

**ВІННИЦЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ПЕДАГОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ім. М. Коцюбинського**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ З
ДИСЦИПЛІНИ “ФІЗИЧНА ХІМІЯ”**

Вінниця - 2025

Методичні вказівки до лабораторного практикуму з дисципліни «Фізична хімія» для здобувачів СВО бакалавр спеціальностей 102 Хімія, 014.06 Середня освіта (Хімія), 014.05 Середня освіта (Біологія та здоров'я людини). - 44 с.

Укладач: Василінич Т.М., кандидат технічних наук, доцент кафедри хімії та методики навчання хімії Вінницького державного педагогічного університету імені Михайла Коцюбинського.

Рецензенти:

Сакалова Г.В., доктор технічних наук, професор кафедри екології, хімії та технологій захисту довкілля ВНТУ;

Безносюк Н.С., кандидат педагогічних наук, доцент кафедри хімії та методики навчання хімії ВДПУ імені Михайла Коцюбинського.

Методичні вказівки до лабораторного практикуму з дисципліни «Фізична хімія» розглянуто і схвалено на засіданні Вченої ради природничо-географічного факультету

Протокол від 15.10.2025 року № 3

ВСТУП

Фізичну хімію можна визначити як науку, що вивчає проблеми, які лежать на межі між фізикою й хімією. По-перше, це застосування фізичних концепцій, теорій, математичного апарату фізики до розгляду загальних положень хімії. Ці розділи слід було б назвати теоретичною хімією. До речі, саме так називався перший підручник з фізичної хімії, виданий Нернстом. По-друге, фізична хімія повинна вивчати вплив фізичних факторів, наприклад електрики, світла тощо, на хімічні процеси. До цих розділів фізикохімії належить електрохімія, фотохімія, механохімія та ін.

Теоретична хімія стоїть на трьох “китах”: хімічній термодинаміці (вчення про рівновагу), хімічній кінетиці (вчення про швидкості та механізми хімічних реакцій) і будові речовини (хімічний зв’язок, міжмолекулярна взаємодія, структура твердих тіл, рідин тощо).

Мета даних методичних вказівок – закріпити знання теоретичних основ фізичної хімії і привити студентам навички експериментальної роботи. На сьогоднішній день не можна назвати жодного розділу фізичної хімії, який не був би тісно зв’язаний з розвитком галузей хімічної технології. При відборі лабораторних робіт автори намагались показати цей взаємозв’язок теорії і практики.

Враховуючи зростаючу роль в учбовому процесі наукових досліджень в практикумі поруч з “класичними” лабораторними роботами описані роботи, створені на базі обладнання, яке застосовується в наукових дослідженнях кафедр. В цих роботах можуть бути виконані завдання як чисто навчального, так і навчально-дослідного характеру. Лабораторні роботи, що включені в практикум, відносяться до таких розділів фізичної хімії, які інтенсивно розвиваються: термохімія, термодинаміка розчинів, кінетика складних гомогенних і гетерогенно-каталітичних реакцій, електрохімія.

Правила техніки безпеки під час виконання робіт в лабораторії фізичної хімії

1. До виконання кожної лабораторної роботи студенти допускаються лише після одержання інструктажу по техніці безпеки і дозволу викладача.
2. Перед початком роботи потрібно досконально оглянути установку, прилади, посуд, допоміжні матеріали, уяснити методику роботи, правило її безпечного виконання, перевірити чи вірно зібраний прилад чи установка, впевнитись чи відповідають взяті речовини, речовинам вказаних в інструкціях.
3. Працюючі в хімічній лабораторії зобов'язані одягнути спецодяг і мати при собі індивідуальні засоби захисту, які передбачені інструкціями.
4. Суворо дотримуватись записів, брати для роботи лише вказану кількість і концентрацію речовини, брати посуд і прилади, проводити роботу в умовах, які рекомендуються в підручниках та інструкціях. Всі відхилення погоджувати з керівником роботи.
5. Під час роботи з горючими і легкозаймистими отруйними речовинами необхідно суворо дотримуватися усіх правил роботи з вогне- і вибухово-небезпечними речовинами.
6. Коли нагрівають пробірку з рідиною, треба держати її отвором в сторону від себе і від своїх товаришів, які працюють поряд. Всі роботи з легкозаймистими і горючими рідинами, а також пов'язані із виділенням шкідливих парів і газів проводиться у витяжних шафах.
7. Забороняється пробувати на смак хімічні речовини. Нюхати речовини можна лише направляючи на себе гази або пар легким помахом руки.
8. Під час термічних опіків I ступеня обпечені місця слід присипати содою, крохмалем чи тальком.
9. Під час опіків кислотою або лугом вражені місця промити проточною водою і обробити розчином соди або розчином оцтової кислоти.
10. Використані під час роботи зразки, продукти дегазації і промивні води зливаються у спеціальну тару; зливати ці речовини у каналізацію забороняється.
11. Забороняється покидати своє робоче місце і залишати без нагляду запалені спиртівки та інші нагрівні прилади. Перехід на інше місце під час виконання роботи без дозволу викладача не допускається.
12. Після закінчення роботи в лабораторії працюючі повинні відключити воду, газ, електроприлади.
13. По закінченню робочого дня кожний працюючий повинен перевірити і привести в порядок своє робоче місце, прилади і апарати, а той що йде останнім виключити світло і перекрити воду, перевірити чи видалені з приміщення ЛЗР і ГР, чи оброблені відпрацьовані розчини, чи всі склянки і посуд з хімічними речовинами закриті пробками і поставлені на відповідні місця.

ТЕМА 1 ОСНОВИ ТЕРМОДИНАМІКИ

Основні поняття термодинаміки. Термодинамічні функції. І постулат термодинаміки. Максимальна робота в різних процесах. Теплоємність, її залежність від температури. Термохімія, види теплових ефектів, їх залежність від температури. Закон Гесса, межі застосування і наслідки закону. Закон Кірхгофа. II закон термодинаміки. Ентропія. Цикл Карно. Зв'язок I і II законів термодинаміки. Термодинамічні потенціали. Рівняння Гіббса – Гельмгольца. Хімічний потенціал. Термодинаміка хімічної рівноваги.

Теоретичні відомості

Термохімія — це розділ хімічної термодинаміки, що вивчає теплові ефекти хімічних реакцій та фазових перетворень. Основним законом термохімії є *закон Гесса*: тепловий ефект хімічної реакції за сталих об'єму або тиску не залежить від шляху перебігу реакції (кількості проміжних стадій), а визначається лише початковим і кінцевим станами системи.

Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення всіх речовин, які вказані в правій частині рівняння і теплот утворення всіх речовин, які вказані в лівій частині рівняння помножених на значення відповідних стехіометричних коефіцієнтів $n_i, n_j, \Delta H_{\text{утв.}}$ кожної речовини визначають за допомогою таблиць і домножують на коефіцієнт, який стоїть перед формулою цієї речовини в хімічному рівнянні реакції:

$$\Delta H_{x, p.} = \sum_{i=1}^{i=k} (n_i \Delta H_{i, \text{утв.}}^k) - \sum_{j=1}^{j=n} (n_j \Delta H_{j, \text{утв.}}^b) \quad (1.1)$$

де $\Delta H_{i, \text{утв.}}^k$ - стандартні ентальпії утворення вихідних продуктів;

$\Delta H_{j, \text{утв.}}^b$ - стандартні ентальпії утворення вихідних продуктів.

Тепловий ефект хімічної реакції можна вирахувати також за допомогою теплот згоряння речовин:

$$\Delta H_{x, p.} = \sum_{j=1}^{j=k} (n_j \Delta H_{j, \text{згор.}}^k) - \sum_{i=1}^{i=n} (n_i \Delta H_{i, \text{згор.}}^b) \quad (1.2)$$

де $\Delta H_{j, \text{згор.}}^k, \Delta H_{i, \text{згор.}}^b$ - стандартні теплоти згоряння кінцевих і вихідних органічних сполук.

Стандартна теплота (зміна ентальпії) утворення $\Delta H_{f, 298}^\circ$ — це тепловий ефект процесу утворення 1 моль сполуки з простих речовин за умови, що всі складові частини системи перебувають у стандартному стані. Під стандартним станом розуміють (якщо інше не вказане) температуру 298 К і тиск 101325 Па всіх учасників реакції, а також той їх агрегатний стан, в якому вони зазвичай знаходяться за вказаних вище умов.

Для розрахунку теплових ефектів реакцій, в яких беруть участь органічні речовини, часто використовують теплоти згоряння.

Теплотою (змінною ентальпії) згоряння називається тепловий ефект

реакції окиснення 1 моль речовини в атмосфері чистого кисню до відповідних продуктів за стандартних умов. Стандартну зміну ентальпії згоряння позначають ΔH°_c .

У термохімії визначають також теплоти розчинення, гідратації, нейтралізації, електролітичної дисоціації.

Експериментально теплові ефекти процесів визначають калориметричним методом.

При розчиненні солі в рідині мають місце два процеси: руйнування кристалічної решітки – ендотермічний процес і сольватація іонів – екзотермічний процес. В залежності від співвідношення цих теплових ефектів (яке визначається природою розчиненої речовини і розчинника) теплота розчинення солі може бути як додатною ($\Delta H > 0$), так і від'ємною ($\Delta H < 0$) величиною. Розрізняють інтегральну і диференційну (парціальну) теплоти розчинення.

Інтегральна теплота розчинення – тепловий ефект розчинення 1 моль речовини в деякій кількості чистого розчинника.

Диференційна теплота розчинення – тепловий ефект розчинення 1 моль речовини в безкінечно великій кількості розчину. При цьому концентрація розчину зростає на безкінечно малу величину, якою нехтують.

Реакція нейтралізації — це взаємодія між розчинами кислоти та лугу з утворенням солі та слабого електроліту (води). Згідно з теорією електролітичної дисоціації, нейтралізація будь-якої сильної кислоти сильним лугом зводиться до однієї і тієї ж іонно-молекулярної реакції:



Експериментально встановлено, що ентальпія нейтралізації для сильних електролітів у розведених розчинах є сталою величиною і становить приблизно $-55,8$ кДж/моль (при 298 К).

Теплотою гідратації називають кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час утворення 1 моль твердого кристалогідрату з твердої безводної солі та відповідної кількості води.

В калориметричних дослідах визначаються тільки інтегральні теплоти розчинення. Диференційні теплоти розчинення знаходять розрахунковим шляхом.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1.1

Визначення теплоти розчинення солі

Мета роботи: Експериментальне визначення теплового ефекту процесу розчинення солі у воді.

Обладнання та реактиви: калориметрична установка, термометр Бекмана, мішалка, секундомір, ваги (аналітичні та технічні), електроплитка, ступка з товчачиком, пробірка, лійка, мірні циліндри, дистильована вода, лід (для налаштування термометра), досліджувана сіль (наприклад, KCl, KNO₃ або NH₄NO₃).

Калориметрична установка. Експериментальне визначення теплових ефектів здійснюють у спеціальних приладах — калориметрах. Конструкції калориметрів є різноманітними і залежать від особливостей досліджуваного процесу. На рис. 1.1 представлено схему найпростішого калориметра з ізотермічною оболонкою, який використовують для визначення теплот розчинення солей, гідратоутворення та нейтралізації.

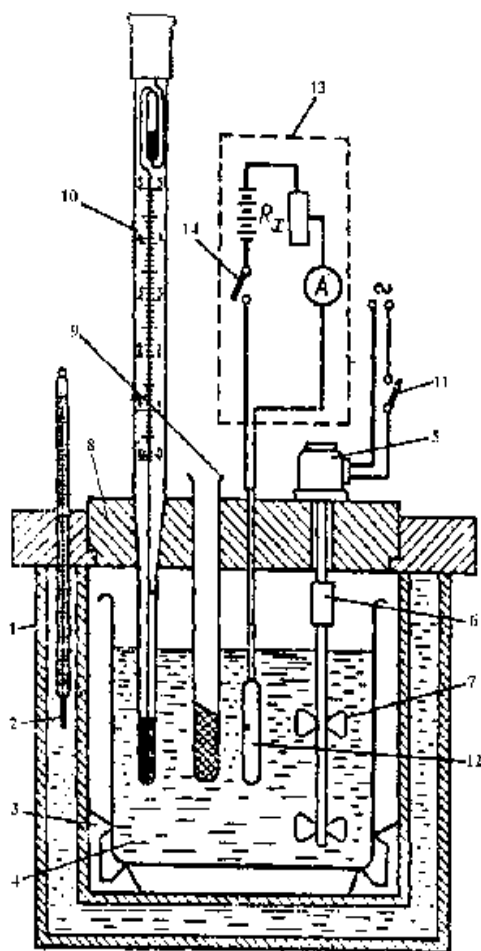


Рис.1.1 - Схема калориметра з ізотермічною оболонкою

Калориметр складається з ізотермічної оболонки 1, заповненої водою, термометра 2 та калориметричної склянки 4 об'ємом 0,45 л, встановленої на термоізоляційних опорах 3. Залежно від мети роботи склянку 4 заповнюють відповідною калориметричною рідиною: водою, розчином лугу, солі тощо.

Для забезпечення рівномірного теплообміну між калориметричною рідиною та ізотермічною оболонкою 1, а також для прискорення змішування реагентів, калориметр оснащений мішалкою 7. Мішалка приводиться в рух синхронним електродвигуном 5 через термоізоляційну муфту 6. На кришці 8 ізотермічної оболонки передбачено отвір для введення в калориметр досліджуваної речовини (пробірки з сіллю 9, ампули з кислотою тощо).

Зміну температури під час дослідження фіксують за допомогою термометра Бекмана 10. Електронагрівач із випрямлячем 13 призначені для визначення теплового значення (постійної) калориметра. У коло нагрівача під'єднано амперметр для контролю сили струму.

У зважену калориметричну склянку 4 наливають 400 см³ калориметричної рідини, температура якої має бути близькою до температури рідини в ізотермічній оболонці 1. Масу рідини з точністю $\pm 0,5$ г визначають за різницею мас заповненої та порожньої склянки 4.

Потім у пробірку (або ампулу) 9 вводять досліджувану речовину. Її наважку з точністю $\pm 0,001$ г визначають за різницею мас порожньої та заповненої пробірки 9. Склянку 4 з рідиною поміщають у калориметр і щільно закривають кришкою. Пробірку 9 вставляють у спеціальний отвір у кришці 8.

