

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ імені І. І. МЕЧНИКОВА
ФАКУЛЬТЕТ ХІМІЇ ТА ФАРМАЦІЇ
КАФЕДРА ФІЗИЧНОЇ ТА КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

ФІЗИЧНА ХІМІЯ. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ

ЕЛЕКТРОННІ МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до лабораторних робіт з фізичної хімії
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
спеціальності 102 «Хімія»

ОДЕСА
ОНУ
2024

**УДК 544.01(075.8)
Ф505**

Укладачі:

О. В. Перлова, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова;

Л. М. Солдаткіна, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова.

Рецензенти:

В. В. Менчук, декан факультету хімії та фармації, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова;

Р. Є. Хома, доктор хімічних наук, професор кафедри аналітичної та токсикологічної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова.

*Рекомендовано вченою радою
факультету хімії та фармації ОНУ імені І. І. Мечникова.
Протокол № 7 від 22 травня 2024 р.*

**Фізична хімія. Фазові рівноваги [Електронний ресурс] : електрон.
Ф505** метод. вказівки до лабор. роб. з фізич. хімії для здобув. першого (бакалавр.) рівня вищ. освіти спец. 102 Хімія / уклад.: О. В. Перлова, Л. М. Солдаткіна. – Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2024. – 51 с. – 1,1 МБ.

Методичні рекомендації містять плани 5 лабораторних робіт з дисципліни «Фізична хімія», які згідно з робочою програмою навчальної дисципліни відповідають змістовому модулю «Хімічні та фазові рівноваги». Наявність у методичних вказівках теоретичних відомостей, експериментальної частини і контрольних питань дає змогу здобувачам засвоїти, закріпити і проконтролювати знання, набуті під час опанування розділу «Фазові рівноваги».

Рекомендовані для аудиторної, самостійної та індивідуальної роботи здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальності 102 Хімія.

УДК 544.01(075.8)

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	4
Правила техніки безпеки під час виконання лабораторних робіт з фізичної хімії	5
Правила представлення результатів експерименту у вигляді графічних залежностей	7
Структура звіту з лабораторної роботи	8
ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ	9
Тема: Фазові рівноваги в однокомпонентних системах	9
<i>Лабораторна робота 1.</i> <i>Визначення тиску насиченої пари індивідуальних рідин динамічним методом</i>	9
Тема: Фазові рівноваги у конденсованих двокомпонентних системах	16
<i>Лабораторна робота 2.</i> <i>Вивчення кристалізації бінарних сумішей</i>	16
Тема: Фазові рівноваги у конденсованих трикомпонентних системах	27
<i>Лабораторна робота 3.</i> <i>Вивчення взаємної розчинності рідин у трикомпонентній системі</i>	27
Тема: Закон розподілу. Рідинна екстракція	34
<i>Лабораторна робота 4.</i> <i>Визначення коефіцієнту розподілу етанової кислоти між водною та органічною фазами</i>	37
<i>Лабораторна робота 5.</i> <i>Визначення коефіцієнту розподілу йоду між водною та органічною фазами</i>	43
Список літератури	50

ПЕРЕДМОВА

Лабораторний практикум є невід'ємною частиною при вивченні обов'язкової дисципліни «Фізична хімія» ОПП «Хімія» і ОПП «Фармацевтична хімія» спеціальності 102 «Хімія», оскільки сприяє набуттю у здобувачів вищої освіти загальних, фахових компетенцій та досягнення програмних результатів навчання, закріплених стандартом вищої освіти.

Працюючи у лабораторії фізичної хімії, здобувач вищої освіти знайомиться з методами та прийомами, дотримання яких дозволяє правильно виконати дослід і отримати відомості про структуру і властивості речовин, а також закономірності фізико-хімічних процесів. Це дозволяє накопичити досвід, який дасть змогу здобувачеві вищої освіти у подальшій самостійній професійній діяльності хіміка вирішувати наукові, педагогічні та виробничі задачі, підвищує зацікавленість до наукових досліджень, поглиблює та закріплює практичні навички.

У даних методичних вказівках опису методиці виконання лабораторних робіт передують короткі теоретичні відомості про фазові рівноваги, які дозволяють зрозуміти зміст кожної роботи та її призначення. Виконуючи експериментальні дослідження в лабораторії, здобувачі вищої освіти знайомляться з принципом дії приладів, отримують практичні навички проведення розрахунків з обробки експериментальних даних, вчаться прийомам безпечної роботи з речовинами та обладнанням у хімічній лабораторії.

Методичні вказівки містять опис п'яти лабораторних робіт, які виконуються в межах лабораторного практикуму, який відповідає розділу «Хімічні та фазові рівноваги» в робочій програмі навчальної дисципліни «Фізична хімія».

ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ

Виконання здобувачами лабораторних робіт з фізичної хімії розраховано на опанування та закріплення навичок експериментальної роботи. Здобувачі виконують лабораторні роботи в хімічній лабораторії тільки в присутності викладача або лаборанта, суворо дотримуючись правил техніки безпеки.

До виконання лабораторної роботи допускається здобувач, який:

- ознайомився з правилами техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії та пройшов інструктаж з техніки безпеки;
- усвідомив мету роботи, методику експерименту, ознайомився з інструкціями щодо роботи приладів та властивостей хімічних реактивів, які застосовуються у роботі.

Перед початком роботи викладач перевіряє готовність здобувача до виконання лабораторної роботи, проводячи співбесіду, і приймає рішення про можливість допуску здобувача до виконання експериментальної частини лабораторної роботи.

Під час виконання лабораторної роботи на робочому місці не має бути нічого зайвого. При виконанні експериментальної частини лабораторної роботи здобувачі мають:

- суворо дотримуватися порядку роботи і послідовності операцій проведення дослідів;
- уважно спостерігати за експериментом, зазначати та фіксувати кожну його особливість;
- використовувати хімічні реактиви, які необхідні для виконання даної лабораторної роботи;
- після закінчення експерименту виключити електричні прилади та вимити посуд.

Загальні правила, яких мають дотримуватися здобувачі

1. Здобувачі в лабораторії виконують експериментальні роботи в спеціальних халатах (спецодязі).

2. При нещасних випадках потрібно негайно повідомити викладача або лаборанта.

3. Здобувачі зобов'язані підтримувати в лабораторії чистоту і порядок. Прийом їжі в лабораторії забороняється.

4. Роботи зі шкідливими хімічними речовинами потрібно виконувати під тягою при ввімкненій витяжній системі.

5. Забороняється виливати в раковину відпрацьовані концентровані кислоти і луги, органічні розчинники; для цього варто застосовувати спеціальні ємності.

6. У випадку порізу склом треба переконатися, що в рані немає осколків, і ватною, змоченою етиловим спиртом, видалити кров, змазати йодом і забинтувати.

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

8. При опіках кислотами насухо промокнути, не втираючи, опік чистим рушником, промити великою кількістю холодної води, а потім 2 % розчином харчової соди.

9. При опіках лугами обмити уражену ділянку водою і нейтралізувати 2 % розчином оцтової кислоти

10. При раптовому знеструмленні лабораторії потрібно виключити всі електричні прилади.

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

12. Неуважна та неохайна робота зі ртуттю або приладами, які містять ртуть, може привести до її пролиття на столі або підлозі та диспергування у вигляді крапель. У цьому випадку ртуть збирають за допомогою амальгамованої платівки в ємність з водою, після чого обробляють забруднене місце 20 % розчином феррум(III) хлориду.

ПРАВИЛА ПРЕДСТАВЛЕННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ ЕКСПЕРИМЕНТУ У ВИГЛЯДІ ГРАФІЧНИХ ЗАЛЕЖНОСТЕЙ

Усі рисунки слід будувати на міліметровому папері (виключно простим олівцем та лінійкою) або з використанням програми MS Excel. Правила щодо оформлення рисунків однакові незалежно від способу їх побудови.

На осі абсцис відкладають значення незалежної змінної, а на осі ординат – значення функції цієї змінної. В кінці кожної осі вказують умовне позначення величин та їх розмірності. Якщо величини виражаються багаторозрядними цифрами, їх записують через множник 10^n , який ставлять поруч з умовним позначенням величини. Наприклад: $C \cdot 10^3, \%$.

На осях координат ставлять 4–5 позначок масштабу виступами всередину. Зверніть увагу на правильний вибір масштабу (рис. 1) – графік має заповнювати увесь простір між осями.

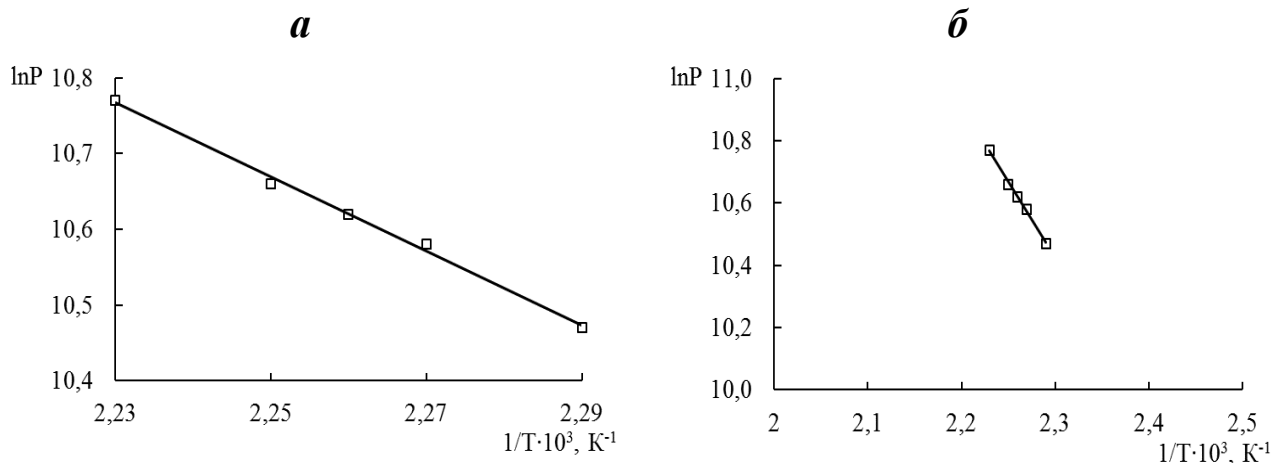


Рис. 1. Правильний (а) і неправильний (б) масштаб

Однотипні криві мають бути об'єднані в одному рисунку і позначені різними маркерами та цифрами, розшифровані у підпису.

Підпис розміщують під рисунком і він містить чотири основних елементи:

- найменування рисунку у вигляді скороченого слова **Рис.**
- порядковий номер рисунку арабськими цифрами;

- стислий тематичний заголовок рисунку у вигляді «Залежність...від...» або «Вплив... на»;
- розшифровку кривих (ліній), позначених цифрами), або легенду.

