

Житомирський державний університет
імені Івана Франка
Природничий факультет
Кафедра хімії

ІНСТРУКТИВНО-МЕТОДИЧНІ МАТЕРІАЛИ ДО
ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ

Обов'язкової освітньої компоненти

«ФІЗИЧНА ХІМІЯ»

для підготовки здобувачів
першого (бакалаврського) рівня вищої освіти

Галузь знань	<i>10 Природничі науки</i>
Спеціальність	<i>102 Хімія</i>
Предметна спеціальність	-
Спеціалізація	-
Освітня програма	<i>Хімія</i>
Факультет / ННІ	<i>природничий</i>

Автори:

к.х.н. доцент **Камінський Олександр**,
к.х.н. доцент **Чайка Микола**,
к.х.н., доцент **Денисюк Роман**,
к.х.н., доцент **Чумак Володимир**,
Панасюк Дмитро

Розглянуто та схвалено
на засіданні кафедри хімії
Протокол від «15» червня 2024 р. № 23
Завідувач кафедри Олена АНІЧКІНА

Житомир 2024

УДК 378.147:544
І-72

*Рекомендовано до друку вченою радою Житомирського державного
університету імені Івана Франка
(протокол № 11 від «25» червня 2024 р.)*

Рецензенти:

Віленський Володимир – доктор хімічних наук, старший науковий співробітник, професор (б.в.з.) кафедри хімії Житомирського державного університету імені Івана Франка.

Миронюк Лілія – кандидат хімічних наук, старший науковий співробітник відділу фізики і технології фотоелектронних та магнітоактивних матеріалів Інституту проблем матеріалознавства ім. І. М. Францевича НАН України.

Шанталій Тетяна – кандидат хімічних наук, старший науковий співробітник відділу фізики полімерів Інституту хімії високомолекулярних сполук НАН України.

Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю.

Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир: Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

© Камінський О. М., 2024

© Чайка М. В., 2024

© Денисюк Р. О., 2024

© Чумак В. В., 2024

© Панасюк Д. Ю., 2024

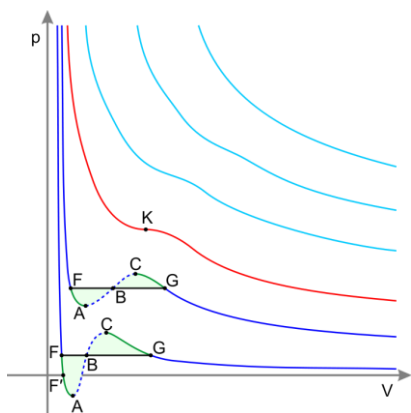
© Житомирський державний університет
імені Івана Франка, 2024

Житомирський державний університет
імені Івана Франка
кафедра хімії

Інструктивно - методичні матеріали для виконання
лабораторних занять

*Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О.,
Чумақ В. В., Панасюк Д. Ю.*

ФІЗИЧНА ХІМІЯ



здобувача вищої освіти
природничого факультету

Житомир

ЗМІСТ:

	ВСТУП		6
	КРИТЕРІЙ ОЦІНЮВАННЯ ЗНАТЬ		6
1	Лабораторне заняття № 1	Тема: експериментальне вивчення закону Бойля-Маріотта	8
2	Лабораторне заняття № 2	Тема: визначення молярної маси леткої рідини	12
3	Лабораторне заняття № 3	Тема: визначення молекулярної маси та густини газу методом відкачування	16
4	Лабораторне заняття № 4	Тема: визначення рефракції і перевірка правила адитивності	20
5	Лабораторне заняття № 5	Тема: в'язкість рідин	26
6	Лабораторне заняття № 6	Тема: розв'язування задач із теми «агрегатний стан речовини»	31
7	Лабораторне заняття № 7	Тема: Модульна контрольна №1 «Основи МКТ. Газові закони»	34
8	Лабораторне заняття № 8	Тема: визначення ентальпії розчинення солі	34
9	Лабораторне заняття № 9	Тема: визначення питомої теплоти плавлення льоду	41
10	Лабораторне заняття № 10	Тема: експериментальне вивчення закону Дюлонга і Пті	44
11	Лабораторне заняття № 11	Тема: визначення інтегральної теплоти розчинення солі	48
12	Лабораторне заняття № 12	Тема: визначення теплоти нейтралізації сильних та слабких кислот	52
13	Лабораторне заняття № 13	Тема: розв'язування задач із теми «хімічна термодинаміка»	55
14	Лабораторне заняття № 14	Тема: Модульна контрольна №2 «Хімічна термодинаміка»	61
15	Лабораторне заняття № 15	Тема: дослідження кінетики розкладу пероксиду водню у водному розчині за сталої температури	61
16	Лабораторне заняття № 16	Тема: фазові рівноваги в двокомпонентних системах. Термічний аналіз системи Sn–Pb	67
17	Лабораторне заняття № 17	Тема: розв'язування задач із теми «хімічна рівновага та фазові рівноваги в гетерогенних системах»	74
18	Лабораторне заняття № 18	Тема: Модульна контрольна №3 «Хімічна кінетика та фазові рівноваги в гетерогенних системах»	78
19	Лабораторне заняття № 19	Тема: визначення молярної маси речовини кріоскопічним методом	78

20	Лабораторне заняття № 20	Тема: визначення молярної маси розчиненої речовини та коефіцієнта активності ебуліоскопічним методом	86
21	Лабораторне заняття № 21	Тема: розв'язування задач із теми «молекулярні розчини»	93
22	Лабораторне заняття № 22	Тема: Модульна контрольна №4 «Закони молекулярних розчинів»	99
23	Лабораторне заняття № 23	Тема: вимірювання електропровідності розчинів електролітів та перевірка закону розведення Оствальда	99
24	Лабораторне заняття № 24	Тема: вимірювання потенціалів електродів (напівелементів) кондуктометричним методом	107
25	Лабораторне заняття № 25	Тема: розв'язування задач із теми «основи електрохімії»	111
26	Лабораторне заняття № 26	Тема: Модульна контрольна №5 «Основи електрохімії»	115

ВСТУП

Обов'язкова освітня компонента "Фізична хімія" вивчається здобувачами першого (бакалаврського) рівня вищої освіти на другому курсі і відповідає освітньо-професійній програмі Хімія.

КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ ЗАНЯТЬ

Оцінювання здобувачів вищої освіти здійснюється відповідно до «Положення про критерії та порядок оцінювання навчальних досягнень здобувачів вищої освіти Житомирського державного університету імені Івана Франка згідно з Європейською кредитною трансферно-накопичувальною системою»

https://zu.edu.ua/offic/ocinjuvannya_zvo.pdf.

Оцінювання навчальних досягнень здобувачів вищої освіти за всіма видами навчальних робіт проводиться за поточним, модульним та підсумковим контролем.

Кожен здобувач вищої освіти має виконати обов'язкові завдання, передбачені інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних робіт, методичними рекомендаціями до організації самостійної роботи здобувачів вищої освіти, силабусом, навчальною та робочою програмою освітньої компоненти.

Результати учбової діяльності здобувачів вищої освіти оцінюються в балах, відповідно до виду діяльності. Визначений мінімум балів, який необхідно набрати для отримання екзамену, зазначений в робочій програмі навчальної дисципліни.

Критерії оцінювання

№	Тема	Т	ТО	ЕР	ПЗ
		15	25	50	50
1	ЕВЗБМ				
2	ВМЛР				
3	ВММГГМВ				
4	ВРППА				
5	ВР				
6	РЗТ				
7	МКР1	100			
8	ВЕРС				
9	ВПТПЛ				
10	ЕВЗДП				
11	ВІТРС				
12	ВТНССК				
13	РЗТ				
14	МКР2	100			
15	ДКРПВ				

16	ФРДС				
17	РЗТ				
18	МКР3			100	
19	ВММКМ				
20	ВММЕМ				
21	РЗТ				
22	МКР4			100	
23	ВЕР				
24	ВПЕ				
25	РЗТ				
26	МКР5			100	
Рейтинг				100	

Позначення тем: ЕВЗБМ – експериментальне вивчення закону Бойля-Маріотта; ВМЛР – визначення молярної маси легкої рідини; ВММГГМВ – визначення молекулярної маси та густини газу методом відкачування; ВРППА – визначення рефракції і перевірка правила адитивності; ВР – в'язкість рідин; РЗТ – розв'язування задач із теми «агрегатний стан речовини»; МКР1 – Модульна контрольна №1 «Основи МКТ. Газові закони»; ВЕРС – визначення ентальпії розчинення солі; ВПТПЛ – визначення питомої теплоти плавлення льоду; ЕВЗДП – експериментальне вивчення закону Дюлонга і Пті; ВІТРС – визначення інтегральної теплоти розчинення солі; ВТНССК – визначення теплоти нейтралізації сильних та слабких кислот; РЗТ – розв'язування задач із теми «хімічна термодинаміка»; МКР2 – Модульна контрольна №2 «Хімічна термодинаміка»; ДКРПВ – дослідження кінетики розкладу пероксиду водню у водному розчині за сталої температури; ФРДС – фазові рівноваги в двокомпонентних системах. Термічний аналіз системи Sn–Pb; РЗТ – розв'язування задач із теми «хімічна рівновага та фазові рівноваги в гетерогенних системах»; МКР3 – Модульна контрольна №3 «Хімічна кінетика та фазові рівноваги в гетерогенних системах»; ВММКМ – визначення молярної маси речовини криоскопічним методом; ВММЕМ – визначення молярної маси розчиненої речовини та коефіцієнта активності ебуліоскопічним методом; РЗТ – розв'язування задач із теми «молекулярні розчини»; МКР4 – Модульна контрольна №4 «Закони молекулярних розчинів»; ВЕР – вимірювання електропровідності розчинів електролітів та перевірка закону розведення Оствальда; ВПЕ – вимірювання потенціалів електродів (напівелементів) кондуктометричним методом; РЗТ – розв'язування задач із теми «основи електрохімії»; МКР5 – Модульна контрольна №5 «Основи електрохімії».

Види діяльності на занятті: **Т** – тестовий контроль знань; **ТО** – теоретичне опитування; **ЕР** – виконання експериментальної роботи; **ПЗ** – виконання практичних завдань.

Модуль І. АГРЕГАТНІ СТАНИ РЕЧОВИН

Лабораторна робота № 1

Тема: експериментальне вивчення закону Бойля-Маріотта

Мета: експериментально перевірити закон Бойля-Маріотта

Основні поняття: агрегатні стани речовини: твердий та газоподібний; основні газові закони; ідеальний (больцманівський) газ, реальні гази, основи МКТ, швидкість руху молекул.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обчислень формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні запитання:

1. Предмет фізичної хімії. Коротка характеристика розділів фізичної хімії.
2. Агрегатні стани речовини:
 - а) твердий агрегатний стан;
 - б) газоподібний агрегатний стан;
3. Поняття рідких кристалів, їх класифікація та застосування.
4. Який газ називається ідеальним? В чому його особливості?
5. Чому реальні гази тільки наближено підлягають законам ідеального газу? Критичний стан. Рівняння Ван – дер – Ваальса. Зрідження газів.
6. Поняття ізопроцесів в газах.
7. Сформулювати газові закони: закон Бойля – Маріотта; Гей – Люссака та Шарля. Об'єднаний закон газового стану.

Теоретичні відомості

Закон Бойля-Маріотта виражає залежність тиску від об'єму при сталій температурі для даної маси газу. За цим законом добуток тиску P газу на його об'єм V є сталою величиною C для тієї самої маси газу при сталій температурі t^0 : $PV = C$.

Величина добутку залежить від хімічної природи газу, температури при якій проводились вимірювання маси газу і одиниць вимірювання об'єму і тиску. У технічних розрахунках закон можна застосовувати для розріджених газів. Якщо у воду налити у високу скляну посудину опустити відкритим кінцем трубку, то повітря в ній перебуватиме під тиском:

$$P = H + \Delta h / 13.6,$$

де H - атмосферний тиск у мм. рт. ст. $\Delta h / 13.6$ - різниця рівнів води (у мм рт. ст.) у широкій посудині і в трубці $V = S \cdot L$; де L - довжина повітряного стовпчика; S - площа поперечного перерізу трубки. Так як вона скрізь однакова, то її можна не обчислювати. Закон Бойля-Маріотта

$$PV = \text{const}$$

тобто

$$P_1V_1 = P_2V_2 = P_3V_3 = \dots$$

В кожному випадку S – однакова \Rightarrow

$$P_1L_1 = P_2L_2 = P_3L_3 = \dots$$

На Рис.1 зображено прилад для вивчення закону Бойля-Маріотта. У трубі є залишковий стовпчик повітря. Із зміною глибини занурення трубки змінюється тиск повітря в трубі і його об'єм.

Прилади і матеріали: прилад для вивчення закону Бойля-Маріотта, лінійка, барометр – anerоїд.

Інструкція до виконання роботи:

ХІМІЧНИЙ МЕТОД:

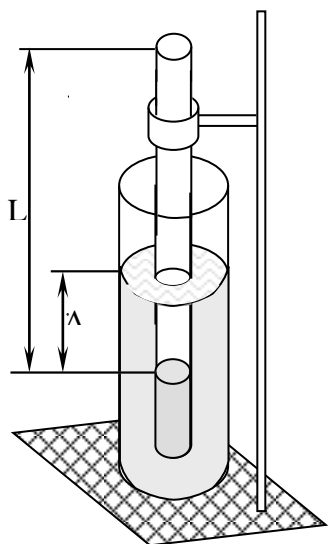


Рис.1

1. Спочатку визначити добуток PL повітря в сухій сляній трубці, запаяній з одного кінця. Для цього виміряти лінійкою довжину трубки (L) від запаяного кінця до отвору в мм.

2. Взяти значення показу барометра H в мм рт. ст. та прирівняти його до значення тиску: $P=H$

3. Обрахувати добуток PL , помноживши P величину на L . **ДОБУТОК PL ПОВІТРЯ ТРУБКИ СЛУГУВАТИМЕ ТОЧКОЮ ВІДЛІКУ (теоретичним значенням закону PL (теор))**

4. Наповнити високий циліндр до мітки 250 мл водою з-під крану. Циліндр розмістити на основі штативу.

5. В лапці штативу вертикально закріпити скляну трубку запаяним кінцем вгору.

6. Занурити трубку на максимальну глибину в циліндр з водою, виміряти міліметровою лінійкою висоту стовпчика повітря L і різницю

рівнів води в трубці і посудині Δh (рис.1).

7. Перетискаючи затискач з муфтою вздовж штативу, зняти 4-6 вимірів висоти стовпчика повітря L і відповідні їм різниці рівнів води в трубці й посудині Δh .

8. Визначити за барометром атмосферний тиск H (у мм рт. ст.). Обчислити значення тисків $P=H + \Delta h/13.6$

9. Обчислити значення добутків PL (практ). Провести обробку результатів.

10. Побудувати графік в системі координат (PL , P) тобто графік $PL=f(P)$, що повинно підтвердити закон: $PV=\text{const}$.

11. Обрахувати відносну похибку дослідження за формулою:

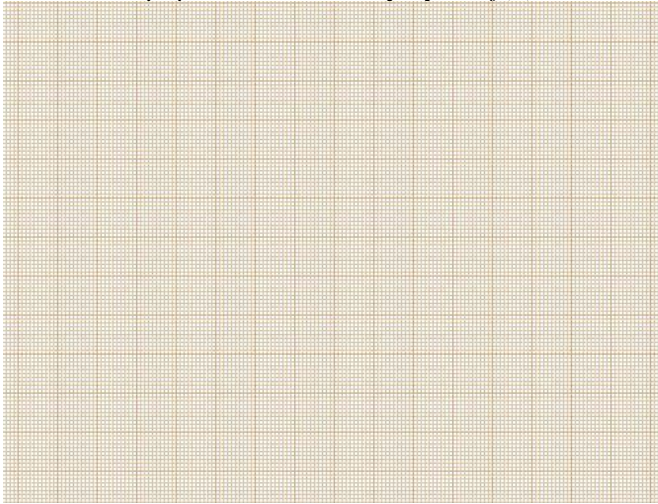
$$\delta = \pm \frac{(PL_{теор} - PL_{практ})}{PL_{теор}} \cdot 100\%$$

12. Зазначити висновок роботи.

13. **Дайте відповідь на проблемні питання:** а) чому сляну трубку при вимірванні потрібно закріплювати в штативі, а не тримати її в руці?

б) чи впливає діаметр трубки (площа поперечного перерізу S) на результат дослідження? Відповідь поясніть на прикладі капілярних явищ у природі.

Графік залежності добутку $PL=f(P)$



Таблиця 1. Експериментальні дані

№ п/п	L	Δh	P	PL

ФІЗИЧНИЙ МЕТОД:

1. Виміряйте барометром атмосферний тиск H (у **кПа**). (Під таким тиском перебуває повітря в трубці до її занурення у воду.)
2. Занурити трубку на максимальну глибину в циліндр з водою, виміряти міліметровою лінійкою висоту стовпчика повітря L (у **метрах**) і різницю рівнів води в трубці і посудині Δh (у **метрах**) (так само, як в попередньому досліді)
3. Обчислити гідростатичний тиск (p) у трубці за формулою: $p = \rho \cdot g \cdot \Delta h$. Де – ρ – густина води, 1000 кг/м^3 ; g – прискорення вільного падіння, $9,8 \text{ м/с}^2$; Δh – різниця рівнів води, м.
4. Обрахувати загальний тиск газу у трубці: $P = (H + p)$.
5. Обрахувати добуток PL .
6. Порівняти одержані результати з хімічним способом обрахунків.

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
2. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Мисіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Навч. Посібник. Рівне: НУВГП, 2016. 164 с.

Додаткова:

1. Костржицький А.І., Калінков О.Ю., Тищенко В.М., Берегова О.М. Фізична та колоїдна хімія. Навч. пос. К.: Центр учбової літератури, 2008. 496 с.
2. Яцимирський В.К. Фізична хімія. К.: Перун, 2007. 512 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 2

Тема: визначення молярної маси легкої рідини

Мета: визначити молярну масу легкої рідини за рівнянням Менделєєва - Клапейрона.

Основні поняття: поняття молярної маси речовини, рівняння Менделєєва – Клапейрона; рідини, легкої рідини.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обчислень формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні питання:

1. Що таке молярна маса речовини і в яких одиницях вона вимірюється?
2. Які речовини називаються легкими?
3. Пояснити суть рівняння Менделєєва – Клапейрона. Поняття газової сталої. В яких одиницях вона вимірюється?
4. Як можна визначити молярну масу легкої речовини використовуючи рівняння Менделєєва – Клапейрона?
5. Де доцільно на практиці використовувати даний метод?

Теоретичні відомості

При невисоких температурах та наближених до стандартного тисках для реальних газів та парів можна використовувати рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва - Клапейрона), яке для n моль газу має вигляд:

$$PV = nRT, \quad (1)$$

де P, V, T – відповідно тиск, об'єм та температура газу, а R – універсальна газова стала.

Враховуючи те, що $n = m/M$, де m - маса пари, а M – молярна маса речовини, рівняння (1.1) можна записати як:

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad (2)$$

Маса речовини не залежить від її агрегатного стану, тому за рівнянням (2) можна експериментально визначити молярну масу легкої рідини, якщо її відому масу перевести в пару та виміряти тиск, об'єм та температуру утвореної пари. Формула для розрахунку молярної маси матиме вигляд:

$$M = \frac{mRT}{PV} \quad (3)$$

Прилади і матеріали: прилад для визначення молярної маси легких рідин, електроплитка, електронні ваги, два штативи з лапками, евідіометр, невеликий флакон для спирту, етанол.

Інструкція до виконання роботи:

1. Поставити один із штативів на стіл, на основу штативу поставити електроплитку.
2. В хімічний стакан на 250 мл налити близько 150 мл води з-під крану та поставити його на електроплитку (водяна баня).
3. В лапці штативу закріпити пробірку 1 та занурити її у водяну баню так, щоб пробірка не торкалася дна стакану.
4. У кристалізатор налити води трохи більше половини об'єму посудини та поставити його на основу другого штативу.
5. В евдіометр (циліндр з вузьким горлом на 100 мл) налити до країв води з-під крану. Отвір евдіометра закрити скляною пластиною, обережно перевернути його догори дном та занурити у воду кристалізатора.

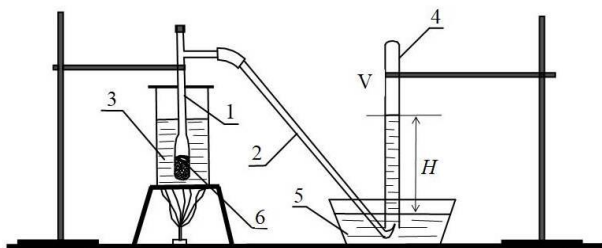


Рис. 2. Схема приладу для вимірювання молярної маси леткої рідини

1. Пробірка з носиком та корком;
 2. Газовідвідна трубка;
 3. Водяна баня;
 4. Евдіометр;
 5. Кристалізатор з водою;
 6. Досліджувана рідина.
6. Евдіометр підняти на висоту максимальну до поверхні води та закріпити його в лапці штативу, як це показано на рис. 2.
7. На електронних терезах зважити $1 - 1,5$ г досліджуваної рідини (наприклад, етанолу) в скляному флаконі.
8. Обережно налити спирт у пробірку 1 та швидко закрити її гумовим корком.
9. Кінець газовідвідної трубки занурити під отвір евдіометра (рис.2).
10. Вмикнути електроплитку на нагрів. Повітря в колбі починає нагріватись, розширюватись і виходити бульбашками з газовідвідної трубки у евдіометр. Після того, коли вода у водяній бані закипить і бульбашки повітря припинять виділятися, температура приладу не буде змінюватися.
- У пробірці рідина закипить та почне випаровуватися, її пара витіснить повітря в евдіометр, за допомогою якого визначається об'єм газу V . Об'єм витісненого повітря відповідає об'єму, який би займала пара досліджуваної рідини, маючи такі самі температуру та тиск, за яких перебуває повітря в евдіометрі.

11. Коли витіснення повітря припиняється, експеримент закінчується. Після цього **ОБОВ'ЯЗКОВО** потрібно вимкнути електроплитку та зняти пробку пробірки 1, інакше внаслідок охолодження в ній створиться розрідження і в неї потрапить вода, що може призвести до руйнування пробірки.

12. Визначити температуру експерименту. Для цього занурити термометр у кристалізатор з водою та зафіксувати температуру. Дані записати до таблиці 3.

13. Виміряти об'єм повітря в евдіометрі V та різницю рівнів води H в евдіометрі і ванні (виміряти лінійкою) (рис. 2). Щоб виміряти H потрібно лінійкою поміряти величину від початку води в евдіометрі до поверхні води в кристалізаторі.

14. Обчислити молярну масу рідини за рівнянням (3), враховуючи те, що:

$$R = \frac{760 \cdot 22400}{273} \approx 62400 \text{ (мм рт.ст.}\cdot\text{см}^3\text{)/(моль}\cdot\text{К)};$$

T – температура повітря в евдіометрі, яку приймають рівною температурі в лабораторії, °C;

P – тиск повітря в евдіометрі, який визначають за рівнянням:

$$P = P_{\text{бар.}} - \frac{H}{13,6} - B \quad (4)$$

де $P_{\text{бар.}}$ – барометричний (атмосферний) тиск, мм рт. ст.; H – різниця рівнів води в евдіометрі та у ванні 5, 13,6 – відношення густини Hg до густини H_2O ; B – тиск насиченої водяної пари при температурі досліджуваної рідини, який визначається за табл. 2., мм рт. ст.; V – об'єм повітря в евдіометрі, см^3 .

15. Обрахувати експериментальну молярну масу леткої рідини.

16. Одержані експериментальні дані занести до таблиці 3 та обрахувати відносну похибку за формулою:

$$\delta = \frac{M_{\text{теор.}} - M_{\text{пр.}}}{M_{\text{теор.}}} \cdot 100\%$$

17. Зазначити висновок експериментальної роботи.

Таблиця 2. Тиск насиченої водяної пари при різних температурах

$t, ^\circ\text{C}$	18	19	20	21	22	23	24	25
$B, \text{ мм рт. ст.}$	15,5	16,5	17,5	18,7	19,8	21,1	22,4	23,7

Таблиця 3. Експериментальні дані

1	Досліджувана рідина:	$M_{\text{теор.}} =$ (г/моль)
2	Дані експерименту: маса рідини	$m =$ (г)
3	Температура повітря в евдіометрі	$T =$ ($^\circ\text{C}$)

4	Атмосферний тиск	$P_{бар.} =$ (мм рт. ст.)
5	Об'єм повітря в евдіометрі	$V =$ см ³ ;
6	Різниця рівнів води	$H =$ мм;
7	Тиск насиченої водяної пари	$B =$ (мм рт. ст.)
8	Розрахунок тиску повітря в евдіометрі за (4):	$P =$ (мм рт. ст.)
9	Розрахунок експериментального значення молярної маси легкої рідини (результат скорочується до цілого числа):	$M_{експ.} =$ (г/моль)
10	Визначення відносної похибки експерименту:	$\delta =$ %.

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
2. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.
2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 3

Тема: визначення молекулярної маси та густини газу методом відкачування

Мета: ознайомлення з одним із методів визначення молекулярної маси і густини газу.

Основні поняття: поняття молярної маси речовини, рівняння Менделєєва – Клапейрона; реальні гази; розчинність газів у рідині; закони Дальтона, Генрі та Сеченова; дифузія та ефузія газів; закон Грехема; відносна густина газів та методи її визначення.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обчислень формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні запитання:

1. Перший закон Дальтона та його наслідки.
2. Закони, що описують розчинність газів: другий закон Дальтона, закон Генрі та закон Сеченова.
3. Дифузія та ефузія газів. Закон дифузії (ефузії) газів Грехема.
4. Основи МКТ. Швидкість руху молекул.
5. Як теоретично розрахувати молекулярну масу суміші газів?
6. Що таке відносна густина газу і як її можна визначити експериментально?
7. Виведіть розрахункову формулу для визначення молярної маси, яка використовується у даній роботі.
8. Чому молярну масу газу не можна визначити безпосередньо, використовуючи рівняння Менделєєва-Клапейрона?
9. У чому суть методу відкачування для визначення молярної маси газу?

Теоретичні відомості

Молекулярною (молярною) масою називається маса одного моля речовини. В одиницях СІ ця величина вимірюється у кілограмах на моль. Моль - кількість речовини, яка містить стільки ж структурних елементів (молекул, атомів і т.д.), скільки атомів міститься в ізотопі C^{12} масою 0,012 кг. Молярну масу газу можна визначити з рівняння газового стану.

За не дуже високих тисків, але досить високих температур газ можна вважати ідеальним. Стан такого газу описується рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad (1)$$

- де **P** - тиск газу;
V - об'єм газу;
m - маса газу;

M - молярна маса;

R = 8,31 Дж/(моль·К) – універсальна газова стала;

T – абсолютна температура газу.

З рівняння (1) можна одержати формулу для молярної маси газу:

$$M = \frac{mRT}{PV} \quad (2)$$

Якщо вимірювання тиску **P**, об'єму **V**, температури **T** газу, які входять до формули (2), не викликало особливих труднощів, то визначення маси газу виконати практично неможливо, тому що газ можна зважити тільки разом з колбою, в якій він знаходиться. Існує інший спосіб визначення **M**, який дозволяє виключити невідоме значення маси колби **m₀**.

Нехай у колбі об'ємом **V** перебував газ масою **m** під тиском **P₁** і за температури **T**. Рівняння стану (1) для цього газу має вигляд:

$$P_1V = \frac{m_1}{M} RT \quad (3)$$

Відкачаємо частину газу з колби, не змінюючи його температури. Після відкачування маса газу, що залишився у колбі, та його тиск зменшуються. Позначимо їх відповідно **m₂** та **P₂** і знову запишемо рівняння стану:

$$P_2V = \frac{m_2}{M} RT \quad (4)$$

З рівнянь (2) та (4) одержуємо:

$$M = \frac{m_1 - m_2}{P_1 - P_2} \frac{RT}{V} \quad (5)$$

Позначимо масу колби через **m** тоді маса колби з повітрям буде **m₁' = m + m₁** при атмосферному тиску **P₁**. Коли відкачати повітря до тиску **P₂**, то маса колби з розрідженим повітрям буде **m₂' = m + m₂**. Тоді **m₁' - m₂' = m + m₁ - m + m₂ = m₁ + m₂**. І оскільки вакуумметр, що використовується в даній роботі, показує різницю тиску між атмосферним **P₁** та тиском **P₂** всередині колби **P = P₁ - P₂**, то (5) можна переписати

$$M = \frac{m'_1 - m'_2}{P} \frac{RT}{V} \quad (6)$$

Одержана формула (6) дає можливість визначити **M**, якщо відома зміна маси газу (але не сама маса), а також зміна тиску, температура та об'єм газу. У даній роботі досліджуваним газом є повітря, яке являє собою, як відомо, суміш азоту, кисню, аргону та інших газів.

Формула (6) придатна і для визначення **M** суміші газів. Знайдене у цьому випадку значення **M** являє собою деяку середню або ефективну молярну масу суміші газів. Молярна маса суміші **n** газів може бути розрахована й теоретично, якщо відомий масовий процентний вміст та молярна маса кожного з газів, який входить до складу суміші, за формулою

$$M = \frac{1}{\omega_1 \frac{1}{M_1} + \omega_2 \frac{1}{M_2} + \dots + \omega_n \frac{1}{M_n}} \quad (7)$$

де, $\omega_1, \omega_2, \omega_n$ - відносний вміст кожного газу; M_1, M_2, M_n - молярні маси газів.

