

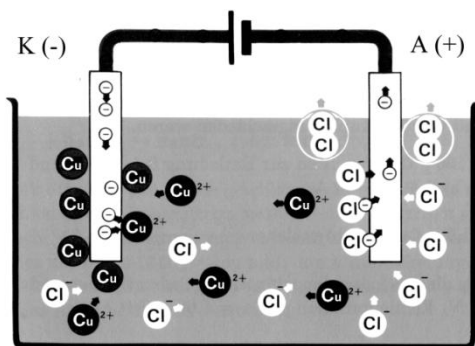
МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ЧЕРКАСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
ІМЕНІ БОГДАНА ХМЕЛЬНИЦЬКОГО

НАВЧАЛЬНО-НАУКОВИЙ ІНСТИТУТ ПРИРОДНИЧИХ НАУК

*Методичні рекомендації з курсу*

# СУЧАСНА ТЕОРІЯ РОЗЧИНІВ

*(Для самостійної роботи студентів  
магістратури спеціальності 8.04010101 – Хімія)*



**Черкаси – 2014**

Укладачі: доцент кафедри хімії, к.п.н. Т. С. Нінова,  
ст. викл. кафедри хімії, к.х.н. О. С. Погребняк

Рецензенти: зав. кафедри хімії ЧНУ ім. Б. Хмельницького,  
доцент, к.х.н. В. І. Бойко,  
доц. каф. екології Черкаського державного  
технологічного університету, к.х.н. Л.Б. Ящук

Навчально-методичний посібник містить програму курсу "Сучасна теорія розчинів" та вказівки до самостійного вивчення програмного матеріалу з курсу. До кожного заняття подано плани занять, розробки до лабораторного практикуму, задачі для самостійного розв'язку та перелік літературних джерел для самостійного опрацювання. Посібник містить додатки, щодо правил техніки безпеки при роботі в лабораторії, порядок оформлення звітів з лабораторних робіт та правил користування приладами.

## **ПРОГРАМА З ДИСЦИПЛІНИ «СУЧАСНА ТЕОРІЯ РОЗЧИНІВ»**

За навчальним планом на дисципліну „Сучасна теорія розчинів” для магістрів спеціальності 8.04010101 – Хімія відводиться 216 годин. З них лекційна частина займає 20 годин, лабораторні заняття – 38 годин.

**Програмою передбачено значну частину навчального матеріалу (158 годин) опрацювати самостійно під керівництвом викладача (матеріал виділено в програмі курсивом).**

### **Пояснювальна записка**

Розвиток хімії сприяв розвитку теорії розчинів. Сучасний підхід до вивчення складу та властивостей розчинів базується на вивченні їх фізико-хімічної сутності, загальних хімічних і фізичних властивостей. Тому, для розуміння всіх розділів даного курсу необхідні фундаментальні теоретичні знання з неорганічної, аналітичної, фізичної та органічної хімії.

Мета курсу „Сучасна теорія розчинів” – ознайомити з новими даними, узагальнити та поглибити знання студентів з теми „Розчини”, ознайомити з сучасними тенденціями розвитку теорії розчинів, з методами, які дозволяють якісно і кількісно дослідити склад та властивості розчинів.

### **1. Вступ. Історія становлення та розвитку теорії розчинів**

Уявлення про розчини у XVII столітті. Фізичні та хімічні погляди вчених на процес розчинення. М. В. Ломоносов про напрямки дослідження розчинів. Бертоле та Дальтон про склад хімічних сполук. Вклад Ловіца, Гесса, Гальвані, Вольты, Деві, Гротгауса у розвиток теорії розчинів. Вчення про розчини Д. І. Менделєєва. Розвиток термодинаміки розчинів у роботах Вант-Гоффа. Роботи Д. П. Коновалова, Г. Ф. Шредера та М. С. Вревського у галузі теорії розчинів.

Розвиток поглядів на розчини електролітів. Роботи С. Арреніуса, основні положення теорії електролітичної дисоціації. Д. І. Менделєєв про протиріччя теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса.

### **2. Розчини як хімічні системи**

*Поняття про хімічні системи. Однофазні та багатофазні системи. Гомогенні та гетерогенні системи. Газоподібні та рідкі системи. Розчини та суміші. Поняття: розчин, розчинник та розчинювана речовина, розчинність. Способи виразу концентрації розчинів, гідратне число. Насичені та ненасичені розчини. Розчини як дисперсні системи.*

### **3. Термодинаміка процесів розчинення**

Термодинамічні умови утворення розчинів. Енергетичні характеристики процесу розчинення. Від'ємна гідратація. Атермальні розчини. Термодинаміка розчинення електролітів. Розчинення речовин з іонним зв'язком, молекулярною структурою. Термодинаміка осадження.

### **4. Рідкі розчини**

*Поняття про істинні розчини. Поділ розчинів за фізичною природою. Види розчинників. Загальні властивості розчинів електролітів та неелектролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Перехід рідин у газоподібний стан. Діаграма стану води. Вплив різних факторів на розчинність твердих речовин у рідинах. Діаграми розчинності. Ненасичені, насичені та пересичені розчини. Електроліз. Закони Фарадея. Практичне значення електролізу.*

*Розчини електролітів та неелектролітів. Стан іонів у розчині. Сольватація. Первинна та вторинна сольватація. Гідратація. Рухомість іонів. Механізм протонної провідності  $H^+$  та  $OH^-$ -іонів. Активність електролітів. Іонна сила. Електропровідність розчинів електролітів. Числа гідратації та перенесення, їх експериментальне визначення. Електродний потенціал. Рівняння Нернста.*

Енергетичні характеристики процесу розчинення. Теплові ефекти при розчиненні.

*Коллігативні властивості розчинів (ті, що залежать тільки від концентрації). Дифузія. Швидкість дифузії. Осмотичний тиск. Закон Вант - Гоффа. Закон Вант-Гоффа у застосуванні до розчинів сильних електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Закон Рауля. Обмеженість дії законів Вант-Гоффа та Рауля. Кріоскопія і ебуліоскопія.*

### **5. Неводні розчини**

Загальні відомості та використання неводних розчинників. Коефіцієнт горючості. Історія розвитку досліджень в області неводних розчинників. Сольватуюча здатність розчинника. Природа сил сольватації. Структура сольватів. Порівняння сольватної здатності дипольарних апротонних розчинників з протолітичними розчинниками. Енергії сольватації електролітів у неводних розчинах (Методи Міщенко та Ізмайлова. Теорія сольватації Самойлова). Діелектрична проникненість розчинників. Іонна асоціація. Донорне число. Основні принципи та класифікація неводних розчинників (системи класифікації, засновані на фізичних та хімічних властивостях розчинників). Диференціююча і нівелююча дії розчинників на силу електролітів. Кислотно-основне неводне титрування. Константа автопротолізу розчинників. Переваги змішаних розчинників.

## **6. Тверді розчини**

Поняття тверді розчини. Внесок Я. Г. Вант-Гоффа, Н. С. Курнакова та Г. Розенбома і С. Ф. Жемчужного у розвиток теорії твердих розчинів. Шляхи утворення твердих розчинів. Типи твердих розчинів (заміщення, проникнення, віднімання). Розчинність компонентів у твердому розчині (необмежена, обмежена). Природні тверді розчини.

## **7. Газові розчини**

Ідеальні гази, кінетична теорія газів. Поняття газові розчини. Механізм розчинення речовин у газах. Вплив тиску, температури на розчинення газів. Ван-дер-Вальсові сили у газових розчинах.

Розчини газів у рідинах, закон Генрі та наслідки з нього. Роботи Сеченова, залежність розчинності газів від температури.

## **8. Теорії кислот і основ**

*Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса, її обмеження і недоліки. Кислоти та основи з позиції теорії Арреніуса. Теорія кислот і основ Льюїса. Протолітична теорія кислот і основ Бренстеда-Лоурі. Основні положення теорії Бренстеда-Лоурі. Шкала кислотності та рН нейтрального середовища для різних розчинників. Кислоти і основи в амфіпротонних розчинниках. Рівновага в системі кислота – спряжена основа і розчинник. Константа кислотності та константа основності в розчиннику. Переваги протолітичної теорії у порівнянні із класичною теорією Арреніуса.*

## **9. Стан сильних електролітів у розчинах**

*Основні положення теорії сильних електролітів. Дійсний і позірний ступінь дисоціації. Кількісний опис процесів у розчинах сильних електролітів. Активність і коефіцієнт активності іонів. Іонна сила розчинів. Закон іонної сили. Зв'язок між іонною силою розчину і коефіцієнтом активності.*

## **10. Використання закону діючих мас при дослідженні розчинів слабких електролітів**

*Застосування закону діючих мас до процесу іонізації слабких кислот і основ. Термодинамічна і концентраційна константа іонізації. Взаємозв'язок між ступенем та константою іонізації. Закон розведення Оствальда. Іонний добуток води та рН розчинів. Зміщення іонних рівноваг. Дія одноіменного іону. Розрахунки з використанням закону діючих мас.*

*Рівновага в багатокомпонентних системах. Буферні розчини та їх властивості. Типи буферних систем. Сутність буферної дії. Розрахунки рН буферних розчинів. Значення буферних розчинів в аналізі.*

### **11. Закон діючих мас і гетерогенні процеси**

Застосування закону діючих мас до рівноваги в гетерогенній системі "осад-насичений розчин". Добуток розчинності. Визначення добутку розчинності речовини за даними розчинності і навпаки. Умови утворення і розчинення осаду. Вплив сторонніх іонів на розчинність малорозчинних електролітів. Сольовий ефект. Осадження. Фактори, які впливають на повноту осадження: розчинність речовини, яку осаджують, кількість осаджувача, іонна сила, рН розчину, комплексоутворення. Дробне осадження.

### **12. Закон діючих мас і процеси гідролізу та амфотерності**

Гідроліз солей. Суть гідролізу з позицій теорії Вернера. Залежність інтенсивності гідролізу від сили кислот та основ та енергії гідратації катіонів і аніонів. Застосування закону діючих мас до оборотного процесу гідролізу, константа гідролізу. Ступінь гідролізу. Гідроліз солей, утворених багатовалентними основами і багатоосновними кислотами, практичні прийоми посилення та послаблення гідролізу в якісному аналізі. Амфотерність гідроксидів. Рівноваги в розчині амфотерного гідроксиду та їх зміщення.

### **13. Окисно-відновні процеси в розчинах**

Окисно-відновний (електродний) потенціал. Рівняння Нернста. Вплив концентрації окисненої і відновленої форм, концентрації гідрогеніонів, температури, комплексоутворення, іонної сили розчину на величину окисно-відновного потенціалу. Стандартний окисно-відновний потенціал. Таблиця стандартних окисно-відновних потенціалів і її практичне значення. Обчислення окисно-відновних потенціалів. Межі існування іонів речовин у водних розчинах.

Найважливіші окисники і відновники, які використовують в аналізі. Підбір найбільш ефективних окисників (відновників) для конкретних випадків аналізу. Кількісні характеристики реакцій окиснення-відновлення (швидкість, константа рівноваги). Константа рівноваги редокс-реакцій, зв'язок її з стандартними потенціалами окисно-відновних пар. Обчислення констант рівноваги окисно-відновних реакцій. Напрямок реакцій окиснення-відновлення. Фактори, які впливають на напрямок окисно-відновних реакцій у розчинах.

### **14. Комплексні сполуки у розчинах**

Класифікації комплексних сполук: за природою ліганду, (одноріднолігандні та різноріднолігандні); за характером взаємодії метал-ліганд; за здатністю до дисоціації. Форми існування комплексних сполук у розчинах. Дисоціація комплексних сполук. Застосування закону діючих мас до оборотних процесів дисоціації комплексних іонів. Константа нестійкості. Константа стійкості. Розрахунки концентрації іонів комплексоутворювача і лігандів у розчині за константою нестійкості. Зміщення рівноваги в розчинах комплексних сполук.