СТРУКТУРА ЗВІТУ З ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

При підготовці до лабораторного заняття кожен здобувач оформляє звіт з лабораторної роботи, який слугує засобом розвитку навичок щодо глибокого осмислення експериментальних завдань і вміння висловлювати свої думки і судження науковою мовою.

Звіт надається здобувачем викладачеві у вигляді протоколу лабораторної роботи і повинен містити наступні елементи:

1. Назва роботи.
2. Мета роботи.
3. Стислий виклад теоретичних положень, на яких базується дана робота.
4. Стислий опис методики роботи (порядок проведення експерименту, умови проведення експерименту).
5. Результати експерименту у вигляді таблиць, до яких заносяться всі отримані експериментальні дані.
6. Формули для розрахунків і безпосередньо самі розрахунки. При необхідності результати розрахунків заносяться в таблиці.
7. У разі необхідності графічної інтерпретації отриманих результатів до протоколу додаються рисунки, побудовані за наведеними вище правилами.
8. Оцінка отриманих результатів на достовірність.
9. Висновок по роботі щодо отриманих результатів у відповідності з метою роботи. Висновок має починатися словами «Встановлено», «Показано», «Визначено», «Досліджено» тощо. Якщо виявлені відхилення від теоретичних закономірностей, вказується їх передбачувана причина.

ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ

Тема: ФАЗОВІ РІВНОВАГИ В ОДНОКОМПОНЕНТНИХ СИСТЕМАХ

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1 ВИЗНАЧЕННЯ ТИСКУ НАСИЧЕНОЇ ПАРИ ІНДИВІДУАЛЬНИХ РІДИН ДИНАМІЧНИМ МЕТОДОМ

Мета роботи: Вивчити залежність тиску насиченої пари індивідуальної рідини від температури; обчислити теплоту пароутворення речовини і зміну ентропії в процесі випаровування.

Реактиви: досліджувана речовина в рідкому стані (за індивідуальним завданням викладача): етанол, пропанол, бутанол, етанова кислота, хлоретанова кислота, пропанова кислота, етилетаноат тощо.

Обладнання: Установка для вимірювання тиску насиченої пари.

Теоретичний зміст

Одною з найважливіших властивостей рідини є тиск її насиченої пари, що характеризує здатність рідини до випаровування.

Насиченою називається пара, що знаходиться в рівновазі з рідиною або твердим тілом. Відповідно до правила фаз Гіббса для однокомпонентних систем ($k = 1$) при рівновазі рідина – пара (число фаз дорівнює 2, $n = 2$), число ступенів свободи дорівнює одиниці ($C = 1$), система є моноваріантною. Звідси випливає, що тиск насиченої пари є однозначною функцією температури T .

Зв'язок між тиском насиченої пари і температурою кипіння описується рівнянням Клапейрона-Клаузіуса:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H_n}{T \cdot \Delta V}, \quad (1.1)$$

де ΔH_n – молярна теплота пароутворення (зміна ентальпії в процесі пароутворення); $\Delta V = V_n - V_p$ – різниця молярних об'ємів пари (V_n) та рідини (V_p).

Теплота пароутворення витрачається на подолання сил взаємодії між молекулами в рідині. Отже, процес пароутворення супроводжується поглинанням теплоти. При температурах, далеких від критичної, $V_n \gg V_p$. Нехтуючи об'ємом рідини порівняно з об'ємом пари, з (1.1) отримуємо

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H_n}{T \cdot V_n} \quad (1.2)$$

Оскільки при низьких тисках для пари справедливими є закони ідеального газу, використовуючи рівняння Менделєєва-Клапейрона для 1 моль газу (пари), можна записати:

$$V_n = \frac{RT}{P}, \quad (1.3)$$

а рівняння (1.2) можна перетворити до рівняння:

$$\frac{d \ln P}{dT} = \frac{\Delta H_n}{R \cdot T^2}. \quad (1.4)$$

Рівняння (1.4) є *рівнянням Клаузіуса-Клапейрона для процесів випаровування і возгонки в диференціальній формі*.

Припустимо, що ΔH_n не залежить від температури, та розв'яжемо диференціальне рівняння (1.4). В результаті одержуємо *рівняння Клаузіуса-Клапейрона для процесів випаровування і возгонки в інтегральній формі*:

$$\ln P = -\frac{\Delta H_n}{RT} + \text{const}. \quad (1.5)$$

Враховуючи, що рідина кипить при температурі, при якій тиск її насиченої пари дорівнює атмосферному тиску, прийmemo, що $P = 1$ атм. Тоді $T = T_{\text{кип}}$. Рівняння (1.5) матиме вигляд:

$$\frac{\Delta H_n}{T_{\text{кип}}} = C = \Delta S_n^0, \quad (1.6)$$

де ΔS_n^0 – зміна ентропії 1 моль речовини в процесі пароутворення при $T_{\text{кип}}$ та $P = 1$ атм.

Для багатьох недисоційованих рідин $\Delta H_n / T_{\text{кип}}$ приблизно дорівнює 88 ± 4 Дж/(моль·К) (константа Трутона). Позитивне відхилення відношення $\Delta H_n / T_{\text{кип}}$ від цього значення вказує на асоціацію молекул.

Рівняння (1.5) відповідає лінійній залежності $\ln P$ від $1/T$ (рис. 1.1):

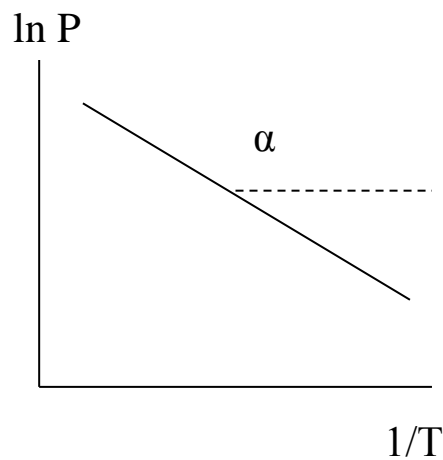


Рис. 1.1. Залежність $\ln P$ від $1/T$ індивідуальної речовини

За тангенсом кута нахилу прямої $\text{tg } \alpha$ (де α – кут, утворений прямою і позитивним напрямом осі абсцис) можна визначити теплоту пароутворення ΔH_n , оскільки

$$\text{tg } \alpha = -\frac{\Delta H_n}{R} . \quad (1.7)$$

Звідси

$$\Delta H_n = -R \cdot \text{tg } \alpha . \quad (1.8)$$

Рівняння (1.8) використовується для визначення теплоти випаровування, якщо є експериментальні дані щодо тиску насиченої пари речовини при трьох та більше температурах. Якщо відомий тиск насиченої пари речовини (P_1 і P_2) при двох температурах (T_1 і T_2), використовуючи рівняння Клаузіуса-Клапейрона у формі:

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_n}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right), \quad (1.9)$$

можна розрахувати теплоту пароутворення аналітичним шляхом за рівнянням:

$$\Delta H_n = \frac{T_1 \cdot T_2 \cdot R \cdot \ln \frac{P_2}{P_1}}{T_2 - T_1}. \quad (1.10)$$

Способи вимірювання тиску пари залежать від того, наскільки летючою є досліджувана речовина. Для *летючих речовин* застосовують статичний спосіб, що полягає у вимірюванні манометром тиску пари над рідиною в замкнутому просторі.

Для *речовин середньої летючості* застосовують динамічний метод, заснований на тому, що тиск насиченої пари при температурі кипіння дорівнює зовнішньому тискові. Залежність між P і T одержують, доводячи рідину до кипіння при різних зовнішніх тисках, і визначають температури кипіння.

Хід роботи

Для вимірювання тиску насиченої пари індивідуальної речовини динамічним методом використовують установку, схема якої наведена на рис. 1.2.

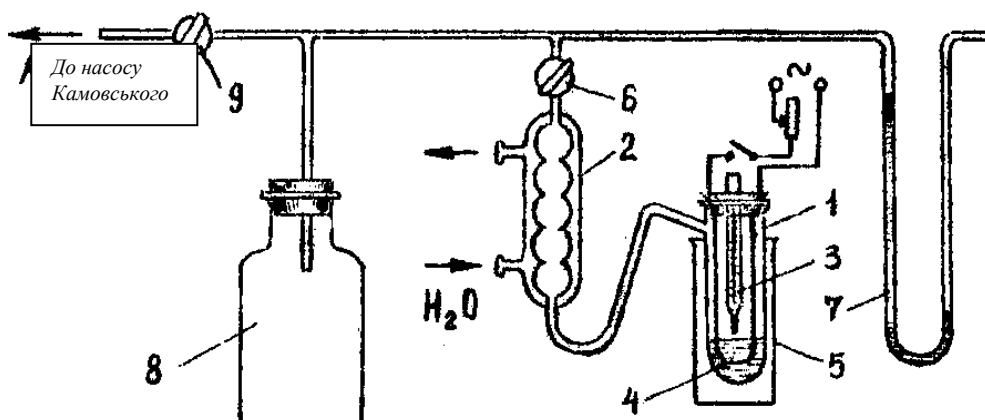


Рис. 1.2. Установка для вимірювання тиску насиченої пари динамічним методом:

1 – скляна посудина; 2 – зворотний холодильник; 3 – термометр; 4 – нагрівач; 5 – ізолююча посудина; 6, 9 – крани; 7 – ртутний манометр; 8 – додаткова ємність.

1. Налийте досліджувану рідину у скляну посудину 1. Над рідиною помістите термометр 3. Щоб запобігти місцевих перегрівів і полегшити утворення нової фази в посудину 1 помістите скляні капіляри. З'єднайте зворотний холодильник 2 з посудиною 1. Крім того, зворотний холодильник 2 за допомогою крану 6 з'єднайте зі всією іншою системою, що складається з ртутного манометра 7 і додаткової ємності 8. Розрідження в системі створюється за допомогою насоса Камовського або іншого приладу.

2. За допомогою насоса створіть максимальне розрідження, задане викладачем. Увімкніть нагрівач 4 і нагрійте досліджувану рідину до кипіння. Коли рідина в посудині закипить, запишіть температуру кипіння і показання манометра.

3. Збільшіть тиск в системі на 40–50 мм рт. ст. шляхом переведу крану 9 на короткий проміжок часу в положення, при якому в систему заходить повітря. Визначте температуру кипіння при новому тиску. Запишіть температуру кипіння і показання манометра.

4. Проведіть 8–10 таких вимірів, переходячи від максимального до мінімального розрідження в системі, доки тиск в системі не дорівнюватиме атмосферному тиску. Для кожного вимірювання запишіть температуру кипіння і показання манометра.

5. Розрахуйте тиск насиченої пари (P) для кожної температури за рівнянням:

$$P = P_{\text{бар}} - h_0,$$

де $P_{\text{бар}}$ – атмосферний тиск (визначається за барометром),

h_0 – показання манометра.

6. Результати вимірювань і розрахунків запишіть у таблицю:

Тиск насиченої пари та температура кипіння індивідуальної рідини

Досліджувана речовина _____

Атмосферний тиск _____ мм рт. ст.