Калориметричні дослідження здійснюють у такій послідовності:

1. Встановлення та налаштування термометра Бекмана.
2. Визначення постійної (теплового значення) калориметра електричним методом.
3. Вимірювання теплового ефекту досліджуваного процесу.

Налаштування термометра Бекмана

Метастатичний термометр Бекмана (рис. - 1.2) призначений для високоточного вимірювання (з точністю до 0,01-0,002 K) невеликих різниць температур у різних температурних інтервалах. Особливість його будови полягає в можливості змінювати кількість робочої ртуті в основному (нижньому) резервуарі 1 відповідно до досліджуваної області температур.

Для цього прилад оснащений верхнім (запасним) резервуаром 4, куди можна переводити надлишок ртуті з основного резервуара (для вимірювань при високих температурах) або додавати її в основний резервуар (для вимірювань при низьких температурах). Шкала такого термометра має довжину 25–35 см і градуйована зазвичай на 5 °C (рідше на 2 або 6 °C) з ціною поділки у соті частки градуса.

Налаштування термометра полягає в тому, щоб за певної базової температури (наприклад, температури замерзання розчинника) рівень ртуті перебував приблизно на середині умовної шкали (між поділками 2 та 4).

Порядок налаштування на 0 °C (якщо розчинник — вода):

1. Попередня перевірка: Приготуйте в склянці суміш льоду та води і занурте в неї термометр. Зачекайте 5 хвилин і простежте, де зупиниться меніск ртуті.
2. Додавання ртуті (якщо рівень нижче поділки 2):
 - Переверніть термометр верхнім кінцем донизу, затиснувши його в кулаці.
 - Злегка постукайте кулаком по столу, підтримуючи інший кінець термометра другою рукою, щоб ртуть у капілярі з'єдналася з ртуттю в запасному резервуарі.
 - Обережно поверніть термометр у вертикальне положення і занурте в суміш лід–вода, не допускаючи розриву ртутного стовпчика.
 - Коли ртуть охолоне і стиснеться, вона «затягне» необхідну порцію із запасного резервуара.
 - Витягніть термометр і різким рухом (стукаючи рукою по руці, в якій тримаєте прилад) відірвіть стовпчик ртуті від запасного резервуара в точці з'єднання капіляра.

3. Видалення надлишку ртуті (якщо рівень вище поділки 4):

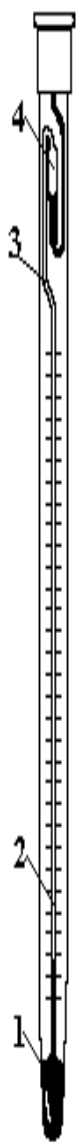


Рис. 1.2 - Термометр Бекмана

- 1 – основний резервуар ртуті;
2 – шкала термометра;
3 – капіляр;
4 – додатковий резервуар ртуті

- Вийміть термометр із суміші і злегка підігрійте нижній резервуар рукою, щоб ртуть почала розширюватися.
 - Коли на кінці капіляра у верхньому резервуарі утвориться крапля, струсіть її в запасний резервуар, постукавши верхньою частиною термометра по пальцю.
4. Контроль: Повторно занурте термометр у суміш лід–вода. Якщо після стабілізації (2–3 хв) ртуть зупинилася між поділками 2 та 4 — термометр налаштовано правильно.

Важливо: Налаштований термометр Бекмана заборонено класти горизонтально на стіл або залишати на тривалий час при кімнатній температурі (ртуть може знову заповнити капіляр і вийти в запасний резервуар). У неробочий час прилад зберігають виключно вертикально в штативі, зануливши нижній резервуар у стакан з водою або льодом.

Визначення постійної калориметра. Рівняння теплового балансу калориметричного досліду можна записати у вигляді:

$$\Delta H = K \cdot \Delta t \quad (1.4)$$

де ΔH - тепловий ефект процесу, що протікає в калориметрі; K – постійна калориметра.

За фізичним змістом постійна калориметра K є його сумарною теплоємністю і чисельно дорівнює кількості теплоти, необхідної для нагрівання всіх частин приладу (склянки, мішалки, термометра, калориметричної рідини) на один градус.

Постійну калориметра визначають електричним методом. Для цього збирають установку згідно зі схемою (рис. 1.1) та налаштовують термометр Бекмана.

Порядок виконання вимірювань:

1. *Попередній період:* Вмикають мішалку та секундомір. Щохвилини за допомогою лупи фіксують температуру з точністю до 0,002-0,003 градуса. Коли зміна температури стане рівномірною (приблизно 0,01град/хв), виконують 10 контрольних відліків «попереднього періоду».
2. *Головний період:* На точно фіксований час (зазвичай 1–2 хв) вмикають електронагрівач. Протягом цього часу записують силу струму I та напругу (або опір нагрівача R).
3. *Заключний період:* Після вимкнення струму протягом 10 хвилин продовжують записувати температуру. Це необхідно для врахування теплообміну системи з навколишнім середовищем.

Результати вимірювання температури заносять в таблицю 1.1.

Таблиця 1.1 - Результати вимірювання температури

Час від початку досліду, хв	Попередній період			Головний період			Заключний період		
	0	...	10	11	...	14	15	...	25
Покази по термометру Бекмана, °С									

Теплоту, яку одержала система в результаті пропускання струму через нагрівач, розраховують за рівнянням:

$$\Delta H_{\text{сmp.}} = I^2 \cdot R \cdot \tau \quad (1.5)$$

де $\Delta H_{\text{сmp.}}$ - кількість тепла, що виділяється при пропусканні струму, Дж; I - сила струму, А; R - опір нагрівача, Ом; τ - час пропускання струму, с.

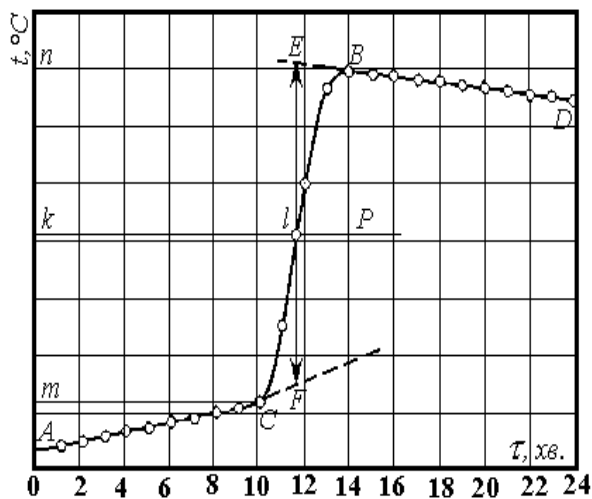


Рис. 1.3 - Зміна температури за час калориметричного дослідження

На основі отриманих даних будують графік залежності температури від часу (рис. 1.3). Через теплообмін із середовищем ділянки графіка до та після нагрівання не є горизонтальними, тому справжню зміну температури Δt знаходять методом графічної екстраполяції.

З графіка знаходять зміну температури Δt в калориметричному досліді. Через точку l проводять вертикаль. Екстраполюють лінійні ділянки AC і BD (пунктирні лінії на графіку) до перетину з вертикаллю в

точках E і F . Відрізок EF відповідає зміні температури в калориметричному досліді Δt з врахуванням поправки на теплообмін. Значення Δt і $\Delta H_{\text{сmp.}}$ підставляють в рівняння (1.5) і розраховують постійну калориметра K .

Виконання роботи

Для проведення дослідження в калориметричну склянку 4 (рис. 1.1) наливають 400 см³ дистильованої води. Точну масу води (з точністю до ± 1 г) визначають за різницею мас заповненої та порожньої склянки 4. У пробірку 9 беруть наважку сухої, добре розтертої солі. Для об'єму 400 см³ маса наважки має становити приблизно 5–10 г (зважують із точністю до $\pm 0,01$ г).

Після визначення постійної калориметра виконують 10 вимірювань температури «попереднього періоду». Потім швидко виймають пробірку із сіллю 9 і через лійку висипають сіль у калориметр. Лійку прибирають, а пробірку знову встановлюють у кришку калориметра 8. «Головний період» дослідження зазвичай закінчується через 1–3 хв після висипання солі (коли зміна температури знову стає рівномірною). Після цього виконують 10 вимірювань температури «заключного періоду».

Результати вимірювань заносять у таблицю 1.1. Після завершення вимірів зупиняють мішалку та розбирають калориметр. Пробірку 9 ретельно витирають зовні фільтрувальним папером і зважують. Точну масу розчиненої солі m (з точністю до $\pm 0,001$ г) знаходять за різницею мас пробірки до та після висипання солі.

За отриманими даними будують графік, за допомогою якого (методом екстраполяції) знаходять зміну температури в калориметричному досліді Δt_x .

Питому інтегральну теплоту розчинення невідомої солі $\Delta_r H^\circ(T)$ розраховують за рівнянням:

$$\Delta_r H^\circ(T) = K \Delta t_x / m \quad (1.6)$$

де m – наважка розчиненої солі, г, K – постійна калориметра.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1.2

Визначення теплового ефекту процесу гідратації безводної солі

Мета роботи: Експериментальне визначення ентальпії процесу гідратації безводної солі на основі закону Гесса.

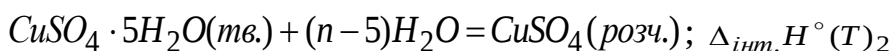
Обладнання та реактиви: калориметрична установка (посудина Д'юара), термометр Бекмана, мішалка, секундомір, ваги (аналітичні та технічні), порцелянова чашка, електроплитка, ступка з товкачиком, пробірка з гумовою пробкою, лійка з широким отвором, мірні циліндри, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, дистильована вода, лід (для налаштування термометра).

Встановимо зв'язок між теплотою гідратації та теплотами розчинення на прикладі утворення кристалогідрату купрум(II) сульфату (мідного купоросу). У початковому стані маємо 1 моль кристалічної безводної солі в n моль H_2O . Перехід від початкового стану до кінцевого можна здійснити двома різними шляхами.

Перший шлях: Пряме розчинення безводної солі



Другий шлях: Утворення кристалогідрату з наступним його розчиненням



Згідно закону Гесса сумарні теплові ефекти в обох випадках будуть рівні:

$$\Delta_{\text{int.}} H^\circ(T)_1 = \Delta_{\text{гидр.}} H^\circ(T) + \Delta_{\text{int.}} H^\circ(T)_2 \quad (1.7)$$

Вимірявши дослідним шляхом $\Delta_{\text{int.}} H^\circ(T)_1$ і $\Delta_{\text{int.}} H^\circ(T)_2$, можна розрахувати теплоту утворення гідрату $\Delta_{\text{гидр.}} H^\circ(T)$.

Виконання роботи

Для проведення досліду готують дві наважки по 7,5 г ретельно розтертого кристалогідрату. Першу наважку використовують для визначення теплоти розчинення кристалогідрату, а другу переносять у фарфорову чашку і нагрівають на пальнику до повного зневоднення солі (до зникнення блакитного кольору та утворення білого порошку).

Отриману безводну сіль пересипають в попередньо зважену пробірку, яку відразу ж закривають гумовою пробкою. Після охолодження пробірку зважують. Води для розчинення CuSO_4 беруть 300 г, а для розчинення

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - 297 г. Різниця в 3 г відповідає кількості води, яка міститься в 7,5 г кристалогідрату.

Методика роботи і розрахунку теплот розчинення безводної солі $\Delta_{\text{int.}}H^\circ(T)_1$ і кристалогідрату $\Delta_{\text{int.}}H^\circ(T)_2$ аналогічна розглянутій в лабораторній роботі 1.1.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1.3

Визначення теплоти нейтралізації кислоти розчином лугу

Мета роботи: Експериментальне визначення ентальпії реакції нейтралізації в системі «сильна кислота — сильний луг» калориметричним методом.

Обладнання та реактиви: калориметрична установка (посудина Д'юара), термометр (з ціною поділки 0,1 °С або електронний датчик), мішалка, секундомір, мірні циліндри місткістю 25–50 мл; 1М розчин сульфатної кислоти (H_2SO_4), 1М та 2М розчини натрій гідроксиду (NaOH).

Виконання роботи

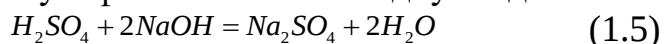
За допомогою мірного циліндра відміряти 25 мл 1 М розчину кислоти та перенести його в калориметричну посудину (рис.1.1). Виміряти початкову температуру розчину (T_1). Під час вимірювання резервуар термометра має перебувати в центрі рідини, не торкаючись стінок або дна посудини. Іншим мірним циліндром відміряти 25 мл 1 М розчину лугу. Швидко додати луг до кислоти в калориметр і розпочати інтенсивне перемішування. Одночасно з початком змішування ввімкнути секундомір. Протягом усього досліду фіксувати температуру суміші з інтервалом у 5 секунд. Спостереження продовжувати до моменту стабілізації температури або початку її рівномірного зниження після досягнення максимуму.



Для проведення другої стадії реакції нейтралізації, одержаний розчин NaHSO_4 охолоджують до початкової температури, додають ще такий же об'єм 1М розчину лугу і визначають Δt аналогічним чином.

Напишіть рівняння реакції другої стадії.

Далі проводять нейтралізацію сульфатної кислоти в одну стадію:



Зміну температури в результаті реакції знаходять графічним способом на основі залежності температури розчину в ході калориметричного досліду від часу ($t - \tau$).

Кількість виділеної теплоти вирахувати за формулою:

$$Q = \frac{cm\Delta t}{(1 - a \cdot 10^{-2})} \quad (1.6)$$

де c – питома теплоємність розчинів NaHSO_4 і Na_2SO_4 відповідно 5,02 і 5,15 кДж/(кг·К); m – маса одержаного розчину, кг; Δt - зміна температури в результаті реакції; a – втрати теплоти на нагрівання калориметра, мішалки, термометра (вказує викладач; зазвичай - 3%).

Масу розчину можна вирахувати за формулою:

$$m = V_k d_k + V_l d_l, \quad (1.7)$$

де V_k, V_l - об'єми розчинів відповідно кислоти і лугу, м^3 ; d_k, d_l - густина розчинів, кг/м^3 .

Вирахуйте кількість виділеної теплоти за формулою (1.6).

