

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ**

**НАЦІОНАЛЬНА МЕТАЛУРГІЙНА АКАДЕМІЯ УКРАЇНИ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

**до виконання лабораторного практикуму  
з дисципліни "Фізична хімія" для студен-  
тів напрямку 0904 "Металургія"**

Затверджено  
на засіданні Вченої ради  
академії  
Протокол № 1 від 30.01.01

Дніпропетровськ НМетАУ 2001

УДК 541.1(07)

Методичні вказівки до виконання лабораторного практикуму з дисципліни "Фізична хімія" для студентів напрямку 0904 "Металургія" / Укл.: О.М.Арішкевич, В.С.Баркалов, В.П.Чинчаєва та ін. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2001 - 32 с.

Викладені методичні вказівки до лабораторних робіт, метою яких є поглиблення теоретичних знань, набуття навичок постановки та проведення експериментів, навчання роботи з лабораторним устаткуванням, обробка результатів дослідження, уміння робити висновки.

Призначена для студентів напрямку 0904 "Металургія".

Укладачі: О.М.Арішкевич, д-р хім.наук, проф.  
В.С.Баркалов, канд.хім.наук, доц.  
В.П.Чинчаєва, ст. викл.  
В.П.Тисячний, канд.хім.наук, доц.

Відповідальний за випуск В.С.Баркалов, канд.хім.наук, доц.

Рецензент А.М.Греп'юк, канд.техн.наук, доц. (НМетАУ)

Редактор Сосонна А.Ю.

Підписано до друку 31 .10 .01. Формат 60x84 1/16. Папір друк.  
Друк плоский. Облік-вид.арк. 1,88. Умов.друк.арк. 1,86.  
Тираж 100 пр. Замовлення № 65.

Національна металургійна академія України  
49600, Дніпропетровськ-5, пр. Гагаріна, 4

Редакційно-видавничий відділ НМетАУ

## Загальні зауваження

Виконання лабораторних робіт дозволяє студентам поглибити теоретичні знання з фізичної хімії, експериментальним шляхом визначити важливі фізико-хімічні характеристики систем та процесів (теплові ефекти реакцій, адсорбцію, електрорушійні сили гальванічних елементів), вплив зовнішніх чинників (температури, концентрації реагуючих речовин) на швидкість реакцій, фазові перетворення тощо.

Кожен студент виконує лабораторну роботу самостійно, оформлює звіт, а потім захищає його у викладача.

Звіт з лабораторної роботи повинен містити в собі: назву, мету роботи, стислі теоретичні відомості і основні розрахункові формули, опис методики виконання роботи, схему приладу, обладнання, експериментальні дані та результати їхньої обробки у вигляді таблиць та графіків, розрахунки або приклади розрахунків, висновки або пояснення одержаних результатів, порівняння їх з літературними даними.

Запис результатів повинен відображати надійність даних і враховувати похибку вимірів. Кожне число в таблиці повинно вміщувати не більше і не менше значущих цифр, ніж дозволяє точність дослідних даних. Округлення середніх арифметичних значень здійснюється так, щоб остання цифра була першою сумнівною. Якщо розрахункова формула містить в собі декілька вимірних величин, точність результатів визначається в основному величиною, вимірною з найбільшою відносною похибкою.

При побудові графіків необхідно дотримуватися таких правил. Графіки будують на міліметровому папері і вклеюють у лабораторний журнал. На координатних осях проставляють масштаб, позначення величини, що відкладається, та її одиниці виміру. Координати експериментальних точок на осях не позначаються. Щоб за графіком можна було легко визначити координати будь-якої точки, 1 см повинен відповідати 1, 2 або 5 одиницям (або цим значенням, помноженим на  $10^n$ , де  $n$  – ціле число).

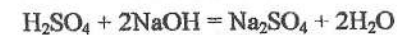
## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

### ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОВОГО ЕФЕКТУ РЕАКЦІЇ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ

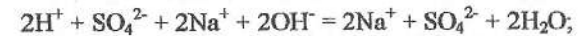
**Мета роботи.** Визначити тепловий ефект реакції нейтралізації кислоти лугом. Навчити студентів практичним навикам проведення термохімічних досліджень.

**Основні теоретичні положення.** Хімічні реакції проходять з виділенням або поглинанням теплоти. Тепловим ефектом реакції називають зміну ентальпії системи ( $\Delta H$ ) при постійних тиску і температурі, розраховану на стехіометричні кількості реагуючих речовин.

Дослідним шляхом показано, що нейтралізація 1 моль-екв. будь-якої сильної кислоти сильною основою в розведених розчинах завжди супроводжується майже одним і тим же екзотермічним тепловим ефектом, що дорівнює  $-56,9$  кДж/моль. З позиції теорії електролітичної дисоціації даний факт пояснюється тим, що в розведених розчинах реакція нейтралізації зводиться лише до утворення молекул води із іонів  $H^+$  та  $OH^-$ :



або в іонній формі



Якщо ж нейтралізується слабка кислота сильною основою, або навпаки, тепловий ефект реакції буде відрізнятися від  $-56,9$  кДж/моль. Це пов'язано з тим, що процес нейтралізації одночасно супроводжується процесом дисоціації слабкої кислоти (основи) на іони. Тому  $\Delta H = \Delta H_{\text{нейтр.}} + \Delta H_{\text{дис.}}$

При змішуванні розчинів сильних кислоти і лугу, поряд з нейтралізацією, йде взаємодія їх з водою – розведення розчину, яке також супроводжується виділенням (або поглинанням) теплоти. Тому тепловий ефект, який визначається при проведенні дослідів ( $\Delta H_{\text{сум.}}$ ), є сумарною величиною

Масштаб вибирають так, щоб крива (пряма) займала майже всю площу малюнка. Для цього шкали  $X$  та  $Y$  починають і закінчують значеннями, близькими до округлених координат крайніх експериментальних точок. Наприклад, якщо  $X$  змінюється у межах 2,42-4,79, вісь абсцис обмежують ліворуч значенням 2,00, а праворуч 5,00. Не слід починати шкалу з нульового значення, якщо це не потрібно спеціально.

Експериментальні дані наносять на графік у вигляді точок, кружків, квадратів. При розкиданні точок внаслідок похибок вимірювання проводять плавну криву якомога ближче до всіх нанесених точок (рис.). Криву проводять так, щоб точки було видно на графіку. Якщо з теорії випливає, що залежність лінійна, по точках проводять середню пряму.

