність залежить від різних факторів, але, в першу чергу, від точності засобів вимірювання. При виконанні арифметичних дій над наближеними числами слід пам'ятати про *основні правила математичних операцій*:

1) *При додаванні та відніманні наближених чисел* потрібно залишати в отриманому результаті стільки десяткових знаків, скільки їх у числі з найменшою кількістю десяткових знаків. Так, суму чисел $30,1+1+0,66=31,76$ потрібно округлити до 32.

2) *При множенні та діленні наближених чисел* залишають у результаті стільки десяткових знаків, скільки їх у числі з найменшою

кількістю значущих цифр. Наприклад, добуток чисел $3,21 \cdot 1,6 = 5,136$ потрібно округлити до 5,1.

3) При піднесенні числа до степені залишають у результаті стільки значущих цифр, скільки їх має це число. Наприклад: $2,3^2 \approx 5,3$.

4) При визначенні кореня з числа залишають у результаті стільки значущих цифр, скільки їх має число під коренем. Приклад: $\sqrt{235,2} \approx 15,3$.

5) В усіх проміжних результатах потрібно зберігати на одну значущу цифру більше, ніж рекомендують попередні правила, а в кінцевому результаті цю «резервну» цифру після округлення відкидають.

2.2. ПРЕДСТАВЛЕННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ДАНИХ

Найбільш інформативною формою представлення експериментальних даних в фізичній хімії є графічна, при цьому, як правило, застосовують прямокутну систему координат. На осі абсцис відкладають незалежну змінну, а на осі ординат – значення функції цієї змінної. В кінці кожної осі вказують умовне позначення величин та їх розмірності. Якщо величини виражаються багаторозрядними цифрами, її записують через множник 10^n , який ставлять поруч з умовним позначенням величини. Наприклад: $C \cdot 10^3$, %. На осях координат ставлять 4-5 позначок масштабу виступами всередину. Не рекомендується набір рисунків, що містять однотипні криві, їх треба об'єднувати.

Підпис розміщують під рисунком і він звичайно має чотири основних елементи: 1) найменування графічного сюжету, що позначається скороченим словом **Рис.**; 2) порядковий номер арабськими цифрами (якщо рисунок в роботі один, він не нумерується); 3) стислий тематичний заголовок ілюстрації; 4) експлікацію (деталі сюжету, позначені цифрами) або легенду.

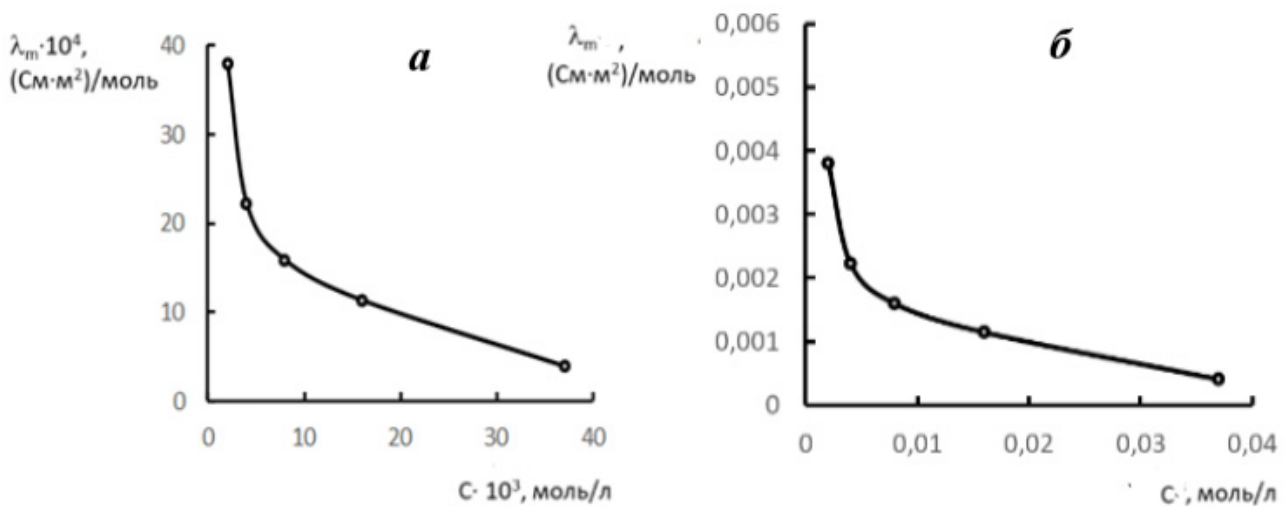


Рис. 2.1. Правильний (а) і неправильний (б) масштаб

Звіт щодо виконаної лабораторної роботи студентом надається викладачеві у вигляді протоколу і повинен містити наступні елементи:

1. Назва роботи.
2. Мета роботи.
3. Завдання роботи.
4. Стислий виклад теоретичних положень, на яких базується дана робота.
5. Стислий опис методики роботи (порядок проведення експерименту, необхідні схеми, умови проведення експерименту).
6. Результати експерименту у вигляді таблиць, куди заносяться всі отримані експериментальні дані.
7. Формули для розрахунків і розрахунки. При необхідності результати розрахунків заносяться в таблиці.
8. У разі необхідності графічної інтерпретації отриманих результатів до протоколу додаються рисунки, побудовані на комп'ютері або виконані олівцем на міліметровому папері в оптимальному масштабі.
9. Оцінка отриманих результатів на достовірність.

10. Висновок по роботі щодо отриманих результатів у відповідності з метою роботи. Якщо виявлені відхилення від теоретичних закономірностей, вказується передбачувана причина розбіжностей.

Студенти, які без поважних причин вчасно не захистили лабораторні роботи і не набрали необхідної суми балів, захищають лабораторні роботи на занятті, виділеному для захисту лабораторних робіт, але оцінюються роботи викладачем мінімальною кількістю балів.

3. ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ

3.1. ВИЗНАЧЕННЯ КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ СЛАБКОГО ЕЛЕКТРОЛІТУ

Мета роботи: експериментально визначити константу дисоціації слабкого електроліту методом електричної провідності.