Якщо відома молярна маса газу, то можна легко визначити ще одну важливу характеристику газу - його густину ρ . Густина газу - це маса одиниці об'єму газу:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (8)$$

Визначивши $\frac{m}{V}$ з рівняння Менделєєва-Клапейрона, одержимо

$$\rho = \frac{PM}{RT} \quad (9)$$

Густину суміші газів можна обчислити за формулою (9), розуміючи під M ефективну молярну масу суміші.

Прилади і матеріали: експериментальна установка для визначення молекулярної маси газів, манометр, насос або великий шприц, електронні ваги.

Інструкція до виконання роботи:

Для визначення молекулярної маси повітря призначена експериментальна установка загальний вигляд якої зображений на рис.3.

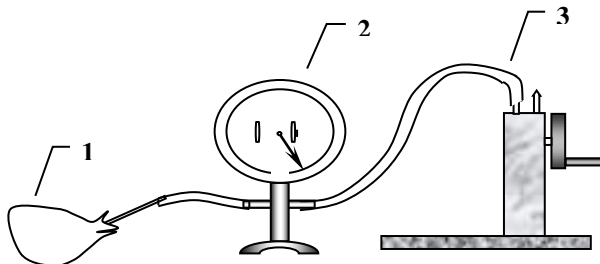


Рис. 3. Схема установки для визначення молярної маси повітря методом відкачування

1. Посудина з газом; 2. Манометр; 3. Вакуумний насос

1. Визначити масу m_1' колби з повітрям за атмосферного тиску, зваживши її на терезах з відкритим краном. Дані занести до таблиці 4.

2. З'єднати кінець гумової трубки із краном корка колби та відкачати за допомогою насоса повітря з колби, до позначки манометра 0,2 та записати покази манометра (ціна поділки $1 \text{ кгс/см}^2 = 98,06 \text{ кПа}$). Закрити кран на виході колби.

3. Визначити масу m_2' колби з розрідженим повітрям.

4. Потім відкрити кран, запустити в колбу нову дозу повітря та знову зважити (з метою перевірки зміни маси). Відкачати насосом газ до позначки

манометра 0,4, закрити кран та знову зважити колбу на терезах. Дані записати до таблиці 4.

5. Повторити процедуру вимірювання для показів манометра 0,2; 0,4; 0,5 та 0,6.

6. Виміряти температуру T в лабораторії.

7. За формулами (6) для кожного досліду визначити $M(\text{практ})$ повітря.

8. За формулою (9) обчислити для кожного досліду густину ρ повітря, використовуючи знайдене значення молярної маси $M(\text{практ})$. Результати вимірювань та обчислень занести до звітної таблиці 4.

9. За формулою (7) обчислити $M(\text{теор})$ повітря, використавши масовий вміст (у частках від одиниці) газів, що входять до його складу. Порівняти отримані результати молярної маси повітря з теоретичною величиною (29 г/моль).

10. Оцінити похибку результатів вимірювань:

$$\delta = \frac{M_{\text{теор}} - M_{\text{пр}}}{M_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

11. Зазначити висновок роботи.

Вміст і концентрація газів (у відсотках) у сухому повітрі за температури 0 °C і атмосферного тиску 760 мм рт. ст.

Газ	Вміст, %		Концентрація, мг/м ³
	За об'ємом	За вагою	
Азот	78,09	75,51	976 300
Кисень	20,95	23,15	299 300
Аргон	0,93	1,28	16 550
Діоксид вуглецю	0,03	0,046	591
Неон	0,0018	0,00125	16,2
Гелій	0,00052	0,000072	0,9

Таблиця 4. Експериментальні дані

№ досліду	m_1 , г	m_2 , г	$m_1 - m_2$, г	M , г/моль	ρ , г/см ³
1					
2					
3					
4					

5					
---	--	--	--	--	--

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

2. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 4

Тема: визначення рефракції і перевірка правила адитивності

Мета: визначити показники заломлення розчинів з різною масовою часткою розчиненої речовини; навчитися розраховувати величину рефракції і використовувати її для встановлення структури речовини.

Основні поняття: рефракція речовин: атомна та молекулярна рефракції; правило адитивності Кея; рівняння Лоренца-Лорентца.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.

2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні питання:

1. Що таке рефракція і як вона визначається?
2. Зв'язок показника заломлення та рефракції від діелектричного середовища, молярної поляризації середовища та радіуса молекул.
3. Запишіть і дайте пояснення формулі Лоренца - Лорентца?
4. Адитивність. Правило адитивності Кея.
5. Що таке рефрактометр? Його типи. Застосування.
6. Де використовується метод рефрактометрії?

Теоретичні відомості

Електричне поле, в яке поміщена речовина, певним чином впливає на молекули, атоми, електрони. В зовнішньому електричному полі відбувається орієнтація полярних молекул відповідно до напрямку поля (орієнтаційна поляризація), зміщення атомів у молекулі (атомна поляризація) і зміщення електронів відносно ядер атомів (електронна поляризація).

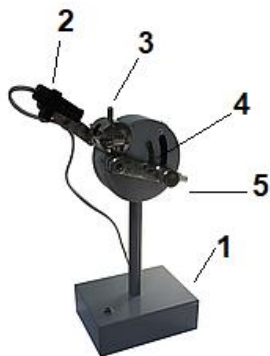
Видиме світло, що являє собою електромагнітні коливання, також спричинює поляризацію. Проте внаслідок відносно малої потужності магнітного поля у видимій частині спектру світла і високої його частоти (порядку 10^{14} Гц) атоми і молекули не встигають переміщуватися; відбувається лише електронна поляризація. Електронна поляризація 1 моль речовини дорівнює мольній рефракції R_m і розраховується за формулою Лоренца-Лорентца:

$$R_m = \frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \times \frac{M}{\rho}, \quad (1)$$

де n - показник заломлення світла; ρ - густина речовини, г/см³; M - молярна маса.

Щоб визначити рефракцію речовини, рефрактометром вимірюють її показник заломлення, а пікнометром – густину.

Прилади і матеріали: рефрактометр, пікнометр, ваги, розчини різної концентрації.



Інструкція до виконання роботи:

Рис. 4. Зовнішня будова рефрактометра Аббе

1. Основа рефрактометра;
2. Джерело світла (лампа);
3. Система робочих призми;
4. Шкала рефрактометра;

5. Рухомий об'єктив.

1. Спочатку приготувати розчини цукру у воді з масовими частками цукру 5, 10, 15 та 20%. Для цього потрібно зважити відповідну масу цукру в стаканчику на терезах, розчинити його у мінімальній кількості води; кількісно перенести розчин у мірну колбу на 50 мл та долити води до мітки дистиллятом. Розчин у колбу перемішати.

2. Виміряти густину розчинів за допомогою пікнометра. **Пікнометр** – це прилад для вимірювання густини розчинів, який складається з мірної колби на 25 мл зі шліфом та скляним корком.

3. Спочатку зважити сухий пікнометр, потім заповнити його до мітки дистильованою водою і повторно зважити. Аналогічно проробити це з досліджуваною рідиною. Густини розчинів ρ обчислити за формулою:

$$\rho = \frac{m_2 - m_0}{m_1 - m_0} \times \rho_{H_2O} \quad (2)$$

де m_0 , m_1 , m_2 – відповідно маса порожнього пікнометра, пікнометра з водою і з досліджуваною рідиною.

Знаючи, що пікнометр належить до мірного посуду II класу, густину води та розчинів можна розрахувати за спрощеною формулою:

$$\rho = \frac{m_{\text{розчину}} - m_{\text{пікнометра}}}{25} \quad (3)$$

Результати вимірів занести в табл. 5.

4. Вмикнути рефрактометр в електромережу та вмикнути джерело світла (2). Відрегулювати світло так, що воно всітило на отвір берхньої призми (3).

5. Відкрити систему робочих призм (3), промити обидві призми (верхню і нижню) дистильованою водою та протерти їх насухо шматочками фільтрувального паперу. Процедуру повторити декілька разів.

6. Для перевірки правильної роботи рефрактометра спочатку виміряти показник заломлення дистильованої води, який **при 20 °С має значення 1,3333**. Для цього на нижню призму капають декілька краплин дистильованої води за допомогою піпетки, закривають систему робочих призм (3) та дивляться у об'єктив (5), рухаючи його по шкалі рефрактометра (4) вгору або вниз до того моменту, доки світла та темна полоси, які видно у рефрактометрі при повороті внутрішніх призм, не співпадуть на одній лінії. Зліва у об'єктив видно показник заломлення на шкалі, а з права – має бути масова частка розчиненої речовини. На самому ж об'єктиві можна відрегулювати чіткість, рухаючи коліщатко об'єктиву вліво чи вправо.

7. Після перевірки рефрактометра, відкрити призми та протерти обидві призми рефрактометра фільтрувальним папером, промити дистильованою водою, а потім ретельно висушити призми фільтрувальним папером (протирати так, щоб не залишалось ворсинок паперу на призмах). Одержане значення показника заломлення для води записати у таблицю 5.

8. Далі нанести на нижню призму декілька краплин досліджуваного розчину цукру, починаючи з найменшої концентрації. Закрити призми та дивлячись у

об'єктив, зрушити його за допомогою ручки по шкалі вверх щоб темна і світла фази зійшлися на одній лінії. Записати дані показника заломлення розчину до таблиці 5.

9. Далі відкрити призми, промити їх дистиллятом та добре висушити.

10. Аналогічним способом виміряти показники заломлення інших розчинів. Кожного разу змінюючи розчин, обидві призми промивати дистиллятом та висушувати їх папером.

11. Якщо температура у лабораторії відрізняється від 20 °С, то потрібно перерахувати показник заломлення за формулою: $n = n^{20} + (20 - t) \cdot 0,002$

12. Дані всіх показників заломлення записати до таблиці 5.

13. Побудувати графік залежності показника заломлення від масової частки розчиненої речовини ($n = f(\omega)$).

14. За **формулою 1** (рівняння Лоренца – Лорентца) обрахувати експериментальні молярні рефракції ($R_m(\text{пр})$), для води та розчинів цукру. Одержані дані занести до таблиці 5.

Таблиця 5. Показник заломлення і густина розчинів

Масова частка розчиненої речовини, $w, \%$	0	5	10	15	20
Показник заломлення, n					
Маса пікнометра з рідиною, z					
Густина рідини ρ , z/cm^3					
Рефракція за формулою Лоренца-Лорентца					
Молярна рефракція, виміряна за правилом адитивності Кея					

15. Побудувати графік залежності молярної рефракції від масової частки розчиненої речовини ($R_m = f(\omega)$).

16. Знайти середнє значення молекулярної рефракції ($R_m(\text{пр})$) для цукру за формулою:

$$R_m = \frac{R_{m1} + R_{m2} + R_{m3} + R_{m4}}{4} \quad (3)$$

17. За формулою Лоренца – Лорентца (**формула 1**) розрахувати $R_m(\text{теор})$, використавши значення відповідних густин та показників заломлення розчинів цукру (табл. 6).

Таблиця 6. Густини водних розчинів цукру та показники заломлення при 20 °С

Масова частка цукру,	Густина розчину, z/cm^3	Показник заломлення
----------------------	---------------------------	---------------------

%		
5	1,018	1,3402
10	1,038	1,3478
15	1,059	1,3557
20	1,081	1,3638
25	1,103	1,3723
30	1,127	1,3811

18. Розрахувати середнє значення молекулярної рефракції ($R_m(\text{теор})$) за формулою 3.

19. Також порахувати молярні рефракції води та цукру за правилом адитивності Кея ($R_m(\text{теор})$), використавши дані таблиці 7.

20. Порівняти одержані результати та обрахувати відносну похибку:

$$\delta = \frac{R_m(\text{теор}) - R_m(\text{np})}{R_m(\text{теор})} \cdot 100\%$$

21. Зробити висновок роботи.

Таблиця 7. Атомні рефракції.

Атом	R см ³ /моль	Атом	R см ³ /моль
Нітроген:		Нітрогрупа в	
первинні аліфатичні аміни.....	2,322	нітроарилах.....	7,300
вторинні аліфатичні аміни.....	2,502	Бром.....	8,865
третинні аліфатичні аміни	2,840	Гідроген.....	1,100
первинні ароматичні аміни.....	3,213	Оксиген:	
нітрили.....	3,118	гідроксильний...	1,525
іміди.....	3,776	карбонільний....	2,211
в аміаці.....	2,480	в етерах.....	1,643
Нітрогрупа в алкілнітратах	7,590	Сульфур в R - SH	7,690
		Карбон.....	2,418
		СН ₂ - група.....	4,618
		Флуор.....	0,997
		Хлор.....	5,967
		-при карбонілі	6,336

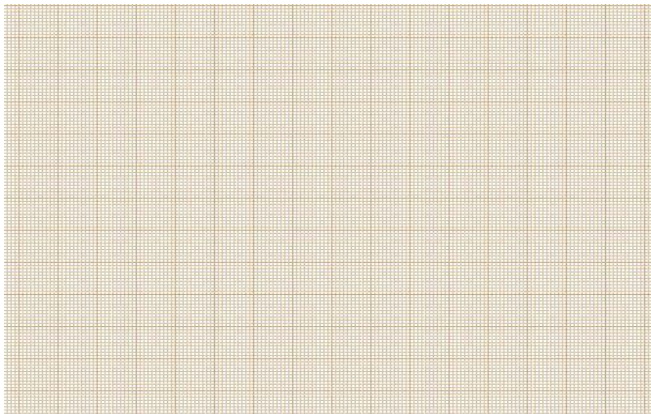
Таблиця 7 (продовження). Рефракції зв'язків.

Зв'язок	R, см ³ /моль	Зв'язок	R, см ³ /моль
Подвійний зв'язок...	1,733	Чотиричленний цикл	0,460
Потрійний зв'язок ..	2,398	Цикли С8 - С15	-0,550
Тричленний цикл.....	0,710		

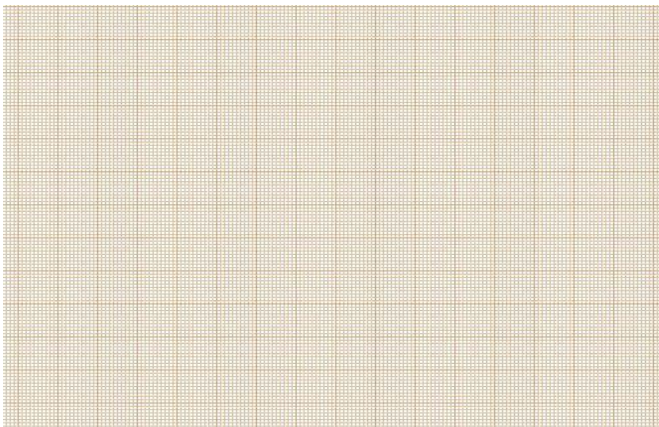
22. Визначити вміст (у %) цукристих речовин за допомогою рефрактометра в солодкому напої, чаї чи соку (за вказівкою викладача). Записати одержані дані до лабораторного журналу:

РОЗЧИНИ ЦУКРУ ЗБЕРЕГТИ ДЛЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ № 5.

Графік залежності показника заломлення від масової частки розчиненої речовини



Графік залежності молярної рефракції від масової частки розчиненої речовини



Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

2. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 5

Тема: в'язкість рідин

Мета: навчитися вимірювати динамічну в'язкість розчинів та будувати графіки.

Основні поняття: рідкий стан речовини; в'язкість рідин; коефіцієнт в'язкості; рівняння Ньютонна.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні питання:

1. Агрегатні стани речовини: рідкий агрегатний стан.
2. Основні класифікації рідин.
3. Основні фізичні характеристики рідини: поверхневий натяг та тиск насиченої пари.
4. Що розуміють під в'язкістю рідин?

5. Як обраховується коефіцієнт в'язкості? Як впливає сила тертя на коефіцієнт в'язкості? Рівняння Ньютона.

6. Види віскозиметрів. Детально охарактеризуйте віскозиметр Оствальда і методику роботи з ним.

7. Що спричиняє в'язкість рідини з погляду мікроскопічних уявлень?

8. Де на практиці використовується визначення в'язкості віскозиметром Оствальда?

Теоретичні відомості

В'язкістю або внутрішнім тертям називається здатність рідин чинити опір переміщенню одних шарів відносно інших. Сила тертя F між шарами прямо пропорційна площі поверхні S і перепаду (градієнту) швидкості:

$$F = \eta S \frac{dv}{dx}, \quad (1)$$

де η (ета) – коефіцієнт внутрішнього тертя, коефіцієнт в'язкості або динамічна в'язкість.

Якщо $S=1 \text{ м}^2$, $dv/dx=1$, то $\eta=F$. Розмірність коефіцієнта в'язкості:

$$[\eta] = \left[\frac{F}{S \frac{dv}{dx}} \right] = \text{Н} \times \text{с} / \text{м}^2.$$

Одиницею в'язкості є пуаз [Пз]. Один пуаз відповідає в'язкості рідини, якщо при дії сили $0,1 \text{ Н}$ на м^2 поверхні рідини підтримується градієнт швидкості 1 м/с . Тобто $1 \text{ Пз} = 0,1 \text{ Н} \times \text{с} / \text{м}^2$. Для малов'язких рідин користуються величиною в 100 разів меншою – сантипуазом (скорочено сПз).

На практиці частіше визначають в'язкість відносним методом, використовуючи капілярний віскозиметр Оствальда. Існує декілька модифікацій такого віскозиметра, але головною частиною кожного з них є капіляр, по якому з резервуару вільно витікає рідина. Час витікання рідини пропорційний її в'язкості. Спочатку визначають час за який витікає стандартна рідина, прийнята за еталон, наприклад дистильована вода, потім – досліджуваній розчин.

Враховуючи, що рідина витікає тим швидше чим більша її густина, будемо вважати, що: Еталонна рідина з в'язкістю η_0 витікає за час τ_0 , густина ρ_0

Досліджувана рідина з в'язкістю η_1 витікає за час τ_1 , густина ρ_1

З цього судження випливає співвідношення

$$\eta_1 = \eta_0 \frac{\tau_1 \rho_1}{\tau_0 \rho_0} \quad (2)$$

Величина

$$\frac{\eta_0}{\tau_0 \rho_0} = k = \text{const} \quad (3)$$

є сталою для даного віскозиметра.

Звідси робоча формула для визначення в'язкості має вигляд:

$$\eta_1 = k\tau_1\rho_1 \quad (4)$$

де k – стала віскозиметра; τ_1 – час витікання розчину, с; ρ_1 – густина розчину, г/см³.

Прилади і матеріали: віскозиметр, секундомір, розчини цукру різної масової частки.

Інструкція до виконання роботи:

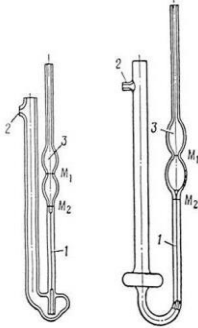


Рис. 5. Віскозиметр Оствальда.

1. Визначити температуру повітря (в °С).
2. Перед початком роботи віскозиметр промити водою з содою і прополоскати дистильованою водою (до нейтральної реакції – перевірити індикаторним папірцем).
3. У резервуар 2 віскозиметра налити дистильовану воду.
4. Гумовою грушою до мітки 3 заповнити водою. Секундоміром визначити час за який вода вільно витече з резервуару з M_1 до M_2 . Результати вимірів занести в табл. 8.
5. Обрахувати сталу віскозиметра за формулою 3. Дані в'язкості води використати з таблиці 7

(при температурі дослідів).

Густину розчинів цукру виміряти за допомогою пікнометра (**як в лабораторній роботі № 4**)

6. Вилити із віскозиметра воду та промити його досліджуваним розчином (починаючи з найменшої концентрації).
7. Налити досліджуваний розчин у резервуар 2. Грушою набрати розчин до мітки 3 та визначити час за який розчин вільно витече з резервуару з M_1 до M_2 . Результати вимірів занести в табл. 7.
8. Виміряти час витікання всіх розчинів цукру, починаючи з концентрації 5 %. Одержані дані занести до таблиці 8.
9. Розрахувати в'язкості розчинів цукру за формулою 4. Одержані дані занести до таблиці 8.
10. Побудувати графік залежності коефіцієнта в'язкості від концентрації розчиненої речовини.
11. Провести обрахунок теоретичного коефіцієнта в'язкості розчинів цукру, використавши довідникову таблицю 6 (лабораторна робота № 4) густини розчинів за різної температури за формулою 4.
12. Порівняти одержані дані з експериментальними дослідженнями. Обрахувати відносну похибку:

$$\delta = \frac{\eta(\text{теор}) - \eta(\text{пр})}{\eta(\text{теор})} \cdot 100\%$$

13. Зробити висновки роботи.

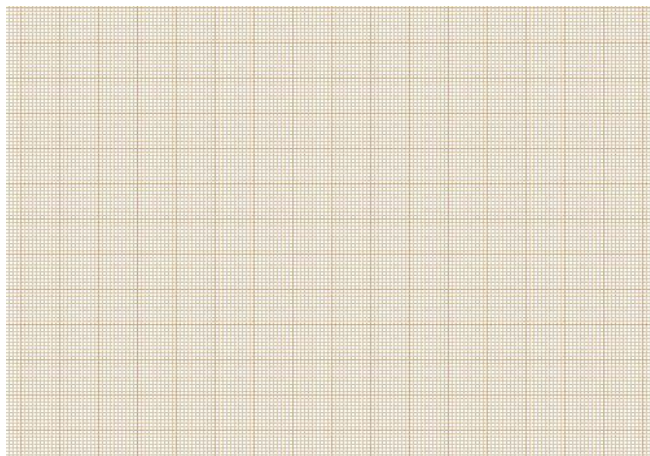
Таблиця 7. В'язкість води при різних температурах

$t, ^\circ\text{C}$	16	18	20	22	24
$\eta, \text{сПз}$	1,108	1,053	1,002	0,955	0,911

Таблиця 8. В'язкість водних розчинів

№	Час витікання $t, \text{с}$	Густина $\rho, \text{г/см}^3$	Коефіцієнт в'язкості $\eta, \text{сПз}$
Вода			
Розчин 1			
Розчин 2			
Розчин 3			
Розчин 4			
Розчин 5			

Графік залежності в'язкості рідини від масової частки розчиненої речовини.



Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
2. Каргель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.
2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

ДОСЛІДИ З ПЛАЗМОЮ

Контрольні питання:

1. Агрегатні стани речовини: стан плазми.
2. Основні класифікації плазми.
3. Властивості плазми.
4. Використання плазми.

Обладнання та реактиви: п'єзоелемент газової запальнички, ртутні лампи різного розміру, індієві напівпровідникові лампи, лампа із спіраллю розжарення, плазма – лампа (типу котушки Тесла), мідний дріт, металічна монетка, вата, пінцет та борний ефір.

Інструкція до виконання роботи:

ДЛЯ ДЕМОНСТРАЦІЇ ДОСЛІДІВ НА ПЛАЗМУ НЕОБХІДНЕ ЗАТЕМНЕНЕ ПРИМІЩЕННЯ

В якості джерела плазми (низькотемпературної та газорозрядної) використано п'єзоелемент на основі ітрієвого гранату добутий із газової запальнички та плазма – лампа.

I. Досліди з п'єзоелементом

1. Візьміть ртутну лампу (довгу чи спіральну) за скло та, нажимаючи на кнопку п'єзоелемента запальнички, вдарте декілька разів по її основі іскрою п'єзоелемента. Що спостерігаємо?
2. Проведіть ту ж процедуру з індієвою лампою. Чи однаковий результат?
3. Вдарте декілька разів іскрою по цоколю вольфрамової лампи, тримаючи її за скло іскрою п'єзоелемента. Чи відрізняється ця плазма від попередніх?

II. Досліди із плазма – лампою

1. Увімкніть плазма – лампу в електромережу. Що спостерігається? Піднесіть до увімкненої лампи руку. Чи змінюється плазмовий ефект?
2. Піднесіть вухо до плазма – лампи. Чи чути тріск? Понюхайте скло лампи. Чи відчувається запах? Чому це відбувається?
3. Покладіть на поверхню лампи монету та піднесіть до лампи індієву чи вольфрамову лампу. Чи помітні якісь зміни? Заберіть монету та повторіть процедуру без неї. Чи змінюється можливість передачі енергії в даному випадку?
4. Піднесіть до лампи почергово спіральну ртутну лампу, а потім довгу пряму. Чи відбувається щось в даному випадку? Спробуйте плавно відвести будь – яку з цих ламп на певну відстань. Чи змінюється ефект?
5. Піднесіть ртутну лампу до плазми і торкніться до плазмової кулі рукою. Чи відбуваються зміни із ртутною лампою?
6. Тримаючи довгу ртутну лампу однією рукою, а другою доторкніться до плазма – лампи. Що спостерігається? Попросіть когось провести по ртутній лампі рукою від вашої руки до іншого кінця ртутної лампи. Що відбувається у даному випадку?
7. Піднесіть до плазма – лампи шматок мідного дроту. Чи помітно іскри?
9. Покладіть на скло плазма – лампи монетку (наприклад п'ять копійок) і піднесіть до поверхні монетки дріт. Чи посилюються іскри?
9. Змочіть шматок вати борним ефіром (або етанолом) та, тримаючи ватку пінцетом, плавно порухайте нею над монеткою. Що відбувається?

У висновках зазначити відповідні спостереження, надавши коротку письмову відповідь на поставлені запитання вище.

Висновки:

Лабораторна робота № 6

Тема: розв'язування задач із теми «агрегатний стан речовини»

Мета: навчитися розв'язувати типові задачі з модулю.

Основні поняття: хімічні формули, хімічні рівняння, розрахункові задачі.

План заняття:

1. Організаційний момент.
2. Тестовий контроль знань здобувачів вищої освіти.
3. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи.
4. Розв'язування розрахункових задач.

Газові закони

Задача 1. За $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ та тиску $1,19 \cdot 10^5\text{ Н/м}^2$, 28 г азоту займає об'єм 19 л. Який об'єм буде займати газ за нормальних умов?

Задача 2. Об'єм газу за температури $-27\text{ }^{\circ}\text{C}$ дорівнює 250 мл. Визначити об'єм газу за температури $273\text{ }^{\circ}\text{C}$. Тиск вважати постійним.

Задача 3. За $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиску $0,99 \cdot 10^5\text{ Н/м}^2$ деяка кількість газу займає об'єм 125 мл. Визначити, який об'єм займає ця ж кількість газу за $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ і $1,01 \cdot 10^5\text{ Н/м}^2$?

Задача 4. Скільки грамів фосгену COCl_2 міститься в 1 м^3 повітря, насиченого його парами за $8,3\text{ }^{\circ}\text{C}$? Тиск пари фосгену за вказаної температури рівний 101320 Н/м^2 .

Задача 5. В сталевому балоні об'ємом $0,4\text{ м}^3$ знаходиться гелій під тиском $6,0 \cdot 10^6\text{ Па}$ і температурі $27\text{ }^{\circ}\text{C}$. Скільки надувних куль об'ємом 3 л кожна, можна заповнити цим газом, якщо тиск газу в них складає $1,5 \cdot 10^5\text{ Па}$?

Задача 6. Тиск пари діетилетеру $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ за $16,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ рівний 7999 Н/м^2 . Визначити масу етеру в 1 м^3 повітря, насиченого парою діетилетеру за даної температури.

Задача 7. Визначити масу метанолу в приміщенні об'ємом 70 м^3 за температури $21,2\text{ }^{\circ}\text{C}$. Тиск пари метанолу за цієї температури рівний 13330 Н/м^2 .

Задача 8. Скільки грамів ацетону $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ міститься в повітрі приміщення об'ємом 80 м^3 , насиченого його парою при $22,7\text{ }^{\circ}\text{C}$. Тиск пари ацетону при даній температурі рівний 22660 Н/м^2 .

Задача 9. Скільки кубічних метрів водню за $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиску 96500 Н/м^2 утвориться при взаємодії $13,07\text{ кг}$ цинку з хлоридною кислотою?

Задача 10. Яку наважку Zn необхідно взяти, щоб забезпечити насичений тиск його пари за температури кипіння (1180 K) в ампулі об'ємом 20 см^3 , якщо $p = 129,96\text{ кПа}$?

Задача 11. Дослідним шляхом встановлено, що $3,50\text{ г}$ карбон діоксиду за температури $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиску 98500 Па займають об'єм 2 л. На основі приведених даних розрахуйте значення газової сталої.

Задача 12. За $17\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиску $9,7 \cdot 10^4\text{ Па}$ маса 750 см^3 хлору становить $2,07\text{ г}$. Розрахуйте молярну масу хлору.

Задача 13. $5,6\text{ л}$ кисню, $11,2\text{ л}$ азоту і $5,6\text{ л}$ карбон діоксиду взятих під тиском відповідно $1 \cdot 10^5\text{ Па}$, $2 \cdot 10^5\text{ Па}$ та $3 \cdot 10^5\text{ Па}$ перекачани в балон об'ємом $44,8\text{ л}$. Розрахувати під яким тиском знаходиться суміш і парціальний тиск кожного газу в суміші.

Задача 14. Змішано $5,6\text{ л}$ азоту, який перебував під тиском $2 \cdot 10^5\text{ Па}$ та $11,2\text{ л}$ водню. Загальний об'єм суміші $16,8\text{ л}$, загальний тиск $1,5 \cdot 10^5\text{ Па}$. Під яким тиском був взятий водень?

Задача 15. Усереднений склад деяких промислових газів (в об'ємних %), після видалення з них хімічних продуктів, приведено нижче:

	CO	H₂	N₂	CO₂	CH₄
а). Повітряний газ	33,5	1,0	64,5	0,5	0,5
б). Водяний газ	39	49	5	6	1

Розрахуйте парціальний тиск кожного з газів за нормального атмосферного тиску і масу 1 м^3 газу за $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Виразьте склад газового розчину в масових частках.