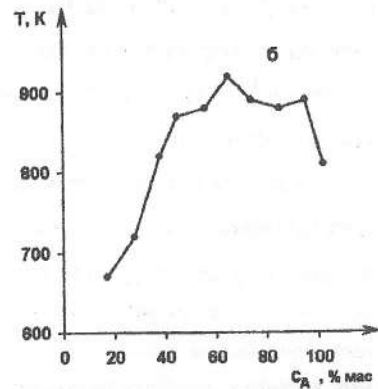
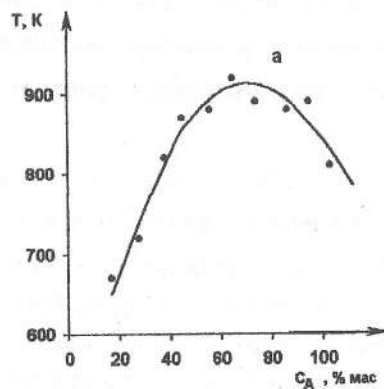


Рис. Графіки побудовано: а) – вірно; б) - невірно

$$\Delta H_{\text{сум.}} = \Delta H_{\text{нейтр.}} + \Delta H_{\text{розв.кисл.}} + \Delta H_{\text{розв.лугу}}$$

Якщо вихідна концентрація кислоти є в декілька разів більшою за концентрацію лугу, то величиною  $\Delta H_{\text{розв.лугу}}$  можна знехтувати і прийняти, що

$$\Delta H_{\text{сум.}} = \Delta H_{\text{нейтр.}} + \Delta H_{\text{розв.кисл.}}$$

Термохімічні вимірювання проводять в калориметричних установках. Найпростіший калориметр являє собою посуд з тепловою ізоляцією. Він складається із тонкостінного скляного стакану, який поміщають на дерев'яну (коркову) підставку усередині іншого стакану. Повітряний прошарок між стаканами відіграє роль ізолюючої оболонки між калориметром та оточуючим середовищем. При проведенні досліду треба визначити водяний еквівалент калориметру ( $W$ ), що являє собою кількість тепла, необхідного для нагрівання калориметричної системи на один градус. До складу калориметричної системи входять усі частини калориметра, що беруть участь в теплообміні: внутрішній стакан, термометр, пробірка, а також певна кількість рідини (води, кислоти, лугу), що знаходиться в стакані. Водяний еквівалент калориметра визначають за співвідношенням

$$W = C_{\text{ск.}} \cdot m_{\text{ст.}} + C_{\text{терм.}} \cdot V_{\text{терм.}} + C_{\text{розч.}} \cdot m_{\text{розч.}}$$

де  $C_{\text{ск.}}$  – питома теплоємність скла (0,79 Дж/г·К);

$m_{\text{ст.}}$  – маса внутрішнього стакану і пробірки;

$C_{\text{терм.}}$  – об'ємна теплоємність скла і ртуті (1,93 Дж/см<sup>3</sup>·К);

$V_{\text{терм.}}$  – об'єм ртутного резервуара термометра, зануреного в розчин (5 см<sup>3</sup>);

$C_{\text{розч.}}$  – питома теплоємність розчину (4,2 Дж/г·К);

$m_{\text{розч.}}$  – маса розчину, г.

Масу розчинів вчислюють з об'ємів, прийнявши густину рідин рівною 1 г/см<sup>3</sup>.

Вимірювання температури в ході досліду здійснюють за допомогою термометра Бекмана з точністю 0,01 градуса. Термометр Бекмана – це ртутний термометр, що відрізняється від звичайних значно більшим за об'ємом резервуаром ртуті і значно довшим вузьким капіляром. Шкала термометра вміщує ли-

ше 5 градусів і розділена на соті долі градуса. Завдяки цьому незначні зміни температури спричиняють значні переміщення стовпчика ртуті в капілярі, що й забезпечує необхідну точність вимірювання. Іншою особливістю термометра Бекмана є верхній резервуар ртуті, за рахунок якого можна змінювати кількість ртуті в нижньому (основному) резервуарі. Це дозволяє перелаштовувати термометр на різні інтервали температур (від -30 до +150°C). Із сказаного зрозуміло, що термометром Бекмана не можна вимірювати абсолютну температуру, а лише її зміну.

Точне вимірювання зміни температури ( $\Delta T$ ) в ході досліду неможливе, бо одночасно з процесами, протікаючими у калориметрі, має місце теплообмін з навколишнім середовищем. Для урахування кінетики теплообмінних процесів калориметра з навколишнім середовищем і для точного визначення зміни температури під час реакції нейтралізації дослід поділяється на три стадії (рис. 1.1):

а) початкова, коли температура розчину змінюється тільки за рахунок теплообміну з навколишнім середовищем. Стадія продовжується до того часу, поки не встановиться рівномірний хід зміни температури (5-6 хв.);

б) головна, коли в калориметрі відбувається виділення (або поглинання) теплоти при протіканні реакції і одночасно має місце теплообмін з навколишнім середовищем (2 хв.);

в) заключна, коли зміна температури знову відбувається лише внаслідок теплообміну з навколишнім середовищем (5-6 хв.).

Зміну температури ( $\Delta T$ ) визначають екстраполяцією на вертикаль, яку проводять через середину головного періоду.

**Лабораторне устаткування та реактиви.** Калориметр, термометр Бекмана, мірні циліндри (25 і 250 см<sup>3</sup>), пробірка, секундомір, розчини сірчаної кислоти (2,5 н.) та гідрату окису натрію (0,25 н.).

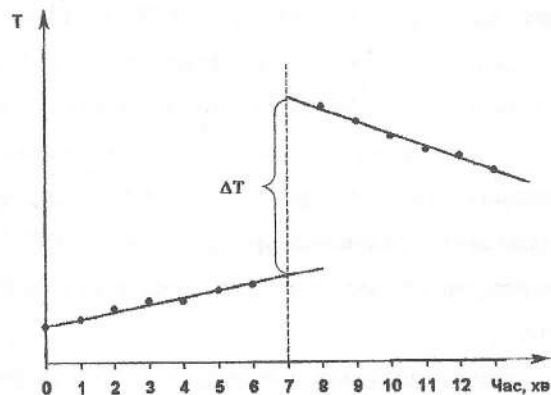


Рис. 1.1. Графічне визначення  $\Delta T$

### Порядок виконання роботи

1. Визначення теплового ефекту розведення кислоти. У внутрішній стакан калориметра налити  $250 \text{ см}^3$  дистильованої води. У пробірку налити  $25 \text{ см}^3$  розчину кислоти і помістити її в стакан з водою. Попередньо налаштований термометр Бекмана занурити у воду. Вимірювати температури протягом 6 хвилин через однакові проміжки часу (1 хв.). На шостій хвилині (після виміру температури) вилити кислоту у воду і перемішати розчин. Продовжити заміри температури протягом 7 хвилин. Після закінчення дослідів вилити розчин із стакана і вимити стакан дистильованою водою.

2. Визначення загального теплового ефекту реакції нейтралізації та розведення кислоти. У внутрішній стакан калориметра налити  $250 \text{ см}^3$  розчину луку. У пробірку налити  $25 \text{ см}^3$  розчину кислоти і помістити її в стакан з лугом. Далі дослід проводити так само, як і при визначенні теплового ефекту розведення кислоти.

Результати дослідів занести у табл. 1.1.

Таблиця 1.1

Зміна температури розчинів у процесах розведення кислоти та її нейтралізації лугом

Час, хв.	Показання термометра Бекмана при	
	взаємодії $\text{H}_2\text{SO}_4$ і $\text{H}_2\text{O}$	взаємодії $\text{H}_2\text{SO}_4$ і $\text{NaOH}$
1		
2		
...		
13		

### Обробка експериментальних даних

1. За отриманими даними побудувати графіки зміни температур у процесі дослідів.  $\Delta T_{\text{розв.кисл.}}$  та  $\Delta T_{\text{сум.}}$  визначити екстраполяцією прямих на вертикаль, яку провести на сьомій хвилині.

2. Визначити водяний еквівалент калориметра.