Показання		$T_{\text{кип.}}$, К	$1/T_{\text{кип.}}$, К ⁻¹	P, мм рт. ст.	ln P
t, °C	манометра (h ₀), мм рт. ст.				

7 На підставі отриманих даних побудуйте графіки залежності тиску насиченої пари досліджуваної рідини від температури в координатах $P = f(t)$ і $\ln P = f(1/T)$ за допомогою програми Microsoft Excel або на міліметровому папері.

8. За допомогою одержаних графічних залежностей:

8.1. Визначте температуру кипіння рідини при атмосферному тиску.

8.2. Обчисліть тангенс кута нахилу прямої $\ln P = f(1/T)$ і теплоту пароутворення ΔH_n за рівнянням (1.8).

8.3. Розрахуйте зміну ентропії в процесі випаровування ΔS_n^0 за рівнянням (1.6).

9. Порівняйте експериментально одержані значення ΔS_n^0 і ΔH_n з теоретичними (довідниковими за стандартних умов) шляхом розрахунку відносної похибки (δ) за рівняннями:

$$\delta_1 = \left| \frac{\Delta S_{\text{п, теор.}}^0 - \Delta S_{\text{п, експ.}}^0}{\Delta S_{\text{п, теор.}}^0} \right| \cdot 100, \%$$

$$\delta_2 = \left| \frac{\Delta H_{\text{п, теор.}} - \Delta H_{\text{п, експ.}}}{\Delta H_{\text{п, теор.}}} \right| \cdot 100, \%$$

10. На підставі одержаних значень ΔH_n , ΔS_n^0 зробіть висновок про екзо-(ендо-)термічність процесу пароутворення, зміну

упорядкування системи в процесі пароутворення. Поясніть одержані результати.

Контрольні питання

1. Наведіть термодинамічну умову рівноваги для фазових переходів.

2. Запишіть та проаналізуйте правило фаз Гіббса для однокомпонентних систем.

3. Наведіть фазову діаграму води. Опишіть її. Розрахуйте кількість ступенів свободи на різних ділянках (області, лінії, точки) діаграми.

4. Що називається насиченою парою?

5. Що називається тиском насиченої пари?

6. Як залежить тиск насиченої пари від температури? Проаналізуйте цю залежність.

7. Наведіть мінімум 2 варіанти визначення теплоти випаровування із залежності тиску насиченої пари від температури. Які обмеження використання кожного варіанту?

8. Яким є процес випаровування з термохімічної точки зору? Відповідь обґрунтуйте.

9. Як змінюється ентропія системи в процесі випаровування? Відповідь обґрунтуйте.

10. Чому дорівнює зміна вільної енергії Гіббса в процесі випаровування? Відповідь обґрунтуйте.

**Тема: ФАЗОВІ РІВНОВАГИ У КОНДЕНСОВАНИХ
ДВОКОМПОНЕНТНИХ СИСТЕМАХ**

**ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2
ВИВЧЕННЯ КРИСТАЛІЗАЦІЇ БІНАРНИХ СУМІШЕЙ**

Мета роботи: Визначити температури кристалізації двокомпонентних систем різного складу; на підставі експериментальних даних побудувати діаграму стану двокомпонентної системи «температура – склад» і проаналізувати її.

Реактиви: Нафталін. Парафін. Бензойна кислота. Ацетанилід. Сечовина. Інші речовини (за завданням викладача).

Обладнання: Пробірки ємністю 10-25 см³ (11 шт.). Більш широкі пробірки або склянки. Термометри зі шкалою 50-200 °С. Механічна мішалка. Водяна або масляна баня. Електрична плитка. Секундомір. Аналітичні терези.

Теоретичний зміст

Якщо дві тверді речовини змішати одну з одною в певному співвідношенні і суміш нагріти до високої температури (вищої за їхні температури плавлення), то може утворитися гомогенна система (розплав або розчин одного компонента в іншому) або гетерогенна система, яка складається з двох рідких фаз – взаємно насичених розплавів або розчинів компонентів суміші. Найчастіше зустрічається перший випадок – двокомпонентні системи з необмеженою взаємною розчинністю компонентів у рідкому стані. Якщо такий розчин або розплав охолодити, то при деякій температурі він починає кристалізуватися, оскільки розчинність речовин зі зниженням температури зменшується.

Кожна фаза двокомпонентної системи може бути охарактеризована трьома змінними: температурою T , тиском P і концентрацією χ одного з компонентів, вираженою в мольних частках. Для графічного зображення функції $f(T, P, \chi)$ необхідна система координат у просторі трьох вимірів. Якщо система

конденсована, то невеликі зміни тиску мало відображаються на рівновазі, тому при дослідженні конденсованих систем при атмосферному тиску можна прийняти тиск постійним. Тоді число змінних зменшиться до двох. Графічно залежність між ними можна виразити на площині в координатах $T - \chi$. Таку діаграму називають *діаграмою стану* або, в даному випадку, *діаграмою плавкості*. За такими діаграмами можна визначити наявність тих або інших фаз, їх кількість, температуру кристалізації суміші певного складу тощо.

Діаграми стану різних систем будують на основі експериментальних даних. Найбільш розповсюджений метод для побудови діаграм плавкості – метод термічного аналізу, в основі якого лежить спостереження за швидкістю охолодження розплавлених чистих речовин і сумішей різного складу. Злами на кривих охолодження свідчать про зміну числа фаз в системі.

Швидкість зменшення температури ($dT/d\tau$) пропорційна різниці температур речовини, що охолоджується ($T_{\text{системи}}$), і навколишнього середовища ($T_{\text{навкол.серед.}}$):

$$\frac{dT}{d\tau} = K \cdot (T_{\text{системи}} - T_{\text{навкол.серед.}}) \quad (2.1)$$

З рівняння (2.1) випливає, що крива охолодження опукла до осі часу (τ); але вона тим ближча до прямої лінії, чим більше відрізняються одна від одної $T_{\text{системи}}$ та $T_{\text{навкол.серед.}}$.

Кристалізація розпавленої чистої речовини, яка повільно охолоджується, супроводжується температурною зупинкою, оскільки теплота кристалізації, що виділяється, компенсує відведення теплоти. Тому на кривій охолодження відбувається різка зміна кутового коефіцієнта (крива 1, рис. 2.1). Тривалість температурної зупинки, а отже, і розмір горизонтальної ділянки на кривій охолодження, залежать від кількості речовини і швидкості відводу теплоти.

Температура

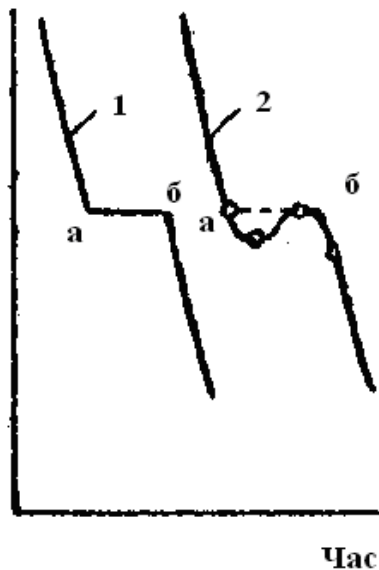


Рис. 2.1. Криві охолодження чистої речовини:

1 – теоретична;
2 – експериментальна

При зникненні рідини (точка *б* на кривій 1, рис. 2.1) температура знову починає падати, бо з цього моменту відвід теплоти в навколишнє середовище вже нічим не компенсується. На практиці звичайно відбувається переохолодження і нерівномірний розподіл температур, тому горизонтальна ділянка перетворюється на криволінійну ділянку (крива 2, рис. 2.1). На підставі кривих охолодження будують діаграми залежності температури того чи іншого фазового переходу від складу системи.

При кристалізації рідких систем можуть виділятися як чисті компоненти і утворені ними хімічні сполуки, так і тверді розчини на основі чистих компонентів і їх сполук.

Залежно від того, яка фаза виділяється з розчину, двокомпонентні системи з необмеженою взаємною розчинністю компонентів у рідкому стані можуть бути розділені на наступні типи:

- 1) без хімічних сполук і твердих розчинів;
- 2) з утворенням стійкої хімічної сполуки (що плавиться конгруентно);
- 3) з утворенням нестійкої хімічної сполуки (що плавиться інконгруентно);
- 4) з необмеженою розчинністю компонентів у твердому стані;
- 5) з обмеженою розчинністю компонентів у твердому стані.

На підставі діаграм плавкості роблять висновок про характер хімічної взаємодії між компонентами системи. Розрізняють неізоморфні та ізоморфні суміші.

Компоненти неізоморфних сумішей необмежено розчинні в рідкому стані, не утворюють хімічних сполук, не зазнають поліморфних перетворень і кристалізуються з рідини у вигляді чистих компонентів. Вони не утворюють твердих розчинів, тому кристалізація розплаву починається з кристалізації одного з компонентів. Лише для певних складів (евтектичні суміші) відбувається одночасна кристалізація обох речовин, тобто розчин стає насиченим одночасно обома компонентами. Тому в кристалічному стані неізоморфні суміші неоднорідні, тобто складаються з двох фаз. Для неізоморфних систем характерна наявність мінімальної температури кристалізації, що відповідає евтектичній точці.

Отже, неізоморфні системи утворюють діаграми стану евтектичного типу (рис. 2.2-2.4).

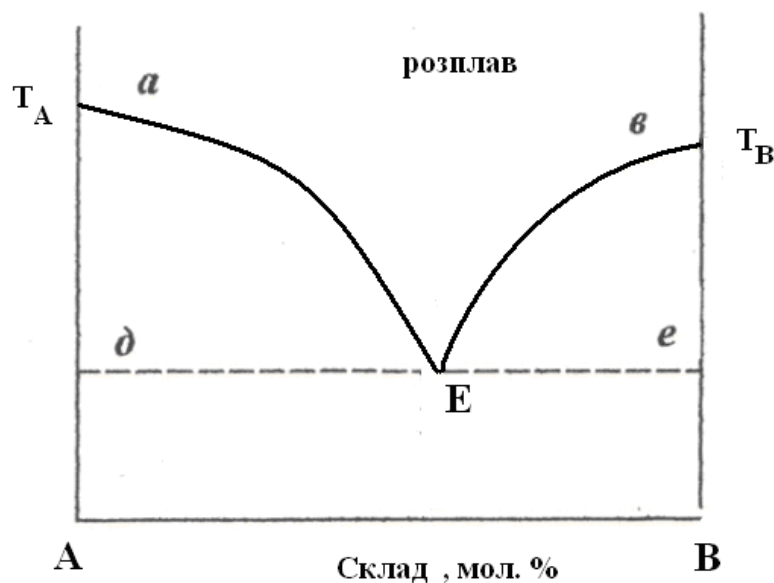


Рис. 2.2. Діаграма стану двокомпонентної неізоморфної системи евтектичного типу

На діаграмах плавкості двокомпонентних систем розрізняють лінії ліквідусу та солідусу. Лінії ліквідусу – це криві, що показують залежність температури початку кристалізації сумішей від складу (лінії *aE* і *Eb*). Лінії ліквідусу можна розглядати як криві залежності

розчинності кожного чистого компонента в розчині від температури. Якщо розчин ідеальний, то лінії ліквідусу підпорядковуються рівнянню Шредера

$$\ln \chi_i = -\frac{\Delta H_i}{R} \left(\frac{1}{T_i} - \frac{1}{T_i^0} \right), \quad (2.2)$$

де χ_i – мольна частка i -го компонента в суміші; ΔH_i – теплота плавлення i -го компонента; T_i^0 – температура плавлення індивідуального i -го компонента; T_i – температура плавлення суміші.