Задача 16. Розрахуйте середню квадратичну швидкість молекул азоту за $27 \text{ }^\circ\text{C}$. За якої температури таку ж середню квадратичну швидкість будуть мати молекули хлору?

Рефракція. В'язкість.

Задача 1. Розрахувати мольну рефракцію CCl_4 , якщо показник заломлення $n = 1,460$, густина $\rho = 1,604 \text{ г/см}^3$. Порівняти знайдену рефракцію з розрахованою за таблицею атомних рефракцій і рефракцій зв'язків. ($R_C = 2,418$, $R_{Cl} = 5,967$)

Задача 2. Вирахувати рефракцію досліджуваної речовини (сахарози), якщо показник заломлення світла дорівнює $1,360$, а густина становить $1,236 \text{ г/см}^3$.

Задача 3. Визначити показник заломлення бутанолу, якщо молярна рефракція дорівнює $22,15 \text{ см}^3/\text{моль}$, а густина $0,81 \text{ г/см}^3$.

Задача 4. Показник заломлення і густина пропілового ефіру хлорметанової кислоти за 298 K дорівнює $1,4035$, а густина $1,090 \text{ г/см}^3$. Визначити молекулярну рефракцію і співставити її з розрахованою за правилом адитивності.

Задача 5. Для хлорбензену $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$ при $T = 283 \text{ K}$ експериментально в минулому знайдені значення густини $\rho = 1,118 \text{ г/см}^3$, показника заломлення $n = 1,5248$ і відносної діелектричної проникності $\epsilon = 12,00$. Визначити молярну поляризацію, молярну рефракцію і радіус молекули хлорбензену. Порівняти значення молярної рефракції з її значенням, обчисленим за правилом адитивності.

Задача 6. Визначити коефіцієнт кінематичної в'язкості нафти якщо відомо, що за температури 40°C її коефіцієнт динамічної в'язкості $900 \text{ кг}/(\text{м}^2 \cdot \text{с})$, а густина дорівнює 920 кг/м^3 .

Задача 7. Визначити коефіцієнт в'язкості, якщо сила тертя $12 \cdot 10^{-4} \text{ Н}$ на поверхні площини $0,06 \text{ м}^2$ створює швидкість деформації $dv/dx = 1 \text{ м/с}$.

Задача 8. Визначити силу тертя на площині axb $10 \times 10 \text{ см}$ за різної швидкості між сусідніми шарами води товщиною dx $0,25 \text{ мм}$ рівний dv $3 \cdot 10^{-4} \text{ м/хв}$. Динамічна в'язкість дорівнює $17,92 \cdot 10^{-4} \text{ Па} \cdot \text{с}$.

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

2. Цветкова Л.Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. Посібник. Львів: Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. Практикум. К.: Вища шк. 1977. 140 с.
2. Білий О.В., Біла Л.М. Фізична і колоїдна хімія. Задачі і вправи. Київ: Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Лабораторна робота № 7

Тема: **Модульна контрольна №1 «Основи МКТ. Газові закони»**
Обсяг вимог визначається програмою

Модуль II. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА. ТЕРМОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ

Лабораторна робота № 8

Тема: визначення ентальпії розчинення солі.

Мета: ознайомитися з калориметричним методом вимірювання ентальпії розчинення; визначити сталу калориметричної системи; визначити ентальпію розчинення солі.

Основні поняття: хімічна термодинаміка: внутрішня енергія, теплота, робота; ентальпія речовин, фізико – хімічний процес розчинення, ентальпія розчинення солей, калориметричний метод, калориметр.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні питання:

1. Основні поняття хімічної термодинаміки: система, термодинамічні параметри системи, енергія. Теплота та робота як форми передачі енергії.
2. Класифікація термодинамічних систем.
3. Нульовий закон термодинаміки. Температура та її розмірності.
4. І-й закон термодинаміки та його наслідки. Внутрішня енергія та ентальпія, як функції стану системи.

5. Поняття теплоємності. Молярна та питома теплоємність. Теплоємності за сталого тиску та сталого об'єму, їх взаємозв'язок. Формула Маєра для одно – та двоатомного ідеального газу.
6. Що собою представляє метод калориметрії? Калориметричні дослідження.
7. Поняття про калориметр. Що таке теплоємність калориметра? Як її вираховують?
8. Фізико – хімічний процес розчинення. Тепловий ефект при розчиненні речовин. Розкрити суть екзотермічного і ендотермічного процесу.

Теоретичні основи методу калориметрії

Термохімічні дослідження проводять в калориметрах. Найпростіший калориметр – це металевий або скляний стакан, вміщений в оболонку з термоізоляційного матеріалу. В стакан поміщають термометр і мішалку.

Всі частини калориметра, які беруть участь у теплообміні (стакан, ізоляція, мішалка або скляна паличка, термометр) називаються калориметричною системою.

Теплоємність калориметричної системи (C_{kc}) – це та кількість теплоти, яку необхідно затратити на нагрівання такої системи на 1 градус.

Калориметричне дослідження складається з трьох основних етапів:

1. **Попередній** – в якому проходить вирівнювання температури калориметра і навколишнього середовища. Він триває до тих пір, поки температура калориметра не перестане змінюватись з часом.
2. **Основний** – який триває від початку висипання у воду солі до кінця її розчинення.
3. **Завершальний** – протягом якого температура калориметра прямує до температури навколишнього середовища.

Відповідно до закону Джоуля – Коппа (1864), теплоємність калориметричної системи можна розрахувати як суму теплоємностей складових частин системи за формулою:

$$C_{kc} = \sum C_i m_i, \quad (1)$$

де C_{kc} – теплоємність калориметричної системи, Дж/г·К; $C_i m_i$ - добутки теплоємностей на маси складових частин калориметра (наприклад, m (скляного стакану) помножена на теплоємність скла)

Згідно теплового балансу, без поправки на втрати теплоти у зовнішнє середовище, можна записати рівняння:

$$\Delta H = [(m_1 + m_2)C_p + C_{kc(енч)}] \Delta t \quad (2)$$

де ΔH – молярна ентальпія розчинення, Дж/г; m_2, m_1 – маса води і солі в г; C_p – питома теплоємність розчину (4,0 Дж/г·К); Δt – зміна температури в ході калориметричного дослідження.

Тепловий ефект при розчиненні речовин

Розчинення твердих речовин складається з кількох процесів, кожен з яких супроводжується тепловим ефектом:

- 1) руйнування кристалічних ґрадок, що супроводжується ендотермічним ефектом ($\Delta H_{кр.гр.} > 0$);

2) процес сольватації або гідратації, що супроводжується екзотермічним ефектом ($\Delta H_{\text{сольв.}} < 0$);

3) процес дифузії, ефект якого настільки малий, що дозволяє їм знехтувати.

Отже, ентальпія розчинення твердого тіла визначається алгебраїчною сумою двох ентальпій:

$$\Delta H_{\text{розч.}} = \Delta H_{\text{кр.}} + \Delta H_{\text{сольв.}}$$

При сольватації (гідратації) завжди виділяється теплота, тобто $\Delta H_{\text{сольв.}} < 0$.

Проте, величина $\Delta H_{\text{кр}}$ може бути негативною (при розчиненні газів) та позитивною (при розчиненні твердих речовин). Тому речовини, що володіють міцними кристалічними ґратками і слабо гідратуються в розчині, розчиняються з поглинанням теплоти. Речовини з неміцною кристалічною решіткою, що утворюють в розчині сильно гідратовані іони, наприклад гідроксид-іони, розчиняються з виділенням теплоти.

Дослідження теплот розчинення та залежності їх від концентрації дозволяє отримати багато інформації про будову розчину.

ВСІ ТЕРМОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ РОЗПОЧАТИ З ДОСЛІДУ 1

Дослід 1. Визначення теплоємності калориметричної системи

Прилади і матеріали: калориметр, скляна паличка, термометр, секундомір, електронні терези, штатив, калій нітрат чи натрій нітрат, дистильована вода.

ЗВЕРНІТЬ УВАГУ!!!

Визначення теплоємності калориметричної системи виконують ВСІ МІКРОГРУПИ.

Для подальших термохімічних досліджень ВИКОРИСТОВУЮТЬ ТОЙ САМИЙ КАЛОРИМЕТР, З ЯКИМ РОЗПОЧИНАЛИ РОБОТУ.

Для обрахунків в лабораторних роботах ВИКОРИСТОВУВАТИ ВІДПОВІДНІ ЗНАЧЕННЯ ЦИХ СТАЛИХ (Ске).

Інструкція до виконання роботи:

1. Записати масу скляного стакану калориметра, яка написана маркером. Маса скляного стакану _____ г.
2. На електронних терезах зважити сухий калориметр та записати його масу. Маса калориметра _____ г.
3. За різницю мас знайти масу ізоляційного матеріалу:
 $m(\text{ізоляції}) = m(\text{калориметра}) - m(\text{склянки})$
Маса ізоляції (бавовни) _____ г. Врахуйте, що у даному випадку маса ізоляції є співвідношенням мас алюмінію:бавовна = 60%:40%.
4. В лапці штативу закріпити скляний ртутний термометр вертикально.
5. Визначити об'єм термометра, на який він буде занурений в калориметр з водою. Для цього в мірну пробірку на 10 мл налити 5 мл води та занурити в

неї носик термометра до початку розширення скляної трубки та записати визначений об'єм. Об'єм визначаємо за різницею підняття води в пробірці, коли в неї занурено носик термометра. V (термометра) становить _____ мл.

5. На основу штативу поставити калориметр та налити в нього **50 мл** дистильованої води (*маса води має значення, оскільки вода також входить в обрахунок сталі калориметричної системи!!!*).

6. Занурити термометр на попередньо визначену глибину вертикально в калориметр з водою, рухаючи муфту на штативі. Через деякий час відмітити початкову температуру досліду (t_0). Початкова температура (t_0) становить _____ °C.

7. На електронних терезах зважити **0,02 моль** відповідної солі. Розрахувати відповідну масу солі, використавши значення молярної маси.

$m(KNO_3) =$ _____ г;

$m(NaNO_3) =$ _____

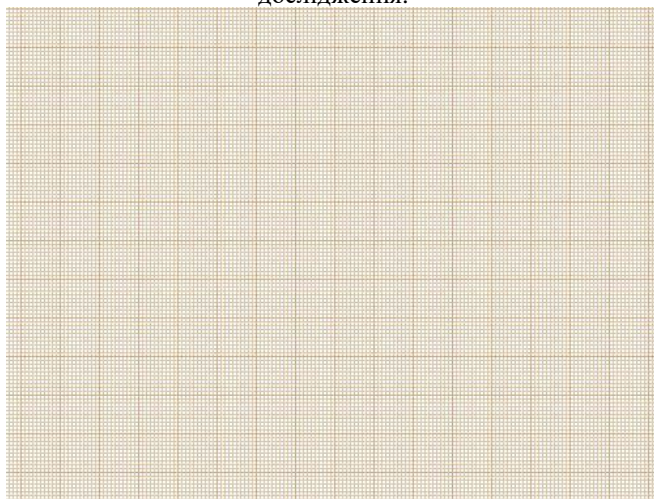
8. Сіль висипати в калориметр з водою і одночасно вмикнути секундомір. Скляною паличкою плавно помішувати розчин та фіксувати покази термометра кожні **30 с** доти, доки результат температури не повториться тричі (сіль при цьому повинна повністю розчинитись).

9. Зміну температури в ході калориметричного досліду записати в таблицю 9 та побудувати графік залежності "температура – час" (час наноситься на вісь ОХ). Даний графік залежності дозволяє визначити Δt графічним методом (за характером згину лінії – як показано на рис.8-9).

Таблиця 9. Зміна температури з часом при розчиненні KNO_3 ($NaNO_3$).

Час, хв	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0
t , °C							

Графік залежності зміни температури з часом в ході калориметричного дослідження.



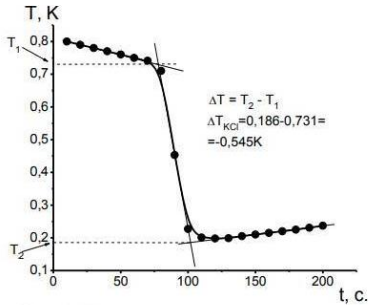


Рис. 6 Термохімічна крива розчинення наважки KCl у воді, отримана у калориметрі без суттєвого теплообміну системи з навколишнім середовищем

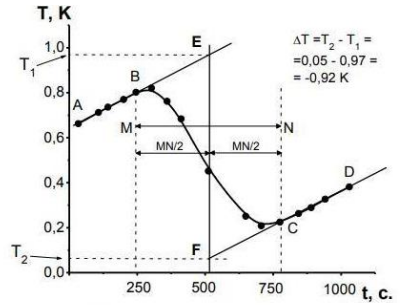


Рис. 7 Термохімічна крива розчинення наважки KCl у воді, отримана у калориметрі з суттєвим теплообміном системи з навколишнім середовищем або повільним перебіганням процесу

10. Обрахувати зміну температури (Δt) як різницю між початковою температурою (t_0) та кінцевою температурою (t), зафіксованою в експерименті:

$$\Delta t = t_0 - t$$

$$\Delta t = \text{_____} \text{ } ^\circ\text{C}.$$

11. Теплоємність калориметричної системи визначають за ентальпією розчинення калій нітрату або натрій нітрату. За табличними даними, ентальпія розчинення $\Delta H(\text{KNO}_3)$ становить 344,26 Дж/г (або 34770 Дж/моль), а $\Delta H(\text{NaNO}_3) = 248$ Дж/г (або 21080 Дж/моль).

12. За формулою 1 розрахувати теоретичне значення теплоємності калориметричної системи ($C_{kc}(\text{теор})$), використавши відповідні маси частин калориметра:

$$C_{kc}(\text{теор}) = \sum C_i m_i,$$

де $C(\text{скла}) = 0,790$ Дж/г·К; $C(\text{H}_2\text{O}) = 4,180$ Дж/г·К; $C(\text{Al}) = 0,896$ Дж/г·К; $C(\text{термометра}) = 1,900$ Дж/см³·К; $C(\text{ізоляції (бавовни)}) = 1,690$ Дж/г·К.

$$C_{kc}(\text{теор}) = \text{_____} \text{ Дж/г} \cdot \text{К}$$

13. За зміненою формулою 2 розрахувати експериментальну теплоємність калориметричної системи ($C_{kc}(\text{експ})$), використавши експериментальні дані:

$$C_{kc}(\text{експ}) = \frac{-0,02 \cdot \Delta H - m_1 C_p \Delta t - m_2 C_p \Delta t}{\Delta t}$$

де ΔH – молярна ентальпія розчинення відповідної солі, Дж/г; m_2 та m_1 – маса води і солі відповідно, г; C_p – питома теплоємність розчину (для водних

розчинів вона становить в середньому 4,0 Дж/г·К); Δt – зміна температури в ході калориметричного дослідження.

$$C_{kc}(експ) = \frac{\text{Дж}}{г \cdot K}$$

14. Порівняти одержані результати та визначити похибку вимірювань:

$$\delta = \frac{C(теор) - C(експ)}{C(теор)} \cdot 100\%$$

15. **Обидва значення теплоємностей калориметричної системи зберегти для наступних досліджень.**

Дослід 2. Визначення ентальпії розчинення солі.

Прилади і матеріали: калориметр, скляна паличка, термометр, секундомір, електронні терези, штатив, сухі солі та луги, дистильована вода.

Інструкція до виконання роботи:

1. В лапці штативу закріпити скляний ртутний термометр вертикально.
2. На основу штативу поставити калориметр та налити в нього **50 мл** дистильованої води.
3. Занурити термометр на попередньо визначену глибину вертикально в калориметр з водою, рухаючи муфту на штативі. Через деякий час відмітити початкову температуру досліду (t_0). Початкова температура (t_0) становить _____ °С.
4. На електронних терезах зважити **0,02 моль** відповідної солі або сухого лугу (за взазівкою вкладача). Розрахувати відповідну масу солі, використавши значення молярної маси.

$$m(солі) = \text{_____} г; \quad m(лугу) = \text{_____} г.$$

5. Сіль або луг висипати в калориметр з водою і одночасно вмикнути секундомір. Скляною паличкою плавно помішувати розчин та фіксувати покази термометра кожні **30 с** доти, доки результат температури не повториться тричі (сіль при цьому повинна повністю розчинитись).
6. Обрахувати зміну температури (Δt) як різницю між початковою температурою (t_0) та кінцевою температурою (t), зафіксованою в експерименті (не залежно від того піднімається температура чи знижується):

$$\Delta t = t_0 - t$$

$$\Delta t(солі) = \text{_____} °С. \quad \Delta t(лугу) = \text{_____} °С.$$

7. Одержані результати записати в табл. 10 – 11 і зобразити графічно (як у досліді 1).

Таблиця 10. Зміна температури з часом при розчиненні солі

Час, хв	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0
t , °С							
Час, хв	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5

$t, ^\circ\text{C}$							
---------------------	--	--	--	--	--	--	--

Таблиця 11. Зміна температури з часом при розчиненні лугу

Час, хв	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0
$t, ^\circ\text{C}$							
Час, хв	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5
$t, ^\circ\text{C}$							

8. За **формулою 2** розрахувати ентальпії розчинення солі та лугу ($\Delta H(\text{екс})$). Пояснити додатне і від'ємне значення ентальпій розчинення різних речовин.

$$\Delta H(\text{солі}) = \text{_____} \text{ Дж/г}$$

$$\Delta H(\text{лугу}) = \text{_____} \text{ Дж/г}$$

9. Використовуючи табличні значення теплот розчинення речовин ($\Delta H(\text{теор})$) (табл. 12) розрахувати відносні похибки для визначуваної солі та лугу:

$$\delta = \frac{\Delta H(\text{теор}) - \Delta H(\text{експ})}{\Delta H(\text{теор})} \cdot 100\%$$

Таблиця 12. Значення теплот розчинення деяких речовин

Формула речовини	Теплота розчинення, Дж/г
NaCl	90,71
KI	124,80
KBr	169,80
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	184,36
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	192,34
KCl	235,80
NH_4Cl	284,30
NH_4NO_3	336,94
NaOH	-1111,25
KOH	-993,75
K_2SO_4	-142,37

10. Зробити висновки роботи.

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Роїк О.С., Усенко Н.І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К.: ВПЦ “Київський університет”, 2010. 250 с.
2. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.
2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 9

Тема: визначення питомої теплоти плавлення льоду

Мета: навчитися визначати питому теплоту плавлення льоду

Основні поняття: калориметричний метод, калориметр; теплота плавлення, питома теплота плавлення льоду.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв’язування задач з теми.

Контрольні питання:

1. Поняття теплових машин (вічних двигунів). Чим відрізняється їх принцип дії?
2. Цикл Карно. Максимально корисна робота.
3. Основи термодинаміки. Тепловий ефект реакції. Теплоти утворення.
4. Закон Гесса та його наслідки.
5. Залежність ентальпії від температури. Рівняння Кірхгофа.
6. Суть питомої та молярної теплот плавлення.
7. Як можна визначити теплоту плавлення води способом змішування?

Теоретичні відомості

У твердому тілі в кристалічному стані молекули коливаються відносно своїх положень рівноваги. Якщо такому тілу надати певну кількість теплоти, то коливання зростають і кристалічна ґратка може зруйнуватись.

Фазовий перехід кристалічного тіла в рідкий стан (фазовий перехід першого роду) відбувається при певній для кожної речовини температурі, яка називається **температурою плавлення** $T_{пл}$. Температура кристалізації співпадає з температурою плавлення числовим значенням, але взята з протилежним знаком.

Кількість теплоти, надана твердому тілу необхідна для перетворення його в рідкий стан, називається **теплотою плавлення** $Q_{пл}$. Процес кристалізації супроводжується виділенням такої ж кількості теплоти $Q_{пл}$:

$$Q_{пл} = \lambda \cdot m \quad (1)$$

Питомою теплою плавлення λ називають кількість теплоти $Q_{пл}$ яку треба надати 1 г (кг) твердої речовини, щоб перевести її в рідкий стан при постійній температурі.

За нормальних умов кількість теплоти Q необхідна для нагрівання тіла від T_1 до T_2 визначається формулою:

$$Q = c \cdot m \cdot (T_2 - T_1) \quad (2)$$

Теплоту плавлення води λ можна визначити способом змішування.

Коли до води $t_в$ при кімнатній температурі t_0 додати шматок льоду $m_л$, то лід повинен отримувати теплоту від води та посудини $t_к$ в якій вона знаходиться, буде танути. Крім того вода $m_в$ утворена в результаті танення льоду буде нагріватись до кінцевої температури t . У випадку коли лід розтане повністю рівняння теплового балансу буде мати вигляд

$$\lambda m_л + c_в T_л t = (c_в m_в + c_к m_к)(t_0 - t) \quad (3)$$

Звідси отримуємо:

$$\lambda = \frac{(c_в m_в + c_{к(екст)}) (t_0 - t) - c_в m_л (t_0 - t)}{m_л} \quad (4),$$

де $C_в$ – теплоємність води, $C_в = 4,18$ Дж/г; $m_в$ – маса води, г; $m_л$ – маса льоду, г; t_0 – початкова температура, °C; t – температура води після танення льоду, °C.

Прилади і матеріали: калориметр, скляна паличка, термометр, секундомір, електронні терези, штатив, фільтрувальний папір, лід, дистильована вода.

Інструкція до виконання роботи:

1. В роботі використати вже визначену масу калориметра m_k або знову зважити сухий калориметр за допомогою терезів $m_k = \underline{\hspace{2cm}}$ г.
2. Налити в калориметр 100 г дистильованої води (m_e).
3. Занурити в калориметр термометр (*як в попередній роботі*) та визначити початкову температуру води t_0 .
4. Шматок льоду швидко висушити фільтрувальним папером та зважити його на терезах. **Маса повинна бути в межах 10 – 15 г. m (льоду) = $\underline{\hspace{2cm}}$ г.**
5. Потім швидко опустити шматок льоду в калориметр з водою.
6. Помішуючи воду з льодом паличкою слідкувати за температурою. Зафіксувати найнижчу температуру води t після того як розтане весь лід.
7. За **формулою 4** обрахувати експериментальну питому теплоту плавлення льоду $\lambda(\text{експ})$.
8. Обрахувати похибку вимірювання, враховуючи те, що $\lambda_{\text{табл}} = 340 \text{ Дж/г}$:

$$\delta = \frac{\lambda(\text{табл}) - \lambda(\text{експ})}{\lambda(\text{табл})} \cdot 100\%$$
9. Експеримент повторити декілька разів, взявши різну масу шматка льоду. Одержані дані занести до табл. 13.

Таблиця 13. Результати експериментальної роботи

№	m_k , г	m_e , г	t_0 , °C	t , °C	$\lambda_{\text{експ}}$, Дж/г	δ , %
1						
2						
3						

10. Зробити висновки роботи

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Роїк О.С., Усенко Н.І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К.: ВПЦ “Київський університет”, 2010. 250 с.

2. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 10

Тема: експериментальне вивчення закону Дюлонга і Пті

Мета: експериментальне визначення теплоємності твердого тіла, перевірка закону Дюлонга і Пті.

Основні поняття: калориметричний метод, калориметр; теплоємність твердого тіла; закон Дюлонга і Пті.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обчислень формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні питання

1. Закони, що описують теплоємність. Закон Дюлонга і Пті.
2. Ізопроцеси в термодинаміці.
3. II-й закон термодинаміки. Поняття ентропії. Статистичний характер ентропії.
4. Зміна ентропії в ізопроцесах.
5. III-й закон термодинаміки: теорема Нернста та постулат Планка.
6. Загальна характеристика теплоємності твердого тіла. Як виглядає залежність теплоємності твердого тіла від температури?
7. Як можна використати дане дослідження на практиці?

Теоретичні відомості

Теплоємність тіла C (Дж/К) – це величина яка дорівнює відношенню кількості теплоти dQ , наданої тілу в даних умовах, до відповідної зміни температури тіла dT .

$$C = \frac{dQ}{dT} \quad (1)$$

Теплоємність одиниці маси речовини називається **питомою теплоємністю тіла c** (Дж/(г·К)) – це величина яка дорівнює відношенню кількості теплоти dQ , наданої тілу масою $1g$ до зміни температури тіла dT :

$$c = \frac{dQ}{m \cdot dT} \quad (2)$$

Молярною теплоємністю тіла c_v називається теплоємність одного моля речовини (Дж/(моль·К)) – це величина яка дорівнює відношенню кількості теплоти dQ , наданої одному молю речовини до відповідної зміни температури dT :

$$c_v = \frac{dQ}{V \cdot dT} \quad (3)$$

Вони пов'язані між собою співвідношенням:

$$C = c \cdot m = c_v \cdot V \Rightarrow \\ \Rightarrow c_v = c \frac{m_o}{V} = c \cdot M \quad (4)$$

де M – молярна маса речовини; m_o – маса однієї молекули (атома) речовини.

Теплоємність тіла залежить від умов нагрівання. Найчастіше використовують теплоємність при постійному тиску (ізобарна теплоємність) C_p , або теплоємність при постійному об'ємі (ізохорна теплоємність) C_v .

При певних температурах молярна теплоємність c_v твердих тіл є сталою і дорівнює **3R**. Це твердження називається законом Дюлонга і Пті:

$$C_v = 3R \quad (5)$$

де R – універсальна газова стала, **$R = 8,31$ Дж/моль·К**.

В основу визначення середньої питомої теплоємності речовини покладено рівняння теплового балансу математичний вираз якого може бути представлений так:

$$Q = Q_1 \quad (6)$$

де $Q = cm(t - \theta)$ - кількість теплоти віддана нагрітим тілом (твердим в даній роботі);

$Q_1 = (c_1 m_1 + c_2 m_2)(\theta - t_0)$ - кількість теплоти одержана водою і калориметром.

Поєднавши дані рівняння, можна вивести формулу для обрахунку питомої теплоємності твердого тіла (наприклад, металічної пластинки):

$$c = \frac{(c_{кк(експ)} + c_B m_B)(\theta - t_0)}{m_{Me}(t - \theta)} \quad (7)$$

де $C_B m_B$ – добуток питомої теплоємності і маси води в калориметрі; m_{Me} – маса твердого тіла (металу); t_0 – температура води і калориметра до теплообміну; t – температура, до якої нагріте тіло; θ – температура яка встановилася після теплообміну.

Прилади і матеріали: муфельна піч, тигельні щипці, калориметр, термометр, досліджувані тіла (Al, Fe, Cu, латунь) , терези, вода.

Інструкція до виконання роботи:

1. Зважити на електронних терезах сухий калориметр та записати його масу.
 $m_k = \underline{\hspace{2cm}}$ г.
2. В калориметр налити **50 г** води (*кожного разу, коли змінюємо метал, замінюємо воду в калориметрі!!!*)
3. В калориметр з водою занурити термометр та визначити початкову температуру досліду t_0 (*кожного разу, коли змінюємо метал, визначаємо початкову температуру в калориметрі!!!*) Одержані дані записати до табл. 14.
4. Зважити сухі очищені від бруду пластинки металів та записати їх маси до табл. 14.
5. Вмикнути муфельну піч та виставити на датчику температуру 150 °С. Коли піч нагріється до температури близької до вказаної, тигельними щипцями покласти металічні пластини у піч.
6. Прогріти метали в печі 3 – 5 хв. Перед тим, як дістати один з металів і кинути його у калориметр з водою, потрібно зафіксувати кінцеву температуру t , до якої нагрітий метал (*так зробити для кожного металу*). Одержані значення температур занести до таблиці 14.
7. Тигельними щипцями обережно витягти будь – яку з пластин з печі та швидко кинути її в калориметр. Зафіксувати кінцеву температуру, на яку нагріється вода калориметра θ .
8. Процедуру повторити з іншими пластинами, замінивши перед цим воду в калориметрі. Одержані дані θ для металів та сплавів записати до таблиці.
9. За *формулою 7* обрахувати питому теплоємність кожного твердого тіла $C(\text{експ})$). Порівняти її з табличними даними ($C(\text{табл})$). Згідно довідникових даних, $C(\text{Al}) = 0,92 \text{ Дж/г}\cdot\text{К}$; $C(\text{Fe}) = 0,46 \text{ Дж/г}\cdot\text{К}$; $C(\text{Cu}) = 0,385 \text{ Дж/г}\cdot\text{К}$ ($C(\text{латуні}) = 0,394 \text{ Дж/г}\cdot\text{К}$).

Таблиця 14. Експериментальні дані

Матеріал зразка	m(Me)	t ₀	t	θ	C
Al					
Fe					
Cu					
латунь					

10. Для одного з металів розрахувати відносну похибку:

$$\delta = \frac{C(\text{табл}) - C(\text{експ})}{C(\text{табл})} \cdot 100\%$$

11. Розрахувати молярні теплоємності за сталого об'єму ($C_V(\text{експ})$) для металів (у Дж/моль) за формулою: $C_V = C_{\text{експ}} \cdot M_{\text{Me}}$

$$C_V(\text{Al}) = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$C_V(\text{Fe}) = \underline{\hspace{2cm}}$$

12. Перевірити як виконується закон Дюлонга і Пті. Відповідно до **формули 5**,

$$C_{V(\text{теор})} = 3R = 3 \cdot 8,31 \approx 24,9 \text{ Дж / моль} \cdot \text{K}$$

13. Для двох металів розрахувати похибку досліджень:

$$\delta = \frac{C_V(\text{теор}) - C_V(\text{експ})}{C_V(\text{теор})} \cdot 100\%$$

14. Зробити висновки роботи

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Роїк О.С., Усенко Н.І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К.: ВПЦ “Київський університет”, 2010. 250 с.

2. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 11

Тема: визначення інтегральної теплоти розчинення солі

Мета: визначити інтегральну теплоту розчинення солі у воді та порівняти її з даними довідника

Основні поняття: калориметричний метод, калориметр; інтегральна теплота розчинення солі.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні питання:

1. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса та Гельмгольца.
2. Фундаментальне рівняння термодинаміки.
3. Що таке тепловий ефект розчинення?
4. Розкрийте суть інтегральної теплоти розчинення.
5. Де дане дослідження можна використати на практиці?

Теоретичні відомості

Хімічні реакції, процеси розчинення, зміни агрегатного стану речовин супроводжуються виділенням чи поглинанням теплоти.

Теплотою розчинення речовини називають теплоту, що виділяється або поглинається при її розчиненні у рідкому розчиннику. Тепловий ефект розчинення кристалічної речовини у воді або в іншому розчиннику складається з ендотермічного ефекту руйнування кристалічної решітки та екзотермічного ефекту гідратації (в загальному випадку - сольватації) іонів. Тому, якщо речовина легко гідратується, її розчинення проходить з виділенням теплоти (наприклад, CuSO_4 , BaCl_2), а якщо гідратація незначна - з поглинанням теплоти (KCl , K_2SO_4). Розчинення кристалогідратів також супроводжується поглинанням теплоти. Теплові ефекти розчинення також визначають за допомогою калориметрів.

Інтегральною теплотою розчинення називають кількість теплоти, яка виділяється або поглинається при розчиненні одного моль речовини в такій кількості розчинника, при якій утворюється розчин певної концентрації. $\Delta H_{\text{інтегр}}$ має розмірність *Дж/моль* або *кДж/моль*. Інтегральна теплота розчинення залежить від концентрації одержаного розчину та температури розчинення.

В залежності від концентрації отриманого розчину розрізняють:

1) **першу інтегральну ентальпію розчинення солі** – це зміна ентальпії при розчиненні 1 моль солі у безкінечно великій кількості розчинника.

2) **повну інтегральну ентальпію розчинення солі** – це зміна ентальпії при розчиненні 1 моль солі із утворенням насиченого розчину.

Якщо якусь чисту речовину розчиняють в ненасиченому розчині цієї ж речовини, то використовують термін **проміжна ентальпія розчинення**.

Інтегральну теплоту (ентальпію) розчинення розраховують за формулою:

$$\Delta H = -\frac{Q}{n} = -\frac{C_{\text{кк}} \cdot \Delta t}{n},$$

де $C_{\text{кк}}$ – теплоємність калориметричної системи; Δt - зміна температури в процесі розчинення; n – кількість розчиненої речовини, яка приймає участь у процесі.

Прилади і матеріали: калориметр, термометр, секундомір, скляна паличка, штатив, електронні терези, мірний циліндр на 100 мл, ступка та товкачик, KCl, NaCl, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, дистиллят.

Інструкція до виконання роботи:

- Зважити на електронних терезах окремо по **5 г** розтертих в ступці солей KCl або NaCl та $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- В калориметр налити **95 мл** дистильованої води (відміряти мірним циліндром).
- В калориметр з водою занурити термометр та визначити початкову температуру t_0 . $t_0 =$ _____ °C.
- В першому експерименті використати безводну сіль KCl або NaCl.** Сіль висипати в калориметр з водою і одночасно вмикнути секундомір. Скляною паличкою плавно помішувати розчин та фіксувати покази термометра кожні **15 с** доти, доки результат температури не повториться тричі (сіль при цьому повинна повністю розчинитись). Дані занести в табл. 15

Таблиця 15. Зміна температури в процесі розчинення безводної солі _____

Час, с	0	15	30	45	60	75	90
t, °C							
Час, с	105	120	135	150	165	180	195
t, °C							

- Обрахувати зміну температури (Δt) як різницю між початковою температурою (t_0) та кінцевою температурою (t), зафіксованою в експерименті (не залежно від того піднімається температура чи знижується):

$$\Delta t = t_0 - t$$

$$\Delta t(\text{солі}) = \text{_____} \text{ } ^\circ\text{C}.$$

- Розрахувати молярну (молярність) концентрацію розчину безводної солі за формулою:

$$m = \frac{m(\text{солі}) \cdot 1000}{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{солі})}$$

$m(\text{солі}) = \underline{\hspace{2cm}}$ моль/кг

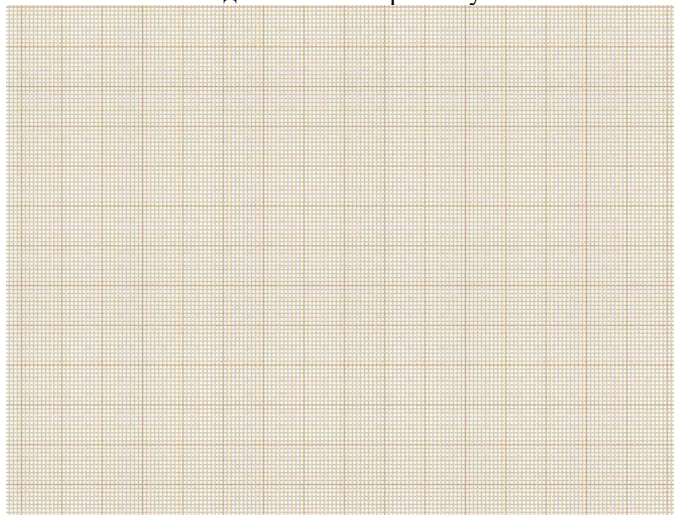
8. За даними табл. 16 побудувати калібрувальний графік залежності інтегральної теплоти розчинення солі (OY) від молярності (OX) розчину та визначити значення ($\Delta H_{\text{інтегр}}(\text{теор})$) за даними розрахованої молярності в пункті 7.

$\Delta H_{\text{інтегр}}(\text{теор}) \underline{\hspace{2cm}}$ кДж/моль

Таблиця 16. Залежність інтегральної теплоти розчинення солей від молярності концентрації

KCl						
m, моль/кг	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	1,0
ΔH , кДж/моль	17,55	17,54	17,50	17,43	17,28	16,72
NaCl						
m, моль/кг	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	1,0
ΔH , кДж/моль	4,25	4,24	4,22	4,16	4,10	3,79

Графік залежності інтегральної теплоти розчинення солі від молярності розчину



9. Розрахувати експериментальне значення інтегральної теплоти ($\Delta H_{\text{інтегр}}(\text{експ})$) за **формулою 1** (у Дж/моль):

$$\Delta H_{\text{інтегр. (експ)}} = - \frac{M_{\text{солі}}}{m_{\text{солі}}} \cdot C_{\text{кк(експ)}} \cdot \Delta t \quad (1)$$

Перевести одержане значення в кДж/моль, поділивши одержану величину на 1000.

$\Delta H_{\text{інтегр}}(\text{експ})$ _____ кДж/моль

10. Обрахувати відносну похибку досліджень:

$$\delta = \frac{\Delta H(\text{теор}) - \Delta H(\text{експ})}{\Delta H(\text{теор})} \cdot 100\%$$

11. **В другому експерименті використати сіль кристалогідрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.**
ЕКСПЕРИМЕНТ ТА ВІДПОВІДНІ ОБРАХУНКИ ПРОВЕСТИ ТАК САМО, ЯК ОПИСАНО ВИЩЕ.

1). Досліджувана сіль: **$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$**

2). $M(\text{кристалогідрату}) =$ _____ г/моль

3). Маса солі, **$m = 5$ г**

4). Маса води, **$m = 95$ г**

Таблиця 17. Зміна температури в процесі розчинення кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Час, с	0	15	30	45	60	75	90
t , °C							
Час, с	105	120	135	150	165	180	195
t , °C							

5). Визначення зміни температури:

$\Delta t(\text{солі}) =$ _____ °C.

6). Молярна концентрація: m _____ моль/кг.

7). Розрахунок $\Delta H_{\text{інтегр}}(\text{експ})$ за **формулою 1**:

$\Delta H_{\text{інтегр}}(\text{експ})$ _____ Дж/моль = _____ кДж/моль

12. Обрахувати відносну похибку досліджень, маючи на увазі, що середня інтегральна теплота для мідного купоросу становить **$\Delta H_{\text{інтегр}}(\text{теор}) = 11,72$ кДж/моль**:

$$\delta = \frac{\Delta H(\text{теор}) - \Delta H(\text{експ})}{\Delta H(\text{теор})} \cdot 100\%$$

13. Зробити висновки роботи.

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Роїк О.С., Усенко Н.І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К.: ВПЦ «Київський університет», 2010. 250 с.

2. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 12

Тема: визначення теплоти нейтралізації сильних та слабких кислот

Мета: визначити теплоту нейтралізації сильної та слабкої одноосновної кислоти та порівняти їх з даними довідника; визначення ентальпії дисоціації.

Основні поняття: калориметричний метод; калориметр; реакція нейтралізації; теплота нейтралізації сильної та слабкої кислот лугом; ентальпія дисоціації.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

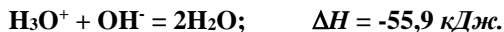
Контрольні запитання:

1. Що таке теплота нейтралізації кислот?
2. Що таке теплота дисоціації кислот?
3. Яким способом можна визначити теплоту нейтралізації сильних і слабких кислот?

4. Математичний вираз теплоти нейтралізації і теплоти дисоціації.
5. Де на практиці можна використовувати дане дослідження?

Теоретичні відомості

Ентальпія нейтралізації дорівнює тій кількості теплоти, яка виділяється при взаємодії 1 моль іонів гідроксонію (H_3O^+) з 1 моль гідроксид-іонів. При взаємодії сильних кислот з лугами ентальпія нейтралізації не залежить від природи кислоти і лугу і рівна $-55,9 \text{ кДж/моль}$, тобто для реакції



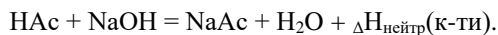
Щоб правильно визначити тепловий ефект нейтралізації, слід врахувати, що при вливанні розчину сильної кислоти в розчин лугу в калориметр крім основного процесу, що супроводжується тепловим ефектом $\Delta H_{\text{нейтр}}$, протікає процес розбавлення кислоти водним розчином лугу з тепловим ефектом ΔH_1 і процес розбавлення лугу водним розчином кислоти з тепловим ефектом ΔH_2 . Проте значення теплот розведення в порівнянні з теплою нейтралізації не значне, тому в обрахунках ними зазвичай нехтують.

Оскільки ентальпія нейтралізації є інтегральною величиною (залежить від кількості речовини), то ентальпію нейтралізації сильних кислот розраховують за формулою:

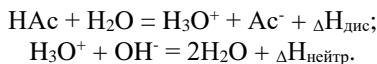
$$\Delta H_{\text{нейтр}} = - \frac{C_{\text{кк(екст)}} \cdot \Delta t}{n}, \quad (1)$$

де $\Delta H_{\text{нейтр}}$ – ентальпія нейтралізації, Дж/моль; n – це кількість моль води, що утворюється внаслідок нейтралізації; Δt – зміна температури калориметра в цьому процесі.

Величина теплового ефекту реакцій нейтралізації слабких кислот залежить від сили кислоти. В загальному вигляді реакцію нейтралізації одноосновних слабких кислот, наприклад оцтової, можна надати таким чином:



Цей процес складається з реакції дисоціації та нейтралізації слабкої кислоти:



Тому ентальпія нейтралізації слабкої кислоти дорівнює сумі теплот дисоціації та нейтралізації:

$$\Delta H_{\text{нейтр}}(\text{к} - \text{ти}) = \Delta H_{\text{дис}} + \Delta H_{\text{нейтр}} \quad (2)$$

При нейтралізації слабкої кислоти сильними основами або, навпаки, сильної кислоти слабкою основою тепловий ефект нейтралізації може бути меншим або більшим, ніж $55,9 \text{ кДж/моль}$. Процес дисоціації різних електролітів має різний тепловий ефект як за величиною, так і за знаком.

Тому реакція нейтралізації слабких кислот (слабких основ) має різну величину теплоти нейтралізації (більшу чи меншу за 55,9 кДж/моль).

Знаючи теплоти нейтралізації слабкої та сильної кислот, можна визначити ентальпію дисоціації слабкої кислоти:

$$\Delta H_{\text{дис.}} = \Delta H_{\text{нейтр. слаб. к-ти}} - \Delta H_{\text{нейтр. сил. к-ти}} \quad (3)$$

Прилади і матеріали: калориметр, термометр, штатив, хімічні стакани на 50 мл 0,1 н розчини HCl та KOH або NaOH.

Інструкція до виконання роботи:

1. **Спочатку провести нейтралізацію сильної кислоти лугом.** Хімічним стаканом відміряти **50 мл 0,1 н розчину HCl** та вилити його в калориметр.
2. В калориметр з розчином занурити термометр та виміряти початкову температуру t_0 . $t_0 =$ _____ °C.
3. Другим хімічним стаканом відміряти **50 мл 0,1 н розчину лугу (KOH чи NaOH)**.
4. Швидко вилити розчин лугу в калориметр з розчином кислоти, та, перемішуючи розчини склянкою паличкою виміряти кінцеву температуру t . $t =$ _____ °C.
5. Обрахувати зміну температури (Δt) як різницю між початковою температурою (t_0) та кінцевою температурою (t):

$$\Delta t = t_0 - t$$

$$\Delta t =$$
 _____ °C.

6. Розрахувати кількість моль води (n), яка утворюється в результаті нейтралізації кислоти за формулою:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = C(\kappa - \text{ти}) \cdot 0,05$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) =$$
 _____ моль.

7. За **формулою 1** розрахувати ентальпію нейтралізації сильної кислоти ($\Delta H_{\text{нейтр(експ)}}$). Перевести одержану величину в кДж/моль. **Врахуйте також те, що для обрахунку потрібно використати $C_{\text{експ}}$, розраховану для 100 мл розчину!**

$$\Delta H_{\text{нейтр(експ)}} =$$
 _____ кДж/моль

8. Обрахувати відносну похибку дослідження:

$$\delta = \frac{55,9 - \Delta H_{\text{нейтр(експ)}}}{55,9} \cdot 100\%$$

9. **Провести нейтралізацію слабкої кислоти лугом.** Для цього в чистий калориметр налити **50 мл 0,1 н розчину CH_3COOH** та виміряти t_0 . Початкова температура становить: $t_0 =$ _____ °C.

10. До розчину кислоти додати 50 мл 0,1 н розчину лугу та виміряти кінцеву температуру утвореного розчину.

$$t =$$
 _____ °C.

11. Знайти $\Delta t =$ _____ °С.

12. За **формулою 1** розрахувати ентальпію нейтралізації слабкої кислоти ($\Delta H_{\text{нейтр(експ)}}$). Перевести одержану величину в кДж/моль.

$$\Delta H_{\text{нейтр(експ)}} = \text{_____ кДж/моль}$$

13. Розрахувати ентальпію дисоціації слабкої кислоти ($\Delta H_{\text{дис.}}$) за **формулою 3**.

$$\Delta H_{\text{дис(експ)}} = \text{_____ кДж/моль}$$

14. Зробити висновки роботи.

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Роїк О.С., Усенко Н.І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К.: ВПЦ “Київський університет”, 2010. 250 с.

2. Каргель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 13

Тема: розв’язування задач із теми «хімічна термодинаміка»

Мета: навчитися розв’язувати типові задачі.

Основні поняття: хімічні формули, хімічні рівняння, розрахункові задачі.

План заняття:

1. Організаційний момент.
2. Тестовий контроль знань здобувачів вищої освіти.
3. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи.
4. Розв'язування розрахункових задач.

Задачі

Перший закон термодинаміки

Задача 1. Знайдіть зміну внутрішньої енергії при випаровуванні 2 моль толуену за $110,7\text{ }^{\circ}\text{C}$, прийнявши, що пара толуену підпорядковується законам для ідеальних газів і об'єм рідини незначний в порівнянні з об'ємом пари. Питома ентальпія випаровування толуену $363,9\text{ Дж/г}$.

Задача 2. Визначити зміну внутрішньої енергії при ізобарному випаровуванні 92 г етанолу за температури його кипіння ($78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$), якщо питома ентальпія його випаровування 838 Дж/г . Об'ємом рідини можна знехтувати.

Задача 3. Визначити зміну внутрішньої енергії при випаровуванні 200 г бензену за 293 К , прийнявши, що пара бензену підпорядковується законам ідеальних газів і що об'єм рідини незначний в порівнянні з об'ємом пари. Молярна ентальпія випаровування бензену $30,92\text{ кДж/моль}$.

Задача 4. Визначити зміну внутрішньої енергії при випаровуванні 174 г ацетону за $56,5\text{ }^{\circ}\text{C}$, прийнявши, що пари ацетону підпорядковуються законам ідеальних газів і що об'єм рідини незначний в порівнянні з об'ємом пари. Молярна ентальпія випаровування $32,2\text{ кДж/моль}$.

Задача 5. Знайдіть зміну внутрішньої енергії при випаровуванні 300 г нітробензену за $209,6\text{ }^{\circ}\text{C}$, прийнявши, що його пара підпорядковується законам ідеальних газів і об'єм рідини незначний порівняно з об'ємом пари. Молярна ентальпія випаровування $48,78\text{ кДж/моль}$.

Задача 6. Діоксид вуглецю в кількості 132 г знаходиться за $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиску 101300 Н/м^2 . Визначити Q , A , ΔU і ΔH ($C_{p,298} = 37,11\text{ Дж/моль}\times\text{К}$)

а) при ізотермічному розширенні до об'єму $0,2\text{ м}^3$;

б) при ізобарному розширенні до того ж об'єму;

в) при ізохорному нагріванні до досягнення тиску 202600 Н/м^2 .

Задача 7. Шляхом нагрівання за постійного тиску $1,013\cdot 10^5\text{ Па}$ газу поглинуто $2093,4\text{ Дж}$ теплоти. Визначити роботу, виконану газом, та зміну внутрішньої енергії цього газу, якщо він при цьому розширився від 1 до 2 л .

Задача 8. Визначити зміну внутрішньої енергії за ізобарного ($1,013\cdot 10^5\text{ Н/м}^2$) випаровування 100 г води за $150\text{ }^{\circ}\text{C}$, якщо об'ємом рідкої води знехтувати. Теплота випаровування води за цієї температури дорівнює $2112,66\text{ Дж/г}$.

Задача 9. Визначити роботу адіабатичного зворотнього розширення 3 моль аргону від $0,05$ до $0,50\text{ м}^3$. Початкова температура газу становить 298 К .

Задача 10. За 298 К 2 г кисню стискається адіабатично від $8 \cdot 10^{-3}$ до $5 \cdot 10^{-3}$ м³. Визначити кінцеву температуру, роботу процесу стискання, зміну внутрішньої енергії та зміну ентальпії, якщо $C_v = 5/2R$.

Задача 11. Азот (5 моль) за 100°C займає об'єм 0,025 м³. При нагріванні газу до 200°C було затрачено 14650 Дж. Визначити C_p і кінцевий об'єм, якщо тиск газу при цьому не змінився. Визначити роботу, зроблену азотом при ізотермічному (20°C) його розширенні від 0,015 до 0,1 м³, якщо початковий тиск становить $3,039 \cdot 10^5$ Па. Визначити кінцевий тиск?

Задача 12. При 298 К одноатомний газ в ідеальному стані ізотермічно та зворотно розширюється від $1,5 \cdot 10^3$ м³ до $10 \cdot 10^3$ м³, при цьому поглинається $966 \cdot 10^3$ Дж теплоти. Скільки моль газу приймало участь у цьому процесі.

Задача 13. Один моль ідеального газу, взятого при 25°C і 100 атм, розширюється зворотно до 5 атм. Розрахуйте роботу, поглинену теплоту, зміни внутрішньої енергії та ентальпії в цьому процесі.

Термохімія

Задача 1. Реакція розкладу кальцій карбонату виражається рівнянням:



Яку ентальпію необхідно затратити для розкладу 200 кг CaCO₃ ?

Задача 2. Вирахуйте ентальпію утворення оксиду Fe₂O₃, якщо відомо, що для реакції $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$ на кожні 50 г відновленого ферум(III) оксиду виділяється 256,9 кДж теплоти.

Задача 3. Реакцію горіння фосфору можна виразити рівнянням:
 $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ Виразіть цей процес термохімічним рівнянням, якщо відомо, що при згоранні 5 г фосфору виділяється 53 кДж теплоти.

Задача 4. Тепловий ефект реакції $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\Delta H = -195,62$ кДж. Яка ентальпія виділиться при нейтралізації сульфатною кислотою 100 л аміаку, взятого за нормальних умов?

Задача 5. Взаємодія магній оксиду з сульфур(VI) оксидом описується рівнянням: $\text{MgO} + \text{SO}_3 = \text{MgSO}_4$. Ентальпії утворення ($\Delta H_{f,298}^{\circ}$) MgO, SO₃ і MgSO₄ відповідно дорівнюють: -601,49, -395,85 та -1287,42 кДж/моль. Запишіть термодинамічне рівняння реакції і розрахуйте, яка теплота виділиться при взаємодії 1 т MgO з 1 т SO₃?

Задача 6. Ентальпія реакції $\text{SiO}_2(\text{тв.}) + \text{CaO}(\text{тв.}) = \text{CaSiO}_3$ становить -90,122 кДж/моль. Визначити ентальпію утворення CaSiO₃, якщо ентальпії утворення SiO₂ і CaO відповідно дорівнюють -859,4 і -635,6 кДж/моль.

Задача 7. Визначити ентальпію утворення CaO при 298 К, якщо тепловий ефект реакції $\text{CaO}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р.}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{тв.})$ дорівнює -65,062 кДж/моль, а ентальпії утворення $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = -285,838$, $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = -286,5$ кДж/моль.

Задача 8. Ентальпія реакції $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв.}) + 3\text{CO}(\text{г.}) = 2\text{Fe}(\text{тв.}) + 3\text{CO}_2(\text{г.})$ дорівнює 26,858 кДж/моль. Ентальпії утворення CO і CO₂ відповідно

становлять -110,525 і -393,511 кДж/моль. Визначити ентальпію утворення Fe₂O₃.

Задача 9. Знайти зміну ентальпії реакції CO(г) + H₂O(г) = CO₂(г) + H₂(г) при сталому тиску і температурі 298 К, якщо ентальпії утворення ΔH(CO) = -110,525, ΔH^o_{f,298}(CO₂) = -393,511 і ΔH^o_{f,298}(H₂O) = -241,84 кДж/моль.

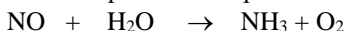
Задача 10. Розрахуйте ентальпію реакції і запишіть її термохімічне рівняння: NH₃ + O₂ → H₂O + NO. Стандартні ентальпії утворення аміаку та нітроген(II) оксиду відповідно дорівнюють -45,94 і +91,26 кДж/моль, а ентальпія згоряння водню -241,81 кДж/моль. Яка кількість теплоти виділиться при згорянні 5 м³ аміаку?

Задача 11. Запишіть термохімічне рівняння реакції: Fe₂O₃ + H₂ → Fe + H₂O, якщо молярна стандартна ентальпія утворення ΔH^o_{f,298}(Fe₂O₃) = -822,16 кДж/моль а ентальпія згоряння водню ΔH^o_{f,298}(H₂) = -241,81 кДж/моль. Скільки теплоти необхідно затратити для відновлення 1 т ферум(III) оксиду?

Задача 12. Розрахуйте ентальпію реакції при стандартних умовах і запишіть її термохімічне рівняння: Na₂CO₃ → Na₂O + CO₂. Стандартні ентальпії утворення ΔH^o_{f,298}(Na₂CO₃) = -1130,8; ΔH^o_{f,298}(Na₂O) = -417,98 кДж/моль, а ентальпія згоряння вуглецю ΔH^o_{зг.}(C) = -393,51 кДж/моль.

Задача 13. Яким буде тепловий ефект процесу, в якому прореагує 4 м³ карбон(II) оксиду: Fe₃O₄ + CO → Fe + CO₂. Стандартні ентальпії утворення ΔH^o_{f,298}(Fe₃O₄) = -1117,13; ΔH^o_{f,298}(CO) = -110,53 кДж/моль, а ентальпія згоряння вуглецю ΔH^o_{зг.}(C) = -393,51 кДж/моль.

Задача 14. Запишіть термохімічне рівняння реакції:



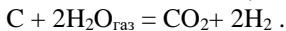
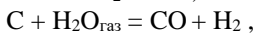
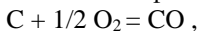
ΔH^o_{f,298}, кДж/моль +91,26 -241,81 -45,94

Яким буде тепловий ефект процесу, в якому прореагує суміш, яка складається з 20 моль нітроген(II) оксиду і 30 моль води?

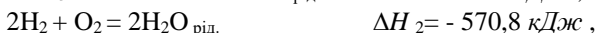
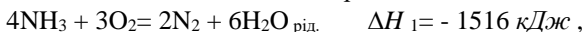
Задача 15. Знаючи теплові ефекти реакцій:



розрахуйте теплові ефекти таких реакцій:



Задача 16. На основі таких термохімічних даних



розрахуйте ентальпію утворення аміаку і його водного розчину.

Задача 17. Розрахуйте ентальпію реакції NH₃ газ + 5/4 O₂ = NO газ + 3/4 H₂O газ

з таких даних:





Задача 18. Розрахуйте ентальпію згоряння етилену при стандартних

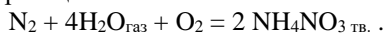
умовах



Задача 19. Знаючи теплові ефекти реакцій:

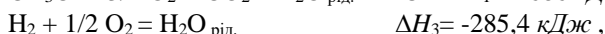
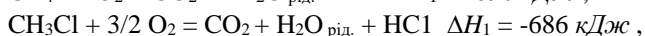
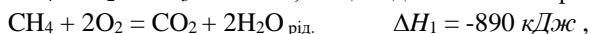


розрахуйте ентальпію реакції:



Задача 20. Розрахуйте тепловий ефект реакції:

$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 = \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$, якщо відомі теплові ефекти реакцій:



Задача 21. Знаючи значення стандартних ентальпій реакцій



розрахуйте ентальпію утворення нітроген(II) оксиду.

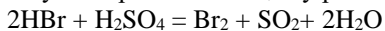
(Відповідь: $\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{NO}) = 91,25 \text{ кДж/моль}$).

Другий закон термодинаміки

Задача 1. Визначити зміну ентропії 2,5 моля ідеального газу при переході від стандартних умов до температури 600 К і тиску $1,5 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

Задача 2. Визначити зміну ентропії при розширенні азоту з 0,200 (тиск 506625 Па) до 0,056 м³ (тиск 101325 Па). C_p прийняти таким, що дорівнює 29,43 Дж/(моль·К).

Задача 3. Знайти зміну ізобарного потенціалу реакції



при 298 К, якщо $\Delta G(\text{HBr}) = -53,220$, $\Delta G(\text{H}_2\text{SO}_4) = -866,500$, $\Delta G(\text{Br}_2) = 0$, $\Delta G(\text{SO}_2) = -300,370$, $\Delta G(\text{H}_2\text{O}) = -237,191 \text{ кДж/моль}$.

Задача 4. Розрахуйте зміни ентропії при нагріванні 0,7 моль моноклінної сірки від 25 до 200°C за тиску 1 атм. Молярна теплоємність сірки дорівнює: $C_p(\text{S}_{\text{тв}}) = 23,64 \text{ Дж} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$, $C_p(\text{S}_{\text{р}}) = (35,73 + 1,17 \cdot 10^{-3} \text{T}) \text{ Дж} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$. Температура плавлення моноклінної сірки 119°C, теплота плавлення 45,2 Дж·г⁻¹.

Задача 5. Один кілограм води, за 0°C, приведений у стан перегрітої пари з температурою 200°C та тиском $1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Обчисліть зміну ентропії цього переходу, якщо теплота води під час випаровування за 100°C становить

2257 Дж/г, питома теплоємність при тиску в $1,013 \cdot 10^5$ Па дорівнює $1,968 \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$.

Задача 6. Під тиском $19,6 \cdot 10^4$ Па нагрівають $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ аргону до збільшення його об'єму до $12 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Яка зміна ентропії якщо початкова температура 373 К.

Задача 7. Обчисліть зміну ентропії при нагріванні 16 кг O_2 від 273 до 373 К при постійному об'ємі. Кисень вважати ідеальним газом.

Задача 8. 3,00 моль газоподібного CO_2 розширюється ізотермічно (в тепловому контакті із зовнішнім середовищем, що має температуру $15,0^\circ\text{C}$) проти постійного зовнішнього тиску 1,00 бар (1 бар = 100 кПа). Початковий і кінцевий об'єми газу становлять 10,0 л і 30,0 л, відповідно. Розрахуйте зміни ентропії:

- системи, вважаючи CO_2 ідеальним газом,
- навколишнього середовища,

Задача 9. Розрахуйте зміни ентропії 1000 г води в результаті її замерзання за -5°C . Теплота плавлення льоду за 0°C дорівнює $6008 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1}$. Теплоємності льоду та води становлять 34,7 і 75,3 $\text{Дж} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$, відповідно. Початкова температура води становить $15,4^\circ\text{C}$. Поясніть, чому ентропія при замерзанні зменшується, хоча процес відбувається довільно.

Задача 10. Визначити зміну ентропії, якщо $100 \cdot 10^{-3}$ кг води, взятої при 273 К, перетворюється в пар при 390 К. Питома вага води при 373 К дорівнює $2263,8 \cdot 10^{-3} \text{ Дж} \cdot \text{кг}^{-1}$; питома теплоємність рідкої води $4,2 \text{ Дж} \cdot \text{кг}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$; питома теплоємність пари при постійному тиску $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ Дж} \cdot \text{кг}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$.