**Матеріали до самостійної роботи студентів  
з курсу «Сучасна теорія розчинів»**

Теми лабораторних занять	Навчально-методичні матеріали	Форма контролю
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>
<b>МОДУЛЬ № 1</b>		
1. Історія становлення та розвитку теорії розчинів. Термодинаміка розчинення речовин.	– Матеріали лекцій № 1 та 2; – [4] С. 33–39.	Співбесіда; контр. робота.
2. Рідкі водні розчини	– Матеріали лекції № 3; – [4] С. 116–118; 145–149; 265–268; 335–337; 277–286.	Співбесіда; контр. робота.
3. Неводні розчини	– Матеріали лекції № 4; – [4] С. 116–124; 369–371.	Співбесіда; контр. робота.
<b>Модульна робота № 1.</b>	<b>– Матеріали лекцій та література з занять 1, 2 та 3.</b>	<b>Модульна робота.</b>
<b>МОДУЛЬ № 2</b>		
4. Тверді та газові розчини.	– Матеріали лекцій № 5 та 6; – [4] С. 90–94; 114–116.	Співбесіда; контр. робота.
5. Процеси, що проходять у розчинах. Гідроліз. Буферні суміші.	НМК С. 40–42; розділи 8–14 з програми курсу (С. 4–5), що винесені на самостійне опрацювання	Співбесіда; контр. робота.
6-9. Визначення нітрат(III)– та нітрат(V)–іонів у природних водах.	Навчально-методичний комплекс (НМК) С. 18–21; [3] С. 383–384.	Співбесіда; звіт виконаної роботи.
6-9. Визначення аскорбінової кислоти у фруктових напоях.	НМК С. 22–24; – [1] С. 113–130; – [2] С. 117–138; – [3] С. 314–345.	Співбесіда; звіт виконаної роботи

<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>
6-9. Визначення фосфатів у водах різних типів.	НМК С. 25–28; – [3] С. 256.	Співбесіда; звіт виконаної роботи.
6-9. Визначення сульфат(VI)-іонів у мінеральній воді.	НМК 29–32; – [1] С. 346–348; – [2], кн. 2 С. 315–318; – [3] С. 425–433.	Співбесіда; звіт виконаної роботи.
6-9. Визначення загального вмісту заліза у питній воді.	НМК 32–35; – [1] С. 315–319; – [3] С. 443–444.	Співбесіда; звіт виконаної роботи.
6-9. Визначення хлоратів(I) у відбілюючих засобах.	НМК С. 36–39; [3] С. 391–392.	Співбесіда; звіт виконаної роботи.
<b>Модульна робота № 2.</b>	<b>– розділи 8–14 з програми курсу (С. 4–5), що винесені на самостійне опрацювання; лекції 4–6; НМК С. 15–42.</b>	<b>Модульна робота.</b>

### **Модульна робота № 1**

1 питання – теоретичне з практичних занять 1, 2 та 3 (С. 10–14).

2 та 3 питання – задачі з практичних занять 1, 2 та 3 (приклади на С. 11–15).

### **Модульна робота № 2**

1 питання – розділи 8–14 з програми курсу (С. 4–5), що винесені на самостійне опрацювання.

2 питання – методики лабораторних робіт 1–6 та теоретичні відомості з них (С. 20–42), або теоретичне питання з практичного заняття 4 (С. 15–16).

3 питання – задача з лабораторних занять 4–5 (приклади на С. 15–17).

### **Матеріали до самостійної роботи студентів до підготовки модульної роботи № 2 (див. програму С. 4–5)**

#### **8. Теорії кислот і основ**

**Література:** [2] С. 104–109; [4] С. 265–271; 287–290; [6] С. 264–266.

#### **9. Стан сильних електролітів у розчинах**

**Література:** [3] С. 57–62; [4] С. 271–277; [6] С. 261–264.

#### **10. Використання закону діючих мас при дослідженні розчинів слабких електролітів**

**Література:** [2] С. 137–154; [3] С. 64–80; [4] С. 287–289.



### 11. Закон діючих мас і гетерогенні процеси

Література: [2] С. 218–232; [3] С. 101–125.

### 12. Закон діючих мас і процеси гідролізу та амфотерності

Література: [3] С. 136–158.

### 13. Окисно-відновні процеси в розчинах

Література: [2] С. 203–217; [3] С. 178–191.

### 14. Комплексні сполуки у розчинах

Література: [2] С. 154–202; [3] С. 209–218.

## Рейтинг з дисципліни "Сучасна теорія розчинів"

Поточне тестування та самостійна робота														
Модулі	Модуль № 1					Модуль № 2							НБ	ЕК
Теми занять	Л	T1	T2	T3	M1	T4	T5	Л6	Л7	Л8	Л9	M2		
Максимальна оцінка в балах	30	15	15	15	30	15	15	10	10	10	10	30	50	50
Разом	СБ = 205												Σ = 100	

де, **Л** – лекції (10 × 3 бала); **T1...T5** – теми теоретичних занять; **Л6...Л9**

– теми лабораторних занять; **M1, M2** – теми модульних занять;

**СБ** – сума балів, набрана студентом на протязі семестру (максимально 200 балів); **НБ** – набрані бали до екзамену: **НБ = СБ/4,1**;

**ЕК** – кількість балів, набрана студентом на екзамені;

**Σ** – сума балів за всі види навчальної діяльності.

Сумарна оцінка, таким чином, виставляється за 100-бальною шкалою.

### КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ

**Заняття вважається зарахованим, якщо студент набрав 60% балів від загальної кількості, передбаченої за даний вид роботи.**

Якщо за результатами модульно-рейтингового контролю студент отримав суму балів до екзамену (НБ) **менше ніж 30 балів**, то студент **не допускається до екзамену** і вважається таким, що не виконав усі види робіт, які передбачаються навчальним планом на семестр з дисципліни "Сучасні теорії розчинів".

**Оцінка за роботу на лекціях** (максимум 3 бали):

– студент з'явився на лекцію без запізнення, активно працював, не порушував дисципліну (3 бали);

– студент з'явився на лекцію без запізнення, не порушував дисципліну (2 бали);

– студент з'явився на лекцію із запізненням (більше 15 хв без поважної причини), або порушував дисципліну (1 бали);

– студент не з'явився на лекцію без поважної причини (0 балів).

**Оцінка за теоретичне заняття** (контрольна робота, максимум 15 балів) включає в себе три завдання (1 теоретичне і 2 задачі, або навпаки), які окремо оцінюються за 5-ти бальною шкалою:

- відповідь правильна, повна без помилок, правильно оформлена та розв'язана задача (5 балів);
- відповідь дещо неповна, задача розв'язана правильно, з незначними помилками, та не оформлена (4 бали);
- відповідь неповна, задача розв'язана правильно, з допомогою викладача чи допоміжного матеріалу (підручник, конспект) (3 бали);
- відповідь неповна з явними неточностями, задача розв'язана неправильно, з помилками, та не оформлена (2 бали);
- не розкрита суть теоретичного запитання, розв'язок задачі відсутній (1 бал).

**Оцінка за модульну роботу** виставляється аналогічно до теоретичного заняття, але перемножується на вагові коефіцієнти:  $M1 \times 2$  та  $M2 \times 2$ .

**Оцінка за лабораторну роботу (КБ, максимум 10 балів)** включає в себе:

- оцінку за теоретичну підготовку (усне або письмове опитування): 0–3 бали (0 – незадовільно, 1 – задовільно, 2 – добре, 3 – відмінно);
- оформлення протоколу: 0–3 бали (0 – незадовільно (відсутній), 1 – задовільно, 2 – добре, 3 – відмінно);
- виконання навчальної задачі: 0–3 бали (0 – невірно, 1 – зі значними помилками, 2 – з незначними помилками, 3 – вірно);
- робота в лабораторії: 0 – 1 бали (0 – незадовільно, 1 – добре).

**Лабораторна робота слід здати викладачеві на наступному занятті.** Вона оцінюється викладачем по 10-бальній шкалі за формулою:

$$\text{Оцінка} = \text{КБ} - k,$$

де **КБ** – кількість балів, на які заслуговує робота, **k** – кількість тижнів, на яку прострочено здачу роботи.

#### **Шкала оцінювання: національна та ECTS**

<b>Сума балів за всі види навчальної діяльності</b>	<b>Оцінка ECTS</b>	<b>Оцінка за національною шкалою</b>
90 – 100	A	відмінно
82 – 89	B	добре
74 – 81	C	
64 – 73	D	задовільно
60 – 63	E	
35 – 59	FX	незадовільно з можливістю повторного складання
0 – 34	F	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням курсу

# **МОДУЛЬ № 1. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ СУЧАСНИХ ТЕОРІЙ РОЗЧИНІВ**

## **ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 1**

**Тема: ІСТОРІЯ СТАНОВЛЕННЯ ТА РОЗВИТКУ ТЕОРІЇ РОЗЧИНІВ.  
ТЕРМОДИНАМІКА РОЗЧИНЕННЯ РЕЧОВИН**

### **ПЛАН ЗАНЯТТЯ**

1. Уявлення про розчини у XVII С. Фізичний та хімічний погляди вчених на процес розчинення.
2. Бертоле та Дальтон про склад хімічних сполук. Вклад Ломоносова, Ловіца, Гесса, Гальвані, Вольты, Деві, Гротгауса у розвиток теорії розчинів.
3. Роботи Менделєєва у створенні теорії розчинів. Розвиток термодинаміки розчинів у роботах Вант-Гоффа.
4. Роботи Коновалова, Шредера, Вревського у галузі теорії розчинів.
5. Розвиток поглядів на розчини слабких електролітів. Роботи Арреніуса, основні положення теорії електролітичної дисоціації (ТЕД). Менделєєв про протиріччя ТЕД.
6. Розвиток поглядів на розчини сильних електролітів, теорія Гхошу. Роботи Каблукова, Писаржевського, Саханова та Семенченко.
7. Теорія Дебая-Хюккеля. Основні положення та недоліки.
8. Розчини як дисперсні системи. Поняття про розчини, однофазні, багатофазні, гомогенні та гетерогенні системи.
9. Розчини та суміші. Поняття: розчинник та розчинювана речовина, розчинність. Способи виразу концентрації розчинів. Гідратне число. Насичені та ненасичені розчини. Теплота розчинення та нейтралізації.
10. Термодинамічні умови утворення розчинів.
11. Енергетичні характеристики процесу розчинення. Від'ємна гідратація.
12. Термодинаміка розчинення електролітів. Розчинення речовин з іонним зв'язком та молекулярною структурою. Дія іонів на розчинник.
13. Термодинаміка осадження у гетерогенних системах.

### **Література:**

Матеріали лекцій № 1 та 2; [4] С. 33–39.

**Самостійна робота студентів:**  
**розв'язати задачі з тем: "Способи вираження складу розчинів",**  
**"Приготування розчинів" та "Термодинаміка розчинення"**

1. Густина 20%-го розчину  $\text{BaCl}_2$  рівна  $1,2 \text{ г/см}^3$ . Розрахуйте концентрацію розчину: а) в мольних частках; б) моляльності; в) молярності; г) молярній концентрації еквівалента; д) титру; е) гідратне число.

*(В.: 2,118 %; 1,2 моль/кг; 1,154 моль/дм<sup>3</sup>;  
2,308 моль/дм<sup>3</sup>; 0,2400 г/см<sup>3</sup>;  $\text{BaCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ).*

2. Скільки грамів мідного купоросу ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) треба взяти для приготування  $5 \text{ дм}^3$  розчину з масовою часткою купрум(II) сульфату 16 % ( $\rho = 1,2 \text{ г/мл}$ )?

*(В.: 1500 г).*

3. Визначте маси розчинів калій гідроксиду з масовими частками 25 % і 45 %, які треба взяти для приготування 500 г 30 % розчину цього лугу.

*(В.: 375 г і 125 г).*

4. У 200 г розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 35,5 % розчинили 0,5 моля сульфур(VI) оксиду. Визначте масову частку (у %) кислоти в одержаному розчині.

*(В.: 50 %).*

5. Визначте масу води, в якій потрібно розчинити 47 г калій оксиду, щоб одержати 11,2 % розчин калій гідроксиду.

*(В.: 453 г).*

6. Визначте масу води, в якій потрібно розчинити 17 г літію, щоб одержати 10 % розчин літій гідроксиду.

*(В.: 568,4 г).*

7. Ентальпія розчинення  $\text{ZnSO}_4$  при 291 К дорівнює  $-77,57 \text{ кДж/моль}$ , ентальпія гідратації цієї солі при переході в  $\text{ZnSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  дорівнює  $-81,08 \text{ кДж/моль}$ , а при переході в  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$   $-95,27 \text{ кДж/моль}$ . Визначити ентальпії розчинення кристалогідратів  $\text{ZnSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

*(В.: 3,51 і 17,7 кДж/моль).*

8. Визначити ентальпію нейтралізації 500 г 15 %-го (за масою) розчину  $\text{H}_3\text{PO}_4$  надлишком розчину КОН.

*(В.: 132,4 кДж).*

9. Розчинність калій хлориду при  $100 \text{ }^\circ\text{C}$  рівна 56 г, а при  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  – 36 г. При охолодженні насиченого розчину цієї солі від  $100 \text{ }^\circ\text{C}$  до  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  випало в осад 125 г солі. Яка маса солі і води була використана для виготовлення насиченого розчину при  $100 \text{ }^\circ\text{C}$ ?

*(В.: 350 г  $\text{KCl}$ ; 625 г  $\text{H}_2\text{O}$ ).*

## ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 2

### Тема: РІДКІ ВОДНІ РОЗЧИНИ

1. Загальні властивості розчинів електролітів та неелектролітів. Ізотонічний коефіцієнт.
2. Електроліз. Закони Фарадея. Практичне значення електролізу.
3. Стан іонів у розчині. Первинна та вторинна сольватація. Механізм протонної провідності  $H^+$  та  $OH^-$ -іонів.
4. Перехід рідин у газоподібний стан. Діаграма стану води.
5. Вплив різних факторів на розчинність твердих речовин у рідинах. Діаграми розчинності. Ненасичені, насичені та пересичені розчини.
6. Енергетичні характеристики процесу розчинення. Теплові ефекти при розчиненні.
7. Активність електролітів. Іонна сила.
8. Електропровідність розчинів електролітів.
9. Числа гідратації та перенесення. Експериментальне визначення ентальпій гідратації.
10. Електродний потенціал. Рівняння Нернста.

#### Література:

Матеріали лекцій № 3;

[4] С. 265–268; 335–337; 277–286; 145–149; 116–118.