Отже, для ідеальних розчинів за кривими ліквідусу можна обчислити теплоту плавлення ΔH_i кожного компонента. Якщо значення теплоти плавлення компонентів відомі, можна розрахувати температуру кристалізації евтектики та її склад.

Лінія солідусу – це лінія, що відповідає температурі завершення кристалізації розплавів (лінія ∂Ee).

Евтектична точка – це точка перетинання кривих ліквідусу (точка E). Вона відповідає певному складу евтектики і найнижчій температурі кристалізації суміші (евтектичній температурі).

Евтектика – тонкодисперсна суміш двох (або декількох) компонентів, яка має визначену структуру, що утворює при плавленні розплав, насичений щодо усіх вхідних у нього компонентів. Складові частини евтектики можна побачити під мікроскопом; вони можуть бути відділені одна від одної механічним шляхом або за допомогою розчинників.

Неізоморфні суміші можуть утворювати стійкі і нестійкі хімічні сполуки. Стійкі хімічні сполуки плавляться конгруентно (без розкладу), а нестійкі – інконгруентно (з розкладом).

Вигляд діаграми плавкості змінюється, якщо два компоненти утворюють між собою хімічну сполуку. Діаграму в координатах температура – склад для однієї стійкої хімічної сполуки можна вважати такою, що складається нібито з двох діаграм з евтектикою (рис. 2.3).

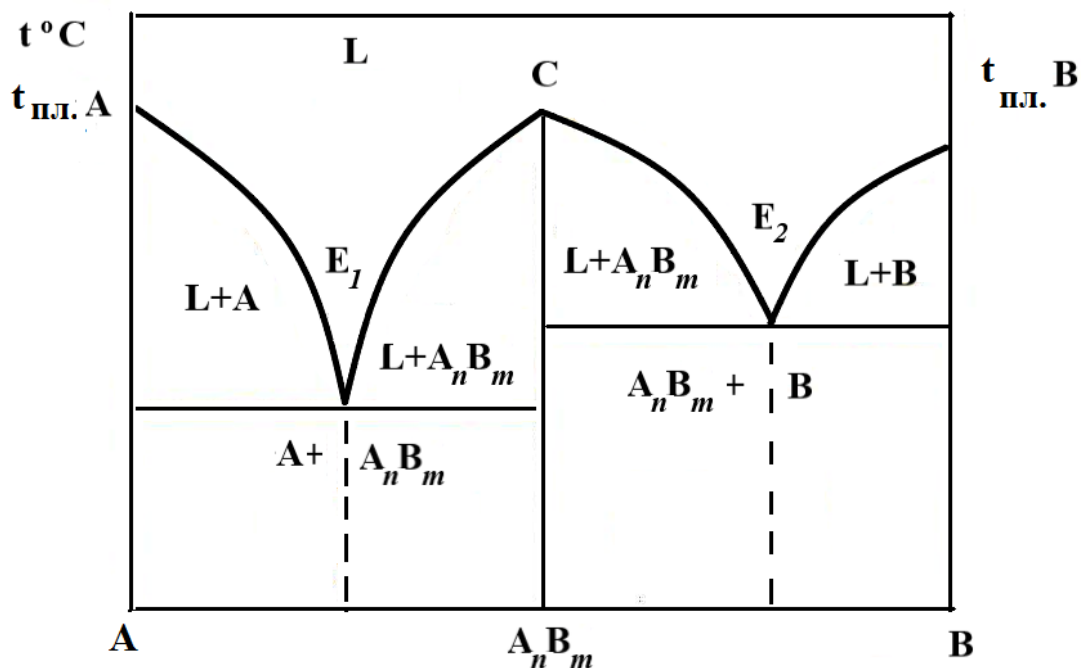


Рис. 2.3. Діаграма стану двокомпонентної неізоморфної системи евтектичного типу при утворенні стійкої хімічної сполуки

Перша частина діаграми відповідає системі «речовина A – хімічна сполука AB », друга – системі «хімічна сполука AB – речовина B ». Температура плавлення хімічної сполуки може бути вище температури плавлення чистих компонентів або нижче температури плавлення більш легкоплавкого компонента. Перший випадок спостерігається тоді, коли молекулярна сполука утворюється з великим виділенням теплоти. За характером максимуму, що відповідає температурі плавлення хімічної сполуки AB , можна робити висновок про її стійкість. Частковий розклад сполуки в розплаві, що відбувається при плавленні, знижує температуру плавлення. Тому для нестійких сполук максимум стає менш гострим. Склад хімічної сполуки точно відповідає положенню максимуму на діаграмі плавкості, тому за діаграмами плавкості неізоморфних систем можна визначити склад хімічної сполуки, утвореної компонентами суміші.

Деякі молекулярні сполуки бувають настільки нестійкі, що розкладаються при температурах, нижчих за температуру їхнього

плавлення. Для таких сполук крива ліквідусу немає максимуму і в деякій точці спостерігається перегин (рис. 2.4). Температура в точці перегину буде відповідати тій температурі, при якій хімічна сполука розкладається.

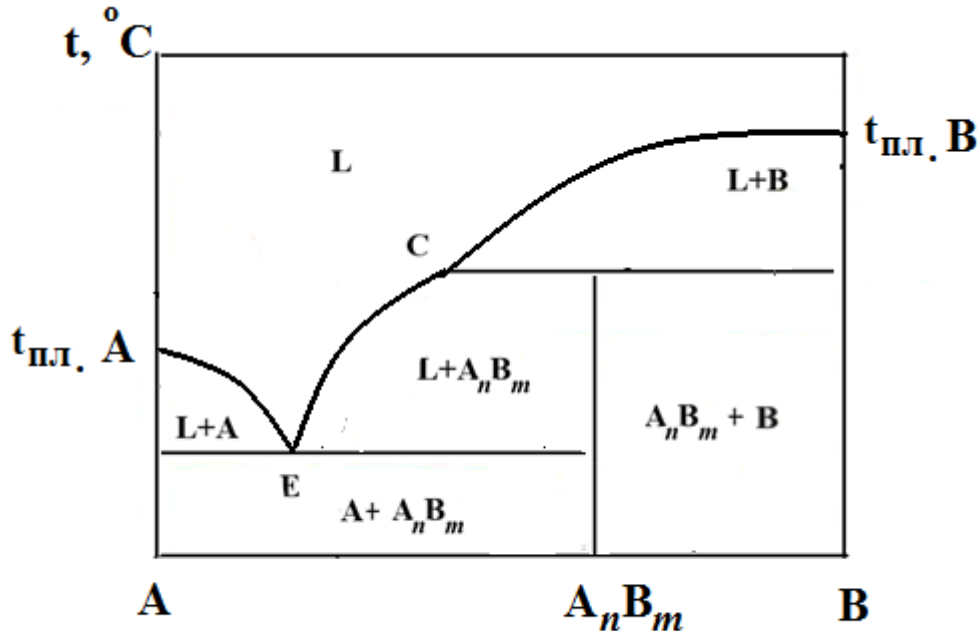


Рис. 2.4. Діаграма стану двокомпонентної неізоморфної системи евтектичного типу при утворенні нестійкої хімічної сполуки

При аналізі діаграм плавкості конденсованих систем застосовують правило фаз Гіббса у вигляді:

$$C = k - n + 1, \quad (2.3)$$

де n – кількість фаз; k – кількість компонентів; C – кількість ступенів свободи.

Кількість ступенів свободи – це число параметрів стану системи (P , T , χ_i тощо), які можна довільно змінювати у певних межах, не змінюючи при цьому числа та виду фаз системи.

Системи з одним ступенем свободи називають *моноваріантними*, із двома – *біваріантними* (*диваріантними*) тощо. Системи, що не мають жодного ступеня свободи, називають *нонваріантними*, *безваріантними* або *інваріантними*.

Хід роботи

1. Візьміть 11 пробірок. Пронумеруйте кожну з них.
2. Отримайте завдання щодо об'єктів дослідження у викладача. Заповніть пробірки індивідуальними речовинами та їх сумішами згідно з табл. 2.1.

Таблиця 2.1

Склад досліджуваних сумішей

Номер пробірки	Маса речовини, г		Склад суміші, мас. %	
	А	В	А	В
1	5,0	0	100	0
2	4,5	0,5	90	10
3	4,0	1,0	80	20
4	3,5	1,5	70	30
5	3,0	2,0	60	40
6	2,5	2,5	50	50
7	2,0	3,0	40	60
8	1,5	3,5	30	70
9	1,0	4,0	20	80
10	0,5	4,5	10	90
11	0	5,0	0	100

3. Пробірку № 1 закрийте пробкою, в отвори якої помістіть термометр зі шкалою 50–200 °С і механічну мішалку.

4. Помістіть пробірку у водяну або масляну баню, нагріту до необхідної температури. Після того, як вміст пробірки розплавиться і трохи перегріється, пробірку із сумішшю перенесіть в іншу більш широку пробірку, і через кожні 15–30 с записуйте показання термометра. Один здобувач безперервно перемішує вміст пробірки і стежить за показаннями термометра, а інший за допомогою секундоміра робить відлік часу і записує результати. Після появи перших кристалів припиніть перемішування, але продовжуйте вимірювання температури до температурної зупинки.

5. Виконайте п. п. 3–4 для пробірок № 2–11. У випадку пробірок № 2–10 спостереження та вимірювання температури припиніть після затвердіння евтектики, а пробірки № 11 – після температурної зупинки.

Якщо температура кристалізації евтектичної суміші близька до кімнатної, то для одержання більш чітких результатів пробірки № 2–10 з досліджуваними сумішами охолоджуйте не на повітрі, а у ємності з холодною водою.

6. Результати вимірювання температури запишіть у табл. 2.2:

Таблиця 2.2

Температура досліджуваних сумішей залежно від часу

Час від початку дослідду, τ , хв	Номер пробірки										
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
	Температура, $t^{\circ}\text{C}$										
0											
0,25											
0,50											
0,75											
1,00											
1,25											
1,50											
1,75											
2,00											
...											
...											

7. Використовуючи отримані дані, побудуйте криві охолодження (залежність температури від часу $t = f(\tau)$) за допомогою програми Microsoft Excel або на міліметровому папері, з яких визначте температуру початку кристалізації, температуру завершення кристалізації (евтектики) і тривалість евтектичної зупинки.