Задача 11. Азот ($0,001 \text{ м}^3$) змішали з $0,002 \text{ м}^3$ кисню при 27°C і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па. Обчислити загальну зміну ентропії системи.

Рекомендована література

Основна:

- Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
- Цветкова Л.Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. Посібник. Львів: Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

- Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. Практикум. К.: Вища шк. 1977. 140 с.
- Білий О.В., Біла Л.М. Фізична і колоїдна хімія. Задачі і вправи. Київ: Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

- СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Лабораторна робота № 14

Тема: Модульна контрольна №2 «Хімічна термодинаміка»

Обсяг вимог визначається програмою

Модуль III. ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА ХІМІЧНА РІВНОВАГА. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ В ГЕТЕРОГЕНИХ СИСТЕМАХ

Лабораторна робота № 15

Тема: дослідження кінетики розкладу пероксиду водню у водному розчині за сталої температури

Мета: визначити газометричним методом порядок реакції розкладу гідроген пероксиду у водному розчині та розрахувати константу швидкості реакції.

Основні поняття: хімічна кінетика: швидкість хімічної реакції та фактори, що на неї впливають; закон діючих мас; порядок реакції, методи визначення порядку реакції; стан хімічної рівноваги, принцип Ле Шательє – Брауна; константа хімічної рівноваги.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні запитання:

1. Основні поняття та визначення хімічної кінетики.
2. Енергія активації хімічної реакції. Рівняння Арреніуса.
3. Швидкість хімічної реакції та фактори, що на неї впливають. Закон діючих мас Вааге. Правило Вант – Гоффа.
4. Кінетична класифікація гомогенних реакцій.
5. Способи визначення порядку реакції.
6. Константи хімічної рівноваги. Вплив зовнішніх умов на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє – Брауна.
7. Рівняння ізотерми, ізобари та ізохори хімічної реакції.
8. Хімічна рівновага в гетерогенних системах.

Теоретичні відомості

Миттєва або істинна швидкість хімічної реакції за окремим компонентом за умови сталого об'єму системи визначається як зміна концентрації будь-якого учасника реакції і у певний нескінченно малий проміжок часу, тобто як похідна концентрації цього компоненту за часом:

$$v_i = \pm \frac{dc_i}{d\tau} \quad (1)$$

Швидкість хімічної реакції величина завжди додатна. Якщо її визначають за продуктом реакції $\left(\frac{dc_i}{d\tau} > 0\right)$, то в рівнянні (1) ставлять знак "+", якщо за вихідною речовиною $\left(\frac{dc_i}{d\tau} < 0\right)$ – знак "-".

Вираз, що описує залежність швидкості реакції від концентрацій реагентів, називається **кінетичним рівнянням** реакції.

Константи швидкості реакцій різних порядків обчислюють за рівняннями:

$$n = 0 \quad k = \frac{c_0 - c}{\tau} = \frac{x}{\tau}; \quad (4)$$

$$n = 1 \quad k = \frac{1}{\tau} \ln \frac{c_0}{c} = \frac{2,3}{\tau} \lg \frac{c_0}{c_0 - x}; \quad (5)$$

$$n = 2 \quad k = \frac{1}{\tau} \left(\frac{1}{c} - \frac{1}{c_0} \right) = \frac{1}{\tau} \cdot \frac{x}{c_0(c_0 - x)}; \quad (6)$$

$$n = 3 \quad k = \frac{1}{2\tau} \left(\frac{1}{c^2} - \frac{1}{c_0^2} \right), \quad (7)$$

де c_0 – початкова концентрація вихідної речовини; x – зменшення концентрації вихідної речовини за час τ ; $c = (c_0 - x)$ – поточна концентрація вихідної речовини, яка відповідає часу τ від початку реакції.

Прилади і матеріали: пробірка Ландольта (реактор), гумовий корок з газовідвідною трубкою, яка закінчується скляною трубкою, зігнутою під кут 90°; евдіометр, мірні пробірки, кристалізатор, штатив, секундомір, 5 % розчин H_2O_2 , 1 М розчин KI, вода з – під крану.

Інструкція до виконання роботи:

1. Зібрати прилад, зображений на рис. 8.
2. Для цього спочатку в обидва кристалізатори налити води з – під крану приблизно 2/3 їх об'єму.
3. В евдіометр (циліндр) (3) налити до країв воду, закрити отвір долонею та перевернути циліндр дном до верху, занурити отвір у воду кристалізатора (3).
4. Евдіометр підняти на висоту максимальну до поверхні води та закріпити його в лапці штативу (5).
5. В окремі коліна реактора (1) налити по 5 мл робочих розчинів. Для цього мірною пробіркою відміряти **5 мл 5 %** та обережно вилити його в одне з колін пробірки Ландольта. Іншою мірною пробіркою відміряти **5 мл 1 М розчину**

KI і обережно налити його в інше коліно реактора. РОЗЧИНИ В РЕАКТОРІ НЕ ПЕРЕМІШУВАТИ МІЖ СОБОЮ!!!

6. Посудину закрити корком (2) та занурити її в кристалізатор (4) з водою. Вода необхідна для охолодження реактору з розчинами, оскільки реакція розкладу гідроген пероксиду екзотермічна, а перегрів системи не бажаний.

7. Кінець газовідвідної трубки помістити під евдіометр (3). Для того, щоб зігнута скляна трубка не випадала з отвору циліндра її потрібно притримувати рукою.

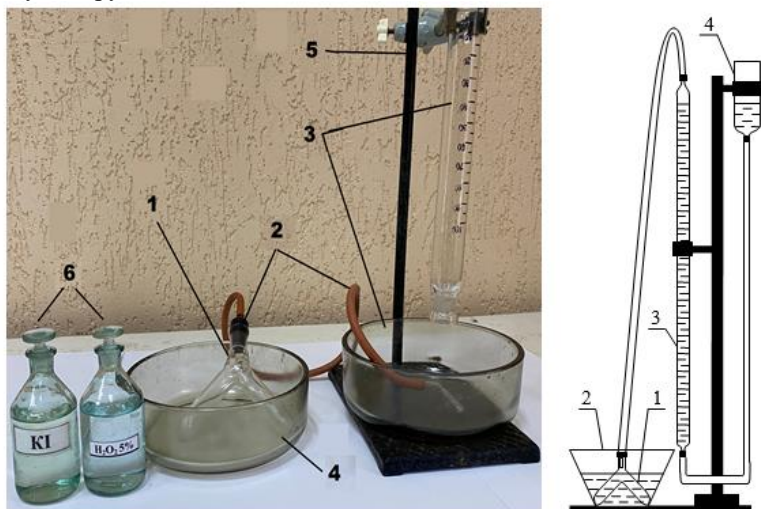
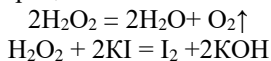


Рис.8. Схема приладу для вивчення кінетики розкладу H_2O_2 :

- 1 – пробірка Ландольта (реактор);
- 2 – гумовий корок з газовідвідною трубкою;
- 3 – евдіометр (перевернутий циліндр з кристалізатором);
- 4 – кристалізатор з водою;
- 5 – штатив з муфтою;
- 6 – реактиви для проведення досліджень

8. **Вимірювання часу починати тоді, коли розпочнеться реакція між компонентами.** Спочатку потрібно плавними рухами перемішати розчини в реакторі, потім швидко занурити його у кристалізатор з водою (4) і одночасно вмикнути секундомір. Спостерігати спочатку пожовтіння робочого розчину, а тоді бульбашки газу в евдіометрі. Це відбувається тому, що одночасно відбуваються два хімічних процеси:



КОЛИ БУЛЬБАШКИ ГАЗУ З'ЯВЛЯТЬСЯ В ЕВДІОМЕТРІ РЕАКТОР БІЛЬШЕ НЕ РУХАТИ!!!

9. Потрібно фіксувати час тоді, коли кисень з реактору витіснить воду з евдіометра на позначку об'єму 10 мл, тобто на кожні 10 мл O_2 фіксуємо час. Одержані дані заносимо до таблиці 18.

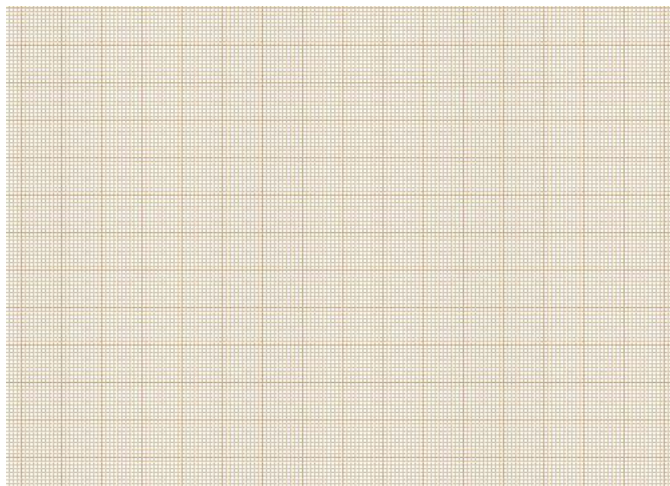
10. Необхідно провести фіксацію часу до витісненого об'єму у 100 мл.

Таблиця 18. Залежність об'єму кисню, що виділився внаслідок перебігу реакції, від часу

$V(O_2), \text{cm}^3$	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
τ, c										

11. Для подальших обрахунків необхідно виміряти максимальний об'єм (V_{max}). Для цього налити в евдіометр до країв води та виміряти загальний об'єм ішнім більшим циліндром. $V_{max} = \underline{\hspace{2cm}}$ мл.

12. З метою визначення порядку реакції *графічним методом* за одержаними експериментальними даними (по точках) побудувати графік залежності $V_{O_2} = f(\tau)$.



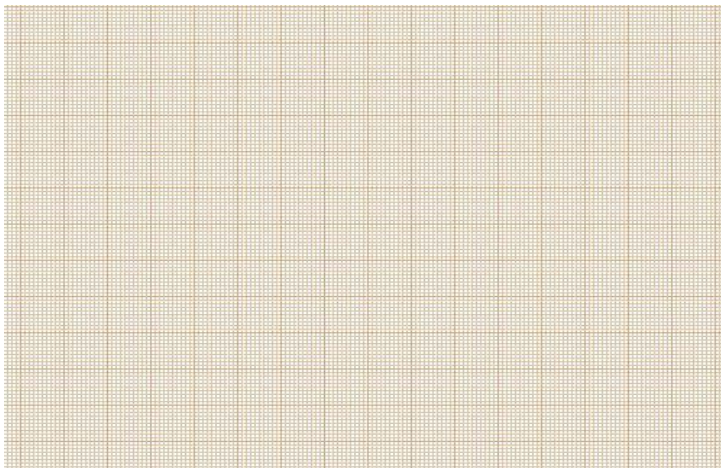
Якщо лінійна залежність на графіку не спостерігається, то дана реакція не належить до реакцій нульового порядку.

13. Розрахувати натуральний логарифм об'єму кисню ($\ln V$) за допомогою калькулятора та записати дані до таблиці 19:

Таблиця 19. Залежність логарифму об'єму кисню, що виділився внаслідок перебігу реакції, від часу

$\ln(V_{O_2})$									
τ, c									

14. Далі побудувати графік залежності $\ln(V_{O_2}) = f(\tau)$. **Якщо в цьому випадку не виходить пряма лінія, то реакція не належить до реакцій першого порядку (реакції розкладу – зазвичай належать до реакцій першого порядку).** В такому випадку необхідно побудувати наступну залежність:
 $\frac{1}{V_{O_2}} = f(\tau)$ і т.д.



15. Обрахувати порядок реакції **методом підстановки**. Для цього провести обрахунки констант швидкості за **формулами 4 – 7. Однаковість обрахованих значень констант швидкості вказує на порядок реакції.**

16. Враховуючи те, що у формулі (5) початкова концентрація гідроген пероксиду C_0 є пропорційною V_{\max} , а x – об’єму кисню V , який виділився за певний проміжок часу, константи швидкості обрахувати за формулою:

$$k = \frac{1}{\tau} \ln \frac{V_{\max}}{V_{\max} - V}$$

Розрахувати константи швидкості для 5 – 7 експериментальних точок. Одержані дані занести до таблиці 20.

Таблиця 20. Дані для визначення константи швидкості та порядку реакції

№ Виміру	Час з початку реакції τ, c	Об’єм газу V_{O_2}, cm^3	$\ln \frac{V_{\max}}{V_{\max} - V}$	k, c^{-1}
----------	---------------------------------	----------------------------	-------------------------------------	-------------

1		10		
2		20		
3		30		
4		40		
5		50		
6		60		
7		70		
8		80		
9		90		
10		100		

17. Розрахувати середнє значення константи швидкості за формулою:

$$k(\text{сер}) = \frac{k_1 + k_2 + k_n}{N}, \text{ де } N - \text{кількість використаних для обрахунків точок.}$$

$$k(\text{сер}) = \underline{\hspace{10em}} \text{ с}^{-1}$$

18. Визначити час напівперетворення за формулою:

$$\tau_{1/2} = \frac{1}{k_{\text{сер}}} \ln \frac{c_0}{0,5c_0} = \frac{\ln 2}{k_{\text{сер}}} = \frac{0,693}{k_{\text{сер}}} = \underline{\hspace{10em}} \text{ с};$$

19. Зробити висновки роботи.

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Роїк О.С., Усенко Н.І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К.: ВПЦ “Київський університет”, 2010. 250 с.

2. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.
2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 16

Тема: фазові рівноваги в двокомпонентних системах. Термічний аналіз системи Sn–Pb

Мета: ознайомитися з методом термічного аналізу на прикладі системи Sn–Pb; одержати криві охолодження для чистих компонентів і сплавів які містять різну масову частку свинцю; прокалібрувати термоміру за чистими компонентами; визначити температуру початку і кінця кристалізації кожного сплаву; побудувати діаграму стану системи Sn–Pb і перевірити використання правила фаз.

Основні поняття: фазові рівноваги: компонент, фаза, число вільностей системи; правило фаз Гіббса; однокомпонентні системи, діаграма стану води; найпростіші двокомпонентні системи.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обчислень формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні питання:

1. Фаза і компонент. Число термодинамічних ступенів свободи. Правило фаз Гіббса
2. Термодинаміка фазових перетворень.
3. Однокомпонентні системи. Діаграма стану води.
4. Термічний аналіз М.С. Курнакова. Побудова діаграм стану.
5. Поняття про сплави.
6. Двокомпонентні системи:
 - а) діаграма стану необмежена розчинність;
 - б) діаграма стану з обмеженою розчинністю в рідкій фазі;

- в) діаграма стану механічна суміш з евтектикою;
- г) діаграма стану з конгруентно плавкою хімічною сполукою;
- д) діаграма стану з інконгруентно плавкою хімічною сполукою.

Теоретичні відомості.

Рівноваги в гетерогенних системах називаються фазовими рівновагами. Графічно рівновагу фаз зображають діаграмами стану або фазовими діаграмами. В найпростішому випадку на діаграмі стану є такі елементи: лінія ліквідуса, лінія солідуса, евтектична точка і поля кристалізації.

Умови рівноваги фаз в будь-якій точці діаграми стану виражаються правилом фаз Гіббса:

$$C = K - \Phi + 2, \quad (1)$$

де C – число ступенів вільності, яке рівне числу умов (тиск, температура, концентрація), які в певних межах можна змінювати не змінюючи числа фаз в системі; K – число незалежних компонентів, що дорівнює найменшому числу складових частин системи, достатніх для утворення всіх її фаз. Компоненти можуть бути виділені з системи і існувати в ізолюваному стані тривалий час; Φ – число фаз.

Фаза – це сукупність всіх гомогенних частин гетерогенної системи, однакових за складом і за фізичними та хімічними властивостями і відокремлених від інших частин системи поверхнею розділу, при переході через яку властивості змінюються стрибкоподібно.

Розглянемо процес кристалізації в системі Sn–Pb. Оскільки її дослідження проводять при атмосферному тиску ($p = const$), то правило фаз набуде вигляду:

$$C = K - \Phi + 1 \quad (2)$$

Для побудови діаграм стану використовують різні методи, основним з яких є **термічний аналіз**. Суть термічного аналізу полягає у вимірюванні зміни температури зразка з часом.

Для вимірюванні температури кристалізації сплавів використовують термопару. **Термопару** – це дві металеві ізолювані дротинки різного складу в спаї яких виникає ЕРС, пропорційна величині вимірюваної температури. Для захисту від корозії термопару поміщають в скляний чохол.

З кривих охолодження визначають температури фазових перетворень і будують діаграму стану (Рис. 9).

Прилади і матеріали: електрична плитка, термопара, вольтметр (потенціометр), керамічні тиглі, терези, штатив, секундомір, олово, свинець.

Інструкція до виконання роботи:

1. Скласти установку для проведення термічного аналізу, зображену на рис.9.
2. Спочатку окремо приготувати **по 50 г** суміші олова та свинцю з ат.% Pb: 10, 27, 60 та 80. Для цього необхідно провести розрахунок мас чистого олова

та свинцю, як це показано в **прикладі 1**. Одержані розрахунки мас занести до таблиці 21.

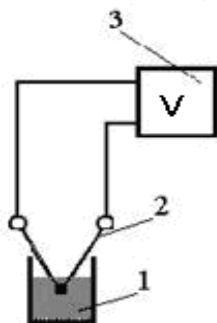


Рис. 9. Схема установки для проведення термічного аналізу

- 1** – розплав металу (сплаву), що охолоджується;
2 – термопара (хромель – алюмель);
3 – прилад для запису температури сплаву, що охолоджується (потенціометр).

Приклад 1. Розрахувати наважку олова і свинцю в сплаві, який містить 60 ат.% Pb. В цьому сплаві атомна доля Pb складає 0,6, а Sn – 0,4.

Враховуючи молярні маси компонентів сплаву, розраховуємо маси чистих свинцю та олова в сплаві:

$$m(\text{Pb}) = 207 \times 0,6 = 124,2 \text{ г}$$

$$m(\text{Sn}) = 119 \times 0,4 = 47,6 \text{ г}$$

Загальна маса сплаву $m = 124,2 + 47,6 = 171,8 \text{ г}$. Таким чином :

в 171,8 г сплаву міститься 47,6 г Sn

в 50,0 г – х г Sn

$$x = 50 \times 47,6 / 171,8 = 13,85 \text{ г}$$

Отже, щоб приготувати 50 г сплаву, який містить 60 ат.% Pb, необхідно взяти 13,85 г Sn і $50 - 13,85 = 36,15 \text{ г Pb}$.

Таблиця 21. Вміст компонентів в сплавах і температури фазових переходів при кристалізації.

	Вміст Pb, ат.%					
	0	10	27	60	80	100
Наважка Pb, г						50
Наважка Sn, г	50					
Загальна маса сплаву, г	50	50	50	50	50	50

3. На електронних терезах окремо зважить по **50 г** чистих олова та свинцю.

4. На терезах зважити маси олова та свинцю, які необхідні для приготування сплавів. Маси взяти з таблиці 21.

5. У чистий сухий тигель помістити **50 г** чистого свинцю та поставити його на електроплитку. Вмикнути електроплитку.

6. Доки гріється свинець, який на плитці необхідно розплавити повністю, вільні кінці термопари необхідно з'єднати з клемати потенціометра (як показано на рис. 13).

7. Спаяний кінець термопары, який знаходиться в керамічній трубці необхідно закріпити в лапці штативу вертикально.
8. Коли свинець розтопиться повністю, муфтою штативу опустити кінець термопары в розплав (але не до самого дна тигля) та зафіксувати її в такому положенні.
9. Коли термопара зафіксована, вмкнути потенціометр в електромережу та кнопками на приладі виставити виміри в мВ (mV). **ПІД ЧАС ВИМІРІВ ТЕРМОПАРУ НЕ РУХАТИ!!!**
10. Вимкнути електроплитку та одночасно вмкнути секундомір. Провести виміри потенціалів кожні **30 с** до повного затвердіння свинцю. Одержані дані потенціалів занести до табл. 22.
11. Коли свинець повністю затвердіє і потенціал перестане змінюватись, вмкнути електроплитку та нагріти свинець щоб звільнити термопару. Термопару обережно протерти ганчіркою від залишків свинцю і використовувати її для подальших досліджень.

Таблиця 22. Експериментальні дані термічного аналізу

Чистий свинець									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
E, мВ									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
E, мВ									
Чисте олово									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
E, мВ									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
E, мВ									
10 ат.% Pb									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
E, мВ									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
E, мВ									
27 ат.% Pb									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
E, мВ									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
E, мВ									

60 ат.% Pb									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
E, мВ									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
E, мВ									
80 ат.% Pb									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
E, мВ									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
E, мВ									

12. Аналогічну процедуру (термічний аналіз) необхідно провести також для **50** з чистого олова, а потім відповідних сплавів, починаючи зі сплаву **10 ат. % Pb**. Всі одержані потенціали занести до таблиці 22.

13. За даними таблиці 23, перевести потенціали термометри у відповідні температури і записати дані до таблиці 24.

14. За даними табл. 24, окремо побудувати криві охолодження сплавів «температура – час» і визначити температури теплових ефектів ($T_{пл}$, T (затримок, згинів, полиці тощо)).

15. Використавши температури теплових ефектів, побудувати діаграму стану системи Sn–Pb в координатах «температура – ат % Pb».

Таблиця 24. Експериментальні дані термічного аналізу

Чистий свинець									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
T, °C									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
T, °C									
Чисте олово									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
T, °C									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
T, °C									
10 ат.% Pb									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
T, °C									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
T, °C									
27 ат.% Pb									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
T, °C									

t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
T, °C									
60 ат.% Pb									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
T, °C									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
T, °C									
80 ат.% Pb									
t, c	30	60	90	120	150	180	210	240	270
T, °C									
t, c	300	330	360	390	420	450	480	510	540
T, °C									

Таблиця 23. Електрорушійна сила хромель-алюмелевої термопари (*mB*) при різних температурах.

T°C	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
0	0.000	0.039	0.079	0.119	0.158	0.198	0.238	0.277	0.317	0.357	0.397
10	0.397	0.437	0.477	0.517	0.557	0.597	0.637	0.677	0.718	0.758	0.798
20	0.798	0.838	0.879	0.919	0.960	1.000	1.041	1.081	1.122	1.163	1.203
30	1.203	1.244	1.285	1.326	1.366	1.407	1.448	1.489	1.530	1.571	1.612
40	1.612	1.653	1.694	1.735	1.776	1.817	1.858	1.899	1.941	1.982	2.023
50	2.023	2.064	2.106	2.147	2.188	2.230	2.271	2.312	2.354	2.395	2.436
60	2.436	2.478	2.519	2.561	2.602	2.644	2.685	2.727	2.768	2.810	2.851
70	2.851	2.893	2.934	2.976	3.017	3.059	3.100	3.142	3.184	3.225	3.267
80	3.267	3.308	3.350	3.391	3.433	3.474	3.516	3.557	3.599	3.640	3.682
90	3.682	3.723	3.765	3.806	3.848	3.889	3.931	3.972	4.013	4.055	4.096
100	4.096	4.138	4.179	4.220	4.262	4.303	4.344	4.385	4.427	4.468	4.509
110	4.509	4.550	4.591	4.633	4.674	4.715	4.756	4.797	4.838	4.879	4.920
120	4.920	4.961	5.002	5.043	5.084	5.124	5.165	5.206	5.247	5.288	5.328
130	5.328	5.369	5.410	5.450	5.491	5.532	5.572	5.613	5.653	5.694	5.735
140	5.735	5.775	5.815	5.856	5.896	5.937	5.977	6.017	6.058	6.098	6.138
150	6.138	6.179	6.219	6.259	6.299	6.339	6.380	6.420	6.460	6.500	6.540
160	6.540	6.580	6.620	6.660	6.701	6.741	6.781	6.821	6.861	6.901	6.941
170	6.941	6.981	7.021	7.060	7.100	7.140	7.180	7.220	7.260	7.300	7.340
180	7.340	7.380	7.420	7.460	7.500	7.540	7.579	7.619	7.659	7.699	7.739
190	7.739	7.779	7.819	7.859	7.899	7.939	7.979	8.019	8.059	8.099	8.138
200	8.138	8.178	8.218	8.258	8.298	8.338	8.378	8.418	8.458	8.499	8.539
210	8.539	8.579	8.619	8.659	8.699	8.739	8.779	8.819	8.860	8.900	8.940
220	8.940	8.980	9.020	9.061	9.101	9.141	9.181	9.222	9.262	9.302	9.343
230	9.343	9.383	9.423	9.464	9.504	9.545	9.585	9.626	9.666	9.707	9.747
240	9.747	9.788	9.828	9.869	9.909	9.950	9.991	10.031	10.072	10.113	10.153
250	10.153	10.194	10.235	10.276	10.316	10.357	10.398	10.439	10.480	10.520	10.561
260	10.561	10.602	10.643	10.684	10.725	10.766	10.807	10.848	10.889	10.930	10.971
270	10.971	11.012	11.053	11.094	11.135	11.176	11.217	11.259	11.300	11.341	11.382
280	11.382	11.423	11.465	11.506	11.547	11.588	11.630	11.671	11.712	11.753	11.795
290	11.795	11.836	11.877	11.919	11.960	12.001	12.043	12.084	12.126	12.167	12.209

T°C	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
300	12.209	12.250	12.291	12.333	12.374	12.416	12.457	12.499	12.540	12.582	12.624
310	12.624	12.665	12.707	12.748	12.790	12.831	12.873	12.915	12.956	12.998	13.040
320	13.040	13.081	13.123	13.165	13.206	13.248	13.290	13.331	13.373	13.415	13.457
330	13.457	13.498	13.540	13.582	13.624	13.665	13.707	13.749	13.791	13.833	13.874
340	13.874	13.916	13.958	14.000	14.042	14.084	14.126	14.167	14.209	14.251	14.293
350	14.293	14.335	14.377	14.419	14.461	14.503	14.545	14.587	14.629	14.671	14.713
360	14.713	14.755	14.797	14.839	14.881	14.923	14.965	15.007	15.049	15.091	15.133
370	15.133	15.175	15.217	15.259	15.301	15.343	15.385	15.427	15.469	15.511	15.554
380	15.554	15.596	15.638	15.680	15.722	15.764	15.806	15.849	15.891	15.933	15.975
390	15.975	16.017	16.059	16.102	16.144	16.186	16.228	16.270	16.313	16.355	16.397
400	16.397	16.439	16.482	16.524	16.566	16.608	16.651	16.693	16.735	16.778	16.820
410	16.820	16.862	16.904	16.947	16.989	17.031	17.074	17.116	17.158	17.201	17.243
420	17.243	17.285	17.328	17.370	17.413	17.455	17.497	17.540	17.582	17.624	17.667
430	17.667	17.709	17.752	17.794	17.837	17.879	17.921	17.964	18.006	18.049	18.091
440	18.091	18.134	18.176	18.218	18.261	18.303	18.346	18.388	18.431	18.473	18.516
450	18.516	18.558	18.601	18.643	18.686	18.728	18.771	18.813	18.856	18.898	18.941
460	18.941	18.983	19.026	19.068	19.111	19.154	19.196	19.239	19.281	19.324	19.366
470	19.366	19.409	19.451	19.494	19.537	19.579	19.622	19.664	19.707	19.750	19.792
480	19.792	19.835	19.877	19.920	19.962	20.005	20.048	20.090	20.133	20.175	20.218
490	20.218	20.261	20.303	20.346	20.389	20.431	20.474	20.516	20.559	20.602	20.644
500	20.644	20.687	20.730	20.772	20.815	20.857	20.900	20.943	20.985	21.028	21.071
510	21.071	21.113	21.156	21.199	21.241	21.284	21.326	21.369	21.412	21.454	21.497
520	21.497	21.540	21.582	21.625	21.668	21.710	21.753	21.796	21.838	21.881	21.924
530	21.924	21.966	22.009	22.052	22.094	22.137	22.179	22.222	22.265	22.307	22.350
540	22.350	22.393	22.435	22.478	22.521	22.563	22.606	22.649	22.691	22.734	22.776
550	22.776	22.819	22.862	22.904	22.947	22.990	23.032	23.075	23.117	23.160	23.203
560	23.203	23.245	23.288	23.331	23.373	23.416	23.458	23.501	23.544	23.586	23.629
570	23.629	23.671	23.714	23.757	23.799	23.842	23.884	23.927	23.970	24.012	24.055
580	24.055	24.097	24.140	24.182	24.225	24.267	24.310	24.353	24.395	24.438	24.480
590	24.480	24.523	24.565	24.608	24.650	24.693	24.735	24.778	24.820	24.863	24.905
600	24.905	24.948	24.990	25.033	25.075	25.118	25.160	25.203	25.245	25.288	25.330

Таблиця 25. Температури теплових ефектів при кристалізації сплавів

Температури ефектів, °C	Вміст Pb, ат. %					
	0	10	27	60	80	100
1						
2						
3						

16. Зробити висновки роботи.

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Роїк О.С., Усенко Н.І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К.: ВПЦ «Київський університет», 2010. 250 с.

2. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо. 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 17

Тема: розв'язування задач із теми «хімічна рівновага та фазові рівноваги в гетерогенних системах»

Мета: навчитися розв'язувати типові задачі.

Основні поняття: хімічні формули, хімічні рівняння, розрахункові задачі.

План заняття:

1. Організаційний момент.
2. Тестовий контроль знань здобувачів вищої освіти.
3. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи.
4. Розв'язування розрахункових задач.

Константи хімічної рівноваги

Задача 1. Константа рівноваги K_p реакції: $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ за температури 327 °С дорівнює 219. Розрахуйте значення K_c при даній температурі.