#### Самостійна робота студентів:

##### розв'язати задачі з тем

##### **“Електроліз. Закони Фарадея”, “Електродні потенціали. Рівняння Нернста”**

##### **та “Електропровідність розчинів електролітів”**

1. Скільки часу треба пропускати струм силою 0,4 А через 200 см<sup>3</sup> 0,2 моль/дм<sup>3</sup> розчину  $CuSO_4$ , щоб мідь виділилась повністю?  
(В.: 5,36 год).
2. Металічну пластинку розмірами 10×2 см потрібно покрити шаром нікелю товщиною 0,1 мм. Густина нікелю 8,9 г/см<sup>3</sup>. Яка густина струму і скільки часу потрібно його пропускати через розчин  $NiSO_4$  при силі струму 3 А, якщо вихід за струмом складає 95 % ?  
(В.: 0,75 А/см<sup>2</sup>; 1 год 8 хв 24 сек).
3. Вихід за струмом цинку при напрузі на електролізері 3,5 В становить 90 %. Визначити витрату енергії на добування 100 кг цинку.  
(В.: 320 кВт).
4. Визначити температуру кипіння водного розчину  $CaCl_2$  з концентрацією 21,5 %. При нормальному атмосферному тиску.  $E_{еб.} = 0,51$ .  
(В.: 103,77 °С).

5. Цинковий електрод занурено в 0,1 н розчин  $ZnSO_4$  при  $T = 291\text{ K}$ . Обчислити зміну електродного потенціалу цинку при розбавленні розчину  $ZnSO_4$  в 10 разів. Вважати середній коефіцієнт активності для 0,1 н розчину солі рівним 0,40, а для 0,01 н розчину 0,64.  
(В.:  $-0,81$  і  $-0,83\text{ В}$ ).
6. Дана система газового елемента:  $Pt | H_2 | HCl | Cl_2 | Pt$ , тиски водню і хлору дорівнюють 1 і 2 атм відповідно, молярна концентрація  $HCl$  становить 0,1 моль/кг, коефіцієнт активності  $\gamma_{\pm} = 0,796$ . Обчислити при 298 К потенціал хлорного електрода  $E(2Cl^-/Cl_2)$  і  $EPC$  елемента в цілому, якщо  $E^0(2Cl^-/Cl_2) = 1,359\text{ В}$ .  
(В.:  $1,433\text{ В}$ ;  $1,507\text{ В}$ ).
7. Розрахувати константу рівноваги реакції:  $Cd^{2+} + Zn \rightleftharpoons Cd + Zn^{2+}$ , якщо  $E^0(Cd^{2+}/Cd) = -0,403\text{ В}$ ; а  $E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,763\text{ В}$ .  
(В.:  $1,6 \cdot 10^{12}$ ).
8. Обчислити значення активності 0,1 моль/дм<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти. (В.:  $a = 0,037$ ).
9. Питома електропровідність 0,135 моль/дм<sup>3</sup> розчину  $C_3H_7COOH$  дорівнює 479 См/м. Розрахуйте молярну електропровідність розчину, ступінь і константу дисоціації кислоти і рН розчину, якщо граничні рухливості  $H^+$  і  $C_3H_7COO^-$  дорівнюють 349,8 і 37,2  $См \cdot см^2/моль$  відповідно.  
(В.:  $3,55$ ;  $0,92\%$ ;  $1,15 \cdot 10^{-5}$ ;  $2,91$ ).

## ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 3

### Тема: НЕВОДНІ РОЗЧИНИ

#### ПЛАН ЗАНЯТТЯ

1. Загальні відомості та використання неводних розчинників.
2. Історія розвитку досліджень в області неводних розчинників.
3. Сольватуюча здатність розчинника.
4. Енергії сольватації електролітів у неводних розчинах (Методи Міщенко та Ізмайлова. Теорія сольватації Самойлова).
5. Діелектрична проникність розчинників. Іонна асоціація. Донорне число.
6. Основні принципи та класифікація неводних розчинників.
7. Диференціююча і нівелююча дії розчинників на силу електролітів.
8. Кислотно-основне неводне титрування.
9. Константа автопротолізу розчинників.
10. Переваги змішаних розчинників.
11. Кріоскопія та ебуліоскопія. Антифризи.
12. Осмос, осмотичний тиск. Рівняння Вант-Гоффа.

### Література:

Матеріали лекцій № 4; [3] С. 369–371; [4] С. 116–124.

### Самостійна робота студентів: розв'язати задачі з тем

### “Кріоскопія та ебуліоскопія. Антифризи” та “Осмос, осмотичний тиск. Рівняння Вант-Гоффа”

1. До  $200 \text{ см}^3$  води додали 50 г метанолу і 75 г етанолу. Знайдіть мольні частки компонентів ( $\gamma$  %).  
(В.: 77,70 %; 10,91 % і 11,39 %).
2. Розрахувати осмотичний тиск розчину, в мм. рт. ст., що містить в  $5 \text{ дм}^3$  0,3 моль глюкози (температура розчину  $22^\circ\text{C}$ ).  
(В.: 1104 мм. рт. ст.).
3. Осмотичний тиск розчину, що містить 1,65 г гемоглобіну в  $15 \text{ см}^3$  води при 290 К дорівнює 4000 Па. Обчислити молярну масу гемоглобіну.  
(В.: 66304 г/моль).
4. В 100 г ефіру ( $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ ) розчиняється 0,625 г бензойної кислоти ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ). Знайдіть підвищення температури кипіння одержаного розчину в порівнянні з чистим ефіром. Ебуліоскопічна стала ефіру рівна 2.  
(В.:  $0,1025^\circ\text{C}$ ).
5. Розчин, що містить 1,612 г бензальдегіду ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$ ) в 100 г ефіру кипить при температурі  $34,806^\circ\text{C}$ . Температура кипіння ефіру  $34,5^\circ\text{C}$ , а його ебуліоскопічна стала рівна 2. Розрахуйте молекулярну масу бензальдегіду і відносну похибку досліду (в %) в порівнянні з теоретичною молекулярною масою.  
(В.: 105,36 г/моль; 0,75%).
6. До 15,4 кг бензену, точка замерзання якого становить 278,68 К, додано 3,747 кг розчину фосфору в бензені. Точка замерзання цієї суміші 278,3 К. Вважаючи, що молекула фосфору, розчиненого у бензені, складається з чотирьох атомів, обчислити розчинність фосфору у першому розчині у масових відсотках, якщо  $E_{\text{кр.}} = 5,12$ .  
(В.:  $W = 4,66\%$ ).
7. Молярну масу ліпиду визначають ебуліоскопічно. Ліпід можна розчинити в метанолі або в хлороформі.  $T_{\text{кип.}}$  метанолу  $64,7^\circ\text{C}$ , а теплота його випаровування -  $262,8 \text{ кал/г}$ .  $T_{\text{кип.}}$  хлороформу -  $61,5^\circ\text{C}$ , а теплота його випаровування -  $59,0 \text{ кал/г}$ . Розрахуйте ебуліоскопічні сталі метанолу і хлороформу. Який розчинник краще використати, щоб визначити молярну масу ліпиду з більшою точністю.  
(В.:  $E_{\text{еб}}^1 = 0,86$  і  $E_{\text{еб}}^2 = 3,75$ ).

## **МОДУЛЬ № 2. ПРОЦЕСИ, ЩО ПРОХОДЯТЬ У РОЗЧИНАХ. ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ**

### **ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 4**

#### **Тема: ТВЕРДІ ТА ГАЗОВІ РОЗЧИНИ**

##### **ПЛАН ЗАНЯТТЯ**

1. Розвиток уявлень та шляхи утворення твердих розчинів.
2. Типи твердих розчинів.
3. Правила - для твердих розчинів заміщення та проникнення.
4. Металічні тверді розчини.
5. Змішані сполуки, евтектика.
6. Сполуки включення та їх використання. Дефекти в кристалах.
7. Ідеальні гази та їх властивості.
8. Кінетична теорія газів.
9. Розчини газів у газах.
10. Розчинність газів у стиснених газах.
11. Розчини газів у рідинах, закон Генрі та наслідки з нього.
12. Роботи Сеченова, залежність розчинності газів від температури.

##### **Література:**

Матеріали лекцій № 5 та 6; [4] С. С. 90–94; 114–116.

##### **Самостійна робота студентів:**

###### **розв'язати задачі з тем:**

###### **“Кінетична теорія газів” та “Розчинення газів у рідинах”**

1. Розрахувати середню квадратичну швидкість руху молекул бензолу і толуолу при 135 °С.  
(В.: 361,2; 332,1 м/сек).
2. Розрахувати об'єм одного моля аміаку (з точністю до десятих) при тиску 100 кПа, якщо середня квадратична швидкість руху його молекул рівна 900 м/сек.  
(В.: 45,9 л/моль).
3. В 36 см<sup>3</sup> води при 303 К і тиску 101325 Па розчиняється 81,4 см<sup>3</sup> H<sub>2</sub>S. Обчислити коефіцієнт розчинності і коефіцієнт абсорбції H<sub>2</sub>S.  
(В.: 2,26; 2,04).
4. Коефіцієнт розчинності хлору у воді при 25 °С рівний 2,15. Обчислити, масу хлору, яка розчиняється в 1 м<sup>3</sup> води при цій температурі і тиску 105 кПа.  
(В.: 6,469 кг).



5. Коефіцієнт розчинності хлору у воді при 25 °С рівний 2,15. Константа розчинності хлору у натрій хлориді рівна 0,25. Який коефіцієнт розчинності хлору у 15 % розчині NaCl, якщо його густина 1,2 г/см<sup>3</sup> ?  
(В.: 1,05).
6. Коефіцієнт розчинності для кисню у воді при 293 К дорівнює 3813 Па<sup>-1</sup>. Який об'єм кисню повітря (21 об % O<sub>2</sub> і 79 об % N<sub>2</sub>) при загальному тиску 101325 Па повинно розчинитись у 1 дм<sup>3</sup> води при цій температурі?  
(В.: 7,9 см<sup>3</sup>).
7. Розрахуйте ідеальну розчинність антрацену в бензені при 25 °С в одиницях молярності. Ентальпія плавлення антрацену при температурі плавлення (217 °С) дорівнює 18,8 кДж/моль.  
(В.: 0,69 моль/кг).
8. На скільки градусів підвищується температура при розчиненні 0,11 моль хлороводню в 100 г води, якщо ентальпія розчинення HCl становить -74,2 кДж/моль, а питома теплоємність розчину складає 3729 Дж/(кг·К) ?  
(В.: 21,8 °С).

## ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 5

**Тема: ТЕОРІЇ РОЗЧИНІВ. ПРОЦЕСИ, ЩО ПРОХОДЯТЬ У РОЗЧИНАХ.  
ГІДРОЛІЗ. БУФЕРНІ СУМІШІ**

### ПЛАН ЗАНЯТТЯ

**Теоретичні питання згідно розділів 8–14  
з програми курсу (С. 4–5),  
що винесені на самостійне опрацювання.**

#### Література:

[3] С. 39–62; 80–86; 136–165; [4] С. 265–277; 287–290.

**Самостійна робота студентів:  
розв'язати задачі з теми "Гідроліз солей" та "Буферні розчини"**

1. Написати іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу (постадійно) таких солей: Na<sub>3</sub>(PO)<sub>4</sub>, Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> та (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.
2. У розчині якої основи більш лужне середовище: берилій гідроксиду чи алюміній гідроксиду, якщо  $D_p(\text{Be}(\text{OH})_2) = 6,3 \cdot 10^{-22}$ , а  $D_p(\text{Al}(\text{OH})_3) =$

$1,2 \cdot 10^{-32}$  ? Відповідь обґрунтувати відповідними розрахунками.

(В.:  $pH_1 = 7,03$ ;  $pH_2 = 6,14$ , більш лужне в  $Be(OH)_2$ ).