Задачі роботи:

1. Виміряти електричну провідність розчинів слабкого електроліту різних концентрацій.
2. Розрахувати молярну електричну провідність розчинів слабкого електроліту різних концентрацій.
3. Розрахувати ступінь дисоціації слабкого електроліту для розчинів слабкого електроліту різних концентрацій.
4. Побудувати залежності для розчину слабкого електроліту: $\alpha = f(c)$; $\lambda = f(c)$; $\alpha = f(c)$ і проаналізувати їх.
5. Розрахувати константу дисоціації слабкого електроліту за рівнянням закону Оствальда для розчинів слабкого електроліту різних концентрацій.
6. Розрахувати середню константу дисоціації.
7. Побудувати лінійну залежність $\frac{1}{\lambda_m} = f(\lambda_m c)$ і графічно визначити константу дисоціації слабкого електроліту.
8. Провести статистичну обробку отриманих констант дисоціації слабкого електроліту і розрахувати помилки дослідів.

Реактиви: етанова (оцтова) кислота, бензойна кислота, акрилова кислота, етаноламін або амоній гідроксид - 0,1 М розчин; дистильована вода.

Обладнання: лабораторний аналізатор AZ-86505, аналітичні терези, мірна колба об'ємом 50 см³, шпатель, градуйовані піпетки ємністю 10 см³ – 2 шт., піпетка Мора ємністю 20 см³ – 1 шт., гумова груша, фільтрувальний папір.

Теоретичний зміст

Визначення питомої електричної провідності розчинів електролітів на практиці реалізується як вимірювання їх опору електричному струму. На практиці переважно застосовуються методи, які базуються на застосуванні змінного струму, що дозволяє запобігти електролізу та поляризації електродів, а також зменшити вплив електрофоретичного й релаксаційного ефектів.

Питома електрична провідність розчину електроліту (κ - каппа) – електрична провідність об'єму розчину, що знаходиться між двома плоскими паралельними електродами, кожний з яких має площу 1 м², а відстань між електродами дорівнює 1 м.

Розрахувати питому електричну провідність провідника можна за рівнянням:

$$\kappa = \frac{1}{\rho} = \frac{1}{R} \cdot \frac{l}{S}, \quad (3.1)$$

де κ – питома електрична провідність розчину електроліту; ρ – питомий опір розчину електроліту; S – площа електродів, між якими знаходиться розчин; l – відстань між електродами.

Сталою кондуктометричної комірки (електролітичної ванни) називають величину:

$$K_{cell} = \frac{l}{S} = \kappa \cdot R, \quad (3.2)$$

де K_{cell} – стала кондуктометричної комірки (електролітичної ванни).

Крім питомої електричної провідності для визначення фізико-хімічних величин застосовують молярну електричну провідність розчину електроліту.

Молярна електрична провідність розчину електроліту (λ_m) – електрична провідність розчину такого об'єму, який містить 1 моль

розчиненої речовини і знаходиться між двома плоскими паралельними електродами, відстань між якими дорівнює 1 м.

Розрахувати молярну електричну провідність провідника можна за рівнянням, враховуючи, що питома електрична провідність розчину електроліту (κ) і молярна концентрація (С) мають відповідно розмірності См/м і моль/м³:

$$\lambda_m = \frac{\kappa}{c} \quad (3.3)$$

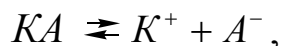
Закон незалежного руху йонів Кольрауша: у нескінченно розведеному розчині йони рухаються незалежно один від одного. У заданому розчиннику при певній температурі гранична молярна електрична провідність йона – це стала величина, яка не залежить від природи протилежно заряджених частинок.

Математичний запис закону незалежного руху йонів Кольрауша:

$$\lambda_{m,\infty} = \lambda_{m,\infty}^+ + \lambda_{m,\infty}^- \quad (3.4)$$

де $\lambda_{m,\infty}$ – гранична молярна електрична провідність розчину електроліту (відповідає електричній провідності гіпотетичного нескінченно розведеного розчину, який характеризується повною дисоціацією електроліту ($\alpha=1$) та відсутністю сил електростатичної взаємодії між йонами); $\lambda_{m,\infty}^+$ і $\lambda_{m,\infty}^-$ – граничні молярні електричні провідності (або *рухливості*) відповідно катіона та аніона (сталі величини, їх значення наведені в довіднику).

В розчинах слабких електролітів відбувається часткова дисоціація на йони, яка є оборотним процесом. Для бінарного слабого електроліту KA , що дисоціює за схемою:



константу дисоціації (K) розраховують за рівнянням:

$$K = \frac{c_{K^+} \cdot c_{A^-}}{c_{KA}} \quad (3.5)$$

або:

$$K = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \quad (3.6)$$

де c_{K^+} , c_{A^-} і c_{KA} – рівноважні молярні концентрації, відповідно, катіонів, аніонів та недисоційованих молекул електроліту; c – вихідна концентрація електроліту; α – ступінь дисоціації електроліту.

Рівняння (3.6) називається *законом розведення Оствальда*.

Ступінь дисоціації слабких електролітів розраховують за рівнянням:

$$\alpha = \frac{\lambda_m}{\lambda_{m,\infty}} \quad (3.7)$$

Враховуючи рівняння (3.6) і (3.7), можна записати, що *константа дисоціації слабого електроліту* дорівнює:

$$K = \frac{c \cdot \left(\frac{\lambda_m}{\lambda_{m,\infty}}\right)^2}{1 - \left(\frac{\lambda_m}{\lambda_{m,\infty}}\right)} = \frac{c \cdot \lambda^2}{\lambda_{m,\infty} (\lambda_{m,\infty} - \lambda)} \quad (3.8)$$

Рівняння (3.8) можна представити в лінійному вигляді:

$$\frac{1}{\lambda_m} = \frac{1}{\lambda_{m,\infty}} + \frac{1}{K \cdot \lambda_{m,\infty}^2} \lambda_m c \quad (3.9)$$

Рівняння (3.9) використовують для графічного визначення константи дисоціації слабого електроліту та граничної молярної електричної провідності даного електроліту, якщо для нього невідомі чисельні значення рухливостей йонів. Для цього будують лінійну залежність $\frac{1}{\lambda_m} = f(\lambda_m c)$, після чого методом екстраполяції

знаходять значення $\frac{1}{\lambda_{m,\infty}}$, а тангенс кута нахилу прямої до осі абсцис

дорівнюватиме $\operatorname{tg} \alpha = \frac{1}{K \lambda_{m,\infty}^2}$.