Задача 2. Константа рівноваги K_c реакції: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ за температури 2000 К дорівнює $8,45 \cdot 10^{-3}$. Визначити значення K_p за даної температури.

Задача 3. Якою буде константа рівноваги K_c для реакції: $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$, якщо K_p за температури 227 °C дорівнює $4,67 \times 10^{-3}$?

Задача 4. Ентальпія реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ за стандартних умов $\Delta H^\circ_{298} = -9710 \text{ Дж}$, а стандартна зміна ентропії $\Delta S^\circ_{298} = 21,8 \text{ Дж/К}$. Розрахуйте термодинамічну константу рівноваги за цих умов.

Задача 5. Ентальпія реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ за 600 К $\Delta H^\circ_T = -116610 \text{ Дж}$, а зміна ентропії $\Delta S^\circ_T = -152,4 \text{ Дж/К}$. Розрахуйте термодинамічну константу рівноваги.

Задача 6. Для реакції: $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$ термодинамічна константа рівноваги K_f за 27 °C дорівнює $2,1 \times 10^4$, а за 127 °C $K_f = 1,77$. Розрахуйте:

- а) середнє значення ентальпії реакції у вказаному інтервалі температур;
- б) константу рівноваги за температури 450 К;
- в) температуру, при якій $K_f = 0,98$.

Задача 7. Розрахуйте K_f реакції $\text{CO} + \text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{SO}_2$ за температури 1600 К, якщо за 1500 К $K_f = 5,095 \times 10^6$, а середнє значення ентальпії реакції в даному інтервалі температур $\Delta H^\circ_T = -186,5 \text{ кДж}$. Визначити напрям реакції.

Задача 8. Термодинамічна константа рівноваги реакції: $2\text{H}_2 + \text{S}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{S}$; $\Delta H^\circ_T = -180,7 \text{ кДж}$ при 1700 К $K_f = 2,37$. Розрахуйте константу рівноваги за температури 1800 К. Встановіть напрям реакції. В якому напрямі протікатиме реакція за 1900 К, якщо за цієї температури $K_f = 0,62$?

Задача 9. Якою буде термодинамічна константа рівноваги реакції $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\text{HCl} + \text{O}_2$ за температури 800 К, якщо за температури 700 К $K_f = 0,0196$, а середнє значення ентальпії реакції в цьому температурному інтервалі $\Delta H^\circ_T = 117,0 \text{ кДж}$? Встановіть напрям реакції. В якому напрямі протікатиме реакція за 900 К, якщо за цієї температури $K_f = 1,71$?

Задача 10. Розрахуйте константу рівноваги K_f за температури 700 К для реакції: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, $\Delta H^\circ_T = -116,8 \text{ кДж}$, якщо за 600 К $K_f = 156,0$. Визначити напрям реакції. В якому напрямі протікатиме реакція за 800 К, якщо при цій температурі $K_f = 0,45$?

Задача 11. Термодинамічна константа рівноваги для системи: $2\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}$ за температури 500 К $K_f = 181,3$, а ентальпія реакції в цьому температурному інтервалі $\Delta H^\circ_T = -230,3 \text{ кДж}$. Розрахуйте температуру за якій $K_f = 1$.

Задача 12. Для реакції: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ $\Delta H^\circ_T = -49,8 \text{ кДж}$; термодинамічна константа рівноваги за температури 500 К $K_f = 8,06 \times 10^{-3}$. Розрахуйте температуру за якій $K_f = 0,16$. Визначити напрям реакції. В якому напрямі протікатиме реакція за 300 К, якщо за цієї температури $K_f = 18,3$?

Задача 13. За 500 К взаємодія карбон (II) оксиду з воднем приводить до рівноваги: $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$. Константа рівноваги цієї реакції $K_f = 4,66 \times 10^{-3}$. Визначити в якому напрямі піде реакція за таких вихідних значень парціальних тисків компонентів:

	$P_{\text{CO}}, \text{Па}$	$P_{\text{H}_2}, \text{Па}$	$P_{\text{CH}_3\text{OH}}, \text{Па}$
1	$2,026 \times 10^4$	$4,63 \times 10^3$	$1,013 \times 10^9$

2	$1,013 \times 10^4$	$4,63 \times 10^3$	$1,013 \times 10^9$
3	$1,013 \times 10^4$	$2,026 \times 10^3$	$1,013 \times 10^9$

Задача 14. Константа рівноваги K_f реакції: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ за температури $427^\circ C$ дорівнює $9,35 \times 10^{-6}$. Чи буде проходити утворення аміаку в газовій суміші, яка складається з азоту, водню і аміаку, якщо вихідні тиски цих речовин мають таке значення:

	P_{N_2}, Pa	P_{N_2}, Pa	P_{NH_3}, Pa
1	$1,022 \times 10^{37}$	1×10^{100}	1×10^{100}
2	$1,022 \times 10^{35}$	1×10^{100}	1×10^{100}
3	$1,013 \times 10^{33}$	1×10^{100}	1×10^{100}

Термічний аналіз

Задача 1. За даними термічного аналізу плавкості цинку побудувати графік діаграми стану однокомпонентної системи в координатах « температура – час». Визначити точки перегину ($T_{пл}$, фазового переходу, «полиці» тощо) і позначити їх латинськими літерами (**a, b, c, d**). Для точок **a, b, c, d** визначити за правилом фаз Гіббса при сталому тискові число вільностей системи та описати як змінюється у відповідних відрізках між точками вільні термодинамічні параметри системи (температура, наприклад).

Таблиця. Термічний аналіз плавкості Zn

τ, c	0	30	60	90	120	150	180	210	240	270	300
$T, ^\circ C$	373	369	350	345	345	344	330	310	300	295	285

Задача 2. За даними термічного аналізу плавкості вісмуту побудувати графік діаграми стану однокомпонентної системи в координатах « температура – час». Визначити точки перегину ($T_{пл}$, фазового переходу, «полиці» тощо) і позначити їх латинськими літерами (**a, b, c, d**). Для точок **a, b, c, d** визначити за правилом фаз Гіббса при сталому тискові число вільностей системи та описати як змінюється у відповідних відрізках між точками вільні термодинамічні параметри системи (температура, наприклад).

Таблиця. Термічний аналіз плавкості Bi

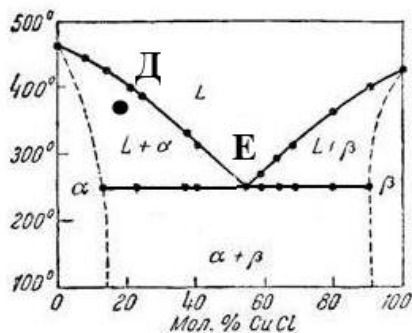
τ, c	0	30	60	90	120	150	180	210	240	270	300
$T, ^\circ C$	230	215	210	203	199	198	199	198	185	177	165

Задача 3. За діаграмою стану сплаву механічна суміш ($AgCl - CuCl$) для точки **E** визначити:

1) за правилом фаз Гіббса при сталому тискові визначити число вільностей системи і описати можливість зміни вільних термодинамічних параметрів (температури);

2) за проєкцією т. **E** на вісь концентрацій встановити склад евтектики у %, зазначити температуру її кристалізації та масу утвореного сплаву **E** при повному його охолодженні;

3) для точки Д на графіку визначити за правилом фаз Гіббса при сталому тискові число вільностей системи і склад сплаву у %.

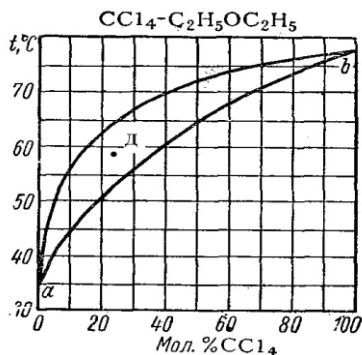


Задача 4. За діаграмою стану азеотропна суміш ($\text{CCl}_4 - \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$) з необмеженою розчинністю для точки Д визначити:

1) за правилом фаз Гіббса при сталому тискові визначити число вільностей системи і описати можливість зміни вільних термодинамічних параметрів (температури);

2) за проекцією т. Д на вісь концентрацій встановити склад компонентів у % та масу утвореного сплаву Д при повному його охолодженні;

3) за правилом відрізків встановити співвідношення фаз в даній точці.



Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
2. Цветкова Л.Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. Посібник. Львів: Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. Практикум. К.: Вища шк. 1977. 140 с.

2. Білий О.В., Біла Л.М. Фізична і колоїдна хімія. Задачі і вправи. Київ: Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Лабораторна робота № 18

Тема: Модульна контрольна №3 «Хімічна кінетика та фазові рівноваги в гетерогенних системах»

Обсяг вимог визначається програмою

Модуль IV. МОЛЕКУЛЯРНІ РОЗЧИНИ

Лабораторна робота № 19

Тема: визначення молярної маси речовини кріоскопічним методом

Мета роботи: ознайомлення з кріоскопічним методом визначення молекулярної маси розчиненої речовини.

Основні поняття: молекулярні розчини неелектролітів, розчини електролітів; способи вираження концентрації розчинів; закони молекулярних розчинів: Рауля, Вант – Гоффа, Коновалова; методи визначення молекулярної маси розчиненої речовини, кріоскопія.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні запитання:

1. Поняття про розчини. Компонент та розчинник.
2. Способи вираження концентрації розчинів.
3. Розчини неелектролітів. Ідеальні розчини. Колігативні властивості розчинів.
4. Зобразіть діаграму стану температура–склад двокомпонентної рідкої системи з необмеженою розчинністю, коли розчин кипить при вищій температурі, ніж розчинник. Чим це пояснити?
5. Який фізичний зміст кріоскопічної та ебуліоскопічної констант?

6. У чому суть криоскопічного методу визначення відносної молекулярної маси?

7. Чим відрізняються властивості ідеальних розчинів від гранично розведених?

8. Закони ідеальних розчинів: закони Рауля та Вант-Гоффа, їх наслідки.

Теоретичні відомості

Загальна характеристика розчинів

На відміну від чистого розчинника, розчин при охолодженні не замерзає повністю при постійній температурі. При певній температурі з розчину починають виділятися кристали розчинника і в процесі охолодження їх кількість збільшується. **Температурою замерзання** розчину вважають температуру, при якій випадають перші кристали розчинника.

Розчини – це однорідні суміші молекул, атомів, іонів двох або більше речовин, між якими є фізична і часто хімічна взаємодія. Асоціація молекул будь-якої речовини і сольватація (сполучення молекул розчиненої речовини і молекул розчинника у нестійкі комплекси) не порушують однорідності. З термодинамічної точки зору речовини, які утворюють розчин, рівноцінні і поділ на “розчинник” і “розчинену речовину” не має принципового значення.

Розчинником зазвичай називають той компонент розчину, кількість якого більша. Агрегатний стан розчину співпадає з агрегатним станом чистого розчинника. Якщо агрегатні стани речовин до утворення розчину різні, то розчинником вважають речовину, яка за даних умов є рідиною.

Розчин, активності компонентів якого збігаються з їхніми мольними частками (стандартним станом вважають стан чистого компонента), називають ідеальним. Ідеальні розчини підлягають законам Рауля:

$$P_A = (x_A P_A^0) = (1 - x_B) P_A^0, \quad (1)$$

де P_A – парціальний тиск розчинника над розчином; P_A^0 – тиск насиченої пари над чистим розчинником; x_A – мольна частка розчинника; x_B – мольна частка розчиненої речовини.

Вираз (1) є законом Рауля, який може бути сформульований таким чином: **парціальний тиск пари будь-якого компонента над розчином пропорційний мольній частці цього компонента і тиску пари над чистим компонентом.**

До неідеальних розчинів це рівняння застосовують, якщо мольна частка розчиненої речовини дуже мала і впливом розчиненої речовини можна знехтувати. Рівняння (1) перетворюють таким чином:

$$(P_A^0 - P_A)/P_A^0 = n_B (n_A + n_B) = x_B, \quad (2)$$

де $P_A^0 - P_A = \Delta P$ – пониження тиску пари над розчином в порівнянні з чистим розчинником; n_A і n_B – число моль речовин А та В відповідно.

У розбавленому розчині неелектроліту кількість частинок збігається з числом молекул, тоді як у розведеному розчині електроліту число частинок збільшується внаслідок дисоціації й у стільки ж разів зростає депресія або величина пониження тиску пари. **Тому для розчинів електролітів вводять відповідну поправку на дисоціацію, так званий ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа “i”.** Тоді рівняння (2) записують так:

$$(P_A^0 - P_A)/P_A^0 = in_B/(n_A + in_B) \approx ix_B, \quad (3)$$

де i – ізотонічний коефіцієнт, який визначають за рівнянням:

$$i = 1 + \alpha(\gamma - 1), \quad (4)$$

де α – ступінь дисоціації; γ – число іонів, які утворюються з однієї молекули нелеткої розчиненої речовини під час дисоціації в розчині.

Через пониження тиску пари над розчином, температура кипіння розбавленого розчину вища від температури кипіння розчинника, а підвищення температури кипіння пропорційне концентрації розчиненої речовини (другий закон Рауля).

Таким чином,

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m, \quad (5)$$

де $\Delta t_{\text{кип}}$ – підвищення температури кипіння розчину порівняно з чистим розчинником; E – ебуліоскопічна константа або моляльне підвищення температури кипіння. Значення E залежить від природи розчинника (див. табл. 27).

Підвищення температури кипіння, яке відбувається при додаванні до розчинника певної кількості розчиненої речовини, дозволяє розрахувати моляльність розчину і звідси молярну масу M_2 розчиненої речовини за рівнянням:

$$M_2 = 1000 \cdot E \cdot m_2 / (m_1 \cdot \Delta t_{\text{кип}}), \quad (6)$$

де m_2 , m_1 – маса розчиненої речовини і розчинника відповідно.

Для розбавлених розчинів електролітів рівняння (5), (6) записують так:

$$M_2 = i \cdot 1000 \cdot m_2 / (m_1 \cdot \Delta t_{\text{кип}}) \quad (7)$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot C_m \quad (8)$$

Таблиця 27. Ебуліоскопічні константи деяких речовин

Розчинник	E , кг·К/моль	$T_{\text{кип}}$, °С
оцтова кислота (СН ₃ СООН)	3,10	117,90
бензен (С ₆ Н ₆)	2,57	80,10
камфора (С ₁₀ Н ₁₆ О)	5,95	204,00
карбон дисульфід (СS ₂)	2,34	46,00
тетрахлорметан (ССl ₄)	5,25	76,75
хлороформ (СНCl ₃)	3,83	61,20
діетиловий ефір ((С ₂ Н ₅) ₂ О)	2,02	34,65
ацетон ((СН ₃) ₂ СО)	1,48	56,00
етанол (С ₂ Н ₅ ОН)	1,18	78,40
вода (Н ₂ О)	0,52	100,00

Температура, при якій із рідкого розчину з заданою концентрацією розчиненої речовини починають з'являтися кристали твердої фази при умові рівноваги, називають **температурою кристалізації розчину**. Якщо розчинена речовина і розчинник не утворюють твердого розчину, то температура кристалізації розчину нижча від температури кристалізації

розчинника. Зниження температури кристалізації пропорційне концентрації розчиненої речовини (другий закон Рауля). Для визначення зниження температури замерзання справедливе співвідношення:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m, \quad (9)$$

де $\Delta t_{\text{зам}}$ – зниження температури кристалізації розчину порівняно з чистим розчинником, K – криоскопічна константа розчинника або моляльне зниження температури кристалізації.

З рівняння (9) випливає, що для розчину, який містить 1 моль розчиненої речовини в 1000 г розчинника ($C_m = 1$ моль/кг), криоскопічна стала буде дорівнювати зниженню температури замерзання:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m \quad (10)$$

тобто математично виходить, що криоскопічна стала характеризує моляльне зниження температури замерзання розчину при умові, що для цього розчину діють закони ідеальних розчинів і що розчинена речовина не піддається дисоціації чи асоціації. Однак розчин, який містить 1 моль розчиненої речовини на 1000 г розчинника, наприклад 342 г сахарози на 1000 г розчинника, далекий від розведеного і рівнянню (9) не підтверджується. Криоскопічні константи деяких розчинників наведено в табл. 28.

Таблиця 28. Криоскопічні константи деяких речовин

Розчинник	K, кг·К/моль	T _{зам} , °C
оцтова кислота (CH ₃ COOH)	3,90	16,60
бензен (C ₆ H ₆)	5,14	5,50
камфора (C ₁₀ H ₁₆ O)	40,00	179,70
карбон дисульфід (CS ₂)	-	-112,10
тетрахлорметан (CCl ₄)	2,98	-22,87
хлороформ (CHCl ₃)	4,90	-63,55
дістиловий ефір ((C ₂ H ₅) ₂ O)	1,73	-116,20
ацетон ((CH ₃) ₂ CO)	2,40	-95,35
етанол (C ₂ H ₅ OH)	1,98	-114,30
вода (H ₂ O)	1,56	0,00

Для визначення K експериментально вимірюють зниження температури замерзання для розведених розчинів, а потім перераховують ці дані на 1 моль, тобто K не є дійсним зниженням точки замерзання моляльного розчину, для якого закони розведених розчинів вже не застосовуються.

Криоскопічна стала – величина умовна, екстраполяційна, розрахована для моляльного розчину за даними для розведених розчинів. Це стосується й ебуліоскопічної сталої. Криоскопічна і ебуліоскопічна сталі – величини, характерні для даного розчинника, не залежать від природи розчиненої речовини і концентрації розчину та можуть бути обчислені також теоретично. Так, K розраховується за рівнянням:

$$K = \frac{R(T_{\text{зам}}^0)^2 M_{p-ка}}{1000 \cdot \lambda_{\text{пл}}} \quad (11)$$

де R – універсальна газова стала; T – абсолютна температура замерзання розчинника; $\lambda_{пл}$ – питома теплота плавлення розчинника.

Для визначення молярної маси найчастіше використовують **кріоскопічний метод**, оскільки кріоскопічна стала більша від ебуліоскопічної, наприклад для води $K = 1,86$, а $E = 0,52$, що підвищує точність розрахунків при визначенні $\Delta t_{зам}$ при кріоскопічному методі.

Молярну масу розчиненої речовини визначають за формулою:

$$M_2 = 1000 \cdot K \cdot m_2 / (m_1 \cdot \Delta t_{зам}), \quad (12)$$

де m_2 , m_1 – маса розчиненої речовини і розчинника відповідно.

Для розбавлених розчинів електролітів рівняння (9) має вигляд:

$$\Delta t_{зам} = i \cdot K \cdot C_m. \quad (13)$$

Прилади і матеріали: кріостат, термометр Бекмана або звичайний термометр із ціною поділок 0,1 градуса, пробірки, штатив, калориметр, мішалка (паличка), хімічні стаканчики, терези, мірні пробірки, лід, бензен, камфора або ментол.

Дослід 1. Експериментальне визначення кріоскопічної сталої бензену

Інструкція до виконання роботи:

1. Розглянути будову лабораторного кріостату (прилад для кріоскопічних досліджень), зображеного на рис. 10. З'ясувати функції складових частин приладу.
2. Оскільки заповнення товстостінної склянки (4) кріостату вимагає великої кількості охолоджувальної суміші, в роботі можна використати альтернативну установку, в якій посудину (4) кріостату можна замінити калориметром.
3. В калориметр налити **20 – 30 мл** води та додати лід у кількості, що зможе покрити 2/3 поверхні скляної пробірки (лід не повинен доходити до отвору калориметра – буде швидко танути). В міру танення льоду в калориметрі необхідно періодично його досипати.
4. Пробіркою, обережно прокручуючи її, зробити отвір у льоді. Вона повинна триматися в льоді вертикально, але при цьому легко з нього вийматися.
5. В лапці штативу вертикально закріпити ртутний термометр.
6. В суху сляну пробірку мірною пробіркою відміряти **10 мл** чистого бензену.
7. Пробірку з бензеном розмістити в підготовлений отвір льоду калориметра та, рухаючи муфтою штативу, занурити в неї термометр на таку глибину, щоб піднімаючи пробірку з льоду вверх було видно розчинник.
8. Коли температура почне знижуватись, необхідно періодично підіймати пробірку вверх і спостерігати чи не з'явилися кристали C_6H_6 .

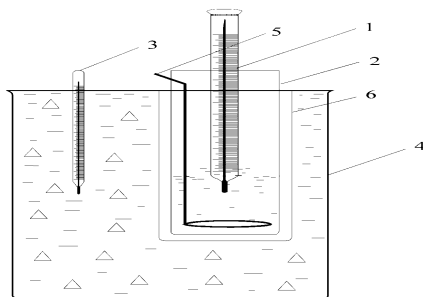


Рис. 10. Схема лабораторного криоскопу:

1 – термометр Бекмана, 2 – пробірка, 3 – звичайний термометр, 4 – товстостінна склянка, заповнена охолоджувальною сумішшю, 5 – мішалка, 6 – широка пробірка (повітряна оболонка)

9. Внаслідок охолодження температура рідини падає нижче від точки замерзання, а початок кристалізації супроводжується виділенням теплоти і температура підвищується; підвищення її припиняється в момент замерзання, і протягом довгого часу температура залишається постійною. Максимальне значення температури після її підвищення вважають температурою замерзання. В момент, коли температура на термометрі затримається на 20 – 30 с, відмітити її як температуру замерзання розчинника. Одержані покази термометра записати.

$$T_{\text{зам}}(\text{C}_6\text{H}_6) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Перевести дане значення температури в **К**. ДАНЕ ЗНАЧЕННЯ ТЕМПЕРАТУРИ ВИКОРИСТАТИ В ОБРАХУНКАХ.

$$T_{\text{зам}}(\text{C}_6\text{H}_6) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ } \text{K}.$$

10. Після зафіксування температури замерзання, потрібно вийняти з льоду термометр разом із пробіркою. Зробити це можливо, відкрутивши муфту на штативі, підтримати її рукою та обережно зрушити муфту та пробірку вгору по штативу. Замерзлий бензен у пробірці підігріти за допомогою теплої води чи рукою до повного танення (щоб звільнити термометр). Після цього термометр знову зафіксувати на штативі та витерти його кінець фільтрувальним папером.

10. За формулою 11 розрахувати експериментальне значення криоскопічної константи бензену ($K(\text{експ})$). Молярну масу бензену взяти таку: $M(\text{C}_6\text{H}_6) = 0,078 \text{ кг/моль}$. Питома ентальпія плавлення бензену $\lambda_{\text{пл}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 9991,08 \text{ Дж/кг}$.

11. Використавши дані табл. 28, записати значення теоретичної кроскопії бензену. $K(\text{теор}) = \underline{\hspace{2cm}}$.

12. Розрахувати відносну похибку досліджень:

$$\delta = \frac{K(\text{теор}) - K(\text{експ})}{K(\text{теор})} \cdot 100\%$$

Похибка (δ) становить: _____

Дослід 2. Визначення молярної маси речовини кріоскопічним методом

Інструкція до виконання роботи:

1. Приготувати серію розчинів камфори ($C_{10}H_{16}O$) чи ментолу ($C_{10}H_{20}O$) в бензені з масовими частками розчиненої речовини у %: 1, 5, 7, 10.
2. На електронних терезах зважити окремо маси камфори (ментолу) щоб приготувати по **10 г** розчинів у бензені. Наприклад, щоб приготувати **10 г 10 % розчину камфори у бензені** необхідно в хімічному стаканчику зважити **1 г** камфори та додати 9 г бензену у стакан.

Розрахунки мас відповідної розчиненої речовини:

1% _____

5 % _____

7 % _____

10 % _____

3. Відповідні маси речовини розчинити у необхідних масах C_6H_6 , перемішати їх до повного розчинення скляними палочками.

4. **ВСІ ПОДАЛЬШІ ВИМІРИ ПРОВОДИТИ З МЕНШОЮ КОНЦЕНТРАЦІЇ У БІЛЬШУ.** Для роботи відміряти мірною пробіркою по **5 мл** відповідного розчину.

5. **Всі виміри провести відповідно до пунктів інструкції 3 – 9, зазначені в досліді 1.** Одержані дані записати до таблиці 29.

6. Розрахувати зміну температури замерзання розчинів за формулою:

$$\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}}(\text{екс})C_6H_6 - T_{\text{зам}}(\text{роз} - \text{ну})$$

Одержані дані записати до табл. 29

Таблиця 29. Експериментальні дані

Розчин	$T_{\text{зам}}, K$	$\Delta T_{\text{зам}}, K$	$M_{\text{екс}}, \text{г/моль}$	$W_{\text{екс}}, \%$
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

7. Розрахувати значення молярних мас розчиненої речовини **за формулою 12.** Дані записати.

8. Розрахувати середнє значення $M(\text{експ})$ досліджуваної речовини за формулою: $M(\text{експ}) = \frac{M_1 + M_2 + M_3 + M_4}{4}$

$M(\text{експ})$ _____ г/моль

9. Розрахувати похибку досліджень, якщо **формула камфори ($C_{10}H_{16}O$), а ментолу ($C_{10}H_{20}O$)**:

$$\delta = \frac{M(\text{теор}) - M(\text{експ})}{M(\text{теор})} \cdot 100\%$$

10. На основі отриманих вимірювань (табл. 29) розрахувати експериментальне значення масової частки розчиненої речовини (y %) за формулою:

$$\omega_2 = \frac{100M_2 \cdot \Delta t_{\text{зам}}}{1000K(\text{експ}) + M_2 \cdot \Delta t_{\text{зам}}}$$

Дані записати до табл. 29.

11. Зробити висновки роботи.

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
2. Цветкова Л.Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. Посібник. Львів: Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. Практикум. К.: Вища шк. 1977. 140 с.
2. Білий О.В., Біла Л.М. Фізична і колоїдна хімія. Задачі і вправи. Київ: Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 20

Тема: визначення молярної маси розчиненої речовини та коефіцієнта активності ебуліоскопічним методом

Мета: ознайомитись з ебуліоскопічним методом визначення молярної маси розчиненої речовини; провести експериментальну перевірку правила Траутона; виміряти підвищення температури кипіння розчину, розрахувати молярну масу розчиненої речовини, порівняти її з табличною величиною і розрахувати похибку вимірювань; виміряти підвищення температури кипіння розчину електроліту і на основі цих даних розрахувати коефіцієнт активності розчиненої речовини.

Основні поняття: молярна ентальпія випаровування, правило Траутона, молекулярні розчини неелектролітів, розчини електролітів; способи вираження концентрації розчинів; закони молекулярних розчинів: Рауля, Вант – Гоффа, Коновалова; азеотропні суміші, методи визначення молекулярної маси розчиненої речовини, ебуліоскопія, ізотонічний коефіцієнт, коефіцієнт активності.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обчислень формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні питання.

1. Реальні розчини. Відхилення від законів Рауля і Вант-Гоффа.
2. Молярна ентальпія випаровування. Правило Траутона.
3. Кріоскопія та ебуліоскопія.
4. Розчини електролітів. Ізотонічний коефіцієнт, коефіцієнт активності, іонна сила розчину. Теорія Дебая-Гюккеля.
5. Закони Коновалова. Фракційна перегонка. Азеотропні суміші.
6. Розподіл речовин між двома рідинами. Закон розподілу Нернста. Коефіцієнт розподілу.

Теоретичні відомості:

Тиск пари розчинника над розчином понижується при додаванні до нього нелеткої речовини. Щоб над розчином спостерігався такий же тиск пари як і над чистим розчинником, необхідно нагріти розчин вище температури чистого розчинника (рис. 11).

Таким чином, першим наслідком закону Рауля є те, що розчини киплять при температурі вищій, ніж чисті розчинники. Підвищення температури кипіння пропорційне молярності розчину:

$$\Delta T_{\text{кип.}} = E m, \quad (1)$$

де $\Delta T_{\text{кип.}}$ – підвищення температури кипіння; m – молярність розчину (кількість розчиненої речовини в 1000 г розчинника); E – ебуліоскопічна стала.

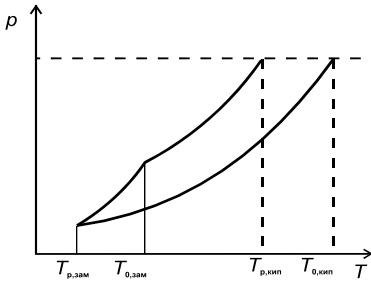


Рис.11. Залежність тиску насиченої пари над розчинником і розчином від температури:

$T_{0,зам}$ – температура замерзання чистого розчинника; $T_{р,зам}$ – температура замерзання розчину; $T_{0,кип}$ – температура кипіння чистого розчинника; $T_{р,кип}$ – температура кипіння розчину.

Ебуліоскопічна стала залежить тільки від природи розчинника і може бути розрахована за рівнянням:

$$E = \frac{RT_0^2}{1000\lambda_{кип}} \quad (2)$$

де T_0 – температура кипіння розчинника; λ – питома ентальпія випаровування.

Молярна маса розчиненої речовини визначається з підвищення температури кипіння:

$$M = \frac{Em_2 \cdot 1000}{m_1 \Delta T} \quad (3)$$

де m_1 , m_2 – маса розчинника і розчиненої речовини відповідно.

Для розчинів сильних електролітів згідно з першим наслідком із закону Рауля:

$$T_p - T_0 = \Delta T = iEm, \quad (4)$$

де $\Delta T_{кип}$ – підвищення температури кипіння; E – ебуліоскопічна стала (для води $E = 0.52$); m – моляльність розчину; i – ізотонічний коефіцієнт; T_p , T_0 – температура кипіння розчину і чистого розчинника.