3. Обчислити ступінь та константу гідролізу діамоній сульфату(IV) за першою стадією і  $pH$   $0,05$  моль/дм<sup>3</sup> розчину  $(NH_4)_2SO_3$ .  $K_d^{II}(H_2SO_3) = 6,3 \cdot 10^{-8}$ ;  $K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .  
(В.:  $\alpha = 9,4\%$ ;  $K_T = 8,8 \cdot 10^{-3}$ ;  $pH_2 = 8,23$ ).
4. До кислого розчину  $NiSO_4$  поступово додають розбавлений розчин  $NaOH$ . При якому значенні  $pH$  почне утворюватись осад  $Ni(OH)_2$ , якщо його  $DP = 1 \cdot 10^{-15}$ .  
(В.:  $pH = 9,1$ ).
5. Обчислити  $pH$  у розчині, одержаному змішуванням  $50$  см<sup>3</sup> розчину ацетатної кислоти з молярною концентрацією речовини  $0,15$  моль/дм<sup>3</sup> і  $25$  см<sup>3</sup> розчину натрій ацетату з молярною концентрацією речовини  $0,2$  моль/ дм<sup>3</sup>, якщо  $K_d(CH_3COOH) = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .  
(В.:  $pH = 4,54$ ).
6. Обчислити  $pH$  у розчині, одержаному змішуванням  $50$  см<sup>3</sup> розчину  $NH_3 \cdot H_2O$  з молярною концентрацією речовини  $0,1$  моль/дм<sup>3</sup> і  $150$  см<sup>3</sup> розчину амоній хлориду з молярною концентрацією речовини  $0,2$  моль/ дм<sup>3</sup>, якщо  $K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .  
(В.:  $pH = 8,46$ ).
7. При додаванні до  $1,5$  дм<sup>3</sup> ацетатної буферної суміші  $5$  дм<sup>3</sup>  $2$  моль/дм<sup>3</sup> розчину луґу її  $pH$  змінюється на  $1,85$ . Знайти буферну ємність суміші.  
(В.:  $3,6$  моль).
8. Як зміниться ступінь дисоціації ацетатної кислоти, якщо до  $400$  см<sup>3</sup> її розчину з молярною концентрацією  $0,25$  моль/дм<sup>3</sup> долити  $100$  см<sup>3</sup> розчину калій ацетату, що містить сіль масою  $9,8$  г, якщо  $K_d(CH_3COOH) = 1,75 \cdot 10^{-5}$  ?  
(В.: зменшиться в  $95,6$  рази).
9. Розчин містить амоніак ( $NH_3 \cdot H_2O$ ) концентрація якого  $0,5$  моль/дм<sup>3</sup> і амоній хлорид з концентрацією  $0,75$  моль/дм<sup>3</sup>. Розрахувати  $pH$  розчину. Яким стане  $pH$  після додавання до  $100$  см<sup>3</sup> такого розчину  $2,0$  г  $NaOH$  ?  $K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .  
(В.:  $9,08$ ;  $9,86$ ).
10. Яку масу натрій ацетату треба додати до  $100$  см<sup>3</sup> розчину хлоридної кислоти з молярною концентрацією  $0,5$  моль/дм<sup>3</sup>, щоб одержати розчин з  $pH = 5,45$  ?  $K_d(CH_3COOH) = 1,77 \cdot 10^{-5}$ .  
(В.:  $2,46$  г).
11. Який об'єм розчину  $HCl$  з молярною концентрацією  $0,2$  моль/дм<sup>3</sup> необхідно додати до розчину амоніаку об'ємом  $50$  см<sup>3</sup> і молярною концентрацією речовини  $0,5$  моль/дм<sup>3</sup>, щоб одержати розчин з  $pH = 8,5$  ?  $K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .  
(В.:  $106,3$  см<sup>3</sup>).

## **ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6–9** **(лабораторна робота № 1)**

### **Тема: ВИЗНАЧЕННЯ НІТРАТ(III)– ТА НІТРАТ(V)-ІОНІВ У ПРИРОДНИХ ВОДАХ**

#### **Мета роботи:**

1. Визначити вміст нітратів(III) та нітратів(V) у водах різних типів спектрофотометричним методом за допомогою реактиву Грісса.
2. Порівняти одержані концентрації нітратів(III) та нітратів(V) з ГДК та зробити висновки щодо придатності природної води до постійного споживання.

**Завдання для самостійної роботи:** [3] С. 383–384.

#### **Прилади, посуд і реактиви:**

1. Фотоелектроколориметр КФК-2 з 2 кюветами ( $l = 0,5$  см).
2. Аналітичні терези ВЛР-200 з різноважками.
3. Бюкси для зважування – 3 шт.
4. Штатив з мірними пробірками на  $10\text{ см}^3$  (з пробками) – 6 шт.
5. Шпатель – 3 шт.
6. Мірна колба на  $0,5\text{ дм}^3$  для приготування розчину  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
7. Мірна колба на  $100\text{ см}^3$ .
8. Мірний циліндр на  $50\text{ см}^3$ .
9. Градуйовані піпетки на  $2,0\text{ см}^3$  та на  $5,0\text{ см}^3$  – по 1 шт.
10. Хімічний стакан на  $150\text{ см}^3$  – 2 шт.
11. Склянка для зберігання реактиву Грісса ( $0,5\text{ дм}^3$ ).
12. Льодяна ацетатна кислота, або її  $2\text{ моль/дм}^3$  розчин.
13. Сульфанілова кислота.
14.  $\alpha$ -нафтіламін.
15. Калій нітрат (кристалічний, х.ч.).
16. Цинковий пил (суха суміш з натрій хлоридом в масовому співвідношенні 1:10), шпатель.

#### **Теоретичні відомості:**

Нітрати(III) (нітри) є проміжними продуктами біологічного розкладу азотовмісних органічних сполук. Нітрифікуючі бактерії перетворюють амонійні сполуки на нітри в аеробних умовах. Деякі види бактерій в процесі своєї життєдіяльності також можуть відновлювати нітрати до нітритів, проте це відбувається вже в анаеробних умовах. Завдяки здатності перетворюватися на нітрати, нітри, як правило, відсутні в поверхневих водах. Тому наявність в воді, що аналізують, підвищеного вмісту нітритів свідчить про забрудненість води, скоріш за все органічними сполуками.

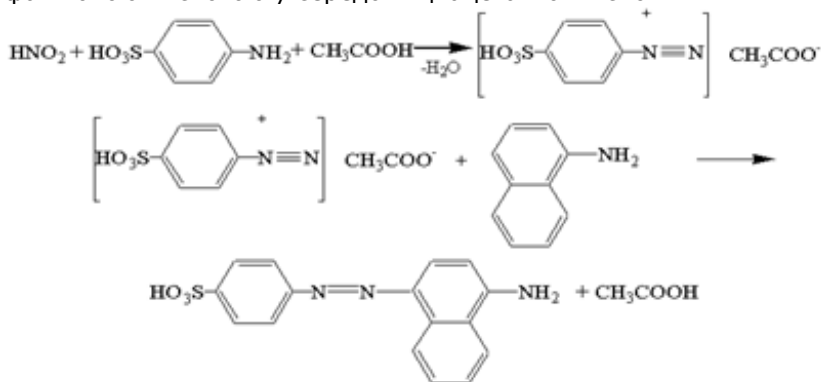
Нітратоутворюючі бактерії перетворюють нітри на нітрати в аеробних умовах. Під впливом сонячного випромінювання атмосферний

азот перетворюється також переважно в нітрати завдяки утворенню оксидів азоту. Багато мінеральних добрив містять нітрати, які при надлишковому або нераціональному внесенні у ґрунт приводять до забруднення водоймищ, тому нітрати, зазвичай, присутні у природних водах. Джерелами забруднення нітратами є також поверхневі стоки з пасовищ, скотних дворів, молочних ферм і тому подібне. Концентрація нітратів в поверхневих водах схильна до помітних сезонних коливань: мінімальна у вегетаційний період, вона збільшується восени і досягає максимуму взимку, коли при мінімальному споживанні азоту рослинами відбувається розклад органічних речовин і перехід Нітрогену з органічних форм в мінеральні.

Нітрити часто використовуються в промисловості як інгібітори корозії, в харчовій промисловості як консерванти, оскільки вони перешкоджають окисненню м'яса і зберігають рожевий колір м'ясних виробів, поліпшують смак сирів, облагороджують їхній запах.

Питна вода і продукти харчування, що містять підвищену кількість нітратів, можуть викликати захворювання, особливо у немовлят (так звана метгемоглобінемія). Унаслідок цього погіршується транспортування кисню гемоглобіном крові і виникає гіпоксія.

Запропонований метод визначення масової концентрації нітритів відповідає наведеному в ГОСТ 4192. Визначення нітратів(III) ґрунтується на утворенні пурпурного азобарвника (*парасульфофенілазо-1-нафтіламіну*) при дії нітратів(III) на суміш *а*-нафтіламіну з сульфаніловою кислотою у середовищі ацетатної кислоти:



ГДК нітриту (по  $\text{NO}_2^-$ ) у воді водоймищ складає  $3,3 \text{ мг/дм}^3$  (або  $1 \text{ мг/дм}^3$  нітритного азоту). ГДК для нітратів –  $45 \text{ мг/дм}^3$  (по  $\text{NO}_3^-$ ) або  $10,2 \text{ мг/дм}^3$  (по  $\text{N}_2$ ), що тотожно дорівнює стандарту США для питної води.

Визначення нітратів засноване на їх попередньому відновленні цинковим пилом до нітритів з подальшим утворенням азобарвника у присутності сульфанілової кислоти і *а*-нафтіламіну по реакції, описаній при визначенні нітриту.

## ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ РОБОТИ:

**1. Приготувати стандартний розчин нітрату** з  $T(\text{NO}_3^-)=1,0000$  мг/см<sup>3</sup>. Для цього наважку калій нітрату масою 0,1629 г розчинити у мірній колбі об'ємом 100 см<sup>3</sup>.

### 2. Приготувати реактив Грісса.

- Приготувати 500 см<sup>3</sup> розчину ацетатної кислоти з молярною концентрацією речовини  $\approx 2$  моль/дм<sup>3</sup> методом розведення з наявної в лабораторії.
- Приготувати розчин сульфанілової кислоти. Наважку сульфанілової кислоти масою 0,33 г розчинити при незначному нагріванні в хімічному стакані на 150 см<sup>3</sup> в 100 см<sup>3</sup> 2 моль/дм<sup>3</sup> ацетатної кислоти.
- Приготувати розчин  $\alpha$ -нафтиламіну. Наважку  $\alpha$ -нафтиламіну масою 0,16 г розчинити при незначному нагріванні в хімічному стакані на 150 см<sup>3</sup> в 100 см<sup>3</sup> 2 моль/дм<sup>3</sup> ацетатної кислоти.
- Приготувати розчин реактиву Грісса. Для цього змішати розчин сульфанілової кислоти з розчином  $\alpha$ -нафтиламіну і перенести в темну склянку з притертою пробкою.

### 3. Побудова градувального графіку.

- Приготувати серію розчинів згідно табл. 1. Для цього у пробірки помістити послідовно 0,0; 0,1; 0,2; 0,3 та 0,4 см<sup>3</sup> стандартного розчину калій нітрату, додати дистильовану воду до загального об'єму 5,0 см<sup>3</sup> та по 2,0 см<sup>3</sup> розчину реактиву Грісса.

Таблиця 1.

$V(\text{KNO}_3)$ , см <sup>3</sup> (з $T(\text{NO}_3^-)=1,0000$ мг/см <sup>3</sup> )	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4
$V(\text{H}_2\text{O})$ , см <sup>3</sup>	5,0	4,9	4,8	4,7	4,6
$V$ (реактиву Грісса), см <sup>3</sup>	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0
*Вміст $\text{NO}_3^-$ -іонів у розчині, мг/дм <sup>3</sup>					
*Вміст $\text{NO}_2^-$ -іонів у розчині, мг/дм <sup>3</sup>					
Оптична густина, $A_{540}$					

\*Примітка. Розраховувати заздалегідь!

б) До кожної пробірки додати цинковий пил (на краю шпателя), в такій кількості, щоб після реакції на дні **залишились крупинки цинку**, закрити гумовими пробками і добре перемішати.

в) Через 15 хв виміряти оптичну гуστину забарвлених розчинів при  $\lambda=540$  нм в кюветах з товщиною поглинаючого шару 0,5 см. В якості розчину порівняння взяти розчин з першої пробірки. Оптичну гуστину записати у таблицю 1.

г) Побудувати градувальні графіки для визначення нітратів(III) та нітратів(V) на міліметровому папері, або за допомогою комп'ютерних програм Excel, Origin, чи аналогічних у координатах  $A = f(C)$ .

д) Обрахувати рівняння градувальних графіків за методом найменших квадратів.

$$A_{540} =$$

#### 4. Визначення нітритів.

а) У пробірку ємністю 10 см<sup>3</sup> помістити 5,0 см<sup>3</sup> аналізованої води, додати 2,0 см<sup>3</sup> реактиву Грісса і перемішати.

б) **Якщо через 15 хв візуально не буде спостерігатись збільшення інтенсивності забарвлення то це означає відсутність нітритів у зразку води і слід перейти до визначення нітратів.**

б) Якщо через 15 хв візуально спостерігається збільшення інтенсивності забарвлення то вимірюють оптичну густину розчину ( $A^1$ ), що аналізують в тих же умовах, що і стандартних розчинів.

в) За рівнянням градувального графіку для визначення нітратів(III) знаходять вміст  $\text{NO}_2^-$ -іонів у пробі ( $C(\text{NO}_2^-)$ , мг/дм<sup>3</sup>).

#### 5. Визначення нітратів.

а) Розчин з кювети, що залишився після визначення нітритів, переливають назад у пробірку ємністю 10 см<sup>3</sup> і додають цинковий пил (на краю шпателя), закривають гумовою пробкою і добре перемішують.

б) Через 15 хв вимірюють оптичну густину забарвленого розчину ( $A^2$ ).

в) За рівнянням градувального графіку для визначення нітратів(V) знаходять вміст  $\text{NO}_3^-$ -іонів у пробі ( $C(\text{NO}_3^-)$ , мг/дм<sup>3</sup>).

$$A^2 = A^2 - A^1 =$$

#### 6. Написати висновки з роботи.

## ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6–9 (лабораторна робота № 2)

### Тема: ВИЗНАЧЕННЯ АСКОРБІНОВОЇ КИСЛОТИ У ФРУКТОВИХ НАПОЯХ

**Мета:** визначити вміст аскорбінової кислоти у фруктових напоях з роздрібної торгівлі методом зворотного йодометричного титрування.

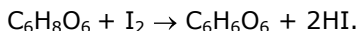
**Завдання для самостійної роботи:** [1] С. 113–130; [2] С. 117–138; [3] С. 314–345.