Обчисліть теплоту, яка виділяється при нейтралізації 1 моль кислоти

$$\Delta H_{\text{нейтр.}}^{\circ} = -\frac{Q}{n}, \quad (1.8)$$

де n – кількість молів кислоти, яка міститься в об'ємі кислоти, взятої для дослідів і визначається формулою

$$n = C_m V_k \quad (1.9)$$

де C_m - молярність розчину кислоти, моль/л; V_k - об'єм кислоти, л. На основі результатів, одержаних при проведенні реакції в дві та одну стадію, доведіть закон Гесса.

За допомогою довідникових даних розрахуйте теоретичне значення теплоти реакції $\Delta H_{\text{нейтр.}}^{\circ}$.

Теплоти утворення речовин:

Речовина	$\Delta H_{\text{утв.}}^{\circ}$, кДж/моль
Na_2SO_4	-1401,43
H_2SO_4	-903,2
NaOH	-469,44
H_2O	-285,83

Розрахуйте відносну похибку.

$$\varepsilon = \frac{H_{\text{теор.}}^{\circ} - H_{\text{експ.}}^{\circ}}{H_{\text{теор.}}^{\circ}} \cdot 100\% \quad (1.10)$$

Зробити висновок.

ТЕМА 2 ФАЗОВІ РІВНОВАГИ. ЗАКОН РОЗПОДІЛУ

Поняття про фазу, компонент, термодинамічні ступені вільності системи. Правило фаз Гіббса. Фазові перетворення в однокомпонентних системах. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса. Діаграма стану для системи з одного компонента. Фізико-хімічний аналіз. Термічний аналіз, його застосування у практиці. Діаграми плавкості двокомпонентних систем. Бінарні системи, компоненти яких утворюють тверді розчини. Діаграма плавкості бінарної системи, компоненти якої необмежено розчинні в рідкому стані і взаємною нерозчинні в твердому стані. Діаграма плавкості бінарної системи, компоненти якої необмежено розчинні в рідкому стані та утворюють хімічні сполуки у

твердому стані. Розподіл речовини між двома незмішуваними розчинниками. Закон розподілу Нернста. Екстракція.

Теоретичні відомості

Речовина розподіляється між двома рідинами, які не змішуються одна в одній, в певному співвідношенні згідно закону розподілу:

$$\frac{C_a}{C_g} = K \quad (2.1)$$

C_a і C_g - концентрація речовини в розчинах А і В.

K – константа, яку називають коефіцієнтом розподілу.

Отже, відношення концентрації речовини, яка розподіляється між двома рідинами, що практично взаємно нерозчинні є для кожної температури величина стала. Коефіцієнт розподілу не залежить від кількості кожного з розчинів і розподіленої речовини.

Якщо розчинена речовина в одному з розчинників утворює асоціати, або дисоціює на іони, то співвідношення (2.1) набуває вигляду:

$$\frac{C_a^m}{C_g} = K \quad (2.2)$$

m – стала величина для системи при певній температурі, залежить від природи розчинника. Вона рівна співвідношенню:

$$m = \frac{M_A}{M_B} \quad (2.3)$$

де M_A і M_B – молекулярні маси розчиненої речовини (третього компоненту) в розчинах А і В відповідно.

Співвідношення (2.2) називається законом Шилова-Нернста. Закон розподілу дає змогу визначити найвигідніші умови процесу екстрагування.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2.1

Визначення коефіцієнта розподілу йоду між водою та бенzenом

Мета роботи: експериментально визначити коефіцієнт розподілу йоду між двома рідкими фазами, що не змішуються (водою та бенzenом), та встановити характер молекулярного стану йоду в обох розчинниках.

Обладнання та реактиви: Ділильні лійки (3 шт.), конічні колби для титрування (ємністю 100 мл, 6 шт.), бюретки для титрування, піпетки Мора (5 мл та 10 мл), мірні циліндри, кристалічний йод (I_2), бенzen (C_6H_6), дистильована вода, стандартний розчин натрію тіосульфату ($Na_2S_2O_3$) концентрацією 0,2 н. та 0,02 н, розчин крохмалю (1%) як індикатор.

Виконання роботи

Приготування вихідних розчинів:

Приготувати по 25 мл трьох розчинів йоду в бенzenі з концентраціями 1%, 2% та 3% відповідно.

Екстракція та встановлення рівноваги:

У три ділильні лійки налити по 50 мл дистильованої води.

У кожену лійку додати по 5 мл відповідного розчину йоду в бенzenі (№1, №2, №3).

Лійки щільно закрити пробками та енергійно струшувати протягом 2–3 хв для досягнення рівноваги розподілу. Періодично відкривати пробки для вирівнювання тиску парів бензену.

Залишити лійки в штативі до повного розділення фаз.

Розділення фаз:

Після розшарування рідини злити у пронумеровані конічні колби. У колби з непарними номерами (1, 3, 5) злити водні розчини йоду (нижній шар), а у колби з парними номерами (2, 4, 6) — бензенові розчини (верхній шар).

Титрування:

Визначити вміст йоду в кожній фазі шляхом титрування розчином натрію тіосульфату в присутності 1 мл крохмалю:

Водний шар: титрувати 0,02 н. розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Бензеновий шар: додати 20 мл дистильованої води і титрувати 0,2 н. розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ за інтенсивного перемішування до зникнення синього забарвлення у водному шарі.

Під час титрування відбувається реакція:



Концентрацію йоду в розчинах розрахувати на основі закону еквівалентів:

$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2, \quad (2.6)$$

де V_1 і N_1 — об'єм та нормальність досліджуваного розчину,

а V_2 і N_2 — об'єм та нормальність тіосульфату натрію.

Результати вимірювань та розрахунків записати в таблицю 2.1.

Таблиця 2.1 — Результати розподілу йоду

Номер суміші	Водна фаза, моль/л	Бензенова фаза, моль/л

Для визначення параметрів розподілу прологарифмувати рівняння:

$$C(\text{H}_2\text{O}) = k \cdot C(\text{C}_6\text{H}_6)^m \quad (2.7)$$

$$\lg k = m \lg(C_6\text{H}_6) + \lg(\text{H}_2\text{O}) \quad (2.8)$$

Це рівняння прямої виду $y = ax + b$. Побудувати графік у координатах $\lg(\text{H}_2\text{O}) = f(\lg(C_6\text{H}_6))$. Величину m (показник ступеня асоціації/дисоціації) знайти як тангенс кута нахилу прямої.

Величину $\lg k$ визначити за відрізком, який пряма відсікає на осі ординат.

Знайдені значення m і k підставити в початкове рівняння для перевірки правильності розрахунків. Зробити висновок.

ТЕМА 3

РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ ТА ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Поняття про розчин. Способи вираження концентрації розчинів. Ідеальні та реальні розчини. Колігативні властивості гранично розведених розчинів. Закон Рауля. Відхилення від закону Рауля в реальних розчинах. Зміна температур замерзання та кипіння рідин внаслідок утворення розчинів. Кріоскопія і ебуліоскопія. Визначення молярної маси розчиненої речовини. Осмос. Осмотичний тиск. Ізотонічні, гіпотонічні, гіпертонічні розчини. Осмометрія. Рівноваги пара - рідина. Закони Коновалова. Азеотропні суміші. Фракційна перегонка. Перегонка з водяною парою. Перегонка під вакуумом. Молекулярна перегонка.

Слабкі електроліти, ступінь дисоціації, закон Оствальда, ізотонічний коефіцієнт, осмотична концентрація. Водневий показник. Індикатори. Буферні розчини. Гідроліз солей. Добуток розчинності. Теорія сильних електролітів.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3.1

Дослідження буферних властивостей розчинів та визначення буферної ємності

Мета роботи: навчитися готувати буферні суміші з заданим співвідношенням компонентів; експериментально перевірити стабільність рН при розведенні та додаванні сильних кислот і лугів; навчитися розраховувати буферну ємність розчинів.

Обладнання та реактиви: рН-метр, мірні колби, піпетки, склянки, розчини CH_3COOH (0,1 н.), CH_3COONa (0,1 н.), HCl (0,1 н.), NaOH (0,1 н.), дистильована вода.

Буферні розчини — це розчини, які здатні досить стійко зберігати сталість концентрації іонів гідрогену при додаванні до них деякої кількості сильної кислоти або лугу, при розведенні або концентруванні. Здатність стійко зберігати сталість *pH* називається буферною дією.

Для кількісної характеристики буферних властивостей розчину введемо величину, яка називається буферною ємністю. Буферна ємність дорівнює кількості грам-еквівалентів кислоти або лугу в яку треба додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити рН розчину на 1.

Буферна ємність залежить від співвідношення їх концентрацій. Чим більша концентрація компонентів буферного розчину і чим ближче співвідношення концентрацій кислота/сіль і основа/сіль до 1, тим більша буферна ємність. При рівності концентрацій обох компонентів одержуємо максимальне значення буферної ємності.

Виконання роботи

Приготування буферних розчинів. Приготувати три буферні розчини, змішавши 0,1 н. розчини CH_3COOH та CH_3COONa у співвідношеннях, указаних у таблиці 3.1:

Таблиця 3.1

№ розчину	1	2	3
-----------	---	---	---

CH ₃ COOH, мл	10	50	90
CH ₃ COONa, мл	90	50	10

Вимірювання та теоретичний розрахунок рН. Виміряти рН отриманих розчинів за допомогою рН-метра і порівняти ці значення з теоретичними, які обчислені за рівнянням:

$$H^+ = Kd \frac{C_{\text{к-ти}}}{C_{\text{соли}}}; \text{ рН} = -\lg[H^+]. \quad (3.1)$$

Результати занести у таблицю 3.2.

Таблиця 3.2 - Порівняння експериментальних та теоретичних значень рН буферних розчинів

№ розчину	рН

Вплив розведення на рН буферних сумішей.

Відібрати по 10 мл кожного приготованого розчину та розвести їх дистильованою водою у 2 та 20 разів. Виміряти рН розведених сумішей, занести дані у таблицю 3.3 та зробити висновок про стійкість рН до розведення.

Таблиця 3.3 - Залежність рН буферних сумішей від кратності розведення

№ розчину	Кратність розведення	рН

Визначення буферної ємності.

Відібрати з вихідних буферних сумішей проби по 20 мл і додати до них:

Серія А: по 20 мл 0,1 н. розчину NaOH;

Серія Б: по 20 мл 0,1 н. розчину HCl.

Після ретельного перемішування виміряти рН отриманих розчинів. Результати занести до таблиці 3.4.

Таблиця 3.4 - Зміна рН при додаванні сильної кислоти/лугу та розрахунок буферної ємності

	№ розчину	рН
0,1 NaOH;		
0,1 HCl		

Після ретельного змішування визначити рН отриманих розчинів. Розрахувати буферну ємність:

$$B = C_{\text{екв}} \cdot V_{\text{дод}} / \Delta \text{рН} \cdot V_{\text{буф}} \quad (3.2)$$

де $C_{\text{екв}}$ - нормальність доданої кислоти або лугу (0,1); V - об'єм доданої кислоти або лугу (мл);

$\Delta \text{рН}$ - зміна показника рН;

$V_{\text{буф}}$ — об'єм вихідної буферної суміші (20 мл).

Зробити висновок.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3.2

Визначення ступеня та константи дисоціації слабого електроліту

Мета роботи: експериментально визначити ступінь і константу дисоціації слабких органічних кислот на основі даних рН-метрії та титриметричного аналізу; порівняти силу досліджуваних електролітів.

Обладнання та реактиви: рН-метр, бюретка для титрування, конічні колби для титрування (100 мл), піпетка Мора (10 мл), 0,1 н. розчини кислот (CH_3COOH , $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, HCOOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), 0,1 н. розчин NaOH , індикатор метиловий оранжевий (або фенолфталеїн, залежно від константи дисоціації кислоти), дистильована вода.

Електролітична дисоціація — це процес розпаду молекул електроліту на іони під дією молекул розчинника. Згідно з теорією Арреніуса, слабкі електроліти дисоціюють у водних розчинах лише частково, встановлюючи динамічну рівновагу між молекулами та іонами. Для слабкої одноосновної кислоти HA процес дисоціації описується рівнянням:



Кількісними характеристиками цього процесу є ступінь дисоціації та константа дисоціації.

Ступінь дисоціації — це відношення кількості молекул, що розпалися на іони, до загальної кількості розчинених молекул.

У даній роботі визначається як відношення активної концентрації іонів Гідрогену (визначеної за допомогою рН-метрії) до загальної концентрації кислоти (визначеної титруванням):

Виконання роботи

Визначення активної концентрації іонів Гідрогену:

Виміряти рН наданих 0,1 н. розчинів кислот за допомогою рН-метра. Активну концентрацію іонів Гідрогену $[\text{H}^+]$, зумовлену дисоціацією кислоти, розрахувати за рівнянням: $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$

Визначення загальної концентрації кислоти:

Для встановлення точної загальної концентрації ($C_{\text{заг}}$) провести титрування: відібрати піпеткою 10 мл досліджуваної кислоти і титрувати 0,1 н. розчином лугу (NaOH) у присутності індикатора до появи стійкої зміни забарвлення. Загальну концентрацію розрахувати за законом еквівалентів:

$$V_{\text{к-и}} \cdot N_{\text{к-и}} = V_{\text{лугу}} \cdot N_{\text{лугу}},$$

Обробка результатів:

Ступінь дисоціації α і константу дисоціації K знаходять за формулами:

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{C_3}; \quad (3.3)$$

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}; \quad (3.4)$$

Результати вимірювань та розрахунків занести до таблиці 3.5.

Таблиця 3.5 - Результати визначення характеристик дисоціації слабких кислот

Назва кислоти	pH	Загальна конц., моль/л	Ступінь дисоціації	Константа дисоціації

Спираючись на розраховані значення констант дисоціації, розташуйте досліджені кислоти у ряд за зростанням їхньої сили (здатності до дисоціації).

Зробити висновок.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №3.3

Спектрофотометричне визначення константи дисоціації слабого електроліту

Мета роботи: Експериментально визначити константу дисоціації слабкої кислоти за допомогою методу фотоколориметрії.