Хід роботи

1. Ознайомтесь з інструкцією роботи на кондуктометрі.
2. Зважте наважку слабого електроліту (за вказівкою викладача) на аналітичних терезах. Приготуйте в мірній колбі об'ємом 50 см^3 0,1 М водний розчин слабого електроліту.
3. Сполосніть кондуктометричну комірку отриманим розчином електроліту, відберіть піпеткою 20 см^3 цього розчину і

перенесіть в кондуктометричну комірку. Після встановлення рівноваги (≈ 2 хв) виміряйте питому електричну провідність розчину слабого електроліту.

4. Відберіть з кондуктометричної комірки однією піпеткою 10 см^3 розчину і додайте іншою піпеткою 10 см^3 дистильованої води. Перемішайте і через ≈ 2 хв виміряйте питому електричну провідність розчину слабого електроліту. Вода і розчин повинні мати одну температуру.
5. Повторіть операцію розведення розчину далі ще 4 рази, вимірюючи питому електричну провідність кожного розведеного розчину слабого електроліту.
6. Запишіть отримані результати в таблицю 3.1 і розрахуйте молярну електричну провідність (рівняння (3.3)), ступінь дисоціації (рівняння (3.7)) та константу дисоціації слабого електроліту (рівняння (3.8)).

Таблиця 3.1

Залежність питомої, молярної електричної провідності, ступеня дисоціації і константи дисоціації від концентрації слабого електроліту _____

№	c , моль/л	c , моль/м ³	κ , См/см	κ , См/м	λ_m , $\frac{\text{См} \cdot \text{м}^2}{\text{моль}}$	α	K , моль/м ³
1	0,100000						
2	0,050000						
3	0,025000						
4	0,012500						
5	0,006250						
6	0,003125						
							$\overline{K} = \dots$

7. Побудуйте і проаналізуйте залежності: $\kappa = f(c)$; $\lambda = f(c)$; $\alpha = f(c)$.

8. Побудуйте лінійну залежність $\frac{1}{\lambda_m} = f(\lambda_m c)$ і графічно визначте константу дисоціації слабого електроліту. Знайдіть методом

екстраполяції значення $\frac{1}{\lambda_{m,\infty}}$, а тангенс кута нахилу прямої до осі

абсцис дорівнюватиме $\text{tg}\alpha = \frac{1}{K\lambda_{m,\infty}^2}$.

9. Порівняйте експериментально одержані значення констант дисоціації слабкого електроліту (розрахованої за рівнянням Оствальда та визначеної графічно) з теоретичним значенням, наведеним в довіднику, шляхом розрахунку відносної похибки (δ) вимірювань за рівнянням

$$\delta K = \left| \frac{K_{\text{теор}} - K_{\text{експ}}}{K_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%. \quad (3.10)$$

і зробіть висновок.

Контрольні питання

1. Які речовини називають електролітами?
2. Що таке електролітична дисоціація? Чим відрізняються сильні і слабкі електроліти? Що таке ступінь електролітичної дисоціації?
3. Як приготувати 0,1 М розчин оцтової, бензойної кислоти та амоній гідроксиду?
4. Поясніть, чи доцільно при визначенні електричної провідності розчинів електролітів користуватися постійним струмом?
5. Яку електричну провідність розчинів електролітів називають питомою? Як вона залежить від концентрації електроліту і температури? Одиниці вимірювання питомої електричної провідності.
6. Яку електричну провідність розчинів електролітів називають молярною? Як вона залежить від концентрації електроліту і температури? Одиниці вимірювання молярної електричної провідності.
7. Дайте визначення рухливості йонів. Поясніть, які йони мають найбільшу рухливість в водних розчинах і чому.
8. Як визначити ступінь дисоціації слабкого електроліту методом електропровідності?
9. Як розрахувати константу дисоціації слабкого електроліту?
10. Користуючись законом розведення Оствальда, поясніть, як впливає підвищення концентрації електроліту на ступінь електролітичної дисоціації.

3.2. ВИЗНАЧЕННЯ ЗАЛЕЖНОСТІ МОЛЯРНОЇ ЕЛЕКТРИЧНОЇ ПРОВІДНОСТІ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ СИЛЬНОГО ЕЛЕКТРОЛІТУ

Мета роботи: встановити залежність молярної електричної провідності від концентрації розчину сильного електроліту.

Задачі роботи:

1. Виміряти електричну провідність розчинів сильного електроліту різних концентрацій.
2. Розрахувати молярну електричну провідність розчинів сильного електроліту різних концентрацій.
3. Розрахувати коефіцієнт електричної провідності для розчинів сильного електроліту різних концентрацій.
4. Побудувати залежності для розчинів сильного електроліту: $\alpha = f(c)$; $\lambda = f(c)$; $f_{\alpha} = f(c)$ і проаналізувати їх.
5. Побудувати лінійну залежність $\lambda_m = f(\sqrt{c})$ і графічно визначити граничну молярну електричну провідність сильного електроліту.
6. Розрахувати граничну молярну електричну провідність сильного електроліту за рівнянням Онзагера.
7. Провести статистичну обробку отриманої граничної молярної електричної провідності сильного електроліту і розрахувати відносну помилку досліду.

Реактиви: калій хлорид, натрій хлорид, натрій сульфат, калій сульфат, нікель хлорид або купрум сульфат – 0,1 М розчин; дистильована вода.

Обладнання: лабораторний аналізатор AZ-86505, аналітичні терези, мірна колба об'ємом 50 см³, шпатель, градуйовані піпетки ємністю 10 см³ – 2 шт., піпетка Мора ємністю 20 см³ – 1 шт., гумова груша, фільтрувальний папір.