#### Прилади, посуд і реактиви:

1. Бюретка ємністю 25 чи 50 см<sup>3</sup>.
2. Піпетки Мора ємністю 5 і 20 см<sup>3</sup> – по 1 шт.
3. Конічні колби для титрування ємністю 100 см<sup>3</sup> – 2 шт.
4. Мірні циліндри ємністю 10 і 20 см<sup>3</sup> – по 1 шт.
5. Лійка діаметром 3 см.
6. Годинникове чи покривне скло.
7. Розчин сульфатної кислоти,  $w(\%)(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 20$ .
8. Розчин йоду,  $c(1/2\text{I}_2) = 0,02$  моль/дм<sup>3</sup>.
9. Розчин калій йодиду з масовою часткою 10%.
10. Розчин крохмалю з масовою часткою 0,5 %.
11. Стандартний розчин дикалій дихромату  $c(1/6\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,02$  моль/дм<sup>3</sup>.
12. Стандартизований розчин динатрій тіосульфат-вода (1/5)  $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,02$  моль/дм<sup>3</sup>.

**Теоретичні відомості:** Аскорбінову кислоту (вітамін С) додають у напої для підкислення. *Її фізіологічну дію згадати з курсу біохімії.*

Кількісне визначення аскорбінової кислоти засновано на її відновних властивостях. При взаємодії з йодом вона окиснюється до дегідроаскорбінової кислоти:



Висока концентрація аскорбінової кислоти в напоях перешкоджає взаємодії йоду з іншими відновниками, наприклад, із глюкозою, фруктозою, амілазою.

Для визначення аскорбінової кислоти застосовують метод зворотного титрування: до аналізованої проби додають надлишок йоду, залишок, який не вступив у реакцію з аскорбіновою кислотою титрують розчином натрій тіосульфату.

## ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ РОБОТИ:

**1. Приготувати 50 см<sup>3</sup> розчину сульфатної(VI) кислоти з  $w \approx 20\%$  методом розведення розчину, наявного в лабораторії.**

**2. Приготувати стандартний розчин дикалій дихромату з  $c(1/6K_2Cr_2O_7) = 0,02000$  моль/дм<sup>3</sup> з фіксаналу.**

**3. Приготувати 100 см<sup>3</sup> розчину KI з  $w(\%) = 10$ .**

**4. Приготувати 50 см<sup>3</sup> розчину крохмалю з  $w(\%) = 0,5$ .**

**5. Приготувати та стандартизувати розчин динатрій тіосульфат-вода (1/5) з  $c(Na_2S_2O_3) = 0,02$  моль/дм<sup>3</sup> за розчином дикалій дихромату.**

а) Скласти рівняння реакції взаємодії тіосульфат-іону з йодом іонно-електронним методом та розрахувати фактори еквівалентності речовин  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$  і  $I_2$  та молярні маси еквівалентів цих речовин.

б) Розрахувати наважку кристалогідрату динатрій тіосульфату для приготування 100 см<sup>3</sup> 0,02 н розчину.

в) Взяти наважку динатрій тіосульфат-вода (1/5) та розчинити її в мірній колбі об'ємом 100 см<sup>3</sup>.

г) Скласти рівняння реакції взаємодії калій йодиду з дикалій дихроматом в кислому середовищі ( $H_2SO_4$ ) іонно-електронним методом та розрахувати фактор еквівалентності речовини дикалій дихромату. Після цього записати рівняння матеріального балансу для стандартизації розчину динатрій тіосульфат-вода (1/5) за розчином дикалій дихромату (титрування замісника).

д) Стандартизувати приготовлений розчин динатрій тіосульфат-вода (1/5). Для цього налити в бюретку стандартний розчин динатрій тіосульфат-вода (1/5), а в колбу для титрування:

- $V_1(K_2Cr_2O_7) = 5,0$  см<sup>3</sup> (відміряємо аліквотною піпеткою);
- $V(20\% H_2SO_4) = 5$  см<sup>3</sup> (відміряємо циліндром);
- $V(10\% KI) = 3$  см<sup>3</sup> (відміряємо циліндром).

Закрити колбу склом і на 5-7 хвилин залишити в темному місці. Йод, що виділився, відтитрувати стандартним розчином динатрій тіосульфату до солом'яно-жовтого кольору, додати 3–5 крапель індикатора крохмалю і титрувати до зникнення синього забарвлення розчину. (Титрування можна проводити і без індикатора).

$$V_1 = \text{см}^3;$$

$$V_2 = \text{см}^3;$$

$$V_{\text{сер}} = \text{см}^3.$$

е) Розрахувати молярну концентрацію еквівалента робочого розчину динатрій тіосульфату-вода (1/5):

$$c(Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O) = \text{моль/дм}^3.$$



**6. Стандартизувати робочий розчин йоду** за стандартизованим розчином  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

а) Скласти рівняння реакції взаємодії йоду з  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  і визначити фактор еквівалентності йоду.

б) Стандартизувати розчин йоду: в бюретку налити робочий розчин йоду, в колбу  $5,0 \text{ см}^3$  стандартизованого розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і  $1-2 \text{ см}^3$  крохмалю. Титрувати до синього забарвлення розчину.

$$V_1 = \text{см}^3;$$

$$V_2 = \text{см}^3;$$

$$V_{\text{сер}} = \text{см}^3.$$

в) Розрахувати молярну концентрацію розчину йоду за рівнянням матеріального балансу:  $n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = n(1/2\text{I}_2)$ .

**7. Визначити вміст аскорбінової кислоти у фруктових напоях.**

а) У колбу для титрування помістити  $20,0 \text{ см}^3$  фруктового напою, додати  $3-4 \text{ см}^3$  розчину сульфатної кислоти, мірною піпеткою додати  $5,0 \text{ см}^3$  стандартизованого розчину йоду, колбу прикрити склом.

б) Впродовж  $5 \text{ хв}$  аскорбінова кислота окиснюється, потім надлишок йоду відтитрувати розчином натрій тіосульфату до переходу бурого забарвлення в світло-жовте, додати розчин крохмалю і продовжити титрування до знебарвлення розчину. Виконати два титрування. Розрахувати середній об'єм титранта, витрачений на титрування.

$$V_1 = \text{см}^3;$$

$$V_2 = \text{см}^3;$$

$$V_{\text{сер}} = \text{см}^3.$$

в) Обчислити масу аскорбінової кислоти в  $20 \text{ см}^3$  напою (г) за формулою:

—

—

Молярна маса еквівалента аскорбінової кислоти  $M(1/2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 88 \text{ г/моль}$ .

г) Визначити вміст аскорбінової кислоти в закупленому напої у  $\text{мг/дм}^3$  та %.

**8. Написати висновки з роботи.**

## **ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6–9** **(лабораторна робота № 3)**

### **Тема: ВИЗНАЧЕННЯ ФОСФАТІВ У ПРИРОДНИХ ВОДАХ**

#### **Мета роботи:**

1. Визначити вміст орто- та поліфосфатів у водах різних типів спектрофотометричним методом.
2. Порівняти одержані концентрації орто- та поліфосфатів з ГДК та зробити висновки щодо придатності природної води до постійного споживання.

#### **Завдання для самостійної роботи:** [3] С. 256.

#### **Посуд і реактиви:**

1. Фотоелектроколориметр КФК-2 з 2 кюветами ( $l = 3$  см).
2. Аналітичні терези ВЛР-200 з різноважками.
3. Бюкс для зважування.
4. Електроплитка.
5. Конічна колба на  $250\text{ см}^3$  із зворотним холодильником.
6. Кип'ятильні камінці.
7. Мірні колби на  $50,0$  (5 шт) та  $100,0\text{ см}^3$  і  $1,000\text{ дм}^3$  (по 1 шт).
8. Мірний циліндр на  $100\text{ см}^3$ .
9. Градуйовані піпетки на  $2,0\text{ см}^3$  та на  $5,0\text{ см}^3$  – по 1 шт.
10. Молібденова рідина (приготовлена заздалегідь).
11. Натрій гідрогенфосфат ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ) – х.ч. або ч.д.а.
12. Сульфатна кислота, або її 10% розчин.
13. Сульфамінова кислота, або її 10% розчин.
14. 4 % розчин  $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  в  $4,5$  моль/ $\text{дм}^3$   $\text{HCl}$  (1:2,5).

#### **Теоретичні відомості:**

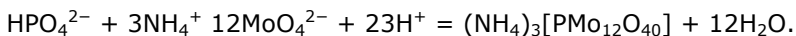
Фосфор є одним з необхідних елементів для життя. В організмі людини фосфор зосереджений головним чином у скелеті (кальцій фосфат – 1,4 кг), м'язах (100–130 г), нервовій тканині і мозку. Майже всі найважливіші фізіологічні процеси в організмі людини пов'язані з перетвореннями фосфорорганічних речовин. Обмін фосфору регулюється парацитовидними залозами. При надмірному надходженні фосфору підвищується рівень виведення кальцію і створюється ризик розрідження кісткової речовини. Добова потреба у фосфорі для дорослої людини складає 1500–1600 мг. Будучи найважливішим біогенним елементом, саме фосфор найчастіше лімітує розвиток біомаси водойм. Тому надходження надлишку сполук фосфору у вигляді мінеральних добрив з поверхневими стоками полів (із гектара зрошуваних земель може виноситись 400–600 г фосфору), із стоками ферм (10–50 г/добу на одну

тварину), з недоочищеними або неочищеними побутовими стічними водами (3–6 г/добу на одного жителя), а також з деякими виробничими відходами, що призводить до різкого неконтрольованого розмноження синьо-зелених водоростей. Особливо характерний даний процес для малопроточних і непроточних водойм. В такому разі відбувається зміна трофічного статусу водойми, що призводить до збільшення концентрації бактерій, переважання гнилісних процесів і, відповідно, зростанню каламутності та солоності води.

У природних і стічних водах фосфор може бути присутнім у різних формах. У розчиненому стані він може перебувати у вигляді ортофосфатної кислоти ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) та її аніонів ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ), у вигляді мета-, піро- і поліфосфатів (ці речовини використовують для попередження утворення накипу, також вони входять до складу дешевих миючих засобів). Крім того, існують різноманітні фосфорорганічні сполуки – нуклеїнові кислоти, нуклеопротейни, фосфоліпіди та ін., які також можуть бути присутніми у воді, будучи продуктами життєдіяльності або розкладу організмів. До фосфорорганічних сполук відносяться також деякі пестициди (вони визначаються у воді спеціальними методами).

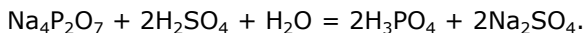
Фосфор може знаходитись і в нерозчинному стані у вигляді завислих у воді важкорозчинних фосфатів, включаючи природні мінерали, білкові, органічні фосфорвмісні сполуки, залишки померлих організмів і ін. Фосфор у твердій фазі в природних водоймах зазвичай знаходиться у донних відкладеннях, проте може зустрічатися у великих кількостях і у стічних та забруднених природних водах.

Фосфати визначаються колориметричним методом (ДЕСТ 18309, ISO 6878) по реакції з амоній молібдатом в кислому середовищі:



Утворений при цьому комплекс жовтого кольору, далі під дією відновника ( $\text{SnCl}_2$ ) перетворюється в інтенсивно забарвлений синій барвник складної будови – «молібденову синь» ( $\text{MoO}_3 \cdot \text{Mo}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ). Концентрацію ортофосфатів у аналізованій воді визначають вимірюючи оптичну густину проб за допомогою фотоколориметра і порівнюючи її з забарвленням зразків контрольної шкали. Можливий вплив нітратів(III) (до 25 мг/дм<sup>3</sup>) усувається за рахунок додавання до проби розчину сульфамінової кислоти. Проведенню аналізу заважають великі кількості хлоридів, хроматів, арсенатів, таніну.

У дану реакцію з усіх присутніх у воді фосфатів безпосередньо вступають тільки ортофосфати. Для визначення поліфосфатів їх необхідно попередньо перевести в ортофосфати шляхом кислотного гідролізу в присутності сульфатної кислоти. Багато складних ефірів фосфатної кислоти також можуть бути визначені після їх кислотного гідролізу в тих же умовах, що і поліфосфати. Реакція кислотного гідролізу на прикладі пірофосфату протікає в такий спосіб:



Деякі фосфорвмісні органічні сполуки можуть бути визначені тільки після їх мінералізації, яку іноді називають «мокрим спалюванням». Мінералізація фосфорвмісних органічних сполук проводиться при кип'ятінні проби з додаванням кислоти і сильного окиснювача – амоній персульфату або гідроген пероксиду. Мінералізація призводить до перетворення в ортофосфати всіх, навіть важкорозчинних, форм фосфатів у воді. Таким чином визначається вміст загального фосфору в будь-якій воді. Однак, для природних вод, що не містять, або містять незначну кількість фосфатів, що важко гідролізуються у твердій фазі, мінералізація звичайно не потрібна, і отриманий при аналізі гідролізованої проби результат може з хорошим наближенням бути прийнятий за вміст загального фосфору.

При аналізі фосфатів у пробі, що піддавалась гідролізу, визначається сума ортофосфатів і поліфосфатів. Концентрація поліфосфатів розраховується як різниця між результатами аналізу гідролізованої і негідролізованої проби. Діапазон визначуваних концентрацій ортофосфатів у воді при візуально-колориметричному визначенні 0,2–7,0 мг/дм<sup>3</sup>, при фотометричному визначенні – 0,01–0,4 мг/дм<sup>3</sup>. Визначення можливе і при концентрації ортофосфатів більше вказаного значення після відповідного розбавлення проби дистильованою водою.