При відомому значенні ізотонічного коефіцієнта i коефіцієнт активності розчиненої речовини y може бути обрахований за формулою:

$$y = \frac{i-1}{\gamma-1} \quad (5)$$

Прилади та матеріали: електронні терези, скляні стаканчики, електрична плитка, термометр, скляні палички, штатив, витяжна шафа, етанол, ацетон, бензен, хлороформ, цукор, калій хлорид, натрій хлорид, натрій сульфат, алюміній хлорид, вода.

Дослід 1. Експериментальна перевірка правила Траутона

Теоретичні відомості:

Процеси плавлення і випаровування завжди ендотермічні. Ентальпія випаровування пов'язана з температурою кипіння **правилом Траутона**: молярна ентальпія випаровування різних речовин при температурі кипіння є величиною сталою.

$$K = \frac{\Delta H}{T_{\text{кип}}}; K \approx 85 - 95 \text{ Дж / моль} \cdot \text{К}$$

Інструкція до виконання роботи:

ДАНУ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНУ РОБОТУ ВИКОНУВАТИ ПІД ТЯГОЮ!!!

1. Для перевірки правила Траутона взяти два полярні розчинники (наприклад, етанол та ацетон) та два неполярні розчинники (наприклад, бензен та хлороформ).
2. У витяжну шафу поставити штатив з лапкою. На його основу розмістити електроплитку.
3. В лапці штативу вертикально закріпити термометр.
4. **Спочатку визначити температуру кипіння чистих розчинників.** Мірним стаканом відміряти **50 мл етанолу**, поставити стакан із спиртом на електроплитку та занурити в нього термометр (термометр не повинен торкатися дна стакану).
5. Вмикнути електроплитку на помірний нагрів та зафіксувати температуру кипіння етанолу.

$$T_{\text{кип експ}} (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ } ^\circ\text{C}.$$

6. Коли температуру кипіння спирту зафіксовано, вимкнути електроплитку, швидко підняти термометр за допомогою муфти та, взявши ганчіркою за стакан, забрати його з електроплитки (**щоб не відбулося перегріву розчинника та його спалаху!!!**) та вмикнути витяжну шафу на 5 хв.

7. Коли електроплитка трохи охолоне, вимкнути витяжку та відміряти **50 мл ацетону**.

8. Поставити стакан з ацетоном на електроплитку, занурити в нього термометр та вмикнути плитку на нагрів. Зафіксувати температуру кипіння ацетону.

$$T_{\text{кип експ}} ((\text{CH}_3)_2\text{CO}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ } ^\circ\text{C}.$$

9. Відразу ж після визначення температури кипіння, швидко вимкнути плитку, підняти термометр, забрати стакан з нагріву та вмикнути витяжну шафу.

10. Такі ж процедури повторити для **50 мл неполярних розчинників** бензену та хлороформу. **РОБОТУ ВИКОНУВАТИ ШВИДКО ТА ОБЕРЕЖНО!!! ОРГАНІЧНІ РОЗЧИННИКИ ГОРЮЧІ!!!**

$$T_{\text{кип експ}} (\text{C}_6\text{H}_6) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ } ^\circ\text{C}.$$

$$T_{\text{кип експ}} ((\text{CHCl}_3)) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ } ^\circ\text{C}.$$

11. Використовуючи дані **таблиць 30 та 31**, розрахувати теоретичні значення констант Траутона (K) для розчинників. **ПРИ ОБРАХУНКАХ СЛІД ВРАХУВАТИ РОЗМІРНОСТІ ФІЗИЧНИХ ВЕЛИЧИН.** Одержані дані занести до таблиці 32.

Таблиця 30. Температура кипіння і ентальпія випаровування рідин

Речовина	$T_{\text{кип}}$, $^\circ\text{C}$	$\Delta H_{\text{вип.}}$, кДж/моль
----------	-------------------------------------	-------------------------------------

Анілін	184,4	30,72
Ацетон	56,2	32,23
Бензен	80,1	30,92
Бутанол	117,5	43,76
1,2-Дихлоретан	82,4	32,19
Етанол	78,4	38,54
Нітробензол	210,9	48,78
Метанол	64,5	35,24
Пропанол	97,2	40,13
Тетрахлорметан	76,8	29,97
Толуол	110,6	33,48
Хлорбензол	132,2	36,49
Хлороформ	61,2	29,34
Вода	100,0	44,04

Таблиця 31. Температура кипіння речовин за різних тисків
ТИСК, Па ЗА ТЕМПЕРАТУРИ °С

Речовина	5333	7999	13330	26660	53330	101320
Анілін	96,7	106,0	119,9	140,1	161,9	184,4
Ацетон	-9,4	-2,0	7,7	22,7	39,5	56,2
Бензол	7,6	15,4	26,1	42,2	60,6	80,1
Бутанол	30,3	60,3	70,1	84,3	100,8	117,5
Етанол	19,0	26,0	34,9	48,4	63,5	78,4
Нітробензол	115,4	125,8	139,9	161,2	185,8	210,9
Метанол	5,0	12,1	21,2	34,8	49,9	64,5
Пропанол	36,4	43,5	52,8	66,8	82,0	97,2
Тетрахлорметан	4,3	2,3	23,0	38,3	57,8	76,8
Толуол	31,8	40,3	51,9	69,5	89,5	110,6
Хлорбензол	49,7	58,3	70,7	89,4	110,0	132,2
Вода	34,1	41,6	51,6	66,5	83,0	100,0

Таблиця 32. Експериментальні та розрахункові дані

Речовина	Т _{кип} теор, °С	К теор, Дж/моль·К	Т _{кип} експ, °С	К експ, Дж/моль·К	δ, %
C ₂ H ₅ OH					
(CH ₃) ₂ CO					
C ₆ H ₆					
CHCl ₃					

12. Використовуючи експериментальні температури кипіння та значення ентальпій (табл. 30), розрахувати $K(\text{експ})$ для розчинників. Дані занести до таблиці 32.

13. Розрахувати відносні похибки досліджень та записати їх до таблиці 32:

$$\delta = \frac{K(\text{теор}) - K(\text{експ})}{K(\text{теор})} \cdot 100\%$$

14. Дати відповідь на запитання: 1) Чи однакове значення K полярних та неполярних розчинників? Чому? 2) Чи справедливе правило Траутона для неполярних розчинників? Відповідь пояснити у висновку.

Висновок:

Дослід 2. Ебуліоскопічний метод визначення молярної маси розчиненої речовини неелектроліту

Інструкція до виконання роботи:

В даній роботі молярна маса розчиненої речовини визначається **ебуліоскопічним методом** шляхом вимірювання підвищення температури кипіння розчину.

1. Приготувати серію розчинів цукру з масовою часткою розчиненої речовини 2, 4, 6, 8 та 10 %.
2. На основу штативу помістити електроплитку. В лапку штативу закріпити термометр.
3. В хімічний стакан відміряти **50 мл** дистилату та поставити його на електроплитку. Занурити термометр у воду (не до дна стакану). Вмикнути електроплитку в мережу.
4. Зафіксувати температуру кипіння чистої води.

$$T_{\text{кип}}(\text{H}_2\text{O}) \text{ _____ } ^\circ\text{C}$$

5. Коли температуру кипіння визначено, обережно вилити зі стакану воду, налити **50 мл 2 % розчину цукру**, занурити термометр та визначити температуру кипіння розчину. Дані записати.
6. Виконати таку ж процедуру з іншими розчинами в порядку збільшення масової частки.

Таблиця 33. Експериментальні дані ебуліоскопії розчинів цукру

масова частка розчину, %	$T_{\text{кип}}$, °C	$M_{\text{експ}}$ (цукру), г/моль
2		
4		
6		
8		
10		

7. За формулою 3 розрахувати $M(\text{експ})$ цукру. Дані записати.

8. Знайти середнє значення молярної маси:

$$M(\text{експ}) = \frac{M_1 + M_2 + M_3 + M_4 + M_5}{5}$$

$M(\text{експ})$ _____ г/моль.

9. Знаючи формулу цукру – $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ – розрахувати відносну похибку роботи:

$$\delta = \frac{M(\text{теор}) - M(\text{експ})}{M(\text{теор})} \cdot 100\%$$

Дослід 3. Визначення коефіцієнтів активності та ізотонічних коефіцієнтів солей ебуліоскопічним методом

Інструкція до виконання роботи:

1. Вибрати будь – яку із запропонованих солей (за вказівкою викладача) та приготувати по 50 г розчинів з масовими частками, зазначеними в табл. 34.

Таблиця 34.Склад розчинів для ебуліоскопічних досліджень

Речовина		Масова частка розчиненої речовини в розчині, w, %			
1.	NaCl	5	10	15	20
2.	CaCl ₂	8	16	24	32
3.	AlCl ₃	6	12	18	24
4.	Na ₂ SO ₄	3	6	9	12
5.	Na ₃ PO ₄	2	4	6	8

2. Спочатку визначити температуру кипіння води, потім розчинів з відповідними концентраціями, як це зазначалось вище. Одержані дані записати до табл. 35.

Таблиця 35.Значення коефіцієнта активності, визначене ебуліоскопічним методом.

m , моль/кг	T_p , К	T_o , К	$\Delta T_{\text{кип}}$	i	y

3. Розрахувати моляльність розчинів за формулою:

$$m = \frac{m_{pp} \cdot 1000}{m_{p-ка} \cdot M_{pec}}$$

4. Використовуючи формулу 4, розрахувати ізотонічні коефіцієнти розчинів (і). Дані записати до табл. 35.

5. Розрахувати коефіцієнти активності за формулою:

$$y = \frac{i-1}{\gamma-1}, \text{ де } \gamma - \text{число іонів, на які дисоціює електроліт. Дані записати.}$$

6. Побудувати графік залежності коефіцієнтів активності електроліту від масової частки.

Приклад розрахунку. Температура кипіння розчину з масовою часткою NaCl $w = 11,0\%$ становить $102,0^\circ\text{C}$, а дистильованої води – $100,0^\circ\text{C}$. Розрахувати ізотонічний коефіцієнт та коефіцієнт активності.

Розв'язання:

Розраховуємо молярність розчину:

$$M_{\text{NaCl}} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}$$

$$m = \frac{n}{m_1} = \frac{m_2 \cdot 1000}{m_1 M} = \frac{11,0 \times 1000}{89 \times 58,5} = 2,113 \text{ моль/л}$$

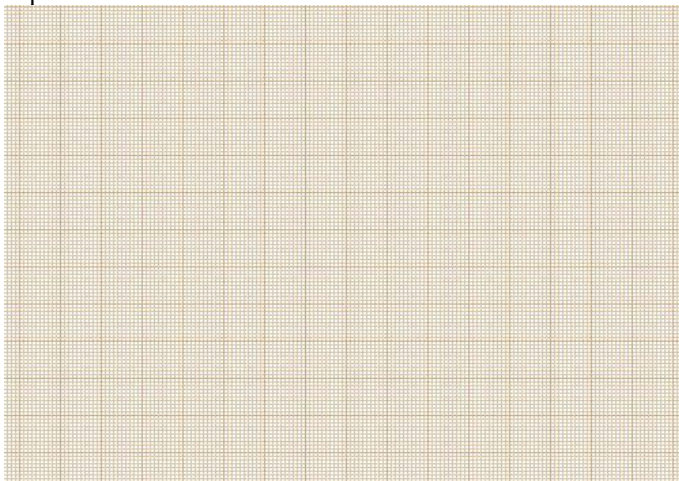
Розраховуємо ізотонічний коефіцієнт:

$$i = \frac{\Delta T}{E \times m} = \frac{102,0 - 100,0}{0,52 \times 2,113} = 1,820$$

Розраховуємо коефіцієнт активності:

$$y = \frac{i-1}{\gamma-1} = \frac{1,820-1}{2-1} = 0,820$$

Графік залежності коефіцієнта активності електроліту від масової частки розчиненої речовини



Пояснення одержаних результатів. На графіку залежності коефіцієнта активності від складу спостерігається 2 ділянки. На першій ділянці в області низьких концентрацій коефіцієнт активності зменшується з ростом концентрації до деякого мінімального значення. Причиною

зменшення коефіцієнта активності в цьому інтервалі концентрацій є утворення іонних атмосфер.

На другій ділянці в області високих концентрацій коефіцієнт активності зростає. Причиною зростання коефіцієнта активності є гідратація іонів в розчині в результаті чого зменшується число молекул розчинника в середовищі і як наслідок збільшується молярність розчину.

7. Виконати індивідуальне завдання до лабораторної роботи (*на додаткову оцінку*).

8. Зробити висновок роботи.

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

2. Цветкова Л.Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. Посібник. Львів: Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. Практикум. К.: Вища шк. 1977. 140 с.

2. Білий О.В., Біла Л.М. Фізична і колоїдна хімія. Задачі і вправи. Київ: Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 21

Тема: розв'язування задач із теми «молекулярні розчини»

Мета: навчитися розв'язувати типові задачі.

Основні поняття: хімічні формули, хімічні рівняння, розрахункові задачі.

План заняття:

1. Організаційний момент.
2. Тестовий контроль знань здобувачів вищої освіти.
3. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи.
4. Розв'язування розрахункових задач.

Задачі

Тиск пари над розчином.

Задача 1. За $95\text{ }^{\circ}\text{C}$ тиск пари води рівний 96189 Па . Наскільки понизиться тиск пари за цієї температури, якщо в 100 г води розчинити $0,15\text{ г}$ фенолу?

Задача 2. Розрахуйте тиск пари над 20% - відсотковим водним розчином гліцерину, взятого за 30°C . Тиск пари води за цієї температури рівний 4242 Па .

Задача 3. За температури $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ тиск пари води становить 7275 Па . Скільки грамів глюкози треба розчинити в 90 г води, щоб тиск пари над розчином понизився на 30 Па ?

Задача 4. Розрахуйте відносне пониження тиску пари розчинника над розчином, який містить $6,9\text{ г}$ саліцилової кислоти ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) в 92 г етанолу.

Задача 5. Визначити молярність розчину глюкози, якщо тиск пари води над розчином за $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ рівний 2302 Па . Тиск пари води за цієї температури 2338 Па .

Задача 6. Тиск пари над розчином, що містить $12,8\text{ г}$ нафталену в 146 г бензену за $26,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ рівний 12700 Па . Тиск пари над чистим бенzenом за цієї температури рівний 13330 Па . Розрахуйте молярну масу нафталену і відносну похибку у відсотках (формула нафталену C_{10}H_8).

Задача 7. Яка масова частка цукру в розчині, якщо тиск пари над цим розчином на 2% менше ніж тиск пари води за цієї температури?

Задача 8. За $28\text{ }^{\circ}\text{C}$ тиск пари над чистим карбон дисульфідом рівний 53330 Па , а над розчином, який містить $15,2\text{ г}$ камфори в 152 г карбон дисульфиду, 50800 Па . Розрахуйте молярну масу камфори і відносну похибку в процентах (формула камфори $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$).

Задача 9. Розрахуйте тиск пари за температури $15,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ над розчином, який містить $3,04\text{ г}$ камфори ($\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$) в 234 г бензену. Тиск пари бензену за цієї температури рівний 7999 Па .

Задача 10. Розрахуйте масову частку глюкози в розчині, якщо тиск пари над ним рівний тиску пари над розчином, що містить $3,6\text{ г}$ $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ і 180 г води.

Замерзання розведених розчинів.

Задача 1. Температура замерзання чистого бензену $278,500\text{ К}$, а температура замерзання розчину, який містить $1,637\text{ г}$ камфори в 200 г бензену $278,247\text{ К}$. Мольне пониження температури затвердівання бензену $5,16$. Розрахуйте молярну масу камфори і порівняйте її з значенням, одержаним з формули $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$.

Задача 2. За якої температури буде замерзати 30 % розчин метанолу у воді? Кріоскопічна стала води $K = 1,86$.

Задача 3. Яка масова частка водного розчину фруктози, який замерзає за температури $-2,5\text{ }^\circ\text{C}$? Кріоскопічна стала води $1,86$.

Задача 4. Розрахуйте за якого масового співвідношення потрібно змішати воду і гліцерин, щоб одержати розчин, який замерзає за $-20\text{ }^\circ\text{C}$? Кріоскопічна стала води $K = 1,86$.

Задача 5. Визначити температуру замерзання розчину, який містить $1,5 \times 10^{23}$ молекул неелектроліту в 100 мл води. Кріоскопічна стала води $1,86$.

Задача 6. Визначити температуру замерзання розчину, що містить 9×10^{23} молекул глюкози в $0,5\text{ л}$ розчину. Яка мольна частка, молярна концентрація і моляльність одержаного розчину? Густина розчину $1,1\text{ г/см}^3$. Кріоскопічна стала води $K = 1,86$.

Задача 7. Скільки грамів бензойної кислоти ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$) розчинено в 100 г етанової кислоти, якщо температура замерзання останньої понизилась на $1,17\text{ }^\circ\text{C}$? Кріоскопічна стала етанової кислоти $3,9$.

Задача 8. Температура замерзання 20 % водного розчину цукру становить 268 К . Пониження тиску над розчином за цієї температури становить 401 Па . Розрахуйте тиск пари води над розчином. Кріоскопічна стала води $1,86$.

Задача 9. Обчисліть температуру замерзання водного розчину глюкози, якщо тиск пари його рівний 98 % тиску пари чистої води при тій же температурі. Кріоскопічна стала води $1,86$.

Задача 10. Для охолодження двигунів внутрішнього згорання в морозну погоду, коли вода замерзає під час стоянок, застосовують антифризи - водні розчини, які не замерзають при низьких температурах. Припустивши, що закон Рауля справедливий для розчину нижче вказаної концентрації, визначити, за якої температури замерзне 40 % розчин етиленгліколю $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$. Кріоскопічна стала води $1,86$.

Кипіння розведених розчинів.

Задача 1. Скільки грамів глюкози потрібно додати до 100 г води, щоб розчин закипів за $102,5\text{ }^\circ\text{C}$? Ебуліоскопічна стала води $E = 0,52$.

Задача 2. Обчисліть температуру кипіння водних одновідсоткових розчинів: а) гліцерину ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$), б) глюкози ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), в) цукру ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). Ебуліоскопічна стала води $0,52$.

Задача 3. В 100 г бензену розчинили $2,44\text{ г}$ бензойної кислоти ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$). Обчисліть підвищення температури кипіння одержаного розчину в порівнянні з чистим бенzenом. Ебуліоскопічна стала бензену рівна $2,57$.

Задача 4. Скільки грамів нафталену (C_{10}H_8) розчинено в 50 г бензену, якщо одержаний розчин кипить за $83\text{ }^\circ\text{C}$? Температура кипіння бензену $80,2\text{ }^\circ\text{C}$, а ебуліоскопічна стала його $2,57$.

Задача 5. В якому об'ємному співвідношенні треба змішати етанол з гліцерином, щоб перевищення температури кипіння одержаного розчину над температурою кипіння етанолу було рівне $1,5\text{ }^\circ\text{C}$? Густина етанолу і

гліцерину відповідно рівні 0,789 і 1,259 г/см³. Ебуліоскопічна стала станолу рівна 1,02.

Задача 6. Розчин який містить 3,18 г бензальдегіду (C₆H₅COH) в 100 г бензену, кипить при температурі 80,971 °С. Температура кипіння, бензену рівна 80,200 °С, а ебуліоскопічна стала його 2,57. Обчисліть молярну масу бензальдегіду і відносну похибку досліду в процентах в порівнянні з величиною, знайденою з формули бензальдегіду.

Задача 7. Під час розчинення 4,56 г камфори (C₁₀H₁₆O) в 250 г бензену температура кипіння підвищилась на 0,306 К. Ебуліоскопічна стала бензену 2,57. Розрахуйте молярну масу камфори і відносну похибку досліду.

Задача 8. Розрахуйте температуру кипіння розчину, який містить 20 г камфори в 250 г ацетону. Температура кипіння ацетону 56,2 °С, а ентальпія кипіння 32,23 кДж/моль.

Задача 9. В досліді знайдено, що при розчиненні 5,40 г глюкози (C₆H₁₂O₆) в 50 г води підвищення температури кипіння становило 0,312 К. Розрахуйте ебуліоскопічну постійну води і молярну ентальпію випаровування. Одержані величини порівняйте з табличними.

Задача 10. Розрахуйте масову частку водного розчину глюкози, який кипить за 101 °С. Ебуліоскопічна стала води 0,512.

Осмотичний тиск розчинів.

Задача 1. Осмотичний тиск розчину гліцерину за 0 °С дорівнює 1,013×10⁵ Па. Розрахуйте осмотичний тиск цього розчину за 25 °С.

Задача 2. За 20 °С осмотичний тиск розчину глюкози становить 1,5×10⁵ Па. Яким стане осмотичний тиск, якщо розчин розвести в 5 разів, а температуру підвищити до 40 °С?

Задача 3. Розрахуйте осмотичний тиск розчину, в трьох літрах якого міститься 0,6 моль глюкози за температури 22 °С.

Задача 4. Розрахуйте осмотичний тиск 10%-го розчину сахарози за 27 °С. Густина розчину 1,038 г/см³.

Задача 5. Яка молярність розчину глюкози, якщо за 27 °С він створює осмотичний тиск, рівний 2,5×10⁵ Па?

Задача 6. Скільки грамів глюкози повинно міститися в 0,5 л розчину, щоб осмотичний тиск цього розчину за 27 °С становив 1,8×10⁵ Па?

Задача 7. За 20 °С осмотичний тиск розчину, який містить в 0,5 л 68,4 г сахарози, дорівнює 98900 Па. Розрахуйте величину константи R в Дж/моль*К.

Задача 8. Скільки грамів цукру повинно міститися в 1 л розчину, щоб цей розчин був ізотонічний з розчином, який містить в 300 мл 3,064 г гліцерину, за такої ж температури?

Задача 9. За 20 °С осмотичний тиск розчину, який містить в 1 л 71,19 г невідомої речовини, дорівнює 513165 Па. Розрахуйте молярну масу невідомої речовини.

Задача 10. За 0 °С осмотичний тиск розчину, який містить в 100 мл 1г цукру, дорівнює 66858 Па. Розрахуйте молярну масу цукру і відносну

похибку (в процентах) у порівняння з величиною, знайденою з формули $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Розчини слабких і сильних електролітів

Тиск пари над розчином.

Задача 1. Пониження тиску пари над розчином, який містить 11,1 г $CaCl_2$ і 200 г води при 373 К становить 226,6 Па. Розрахуйте ізотонічний коефіцієнт і коефіцієнт активності кальцій хлориду в розчині.

Задача 2. Яким буде тиск пари розчинника над розчином за 293 К, якщо в 135 г води розчинили 3,85 г $MgCl_2$, а коефіцієнт активності солі в даному розчині 0,476? Тиск парів розчинника рівний 2420 Па.

Задача 3. Тиск пари над розчином, який містить 14,82 г $(NH_4)_2SO_4$ і 300 г води за 293 К рівний 2320 Па, а тиск пари води за такої ж температури 2338 Па. Розрахуйте ізотонічний коефіцієнт і коефіцієнт активності амоній сульфату в розчині.

Задача 4. Розрахуйте ізотонічний коефіцієнт і коефіцієнт активності $Ca(NO_3)_2$ в розчині, якщо розчинити 14,76 г солі у 90 г води. Тиск пари за 373 К понизився на 4640 Па.

Задача 5. Яким буде ізотонічний коефіцієнт і коефіцієнт активності Na_2CO_3 в розчині з масовою часткою 0,1, якщо за 20 °С тиск пари розчинника над розчином становить 2240 Па?

Задача 6. Розрахуйте пониження тиску пари над розчином KNO_3 , який містить 8,18 г солі в 270 г води, якщо за 293 К коефіцієнт активності розчиненої речовини становить 0,614.

Задача 7. Пониження тиску пари над розчином, який містить 3,735 г KI і 45 г води при 373 К становить 1166 Па. Розрахуйте тиск пари розчинника над розчином, ізотонічний коефіцієнт і коефіцієнт активності калій йодиду в розчині.

Задача 8. Яким буде тиск пари розчинника над розчином за 293 К, якщо в 4 моль води розчинити 2,383 г $Pb(NO_3)_2$, а коефіцієнт активності солі в даному розчині 0,405?

Задача 9. Тиск пари над розчином, який містить 35,568 г $(NH_4)_2SO_4$ в 360 г води за 293 К рівний 2280 Па. Розрахуйте ізотонічний коефіцієнт і коефіцієнт активності $(NH_4)_2SO_4$ в розчині.

Задача 10. Розрахуйте ізотонічний коефіцієнт і коефіцієнт активності $MgCl_2$ в розчині, якщо розчинити 10,69 г солі у 225 г води. Тиск пари за 373 К понизився на 2240 Па.

Замерзання і кипіння розведених розчинів електролітів.

Задача 1. За якої температури замерзне розчин, який містить в 150 г води 2,46 г кальцій нітрату. Коефіцієнт активності солі в розчині 0,488. Кріоскопічна стала води $K = 1,86$.

Задача 2. Температура замерзання 3,22 % розчину кальцій хлориду – 1,066 °С. Визначити коефіцієнт активності солі у цьому розчині. Кріоскопічна стала води 1,86.

Задача 3. Розчин, який містить у 100 г води 2,628 г магній хлориду, замерзає за $-1,384\text{ }^{\circ}\text{C}$. Розрахуйте ізотонічний коефіцієнт і осмотичний тиск. Кріоскопічна стала води 1,86.

Задача 4. Скільки грамів цукру міститься у 100 г води, якщо цей розчин замерзає за такої ж температури, що і 0,1 *n* розчин KCl. Коефіцієнт активності солі рівний 0,77.

Задача 5. Температура замерзання розчину барію гідроксиду, який містить 5 г $\text{Ba}(\text{OH})_2$ в 250 г води рівна $-0,42\text{ }^{\circ}\text{C}$. Розрахуйте pH цього розчину і величину pH, яка спостерігалась би при коефіцієнті активності рівному одиниці.

Задача 6. Розчин, який містить 2,445 г трихлоретанової кислоти в 150 г бензену замерзає за температури 278,15 К. Розрахуйте ефективну молярну масу трихлоретанової кислоти в бензенному розчині і встановіть, проходить асоціація чи дисоціація її молекул і в якій мірі. Мольне пониження температури кристалізації бензену рівне 5,16. Температура замерзання чистого бензену 278,500 К.

Задача 7. Визначити температуру кипіння розчину, який містить в 1000 г води 0,3 моль $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, якщо коефіцієнт активності його рівний 0,397. Ебуліоскопічна стала води 0,52.

Задача 8. Розчин, який містить 0,525 г амоній хлориду в 100 г води, кипить за температури 100,09 $^{\circ}\text{C}$. Розрахуйте коефіцієнт активності NH_4Cl у цьому розчині. Ебуліоскопічна стала води 0,52.

Осмотичний тиск розчинів електролітів.

Задача 1. Розрахуйте осмотичний тиск за 25 $^{\circ}\text{C}$ 0,1 *n* розчину магній хлориду. Коефіцієнт активності MgCl_2 у цьому розчині 0,53.

Задача 2. Розрахуйте осмотичний тиск за 25 $^{\circ}\text{C}$ 1,1 % розчину кальцій хлориду. Густина розчину рівна $1,007\text{ г/см}^3$, а коефіцієнт активності солі 0,52.

Задача 3. За 25 $^{\circ}\text{C}$ осмотичний тиск 0,1 розчину KCl рівний $4,40 \times 10^5$ Па. Вирахуйте коефіцієнт активності KCl у цьому розчині.

Задача 4. Знайти концентрацію розчину глюкози, який ізотонічний з 0,1 *M* розчином кальцій хлориду за 25 $^{\circ}\text{C}$. Коефіцієнт активності CaCl_2 рівний 0,472.

Задача 5. Осмотичний тиск 0,05 *M* розчину електроліту рівний 272500 Па за 273 К. Коефіцієнт активності електроліту становить 0,70. На скільки іонів дисоціює молекула електроліту?

Задача 6. За 18 $^{\circ}\text{C}$ осмотичний тиск розчину, який містить 3,5 г хлориду натрію і 50 г води рівний $2,1 \times 10^6$ Па. Розрахуйте коефіцієнт активності солі в розчині та температуру його замерзання. Густина розчину $1,05\text{ г/см}^3$.

Задача 7. Визначити осмотичний тиск водного розчину глюкози, якщо цей розчин ізоосмотичний за 291 К з розчином, який містить 0,5 моль/л CaCl_2 , причому коефіцієнт активності солі складає 0,448.

Задача 8. Розрахуйте температуру замерзання розчину, який містить 8,875 г натрій хлориду в 50 г води, якщо за 293 К осмотичний тиск цього розчину рівний $1,181 \times 10^7$ Па, густина $1,109\text{ г/см}^3$.

Задача 9. Розчинивши 2,05 г NaOH в 100 г води ($\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$) температура кипіння розчину стала 100,5 °С. Розрахуйте:

- а) ізотонічний коефіцієнт, коефіцієнт активності і активність солі в розчині;
- б) температуру замерзання розчину, якщо $K = 1,86$;
- в) осмотичний тиск розчиненої речовини за 27 °С.

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
2. Цветкова Л.Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. Посібник. Львів: Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. Практикум. К.: Вища шк. 1977. 140 с.
2. Білий О.В., Біла Л.М. Фізична і колоїдна хімія. Задачі і вправи. Київ: Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Лабораторна робота № 22

Тема: **Модульна контрольна №4 «Закони молекулярних розчинів»**

Обсяг вимог визначається програмою

Модуль V. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Лабораторна робота № 23

Тема: вимірювання електропровідності розчинів електролітів та перевірка закону розведення Оствальда

Мета роботи: ознайомитися з методом вимірювання електропровідності розчинів електролітів; довести справедливості закону розведення Оствальда; навчитися визначати питому електропровідність розведених розчинів етанової кислоти різної концентрації і на основі одержаних експериментальних даних розрахувати:

- а) молярну електропровідність розчинів;
- б) ступінь електролітичної іонізації;

в) константу іонізації етанової кислоти в розчинах різної концентрації.
Основні поняття: розчини електролітів; електропровідність розчинів, закони Оствальда та Кольрауша.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні питання:

1. Загальна характеристика електрохімічних процесів. Електрохімічна система.
2. Термодинаміка електрохімічних процесів.
3. Електропровідність розчинів. Питома та молярна електропровідність.
4. Закони Кольрауша та Оствальда. Ступінь і константа іонізації.
5. Вимірювання електропровідності. Практичне використання методу електропровідності.