Теоретичний зміст

У водних розчинах сильних електролітів відбувається повна дисоціація на йони, тобто такі електроліти існують у розчинах лише у вигляді йонів. Електростатична взаємодія між йонами частково упорядковує їх розміщення у розчині, таким чином, що поблизу

даного йона (центрального) більш імовірним є знаходження протилежно зарядженого йона.

Згідно з теорією електролітичної дисоціації сильних електролітів Дебая-Гюккеля навколо центрального йона формується симетрична йонна атмосфера з йонів протилежного знаку із сумарним зарядом, який дорівнює за величиною, але протилежний за знаком заряду центрального йона (рис. 3.1). Йонна атмосфера має певний усереднений розмір, який зменшується зі збільшенням заряду йона та збільшенням йонної сили розчину.

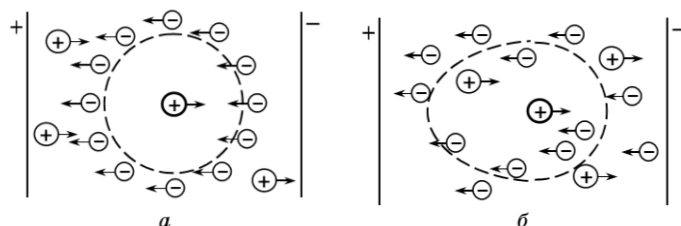


Рис. 3.1. Центральний йон та йонна атмосфера:

a – релаксаційний ефект; *б* – електрофоретичний ефект

Якщо зовнішнього електричного поля немає, йонна атмосфера має сферичну симетрію. Під впливом зовнішнього електричного поля в розчині сильного електроліту виникають гальмуючі ефекти: *релаксаційний* і *електрофоретичний*.

Релаксаційний ефект виникає, коли під впливом електричного поля центральний йон і йонна атмосфера рухаються в протилежних напрямках, що приводить до порушення симетрії йонної атмосфери: позаду центрального йона, який рухається, виникає надлишок заряду протилежного знаку.

Електрофоретичний ефект спостерігається під впливом того, що в електричному полі сольватований центральний йон пересувається в напрямку, протилежному до руху протийонів разом з їх сольватними оболонками, тобто рухається в середовищі, яке переміщується йому назустріч.

Чим більша йонна сила розчину, тим менший радіус йонної атмосфери і тим сильніше проявляються ці ефекти гальмування. Врахування релаксаційного і електрофоретичного ефектів дозволяє пояснити, чому із збільшенням концентрації розчинів молярна електрична провідність сильних електролітів зменшується і теоретично обґрунтувати *рівняння Кольрауша*:

$$\lambda_m = \lambda_{m,\infty} - a\sqrt{c}, \quad (3.11)$$

де a – емпірична константа, яка залежить від природи розчину.

Онзагер теоретично обґрунтував рівняння (3.11), запропонувавши такий його запис:

$$\lambda_m = \lambda_{m,\infty} - (A + B \cdot \lambda_{m,\infty})\sqrt{c}, \quad (3.12)$$

$$A = \frac{82,4}{(\varepsilon \cdot T)^{1/2} \eta},$$

$$B = \frac{8,20 \cdot 10^5}{(\varepsilon \cdot T)^{3/2}},$$

де A і B – константи, які враховують, відповідно, електрофоретичний і релаксаційний ефекти; ε – діелектрична стала розчинника; η – в'язкість розчину електроліту; T – абсолютна температура.

Рівняння (3.12) добре узгоджується з експериментальними даними, якщо концентрація розчину сильного електроліту не перевищує 0,02 моль/л.

Для сильного 1,1-валентного електроліту при 298 К рівняння Онзагера (3.12) має такий вигляд:

$$(3.13)$$

Характер залежності $\lambda_m = f(\sqrt{c})$ дозволяє якісно встановити, до яких електролітів відноситься речовина: для сильних електролітів спостерігається лінійна залежність, для слабких електролітів – не спостерігається. Крім того, за допомогою залежності $\lambda_m = f(\sqrt{c})$ також можна визначити, асоційовані чи неасоційовані йони в розчині сильного електроліту.

Диференціювання рівняння Онзагера (3.13) дозволяє розрахувати значення теоретичного нахилу ($a_{теор}$) залежності $\lambda_m = f(\sqrt{c})$ за рівнянням:

$$a_{теор} = \frac{d\lambda_m}{d\sqrt{c}} = -60,65 \cdot 10^{-4} - 0,23 \cdot \lambda_{m,\infty}. \quad (3.14)$$

Для лінійної ділянки залежності $\lambda_m = f(\sqrt{c})$ визначають експериментальну величину $a_{експ}$ і далі оцінюють δa за рівнянням:

$$\delta a = \frac{a_{експ} - a_{теор}}{a_{теор}}. \quad (3.15)$$

Якщо $\delta a > 0$ – електроліт слабкий або в розчині сильного електроліту є асоціація йонів; якщо $\delta a \leq 0$ – електроліт сильний і в розчині асоціація відсутня.

Лінійна екстраполяція залежності $\lambda_m = f(\sqrt{c})$ до $c \rightarrow 0$ дозволяє визначити граничну молярну електричну провідність сильного електроліту як відрізок на осі ординат.

Зміну інтенсивності міжйонної взаємодії в розчині сильного електроліту при зміні концентрації враховує коефіцієнт електричної провідності

$$f_\alpha = \frac{\lambda_m}{\lambda_{m,\infty}}. \quad (3.16)$$

Коефіцієнт електричної провідності залежить від концентрації сильного електроліту та заряду його йонів. Наприклад: у разі молярної концентрації еквівалентів 0,1 М для 1,1-валентних електролітів $f_\alpha = 0,8$; для 1,2-валентних електролітів $f_\alpha = 0,75$; для 1,3 або 2,2-валентних електролітів $f_\alpha = 0,4$. Величина $f_\alpha \rightarrow 1$, якщо $C \rightarrow 0$, тому що в нескінченно розведеному розчині міжйонна взаємодія відсутня.