ГДК поліфосфатів (триполіфосфат і гексаметафосфат) у воді водойм становить 3,5 мг/дм<sup>3</sup> у перерахунку на ортофосфат-аніон PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>. Загальне ГДК фосфатів у питній воді – 3,5 мг/дм<sup>3</sup> у перерахунку на елементарний фосфор.

### **ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ РОБОТИ:**

- 1. Приготувати стандартний розчин натрій гідрогенфосфату** об'ємом 1,000 дм<sup>3</sup> з титром PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> 1,0000 мг/см<sup>3</sup>. Для цього розчинити 1,4947 г Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> в мірній колбі об'ємом 1,000 дм<sup>3</sup>.
- 2. Приготувати робочий розчин натрій гідрогенфосфату** почерговим 100- та 10-кратним розбавленням стандартного розчину (10 см<sup>3</sup> на 1 дм<sup>3</sup> та 10 см<sup>3</sup> на 100 см<sup>3</sup> відповідно).
- 3. Приготувати розчин сульфамінової кислоти** з масовою часткою 10 % і об'ємом 100 см<sup>3</sup>. Для цього розчинити 10 г HSO<sub>3</sub>-NH<sub>2</sub> в 90 см<sup>3</sup> дистильованої води.
- 4. Приготувати 100 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти** з молярною концентрацією речовини 1,15 моль/дм<sup>3</sup> (10 %) методом розведення з наявної в лабораторії. *(Розрахунки провести самостійно!).*

**5. Приготувати 100 см<sup>3</sup> молібденової рідини.** Для цього 2,5 г амоній молібдату 4-водного (NH<sub>4</sub>)<sub>6</sub>Mo<sub>7</sub>O<sub>24</sub>·4H<sub>2</sub>O розчиняють у 60 см<sup>3</sup> дистильованої води в термостійкому хімічному стакані на 150 см<sup>3</sup>. До цього розчину обережно, при охолодженні, додають 35 см<sup>3</sup> концентрованої 98%-ної сульфатної кислоти (**Техніка безпеки!**). Після охолодження довести об'єм розчину до 100 см<sup>3</sup> дистильованою водою. Розчин зберігають в банці з темного скла з притертою пробкою. Користуватися розчином можна через 48 годин після приготування.

**6. Побудувати градувальний графік.**

а) У 5 мірних колб ємністю 50,0 см<sup>3</sup> помістити послідовно 0,0; 5,0; 10,0; 15,0 і 20,0 см<sup>3</sup> **робочого** розчину Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> та додати дистильовану воду до загального об'єму 20,0 см<sup>3</sup> (див. табл. 2).

б) Додати в кожен колбу піпеткою-крапельницею 10 крапель 10%-ного розчину сульфамінової кислоти і піпеткою 1,0 см<sup>3</sup> розчину молібденової рідини, після чого перемішати суміш. **Розчин молібдату містить сульфатну кислоту. Дотримуйтесь обережності при виконанні даної операції!**

в) Залишити пробу на 5 хв для повного протікання реакції, після чого додати 2–3 краплі 4 %-ного розчину SnCl<sub>2</sub>. **Розчин відновника містить хлоридну кислоту. Дотримуйтеся обережності при виконанні даної операції!** Колбу закрити пробкою і струсити для перемішування розчину.

г) Через 5 хв розчини у мірних колбах довести до мітки дистильованою водою і перемішати. Виміряти оптичну густину забарвлених розчинів, користуючись червоним світлофільтром (λ = 750 нм) в кюветі товщиною 3,0 см проти розчину порівняння, що не містить фосфатів (перша колба).

в) Оптичну густину записати у табл. 2. За одержаними даними побудувати градувальний графік на міліметровому папері або за допомогою комп'ютерних програм Excel, Origin, чи аналогічних у координатах  $A = f(C(\text{PO}_4^{3-}, \text{мг/дм}^3))$ .

Таблиця 2.

V (Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> ), см <sup>3</sup>	0,0	5,0	10,0	15,0	20,0
V (H <sub>2</sub> O), см <sup>3</sup>	20,0	17,5	15,0	10,0	0,0
Вміст PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> -іонів у розчині, мг/50 см <sup>3</sup>					
Вміст PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> -іонів у розчині, мг/дм <sup>3</sup>					
Оптична густина, A <sub>750</sub>					

г) Обрахувати рівняння градувального графіка за методом найменших квадратів.

$$A_{750} = \dots$$

## 7. Визначення ортофосфатів у питній і природній воді.

а) Відібрати піпеткою 20,0 см<sup>3</sup> відстояної аналізованої води (проби) у мірну колбу на 50,0 см<sup>3</sup>, попередньо промивши її 2–3 рази тією ж водою. При очікуваній концентрації ортофосфатів >5 мг/дм<sup>3</sup> потрібно відбирати 1,0–5,0 см<sup>3</sup> проби піпеткою, довівши об'єм розчину в колбі до 20,0 см<sup>3</sup> дистильованою водою.

б) Додати до проби піпеткою-крапельницею 10 крапель 10%-ного розчину сульфамінової кислоти для зв'язування нітратів(III) і піпеткою 1,0 см<sup>3</sup> розчину молібденової рідини, після чого перемішати суміш. **Розчин молібдату містить сульфатну кислоту. Дотримуйтесь обережності при виконанні даної операції!**

в) Залишити пробу на 5 хв для повного протікання реакції, після чого додати 2–3 краплі 4 %-ного розчину SnCl<sub>2</sub>. **Розчин відновника містить хлоридну кислоту. Дотримуйтеся обережності при виконанні даної операції!** Колбу закрити пробкою і струсити для перемішування розчину. За наявності у воді ортофосфатів розчин набуває синього забарвлення.

г) Через 5 хв розчини у мірних колбах довести до мітки дистильованою водою і перемішати. Виміряти оптичну густину забарвлених розчинів користуючись червоним світлофільтром ( $\lambda = 750$  нм) в кюветі товщиною 3,0 см проти розчину порівняння, що не містить фосфатів (перша колба):

$$A_{750} = \quad .$$

д) За градувальним графіком або за його рівнянням знайти вміст PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>-іонів у аналізованій воді.

$$C^1(PO_4^{3-}) = \quad \text{мг/дм}^3.$$

## 8. Визначення поліфосфатів у питній і природній воді.

а) Помістити пробу аналізованої води об'ємом 50,0 см<sup>3</sup> (може бути відібрана з використанням мірної колби або циліндра) в конічну колбу на 250 см<sup>3</sup>.

б) Додати до проби 1 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти (10%) і кілька кип'ятильних камінців.

в) Приєднати до колби зворотний холодильник і помістити колбу на електроплитку. Кип'ятити суміш при мінімальній потужності нагрівання 30 хв.

г) Після охолодження суміш кількісно перенести в мірну колбу на 50,0 см<sup>3</sup>. У процесі кип'ятіння відбувається втрата води (близько 5–10 см<sup>3</sup>), яку компенсують додаванням у мірну колбу до мітки дистильованої води, якою попередньо промивають конічну колбу.

д) З отриманого розчину відбирають пробу (20,0 см<sup>3</sup>) і проводять визначення ортофосфатів згідно пунктів **7б – 7д**. Отриманий результат буде представляти суму концентрацій ортофосфатів і поліфосфатів (C<sup>2</sup>) в перерахунку на ортофосфат-аніон.

$$C^{\Sigma}(PO_4^{3-}) = \quad \text{мг/дм}^3.$$

е) Розрахувати концентрацію гідролізованих фосфатів ( $C^2(PO_4^{3-})$ ) за формулою:

$$C^2(PO_4^{3-}) = C^{\Sigma}(PO_4^{3-}) - C^1(PO_4^{3-}).$$

**9. Написати висновки з роботи.** Для цього порівняти одержані концентрації поліфосфатів з ГДК, розрахувати загальний вміст фосфору та порівняти одержані дані з ГДК для питної води і зробити висновки щодо придатності природної води до постійного споживання.

## **ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6–9** **(лабораторна робота № 4)**

### **Тема: ВИЗНАЧЕННЯ СУЛЬФАТІВ У МІНЕРАЛЬНІЙ ВОДІ**

**Мета роботи:** визначити вміст сульфатів в мінеральній воді турбидиметричним методом.

**Завдання для самостійної роботи:** [1] С. 346–348; [2], кн. 2 С. 315–318; [3] С. 425–433.

#### **Прилади, посуд і реактиви:**

1. Фотоелектроколориметр КФК-2 чи ФЕК-56 і набір кювет.
2. Мірні колби ємністю  $50 \text{ см}^3$  – 6 шт.
3. Мірні циліндри ємністю  $10 \text{ см}^3$  – 2 шт.
4. Градуйовані піпетки ємністю  $10 \text{ см}^3$  – 2 шт.
5. Натрій сульфат кристалічний, або стандартний розчин  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  з титром по  $\text{SO}_4^{2-} = 2,0000 \text{ мг/см}^3$ .
6. Розчин барій хлориду з масовою часткою 10 %.
7. Розчин желатину з масовою часткою 0,5 %.
8. Розчин електроліту (20%  $\text{NaCl}$  + 2%  $\text{HCl}$ ).

#### **Теоретичні відомості:**

Сульфати – розповсюджені компоненти природних вод. Їх присутність у воді обумовлена розчиненням деяких мінералів – природних сульфатів (гіпс), а також перенесенням з дощами сульфатів, що містяться в повітрі. Останні утворюються завдяки реакціям окиснення в атмосфері оксиду сульфуру(IV) до оксиду сульфуру(VI), утворенню сульфатної кислоти і її нейтралізації (повної або часткової).

Наявність сульфатів у промислових стічних водах зазвичай обумовлена технологічними процесами, що протікають з використанням сульфатної кислоти (виробництво мінеральних добрив, хімічних речовин, тощо). Сульфати можуть викликати відкладення осадів в трубопроводах

при змішуванні двох вод з різним мінеральним складом, наприклад сульфатних і кальцієвих (в осад випадає  $\text{CaSO}_4$ ).

Сульфати входять до складу більшості мінеральних вод. В залежності від загального вмісту солей (мінералізація) вони поділяються на:

– **столові** (солевміст до 1 г/дм<sup>3</sup>). Такі води придатні для щоденного вживання, їх можна пити і готувати на них їжу. Однак людям, що страждають певними захворюваннями, перед застосуванням даних вод все ж слід проконсультуватися з лікарем.

– **лікувально-столові** (солей від 1 до 10 г/дм<sup>3</sup>). Даний вид вод володіє деяким лікувальним впливом і не використовується для приготування їжі. Перед вживанням лікувально-столових вод необхідно проконсультуватися з лікарем.

– **лікувальні** (з мінералізацією понад 10 г/дм<sup>3</sup>). Використовуються виключно у лікувальних цілях, в дозуваннях рекомендованих лікарем.

Крім того, залежно від свого іонного складу мінеральні води поділяються на гідрокарбонатні, хлоридні, сульфатні. А наявність в них різних катіонів додатково ділить їх на кальцієві, натрієві і магнієві. Також мінеральні води поділяються за наявності газів (вуглекислі, сульфідні, азотні) і мікроелементів (йодисті, бромисті, кремнієві). Кожен з видів мінеральних вод має певні властивості:

[http://ru.wikipedia.org/wiki/Минеральная\\_вода](http://ru.wikipedia.org/wiki/Минеральная_вода)

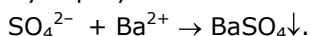
<http://medkarta.com/?cat=article&id=17746>

<http://vodoobmen.ru/06-mineral-2-proizvoditeli.html>

Сульфати, що містяться в питній воді не мають токсичного впливу на людину, проте погіршують її смак: відчуття смаку сульфатів виникає при їх концентрації 250–400 мг/дм<sup>3</sup>. ГДК сульфатів у воді водойм господарсько-питного призначення складає 500 мг/дм<sup>3</sup>, лімітуючий показник шкідливості – органолептичний.

ГДК сульфатів у воді не є гарантією від несприятливого впливу на людину. Так, населення пустель і напівпустель Середньої Азії пристосувалося до регулярного використання мінералізованої води з вмістом сульфатів близько 500 мг/дм<sup>3</sup> і більше, в той час як у приїжджаних часто спостерігаються шлункові розлади. Несприятливий вплив сульфатів на функцію шлунково-кишкового тракту людини, що виявляється в зниженні кислотності шлункового соку і діареї, настає при концентрації сульфатів у воді близько 1000 мг/дм<sup>3</sup>.

Визначення засноване на переведенні сульфатів у малорозчинні сполуки і фотометруванні отриманої суспензії. В основі знаходиться реакція осадження барій сульфату:



Для забезпечення вибіркової визначення сульфатів щодо  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  і оксалатів ( $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ) реакцію проводять у кислому середовищі.



## ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ РОБОТИ:

**1. Приготувати 100 см<sup>3</sup> стандартного розчину натрій сульфату** з титром по  $\text{SO}_4^{2-} = 2,000 \text{ мг/см}^3$  (2000 мг/дм<sup>3</sup>). Для цього розчинити 0,2958 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  у мірній колбі ємністю 100 см<sup>3</sup>. Розбавити його у 10 разів, одержавши робочий розчин  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (0,20 мг/дм<sup>3</sup> по  $\text{SO}_4^{2-}$ ).