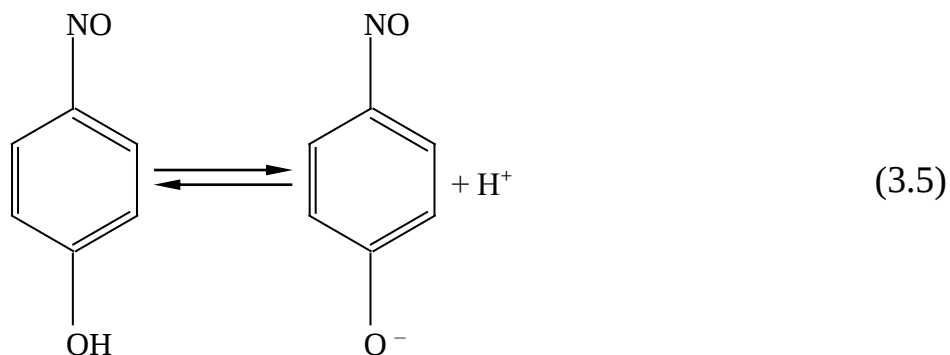
Обладнання та реактиви: Фотоелектроколориметр (ФЕК) або спектрофотометр, набір кювет, рН-метр, мірні колби (50 мл), піпетки (10 мл), мікропіпетки (0,1 мл), 1% розчин *p*-нітрофенолу), компоненти для ацетатних буферних сумішей (0,1 н. розчини CH₃COOH та CH₃COONa), 0,1 н. розчин натрію гідроксиду (NaOH), дистильована вода.

Теоретичні відомості

Якщо один із іонів слабого електроліту забарвлений (частіше аніон) і поглинає світло в даній області спектру, а інший іон і недисоційована молекула незабарвлені і не поглинають світло, то на основі спектрів поглинання може бути знайдена концентрація забарвленого аніону в залежності від рН розчину і далі розрахована константа дисоціації електроліту.

Робота виконується на фотоколориметрі з слабкою кислотою *p*-нітрофенолом, аніон якого забарвлений в жовтий колір.

Схема дисоціації *p*-нітрофенолу:



або в загальному вигляді:



Константа дисоціації K_D виражається через початкову концентрацію c_0 і ступінь дисоціації α як:

$$K_D = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}, \quad [\text{A}^-] = \alpha \cdot c_0, \quad K_D = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\alpha \cdot c_0]}{c_0 - \alpha \cdot c_0} = \frac{[\text{H}^+] \cdot \alpha}{1 - \alpha} \quad (3.7)$$

Рівновага дисоціації в рівнянні (3.6) може зміщуватися в залежності від концентрації H^+ , тобто рН, яке можна фіксувати з допомогою буферних розчинів з різними рН. Це приводить до відповідної зміни концентрації аніону $[A^-]$, яка визначається з допомогою вимірювання оптичної густини:

$$D = kcl \quad (3.8)$$

де c – концентрація, моль/л; l – товщина шару, см.

Якщо рівновагу (3.6) з допомогою добавлення достатньої кількості луку $NaOH$ різко змістити вправо:



то по суті відбудеться повне руйнування молекул HA і концентрація аніону $[A^-]$ буде дорівнювати початковій концентрації $[HA]$, тобто c_0 . Оптична густина при цьому буде теж максимальною і позначатиметься D_∞ . Ступінь дисоціації α по рівнянню (3.6) визначається як $[A^-] = \alpha c_0$ для кожного рН, звідси

$$\alpha = \frac{[A^-]}{c_0} = \frac{c_A}{c_0} \quad (3.10)$$

Помноживши рівняння (3.10) на kl відповідно до рівняння $D = kcl$, одержимо:

$$\alpha = \frac{c_A kl}{c_0 kl} = \frac{D}{D_\infty} \quad (3.11)$$

Таким чином, визначивши на фотоколориметрі в лужному середовищі D_∞ і D для кожного рН розчину, можна знайти α по рівнянню (3.11), а потім і K_D по рівнянню (3.7).

Виконання роботи

Підготувати фотоколориметр до роботи згідно з інструкцією.

Приготувати по 50 мл ацетатних буферних сумішей із рН: 5,9; 6,2; 6,6; 6,9. Підготувати 0,1 н. розчин $NaOH$ (як еталон повного забарвлення, рН=13). Слід пам'ятати, що рН ацетатного буфера розраховується за рівнянням:

$$pK_{CH_3COOH} = -\lg K_{CH_3COOH} = 4,49$$

У колби відміряти по 10 мл відповідного буфера (або луку) і додати рівно 0,1 мл 1% розчину p -нітрофенолу. Витримати 2 хвилини для встановлення рівноваги.

Виміряти оптичну густину D кожного розчину, використовуючи синій світлофільтр ($\lambda_{max}=400-450nm$). Контрольним розчином (розчином порівняння) є дистильована вода або буферний розчин без додавання нітрофенолу.

Розрахунки:

1. По значенням K_D для різних рН знаходиться середнє значення K_D .
 2. Початкову концентрацію C_0 p -нітрофенолу (0,1 мл 1% його розчину) перераховують в молярну концентрацію (моль/л) C^*_0 , виходячи з того, що 0,1 мл 1% розводили до 10 мл буфером і густина розчину приблизно дорівнює 1 г/мл.
 3. За тангенсом кута нахилу прямої $D - C(A^-)$ розрахувати молярний коефіцієнт поглинання K (згідно із законом Бугера–Ламберта–Бера).
- Результати вимірювань та розрахунків записати в таблицю 3.6.

Таблиця 3.6 - Залежність оптичної густини *p*-нітрофенолу від рН середовища

№	рН буферу	[H ⁺], моль/л	D	$\alpha = \frac{D}{D_{\infty}}$	1- α	$\frac{\alpha}{1-\alpha}$	$K_D = [H^+] \cdot \frac{\alpha}{1-\alpha}$	[A ⁻]= $\alpha \cdot C^*_0$
1	5,9							
2	6,2							
3	6,6							
4	6,9							
5	13							

Зробити висновок.

ТЕМА 4 ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА РІВНОВАГА

Поняття швидкості, молекулярності та порядку хімічної реакції. Закон діючих мас. Реакції I, II, III порядків. Визначення часткового та загального порядку реакції. Час напівперетворення. Механізм складних реакцій. Залежність швидкості від температури. Енергія активації. Рівняння Арреніуса. Ланцюгові реакції. Закон Штарка – Ейнштейна для фотохімічних реакцій. Кінетика гетерогенних процесів. Дифузія. I закон Фіка. Адсорбція. Каталіз. Механізм та теорії каталізу. Хімічна рівновага. Принцип Ле Шательє. Рівняння ізотерми Вант-Гоффа. Стандартний стан. Рівняння ізобари Вант-Гоффа.

Теоретичні відомості

Хімічна кінетика вивчає швидкості та механізм протікання хімічних реакцій, а також фактори, які впливають на них.

Швидкість хімічної реакції визначається зміною кількості речовини реагентів або продуктів за одиницю часу в одиниці реакційного простору.

Середня швидкість гомогенної реакції визначається як зміна концентрації реагуючих речовин за певний проміжок часу: Якщо початкова концентрація однієї з речовин була C_1 , через певний проміжок часу стала C_2 , то середня швидкість реакції дорівнює:

$$v = -\frac{C_2 - C_1}{\Delta \tau} \quad (4.1)$$

ΔC – це середня зміна концентрації за проміжок часу $\Delta \tau$.

Миттєва швидкість у даний момент часу є похідною концентрації за часом:

$$v = -\frac{dC}{d\tau} \quad (4.2)$$

Миттєву швидкість можна визначити по тангенсу кута нахилу дотичної до кривої, побудованої в координатах $C - \tau$.

Згідно з *законом діючих мас*, швидкість хімічної реакції за сталої температури пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин із врахуванням їх стехіометричних коефіцієнтів у показниках степеня.

Для реакції:



$$v = k[A]^a[B]^b \quad (4.4)$$

де k – константа швидкості для даної реакції.

Залежність $v = f(T)$ встановлює правило Вант-Гоффа: при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість реакції збільшується в 2-4 рази.

Математично це правило записують:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad (4.5)$$

$$\text{або} \quad k_{t_2} = k_{t_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad (4.6)$$

Правило Вант-Гоффа є наближенням. Більш точна залежність $v = f(T)$ виражається рівнянням Арреніуса:

$$\ln(K) = \frac{A}{T} + B = \frac{E}{2,303RT} + B \quad (4.7)$$

де $B = \text{const}$, характерна для цієї реакції, E – енергія активації, R – газова стала, T – температура.

Енергія активації – це та надлишкова енергія (в порівнянні з середнім значенням), якою повинні володіти молекули в момент зіткнення, щоб бути здатними до хімічної взаємодії.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4.1

Визначення константи швидкості інверсії сахарози

Мета роботи: Вивчити кінетичні закономірності реакції першого порядку на прикладі гідролізу сахарози.

Обладнання та реактиви: поляриметр (або сахариметр), поляриметричні трубки, термостат, секундомір, колби місткістю 50 та 100 мл, піпетки Мора на 10, 20 або 25 мл, ваги, хімічні склянки та лійки, сахароза (тростинний цукор, хлоридна кислота (HCl), дистильована вода.

При реакції гідролізу сахарози утворюються глюкоза і фруктоза:



Всі три речовини мають асиметричний атом вуглецю і є оптично активними. Водний розчин тростинного цукру обертає площину поляризації світла, що проходить, вправо, розчин продуктів реакції – вліво. По мірі протікання реакції праве обертання змінюється лівим. Тому приведену реакцію називають *інверсією* сахарози.

Для вивчення швидкості інверсії беруть 10-20% водний розчин сахарози.

В останньому випадку в 100 г розчину міститься $\frac{20}{342} = 0,06 \text{ моль}$ сахарози і

$\frac{80}{18} = 4,44 \text{ моль}$ води (342 і 18 – молярні маси сахарози і води відповідно). Коли

реакція проходить повністю, води замість 4,44 моль залишається 4,38, тобто концентрація води змінюється в незначній мірі і її можна вважати постійною. Тому реакція перебігає по рівнянню *першого* порядку, хоча в ній бере участь два види молекул.

Гідроліз сахарози в нейтральному водному розчині практично не йде: його прискорюють додаванням в якості каталізатора сильної кислоти. Обчислення константи швидкості в реакції виконують за рівнянням 1-ого порядку:

$$k = \frac{2,3}{\tau} \lg \frac{C_0}{C} (c^{-1}) \quad (4.9)$$

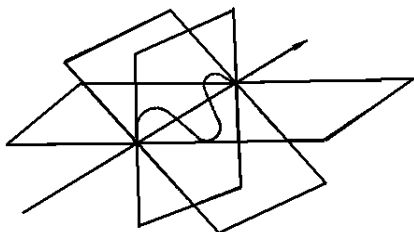


Рис. 4.1 - Розповсюдження електромагнітних коливань

де C – концентрація; τ - час, с; C_0 - початкова концентрація. Для вираження відношення концентрацій в рівнянні користуються властивістю оптичної поведінки розчинів.

Як відомо, електричні коливання природнього світла відбуваються у всіх площинах, що проходять через світловий промінь (рис. 4.1), поляризованого світла – лише в одній з таких площин. Площина, перпендикулярна до площини електричних коливань поляризованого променя (а також та, що проходить через промінь), називається *площиною поляризації*.

При пропусканні поляризованого світла через розчин оптично активної речовини площина поляризації обертається. Кут обертання площини поляризації (коротко – кут обертання) α пов'язаний з концентрацією C і товщиною шару l розчину співвідношенням:

$$\alpha = \pm[\alpha] \cdot cl \quad (4.10)$$

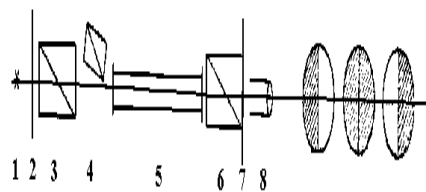


Рис. 4.2 - Схема поляриметра

Величина $[\alpha]$ при $C = 1 \frac{г}{моль}$ і $l = 1$ дм називається

питомим обертанням. Знаки $+$ і $-$ відповідають відповідно правому та лівому обертанню. В тростинного цукру $[\alpha] = +66,55^\circ$, в глюкози $[\alpha] = +52,56^\circ$, а в фруктози $[\alpha] = -91,9^\circ$.

Кут обертання суміші оптично активних речовин є алгебраїчна сума кутів обертання окремих речовин (властивість адитивності кута обертання суміші).

Кут обертання даного розчину визначають з допомогою поляриметра. Суттєвими його частинами (рис. 4.2) є поляризатори 3,4 і аналізатор 6. Поляризатором і аналізатором служать призми Ніколя, які краще всього пропускають світло, поляризоване в площині, що перпендикулярна площині головного перерізу призми (площину головного перерізу проводять через оптичну вісь кристала і падаючий кут; оптична вісь – будь-яка вісь, паралельна кристалографічній), і не пропускають світло, поляризоване в площині головного перерізу.

Якщо головні перерізи в призмах поляризатора і аналізатора встановлені паралельно (ніколі паралельні), то світло, поляризоване поляризатором, пройде через аналізатор. Якщо головні перерізи перпендикулярні (ніколі схрещені), то світло погаситься аналізатором. При інших взаємних розташуваннях головних перерізів інтенсивність світла змінюється від нуля до максимуму.

Поляризатор складають з двох призм Ніколя. Одна з них 3 покриває все поле зору, що спостерігається через окуляр 8, а друга 4 – його половину. Головний переріз цієї призми встановлений під малим кутом ($< 3^\circ$) по відношенню до головного перерізу великої призми. Призма аналізатора може обертатись навколо оптичної вісі приладу. При її обертанні змінюється освітленість поля зору.

Якщо встановити головний переріз призми аналізатора перпендикулярно головному перерізу призми поляризатора, то половина поля (та, що відповідає схрещеним призмам) стає темною. Інша ж половина буде більш світлою, так як наявність малої призми перешкоджає схрещенню. Якщо обертати аналізатор до затемнення протилежної сторони поля, то освітлиться перша половина. Можна досягнути і проміжної однакової освітленості обох полів. Тоді установку вважають нульовою: невеликий поворот аналізатора в ту чи іншу сторону утворює в полі зору напівтінь (звідси і назва поляриметра цього типу - напівтіньовий). В силу чутливості ока до контрасту нульову установку можна відтворити з гарною точністю.