Хід роботи

1. Ознайомтесь з інструкцією роботи на кондуктометрі.
2. Зважте наважку сильного електроліту (за вказівкою викладача) на аналітичних терезах і приготуйте в мірній колбі об'ємом 50 см^3 0,1 М водний розчин сильного електроліту.
3. Сполосніть кондуктометричну комірку отриманим розчином сильного електроліту і піпеткою налейте 20 см^3 цього розчину в кондуктометричну комірку. Після встановлення рівноваги ($\approx 2 \text{ хв}$) виміряйте питому електричну провідність розчину сильного електроліту.

4. Відберіть з кондуктометричної комірки однією піпеткою 10 см^3 розчину сильного електроліту і додайте іншою піпеткою 10 см^3 дистильованої води. Перемішайте і через ≈ 2 хв виміряйте питому електричну провідність розчину сильного електроліту. Вода і розчин повинні мати одну температуру.
5. Повторіть операцію розведення далі ще 4 рази, вимірюючи питому електричну провідність розчинів сильного електроліту.
6. Отримані результати запишіть в таблицю 3.2 і розрахуйте значення \sqrt{c} , молярну електричну провідність (рівняння (3.3)), коефіцієнт електричної провідності (рівняння (3.16)).

Таблиця 3.2

Залежність питомої, молярної електричної провідності, коефіцієнта електричної провідності від концентрації сильного електроліту _____

№	c , моль/л	c , моль/м ³	\sqrt{c} , (моль/м ³) ^{1/2}	κ , См/см	κ , См/м	λ_m , $\frac{\text{См} \cdot \text{м}^2}{\text{моль}}$	f_α
1	0,020000						
2	0,010000						
3	0,005000						
4	0,002500						
5	0,001250						
6	0,000625						

7. Побудуйте і проаналізуйте залежності: $\kappa = f(c)$; $\lambda = f(c)$; $f_\alpha = f(c)$.
8. Побудуйте лінійну залежність $\lambda_m = f(\sqrt{c})$ і графічно визначте величину $a_{\text{експ}}$ (тангенс кута нахилу прямої до осі абсцис) і експериментальне значення граничної молярної електричної провідності сильного електроліту $\lambda_{m,\infty}$ методом екстраполяції.
9. Розрахуйте відносну похибку для величини $\lambda_{m,\infty}$; теоретичне значення цієї величини візьміть в довіднику.

10. Розрахуйте величину $\alpha_{теор}$ за рівнянням Онзагера (3.14), якщо досліджуваний сильний електроліт є 1,1- зарядним.
11. Визначте величину $\delta\alpha$ за рівнянням (3.15) і зробіть висновок щодо сили електроліту і можливості асоціації йонів в розчині.

Контрольні питання

1. Як приготувати 0,05 М розчин натрій хлориду, натрій сульфату, купрум сульфату?
2. Що таке питома і молярна електрична провідність? Якими співвідношеннями вони зв'язані між собою?
3. Що таке йонна атмосфера? З чого вона складається? Як її розмір залежить від йонної сили розчину?
4. Поясніть залежність питомої (молярної) електричної провідності від концентрації сильного електроліту.
5. Чим відрізняється релаксаційний ефект від електрофоретичного?
6. Що таке коефіцієнт електричної провідності сильного електроліту? Як розрахувати коефіцієнт електричної провідності сильного електроліту?
7. Як залежить коефіцієнт електричної провідності від концентрації слабого електроліту?
8. За допомогою якої графічної залежності і яким чином можна якісно визначити слабкий чи сильний електроліт знаходиться в розчині?
9. Як методом електропровідності визначити, чи є асоціація йонів в розчині?
10. Як можна теоретично обґрунтувати експериментальне рівняння Кольрауша?

3.3. КОНДУКТОМЕТРИЧНЕ ТИТРУВАННЯ

Мета роботи: провести кондуктометричне титрування трьох розчинів (сильної, слабкої кислоти та їх суміші) невідомих концентрацій, розрахувати концентрації кислот.

Задачі роботи:

1. Провести кондуктометричне титрування кожного з трьох розбавлених розчинів сильної, слабкої кислоти та їх суміші.
2. Побудувати три кондуктограми ($\kappa = f(V)$) і визначити кінцеві точки титрування.
3. Розрахувати молярні концентрації кислот в трьох розчинах.

Реактиви: етанова (оцтова) кислота, нітратна кислота, суміш етанової та азотної кислот; натрій або калій гідроксид (0,1 М розчин); дистильована вода.

Обладнання: лабораторний аналізатор AZ-86505, мірна колба об'ємом 50 см³, градуйована піпетка ємністю 10 см³; бюретка для титрування, гумова груша, фільтрувальний папір.

Теоретичний зміст

Кондуктометричне титрування використовується для визначення концентрації розчинів електролітів і ґрунтується на різній рухливості йонів. Кондуктометричне титрування дозволяє отримувати результати з точністю 1-2 %.

Цей метод має суттєві переваги перед *об'ємним (індикаторним титруванням)*, а саме:

- 1) під час визначення кінцевої точки титрування усувається суб'єктивність завдяки відсутності індикатору;
- 2) метод можна автоматизувати, що важливо для серійних аналізів;
- 3) метод незамінний у разі титрування розчинів з осадом, а також при аналізі забарвлених і багатокомпонентних розчинів.

До недоліків кондуктометричного метода можна віднести:

- 1) малу селективність (електрична провідність – величина адитивна, обумовлена присутністю всіх йонів);
- 2) потребує спеціальної апаратури;
- 3) більшу тривалість методу порівняно з об'ємним титруванням.

При кондуктометричному титруванні вимірювання електричної провідності розчину проводять при додаванні невеликих порцій титранту і за допомогою отриманих експериментальних результатів будують *кондуктограму* – графічну залежність в координатах

$\alpha = f(V)$, з якої визначають кінцеву точку титрування. Далі невідому концентрацію речовини у розчині електроліту розраховують за законом еквівалентів (рівняння (3.17)):

$$c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2}, \quad (3.17)$$

де c_2 – молярна концентрація еквівалентів речовини, яка досліджується; c_1 – молярна концентрація еквівалентів титранту; V_2 – об'єм розчину електроліту; V_1 – об'єм розчину титранту в кінцевій точці титрування.