**2. Приготувати 10 % розчин  $\text{BaCl}_2$ .** Для цього 10 г барій хлориду розчинити в 90 см<sup>3</sup> дистильованої води.

**3. Приготувати 50 см<sup>3</sup> розчину желатину** з масовою часткою 0,5 %.

**4. Приготувати розчин електроліту** розчиненням 24,0 г  $\text{NaCl}$  і 2,1 см<sup>3</sup>  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,17 \text{ г/см}^3$ ) у дистильованій воді в мірній колбі ємністю 100 см<sup>3</sup>.

**5. Побудувати градувальний графік** для визначення сульфатів.

а) У мірні колби ємністю 50,0 см<sup>3</sup> помістити 1,0; 2,0; 4,0; 6,0 і 8,0 см<sup>3</sup> робочого розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  і дистильованої води до загального об'єму 10,0 см<sup>3</sup>. Мірним циліндром додати 10,0 см<sup>3</sup> розчину електроліту. Потім у кожну колбу для стабілізації осаду внести по 3,0 см<sup>3</sup> розчину желатину.

б) По черзі в кожну колбу, починаючи з розчину натрій сульфату мінімальної концентрації, додати по 7,0 см<sup>3</sup> розчину барій хлориду, перемішати, довести до мітки дистильованою водою і знову перемішати. Необхідно дотримувати зазначеної послідовності введення розчинів і швидкість їхнього змішування. Кожен розчин не повинний перестоювати більш 5 хв, інакше може змінитися структура осаду.

в) Через 5 хв виміряти оптичну густину отриманих суспензій при синьому світлофільтрі ( $\lambda = 440 \text{ нм}$ ) і товщині поглинаючого шару 0,5–1,0 см. При виборі оптимальної товщини шару користаються критерієм:  $0,1 < A < 1,0$ .

г) Результати вимірів занести у таблицю 2. За одержаними даними побудувати градувальний графік на міліметровому папері або за допомогою комп'ютерних програм Excel, Origin, чи аналогічних у координатах  $A = f(C(\text{SO}_4^{2-}), \text{мг/дм}^3)$ .

д) Обрахувати рівняння градувального графіка за методом найменших квадратів.

Таблиця 2.

Маса $\text{Na}_2\text{SO}_4$ у розчині, мг/ в 50 см <sup>3</sup>	0,2	0,4	0,8	1,2	1,6
Маса $\text{SO}_4^{2-}$ у розчині, мг/ в 50 см <sup>3</sup>					
$C(\text{SO}_4^{2-}), \text{мг/дм}^3$					
Оптична густина, $A_{440}$					

## 6. Визначити вміст сульфатів у мінеральній воді.

а) Об'єм води вибирають таким, щоб розведення проби відповідало інтервалу вмісту  $\text{SO}_4^{2-}$ -іонів у стандартних розчинах (0,2 – 1,6 мг/ в 50 см<sup>3</sup>). Пробу аналізованої води об'ємом 0,50–1,00 см<sup>3</sup> помістити у мірну колбу ємністю 50,0 см<sup>3</sup>.

б) До проби води додати розчини електроліту, желатину й осаджувача в такій же послідовності і кількостях, як і при приготуванні стандартних розчинів, довести до мітки дистильованою водою і виміряти оптичну густина через 5 хв у тих же умовах.

в) За градувальним графіком та за розрахованою формулою знаходять вміст  $\text{SO}_4^{2-}$ -іонів ( $m$ , мг/в 50 см<sup>3</sup>), в аналізованій воді.

г) Розраховують вміст  $\text{SO}_4^{2-}$ -іонів у мінеральній воді (мг/дм<sup>3</sup>).

## 7. Написати висновки з роботи.

### ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6–9 (лабораторна робота № 5)

#### Тема: ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОГО ВМІСТУ ЗАЛІЗА У ПИТНІЙ ВОДІ

**Мета роботи:** визначити загальний вміст заліза у водах різних категорій.

**Завдання для самостійної роботи:** [1] С. 315–319; [3] С. 443–444.

#### Прилади, посуд і реактиви:

1. Фотоелектроколориметр КФК-2.
2. Кювети з товщиною поглинаючого шару 5,0 см.
3. Аналітичні ваги 2-го класу точності.
4. Мірні колби ємністю 50,0 см<sup>3</sup> – 7 шт.
5. Мірна колба ємністю 1,000 дм<sup>3</sup>.
6. Градуйовані піпетки місткістю 2,0 і 10,0 см<sup>3</sup> – по 1 шт.
7. Піпетка Мора на 25,0 см<sup>3</sup>.
8. Стандартний розчин залізо-амонійних галунів з концентрацією  $\text{Fe}^{3+}$  0,1000 мг/см<sup>3</sup>.
9. Розчин сульфосаліцилової кислоти з масовою часткою 10,0 %.
10. Розчин сульфатної кислоти з концентрацією 0,5 моль/дм<sup>3</sup>.
11. 3% розчин  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

## Теоретичні відомості:

Залізо – один з найпоширеніших елементів у природі. Його вміст у земній корі становить близько 4,7 % за масою, тому залізо, з точки зору його поширеності в природі, прийнято називати макроелементом. Водночас залізо також є життєво важливим мікроелементом для живих організмів і рослин, тобто елементом, необхідним для життєдіяльності в малих кількостях.

Залізо утворює 2 типи розчинних солей, що утворюють катіони  $\text{Fe}^{2+}$  і  $\text{Fe}^{3+}$ , проте в розчині воно може знаходитися і в багатьох інших формах, зокрема:

1) у вигляді істинних розчинів (аквакомплексів)  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . На повітрі залізо(II) швидко окиснюється до заліза(III), розчини якого мають буре забарвлення через швидке утворення гідроксо-сполук;

2) у вигляді колоїдних розчинів через пептизацію (розпад часток) залізо гідроксидів під впливом органічних сполук;

3) у вигляді комплексних сполук з органічними і неорганічними лігандами. До них відносяться карбоніли, аренові комплекси (з нафтопродуктами або іншими вуглеводнями), гексаціаноферат  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  та ін.

4) В нерозчинній формі залізо може бути представлено у вигляді завислих у воді твердих мінеральних часток різного складу.

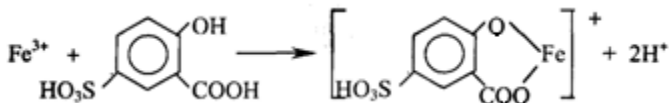
Отже, сполуки заліза у воді можуть існувати в різних формах і точні результати можуть бути отримані тільки при визначенні сумарного заліза у всіх його формах, так званого "загального" заліза. Роздільне визначення заліза(II) і заліза(III), їх нерозчинних і розчинних форм, дає менш достовірні результати, хоча іноді виникає необхідність визначити залізо в його індивідуальних формах.

У малих концентраціях залізо завжди зустрічається практично у всіх природних водах (до  $1 \text{ мг/дм}^3$  при ГДК на суму заліза  $0,3 \text{ мг/дм}^3$ ) і особливо – в стічних водах. В останні залізо може потрапляти з відходів (стічних вод) травильних і гальванічних цехів, дільниць підготовки металевих поверхонь, стоків при фарбуванні тканин та ін.

У виробництві алкогольних і безалкогольних напоїв якість питної води має першорядне значення, оскільки вона визначає їх смак і стійкість при зберіганні. Присутність у воді заліза погіршує органолептичні показники напоїв.

Переведення заліза в розчинну форму, придатну для аналізу ( $\text{Fe}^{3+}$ ), проводять, додаванням до проби певну кількість гідроген пероксиду та сильної кислоти до рН 1–2 з наступним кип'ятінням.

Визначення  $\text{Fe}^{3+}$  засновано на утворенні в кислому середовищі інтенсивно забарвленого в пурпурний колір продукту взаємодії  $\text{Fe}^{3+}$  із сульфосаліциловою кислотою:



Комплексна сполука має область поглинання з  $\lambda_{\text{max}} = 510 \text{ нм}$  і  $\varepsilon \approx 1,8 \cdot 10^3$ .

### ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ РОБОТИ:

**1. Приготувати стандартний розчин залізо-амонійних галунів** об'ємом  $1,000 \text{ дм}^3$  з титром  $\text{Fe}^{3+} 0,1000 \text{ мг/см}^3$ . Для цього розчинити  $0,8634 \text{ г FeNH}_4(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  в мірній колбі об'ємом  $1,000 \text{ дм}^3$ .

**2. Приготувати розчин сульфосаліцилової кислоти** з масовою часткою  $10 \%$  і об'ємом  $100 \text{ см}^3$ . Для цього розчинити  $10 \text{ г}$  кислоти в  $90 \text{ см}^3$  дистильованої води.

**3. Приготувати  $100 \text{ см}^3$  розчину сульфатної кислоти** з молярною концентрацією речовини  $\approx 0,5 \text{ моль/дм}^3$  методом розведення з наявної в лабораторії. (Розрахунки провести самостійно!).

#### 4. Побудувати градувальний графік.

а) У мірні колби ємністю  $50 \text{ см}^3$  помістити послідовно  $0,2; 0,4; 0,6; 0,8$  і  $1,0 \text{ см}^3$  стандартного розчину залізо-амонійних галунів, додати в кожну колбу по  $1,0 \text{ см}^3$  розчину сульфатної кислоти і по  $3,0 \text{ см}^3$  розчину сульфосаліцилової кислоти, довести до мітки дистильованою водою і перемішати.

б) Виміряти оптичну густину забарвлених у пурпурний колір розчинів при  $\lambda=490 \text{ нм}$  і товщиною поглинаючого шару  $5,0 \text{ см}$  проти розчину порівняння, що не містить  $\text{Fe}^{3+}$ -іонів.

в) Оптичну густину записати у таблицю 3. За одержаними даними побудувати градувальний графік, на міліметровому папері або за допомогою комп'ютерних програм Excel, Origin, чи аналогічних у координатах  $A = f(C(\text{Fe}^{3+}, \text{ мг/дм}^3))$ .

г) Обрахувати рівняння градувального графіка за методом найменших квадратів.

Таблиця 3.

$V(\text{Fe}^{3+}), \text{ см}^3$	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0
Маса $\text{Fe}^{3+}$ -іонів у колбі, мг/ в $50 \text{ см}^3$					
Вміст $\text{Fe}^{3+}$ -іонів у розчині, мг/дм <sup>3</sup>					
Оптична густина, $A_{490}$					

## 5. Визначення загального вмісту заліза у питній воді.

а) У хімічний стаканчик на 50 см<sup>3</sup> помістити 25,0 см<sup>3</sup> води, що аналізують, додати 1,0 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти, 3,0 см<sup>3</sup> 3% розчину Н<sub>2</sub>О<sub>2</sub> і прокип'ятити суміш на електроплитці 5–8 хв.

б) Після охолодження суміш кількісно перенести у мірну колбу ємністю 50 см<sup>3</sup>, додати 3,0 см<sup>3</sup> сульфосаліцилової кислоти, довести до мітки дистильованою водою і перемішати.

в) Виміряти оптичну густину розчину, що аналізують в тих же умовах, що і стандартних розчинів:

$$A_{490} =$$

г) За градувальним графіком та за його рівнянням знайти вміст Fe<sup>3+</sup>-іонів у аналізованій воді та порівняти з ГДК.

$$C(\text{Fe}^{3+}) = \quad \text{мг/дм}^3.$$

## 6. Написати висновки з роботи.

### ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6–9 (лабораторна робота № 6)

#### Тема: ВИЗНАЧЕННЯ ХЛОРАТІВ(I) У ВІДБІЛЮЮЧИХ ЗАСОБАХ

##### Мета роботи:

1. Визначити вміст хлоратів(I) у відбілюючих засобах спектрофотометричним методом за допомогою N,N-діетиланіліну.
2. Порівняти одержані концентрації натрій хлорату(I) з ГОСТом та зробити відповідні висновки.

**Завдання для самостійної роботи:** [3] С. 391–392.

##### Прилади, посуд і реактиви:

1. Фотоелектроколориметр КФК-2 з 2 кюветами (*l*=1 см).
2. Хімічні стаканчики на 50 см<sup>3</sup> – 7 шт.
3. Мірні колби на 100 см<sup>3</sup> – 2 шт та 250 см<sup>3</sup> – 1 шт.
4. Конічна колба для титрування на 100 см<sup>3</sup>.
5. Градуйовані піпетки на 2,0 см<sup>3</sup>, 5,0 см<sup>3</sup> і 10,0 см<sup>3</sup> – по 1 шт.
6. Мірна пробірка на 10,0 см<sup>3</sup>.
7. Склянка для зберігання розчину N,N-діетиланіліну.
8. Сульфатна кислота, або її 2 моль/дм<sup>3</sup> розчин.
9. Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – 0,1 моль/дм<sup>3</sup> розчин (стандарт-титр).
10. NaClO ≈ 1 моль/дм<sup>3</sup> розчин.
11. KI – 10 % розчин.
12. N,N-діетиланілін.