Якщо після установки нульового положення помістити між поляризатором та аналізатором трубку 5 з розчином оптично активного розчину, що має кут обертання α , то з'явиться напівтінь. Щоб повернутись до нульового положення, потрібно повернути аналізатор на такий же кут α . Цей кут відраховується за допомогою ноніуса з точністю до $0,1^\circ$ на шкалі 7, що пересувається при обертанні аналізатора. Джерело світла 1 повинно бути монохроматичним. При користуванні білим світлом використовують світлофільтр 2, що складає частину поляриметра.

Існують і інші типи поляриметрів: в них поле зору складається з трьох частин або концентричних частин. Пристрій цих поляриметрів принципово не відрізняється від описаного. У деяких поляриметрів (сахариметри) на шкалі безпосередньо показані концентрації сахарози.

Виконання роботи

Готують розчин сахарози необхідної концентрації. Об'єм розчину повинен в 2-3 рази перевищувати об'єм поляриметричної трубки. Якщо розчин мутний, його фільтрують. Знаходять нульове положення аналізатора. Для цього встановлюють за допомогою аналізатора ясно видиму різницю освітленості 2 полів. Потім, обертаючи аналізатор, досягають рівності освітленості. Необхідна чіткість зображення досягається видвиганням окуляра і встановлення джерела світла на відповідній висоті і відстані від поляризатора. Відлік на шкалі виконують за допомогою ноніуса. Продовжуючи обертання аналізатора, приводять частини поля до ясно видимої зміни освітленості. Після

цього обертанням в протилежну сторону знову приводять частини поля до однакової освітленості і записують звіт. Повторюючи ці дії (3-5 раз), досягають гарного збігання відліку (з точністю до $\pm 0,1^\circ$), після чого беруть за нульовий відлік середнє з отриманих значень. При цьому нуль шкали може і не співпадати з нулем ноніуса. Різниця, тобто відлік шкали в даному випадку, є *інструментальною поправкою* α_n . Знак поправки вважають додатнім, якщо нуль ноніуса розташований в додатному напрямку від нуля шкали. Справжні кути обертання отримуються відніманням інструментальної поправки (з її знаком) з отриманих відліків. Спосіб відліку за допомогою ноніуса є зрозумілим з рис. 4.3.

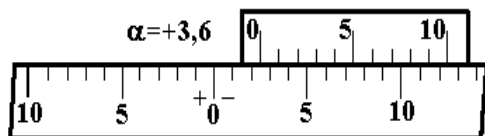


Рис. 4.3 - Відлік по ноніусу

Чисту поляриметричну трубку ополіскують і наповнюють досліджуваним розчином; для цього, тримаючи її вертикально, заповнюють так, щоб утворився опуклий меніск. Потім збоку надвигують сухе покривне скло і нагвинчують прижимну обойму. При

цьому спостерігають за тим, щоб в трубці не залишилась велика бульбашка повітря. Її присутність заважає спостереженням. Визначають кут обертання α'_0 розчину; як вказано вище, він додатній (правий).

Після цього в дві колбочки наливають відомі об'єми розчину цукру v_u і розчину сильної кислоти v_k потрібної концентрації. Витримують обидві колбочки 10-15 хв. при температурі досліду (в водяному термостаті), після чого зливають і перемішують обидва розчини, переливаючи з колбочки в колбочку. Момент змішування відмічають по годиннику (з точністю до 1 хв); це момент початку реакції. Йому відповідає початковий кут $\alpha_0 = (\alpha'_0 - \alpha_n)V$, де V – об'ємна частка доля розчину сахарози: $V = v_u / (v_u + v_k)$.

Випорожнену від розчину сахарози поляриметричну трубку 2-3 рази ополіскують 3-5 мл отриманої суміші, потім заповнюють її цією сумішшю і термостатують. Необхідну температуру таким чином підтримують в межах $\pm 0,1$ град. Якщо такий пристрій відсутній, трубку занурюють в водяний термостат і виймають її звідти на час вимірювання кута обертання.

Зміну кута обертання розчину в даний момент α'_t визначають через певні проміжки часу: на початку реакції – через кожні 5-10 хв, в кінці – через 15-30 хв. Під час вимірювань реакція в трубці продовжується, так що при декількох вимірах не можуть отриматись однакові відліки.

Щоб по можливості повніше ліквідувати вплив цих перешкод на якість вимірів, потрібно виконати необхідну кількість відліків (2-3) за 30-40 с. Це вдається, якщо техніка роботи з поляриметром добре засвоєна при установці нуля і визначенні концентрації розчину чистого цукру. Потрібно брати середнє значення з всіх відліків і відмічати середній з моментів часу першого і останнього відліків (з точністю до 1 хв).

Інверсія цукру при кімнатній температурі закінчується (в залежності від концентрації каталізатора) за 1-5 діб. Однак її можна швидко довести до кінця при 60-70°C. Тому окрему порцію реакційної суміші заздалегідь розміщують в

термостат з температурою 60-70°C (не вище, тому що зруйнується цукор) на 30-40 хв. Нагрівання суміші ведуть в колбочці з довгою та вузькою шийкою, на якій роблять відмітку рівня рідини. Після охолодження до температури досліду в колбочку доливають до мітки дистильованої води тієї ж температури (так як деяка кількість води випаровується, через що змінюється концентрація розчину).

Отриманий таким чином граничний (кінцевий) кут обертання α_{∞} буде від'ємним, так як в розчині знаходяться глюкоза та фруктоза, що викликає ліве обертання. Будь-який проміжний кут обертання визначається тим, що в розчині містяться всі три речовини.

Нехай в момент τ_1 залишилась непроінвертованою частка сахарози y_1 . Кут обертання визначається часткою непроінвертованої сахарози і рівний $\alpha_0 y_1$. З іншого боку, доля продуктів інверсії складає $1-y_1$. В кінці реакції кут обертання в момент часу τ_1 рівний $\alpha_1 = \alpha_0 y_1 + \alpha_{\infty}(1-y_1)$, звідки $y_1 = \frac{\alpha_1 - \alpha_{\infty}}{\alpha_0 - \alpha_{\infty}}$.

Аналогічно в момент τ_2 отримаємо: $y_2 = \frac{\alpha_2 - \alpha_{\infty}}{\alpha_0 - \alpha_{\infty}}$.

Очевидно, концентрації непроінвертованої сахарози в моменти τ_1 і τ_2 будуть відповідно рівні $c_0 y_1$ та $c_0 y_2$. Тому на основі рівняння (4.9):

$$k = \frac{2,3}{\tau} \lg \frac{\alpha_1 - \alpha_{\infty}}{\alpha_2 - \alpha_{\infty}}$$

Якщо вважати $\alpha_1 = \alpha_0$ при $\tau_1 = 0$ і $\alpha_2 = \alpha_{\tau}$ при $\tau_2 = \tau$, то:

$$k = \frac{2,3}{\tau} \lg \frac{\alpha_0 - \alpha_{\infty}}{\alpha_{\tau} - \alpha_{\infty}} \quad (4.11)$$

Цією останньою формулою потрібно користуватись при розрахунку k .

Всі кути в формулу вводять з інструментальною поправкою. Останню потрібно вводити в випадку, коли вона перевищує 0,2.

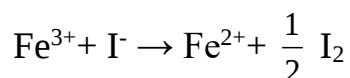
Провести розрахунки і зробити висновок.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4.2

Визначення порядку реакції окислення йодид-іонів іонами заліза (III)

Мета роботи: Експериментальне встановлення часткових порядків та загального порядку реакції за допомогою диференціального методу Вант-Гоффа.

Для визначення часткових порядків реакції:



по відношенню до Fe^{3+} і I^- використовують диференціальний метод Вант-Гоффа. Допускають, що початкова швидкість реакції визначається рівнянням

$$\left(-\frac{\partial c}{\partial \tau}\right)_{\tau=0} = k C_0^{n_1} (\text{Fe}^{3+}) \cdot C_0^{n_2} (\text{I}^-) \quad (4.12)$$

де $C_0 (\text{Fe}^{3+})$ і $C_0 (\text{I}^-)$ - початкові концентрації Fe^{3+} і I^- ; n_1 і n_2 - часткові порядки.

Після логарифмування (4.12) отримують:

$$\lg\left(-\frac{\partial c}{\partial \tau}\right)_{\tau=0} = \lg k + n_1 \lg c_0(Fe^{3+}) + n_2 \lg c_0(I^-) \quad (4.13)$$

Якщо в серії дослідів змінюють початкову концентрацію іонів тривалентного заліза, а початкову концентрацію іонів йоду зберігають постійною, то рівняння (4.13) можна записати у вигляді:

$$\lg\left(-\frac{\partial c}{\partial \tau}\right)_{\tau=0} = A_2 + n_1 \lg c_0(Fe^{3+}) \quad (4.14)$$

де $A_2 = \lg k + n_2 \lg C_0(I^-)$ - постійна величина.

Якщо ж у серії дослідів змінюють початкову концентрацію йоду, а концентрацію тривалентного заліза зберігають постійною, то рівняння (3.6) можна перетворити і воно буде мати вигляд:

$$\lg\left(-\frac{\partial c}{\partial \tau}\right)_{\tau=0} = A_1 + n_2 \lg c_0(I^-) \quad (4.15)$$

де $A_1 = \lg k + n_1 \lg C_0(Fe^{3+})$ - постійна величина.

Рівняння (4.13) і (4.14) використовуються для визначення порядків по відношенню до іонів тривалентного заліза і йонів йоду.

Виконання роботи

Визначення часткового порядку по відношенню до Fe^{3+} .

У чотири колби наливають розчини $Fe(NO_3)_3$, HNO_3 , KNO_3 і дистильовану воду в тих співвідношеннях, що зазначені в таблиці 3.1.

У першу колбу додають декілька крапель 1%-ного розчину крохмалю, 20 мл 0,025 М KI, розчин енергійно перемішують. Момент доливання розчину KI з піпетки в колбу приймають за початок реакції (включають секундомір). Йод, що виділився в результаті протікання реакції, взаємодіє з крохмалем, і реакційна суміш забарвлюється в синій колір. Через 2 хв. після початку реакції в реакційну суміш доливають 0,01Н $Na_2S_2O_3$ до зникнення синього забарвлення. Визначають по бюретці кількість долитого розчину тіосульфату і час повторної появи синього забарвлення. Через 2 хв. знову доливають розчин тіосульфату до зникнення синього забарвлення. Записують об'єм долитого тіосульфату і час появи синього забарвлення. Цю операцію повторюють 5-6 разів.

Таблиця 4.1 - Концентрації розчинів при дослідженні часткового порядку реакції по Fe^{3+}

Розчин	Об'єм розчину, мл			
	Колба 1	Колба 2	Колба 3	Колба 4
1/60 М $Fe(NO_3)_3$	10	20	30	40
0,1М HNO_3	10	10	10	10
0,1М KNO_3	40	30	20	10
H_2O	20	30	20	20

Аналогічні досліди виконують із другою, третьою і четвертою колбами.

В момент появи синього забарвлення кількість долитого тіосульфату еквівалентна кількості двовалентного заліза:

$$C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3} = C_x \cdot V \quad (4.16)$$

де $C_{Na_2S_2O_3}$ - концентрація тіосульфату; C_x - концентрація двовалентного заліза; $V_{Na_2S_2O_3}$ - загальний об'єм витраченого тіосульфату від початку реакції до моменту часу τ ; V - об'єм реакційної суміші.

З рівняння (4.16) випливає:

$$C_x = \frac{C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}}{V} \quad (4.17)$$

Результати кінетичних вимірювань заносять у таблицю 4.2.

Таблиця 4.2 - Залежність концентрації заліза C_x від часу

$C_0(Fe^{3+}) =$; $C_0(I^-) =$; температура досліду

τ , с	$V_{Na_2S_2O_3}$, мл	C_x , моль/л	$1/C_x$	$1/\tau$

Для знаходження швидкості реакції в початковий момент часу використовується емпіричне рівняння

$$\frac{1}{C_x} = \alpha + \beta \frac{1}{\tau} \quad (4.18)$$

де α і β - постійні величини.

Скориставшись рівнянням (4.18), легко показати, що:

$$\left(\frac{\partial C_x}{\partial \tau}\right)_{\tau=0} = \frac{1}{\beta}$$

Величина β визначається по тангенсу кута нахилу прямої в координатах $1/C_x$ - $1/\tau$. Величина β може бути також розрахована за способом найменших квадратів.

Обчислені значення $1/\tau$ записують у таблицю 4.3.

Таблиця 4.3 - Залежність $\frac{1}{\beta}$ від концентрації заліза

№ колби	1	2	3	4
$C_0(Fe^{3+})$, моль/л	1,67	3,34	5,01	6,68
$1/\beta$				

На підставі отриманих значень $\left(\frac{\partial C_x}{\partial \tau}\right)_{\tau=0} = \frac{1}{\beta}$ у чотирьох дослідах будують графік в координатах $\lg 1/\beta$ — $\lg C_0(Fe^{3+})$. Відповідно до рівняння (4.14) тангенс кута нахилу прямої буде дорівнює частковому порядку по відношенню до заліза.

Визначення часткового порядку стосовно I^- .

У чотири колбочки наливають розчини KI, HNO₃, KNO₃ і дистильовану воду в співвідношеннях, зазначених у таблиці 4.4.

Таблиця 4.4 - Концентрації розчинів при дослідженні часткового порядку по I^-

Розчин	Об'єм розчину, мл			
	Колба 1	Колба 2	Колба 3	Колба 4

0,025M KI	10	20	30	40
0,1M HNO ₃	10	10	10	10
0,1M KNO ₃	32,5	30	27,5	25
H ₂ O	27,5	20	12,5	5

У першу колбу доливають декілька крапель 1% розчину крохмалю і 20 мл 1/60 M Fe(NO₃)₃. Відзначають час початку реакції. Надалі методика роботи така ж, як і при визначенні порядку реакції по відношенню до іонів Fe³⁺. Дослідні і розрахункові дані заносять у таблиці, аналогічні таблицям при визначенні порядку реакції по відношенню до Fe³⁺. Порядок реакції по відношенню до I⁻ знаходять із графіка $\lg 1/\beta - \lg C_{I^-}^o$. Загальний порядок реакції дорівнює сумі часткових порядків по відношенню до Fe³⁺ і I⁻:

$$n = n_1 + n_2$$

Допускаючи механізм реакції:



і застосовуючи до проміжної речовини I₂⁻ принцип стаціонарності, можна одержати: $n = n_1 + n_2 = 1 + 2 = 3$.