На кондуктограмі отримують прямолінійні ділянки, якщо враховані такі умови:

- 1) хімічна реакція при кондуктометричному титруванні відбувається швидко і до кінця (оберненість реакції заважає титруванню і проявляється в округленні поблизу кінцевої точки титрування на кондуктограмі);
- 2) концентрація титранту в 25-30 разів більша, ніж концентрація речовини, яку визначають (сильне розведення розчину титрантом змінює електричну провідність розчину, не зв'язану з перебігом реакції).

При кондуктометричному титруванні електрична провідність розчину електроліту складається з електричних провідностей всіх йонів, які є в розчині. Зміна електричної провідності розчину електроліту при кондуктометричному титруванні відбувається, оскільки в ході хімічної реакції утворюються малодисоційовані або важкорозчинні сполуки. Чутливість кондуктометричного титрування тим вища, чим більша різниця в рухливостях йонів, які зв'язуються і які утворюються. Кондуктометричний метод застосовують в реакціях кислотно-основної взаємодії та осадження важкорозчинних сполук.

Розглянемо кондуктометричне титрування для кислотно-основної взаємодії, оскільки саме в цьому випадку в реакції беруть участь йони H_3O^+ і OH^- , які мають найбільші значення рухливостей у порівнянні з іншими йонами (рис. 3.2).

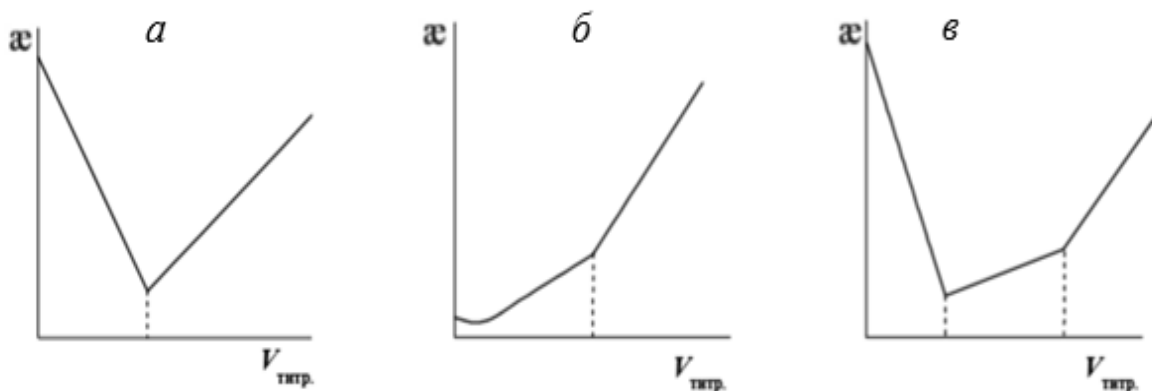


Рис. 3.2. Кондуктограми титрування розчинів кислот лугом:
а – сильної кислоти; *б* – слабкої кислоти;
в – суміші сильної та слабкої кислоти

При титруванні сильної кислоти сильною основою (лугом) замість йонів H_3O^+ в розчині з'являються катіони лужного металу з меншою рухливістю йонів і утворюється малодисоційована сполука – H_2O , тобто додавання лугу до розчину сильної кислоти приводить до зменшення електричної провідності розчину. Зменшення електричної провідності розчину продовжується до кінцевої точки титрування, в якій система має найменшу електричну провідність. При подальшому додаванні лугу в розчині з'являється надлишок йонів OH^- , і електрична провідність розчину зростає.

При титруванні слабкої кислоти сильною основою електрична провідність спочатку декілька зменшується, оскільки зменшується та невелика кількість йонів H_3O^+ , яка утворилася при дисоціації слабкої кислоти. Подальше додавання лугу приводить до збільшення електричної провідності: відбувається заміщення малодисоційованої слабкої кислоти на її сильно дисоційовану сіль. Після досягнення кінцевої точки титрування електрична провідність ще більше зростає, тому що в розчині з'являється надлишкова кількість рухливих йонів OH^- .

При кондуктометричному титруванні суміші сильної та слабкої кислот лугом в першу чергу в реакцію з лугом вступає сильна кислота, і тільки після того, як вона буде повністю нейтралізована, з лугом почне реагувати слабка кислота.

Слід врахувати, що при кондуктометричному титруванні суміші сильної та слабкої кислот першій кінцевій точці титрування відповідає об'єм титранту, який витрачено на титрування сильної

кислоти, а другій кінцевій точці титрування відповідає сумарний об'єм титранту, який витрачено на титрування сильної та слабкої кислоти.

Хід роботи

1. Ознайомтесь з інструкцією роботи на кондуктометрі.
2. Підготуйте бюретку і заповніть її розчином титранту, точна концентрація якого відома.
3. Візьміть за вказівкою викладача три розчини кислот (сильної, слабкої та їх суміші); кожний розчин розбавте в мірній колбі об'ємом 100 см^3 в 25 разів.
4. В кондуктометричну комірку налейте 20 см^3 розбавленого розчину сильної кислоти. Після встановлення рівноваги ($\approx 2 \text{ хв}$) виміряйте питому електричну провідність цього розчину.
5. Проведіть кондуктометричне титрування розведеного розчину сильного електроліту: додавайте \approx по $0,5-1,0 \text{ см}^3$ розчину титранту в розчин, що досліджується, ретельно перемішуйте розчин і вимірюйте питому електричну провідність після додавання кожної нової порції титранту і встановлення рівноваги ($\approx 2 \text{ хв}$).
6. Отримані результати запишіть в таблицю 3.3.

Таблиця 3.3

Залежність питомої електричної провідності розчину сильної кислоти _____ від об'єму титранту

$V_{\text{NaOH}}, \text{ см}^3$	$\kappa, \text{ См}\cdot\text{см}^{-1}$
0	
0,1	
0,2	
...	