3. Визначити тепловий ефект процесу розведення кислоти за рівнянням

$$\Delta H_{\text{розв.кисл.}} = \Delta T_{\text{розв.кисл.}} \cdot W.$$

4. Визначити загальний тепловий ефект реакції взаємодії кислоти з лугом за рівнянням

$$\Delta H_{\text{сум.}} = \Delta T_{\text{сум.}} \cdot W.$$

5. Визначити тепловий ефект реакції нейтралізації кислоти лугом за рівнянням

$$\Delta H_{\text{нейтр.}} = \Delta H_{\text{сум.}} - \Delta H_{\text{розв.кисл.}}$$

6. Визначити тепловий ефект реакції нейтралізації кислоти лугом у розрахунку на одиницю кількості речовини еквівалента реагуючих сполук за рівнянням

$$\Delta H = \frac{\Delta H_{\text{нейтр.}}}{n},$$

де  $n$  – кількість речовини еквівалента кислоти (лугу)

$$n = \frac{C_N \cdot V}{1000},$$

де  $C_N$  – молярна концентрація еквівалента кислоти (лугу), моль/дм<sup>3</sup>,

$V$  – об'єм кислоти (лугу), см<sup>3</sup>.

7. Визначити відносну похибку досліду за рівнянням

$$\omega(\%) = \frac{\Delta H - 56,9}{56,9} \cdot 100.$$

#### Контрольні питання

1. Наведіть визначення теплового ефекту реакції.
2. Дайте пояснення сталості теплового ефекту реакції нейтралізації сильної кислоти сильним лугом.
3. Наведіть визначення водяного еквівалента калориметра.
4. Поясніть, як враховується вплив теплообміну калориметра з зовнішнім середовищем на величину вимірюваного дослідним шляхом теплового ефекту.
5. Наведіть визначення теплосмкості.
6. Наведіть чинники, що впливають на тепловий ефект реакції.
7. Поясніть, який знак має тепловий ефект реакції нейтралізації.
8. Наведіть і проаналізуйте рівняння для обчислення теплового ефекту реакції розведення кислоти водою.
9. Наведіть і проаналізуйте рівняння для обчислення загального теплового ефекту реакції взаємодії розчинів кислоти і лугу.
10. Поясніть, чому потрібно визначити тепловий ефект реакції у розрахунку на 1 моль-екв. реагуючих речовин.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

### ВИЗНАЧЕННЯ КРИТИЧНОЇ ТЕМПЕРАТУРИ РОЗЧИННОСТІ ДВОКОМПОНЕНТНОЇ РІДКОЇ СИСТЕМИ З ОБМЕЖЕНОЮ РОЗЧИННІСТЮ РІДИН

**Мета роботи.** Визначити температури розшарування рідких сумішей різного складу бінарної системи з обмеженою взаємною розчинністю і побудувати діаграму: склад системи – температура розшарування.

**Основні теоретичні положення.** Взаємно обмежена розчинність двох рідин спостерігається в системах із значними відхиленнями від ідеальності, коли енергія взаємодії різнорідних молекул значно менша, ніж однорідних. Розчинність таких рідин залежить від температури.

За рівнянням ізобари

$$\frac{d \ln L}{dT} = \frac{\Delta H_p}{RT^2}$$

виходить, що залежність розчинності від температури пов'язана із знаком теплового ефекту, який спостерігається при розчиненні. Якщо при розчиненні теплота поглинається ( $\Delta H_p > 0$ ), то в таких системах взаємна розчинність рідин ( $L$ ) із зростанням температури збільшується (вода – анілін, вода – фенол). В іншому разі, коли при розчиненні теплота виділяється ( $\Delta H_p < 0$ ), розчинність буде падати (вода – колоїдін, вода – триетіламін). Температура, вище (нижче) якої рідини змішуються в будь-яких співвідношеннях, називається критичною температурою розчинності (точкою Алексеєва).

Існують системи, для яких із зміною температури можлива і зміна знаку теплового ефекту, тобто перехід його від екзотермічного через нуль до ендотермічного, або навпаки. Відповідно до цього повинна змінитися і залежність розчинності даної речовини від температури. Такі системи мають як верхню, так і нижню критичну температуру розчинності (нікотин – вода).

Нарешті, існують суміші, для яких при підвищенні (зниженні) температури, ще до досягнення повної розчинності, має місце фазове перетворення: перехід в газ або в тверду речовину. Для таких систем критичні температури розчинності відсутні.

Для того, щоб одержати повну картину розчинності в системі з двох рідин А і В, які обмежено змішуються, потрібно побудувати діаграму взаємної розчинності. Така діаграма для системи з верхньою критичною температурою розчинності наведена на рис. 2.1. На осі абсцис відкладають склад суміші, а на осі ординат – температури, при яких утворюються однорідні розчини.

Ліва частина кривої показує зростання розчинності рідини В в рідині А при підвищенні температури, а права – зростання розчинності А в В. Будь яка точка під кривою відповідає двухфазній системі. Так, якщо стан системи виражається фігуративною точкою "с(с)", то система складається з двох фаз (шарів): розчину В в А, склад якого визначається точкою "а(а)", і розчину А в В складу "в(в)". При підвищенні температури склади шарів зближаються і в точці "m" розшарування зникає. Вище кривої система гомогенна, однофазна.

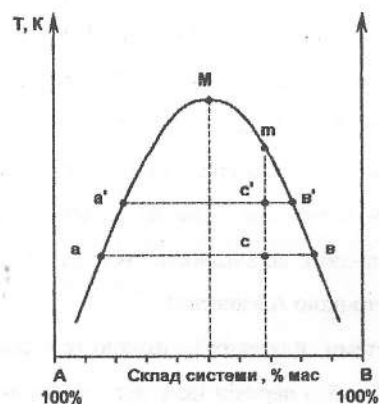


Рис. 2.1. Діаграма взаємної розчинності двох рідин з обмеженою розчинністю, які змішуються з поглинанням тепла

Прямі, що з'єднують точки складу рівноважних шарів (а – в, а' – в'), називаються нодами. За правилом Алексеева, середини нод лежать на одній прямій, що проходить через критичну точку (М).

Кількісні співвідношення мас рівноважних фаз знаходять за правилом важеля: співвідношення мас рівноважних фаз обернено пропорційне відношенню відрізків, що відсікаються фігуративною точкою на ноді. Наприклад, якщо стан системи визначається точкою "с", то

$$\frac{\text{маса розчину В в А (складу "а")}}{\text{маса розчину А в В (складу "в")}} = \frac{вс}{ас}$$

**Лабораторне устаткування та реактиви.** Електроплита, термометр, стакан, штатив, ампули із сумішшю двох рідин з обмеженою розчинністю (фенол – вода або анілін – вода).

**Порядок виконання роботи.** Ряд ампул з відомим складом обох речовин, що досліджуються, помістити у водяну баню і занурити у воду термометр. Увімкнути електроплиту. Спочатку в ампулах знаходяться два шари рідини, які при перемішуванні утворюють емульсію (тобто непрозору систему). При підвищенні температури в кожній ампулі досягається повна взаємна розчинність рідин, на що вказує зникнення межі поділу між шарами (рідина в ампулах стають прозорі), і емульсії перетворюються на розчини. Відмітити температури, при яких зникає помутніння в кожній ампулі, і записати в таблицю відповідно складу рідини в ампулі (табл. 2.1).