8. Одержані дані запишіть у табл. 2.3.

Таблиця 2.3

Температури початку та кінця кристалізації

Номер пробірки	Температура початку кристалізації $t, ^\circ\text{C}$	Кристалізація евтектики	
		Температура $t, ^\circ\text{C}$	Тривалість температурної зупинки, с
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			
9			
10			
11			

9. На підставі даних табл. 2.1 і 2.3 побудуйте діаграму плавкості досліджуваної системи в координатах температура – склад за допомогою програми Microsoft Excel або на міліметровому папері.

10. Проаналізуйте одержану діаграму:

10.1. Позначте температури кристалізації чистих компонентів А і В.

10.2. Позначте лінії ліквідусу і солідусу.

10.3. Позначте евтектичну точку.

10.4. Визначте евтектичну температуру та склад евтектики.

Розрахуйте кількість ступенів свободи системи в цій точці.

10.5. На різних ділянках діаграми за завданням викладача оберіть 5–6 точок, які відповідають різному складу суміші і різним температурам. Для кожної точки за правилом фаз Гіббса (рівняння 2.3) розрахуйте кількість ступенів свободи і визначте варіантність системи.

Результати узагальніть у табл. 2.4.

Результати розрахунків за правилом фаз Гіббса

Номер точки на діаграмі	Кількість компонентів	Опис наявних фаз	Кількість фаз	Кількість ступенів свободи
1				
2				
3				
4				
5				
6				

11. Зробіть висновок щодо типу діаграми та характеру хімічної взаємодії між компонентами системи.

Контрольні питання

1. Як впливає температура на розчинність кристалічних речовин при утворенні ідеальних і реальних розчинів? Яким чином ця залежність використовується при виконанні даної лабораторної роботи? Відповідь обґрунтуйте.

2. Які бінарні суміші називаються ізоморфними, а які – неізоморфними? Наведіть приклади. Порівняйте їх властивості та діаграми плавлення.

3. Наведіть класифікацію термодинамічних систем за варіантністю. Поясніть, як Ви розумієте $C = 0, 1, 2, 3$. Наведіть приклади стану систем з різною варіантністю.

4. Визначте кількість інваріантних систем на діаграмі плавлення неізоморфної суміші при утворенні двох стійких хімічних сполук. Відповідь обґрунтуйте, використовуючи відповідну діаграму плавлення і розрахунки за правилом фаз Гіббса.

5. Що таке евтектична суміш? Чим вона відрізняється від інших двокомпонентних систем?

6. Наведіть конкретні приклади практичного використання діаграм плавлення.

**Тема: ФАЗОВІ РІВНОВАГИ У КОНДЕНСОВАНИХ
ТРИКОМПОНЕНТНИХ СИСТЕМАХ**

**ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3
ВИВЧЕННЯ ВЗАЄМНОЇ РОЗЧИННОСТІ РІДИН У
ТРИКОМПОНЕНТНІЙ СИСТЕМІ**

Мета роботи: експериментально визначити взаємну розчинність трьох рідин; побудувати діаграму стану трикомпонентної системи і проаналізувати її.

Реактиви: Компонент А (етанова кислота, або етанол, або етилетаноат). Компонент В (бензен, або хлороформ, або карбон тетрахлорид). Компонент С (дистильована вода).

Обладнання: Колби конічні об'ємом 25-50 см³ (9 шт.). Градуйовані піпетки об'ємом 5 см³ (2 шт.). Мікробюретка. Гумова груша. Фільтрувальний папір.

Теоретичний зміст

Існують трикомпонентні системи з обмеженою розчинністю компонентів, наприклад «бензен – етанол – вода»; «толуен – етанова кислота – вода» та інші.

При переході від дво- до трикомпонентних систем виникає необхідність ввести новий спосіб зображення стану таких систем. Для побудови повної діаграми стану трикомпонентної системи потрібно три координатні осі – Р, Т, χ_1 , χ_2 (χ_3 можна не задавати, так як $\chi_1 + \chi_2 + \chi_3 = 1$ і $\chi_3 = 1 - (\chi_1 + \chi_2)$).

Лише обмеження умов спостереження щодо забезпечення постійного значення тиску або температури дає можливість представити трикомпонентну систему у вигляді реальної тримірної фігури. Для того ж, щоб зобразити таку систему на плоскій діаграмі, необхідно забезпечити постійність і тиску, і температури. Тому правило фаз Гіббса для трикомпонентних систем при $T = \text{const}$, $P = \text{const}$ має вигляд:

$$C = k - n . \quad (3.1)$$

Склад потрійної системи зручно виражати трикутною діаграмою за двома методами: методом Гіббса і методом Розебома (рис. 3.1).

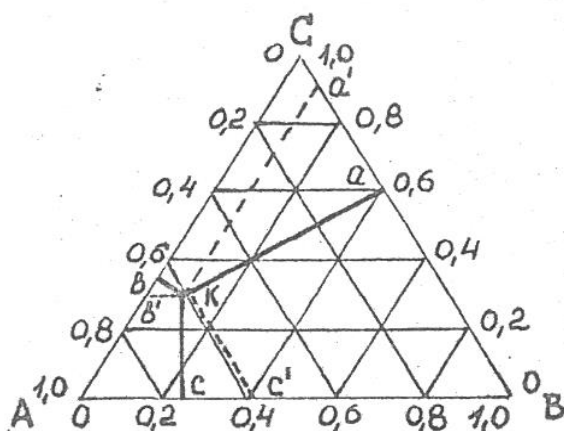


Рис. 3.1. Трикутна діаграма Гіббса-Розебома

В обох методах вершини рівностороннього трикутника відповідають чистим речовинам А, В і С. Точки на сторонах трикутника відображають склади двокомпонентних систем А – В, А – С і В – С. Кожна точка всередині трикутника відображає склад потрійної системи. Координатну сітку наносять паралельно сторонам через рівні проміжки. Склад потрійної системи, яка характеризується, наприклад, точкою К, визначають або за методом Гіббса, або за методом Розебома.

За методом Гіббса з точки К опускають перпендикуляри на кожну сторону трикутника Ка, Кв і Кс. Сума цих відрізків дорівнює висоті рівнобічного трикутника. Вміст кожного з трьох компонентів в системі визначають за ступенем наближеності точки К до відповідної вершини трикутника. Для цього висоту трикутника приймають за одиницю, тоді мольна частка компоненту А дорівнюватиме відношенню довжини перпендикуляру Ка до довжини висоти трикутника. Відповідно отримують мольні частки інших компонентів. На рис. 3.1: $\chi_A = 0,6$; $\chi_B = 0,1$ і $\chi_C = 0,3$.

За методом Розебома для визначення складу системи з точки К проводять лінії, паралельні сторонам трикутника: Ka' , Kb' і Kc' .

Сума цих відрізків дорівнює стороні рівностороннього трикутника. Тоді мольна частка компоненту А виражається відношенням відрізка Ka' до лінії сторони трикутника. Відповідно виражають мольні частки всіх інших речовин. Так, відрізок Ka' відповідає $\chi_A = 0,6$; Kb' відповідає $\chi_B = 0,1$ і Kc' відповідно $\chi_C = 0,3$. Таким чином, два методи вираження складу приводять до одного і того ж результату.

Розглянемо систему, в якій тільки два компоненти з трьох (попарно) володіють необмеженою взаємною розчинністю. В системі $H_2O - CHCl_3 - CH_3COOH$ (рис. 3.2) вода і хлороформ практично взаємно нерозчинні, а вода з етановою кислотою і етанова кислота з хлороформом змішуються необмежено.

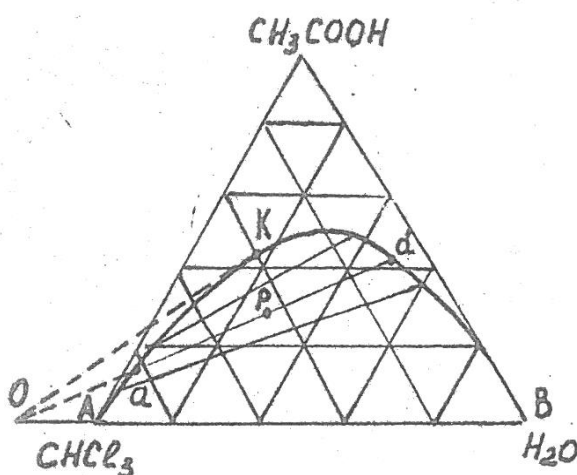


Рис. 3.2. Діаграма стану трикомпонентної системи «хлороформ – вода – етанова кислота»

Додавання до гетерогенної системи $CHCl_3 - H_2O$ третього компоненту – етанової кислоти – викликає збільшення взаємної розчинності, що призводить до повного змішування всіх трьох компонентів в деяких межах концентрацій. Крива АКВ називається *бінодальною кривою*, вона розділяє площу діаграми розчинності на дві області – гомогенну (знаходиться над бінодальною кривою) та гетерогенну (знаходиться під бінодальною кривою).

Лінії, проведені на рис. 3.2 ($a - a'$ і інші), з'єднують точки, які характеризують склади рівноважних (супряжених) розчинів. Лінії не

є паралельними сторонами трикутника, оскільки в загальному випадку розчинність компоненту С в обох рідких фазах є неоднаковою, тому речовина, додана до двокомпонентної системи, неоднаково розподіляється між рідкими фазами.

Фігуративна точка К на бінодальній кривій зображує систему, в якій склади обох рідких фаз однакові. Ця точка має назву критичної точки розчинності, вона відповідає інваріантній системі.

Склади рівноважних рідких фаз і положення критичної точки розчинності можна визначити, використовуючи правило Тарасенкова: *продовження нод, які з'єднують фігуративні точки рівноважних фаз, перетинаються в точці О, яка знаходиться на продовженні тієї сторони рівнобічного трикутника, яка одночасно є нодою супряжених рівноважних розчинів з двох обмежено розчинних рідин.*

Відносну кількість кожної із співіснуючих фаз визначають за правилом важеля. Нехай сумарний склад потрібної системи заданий точкою Р, склади рівноважних фаз – a і a' . Тоді

$$\frac{\text{Кількість розчину складу } a}{\text{Кількість розчину складу } a'} = \frac{\text{Відрізок } Pa'}{\text{Відрізок } Pa}$$

Хід роботи

Взаємну розчинність у трикомпонентній системі визначають шляхом титрування бінарних сумішей різного складу третім компонентом. Титрування проводять до появи муті, що вказує на утворення другої фази.

1. Приготуйте дев'ять конічних колб об'ємом 25 см³ з притертими корками. Пронумеруйте їх.

2. Отримайте завдання у викладача, щодо речовин А і В трикомпонентної суміші. В кожній колбі приготуйте двокомпонентну суміш речовин А і В згідно з табл. 3.1.