7. Проведіть кондуктометричне титрування для розведеного розчину слабкої кислоти, як зазначено в п.п.3-4.
8. Отримані результати запишіть в таблицю 3.4.

Таблиця 3.4

**Залежність питомої електричної провідності
розчину слабкої кислоти _____ від об'єму титранту**

$V_{\text{NaOH}}, \text{см}^3$	$\kappa, \text{См}\cdot\text{см}^{-1}$
0	
0,1	
0,2	
...	

9. Проведіть кондуктометричне титрування для розведеного розчину суміші сильної та слабкої кислот, як зазначено в п.3-4.
10. Отримані результати запишіть в таблицю 3.5.

Таблиця 3.5

**Залежність питомої електричної провідності
розчину суміші сильної та слабкої кислоти _____
від об'єму титранту**

$V_{\text{NaOH}}, \text{см}^3$	$\kappa, \text{См}\cdot\text{см}^{-1}$
0	
0,1	
0,2	
...	

11. Побудуйте 3 кондуктограми – залежності $\kappa = f(V)$ для розчинів сильної, слабкої кислот, а також для їх суміші. Проаналізуйте отримані кондуктограми, визначте кінцеві точки титрування і розрахуйте за рівнянням (3.17) концентрації кислот в кожному з досліджених розчинів.

Контрольні питання

1. В чому полягає суть кондуктометричного титрування?
2. Яка точність і селективність кондуктометричного методу?
3. Які переваги методу кондуктометричного титрування у порівнянні з об'ємним титруванням?

4. Які недоліки методу кондуктометричного титрування у порівнянні з об'ємним титруванням?
5. Яка різниця між кондуктометричним титруванням сильної кислоти лугом і слабкої кислоти лугом?
6. Що таке кондуктограма і як на ній визначити кінцеві точки титрування?
7. Як на кондуктограмі для суміші сильної та слабкої кислоти визначити об'єм, який витрачено на титрування слабкої кислоти?
8. Поясніть, в яких випадках отримують прямолінійні ділянки на кондуктограмі.
9. Чому може спостерігатися округлення поблизу кінцевої точки титрування на кондуктограмі?
10. Як визначити концентрацію речовини методом прямої кондуктометрії?

3.4. ВИЗНАЧЕННЯ РОЗЧИННОСТІ ВАЖКОРОЗЧИННОЇ СОЛІ

Мета роботи: визначити розчинність і добуток розчинності (ДР) важкорозчинної солі та термодинамічні параметри процесу розчинення цієї солі.

Задачі роботи:

1. Приготувати суспензію важкорозчинної солі.
2. Виміряти питому електричну провідність насиченого розчину важкорозчинної солі і дистильованої води при двох температурах.
3. Розрахувати розчинність і добуток розчинності (ДР) важкорозчинної солі при двох температурах.
4. Оцінити помилку експерименту.
5. Розрахувати термодинамічні параметри (ΔG° , ΔH° , ΔS°) процесу розчинення важкорозчинної солі.

Реактиви: барій сульфат, плюмбум сульфат або плюмбум хлорид; дистильована вода з $\kappa < (2-3) \cdot 10^{-6} \text{ См} \cdot \text{см}^{-1}$.

Обладнання: лабораторний аналізатор AZ-86505, термостат, магнітна мішалка, електрична плитка, ступка з пестиком, хімічна склянка об'ємом 250 см^3 , конічна колба об'ємом 200 см^3 – 2 шт.,

градуирована піпетка ємністю 10 см³; гумова груша, фільтрувальний папір.

Теоретичний зміст

Кондуктометричний метод дозволяє визначити розчинність і ДР важкорозчинної солі за величиною питомої електричної провідності насиченого розчину цієї солі. Оскільки в насиченому розчині важкорозчинної солі концентрація йонів дуже мала, молярна електрична провідність розчину практично дорівнює граничній молярній електричній провідності $\lambda_{m,\infty}$.

Розчинність важкорозчинної солі (S , моль/л) дорівнює:

$$S = \frac{\kappa_{\text{нас.р-ну}} - \kappa_{\text{води}}}{(\lambda_{\infty,+} + \lambda_{\infty,-}) \cdot 1000}, \quad (3.18)$$

де $\kappa_{\text{нас.р-ну}}$ – питома електрична провідність насиченого розчину важкорозчинної сполуки; $\kappa_{\text{води}}$ – питома електрична провідність води; $\lambda_{\infty,+}$ і $\lambda_{\infty,-}$ – граничні молярні електричні провідності катіону та аніону, які входять до складу важкорозчинної сполуки.

Добуток розчинності важкорозчинних сполук розраховують за рівняннями (3.18-3.21), враховуючи тип електроліту.

Для 1, 1 - зарядного; 2, 2- зарядного або 3, 3-зарядного електроліту:

$$DP = S^2, \quad (3.19)$$

1, 2 - зарядного або 2, 1 - зарядного електроліту:

$$DP = 4S^3, \quad (3.20)$$

1, 3 - зарядного або 3, 1 - зарядного електроліту:

$$DP = 27S^4. \quad (3.21)$$

Зміну вільної енергії Гіббса процесу розчинення важкорозчинної солі визначають за рівнянням:

$$\Delta G^o = -RT \ln DP. \quad (3.22)$$

Зміну ентальпії процесу розчинення важкорозчинної солі розраховують за рівнянням:

$$\Delta H^{\circ} = \frac{R \cdot \ln \frac{DP_{T_2}}{DP_{T_1}}}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}. \quad (3.23)$$

Зміну ентропії процесу розчинення важкорозчинної солі визначають за рівнянням:

$$\Delta S^{\circ} = \frac{\Delta H^{\circ} - \Delta G^{\circ}}{T}. \quad (3.24)$$