Провести розрахунки і зробити висновок.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4.3

Каталітичний розклад пероксиду водню

Мета роботи: Вивчити кінетику гетерогенно-каталітичного розкладу пероксиду водню газометричним методом; експериментально визначити константу швидкості реакції та дослідити залежність швидкості процесу від часу.

Обладнання та реактиви: газометрична установка (бюретка для вимірювання об'єму газу, зрівнювальна судина, реакційна колба), термостат, секундомір, магнітна мішалка або лабораторний струшувач, 3% розчин пероксиду водню (H₂O₂), 1M розчин купрум(II) сульфату (CuSO₄), дистильована вода.

Застосування пероксиду водню в багатьох технологічних процесах, медицині та інших галузях базується на його окислювальних властивостях.

Пероксид водню є сильним окисником, здатним до самочинного розкладу, який значно прискорюється в присутності каталізаторів. Процес розкладу у водних розчинах можна представити сумарним рівнянням:



Хімічна реакція розкладу перекису водню є реакцією першого порядку, а тому:

$$V = \frac{\partial c}{\partial \tau} = kc \text{ або } \ln c = -k\tau + \ln c_0 \quad (4.20)$$

де c_0 – початкова концентрація H₂O₂.

Концентрація H₂O₂ в розчині в момент часу τ пропорційна $V_\tau - V_\infty = V$, де V_τ – об'єм кисню, який виділяється за проміжок часу τ ; V_∞ - об'єм виділеного кисню при повному розкладі пероксиду.

За рівнянням Менделєєва-Клапейрона обчислюємо V_{∞} :

$$p V_{\infty} = nRT \quad (4.21)$$

Рівняння (4.21) можна записати в вигляді:

$$\ln(V_{\infty} - V_{\tau}) = -k \tau + \ln V_{\infty} \quad (4.22)$$

Виконання роботи

За допомогою установки, яка зображена на рис. 4.4 газометричним методом виміряйте об'єм виділеного кисню в процесі розкладу H_2O_2 .

Для цього необхідно в реакційну посудину 1 налити 1 мл каталізатора ІМ розчину $CuSO_4$ і помістити в термостат 2.

За допомогою бюретки 3 установіть рідину в бюретці 4 на повному рівні і запишіть показники. Потім в реакційну посудину долейте 3 мл 3%-го розчину перексиду водню, розчин добре перемішайте і посудину за допомогою пробки з'єднайте з установкою. Включіть секундомір. Кожне вимірювання об'єму в момент τ проводьте при однакових рівнях рідини

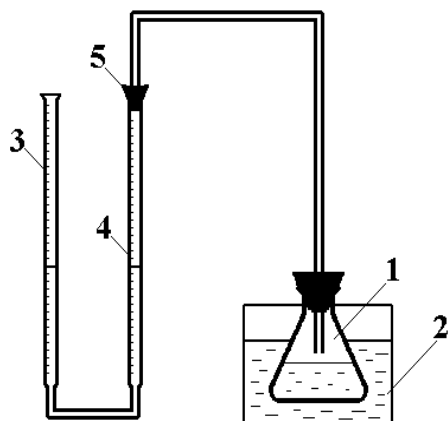


Рис. 4.4 - Схема установки для вивчення швидкості

в бюретках 3 і 4, перемішуючи розчин в посудині 1.

На початку реакції, коли швидкість процесу велика, вимірювання проводять через 5 хв, потім інтервал часу можна зменшити до 10 хв. Якщо рівень рідини в бюретці не змінюється, це свідчить про завершення реакції при даній температурі. Рівні в бюретках повинні бути однаковими.

Результати дослідів записати в таблицю 4.5:

Таблиця 4.5 - Залежність об'єму O_2 від часу

Номер вимірювання	Час від початку реакції, хв.	Рівень рідини в бюретці, мл	Об'єм O_2 V_{τ} , мл	$V_{\infty} - V_{\tau}$	$\ln(V_{\infty} - V_{\tau})$	k

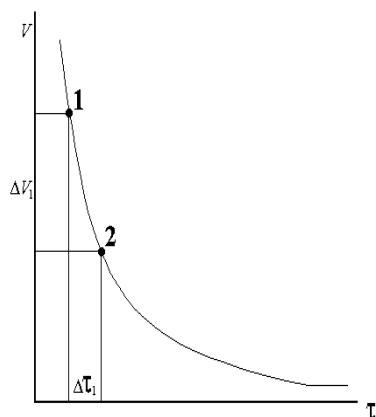


Рис. 4.5 - Зміна об'єму виділеного кисню в часі

На основі одержаних даних побудувати залежність $V=f(\tau)$ (рис. 4.5), яка дозволить графічно вирахувати $v=f(c)$ і визначити константу швидкості хімічної реакції k . Вирахувати k хімічної реакції за рівнянням (4.22). Швидкість хімічної реакції визначають графічно згідно рис. 3.5 та за допомогою формули:

$$v_{сер} = -\frac{\Delta C}{\Delta \tau} = -\frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1},$$

яка еквівалентна такому виразу:

$$V_1 = -\frac{\Delta V}{\Delta \tau} = -\frac{V_2 - V_1}{\tau_2 - \tau_1} \text{ і т.д.}$$

Швидкість реакції виражають в моль/л·с. Зробити висновки.

ТЕМА 5 ЕЛЕКТРОХІМІЯ

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5.1

Потенціометричне визначення концентрації розчину електроліту

Мета роботи: Ознайомитися з основами методу потенціометричного титрування; експериментально визначити точку еквівалентності та розрахувати концентрацію сильних і слабких електролітів у водних та неводних середовищах; дослідити диференціюючу дію розчинників.

Обладнання та реактиви: рН-метр (або іономір), магнітна мішалка, секундомір, Електроди: індикаторний (скляний електрод з водневою функцією), електрод порівняння (хлорсрібний або каломельний), бюретки, мірні піпетки (10 мл), хімічні склянки (100 мл), мірні циліндри, досліджувані розчини кислот (HCl , CH_3COOH), органічні розчинники (етанол, ацетон), дистильована вода.

Теоретичні відомості

Потенціометричне титрування — один з об'єктивних електрохімічних методів об'ємного аналізу, що служить для визначення концентрації розчину, його буферної ємності, константи дисоціації слабкої кислоти (основи) та інших властивостей. Перевагою цього методу по рівняно з індикаторним титруванням є можливість дослідження забарвлених і мутних розчинів, багатокомпонентних систем, розчинів з малою концентрацією та інших, якщо візуальне визначення точки еквівалентності утруднене. Сутність цього методу полягає в тому, що еквівалентну точку (ЕТ) визначають за різкою зміною (стрибком) потенціалу індикаторного електрода. Як індикаторні використовуються електроди, оборотні до іонів розчину, що титрується, або титранту. На початку титрування потенціал індикаторного електрода змінюється незначно, але поблизу ЕТ уже при додаванні малих кількостей титранту (1–2 краплі) його потенціал змінюється стрибкоподібно, що дає можливість визначити еквівалентний об'єм. Практично для титрування використовують гальванічний елемент, що складається з двох електродів: індикаторного і електрода порівняння, а в процесі титрування вимірюють ЕРС елемента або пропорційну їй величину рН (рА). Загальна схема гальванічного елемента, що використовується в потенціометричному титруванні, може бути записана таким чином:

індикаторний електрод | розчин, що титрується || електрод порівняння.

У кислотно-основному титруванні як індикаторні застосовують електроди, що мають водневу функцію (водневий, хінгідронний, скляний), а як електроди порівняння частіше всього використовують електроди другого роду (хлорсрібний, каломельний). Для знаходження ЕТ будують графік залежності ЕРС (рН, рА) від об'єму доданого титранту V . Графік має S-подібну форму і називається інтегральною кривою потенціометричного титрування (рис. 5.1).

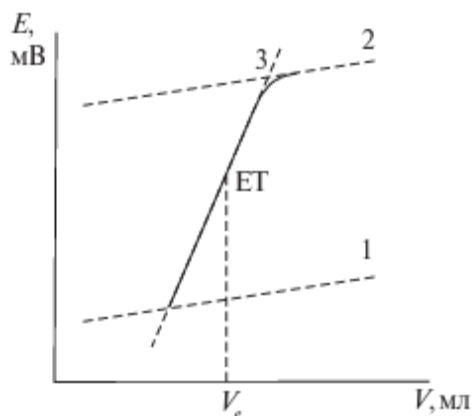


Рис.- 5.1.

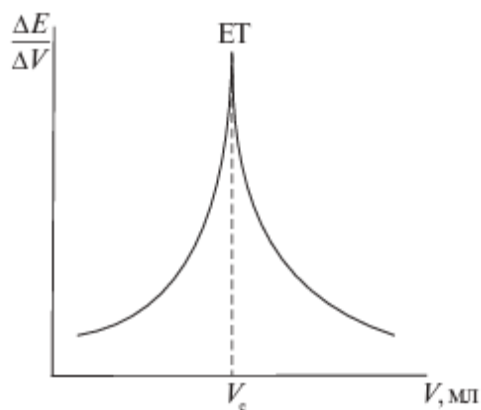


Рис - 5.2.

При титруванні сильних електролітів на кривій титрування спостерігається різкий стрибок вимірюваної властивості і для визначення ЕТ продовжують лінійні ділянки кривих 1 і 2 до перетину з продовженням лінійної ділянки кривої 3. Відрізок між точками перетину ділять навпіл, одержана точка (ЕТ) у проекції на вісь абсцис відповідає еквівалентному об'єму титранту V_e . При титруванні слабких електролітів стрибок ЕРС (рН, рА) у ЕТ виражений менш різко, ніж для сильних електролітів, що може утрудняти точне визначення V_e . У цьому випадку для визначення ЕТ будують графік залежності відношення $\frac{\Delta E (\Delta \text{pH}, \Delta \text{pA})}{\Delta V}$ від об'єму титранту (диференціальна крива, рис. 5.2). Положення піку на диференціальній кривій відповідає ЕТ, а перпендикуляр, опущений із точки максимуму на вісь абсцис, дає значення V_e . Отримане значення V_e використовують для розрахунку концентрації досліджуваного електроліту за рівнянням:

$$c_x = \frac{c_T \cdot V_e}{V_0} \quad (5.1)$$

де c_T — концентрація титранту; V_0 — об'єм титрованого розчину.

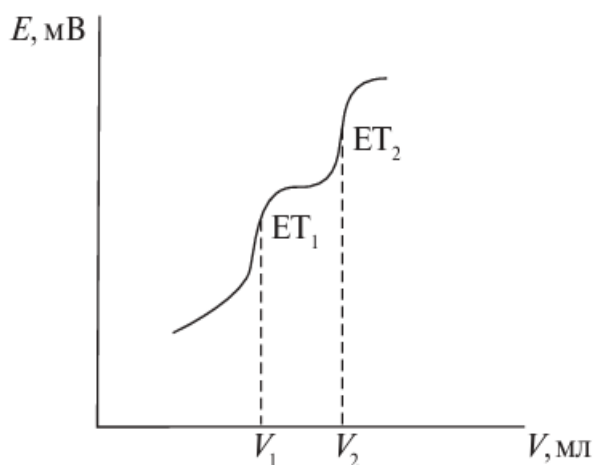


Рис. 5.3-Крива титрування суміші електролітів

При потенціометричному титруванні суміші електролітів або багатоосновних електролітів на кривій титрування з'являється декілька перетинів (рис. 5.3). Наприклад, при титруванні суміші сильного і слабого електролітів одержують два стрибки: перший відповідає ЕТ сильнішого електроліту, а другий — слабкішого. При титруванні суміші електролітів появи декількох точок перетину можна чекати, коли електроліти істотно

відрізняються за своєю силою, тобто при відношенні констант дисоціації 10^4 . Такі умови не завжди виконуються у воді, тому не всі суміші можуть бути в ній розтитровані. У цьому відношенні більш перспективними є неводні розчинники, що мають диференціюючу дію, тобто здатні змінювати силу електролітів і співвідношення в їх силі. До таких розчинників належать ацетон, спирти, нітрометан, льодяна оцтова кислота та ін.

Виконання роботи

Дослід 1.

Збирають гальванічний елемент із підготовлених до роботи скляного і хлорсрібного електродів і підключають їх до рН-метра. За допомогою піпетки відбирають 10 мл досліджуваного розчину кислоти (основи) (за вказівкою викладача) і переносять у склянку для титрування місткістю не менше 100 мл, яка містить невелику кількість води. У склянку опускають магнітну мішалку та електроди. Вимірюють рН (Е) аналізованого розчину не менше трьох разів, щоб переконатися в стабільності роботи гальванічного елемента і відтворюваності показань приладу. Заповнюють бюретку, закріплену в штативі, стандартним розчином титранту і розміщують її над склянкою. Проводять титрування аналізованого розчину, вимірюючи після кожної порції доданого і розмішаного титранту рН (Е) розчину. Титрант доливають порціями по 0,5 мл до різкої зміни (стрибка) рН (Е) і потім ще не менше п'яти разів. Результати заносять у таблицю:

Таблиця 5.4

Об'єм титранту V , мл	рН (Е)	$\frac{\Delta \text{pH}}{\Delta V} \left(\frac{\Delta E}{\Delta V} \right)$	$V_{\text{сер}}$, мл

Обробка експериментальних даних

1. Будують диференціальну криву потенціометричного титрування у координатах $\text{pH} (E) = f(V_{\text{сер}})$ і визначають V_e ($V_{\text{сер}}$ дорівнює сумі попереднього об'єму і $1/2 \Delta V$).

2. За знайденим значенням V_e розраховують концентрацію досліджуваного розчину електроліту (5.1).

Дослід 2.