Після цього виключити електроплиту. Воду в стакані повільно охолоджувати. Спостерігати зворотну картину – перетворення розчинів на емульсії (появу в розчинах помутніння) – і записати відповідні температури в таблицю експериментальних даних.

Різниця між температурами гомо- і гетерогенізації не повинна перевищувати 1 градус. Середнє з одержаних значень дасть температуру, за якої досліджувані рідини розчиняються одна в одній у тому співвідношенні, в якому вони були взяті.

Таблиця 2.1

Таблиця експериментальних даних

№ ампули	Склад суміші, % мас.		Температура, К		
	фенол (анілін)	вода	гомогенізації	гетерогенізації	середня
1...					
6					

**Обробка експериментальних даних**

За даними таблиці побудувати діаграму розчинності у координатах:

$T_{\text{середня}}$  – склад системи.

За кривою розшарування визначити критичну температуру розчинності та відповідний їй склад суміші речовин.

**Контрольні питання**

1. Назвіть основні типи діаграм бінарних рідких розчинів з обмеженою розчинністю речовин. Наведіть приклади.
2. Наведіть і проаналізуйте рівняння ізобари стосовно розчинності рідини у рідині.
3. Сформулюйте правило важеля.
4. Поясніть, як за діаграмою розчинності можна визначити склади, відношення мас та маси окремих фаз залежно від температури.
5. Наведіть визначення критичної температури розчинності.

**ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3****ТЕРМІЧНИЙ АНАЛІЗ ДВОКОМПОНЕНТНИХ МЕТАЛЕВИХ СИСТЕМ**

**Мета роботи.** Оволодіти методом термічного аналізу, побудувати діаграму плавкості двокомпонентної системи, визначити склад бінарних сплавів.

**Основні теоретичні положення.** Термічний аналіз ґрунтується на вивченні залежності температур початку та кінця кристалізації (плавлення) системи від її складу. Завданням термічного аналізу є побудова і вивчення діаграм стану (плавкості) та визначення складу сплавів.

Якщо помістити в тигель деяку кількість речовини, нагріти її вище температури плавлення і потім охолоджувати, записуючи через рівні проміжки часу температуру, то графічне зображення результатів експерименту в координатах "температура – час" дасть так звану криву охолодження. Вимірювання температури при охолодженні розплаву здійснюється за допомогою термопар.

Для виконання термічного аналізу треба отримати і вивчити криві охолодження індивідуальних речовин, що складають систему, та їх сумішей різного складу.

Якщо при охолодженні системи не відбувається ніяких фазових перетворень, які супроводжуються виділенням чи поглинанням тепла, то температура буде рівномірно знижуватися (більш чи менш круто в залежності від швидкості теплообміну з навколишнім середовищем). При зміні фазового стану системи рівномірність у ході кривої порушується. При цьому можливі два випадки. Перший, коли при кристалізації системи склад розплаву не змінюється, що характерно для індивідуальних речовин та сумішей евтектичного складу. В цьому разі температура кристалізації стала і на кривій охолодження спостерігається зупинка температури – горизонтальна ділянка (криві 1-3, рис. 3.1). Температура залишається постійною, доки вся розплавлена система не закристалізується, тому що в цей час тепловіддача системи в оточуюче середовище компенсується теплотою, що виділяється при кристалізації. Коли затвердіє остання краплина розплаву, температура знову почне рівномірно спадати. В інших випадках, при кристалізації сумішей склад розплаву безперервно змінюється, тому і кристалізація проходить не за постійної температури і на кривій охолодження відсутня горизонтальна ділянка. В цьому разі тепло, що виділяється при кристалізації, не компенсує втрату тепла за рахунок теплообміну, але уповільнює



компенсує втрату тепла за рахунок теплообміну, але уповільнює швидкість охолодження системи і крива охолодження зазнає зламу (криві 4-5, рис. 3.1).

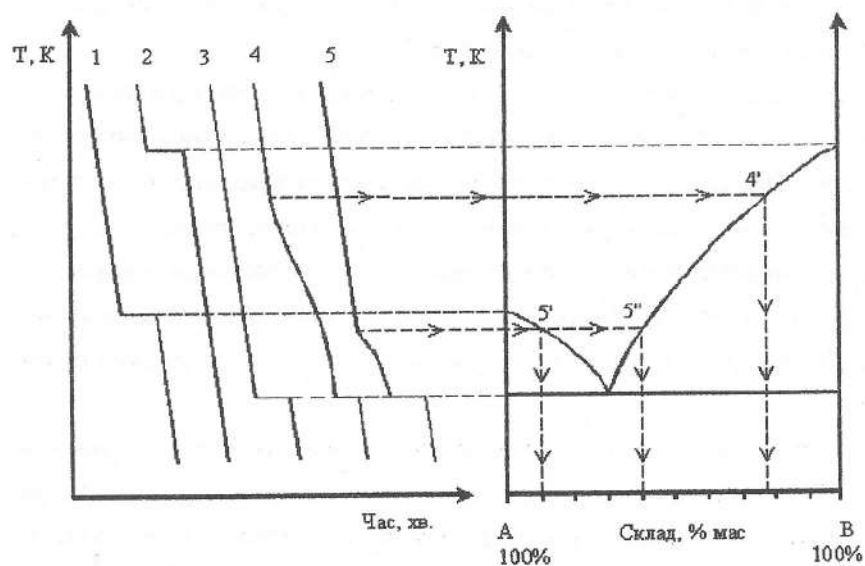


Рис. 3.1. Криві охолодження (1, 2 – чистих компонентів А і В; 3 – сплаву евтектичного складу; 4, 5 – сплавів невідомих складів) та діаграма стану двокомпонентної системи з простою евтектикою

Таким чином, при зміні фазового стану системи на кривій охолодження завжди з'являються характерні пороги або заломы, за якими визначають температури початку та кінця кристалізації і будують криві ліквідуса і солідуса. Отже, виконання роботи зводиться до одержання кривих охолодження відповідних сплавів та чистих компонентів. Для побудови діаграми плавкості двокомпонентної системи з простою евтектикою достатньо одержати три криві охолодження (чистих компонентів А і В та сплаву евтектичного складу) і знати евтектичний склад.

Маючи діаграму плавкості, можна визначити склад будь-якого сплаву даної системи. Для цього знімають криву охолодження досліджуваного сплаву і за температурою зламу кривої знаходять його склад (температуру початку залому на кривій охолодження переносять ізотермічно на діаграму плавкості). При цьому можливі два випадки:

1) ізотерма, проведена із початку залому на кривій охолодження, пересікає лише одну лінію ліквідуса. Тоді із точки пересічення "4'" опускають перпендикуляр на ось складу і знаходять склад сплаву;

2) ізотерма, проведена із початку залому на кривій охолодження, пересікає обидві лінії ліквідуса (5' і 5'') і досліджуваному сплаву можуть відповідати два склади. Для остаточного визначення складу сплаву треба до досліджуваного сплаву додати 5-10% мас. однієї з речовин (А або В), що входять до складу сплаву, і зняти криву охолодження цієї суміші. Якщо початок залому на кривій охолодження суміші починається при більшій температурі ніж досліджуваного сплаву, то сплав має той склад, вміст компонента (А або В) в якому більший. І навпаки.