Таблиця 3.1

Склад досліджуваних сумішей

Номер (колби)	1	2	3	4	5	6	7	8	9
V (A), см ³	4,5	4,0	3,5	3,0	2,5	2,0	1,5	1,0	0,5
V (B), см ³	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5

3. Заповніть мікробюретку компонентом С (дистильованою водою).

4. Послідовно суміш у кожній колбі титруйте водою до появи помутніння. Титрування вважається таким, що закінчено, якщо помутніння, яке зникає при стоянні, знову з'являється при повторних струшуваннях.

5. Об'єм води, витрачений на титрування кожної бінарної суміші, запишіть у табл. 3.2.

6. Перерахуйте об'єм води в утвореній трикомпонентній системі на об'ємні відсотки, за рівнянням :

$$\text{об.}\% = \frac{V(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O}) + V(\text{A} + \text{B})} \cdot 100 .$$

7. Одержані результати запишіть у табл. 3.2.

Таблиця 3.2

Вміст компонентів А, В і С у трикомпонентній системі

Номер колби	Вміст компонентів у суміші А+В				Вміст компоненту С у суміші А+В+С	
	А		В			
	V, см ³	об.%	V, см ³	об.%	V, см ³	об.%
1	4,5	90	0,5	10		
2	4,0	80	1,0	20		
3	3,5	70	1,5	30		
4	3,0	60	2,0	40		
5	2,5	50	2,5	50		
6	2,0	40	3,0	60		
7	1,5	30	3,5	70		
8	1,0	20	4,0	80		
9	0,5	10	4,5	90		

8. На підставі одержаних даних побудуйте діаграму взаємної розчинності рідин у трикомпонентній системі. Для нанесення точок на діаграму:

- кожену точку лінії АВ, що відповідає двокомпонентній системі А і В різного відсоткового складу, з'єднайте з вершиною трикутника С;
- на кожній лінії відкладіть відповідні об'ємні відсотки води, пам'ятаючи, що вміст води зростає від лінії АВ до вершини С;
- з'єднайте нанесені точки на діаграмі плавною лінією.

9. Проаналізуйте одержану діаграму стану трикомпонентної системи.

9.1. Визначте склад трикомпонентної суміші за методами Гіббса і Розенбома для певної точки на діаграмі за завданням викладача.

9.2. Позначте на діаграмі гомогенну та гетерогенну області.

9.3. Розрахуйте варіантність системи в 3-4 точках в різних частинах діаграми, обраних за завданням викладача; одержані дані узагальніть у табл. 3.3.

Таблиця 3.3

Результати розрахунків за правилом фаз Гіббса

Номер точки на діаграмі плавкості	Кількість компонентів	Опис наявних фаз	Кількість фаз	Кількість ступенів свободи
1				
2				
3				
4				

9.4. Визначте положення критичної точки розчинення за правилом Тарасенкова.

10. Зробіть висновок щодо зміни взаємної розчинності в досліджуваній трикомпонентній системі.

Контрольні питання

1. Наведіть та проаналізуйте математичний вираз правила фаз Гіббса для трикомпонентної неконденсованої системи.
2. Опишіть особливості вираження складу трикомпонентних систем за допомогою трикутних діаграм.
3. Чим відрізняються методи Гіббса і Розебума?
4. Охарактеризуйте попарну взаємну розчинність компонентів у досліджуваній в роботі трикомпонентній системі.
5. Як впливає додавання третього компоненту (наприклад, диметилкетону) на взаємну розчинність у двокомпонентній системі «толуен – вода»?
6. Яка крива на діаграмі стану трикомпонентної системи називається бінодальною? Які області на діаграмі вона розділяє?
7. Яка точка називається критичною точкою розчинності? Розрахуйте кількість ступенів свободи системи в цій точці.
8. Сформулюйте правило Тарасенкова.
9. Яким чином за правилом важеля можна визначити склад рівноважних фаз?

Тема: ЗАКОН РОЗПОДІЛУ. РІДИННА ЕКСТРАКЦІЯ

Теоретичний зміст

Рідинна екстракція – це метод вилучення, концентрування та розділення речовин, який базується на розподілі третього компонента між двома рідинами, що не змішуються між собою.

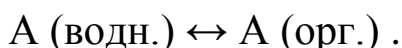
Екстрагент – органічний розчинник у індивідуальному стані або такий, що містить додаткові реагенти; екстрагент вилучає (екстрагує) дану речовину з водної фази.

Екстракт – органічна фаза, що містить екстраговану речовину, та відокремлена від водної фази.

Розбавитель – інертний органічний розчинник, який додається до екстрагенту для поліпшення його фізичних або екстракційних властивостей.

Рафінат – водна фаза після екстракції, що містить залишкову кількість речовини, що екстрагується, та відокремлена від органічної фази.

Теоретичною основою процесу екстракції є *закон розподілу*, що дозволяє кількісно описати рівновагу в трикомпонентній системі, що складається з речовини А, яка міститься у розчиненому вигляді у двох розчинниках – водному та органічному:



При досягненні рівноваги згідно із законом діючих мас

$$K = \frac{a (\text{орг.})}{a (\text{водн.})}, \quad (4.1)$$

де K – константа розподілу (істинна термодинамічна константа);
 a – активності компонента, що розподіляється, у відповідних фазах.

Рівняння (4.1) є математичним виразом закону розподілу Нернста: *третій компонент, який додано до системи з двох взаємно нерозчинних рідин, розподіляється між обома рідкими шарами у*

певному постійному за даної температури відношенні. Закон розподілу виконується лише тоді, коли хімічна природа речовини, що розподіляється, в обох фазах однакова.

Константа розподілу залежить від природи речовини, що розподіляється, природи органічної фази та температури. Чим більша константа розподілу, тим повніше речовина, що екстрагується, вилучається з водної фази.

Часто використовується коефіцієнт розподілу (D):

$$D = \frac{C(\text{орг.})}{C(\text{водн.})}, \quad (4.2)$$

де $C(\text{орг.})$ і $C(\text{водн.})$ – сумарна (аналітична) концентрація речовини, що розподіляється, в органічній та водній фазах.

Було встановлено, що якщо рідкі фази мало розчинні одна в одній, а третій компонент погано розчинний в них, то коефіцієнт розподілу дорівнює або близький відношенню розчинності третього компоненту в рідких фазах.

Закон розподілу широко використовується при екстрагуванні речовини з розчину.

Часто речовина, що розподіляється між різними рідкими фазами, знаходиться у рідинах в неоднаковій хімічній формі (дисоційованій, молекулярній асоційованій, молекулярній мономірній тощо). В цьому випадку використовують емпіричне рівняння *Шилова-Лепін*:

$$K = \frac{a_{\text{орг.}}^{m_2}}{a_{\text{водн.}}^{m_1}}, \quad (4.3)$$

де m_1 і m_2 – величини, які визначають зміну кількості частинок розчиненої речовини в певному розчиннику.

Наприклад, якщо $m_1 = 2$, це свідчить про дисоціацію розчиненої речовини у водній фазі на 2 йони. Якщо $m_2 = 1/2$ – розчинена речовина в органічній фазі утворює димери.

Отже, можна записати:

$$m = \frac{M'}{M''}, \quad (4.4)$$

де M' і M'' – середня молекулярна маса розчиненої речовини в першому та другому розчинниках.

За константою розподілу можна визначити ступінь дисоціації чи асоціації розчиненої речовини (третього компонента) в тому чи іншому розчиннику, константу рівноваги реакції, яка протікає в одній з фаз, активності розчинених речовин та інші властивості.

Для кількісного опису ефективності рідинної екстракції використовують ступінь екстракційного вилучення R (%) і масу речовини $g_{\text{водн.,n}}$, що залишилася у водній фазі після екстракції.

Ступінь екстракційного вилучення R можна розрахувати за рівнянням:

$$R = \frac{g_{\text{орг.}}}{g_{\text{орг.}} + g_{\text{водн.}}} \cdot 100, \% = \frac{C_{\text{орг.}} \cdot V_{\text{орг.}}}{C_{\text{орг.}} \cdot V_{\text{орг.}} + C_{\text{водн.}} \cdot V_{\text{водн.}}}, \quad (4.5)$$

$g_{\text{орг.}}$ і $g_{\text{водн.}}$ – маса речовини, що екстрагується, у органічній та водній фазах після екстракції; $C_{\text{орг.}}$ і $C_{\text{водн.}}$ – масова концентрація речовини, що екстрагується, у органічній та водній фазах після екстракції; $V_{\text{орг.}}$ – об'єм екстрагенту; $V_{\text{водн.}}$ – об'єм вихідного водного розчину.

Маса речовини $g_{\text{водн.,n}}$, що залишилася у водній фазі після екстракції, може бути розрахована за рівнянням:

$$g_{\text{водн.,n}} = g_{0,\text{водн.}} \cdot \left(\frac{V_{\text{водн.}}}{V_{\text{водн.}} + K \cdot V_{\text{орг.}}} \right)^n, \quad (4.6)$$

де $g_{0,\text{водн.}}$ – маса розчиненої речовини у вихідному розчині; $V_{\text{орг.}}$ – об'єм екстрагенту; $V_{\text{водн.}}$ – об'єм вихідного водного розчину; K – константа (або коефіцієнт) розподілу; n – кількість екстрагувань.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4

ВИЗНАЧЕННЯ КОЕФІЦІЄНТУ РОЗПОДІЛУ ЕТАНОВОЇ КИСЛОТИ МІЖ ВОДНОЮ ТА ОРГАНІЧНОЮ ФАЗАМИ

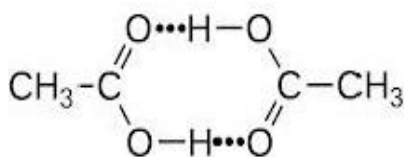
Мета роботи: експериментально визначити коефіцієнт розподілу етанової кислоти між водною та органічною фазами, константу асоціації етанової кислоти в органічному розчиннику та ефективність екстракції.

Реактиви: Водні розчини етанової кислоти, органічний розчинник (бензен, толуен, трихлорметан, тетрахлорметан тощо), 0,5 М та 0,02 М розчини КОН, розчин фенолфталеїну в етанолі, дистильована вода.

Обладнання: Конічні колби об'ємом 250 см³ (4 шт.) з пробками. Пипетки Мора об'ємом 25 см³ (2 шт.), об'ємом 5 см³ (2 шт.). Апарат для струшування. Ділильна воронка об'ємом 25-50 см³. Конічні колби об'ємом 50 см³ (для розділених фаз) (2 шт.). Конічні колби об'ємом 50-100 см³ (для титрування) (2 шт.). Бюретки об'ємом 25 см³ (2 шт.). Гумова груша. Фільтрувальний папір. Дистильована вода.

Теоретичний зміст

Етанова кислота, як і інші карбонові кислоти, в неполярних розчинниках існує головним чином у вигляді асоціатів (димерів)



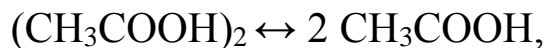
утворених за рахунок водневих зав'язків. У воді етанова кислота не димеризується, так як вода розриває асоційовані молекули і утворює водневі зв'язки з етановою кислотою. У воді молекули етанової кислоти незначно дисоціюють на йони, оскільки етанова кислота є слабким електролітом, тому в цій лабораторній роботі дисоціацією етанової кислоти у водній фазі можна знехтувати.