Теоретичні відомості

Електропровідність – це здатність речовини проводити електричний струм. Електропровідність виникає в електричному полі. Електропровідність властива усім речовинам, але для того, щоб вона була значною, необхідно, щоб в речовині були вільні заряди.

Вимірювання електропровідності проводять в комірках різної форми, в які вставлені електроди з інертного металу. Опір розчину електроліту розраховується за рівнянням:

$$R = \rho \frac{L}{S} \quad (1)$$

де ρ – питомий опір, Ом-см; L – відстань між електродами; S – площа перерізу розчину, що міститься між електродами.

Величина, обернена до питомого опору, називається питомою електропровідністю:

$$\kappa = \frac{1}{\rho} \quad (2)$$

Якщо b відстань між електродами дорівнювала би 1 см, а площа кожного електроду 1 см², то виміряна в таких умовах електропровідність була б питомою.

Практично важко виготовити комірку вказаних розмірів, а тому кожную електролітичну комірку калібрують або визначають її постійну.

Стала електролітичної комірки визначається відношенням

$$\frac{L}{S} = k \quad (3)$$

яке для даної комірки є сталою величиною. З врахуванням (2) і (3) з рівняння (1) можна одержати:

$$\kappa = \frac{k}{R} \quad (4)$$

Сталу електролітичної комірки визначають заповнивши її розчином з відомою питомою електропровідністю, наприклад **0,02 н розчином KCl, питома електропровідність якого при 25 °C становить 0,2765 Ом⁻¹см⁻¹.**

Таблиця 37. Питома електрична провідність 0,02 н. розчину KCl в інтервалі 0–30°С

Температура, °С	0	5	10	15	20	25	30
χ , Ом ⁻¹ м ⁻¹	0,1521	0,1752	0,1994	0,2243	0,2501	0,2765	0,3036
χ , мСм	1,52	1,75	1,99	2,24	2,50	2,76	3,04

Одиницею виміру питомої електропровідності є Ом⁻¹·м⁻¹ = См·м⁻¹, де См – сименс.

Постійна комірки залежить від положення, форми, розміру електродів і від матеріалу, з якого вони виготовлені.

Константа дисоціації в хімії та біохімії – специфічний тип константи рівноваги, що описує схильність хімічного об'єкта оборотно розпадатися на компоненти, наприклад, дисоціації комплексу на окремі молекули в його складі або розпаду солі на іони. Константа дисоціації позначається **K_d** і є зворотною величиною до константи спорідненості. У випадку солей константа дисоціації може називатися константою іонізації. Це фізична величина, що характеризується відношенням добутку рівноважних концентрацій дисоційованих іонів до рівноважної концентрації недисоційованих молекул. **K_d не визначається для сильних електролітів.**

Відповідно до закону розведення Оствальда, константу дисоціації можна розрахувати за формулою:

$$K_i = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \quad (5)$$

Прилади та матеріали: портативний кондуктометр, електронні терези, мірні колби на 50 мл (10 штук) з корками, хімічні стакани на 100 – 150 мл (10 штук), мірні піпетки, насос або груша, маркер, фільтрувальний папір, 0,1 н розчин оцтової кислоти, калій хлорид, дистильована вода.

Дослід 1. Експериментальна перевірка закону розведення Оствальда та розрахунок константи дисоціації слабого електроліту

Інструкція до виконання роботи:



1. Приготувати серію розчинів етанової (оцтової) кислоти з концентраціями **0,01; 0,025; 0,05 та 0,075 н**, виходячи з маточного розчину кислоти концентрацією **0,1 н**. Для цього за законом еквівалентів ($C_1V_1=C_2V_2$) розрахувати необхідні об'єми вихідного розчину, відміряти їх піпеткою та помістити у відповідні мірні колби на 50 мл, додавши у кожен колбу дистильовану воду до мітки.

2. Закрити отвір колб корками та ретельно перемішати утворені розчини (**НЕ ЗАКРИВАТИ ПАЛЬЦЯМИ – ЦЕ ВПЛИВАТИМЕ НА ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ РОЗЧИНІВ!!!**).

3. Пронумерувати склянки від 1 до 5. Налити весь об'єм розчину кислоти з найменшою концентрацією у перший стакан, а з найбільшою – у п'ятий.

4. Вмикнути портативний кондуктометр та за допомогою кнопки SET HOLD виставити на циферблаті вимірювання провідності у mS (мілісіменс).

5. Зняти нижню кришку приладу та занурити його електродом у перший розчин оцтової кислоти. Зафіксувати значення питомої електропровідності та записати його до табл. 38.

6. Зафіксувати температуру дослідів (вона висвічується на циферблаті приладу автоматично).

t° дослідів = _____ $^\circ\text{C}$.

7. Потім фільтрувальним папером ретельно витерти електрод та занурити його у наступний розчин. Зафіксувати значення питомої електропровідності та занести його до табл. 38.

8. Аналогічну процедуру виконати з іншими розчинами, не забуваючи кожного разу на сухо протирати електрод фільтрувальним папером.

9. За формулою, зазначеною у таблиці 38, розрахувати молярну електропровідність розчинів оцтової кислоти та записати одержані дані до таблиці 38.

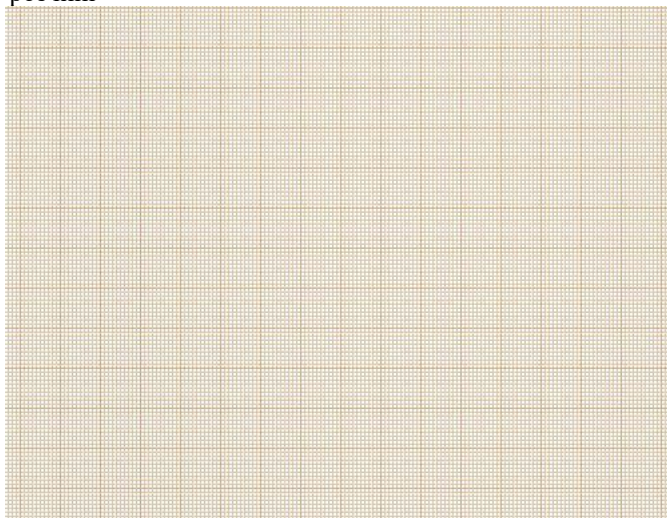
10. Побудувати графік залежності молярної електропровідності від концентрації кислоти у розчині та зробити висновок щодо справедливості закону розведення Оствальда.

Таблиця 38. Питома і молярна електропровідність розчинів етанової кислоти.

C, моль/л	κ , mS (мСм)	$\lambda_V = \frac{\kappa}{C_{екв}} \cdot 10$
0,010		
0,025		

0,050		
0,075		
0,100		

Графік залежності молярної електропровідності від концентрації оцтової кислоти у розчині



11. Розрахувати λ_{∞} за законом Кольрауша: $\lambda_{\infty} = \lambda_{+} + \lambda_{-}$. Величини провідності λ_{+} та λ_{-} відповідно становлять **34,98 мСм** та **4,09 мСм**.

$\lambda_{\infty} = \underline{\hspace{2cm}}$ мСм.

12. За формулою $\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}} \cdot 100\%$ розрахувати ступені дисоціації оцтової кислоти у розчинах. Одержані дані занести до таблиці 39.

13. За **формулою 5** розрахувати значення констант дисоціації (**$K\delta(\text{експ})$**) для розчинів оцтової кислоти. Одержані дані занести до таблиці 39.

14. Знаючи, що **$K\delta(\text{теор})$** для оцтової кислоти становить **$1,8 \cdot 10^{-5}$** , розрахувати відносні похибки досліджень та записати їх до таблиці 39:

$$\delta = \frac{K\delta(\text{теор}) - K\delta(\text{експ})}{K\delta(\text{теор})} \cdot 100\%$$

Таблиця 39. Ступені та константа дисоціації розчинів етанової кислоти.

<i>C, моль/л</i>	<i>α, %</i>	<i>K_d(експ)</i>	<i>δ, %</i>
0,010			
0,025			
0,050			
0,075			
0,100			

15. Зробити висновки у роботі.

Висновок:

Дослід 2. Вимірювання електропровідності розчинів калій хлориду та розрахунок коефіцієнта активності

Інструкція до виконання роботи:

1. Приготувати серію розчинів калій хлориду з концентраціями **0,01; 0,02; 0,03; 0,04 та 0,05 н**, шляхом зважування відповідних мас солі та розчиненням їх у воді у відповідних мірних колбах на **50 мл**.

2. Закрити отвір колб корками та ретельно перемішати утворені розчини (**НЕ ЗАКРИВАТИ ПАЛЬЦЯМИ – ЦЕ ВПЛИВАТИМЕ НА ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ РОЗЧИНІВ!!!**).

3. Пронумерувати інші стакани від 1 до 5. Налити весь об'єм розчину солі з найменшою концентрацією у перший стакан, а з найбільшою – у п'ятий.

4. Вмикнути портативний кондуктометр та за допомогою кнопки SET HOLD виставити на циферблаті вимірювання провідності у mS (мілісіменс).

5. Зняти нижню кришку приладу та занурити його електродом у перший розчин калій хлориду. Зафіксувати значення питомої електропровідності та записати його до табл. 40.

6. Зафіксувати температуру дослідів (вона висвічується на циферблаті приладу автоматично).

t° дослідів = _____ °C.

7. Потім фільтрувальним папером ретельно витерти електрод та занурити його у наступний розчин. Зафіксувати значення питомої електропровідності та занести його до табл. 40.

8. Аналогічну процедуру виконати з іншими розчинами, не забуваючи кожного разу на сухо протирати електрод фільтрувальним папером.

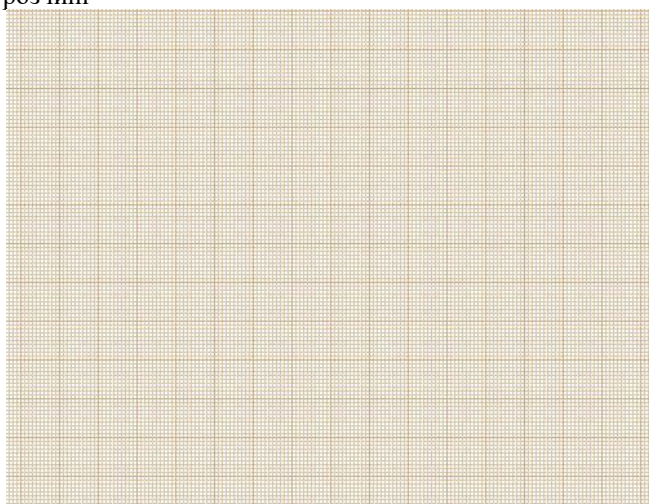
9. За формулою, зазначеною у таблиці 40, розрахувати молярну електропровідність розчинів калій хлориду та записати одержані дані до таблиці.

10. Побудувати графік залежності молярної електропровідності від концентрації солі у розчині.

Таблиця 40. Питома і молярна електропровідність розчинів калій хлориду.

С, моль/л	κ , mS (мСм)	$\lambda_V = \frac{\kappa}{C_{екв} \cdot 10}$	у(експ)
0,01			
0,02			
0,03			
0,04			
0,05			

Графік залежності молярної електропровідності від концентрації калій хлориду у розчині



11. Розрахувати λ_{∞} за законом Кольрауша: $\lambda_{\infty} = \lambda_{+} + \lambda_{-}$. Величини провідності λ_{+} та λ_{-} відповідно становлять 7,35 мСм та 7,63 мСм.

$\lambda_{\infty} =$ _____ мСм.

$$\gamma = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}}$$

12. За формулою _____ розрахувати коефіцієнти активності калій хлориду у розчинах. Одержані дані занести до таблиці 40.

13. Використавши дані **таблиці 37 та 40**, розрахувати відносну похибку досліджень для 0,02 н розчину KCl за температури досліджу:

$$\delta = \frac{X(\text{теор}) - X(\text{експ})}{X(\text{теор})} \cdot 100\%$$

Похибка (δ) становить: _____

14. Зробити висновки у роботі.

Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

2. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Мисіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Навч. Посібник. Рівне: НУВГП, 2016. 164 с.

Додаткова:

1. Кострицький А.І., Калінков О.Ю., Тищенко В.М., Берегова О.М. Фізична та колоїдна хімія. Навч. пос. К.: Центр учбової літератури, 2008. 496 с.

2. Яцимирський В.К. Фізична хімія. К.: Перун, 2007. 512 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 24

Тема: вимірювання потенціалів електродів (напівелементів) кондуктометричним методом

Мета роботи: ознайомитися з методом вимірювання ЕРС за допомогою кондуктометра

Основні поняття: електрод (напівелемент), гальванічний елемент, електрорушійна сила, метод кондуктометрії.

План заняття:

1. Перевірка готовності студентів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Виконання експериментальної роботи з теми.
4. Розв'язування задач з теми.

Контрольні питання:

1. Напівелемент (електрод). Типи електродів.
2. Явище поляризації електродів: фарадеївські та нефарадеївські процеси.
3. Ряд напруг металів та його характеристика.
4. Електрохімічний потенціал. Рівняння Нернста.
5. Гальванічний елемент. Класифікація гальванічних елементів. Електрорушійна сила (ЕРС).
6. Електроліз. Правила та закони електролізу Фарадея.

Теоретичні відомості Електродний потенціал

Величину електродного потенціалу можна розрахувати за рівнянням Нернста:

$$E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln \alpha(x)$$

Наука не має у своєму розпорядженні методів, які дозволяють вимірювати абсолютне значення електродних потенціалів, можна виміряти тільки різницю потенціалів. Для цього потрібно якийсь потенціал умовно прийняти рівним нулю. Таким потенціалом є нормальний (стандартний) потенціал водневого електрода.

Нормальний водневий електрод являє собою платинову пластинку, покриту платиновою чорною, занурену в розчин кислоти, активність іонів H^+ у якому дорівнює 1 моль/л. Через розчин пропускають ретельно очищений водень під тиском 101325 Па (1 атм). Поверхня платини покривається шаром газоподібного водню. На межі газоподібний водень — іони гідрогену проходить реакція.

Прилади та матеріали: кондуктометр, електронні терези, хімічні стакани на 100 – 150 мл, скляні палички, наждачний папір, секундомір, мідна та цинкова

пластини, цинк (II) сульфат чи хлорид, купрум (II) сульфат чи хлорид, дистильована вода.

Дослід 1. Вимірювання потенціалів електродів

Інструкція до виконання роботи:

1. Приготувати по 50 мл 1М розчинів солей Цинку(II) та Купруму(II). Для цього відважити на терезах відповідні маси солей та розчинити їх у воді.
2. Наждачним папером ретельно зачистити металічні пластини.



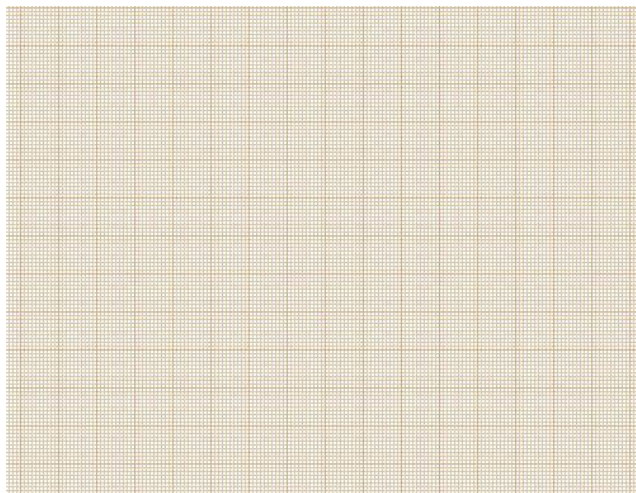
Рис. 12. Зовнішній вигляд кондуктометра

3. У штатив кондуктометра розмістити електрод порівняння (скляний електрод) та приєднати його до приладу.
4. Увімкнути кондуктометр в електромережу.
5. За допомогою кнопки MODE/SETUP налаштувати прилад на вимірювання mV.
6. У стакан налити 50 мл 1М розчину солі Цинку(II) та занурити у нього цинкову пластину.
7. У цей розчин занурити електрод порівняння та провести виміри потенціалу кожні 10 с протягом 5-10 хвилин. Одержані дані внести у таблицю 41. Після вимірів ретельно промити електрод порівняння дистильованою водою та висушити його фільтрувальним папером.
8. Зафіксувати температуру досліді (вона висвічується на циферблаті приладу автоматично).
 t° досліді = _____ $^{\circ}\text{C}$.
9. Побудувати графік залежності зміни потенціалу електроду від часу вимірювання.
10. У інший стакан налити 50 мл 1М розчину солі Купруму(II) та занурити у нього мідну пластинку.
11. У цей розчин помістити електрод порівняння та виміряти зміну потенціалу за той самий проміжок часу. Одержані дані занести до таблиці 41.
12. Також побудувати графік залежності зміни потенціалу від часу вимірювання.
13. Зробити висновки роботи.

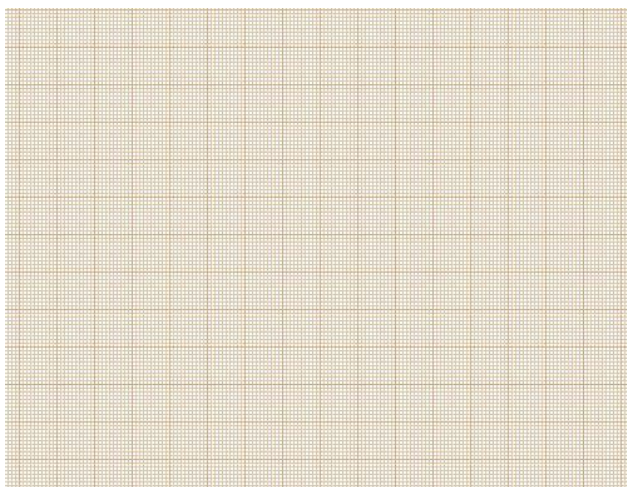
Таблиця 41. Зміна потенціалів електродів з часом

Потенціал цинкового електроду									
t, c	10	20	30	40	50	60	70	80	90
φ, мВ									
t, c	100	110	120	130	140	150	160	170	180
φ, мВ									
t, c	190	200	210	220	230	240	250	260	270
φ, мВ									
t, c	280	290	300	310	320	340	350	360	370
φ, мВ									
Потенціал мідного електроду									
t, c	10	20	30	40	50	60	70	80	90
φ, мВ									
t, c	100	110	120	130	140	150	160	170	180
φ, мВ									
t, c	190	200	210	220	230	240	250	260	270
φ, мВ									
t, c	280	290	300	310	320	340	350	360	370
φ, мВ									

Графік залежності зміни потенціалу цинкового електроду від часу вимірювання



Графік залежності зміни потенціалу мідного електроду від часу вимірювання



Висновок:

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

2. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Мисіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Навч. Посібник. Рівне: НУВГП, 2016. 164 с.

Додаткова:

1. Кострицький А.І., Калінков О.Ю., Тіщенко В.М., Берегова О.М. Фізична та колоїдна хімія. Навч. пос. К.: Центр учбової літератури, 2008. 496 с.

2. Яцимирський В.К. Фізична хімія. К.: Перун, 2007. 512 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Дата: _____ Підпис викладача: _____

Лабораторна робота № 25

Тема: розв'язування задач із теми «основи електрохімії»

Мета: навчитися розв'язувати типові задачі.

Основні поняття: хімічні формули, хімічні рівняння, розрахункові задачі.

План заняття:

1. Організаційний момент.
2. Тестовий контроль знань здобувачів вищої освіти.
3. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи.
4. Розв'язування розрахункових задач.

Задачі

Електропровідність розчинів електролітів

Задача 1. Питома електропровідність 0,1 М розчину CaCl_2 дорівнює $0,002086 \text{ Ом}^{-1} \text{ см}^{-1}$. Розрахуйте значення молярної електропровідності і коефіцієнт активності солі в розчині. Молярні провідності йонів Ca^{2+} і Cl^- відповідно становлять $119,0$ і $76,35 \text{ Ом}^{-1} \times \text{см}^2/\text{моль}$.

Задача 2. Питома електропровідність 0,1 М розчину КОН дорівнює $0,0243 \text{ Ом}^{-1} \text{ см}^{-1}$. Розрахуйте значення молярної електропровідності, коефіцієнт активності лугу, активність йонів OH^- і рН розчину. Молярні провідності йонів K^+ і OH^- відповідно становлять $73,5$ і $198,3 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2/\text{моль}$.

Задача 3. Питома електропровідність 0,1 М розчину HCl дорівнює $0,0392 \text{ Ом}^{-1} \text{ см}^{-1}$. Розрахуйте величину молярної електропровідності,

коефіцієнт активності кислоти, активність йонів гідрогену і рН розчину. Молярні провідності йонів H^+ і Cl^- відповідно становлять 349,8 і 76,35 $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2/\text{моль}$.

Задача 4. Температура замерзання розчину, якій містить 5,55 г CaCl_2 в 100 г води дорівнює $-1,753$ °С. Питома електропровідність цього розчину 0,00672 $\text{Ом}^{-1} \text{ см}^{-1}$, густина 1,04 $\text{г}/\text{см}^3$. Розрахуйте коефіцієнт активності виходячи з:

- значення електропровідності;
- величини пониження температури замерзання.

Молярні провідності йонів Ca^{2+} і Cl^- відповідно становлять 119,0 і 76,35 $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2/\text{моль}$.

Задача 5. Питома електропровідність 0,125 М розчину NH_4OH становить $4,25 \cdot 10^{-4}$ $\text{Ом}^{-1} \text{ см}^{-1}$. Молярні провідності йонів NH_4^+ і OH^- відповідно дорівнюють 73,5 і 198,3 $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2/\text{моль}$. Розрахуйте значення молярної електропровідності, ступінь і константу іонізації амоній гідроксиду, рН розчину. При якій концентрації розчину ступінь іонізації амоній гідроксиду становитиме 10 % ?

Задача 6. Питома електропровідність 0,03 М розчину HCOOH дорівнює $4,25 \cdot 10^{-4}$ $\text{Ом}^{-1} \text{ см}^{-1}$. Молярні провідності йонів H^+ і HCOO^- відповідно становлять 349,8 і 54,6 $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2/\text{моль}$. Розрахуйте величину молярної електропровідності, ступінь і константу іонізації метанової кислоти, рН розчину та ступінь іонізації в 0,025 н розчині.

Задача 7. Молярна електропровідність розчину оцтової кислоти при розведенні 64 л дорівнює 12,9. Молярні провідності йонів H^+ і CH_3COO^- відповідно становлять 349,8 і 40,9 $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2/\text{моль}$. Розрахуйте питому електропровідність, ступінь та константу іонізації, рН розчину. При якій концентрації розчину етанової кислоти ступінь іонізації стане становитиме 5 % ?

Задача 8. Прилад для вимірювання електропровідності, заповнений 0,02 н розчином KCl , має опір 138 Ом , а заповнений 0,0156 н розчином етанової кислоти - 1899 Ом . Молярні провідності йонів H^+ і CH_3COOH відповідно становлять 349,8 і 40,9 $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2/\text{моль}$. Розрахуйте:

- ступінь та константу іонізації, рН даного розчину;
- ступінь іонізації і рН в 0.5 М розчині;
- при якій концентрації розчину ступінь іонізації етанової кислоти становитиме 7 % ?

Питома електропровідність 0,02 н розчину KCl дорівнює 0,002765 $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$.

Задача 9. Питома електропровідність розчину, одержаного розчиненням 4,14 г Na_2SO_4 в 145 г води дорівнює 0,019 $\text{Ом}^{-1} \text{ см}^{-1}$, густина 1,03 $\text{г}/\text{см}^3$. Яка температура замерзання цього розчину? Молярні провідності йонів Na^+ і SO_4^{2-} відповідно становлять 50,1 і 160,0 $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2/\text{моль}$.

Задача 10. Чи буде володіти помітною електропровідністю розчин 21,75 NH_4I в 100 г етанолу, якщо він кипить при 80,165 °С. Температура кипіння чистого етанолу 78,500 °С. Ебуліоскопічна постійна етанолу $E = 1,11$.

Термодинаміка рівноваги в електрохімічних системах

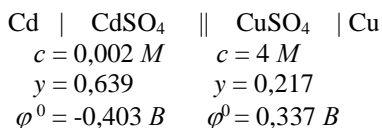
Задача 1. Розрахуйте потенціал кадмієвого електроду в розчині, який містить 0,416 г CdSO_4 в 200 cm^3 розчину. Коефіцієнт активності солі дорівнює 0,399. Стандартний електродний потенціал кадмію становить $-0,403 \text{ В}$.

Задача 2. При якій концентрації йонів Cu^{2+} в розчині купрум сульфату електродний потенціал міді буде становитиме 0,307 В ? Скільки грамів купрум сульфату необхідно розчинити в 150 cm^3 розчину? Коефіцієнт активності солі прийняти за одиницю. Стандартний електродний потенціал міді дорівнює 0,337 В.

Задача 3. Розрахуйте потенціал свинцевого електроду в розчині, який містить 0,828 г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ в 500 cm^3 розчину. Коефіцієнт активності солі дорівнює 0,76. Стандартний електродний потенціал свинцю становить $-0,126 \text{ В}$.

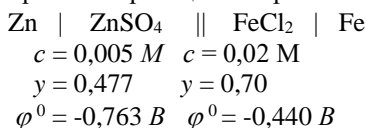
Задача 4. При якій концентрації йонів електродний потенціал срібла становитиме 0,678 В ? Скільки грамів аргентум нітрату необхідно розчинити в 0,5 л розчину ? Стандартний електродний потенціал срібла дорівнює $+0,799 \text{ В}$.

Задача 5. Які процеси протікають на електродах гальванічного елемента

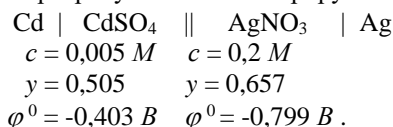


Розрахуйте його електрорушійну силу.

Задача 6. Розрахуйте електрорушійну силу гальванічного елемента і запишіть рівняння реакції яка протікає в ньому:



Задача 7. Запишіть рівняння реакції, яка протікає в гальванічному елементі і розрахуйте його електрорушійну силу:



Задача 8. Електрорушійна сила гальванічного елемента дорівнює 0,340 В.

Хінгідродний електрод \parallel Насичений каломельний електрод (досліджуваний розчин)

$$\varphi = ? \quad \varphi = +0,2415 \text{ В} .$$

Нарисуйте схему цього гальванічного елемента. Розрахуйте водневий показник розчину. Потенціал хінгідронного електроду дорівнює $\varphi = 0,6990 + 0,059 \lg a_{\text{H}^+}$

Задача 9. Електрорушійна сила гальванічного елемента, складеного з водневого і нормального каломельного електроду при 25 °С становить +0,430 В. Намалюйте схематично цей елемент і розрахуйте водневий показник розчину. Потенціал нормального каломельного електроду дорівнює +0,2812 В.

Задача 10. Розрахуйте водневий показник розчину, якщо електрорушійна сила гальванічного елемента, складеного з хінгідронного і нормального хлорсрібного електродів дорівнює +0,268 В. Потенціал нормального хлорсрібного електроду дорівнює +0,2381 В, а хінгідронного—описується рівнянням:

$$\varphi = 0,6990 + 0,059 \lg a_{\text{H}^+} .$$

Намалюйте схематично цей гальванічний елемент.

Електроліз. Закони Фарадея

Задача 1. Через розчин кальцій йодиду пропускали струм силою 3 А протягом 25 хв. Які реакції протікали на електродах ? Які речовини і в яких кількостях виділилися на електродах ?

Задача 2. Скільки грамів КОН утворилось при електролізі розчину КСІ, якщо на аноді виділилося 22,4 л хлору, об'єм якого виміряний за 27 °С і тиску 98500 Н/м²?

Задача 3. При електролізі розчину Cr(NO₃)₃ протягом 36 хв на катоді виділилося 1,04 г хрому. Розрахуйте якою була сила струму і масу речовини, яка виділилася на аноді ?

Задача 4. Скільки часу необхідно проводити електроліз 500 мл 0,25 н розчину кадмій сульфату струмом в 2 А для повного виділення кадмію, якщо вихід за струмом складає 90 %?

Задача 5. Розрахуйте час, необхідний для одержання однієї тони алюмінію при величині струму в 10000 А при виході за струмом 80 %.

Задача 6. Залізний предмет загальною поверхнею в 100 см² за час 4 год покрився шаром нікелю товщиною 0,040 мм. Розрахуйте струм, який протікав через розчин, якщо вихід за струмом складає 80 %. Густина нікелю 8,9 г/см³.

Рекомендована література

Основна:

1. Короткова І.В., Маренич М.М. Фізична і колоїдна хімія: Лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
2. Цветкова Л.Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. Посібник. Львів: Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. Практикум. К.: Вища шк. 1977. 140 с.
2. Білий О.В., Біла Л.М. Фізична і колоїдна хімія. Задачі і вправи. Київ: Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу:
http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М.В. Яцков, Н.М. Буденкова, О.І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу:
<http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf>

Лабораторна робота № 26

Тема: Модульна контрольна №5 «Основи електрохімії»

Обсяг вимог визначається програмою