Готують водний, спиртовий і ацетоновий розчини суміші сильного і слабого електролітів ($\text{HCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$ та ін.), проводять потенціометричне титрування стандартним розчином лугу (NaOH 0,1 М) (дослід 1). Отримані дані заносять у таблицю:

Таблиця 5.5

Номер титрування	Досліджуваній розчин	Об'єм титранту V , мл	pH (E)
I	Водний розчин $\text{HCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$		
II	Спиртовий розчин $\text{HCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$		
III	Ацетоновий розчин $\text{HCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$		

Обробка експериментальних даних

1. Будують інтегральні криві потенціометричного титрування і визначають еквівалентні об'єми V_1 і V_2 (рис. 5.3).
2. За знайденим значенням V_e розраховують концентрації сильного і слабого (HCl , CH_3COOH) електролітів (5.1) у досліджуваному розчині.
3. Порівнюють криві титрування і роблять висновок про диференціюючу дію неводних розчинників.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5.2

Визначення константи дисоціації слабого електроліту потенціометричним методом

Мета роботи: Експериментально визначити константу дисоціації слабкої кислоти (або основи) за допомогою потенціометричного титрування

Обладнання та реактиви: рН-метр (або іономір), магнітна мішалка, електродна система: скляний електрод (індикаторний), хлорсрібний електрод (порівняння), хімічна склянка (100–150 мл), бюретка для титрування, мірна піпетка (10 мл), досліджуваній розчин слабого електроліту (наприклад, оцтова кислота CH_3COOH), стандартний розчин титранту (наприклад, NaOH концентрацією 0,1 М), дистильована вода.

Теоретичні відомості

Відомо, що константа дисоціації — одна з основних характеристик кислот і основ у розчинах. Її значення визначає силу електроліту в даному розчиннику.

Для слабкої кислоти існує рівновага:



Застосовуючи закон дії мас, одержуємо:

$$K'_a = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot a_{\text{A}^-}}{a_{\text{HA}} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}}} \quad (5.3)$$

де a_i — рівноважна активність речовин системи.

Оскільки для розведених розчинів активність розчинника можна прийняти сталою, а активність $a_{\text{H}_3\text{O}^+}$ звичайно позначають як активність іонів водню, то для кислотної дисоціації можна записати:

$$K_a = \frac{a_{H^+} \cdot a_{A^-}}{a_{HA}} \quad (5.4)$$

де K_a — термодинамічна константа дисоціації. Дисоціацію електролітів у розведених розчинах приблизно можна характеризувати за допомогою концентраційної константи дисоціації:

$$K_c = \frac{[H^+] [A^-]}{[HA]} \quad (5.5)$$

Широке застосування знайшла змішана константа дисоціації K . Вона відрізняється від концентраційної тим, що замість концентрації іонів водню $[H^+]$ використовується активність a_{H^+} , визначена потенціометричним методом за допомогою індикаторних електродів з водневою функцією:

$$K = \frac{a_{H^+} [A^-]}{[HA]} \quad (5.6)$$

Логарифмуючи рівняння (5.6), отримуємо:

$$\lg K = \lg a_{H^+} + \lg \frac{[A^-]}{[HA]} \quad (5.7)$$

Оскільки $-\lg a_{H^+} = \text{pH}$, а $-\lg K = \text{pK}$, то рівняння (5.7) набуває такого вигляду:

$$\text{pK} = \text{pH} - \lg \frac{[A^-]}{[HA]} \quad (5.8)$$

Це рівняння (рівняння Гендерсона – Гассельбаха) застосовують для знаходження константи дисоціації слабкої кислоти за результатами кислотно-основного потенціометричного титрування. Для цього проводять титрування розчину слабкого електроліту, міряючи в процесі титрування величину pH.

Знаючи початкову концентрацію кислоти і концентрацію титранту, розраховують $[A^-]$ і $[HA]$ на різних ступенях нейтралізації і за рівнянням (5.8) знаходять ряд значень pK , з яких визначають середнє значення і дають йому статистичну оцінку.

Для слабких електролітів, значення pK яких знаходиться в інтервалі від 4 до 11 одиниць pK , константу дисоціації можна визначити методом напівнейтралізації. Як випливає з рівняння (5.8), $\text{pK} = \text{pH}$ при $[A^-] = [HA]$. Ця рівність дотримується в точці напівнейтралізації, коли половина взятої для титрування кислоти нейтралізована лугом. Тому $\text{pK} = \text{pH}_{1/2}$. Для визначення

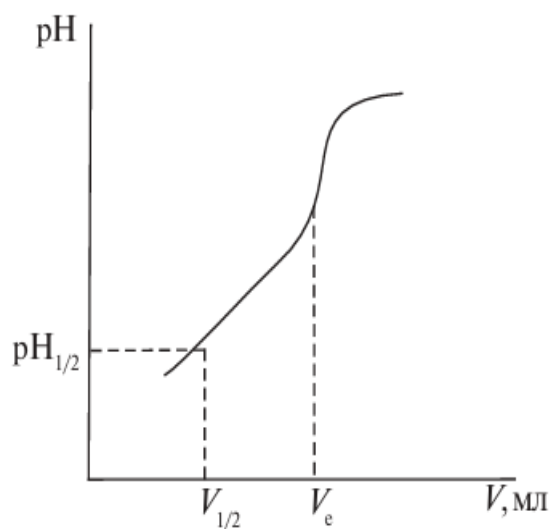


Рис. 5.4 - Інтегральна крива титрування

$pH_{1/2}$ будують інтегральну криву титрування (рис. 5.4), визначають еквівалентний об'єм V_e , об'єм напівнейтралізації $V_{1/2}$ і відповідне йому значення pH ($pH_{1/2}$), що дорівнює pK . Для основи $pK = pOH_{1/2} = pK_i - pH_{1/2}$, де pK_i — показник іонного добутку розчинника.

Збирають гальванічний елемент із підготовлених до роботи скляного та хлорсрібного електродів і підключають його до pH -метра. За допомогою піпетки відбирають 10 мл аналізованого розчину кислоти (основи) (за вказівкою викладача) і переносять у склянку для титрування місткістю не менше 100 мл. Титрування проводять, вимірюючи pH після кожної порції доданого титранту. Отримані дані заносять у таблицю:

Таблиця 5.6

Об'єм титранту V , мл	pH	V_e	$V_{1/2}$	pK

Обробка експериментальних даних

1. Будують інтегральну криву потенціометричного титрування в координатах $pH = f(V)$ і, визначивши V_e методом напівнейтралізації, знаходять pK .
2. Знайдене значення pK порівнюють із табличним.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5.3

Пряма кондуктометрія. Визначення константи дисоціації слабого електроліту і добутку розчинності важкорозчинної солі

Мета роботи: Ознайомитися з основами методу прямої кондуктометрії; експериментально визначити сталу кондуктометричної комірки; розрахувати ступінь і константу дисоціації слабкої кислоти, а також розчинність та добуток розчинності важкорозчинної солі.

Обладнання та реактиви: кондуктометр (місток Кольрауша, кондуктометрична комірка, термостат, магнітна мішалка, мірні колби та піпетки, стандартний розчин KCl (0,02 М), вихідний 1 М розчин слабкої кислоти (CH_3COOH або C_6H_5COOH), важкорозчинна сіль ($AgCl$, $BaSO_4$ тощо), бідистильована вода.

Теоретичні відомості

Прямою кондуктометриєю називають фізико-хімічний метод дослідження розчинів електролітів, оснований на вимірюванні їх електричної провідності.

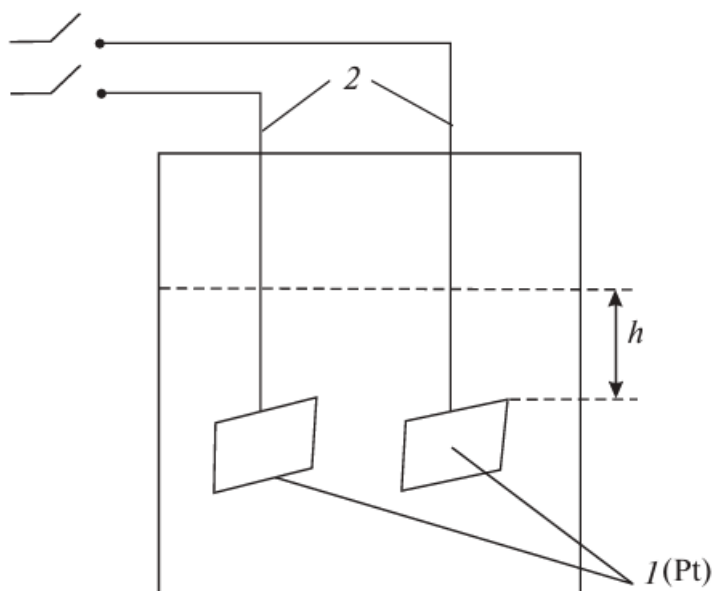


Рис. 5.5- Кондуктометрична комірка:
1-платинові електроди; 2-виводи для
підключення до кондуктометра;
h-висота терезів над електродами

За допомогою прямої кондуктометрії можна визначити різні фізико-хімічні характеристики електролітів: ступінь дисоціації, константу дисоціації, добуток розчинності, константу рівноваги хімічної реакції в розчині. Визначення електричної провідності розчинів електролітів зводиться до вимірювання за допомогою кондуктометра опору розчину, поміщеного в кондуктометричну комірку.

Застосовують комірки різних конструкцій, але принцип їх будови однаковий. Одна з комірок зображена на

рис. 5.5. Для одержання відтворюваних значень опору електроди платинують, площу електродів і відстань між ними підбирають у залежності від значення вимірюваного опору. У комірку наливають розчин так, щоб висота шару h над електродами складала 3–4 см, тому що в переносі струму беруть участь іони, що знаходяться як в об'ємі між електродами, так і в прилеглих шарах. Вимірювана електрична провідність L зв'язана з питомою електричною провідністю рівнянням

$$\kappa = K_{\kappa} \cdot L = \frac{K_{\kappa}}{R} \quad (5.15)$$

де K_{κ} — константа комірки. Константу комірки знаходять, вимірюючи опір R стандартних розчинів електролітів з відомою κ (найчастіше, розчину KCl) при декількох концентраціях:

$$K_{\kappa} = R_{KCl} \cdot (\kappa_{KCl} + \kappa_{H_2O}) \quad (5.16)$$

Де κ_{H_2O} — питома електрична провідність води. При концентраціях електроліту більше 10^{-3} моль/л $\kappa_{KCl} \gg \kappa_{H_2O}$ і останньою нехтують, тоді

$$K_{\kappa} = R_{KCl} \cdot \kappa_{KCl} \quad (5.17)$$

Опір R вимірюють за допомогою кондуктометра. В основу його конструкції покладено схему чотириплечого урівноваженого моста (моста Кольрауша) (рис. 5.6). Джерело змінного струму (генератор 1) підключене до клем 1 і 2. У кожній із віток моста виникає струм, величина якого залежить від опору. Підбираючи опори резисторів R_1 , R_2 , і R_3 при сталому опорі об'єм досліджуваного розчину електроліту R_x , поміщеного у кондуктометричну

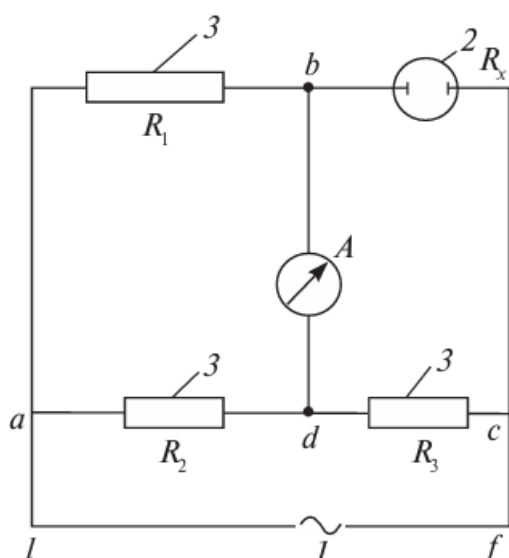


Рис. 5.6 - Схема моста для вимірювання опору: 1-генератор змінного струму; 2-кондуктометрична комірка; 3-магазини опорів; А-нуль-інструмент

комірку, домагаються такого розподілу струму у вітках моста, при якому струм у вимірювальній вертикалі bd упаде до нуля. Нуль-інструментом А може служити стрілочний гальванометр змінного струму, осцилограф, низькоомний телефон та ін.

Відсутність струму у вертикалі bd можлива при рівності потенціалів у точках b і d. Це означає, що повинні бути рівними падіння потенціалу у вітках ab та ad, і відповідно, bc і dc. Такий стан моста називається балансом, при цьому

$$R_2 / R_3 = R_1 / R_x, \quad (5.18)$$

звідки

$$R_x = (R_3 / R_2) R_1. \quad (5.19)$$

Визначення ступеня і константи дисоціації слабкого електроліту.

Молярна електрична провідність при

даному розведенні $\lambda = (u_+ + u_-) \cdot F \cdot \alpha$, а

при нескінченному розведенні $\lambda^\infty = (u_+^\infty + u_-^\infty) \cdot F$. У розведених розчинах значення рухливостей u_+ і u_- незначно відрізняються від граничних значень

рухливостей $(u_+ \approx u_+^\infty \text{ и } u_- \approx u_-^\infty)$. Отже, відношення $\frac{\lambda}{\lambda^\infty} = \alpha$.

Підставивши значення α у закон розведення Оствальда, отримуємо:

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha} = \frac{\lambda^2 \cdot c}{\lambda^\infty \cdot (\lambda^\infty - \lambda)}. \quad (5.20)$$

Вимірявши опір розчину, обчислюють величини питомої електричної провідності за рівнянням і молярної електричної провідності за рівнянням. Значення λ^∞ розраховують за законом Кольрауша. Визначення розчинності і добутку розчинності важкорозчинної солі. Визначення розчинності ґрунтується на припущенні, що насичений розчин малорозчинної солі можна вважати нескінченно розведеним, отже, молярну електричну провідність такого розчину можна визначити за законом Кольрауша, використавши довідкові дані. Питому електричну провідність визначають експериментально, розраховують концентрацію (розчинність) за рівнянням:

$$c = \frac{K - K_{H_2O}}{\lambda_+^\infty + \lambda_-^\infty}. \quad (5.21)$$

Константа розчинності (K^0_s) для одно-одновалентних і дво-двовалентних електролітів зв'язана із концентрацією насиченого розчину рівнянням:

$$K_s^0 = c^2. \quad (5.22)$$

Виконання роботи

Дослід 1

У добре помиту та висушену посудину кондуктометричної комірки наливають до мітки (або строго заданий об'єм) стандартний 0,02 М розчин КСІ і занурюють у нього платиновані або інші електроди. Комірку термостатують протягом 15–20 хв при температурі 298 К. У цей час знайомляться з інструкцією до кондуктометричної установки. Після термостатування електроди комірки підключають до установки і вимірюють опір стандартного розчину КСІ (у відповідності з інструкцією до установки). Вимірювання повторюють декілька разів. Результати вимірювань і обчислень заносять у таблицю 5.7:

Таблиця 5.7 - Результати вимірювань

Стандартний розчин електроліту	Концентрація розчину, моль · л ⁻¹	T, К	$\kappa_{\text{ст}}$, Ом ⁻¹ ·м ⁻¹	R ₁ , Ом	$\bar{R}$, Ом	K _к

Обробка експериментальних даних

1. У таблицях додатку знаходять питому електричну провідність стандартного розчину електроліту $\kappa_{\text{ст}}$.
2. Розраховують сталу кондуктометричної комірки $K_{\text{к}}$ за рівнянням (5.17).