**Лабораторне устаткування та реактиви.** Термопара, мілівольтметр для вимірювання термоЕРС (температури), електронагрівач, секундомір, набір тиглів із сплавами та чистими компонентами, щипці, азбестова підставка.

#### **Порядок виконання роботи**

Для кожної системи зняти криву охолодження. Для цього тигель, в якому знаходиться чистий компонент або сплав певного складу і термопара, нагріти трохи вище температури плавлення. Тигель зняти щипцями з нагрівача і помістити на азбестову підставку. Через певні проміжки часу (0,5-1,0 хв.) записувати показання мілівольтметра. Запис температури для чистих речовин і сплаву евтектичного складу вести доти, доки не буде досягнута зупинка температури (горизонтальна ділянка), що відповідає кристалізації. Для інших сплавів (склад яких визначають) запис температури вести трохи нижче температури кристалі-

зації евтектики. Закінчивши дослід з однією системою, переходити до наступної.

#### *Обробка експериментальних даних*

За отриманими даними на міліметровому папері побудувати криві охолодження для усіх досліджених систем. За допомогою кривих охолодження чистих речовин і сплаву евтектичного складу (склад взяти з довідника) на тім же рисунку побудувати діаграму плавкості системи. Для сплавів з невідомим складом визначити склад.

#### *Контрольні питання*

1. Наведіть сутність та завдання термічного аналізу.
2. Наведіть і проаналізуйте діаграму плавкості двокомпонентної системи з простою евтектикою.
3. Дайте визначення понять: крива охолодження, евтектика, евтектична температура, фаза, число компонентів, число ступенів вільності.
4. Поясніть сутність побудови кривих охолодження будь-яких систем за діаграмою плавкості.
5. Поясніть сутність побудови діаграми плавкості двокомпонентної системи за кривими охолодження.
6. Наведіть формулювання правила важеля.
7. Поясніть, як по фігуративній точці на діаграмі плавкості можна знайти кількість фаз, їх склад, масу кожної фази, число ступенів вільності.
8. Поясніть, як за кривими охолодження можна визначити склад сплаву.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

### ВИВЧЕННЯ АДСОРБЦІЇ ОРГАНІЧНОЇ КИСЛОТИ АКТИВОВАНИМ ВУГІЛЛЯМ

*Мета роботи.* Вивчити адсорбцію  $\text{CH}_3\text{COOH}$  з водних розчинів на активованому вугіллі, побудувати ізотерму адсорбції, обчислити сталі рівняння Ленгмюра.

*Основні теоретичні положення.* Адсорбція – самодовільний процес зміни концентрації одного з компонентів гетерогенної системи на поверхні поділу фаз.

Сполука, на поверхні якої відбувається адсорбція, називається адсорбентом. Сполука, яка адсорбується, називається адсорбтивом або адсорбатом.

Адсорбція виражається у моль/см<sup>2</sup> (г/г, моль/г). Величина адсорбції залежить від хімічної природи адсорбента і адсорбата, концентрації адсорбата, температури тощо.

Адсорбцію на межі поділу тверде тіло (активоване вугілля) – розчин кислоти вивчають за зміною концентрації оцтової кислоти в процесі адсорбції. Залежність молекулярної рівноважної адсорбції від концентрації адсорбату характеризується ізотермою адсорбції і для достатньо розведених розчинів описується рівнянням Ленгмюра

$$G = G_{\infty} \cdot \frac{KC}{1 + KC},$$

де  $G$  – адсорбція (кількість молів кислоти, адсорбованих одним грамом активованого вугілля);

$G_{\infty}$  – гранична адсорбція (кількість молів кислоти, що покриває один грам поверхні адсорбента щільним мономолекулярним шаром);

$C$  – рівноважна концентрація адсорбату у розчині, моль/дм<sup>3</sup>;

$K$  – константа адсорбційної рівноваги (стала рівняння Ленгмюра), дм<sup>3</sup>/моль.

Рівняння Ленгмюра може бути приведено до лінійної форми

$$\frac{1}{\Gamma} = \frac{1}{\Gamma_{\infty}} + \frac{1}{\Gamma_{\infty} \cdot K} \cdot \frac{1}{C}$$

Використавши останнє, можна визначити графічно  $\Gamma_{\infty}$  і  $K$ .

**Лабораторне устаткування та реактиви.** Терези, колби ємкістю 200 см<sup>3</sup> і 100 см<sup>3</sup>, мірний циліндр ємкістю 50 см<sup>3</sup>, бюретки ємкістю 50 см<sup>3</sup>, мірні піпетки ємкістю 10 см<sup>3</sup>, паперові фільтри, розчини оцтової кислоти різної концентрації, розчин гідроксиду натрію, розчин фенолфталеїну.

**Порядок виконання роботи.** У ряд колб (4-8) насипати попередньо зважене на терезах активоване вугілля (1-2 г) і додати у кожен колбу по 50 см<sup>3</sup> розчину оцтової кислоти різних концентрацій. Колби щільно закрити та струшувати через 5-6 хвилин протягом 45-60 хвилин для встановлення рівноваги між адсорбційним шаром та об'ємом розчину. Початкову концентрацію розчинів кислоти встановити триразовим титруванням 10 см<sup>3</sup> розчину кислоти розчином NaOH відомої концентрації у присутності фенолфталеїну. Після встановлення адсорбційної рівноваги в колбах, вугілля відокремити від розчину фільтруванням, а концентрацію розчинів кислоти після адсорбції визначити вказаним вище способом. Результати титрування занести в табл. 4.1.

Таблиця 4.1

Експериментальні дані титрування

№ розчину кислоти	Об'єм NaOH, витраченого на титрування 10 см <sup>3</sup> кислоти, см <sup>3</sup>							
	до адсорбції				після адсорбції			
	V <sub>1</sub>	V <sub>2</sub>	V <sub>3</sub>	V <sub>ср.</sub>	V <sub>1</sub>	V <sub>2</sub>	V <sub>3</sub>	V <sub>ср.</sub>
1								
...								
8								

### Обробка експериментальних даних

За даними таблиці 4.1 визначити початкову концентрацію ( $C_0$ ) розчинів оцтової кислоти та концентрацію їх після встановлення адсорбційної рівноваги ( $C$ ) за рівнянням

$$C_{\text{кислоти}} \cdot V_{\text{кислоти}} = C_{\text{лугу}} \cdot V_{\text{лугу}}$$

Визначити адсорбцію кислоти для всіх її концентрацій за рівнянням

$$\Gamma = \frac{(C_0 - C) \cdot V}{1000 \cdot m}$$

де  $\Gamma$  – адсорбція кислоти, моль/г;

$V$  – об'єм розчину кислоти, з якого відбувалася адсорбція (50 см<sup>3</sup>);

$m$  – наважка активованого вугілля, г.

Обчислити величини  $1/\Gamma$  і  $1/C$ . Одержані дані занести в табл. 4.2.