Позначимо концентрацію етанової кислоти у водному шарі $C_{CH_3COOH}^{водн.}$, в органічному – $C_{CH_3COOH}^{орг.}$, концентрацію мономерних молекул – $C_{CH_3COOH}^{орг.,I}$, димерних – $C_{CH_3COOH}^{орг.,II}$.

Мономерні молекули етанової кислоти розподіляються між водною та органічною фазами, тому існує рівновага між мономерними молекулами етанової кислоти у воді та в органічному розчиннику. Ця рівновага характеризується константою рівноваги K_1 (коефіцієнтом розподілу етанової кислоти між водною та органічною фазами):

$$K_1 = \frac{C_{CH_3COOH}^{орг.,I}}{C_{CH_3COOH}^{водн.,I}} . \quad (4.7)$$

В органічному розчиннику існує рівновага



які характеризуються константою рівноваги (константою димеризації):

$$K_2 = \frac{(C_{CH_3COOH}^{орг.,I})^2}{C_{CH_3COOH}^{орг.,II}} \quad (4.8)$$

Загальна концентрація етанової кислоти в органічній фазі $C_{CH_3COOH}^{орг.}$, яка визначається експериментально, є сумою концентрацій її мономерних і димерних молекул:

$$C_{CH_3COOH}^{орг.} = C_{CH_3COOH}^{орг.,I} + 2 \cdot C_{CH_3COOH}^{орг.,II} . \quad (4.9)$$

Концентрація етанової кислоти у водній фазі $C_{CH_3COOH}^{водн.}$ складає:

$$C_{CH_3COOH}^{водн.} = C_{CH_3COOH}^{водн.,I} . \quad (4.10)$$

Розділивши загальну концентрацію етанової кислоти в органічній фазі (рівняння (4.9)) на загальну концентрацію етанової кислоти у водній фазі (рівняння (4.10)), отримуємо:

$$\frac{C_{CH_3COOH}^{орг.}}{C_{CH_3COOH}^{водн.}} = \frac{C_{CH_3COOH}^{орг.,I} + 2C_{CH_3COOH}^{орг.,II}}{C_{CH_3COOH}^{водн.,I}} \quad (4.11)$$

Розв'язавши разом рівняння (4.9 – 4.11), отримуємо:

$$\frac{C_{CH_3COOH}^{орг.}}{C_{CH_3COOH}^{водн.}} = K_1 + \frac{2K_1^2}{K_2} C_{CH_3COOH}^{водн.} \quad (4.12)$$

З рівняння (4.12) маємо, що відношення $\frac{C_{CH_3COOH}^{орг.}}{C_{CH_3COOH}^{водн.}}$ є лінійною

функцією від $C_{CH_3COOH}^{водн.}$. Відрізок, який відтинає пряма на осі ординат, дорівнює величині K_1 , а тангенс кута нахилу прямої ($\text{tg } \alpha$) дорівнює $\frac{2K_1^2}{K_2}$. Звідси $K_2 = 2K_1^2 / \text{tg } \alpha$.

Хід роботи

1. Підготуйте 4 конічні колби об'ємом 100-250 см³. Пронумеруйте їх.
2. Приготуйте водні розчини етанової кислоти наступних концентрацій: 1,2; 0,9; 0,6 і 0,3 моль/дм³.
3. Відберіть піпеткою Мора 25 см³ кожного розчину і помістіть в окрему пронумеровану колбу. В ту ж саму колбу додайте 25 см³ органічного розчинника (за завданням викладача). Закрийте кожен колбу корком.
4. Помістіть колби у апарат для струшування, увімкніть його та перемішуйте вміст колб протягом 40 хв.
5. Вимкніть апарат для струшування. Вийміть колби з апарату.
6. Вміст першої колби перелійте до ділильної воронки. Зачекайте, доки не відбудеться розподіл фаз.
7. Розділіть фази за допомогою ділильної воронки. Водну та органічну фази помістіть у різні задалегідь підписані конічні колби об'ємом 50-100 см³.

8. З водної фази за допомогою піпетки відберіть пробу об'ємом 5 см^3 , помістіть її в колбу для титрування, додайте 2-3 краплі розчину фенолфталеїну і відтитруйте етанову кислоту 0,5 М розчином КОН. Запишіть об'єм розчину КОН, витрачений на титрування. Повторіть визначення вмісту етанової кислоти у водній фазі ще двічі.

9. З органічної фази за допомогою піпетки відберіть пробу об'ємом 5 см^3 , помістіть її в колбу для титрування, додайте $10-15 \text{ см}^3$ дистильованої води, 2-3 краплі розчину фенолфталеїну і відтитруйте етанову кислоту 0,02 М розчином КОН. Запишіть об'єм розчину КОН, витрачений на титрування. Повторіть визначення вмісту етанової кислоти в органічній фазі ще двічі.

10. Виконайте п. п. 6 – 9 для інших колб, в яких відбувався розподіл етанової кислоти між водною та органічною фазами.

11. Розрахуйте концентрацію етанової кислоти ($C_{\text{CH}_3\text{COOH}}$) в рівноважних водних та органічних фазах за рівнянням:

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{C_{\text{KOH}} \cdot V_{\text{KOH}}}{V_{\text{проби}}},$$

де V_{KOH} – об'єм КОН, витрачений на титрування, см^3 ; $V_{\text{проби}}$ – об'єм проби розчину кислоти, взятого для титрування, см^3 ; C_{KOH} – концентрація розчину КОН, моль/ дм^3 .

12. Отримані дані щодо титрувань та результати розрахунків на їх основі запишіть у табл. 4.1.

13. На основі експериментальних даних побудуйте графік

залежності $\frac{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\text{орг.}}}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\text{водн.}}}$ від $C_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\text{водн.}}$ на міліметровому папері або за

допомогою програми MS Excel.

14. Визначте графічно (експериментально) константи K_1 і K_2 .

15. Розрахуйте за рівнянням (4.5) ступінь екстракційного вилучення (R) етанової кислоти, а за рівнянням (4.6) – масу етанової кислоти ($g_{\text{водн.,п}}$), яка екстрагувалася з водної фази в органічну, залежно від її вихідного вмісту у водній фазі.

Таблиця 4.1

Результати титрувань водної та органічної фази на вміст етанової кислоти та розрахунків на їх основі

Вихідна концентрація CH_3COOH у водному розчині, моль/дм ³	Об'єм KOH , витрачений на титрування, см ³										$\frac{C_{\text{орг. CH}_3\text{COOH}}}{C_{\text{водн. CH}_3\text{COOH}}}$
	Водна фаза					Органічна фаза (_____)					
	1-ше титрування	2-ге титрування	3-тє титрування	середній об'єм	$C_{\text{водн. CH}_3\text{COOH}}$, моль/дм ³	1-ше титрування	2-ге титрування	3-тє титрування	середній об'єм	$C_{\text{орг. CH}_3\text{COOH}}$, моль/дм ³	

16. Результати розрахунків за п. 15 запишіть у табл. 4.2.

Таблиця 4.2

**Ефективність екстракційного вилучення етанової кислоти
(екстрагент – _____)**

Вихідна концентрація CH_3COOH у водному розчині, моль/л	R, %	$g_{0,\text{водн.}}$, Г	$g_{\text{водн.,п}}$, Г

17. Порівняйте експериментально визначене значення коефіцієнту розподілу етанової кислоти між водною та органічною

фазами $K_{1, \text{експ.}}$ з довідниковими даними шляхом розрахунку відносної похибки (δ) розрахунків за рівнянням:

$$\delta = \left| \frac{K_{\text{теор.}} - K_{1, \text{експ.}}}{K_{\text{теор.}}} \right| \cdot 100, \% .$$

18. Проаналізуйте одержані результати, зробивши висновок:

- про положення рівноваги процесу розподілу етанової кислоти між водною та органічною фазами, а також процесу димеризації етанової кислоти в органічній фазі;
- про вплив вмісту етанової кислоти у вихідній водній фазі на ступінь екстракційного вилучення етанової кислоти та масу етанової кислоти, яка екстрагувалася органічним розчинником.

Контрольні питання

1. Сформулюйте закон розподілу Нернста.
2. Яка величина називається константою розподілу? Від яких факторів вона залежить?
3. Наведіть математичний вираз закону розподілу, якщо відбувається асоціація молекул третього компонента в органічній фазі. Відповідь обґрунтуйте.
4. Наведіть галузі практичного застосування процесу екстракції.
5. Запропонуйте органічний розчинник, спроможний більш ефективно екстрагувати етанову кислоту з водної фази (використовуючи довідникові дані).
6. Запропонуйте шляхи підвищення ефективності екстрагування етанової кислоти з водної фази.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5

ВИЗНАЧЕННЯ КОЕФІЦІЄНТУ РОЗПОДІЛУ ЙОДУ МІЖ ВОДНОЮ ТА ОРГАНІЧНОЮ ФАЗАМИ

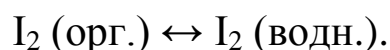
Мета роботи: експериментально визначити коефіцієнт розподілу йоду між двома різними розчинниками та ефективність екстракції йоду.

Реактиви: 0,05 М розчин йоду в органічному розчиннику (бензені або тетрахлоретані або трихлорметані тощо); відповідний органічний розчинник (бензен, трихлорметан, тетрахлоретан тощо); дистильована вода; 0,05 N та 0,001 N розчини натрій тіосульфату; розчин крохмалю.

Обладнання: Конічні колби об'ємом 250 см³ (4 шт.) з корками. Градувальні пипетки об'ємом 10 см³ (2 шт.), об'ємом 5 см³ (2 шт.). Пипетка Мора об'ємом 25 см³ (1 шт.). Апарат для струшування. Ділильна воронка об'ємом 50 см³. Конічні колби об'ємом 100 см³ (для розділених фаз) (2 шт.). Конічні колби об'ємом 50-100 см³ (для титрування) (2 шт.). Бюретки об'ємом 25 см³ (2 шт.). Гумова груша. Фільтрувальний папір. Дистильована вода.

Теоретичний зміст

Екстракцію йоду з органічної фази у водну можна описати схемою



Тому при встановленні рівноваги згідно із законом діючих мас рівняння для константи розподілу (на відміну від рівняння (4.1)) буде мати вигляд:

$$K = \frac{a (\text{водн.})}{a (\text{орг.})} \quad , \quad (5.1)$$

а рівняння Шилова-Лепінь – вигляд:

$$K = \frac{a_{\text{водн.}}^{m_2}}{a_{\text{орг.}}^{m_1}} \quad (5.2)$$

Припустимо, що у водній фазі молекули третього компонента (I_2) не дисоціюють та не асоціюють, тобто показник степені $m_2 = 1$. В той же час показник степені m_1 залежить від розміру частинок речовини, яка розподіляється (I_2), в органічній фазі. Відомо, що величина m_1 постійна при даній температурі, не залежить від концентрації і характеризується властивостями усіх трьох компонентів, що складають систему.