Дослід 2

Послідовним розведенням готують 0,1; 0,025; 0,01; 0,005 і 0,001 М розчини з вихідного 1 М розчину оцтової, бензойної або іншої кислоти (за вказівкою викладача). Для вимірювання електричної провідності розчинів слабких електролітів користуються тією ж апаратурою та методикою вимірювання, що і при визначенні сталої кондуктометричної комірки (дослід 1). Отримані результати вимірювань і обчислень заносять у таблицю 5.8:

Таблиця 5.8

Температура досліду, °С...

№ пор.	c, моль · л ⁻¹	K _к	R	κ	λ	λ_{∞}	α	K _{дис}	K _{сер}

Обробка експериментальних даних

1. За отриманими значеннями R обчислюють величину питомої електричної провідності розчинів (5.15).
2. За розрахованими значеннями κ обчислюють молярні електричні провідності.
3. Розраховують молярну електричну провідність при нескінченному розведенні, використовуючи табличні значення граничних електричних провідностей іонів.
4. Розраховують ступені дисоціації $\alpha = \lambda/\lambda_\infty$ і константу дисоціації слабого електроліту (4.20).

Дослід 3.

Готують насичений розчин однієї з важкорозчинних солей (AgCl , AgBr , AgI , BaSO_4 , CaCO_3 , CaC_2O_4 , CaSO_4 — за вказівкою викладача). Для цього 1–2 г солі (ХЧ, ЧДА) розтирають у ступці, переносять у конічну колбу з притертою пробкою і заливають 75–100 мл бідистиляту. Ретельно збовтують протягом 10–15 хв. Коли осад відстоїться, зливають прозорий розчин, залишаючи осад у колбі. Повторюють цю операцію 2–3 рази. Осад, що залишився, заливають 150 мл бідистиляту та поміщають в апарат для струшування, струшують не менше 20 хв. Після відстоювання осаду розчин фільтрують через скляний фільтр. Фільтратом споліскують кондуктометричну комірку та електроди і наливають заданий об'єм. Опір розчину визначають як описано в досліді 1. Осад, що залишився в конічній колбі, заливають 150 мл бідистиляту і знову декантують. Отриманим розчином повторно заповнюють кондуктометричну комірку та визначають R_x отриманого насиченого розчину. Якщо встановлене середнє арифметичне значення опору розчину $\overline{R}_x''$ відрізняється від $\overline{R}_x'$, то операцію отримання нового розчину необхідно провести знову до встановлення відтворюваного сталого значення. Отримані результати обчислень заносять у таблицю 4.9:

Таблиця 4.9

Температура дослід, °С...

№ пор.	Електроліт	R_x , Ом	$\overline{R}_x$, Ом	K_κ	κ , Ом ⁻¹ ·м ⁻¹	λ^∞	$K_{\text{H}_2\text{O}}$	c , моль/л	K_s^0

Обробка експериментальних даних

1. Розраховують середнє арифметичне значення $\overline{R}_x$.
2. Розраховують питому електричну провідність насиченого розчину солі (5.15).
3. Знаходять табличні значення граничних електричних провідностей іонів солі і $K_{\text{H}_2\text{O}}$.
4. Розраховують розчинність (5.21) і константу розчинності (5.22) солі.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №5.4

Кондуктометричне титрування. Визначення концентрації розчину електроліту

Мета роботи: Вивчити теоретичні основи та опанувати методику кондуктометричного титрування; експериментально визначити точку еквівалентності для сильних кислот та їх сумішей; розрахувати концентрацію досліджуваних електролітів.

Обладнання та реактиви: кондуктометр (місток Кольрауша або цифровий прилад), кондуктометрична комірка, магнітна мішалка, бюретка (25 або 50 мл), хімічна склянка (250 мл), мірна піпетка (10 мл), 0,1 М NaOH або HCl, досліджуваний розчин сильної кислоти (HCl), слабкої кислоти (CH_3COOH) або їх суміші, дистильована вода.

Теоретичні відомості

Метод вимірювання електричної провідності знайшов застосування в об'ємному аналізі під назвою кондуктометричного титрування. Він застосовується в тих випадках, коли між аналізованим розчином і титрантом відбуваються обмінні іонні або окислювально-відновні реакції, в результаті яких змінюється електрична провідність розчину.

Звичайно це є наслідком утворення малодисоційованих сполук: у реакціях нейтралізації — молекул води, якщо реакція йде в водному розчині, в реакціях осадження — важкорозчинних сполук. В окислювально-відновних реакціях менш рухливі іони можуть утворюватися замість більш рухливих або навпаки. Графічно електричну провідність ($1/R$) як функцію об'єму титранту (рис. 5.7), то утворюються дві прямі, що перетинаються в точці еквівалентності. Наприклад, при нейтралізації сильної кислоти сильною основою електрична провідність спочатку буде зменшуватися, тому що рухливі іони водню будуть поступово замінятися катіонами основи, що рухаються повільно. Електрична провідність зменшуватиметься, поки не буде досягнута точка нейтралізації та

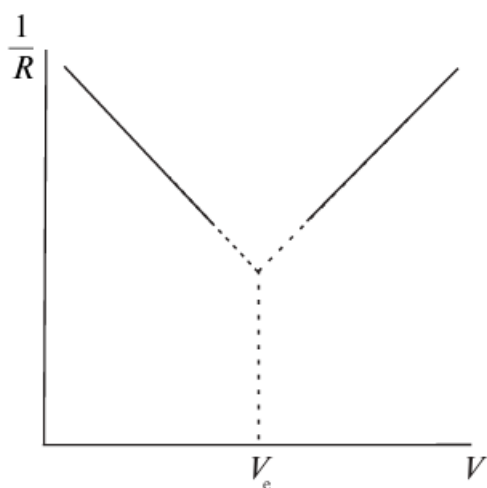


Рис. 5.7. Крива кондуктометричного титрування розчину HCl розчином NaOH

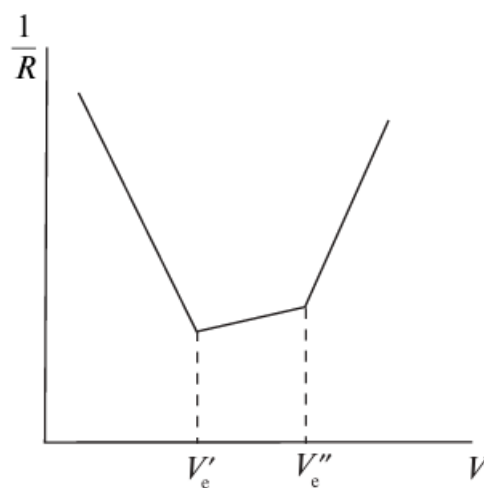


Рис. 5.8. Крива кондуктометричного титрування суміші сильної та слабкої кислот сильною основою

всі надлишкові іони водню не зв'язуються з гідроксильними іонами. Однак, як тільки буде доданий надлишок лугу, електрична провідність почне зростати внаслідок збільшення загальної кількості іонів і особливо кількості рухливих іонів гідроксилу. На кривій титрування отримаємо дві прямі, що перетинаються в точці нейтралізації (рис. 5.7). При нейтралізації слабкої кислоти, наприклад оцтової, електрична провідність увесь час зростає, тому що замість практично недисоційованих молекул оцтової кислоти утворюється сильний електроліт (її сіль) і, отже, збільшується концентрація ацетат іонів, а також іонів натрію. Однак після досягнення точки еквівалентності ріст провідності з додаванням надлишкової кількості лугу буде більш значним унаслідок накопичення надлишкових гідроксильних іонів. На кривій титрування в цьому випадку також буде помітна точка перетину, що відповідає точці еквівалентності.

При титруванні суміші розчинів слабкої та сильної кислот у першу чергу в реакцію з лугом вступає сильна кислота і тільки після того, як вона буде цілком нейтралізована, почне титруватися лугом слабка кислота. На кривій титрування будуть спостерігатися дві точки перетину, що відповідають двом точкам нейтралізації (рис. 5.8). Для суміші кислот їх концентрацію розраховують так:

— для сильної кислоти

$$c_c = \frac{V'_e \cdot c_T}{V_c^0} \quad (5.23)$$

— для слабкої кислоти

$$c_{сл} = \frac{(V_c'' - V'_e) \cdot c_T}{V_{сл}^0} \quad (5.24)$$

При титруванні солей за реакцією іонного обміну з утворенням важкорозчинної солі, наприклад, при взаємодії розчину $BaCl_2$ з розчином Na_2SO_4 , крива кондуктометричного титрування також буде мати вигляд двох прямих ліній, що перетинаються в точці еквівалентності (рис. 4.7). При кондуктометричному титруванні не потрібно визначати сталу комірки K , тому що питома електрична провідність обернено пропорційна опоріві розчину (стала комірки під час титрування не змінюється). Тому замість k на графіку відкладають $1/R$ (рис. 5.7; 5.8). Кондуктометричний метод із успіхом застосовується для контролю ходу хімічних реакцій, що відбуваються в мутних і забарвлених розчинах, у розведених розчинах, а також для титрування речовин, ступінь дисоціації яких дуже малий.

Виконання роботи

У хімічну склянку наливають 200 мл дистильованої води і додають 10 мл досліджуваного розчину сильної кислоти (основи) або такий же об'єм суміші сильної та слабкої кислот (основ) за вказівкою викладача. Склянку ставлять на механічну мішалку, поміщають у неї металевий стержень, покритий поліетиленовою плівкою (магнітна мішалка), а потім опускають у неї електроди

кондуктометричної комірки. Електроди приєднують до вимірювальної системи. Включають мішалку і вимірюють опір вихідного розчину так, як це описано в досліді 1. З бюретки, заповненої стандартним розчином лугу (кислоти), закріпленої в штативі і розташованої так, щоб кінчик бюретки знаходився над склянкою, порціями по 0,5 мл доливають титрант і після кожної порції фіксують опір розчину. Після досягнення точки еквівалентності, що буде видно за зміною ходу опору розчину, додають ще п'ять порцій титранту для одержання повної кривої титрування і більш точного визначення точки еквівалентності. Отримані результати вимірювань і обчислень заносять у таблицю 5.10:

Таблиця 5.10 - Результати вимірювань і обчислень
Температура дослідів, °С...

№ пор.	Об'єм титранту V , мл	R	$\frac{1}{R}$	V_e	c

Обробка експериментальних даних

1. Будують графік залежності $1/R = f(V_t)$.
2. Знаходять точку еквівалентності як точку перетину на кривій титрування (або дві точки еквівалентності у випадку титрування суміші електролітів) і еквівалентний об'єм, що відповідає їй.
3. За рівняннями (5.23; 5.24) розраховують концентрацію досліджуваного розчину електроліту.

Рекомендована література

Основна:

1. Брускова Д.-М.Я. Фізична і колоїдна хімія/ Брускова Д.-М.Я, Кущевська Н.Ф., Малишев В.В.– К.: Видавництво Університет «Україна», 2020. – 530с.
2. Галушко С.М. Фізична і колоїдна хімія: Практикум: Навчально-методичний посібник (вид. 1). – Умань: АЛМІ, 2017. – 101 с.
3. Курмакова І.М., Бондар О.С. Практичний курс фізичної хімії. Навчальний посібник / І.М. Курмакова, О.С. Бондар. - Чернігів: НУЧК, 2018. – 100 с.
4. Цветкова Л.Б. Фізична хімія: Теорія і задачі: Навч. посіб. Львів, 2022. – 416 с.
5. Рубцов В.І. Фізична хімія: задачі та вправи : навчальний посібник – 2-ге вид. – Х. : ХНУ імені В. Н. Каразіна, 2016. – 416 с.
6. P.W. Atkins, J. de Paula. Physical Chemistry. - Oxford, UK, 2006. – 1053 p.
7. D.W. Rogers. Concise Physical Chemistry. – Wiley, 2011. – 378 p.

Додаткова:

1. Фізична хімія. Хімічна термодинаміка [Електронний ресурс] : навч. посіб. для студентів / уклад.: Т.А. Каменська, Г.А. Рудницька, М.Є. Пономарьов ; КПІ ім. Ігоря Сікорського. – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021. – 257 с.
2. Фізична та колоїдна хімія. Збірник задач: Навч. посібник для студентів вищ. фармацев. закладів освіти / В.І. Кабачний, Л.К. Осіпенко, Л.Д. Грицан та ін.; За ред. В.І. Кабачного. – Вид-во НФАУ; Вид-во ТОВ “Золоті сторінки”, 2001. – 208 с.
3. Олексенко Л. П. Фізична хімія міжфазних явищ: навч. посіб. для студ. хім. спец. вищ. навч. закл. / Л. П. Олексенко. - К.: Видавництво КНУ ім. Т. Шевченка, 2011. - 270с.
4. Яцимирський В.К. Фізична хімія рівноважних систем/ В.К. Яцимирський. – К.: НМКВО, 1992. – 456с.
5. Фізична хімія. Хімічна термодинаміка [Електронний ресурс] : навч. посіб. для студ. спеціальності 161 «Хімічні технології та інженерія» / уклад.: Т.А.Каменська, Г.А. Рудницька, М.Є. Пономарьов ; КПІ ім. Ігоря Сікорського. – Електронні текстові данні. – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021. – 257 с.
6. Електрохімія: Навчально-методичний для студентів біологічного факультету спеціальності «Хімія» денної форми навчання / Укладачі: Л.О. Омелянчик, Н.П. Синяєва, О.Л. Рачинська. – Запоріжжя: ЗНУ, 2011. – с.