Таблиця 4.2

Розрахункові дані

№ розчину кислоти	$C_0$	$C$	$C_0 - C$	$\Gamma$	$1/\Gamma$	$1/C$
1						
...						
8						

Побудувати графік ізотерми адсорбції кислоти в координатах  $\Gamma = f(C)$  (рис. 4.1) та графік в координатах  $1/\Gamma = f(1/C)$  (рис. 4.2). З останнього графіка визначити граничну адсорбцію ( $\Gamma_{\infty}$ ) та сталу рівняння Ленгмюра ( $K$ ), скориставшись наступними рівняннями:

$$\frac{1}{\Gamma_{\infty}} = a \text{ (звідси } \Gamma_{\infty} = \frac{1}{a} \text{);}$$

$$\frac{1}{\Gamma_{\infty} \cdot K} = \text{tg} \alpha \text{ (звідси } K = \frac{1}{\Gamma_{\infty} \cdot \text{tg} \alpha} \text{); } \text{tg} \alpha = \frac{BC}{AC} = \frac{\frac{1}{C_1} - \frac{1}{C_2}}{\frac{1}{C_1} - \frac{1}{C_2}}$$

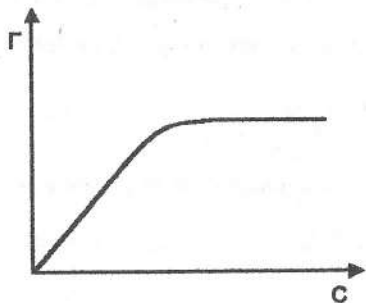


Рис. 4.1. Ізотерма адсорбції кислоти

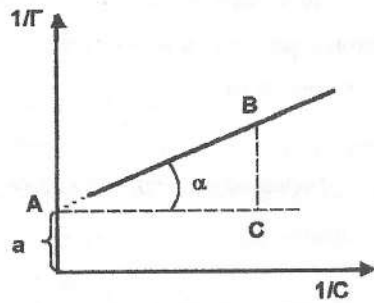


Рис. 4.2. Залежність  $1/\Gamma$  від розведення кислоти ( $1/C$ )

**Контрольні питання**

1. Наведіть визначення адсорбції.
2. Наведіть чинники, що впливають на величину адсорбції.
3. Наведіть визначення граничної адсорбції та проаналізуйте вплив чинників на її величину.
4. Наведіть і проаналізуйте рівняння Ленгмюра.
5. Поясніть, як за графіком  $1/\Gamma = f(1/C)$  можна визначити граничну адсорбцію та сталу рівняння Ленгмюра.

**ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5**

**ВИВЧЕННЯ ВПЛИВУ ТЕМПЕРАТУРИ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ**

**Мета роботи.** Вивчити вплив температури на швидкість реакції, визначити енергію активації, температурний (декадний) коефіцієнт швидкості реакції та сталу рівняння Арреніуса.

**Основні теоретичні положення.** Швидкість хімічної реакції визначається зміною концентрації реагуючих речовин за одиницю часу. Для протікання хімічної реакції необхідно зіткнення активних молекул реагуючих речовин, тобто молекул, що мають певний запас енергії. З ростом температури енергія молекул, а як наслідок, і швидкість реакції зростають.

Відповідно до наближеного правила Вант-Гоффа підвищення температури на 10 К збільшує швидкість гомогенної реакції в 2-4 рази:

$$\frac{K_{T+10}}{K_T} = \gamma; \quad \frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

де  $K$  – константа швидкості реакції при певній температурі;  
 $\gamma$  – температурний (декадний) коефіцієнт швидкості реакції.

Проте правило Вант-Гоффа можна використовувати лише в вузьких інтервалах температур через те, що температурний коефіцієнт швидкості реакції не є сталою величиною ( $\gamma \neq const$ ) і з підвищенням температури зменшується.

Більш точно залежність швидкості реакції від температури відображає рівняння Арреніуса

$$K = Ae^{-\frac{E}{RT}},$$

де  $K$  – константа швидкості реакції;  
 $A$  – стала Арреніуса;  
 $E$  – енергія активації;  
 $R$  – універсальна газова стала.

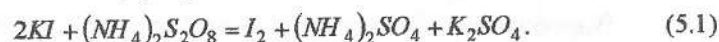
Енергія активації – це додаткова енергія (порівняно з середньою енергією молекул), яку потрібно надати системі, щоб при зіткненні молекул реагуючих речовин відбувалась реакція. Енергія активації залежить від природи реагуючих речовин і не залежить від їх концентрації і температури.

Якщо прологарифмувати рівняння Арреніуса, одержимо рівняння прямої лінії

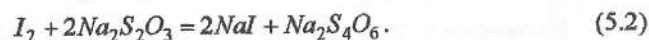
$$\ln K = \ln A - \frac{E}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

Останнє використовують для графічного визначення E і A.

У даній роботі вивчається вплив температури на швидкість реакції окислення іонів йода іонами персульфата



Визначити кінець цієї реакції важко. Тому до реагуючої суміші додають тіосульфат натрію та крохмаль. Доки в системі залишається тіосульфат натрію, він відновлює йод до іонів йода за реакцією



Коли весь тіосульфат натрію прореагує (реакція йде дуже швидко), йод, що виділяється за реакцією (5.1) утворює з крохмалем речовину, забарвлену у синій колір. Тому швидкість реакції визначають за зміною концентрації  $Na_2S_2O_3$ .

**Лабораторне устаткування та реактиви.** Термостат, секундомір, бюретки ємністю 50 см<sup>3</sup>, розчини KI,  $Na_2S_2O_3$ ,  $(NH_4)_2S_2O_8$ ,  $H_2SO_4$ , крохмалю.

**Порядок виконання роботи.** У широку пробірку налити за допомогою бюреток 10 см<sup>3</sup> розчину KI і 20 см<sup>3</sup> розчину  $Na_2S_2O_8$ . У вузьку пробірку налити 10 см<sup>3</sup> розчину  $(NH_4)_2S_2O_8$  і 20 см<sup>3</sup> розчину  $H_2SO_4$ . Помістити пробірки у термостат і за допомогою контактного термометра задати певну температуру (приблизно 20–25°C або 293–298 K). Коли температура в термостаті досягне потрібної величини, вилити вміст вузької пробірки у широку і одночасово увімкнути секундомір. В момент забарвлення суміші у синій колір зупинити секундомір, помітити час протікання реакції і температуру (з точністю до 0,1 градуса).

Повторити дослід 6–10 разів зберігаючи об'єми реагуючих речовин сталими, але кожного разу підвищуючи температуру в термостаті на 2–3 градуси. Отримані експериментальні дані занести до табл. 5.1.

Дані по впливу температури на швидкість реакції

№ досліду	t°, C	T, K	$\frac{1}{T}$	τ, с	V	lg V	γ
1							
...							
10							

#### Обробка експериментальних даних

1. Визначити концентрацію тіосульфата натрію у реакційній суміші за рівнянням:

$$C_o V_o = C_{cm} \cdot V_{cm},$$

де  $C_o$  – початкова концентрація розчину  $Na_2S_2O_3$ , моль/дм<sup>3</sup>;

$V_o$  – об'єм  $Na_2S_2O_3$ , що взятий для досліду, см<sup>3</sup>;

$C_{cm}$  – концентрація  $Na_2S_2O_3$  у суміші, моль/дм<sup>3</sup>;

$V_{cm}$  – об'єм реакційної суміші, см<sup>3</sup>.

2. Визначити швидкість реакції при кожній температурі за рівнянням

$$V = \frac{C_{cm, Na_2S_2O_3}}{\tau},$$

де  $V$  – швидкість реакції, моль/дм<sup>3</sup>·с;

τ – час протікання реакції (від початку до появи синього кольору), с.