Для знаходження показника m_1 рівняння (5.2) слід записати у логарифмічній формі, прийнявши, що $m_2 = 1$ і що активності йоду у водній та органічній фазах дорівнюють його концентраціям:

$$\lg K = \lg C_{I_2}^{\text{водн.}} - m_1 \cdot \lg C_{I_2}^{\text{орг.}} \quad (5.3)$$

або

$$\lg C_{I_2}^{\text{водн.}} = m_1 \cdot \lg C_{I_2}^{\text{орг.}} + \lg K. \quad (5.4)$$

Графік залежності $\lg C_{I_2}^{\text{водн.}}$ від $\lg C_{I_2}^{\text{орг.}}$ уявляє собою пряму лінію, яка відтинає на осі ординат відрізок, який дорівнює $\lg K$; а тангенс кута нахилу прямої дорівнює m_1 .

Ступінь екстракційного вилучення R йоду в даному випадку слід розраховувати за рівнянням:

$$R = \frac{g_{\text{водн.}}}{g_{\text{орг.}} + g_{\text{водн.}}} \cdot 100, \% = \frac{C_{\text{водн.}} \cdot V_{\text{водн.}}}{C_{\text{орг.}} \cdot V_{\text{орг.}} + C_{\text{водн.}} \cdot V_{\text{водн.}}}, \quad (5.5)$$

$g_{\text{орг.}}$ і $g_{\text{водн.}}$ – маса речовини, що екстрагується, у органічній та водній фазах після екстракції; $C_{\text{орг.}}$ і $C_{\text{водн.}}$ – масова концентрація речовини, що екстрагується, у органічній та водній фазах після екстракції; $V_{\text{орг.}}$ – об'єм екстрагенту; $V_{\text{водн.}}$ – об'єм вихідного водного розчину.

Маса йоду $g_{\text{орг.,п}}$, що залишилася в органічній фазі після екстракції, може бути розрахована за рівнянням:

$$g_{орг.,n} = g_{0,орг.} \cdot \left(\frac{V_{орг.}}{V_{орг.} + K \cdot V_{водн.}} \right)^n, \quad (5.6)$$

де $g_{0,орг.}$ – маса розчиненої речовини у вихідному розчині; $V_{водн.}$ – об'єм екстрагенту; $V_{орг.}$ – об'єм вихідного органічного розчину; K – константа (або коефіцієнт) розподілу; n – кількість екстрагувань.

Хід роботи

1. Підготуйте 4 конічні колби об'ємом 250 см³. Пронумеруйте їх.
2. В кожній колбі приготуйте суміші з вихідного 0,05 М розчину йоду в органічному розчиннику (за завданням викладача), чистого органічного розчинника і дистильованої води відповідно до рекомендацій, наведених у таблиці:

Номер суміші (колби)	Об'єм 0,05 М розчину йоду в органічному розчиннику, мл	Об'єм органічного розчинника, мл	Об'єм дистильованої води, мл
1	5	15	100
2	10	10	100
3	12	8	100
4	15	5	100

3. Закрийте кожну колбу корком.
4. Помістіть колби у апарат для струшування, увімкніть його та перемішуйте вміст колб протягом 40 хв.
5. Вимкніть апарат для струшування. Вийміть колби з апарату.
6. Вміст першої колби перелійте до ділильної воронки. Зачекайте, доки не відбудеться розподіл фаз.
7. Розділіть фази за допомогою ділильної воронки. Водну та органічну фази помістіть у різні заздалегідь підписані конічні колби об'ємом 50-100 см³.

8. З водної фази за допомогою піпетки відберіть пробу об'ємом 20-25 см³, помістіть її в колбу для титрування та титруйте 0,001 н розчином натрій тіосульфату до солом'яно-жовтого забарвлення. Після цього додайте 2-3 краплі розчину крохмалю і продовжуйте титрування до зникнення синього забарвлення розчину. Запишіть об'єм розчину Na₂S₂O₃, витрачений на титрування. Повторіть визначення вмісту йоду у водній фазі ще двічі.

9. З органічного шару за допомогою піпетки відберіть пробу об'ємом 1-5 см³, помістіть її в колбу для титрування, додайте 25 см³ дистильованої води, та титруйте 0,05 н розчином натрій тіосульфату у присутності крохмалю. В процесі титрування колбу весь час струшуйте, щоб йод поступово екстрагувався у водний шар. Титрування продовжуйте до моменту знебарвлення водного шару. Запишіть об'єм розчину натрій тіосульфату, витрачений на титрування. Повторіть визначення вмісту йоду в органічній фазі ще двічі.

10. Виконайте п. п. 6-9 для інших колб, в яких відбувався розподіл йоду між органічною та водною фазами.

11. Розрахуйте концентрацію йоду в рівноважних водних та органічних фазах за рівнянням:

$$C_{I_2} = \frac{C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}}{V_{проби}},$$

де $V_{Na_2S_2O_3}$ – об'єм натрій тіосульфату, витрачений на титрування, см³; $V_{проби}$ – об'єм проби, взятої для титрування, см³; $C_{Na_2S_2O_3}$ – молярна концентрація еквівалента розчину натрій тіосульфату, моль/дм³.

12. Отримані дані щодо титрувань та результати розрахунків на їх основі запишіть у табл. 5.1:

Таблиця 5.1

Результати титрувань водної та органічної фази на вміст йоду та розрахунків на їх основі

Номер колби	Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, витрачений на титрування, см^3										$\lg C_{I_2}^{\text{водн.}}$	$\lg C_{I_2}^{\text{орг.}}$
	Водна фаза					Органічна фаза						
	1-ше титрування	2-ге титрування	3-тє титрування	середній об'єм	$C_{I_2}^{\text{водн.}}$, моль/ дм^3	1-ше титрування	2-ге титрування	3-тє титрування	середній об'єм	$C_{I_2}^{\text{орг.}}$, моль/ дм^3		
1.												
2.												
3.												
4.												

13. На основі експериментальних даних побудуйте графік залежності $\lg C_{I_2}^{\text{водн.}}$ від $\lg C_{I_2}^{\text{орг.}}$ на міліметровому папері або за допомогою програми MS Excel.

14. Визначте графічно константи K і m_1 . Одержані результати запишіть у табл. 5.2:

Таблиця 5.2

Коефіцієнт розподілу йоду між органічною та водною фазами

Вихідна концентрація I_2 в органічному розчині, моль/л	$C_{I_2}^{\text{орг.}}$, моль/ дм^3	$C_{I_2}^{\text{водн.}}$, моль/ дм^3	Графічні розрахунки		Аналітичні розрахунки
			K	m_1	K

14. Визначте величину K аналітичним шляхом з використанням рівняння (5.2), знайденої величини m_1 та відповідних значень $C_{I_2}^{водн.}$ та $C_{I_2}^{орг.}$. Одержані результати запишіть у табл. 5.2. Порівняйте чисельні значення коефіцієнту розподілу йоду, знайдені графічним та аналітичним шляхами.

15. Розрахуйте за рівнянням (5.5) ступінь екстракційного вилучення (R) йоду, а за рівнянням (5.6) – масу йоду ($g_{орг.,n}$), яка екстрагувалася з органічної фази у водну, залежно від її вихідного вмісту в органічній фазі.

16. Результати розрахунків за п. 15 запишіть у табл. 5.3:

Таблиця 5.3

Ефективність екстракційного вилучення йоду

(екстрагент – вода, органічний розчинник – _____)

Вихідна концентрація I_2 в органічному розчині, моль/дм ³	R , %	$g_{0,орг.}$ Г	$g_{орг.,n}$ Г

17. Порівняйте знайдене експериментально значення коефіцієнту розподілу йоду між органічною та водною фазами $K_{експ.}$ з довідниковими даними шляхом розрахунку відносної похибки (δ) розрахунків за рівнянням:

$$\delta = \left| \frac{K_{теор.} - K_{експ.}}{K_{теор.}} \right| \cdot 100, \% .$$

18. Проаналізуйте одержані результати, зробивши висновок:

- про характер процесів (дисоціація, асоціація) за участю молекул йоду у водній фазі;
- про положення рівноваги процесу розподілу йоду між органічною та водною фазами;
- про вплив вмісту йоду у вихідній органічній фазі на ефективність екстракції йоду.

Контрольні питання

1. Сформулюйте закон розподілу Нернста для розподілу йоду між органічною та водною фазами.
2. Наведіть чинники, які впливають і не впливають на величину константи розподілу.
3. Поясніть, чим відрізняються константа розподілу і коефіцієнт розподілу.
4. Поясніть, чому в даній роботі активність йоду дорівнює його концентрації незалежно від природи фаз, в яких йод розчинений?
5. Чи однакові молекулярні маси йоду у водній та органічній фазах? Відповідь обґрунтуйте.
6. Запропонуйте шляхи для підвищення ефективності екстрагування йоду з органічної фази.

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Волошинець В. А., Решетняк О. В. Фізична хімія: навч. посібник. Львів: Видавництво Львівської політехніки, 2018. 176 с.
2. Самойленко С. О., Отрошко Н. О., Аксьонова О. Ф., Добровольська В. О. Фізична та колоїдна хімія. Х.: Світ книг, 2018. 340 с.
3. Брускова Д.-М. Я., Кущевська Н. Ф., Малишев В. В. Фізична та колоїдна хімія : підручник. К.: Університет «Україна», 2020. 530 с.
4. Кононський В. І. Фізична та колоїдна хімія. К.: Каравела, 2017. 310 с.
5. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Міхіна О. І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне: НУВГПМ, 2016. 164 с.
6. Цветкова Л. Б. Фізична хімія: теорія і задачі: навч. посібник. Львів: «Новий світ – 200», 2021. 415 с.
7. Рябініна А. О. Практикум з фізичної та колоїдної хімії. II частина. Херсон: ФОП Гринь Д.С., 2015. 124 с.

Навчальне видання

**ФІЗИЧНА ХІМІЯ.
ФАЗОВІ РІВНОВАГИ**

ЕЛЕКТРОННІ МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до лабораторних робіт з фізичної хімії
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
спеціальності 102 «Хімія»

Електронне практичне видання

Укладачі:

**Перлова Ольга Вікторівна
Солдаткіна Людмила Михайлівна**

В авторській редакції

Затвердж. авт. 17.09.2024. Шрифт Times New Roman.
Системні вимоги: операційна система сумісна з програмним забезпеченням
для читання файлів формату PDF.
Обсяг 1,1 МБ. Зам. № 2840.

Видавець і виготовлювач
Одеський національний університет імені І. І. Мечникова
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4215 від 22.11.2011 р.
65082, м. Одеса, вул. Університетська, 12, Україна
Тел.: (048) 723 28 39, e-mail: druk@onu.edu.ua