Хід роботи

1. Ознайомтесь з інструкцією роботи на кондуктометрі.
2. Розітріть в ступці 2 г важкорозчинної солі (за вказівкою викладача), розтерту сіль перенесіть в конічну колбу на 200 см³, залийте 100 см³ дистильованої води і перемішуйте на магнітній мішалці 10 хв. Мішалку вимкніть, дайте осаду осісти і вилийте промивну воду шляхом її декантування. Повторіть відмивання осаду 3 рази.
3. Розділіть відмитий осад на дві частини. Першу частину осаду обробі як зазначено в п.3-7, а другу частину – як в п.8-9.
4. Додайте до однієї частини відмитого осаду 100 см³ дистильованої води і перемішуйте в термостаті 10 хв при температурі 298 К.
5. В конічну колбу на 100 см³ відберіть піпеткою 20 см³ дистильованої води і витримайте її в термостаті 10 хв при температурі 298 К, після чого виміряйте питому електричну провідність дистильованої води при температурі 298 К (питома електрична провідність дистильованої води має бути не більша за 2·10⁻⁶ См·см⁻¹).
6. Відберіть піпеткою 20 см³ насиченого розчину важкорозчинної солі (каламутну рідину, але без осаду) з температурою 298 К, перенесіть розчин в кондуктометричну комірку. Дочекайтесь,

коли розчин стане прозорим, виміряйте його питому електричну провідність при температурі 298 К.

7. В конічну колбу на 100 см³ відберіть піпеткою 20 см³ дистильованої води і витримайте її в термостаті 10 хв при температурі 318 К, після чого виміряйте питому електричну провідність дистильованої води при температурі 318 К.
8. Додайте до другої частини відмитого осаду 100 см³ дистильованої води і перемішуйте в термостаті 10 хв при температурі 318 К.
9. Відберіть піпеткою 20 см³ насиченого розчину важкорозчинної солі (каламутну рідину, але без осаду) з температурою 318 К, перенесіть в кондуктометричну комірку. Дочекайтесь, коли розчин стане прозорим, виміряйте його питому електричну провідність при температурі 318 К.
10. З осаду, що залишився в колбі, злийте воду, додайте до нього 100 см³ дистильованої води і перемішуйте на магнітній мішалці 10 хв, після чого повторіть п.п. 6 і 9. Такі операції оновлення розчину проведіть до встановлення сталого значення питомої електричної провідності, яке далі використайте для розрахунку розчинності солі.
11. Запишіть отримані результати в таблицю 3.6.

Таблиця 3.6

Залежність питомої електричної провідності дистильованої води та насиченого розчину важкорозчинної солі _____ від температури

T, K	$\kappa_{\text{нас.р-ну}}, \text{См/см}$	$\kappa_{\text{води}}, \text{См/см}$	$\kappa_{\text{солі}}, \text{См/см}$
298			
318			

12. Розрахуйте розчинність, ДР і термодинамічні параметри процесу розчинення важкорозчинної солі за рівняннями (3.18-3.24) і отримані результати запишіть в табл. 3.7.

**Залежність розчинності і термодинамічних параметрів
процесу розчинення важкорозчинної солі _____
від температури**

T, K	S, моль/л	ДР	ΔG°	ΔH°	ΔS°
			Дж/(моль · K)		
298					
318					

13. Порівняйте експериментально одержані значення ДР з теоретичним значенням, наведеним в довіднику, шляхом розрахунку відносної похибки (δ) вимірювань за рівнянням:

$$\delta_{ДР} = \left| \frac{ДР_{теор} - ДР_{експ}}{ДР_{теор}} \right| \cdot 100\%. \quad (3.25)$$

і зробіть висновок.

Контрольні питання

1. Як кондуктометричним методом визначити розчинність важкорозчинної сполуки?
2. Які вимоги висуваються до дистильованої води при приготуванні суспензії важкорозчинної солі?
3. Як визначити питому електричну провідність насиченого розчину важкорозчинної солі?
4. Як кондуктометричним методом визначити ДР важкорозчинної сполуки?
5. В чому полягають особливості вимірювання електричної провідності насиченого розчину важкорозчинної сполуки?
6. Як розрахувати термодинамічні параметри процесу розчинення важкорозчинної солі?

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Яцимирський В. К. Фізична хімія. – Київ : Перун, 2007. – 512 с.
2. Гомонай В., Гомонай О. Фізична хімія. Ч.2. Хімічна кінетика. Каталітичні реакції. Фізико-хімія поверхневих явищ. Фото- та радіаційно-хімічні процеси. Електрохімія. – Ужгород : Мистецька лінія. - 2003. – 477 с.
3. Лебідь В. І. Фізична хімія. – Харків : Фоліо, 2005. – 478 с.
4. Ковальчук Є. П., Решетняк О. В. Фізична хімія : Підручник. – Львів : Вид. центр ЛНУ імені Івана Франка, 2007. – 800 с.
5. Скрылев Л. Д. Химическая кинетика и катализ : учебное пособие. – Одесса : ОГУ, 1980. – 90 с.
6. Солдаткіна Л. М. Основи електрохімії: Теорія та задачі : навч. посіб. – Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова”, 2017. – 200 с.
7. Солдаткіна Л. М. Організація наукових досліджень в галузі фізичної та колоїдної хімії : навч. посіб. – Одеса: ОНУ, 2014. – 177 с
8. Практикум по физической химии / под ред. В. В. Буданова и Н. К. Воробьева. – М.: Химия, 1986. –352 с.
9. Практикум по физической химии / Под ред. И. В. Кудряшова. – М. : Высш. школа, 1986. – 495 с.
10. Практические работы по физической химии / под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л. : Химия, 1982. – 400 с.
11. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А. А. Равделя и А. М. Пономаревой. - Л. : Химия, 1983. – 232 с.

Навчальне видання

**Солдаткіна Людмила Михайлівна,
Перлова Ольга Вікторівна**

Фізична хімія

Основи електрохімії

Електрична провідність розчинів електролітів

В авторській редакції

Підп. до друку 18.03.2021. Формат 60x84/16

Умов.-друк. арк. 1,86. Тираж 20 пр.

Зам. № 2232.

Видавець і виготовлювач

Одеський національний університет імені І. І. Мечникова

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4215 від 22.11.2011 р.

Україна, 65082, м. Одеса, вул. Єлісаветинська, 12

Тел.: (048)723 28 39. E-mail: druk@onu.edu.ua