Одержані результати занести до табл. 5.1.

2. Побудувати графік у координатах  $lgV = f(1/T)$  (рис. 5.1). Відповідно до рівняння Арреніуса, на графіку спостерігається прямолінійна залежність, з якої можна знайти енергію активації і сталу Арреніуса.

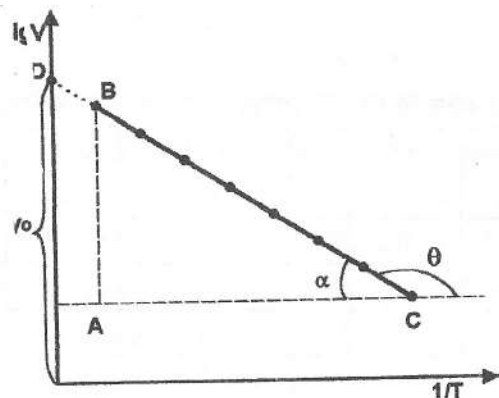


Рис. 5.1. Залежність логарифма швидкості реакції від зворотної температури

З рівняння Арреніуса

$$\ln K = \ln A - \frac{E}{R} \cdot \frac{1}{T} \text{ або}$$

$$\ln V = \ln A - \frac{E}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

маємо

$$\operatorname{tg} \theta = -\frac{E}{R} \text{ і } E = -R \operatorname{tg} \theta.$$

Якщо використати десяткові логарифми, будемо мати

$$\lg V = \lg A - \frac{E}{2,3R} \cdot \frac{1}{T}; \quad E = -2,3R \operatorname{tg} \theta = 2,3R \operatorname{tg} \alpha \text{ (Дж/моль), де } \theta \text{ і } \alpha \text{ - кути нахилу}$$

прямої на графіку.

$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{AB}{AC} = \frac{\lg V_2 - \lg V_1}{\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}}.$$

Точка перетину прямої з вісю ординат (D) дає відрізок ( $y_0$ ), що дорівнює логарифму сталої Арреніуса

$$y_0 = \lg A.$$

Звідси

$$A = \operatorname{antilg} y_0 \text{ (моль/дм}^3 \cdot \text{с)}.$$

4. Визначити температурний коефіцієнт швидкості реакції за рівнянням:

$$\lg \gamma = \frac{10(\lg V_2 - \lg V_1)}{T_2 - T_1} = F; \quad \gamma = \operatorname{antilg} F,$$

де  $V_1$  і  $V_2$  - швидкості реакції за температур  $T_1$  і  $T_2$  відповідно.

**Контрольні питання**

1. Наведіть визначення швидкості реакції і проаналізуйте чинники, що впливають на неї.
2. Проаналізуйте рівняння Вант-Гоффа та Арреніуса.
3. Наведіть визначення енергії активації та чинники, що впливають на неї.
4. Поясніть, як за графіком  $\lg V = f(1/T)$  можна визначити величину енергії активації реакції і сталої Арреніуса.
5. Наведіть визначення температурного коефіцієнта швидкості реакції і рівняння для його розрахунку.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

### ВИЗНАЧЕННЯ ЕЛЕКТРОРУШІЙНИХ СИЛ ГАЛЬВАНІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ І ЕЛЕКТРОДНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ

**Мета роботи.** Виміряти за допомогою компенсаційного методу електро-рушійні сили (ЕРС) гальванічних елементів і порівняти їх з обчисленими теоретично значеннями. За ЕРС елементів, складених із металевих і хлорсрібного електродів, обчислити потенціали металевих електродів і порівняти їх з теоретичними даними.

**Основні теоретичні положення.** Система, що складається з металу, зануреного в розчин добре розчинної його солі, є електродом 1-го роду. Стрибок потенціалу на межі поділу метал-розчин розраховується за рівнянням Нернста

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi_{Me^{n+}/Me}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg a_{Me^{n+}} \quad (\text{за } 298 \text{ K}),$$

де  $\varphi_{Me^{n+}/Me}^{\circ}$  - стандартний електродний потенціал, В;

$n$  - кількість електронів, що беруть участь у процесі  $Me^{n+} + n\bar{e} \rightleftharpoons Me$ ;

$a$  - активність іонів металу у розчині (для дуже розведених розчинів активність дорівнює концентрації).

Електрод, утворений із металевої пластини, вкритої погано розчинною сіллю цього металу, і занурений у водний розчин добре розчинної речовини, аніон якої є таким самим, як і у погано розчинної солі, є електродом 2-го роду. Прикладом такого електрода є хлосрібний електрод - срібна пластина, вкрита сіллю  $AgCl$ , і занурена у розчин  $KCl$ . Потенціал такого електрода залежить від активності іонів хлора:

$$\varphi = \varphi^{\circ} - 0,059 \lg a_{Cl^{-}}.$$

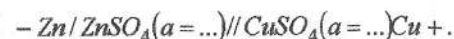
Якщо активність іонів хлора постійна, то і значення електродного потенціалу стабільне. Тому електроди 2-го роду використовують як електроди порівняння. Нижче наведено потенціали хлорсрібного електрода залежно від активності  $Cl^{-}$ .

Активність $KCl$ , моль/дм <sup>3</sup>	0,1	1,0	нас.
$\varphi$ , В (за 298 К)	0,290	0,237	0,201

Два різні електроди, з'єднані між собою, являють хімічне джерело струму, або гальванічний елемент. Наприклад, гальванічний елемент Якобі-Данієля складається з двох електродів 1-го роду - цинкового і мідного.

Форма запису гальванічних ланцюгів така: всі фази записують послідовно і відмічають вертикальною рисою поверхні розділу між ними. Негативний електрод (з меншим значенням потенціалу) записують зліва, позитивний - справа. У дужках (або внизу) вказують активності електролітів у розчинах. Електроди

відокремлюють двома рисами. Так, елемент Якобі-Данієля зображують таким чином



При роботі такого елемента на електродах протікають відповідні реакції. На цинковому електроді відбувається окислення цинку ( $Zn - 2\bar{e} \rightleftharpoons Zn^{2+}$ ), тому цей електрод має надлишок електронів, тобто його заряд - негативний. На мідному електроді відбувається процес відновлення:  $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Cu$ . Склавши ці два рівняння, одержимо загальну реакцію



яка лежить в основі роботи даного гальванічного елемента.

Якщо дифузійний потенціал є близьким до нуля, то ЕРС елемента дорівнює

$$E = \varphi_k - \varphi_a = \varphi_{Cu^{2+}/Cu} - \varphi_{Zn^{2+}/Zn} =$$

$$\left( \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^{\circ} + \frac{0,059}{2} \lg a_{Cu^{2+}} \right) - \left( \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^{\circ} + \frac{0,059}{2} \lg a_{Zn^{2+}} \right) = E^{\circ} + \frac{0,059}{2} \lg \frac{a_{Cu^{2+}}}{a_{Zn^{2+}}},$$

де  $E^{\circ}$  - стандартна ЕРС гальванічного елемента ( $E^{\circ} = \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^{\circ} - \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^{\circ}$ ).

Для вимірювання ЕРС застосовують компенсаційний метод, принцип якого полягає у зрівноваженні ЕРС досліджуваного елемента відомою різницею потенціалів. Метод дає точні значення, оскільки в момент вимірювання струм через елемент не йде. Найпростішу електричну схему, що використовується в компенсаційному методі, зображено на рис. 6.1. Значення електрорушійної сили акумулятора невідоме і може змінюватися з часом, тому для його визначення застосовують елемент з відомим і практично постійним значенням ЕРС. Найчастіше використовують насичений нормальний елемент Вестона, ЕРС якого за 293 К становить 1,018 В. Прилади для вимірювання ЕРС компенсаційним методом називаються потенціометрами. Вони безпосередньо показують значення вимірюваної ЕРС.

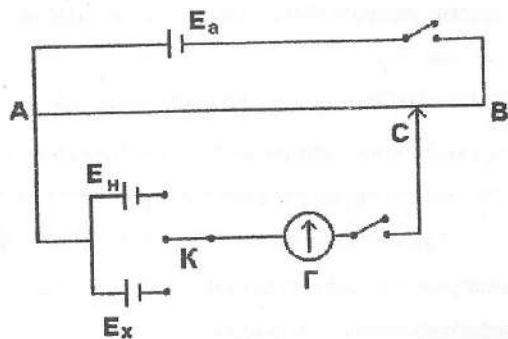


Рис. 6.1. Принципова схема потенціометра:  
 $E_A$  – акумулятор (або інше джерело постійного струму);  
 $AB$  – еталонний опір;  $C$  – рухливий контакт;  
 $E_N$  – нормальний елемент Вестона;  
 $E_x$  – досліджуваний елемент;  $K$  – перемикач;  $G$  – гальванометр

Для вимірювання електродних потенціалів складають гальванічний елемент, одним з електродів якого є досліджуваний, а другий – електрод порівняння (хлорсрібний). Вимірявши ЕРС елемента і знаючи потенціал хлорсрібно-електрода, розраховують потенціал досліджуваного електрода.

**Лабораторне устаткування та реактиви.** Потенціометр постійного струму, нормальний елемент Вестона, гальванометр, ячейка гальванічного елемента, хлорсрібний електрод, досліджувані електроди (мідний, цинковий), розчини різних концентрацій  $CuSO_4$  і  $ZnSO_4$ , насичений розчин  $KCl$ , електролітичний ключ.

#### Порядок виконання роботи

1. Виміряти ЕРС елемента Якобі-Даніеля.

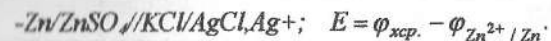
Зібрати елемент Якобі-Даніеля. Для цього в одну склянку налити розчин  $ZnSO_4$  та занурити цинковий електрод, у другу налити  $CuSO_4$  та занурити мідний електрод. Електроди попереду треба зачистити наждаковим папіром та промити водою. Обидві склянки з'єднати гальванічним ключом – вигнутою склянню трубкою, яка заповнена желатиновим розчином  $KCl$ . Елемент підключити до потенціометра, який попередньо треба настроїти за допомогою елемен-

та Вестона, і виміряти ЕРС. Дослід повторити з іншими концентраціями розчинів  $CuSO_4$  та  $ZnSO_4$ . Одержані дані занести до табл. 6.1.

2. Визначити потенціали мідного і цинкового електродів.

Зібрати гальванічні елементи, у яких один з електродів є досліджуваний, а другий – хлорсрібний. Схема елемента при вимірюванні потенціалу мідного електрода:  $-Ag, AgCl/KCl/CuSO_4/Cu^+$ ;  $E = \varphi_{Cu^{2+}/Cu} - \varphi_{хсп}$ .

Схема елемента при вимірюванні потенціалу цинкового електрода:



Елементи підключити до потенціометра і виміряти ЕРС. Дослід повторити з іншими концентраціями розчинів  $CuSO_4$  і  $ZnSO_4$ . Одержані результати занести до табл. 6.1.

#### Обробка експериментальних даних

За формулою Нернста розрахувати теоретичні значення потенціалів цинкового та мідного електродів для різних концентрацій  $CuSO_4$  і  $ZnSO_4$ .  $\varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,337B$ ;  $\varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,763B$ . Визначити ЕРС елемента Якобі-Даніеля за рівнянням

$$EPC = \varphi_{Cu^{2+}/Cu} - \varphi_{Zn^{2+}/Zn}$$

Результати розрахунків занести до табл. 6.1 та порівняти з одержаними експериментально даними. Визначити похибку експерименту.

Розрахувати на основі дослідних даних значення електродних потенціалів. Для мідного електрода  $\varphi_{Cu^{2+}/Cu} = E - \varphi_{хсп}$ , для цинкового  $\varphi_{Zn^{2+}/Zn} = \varphi_{хсп} - E$ . Результати занести до табл. 6.2. Туди ж занести результати розрахунків теоретичних значень потенціалів за рівнянням Нернста. Порівняти експериментальні та теоретичні дані. Визначити похибку експерименту.



Таблиця 6.1

Значення ЕРС елемента Якобі-Данієля при різних концентраціях розчинів  
CuSO<sub>4</sub> і ZnSO<sub>4</sub>

№ досліду	Концентрація, моль/дм <sup>3</sup>		Значення ЕРС елемента, В		Похибка, %
	CuSO <sub>4</sub>	ZnSO <sub>4</sub>	експериментальні	теоретичні	
1.	1,0	1,0			
2.	0,1	1,0			
3.	1,0	0,1			
4.	0,1	0,1			

Таблиця 6.2

Значення електродних потенціалів при різних концентраціях розчинів  
CuSO<sub>4</sub> і ZnSO<sub>4</sub>

№ досліду	Схема елемента	Експериментальне значення ЕРС елемента, В	Значення електродних потенціалів, В		Похибка, %
			експериментальні	теоретичні	
1.	Ag, AgCl/KCl/CuSO <sub>4</sub> (a=1,0)/Cu				
2.	Ag, AgCl/KCl/CuSO <sub>4</sub> (a=0,1)/Cu				
3.	Zn/ZnSO <sub>4</sub> (a=1,0)/KCl/AgCl, Ag				
4.	Zn/ZnSO <sub>4</sub> (a=0,1)/KCl/AgCl, Ag				

### Контрольні питання

1. Наведіть визначення електродів 1-го і 2-го роду. Наведіть приклади електродів.
2. Наведіть визначення гальванічного елемента.
3. Наведіть і проаналізуйте рівняння Нерста.
4. Наведіть схему гальванічного елемента Якобі-Данієля, реакції на електродах, загальну реакцію.

5. Наведіть формулу для розрахунків ЕРС елемента Якобі-Данієля та проаналізуйте її.

6. Накресліть та поясніть схему компенсаційного метода визначення ЕРС гальванічних елементів.

7. Наведіть схеми гальванічних елементів для визначення потенціалів мідного і цинкового електродів і рівняння для їх розрахунків.

### Література

1. А.Г.Стромберг, Д.П.Семченко. Физическая химия. – М.: Высш. шк., 1988. – 496 с.
2. Жуховицкий А.А., Шварцман Л.А. Физическая химия. – М.: Metallurgia, 1987. – 688 с.
3. Голиков Г.А. Руководство по физической химии. – М.: Высш. шк., 1988. – 383 с.
4. Краткий справочник физико-химических величин /Под ред. А.А.Равделя, А.М.Пономарёвой. – Л.: Химия, 1983. – 232 с.