## Теоретичні відомості:

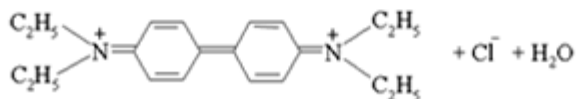
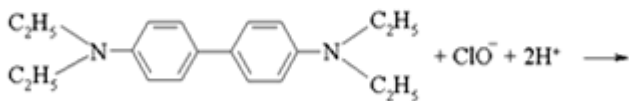
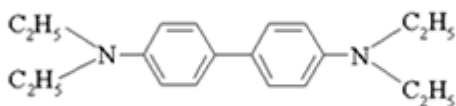
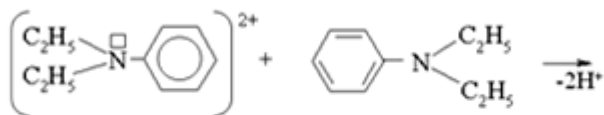
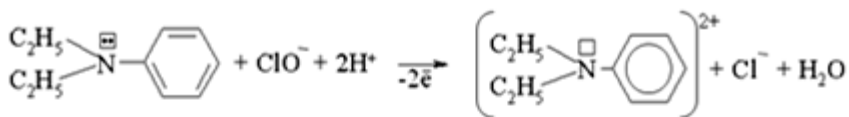
Хлорати(I) є одними із кращих відомих антибактеріальних засобів, що використовуються в медицині. Розклад хлорату(I) супроводжується утворенням ряду активних часток, зокрема, синглетного кисню, що володіє високою біоцидною дією. Знищення мікроорганізмів проходить завдяки взаємодії хлорату(I) з біополімерами в їхній структурі, здатних до окиснювання. Дослідженнями останніх десятиліть встановлено, що всі вищі багатоклітинні організми, включаючи людину, синтезують в особливих клітинних структурах (нейтрофіли, гепатоцити, фагоцити й ін.) хлоратну(I) кислоту й високоактивні метастабільні хлоркисневі й гідропероксидні сполуки (метастабільну суміш оксидантів) для захисту організмів від бактеріальних і грибкових інфекцій.

На організм людини хлорати(I) можуть здійснювати і шкідливий вплив. Розчини NaClO небезпечні при інгаляційному впливі через можливість виділення токсичного хлору. Пряме потрапляння розчинів хлорату(I) в очі та на шкіру, особливо при високих концентраціях, викликає хімічні опіки і веде до часткової або повної втрати зору, подразнення шкіри, та до серйозних виразок і відмирання тканини. Прийом усередину розведених (3–6 %) розчинів натрій хлорату(I) приводить звичайно тільки до подразнення стравоходу й іноді ацидозу, у той час як більш концентровані розчини здатні викликати досить серйозні ушкодження, аж до перфорації відділів шлунково-кишкового тракту.

Хлорати(I) широко використовуються у багатьох галузях промисловості, а також для дезінфекції речей, одягу та води в басейнах, вони утворюються при хлоруванні питної води з метою її знезараження, їх також додають до промислових стічних вод з метою усунення неприємних запахів сірководню й амоніаку, завдяки чому вони потрапляють в навколишнє середовище. Слід вказати, що в стічних водах обов'язково потрібно контролювати вміст хлоратів(I) у зв'язку з його високою токсичністю для водних організмів.

Незважаючи на свою високу хімічну активність підтверджено, що хлорат(I) не є мутагенною й канцерогенною речовиною, а також шкірним алергеном. Його пероральна токсичність для людини складає 1000 мг/кг, а внутрішньовенна – 45 мг/кг ваги. В природній воді наявність хлоратів(I) не допускається, у питній воді їх вміст допустимий на рівні 0,3–0,5 мг/дм<sup>3</sup> (в перерахунку на "активний" хлор). В продажних у роздрібній торгівлі побутових відбілюючих засобах на основі NaClO ("Білизна" та їм подібні) згідно ТУ У 6-05761620.022-2000 повинно міститись не менше 5% NaClO.

Визначення хлоратів(I) ґрунтується на утворенні забарвленого продукту при окисненні N,N-діетиланіліну (ДЕА) у середовищі сульфатної кислоти:



Окиснення приводить до утворення катіону N,N-діетиламіно-дихінону, в молекулі якого присутня спряжена система  $\pi$ -зв'язків, що і є причиною виникнення забарвлення розчину. Максимум світлопоглинання спостерігається при 475 нм.

### ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ РОБОТИ:

**1. Приготувати 100 см<sup>3</sup> 10%-го розчину калій йодиду.** Для цього розчинити 10 г KI в 90 см<sup>3</sup> води, або використати приготовлений лаборантом.

**2. Приготувати 250 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти** з молярною концентрацією речовини  $\approx 2$  моль/дм<sup>3</sup> методом розведення з наявної в лабораторії.

**3. Стандартизувати наявний у лабораторії ( $\approx 1$  моль/дм<sup>3</sup>) розчин натрій хлорату(I).**

а) 10 см<sup>3</sup> розчину натрій хлорату(I) перенести піпеткою в мірну колбу на 100 см<sup>3</sup>, довести дистильованою водою до мітки і ретельно перемішати (таким чином одержуємо  $\approx 0,1$  моль/дм<sup>3</sup> розчин NaClO).

б) 10 см<sup>3</sup> отриманого розчину перенести піпеткою в конічну колбу для титрування, додати 5 см<sup>3</sup> 10% розчину калій йодиду, перемішати,

додати 5 см<sup>3</sup> 2 моль/дм<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти, знову перемішати, закрити колбу пробкою і помістити в темне місце.

в) Через 5 хв відтитрувати йод, що виділився, розчином натрій тіосульфату до знебарвлення. Титрування провести 2 рази та взяти для подальших розрахунків середнє значення:

$$V_1 = \quad \text{см}^3;$$

$$V_2 = \quad \text{см}^3;$$

$$V_{\text{сер}} = \quad \text{см}^3.$$

г) розрахувати молярну концентрацію натрій хлорату(I) та зробити перерахунок на масову концентрацію (г/дм<sup>3</sup>).

$$c(\text{NaClO}) = \quad \text{моль/дм}^3; \quad C(\text{NaClO}) = \quad \text{г/дм}^3.$$

**4. Приготувати 100 см<sup>3</sup> розчину N,N-діетиланіліну.** Для цього в мірну колбу ємністю 100,0 см<sup>3</sup> налити  $\approx 50$  см<sup>3</sup> 2 моль/дм<sup>3</sup> сульфатної кислоти та розчинити в ній 1,6 см<sup>3</sup> ДЕА. Після розчинення ДЕА розчин довести до мітки 2 моль/дм<sup>3</sup> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

#### 5. Побудова градувального графіку.

а) Розбавити стандартизований розчин натрій хлорату(I) в 10 разів. Для цього відібрати 10,0 см<sup>3</sup> вказаного розчину в мірну колбу ємністю 100,0 см<sup>3</sup> та довести до мітки дистильованою водою (таким чином одержуємо  $\approx 0,01$  моль/дм<sup>3</sup> розчин NaClO).

б) З розбавленого розчину NaClO приготувати серію розчинів згідно табл. 4. Для цього у хімічні стаканчики помістити послідовно піпеткою вказаний об'єм натрій хлорату(I), додати дистильовану воду до загального об'єму 5,0 см<sup>3</sup> та по 2,0 см<sup>3</sup> розчину ДЕА.

в) Через 2–3 хв виміряти оптичну густину забарвлених розчинів при  $\lambda=490$  нм в кюветах на 1,0 см проти дистильованої води.

г) Оптичну густину записати у таблицю 4 і побудувати градувальний графік для визначення хлоратів(I) на міліметровому папері, або за допомогою комп'ютерних програм Excel, Origin, чи аналогічних у координатах  $A = f(C(\text{ClO}^-, \text{мг/дм}^3))$ .

Таблиця 4.

V (NaClO), см <sup>3</sup>	0,4	0,6	0,8	1,0	1,2
V (H <sub>2</sub> O), см <sup>3</sup>	4,6	4,4	4,2	4,0	3,8
V (ДЕА), см <sup>3</sup>	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0
Вміст NaClO, мг/в 7 см <sup>3</sup>					
Вміст NaClO, мг/дм <sup>3</sup>					
Вміст ClO <sup>-</sup> , мг/дм <sup>3</sup>					
Оптична густина, A <sub>490</sub>					

д) Обрахувати рівняння градувального графіка за методом найменших квадратів.



## 6. Визначення хлоратів(I) у промислових зразках.

Варіант № 1. Визначення вмісту NaClO у відбілюючому засобі "Білизна"

а) Придбаний у роздрібній торгівлі відбілюючий засіб на основі NaClO ("Білизна", або йому подібний) розбавити у мірній колбі в 250 раз. Для цього відібрати 1,0 см<sup>3</sup> придбаного засобу в мірну колбу ємністю 250,0 см<sup>3</sup> та довести до мітки дистильованою водою.

б) У хімічний стаканчик ємністю 50 см<sup>3</sup> помістити 5,0 см<sup>3</sup> розбавленого розчину відбілюючого засобу, додати 2,0 см<sup>3</sup> розчину ДЕА і перемішати.

б) Через 2–3 хв виміряти оптичну густину забарвленого розчину в тих же умовах, що і при побудові градууювального графіка.

$$A_{490} = \quad .$$

в) За рівнянням градууювального графіку для визначення хлоратів(I) знайти вміст ClO<sup>-</sup>-іонів у пробі та NaClO у відбілюючому засобі.

$$C(\text{ClO}^-) = \quad \text{мг/дм}^3; \quad W(\text{NaClO}) = \quad \%.$$

Варіант № 2. Визначення вмісту CaCl(ClO) у білильному вапні

а) Взяти наважку зразку білильного вапна масою 0,8–1,0 г та розчинити його у хімічному стаканчику на протязі 15–20 хв (об'єм води ≈ 50 см<sup>3</sup>). Профільтрувати одержаний розчин та довести до мітки дистильованою водою мірній колбі ємністю 100,0 см<sup>3</sup>. Розбавити цей розчин в 10 раз. Для цього помістити 2,5 см<sup>3</sup> розчину в мірну колбу ємністю 25,0 см<sup>3</sup> та довести до мітки дистильованою водою.

б) У хімічний стаканчик ємністю 50 см<sup>3</sup> помістити 5,0 см<sup>3</sup> розбавленого розчину білильного вапна, додати 2,0 см<sup>3</sup> розчину ДЕА і перемішати.

б) Через 2–3 хв виміряти оптичну густину забарвленого розчину в тих же умовах, що і при побудові градууювального графіка.

$$A_{490} = \quad .$$

в) За рівнянням градууювального графіку для визначення хлоратів(I) знайти вміст ClO<sup>-</sup>-іонів у пробі та CaCl(ClO) у білильному вапні.

$$C(\text{ClO}^-) = \quad \text{мг/дм}^3; \quad W(\text{CaOCl}_2) = \quad \%.$$

## 7. Написати висновки з роботи.

## ДОДАТКИ

### **А) ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПРИ РОБОТІ В ЛАБОРАТОРІЇ**

Забороняється працювати в лабораторії одному, оскільки в разі нещасного випадку нікому надати допомогу потерпілому і ліквідувати наслідки.

Під час роботи в лабораторії слід дотримуватись чистоти, тиші, порядку і правил техніки безпеки. Поспішність і неохайність ведуть до тяжких наслідків.

Кожний працюючий повинен знати, де знаходяться в лабораторії засоби протипожежного захисту та аптечка, яка містить все необхідне для надання першої допомоги.

Категорично забороняється в лабораторії їсти, пити воду, палити.

Не можна приступати до виконання лабораторних робіт, доки повністю не засвоєна техніка їх виконання.

Всі досліди проводять лише в чистому посуді. Після кожного експерименту посуд зразу ж необхідно помити.

Під час роботи необхідно слідкувати за тим, щоб речовини не потрапляли на руки та обличчя, так як деякі з них (кислоти, луги та ін.) викликають руйнування шкіри та слизових оболонок.

Категорично забороняється брати речовини руками і пробувати їх на смак. Нюхати речовини можна, лише обережно направляючи на себе гази чи пару легкими рухами рук. Не нахилятись над посудом і не вдихати пари на повні груди.

Банки, склянки та інший посуд для зберігання реактивів повинен мати етикетки з назвою речовини.

Після закінчення роботи потрібно закрити крани з водою і вимкнути електроприлади.

Всі відходи виливають у банки для зливання, а дорогі реактиви в спеціально призначений посуд.

В лабораторії повинні бути засоби протипожежного захисту: ящик з просіяним піском, совок для нього, протипожежна ковдра, заряджений вогнегасник.

На доступному місці в лабораторії повинні знаходитись медикаменти для надання першої допомоги: борна кислота, питна сода, спиртовий розчин йоду, вата, бинт, пластир, знеболююча мазь при опіках.

## **Б) ПОРЯДОК ОФОРМЛЕННЯ ЗВІТІВ ПРО ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ**

1. Звіт про роботу виконується на стандартному аркуші формату А4.
2. При оформленні звіту вказується:
  - тема роботи;
  - мета роботи;
  - перелік обладнання та реактивів;
  - короткий опис проведення експерименту;
  - схема приладів, за допомогою яких виконується робота;
  - зовнішні умови - температура та тиск (в разі необхідності).
3. Результати дослідження і розрахунки (рівняння повинні бути наведені в загальному вигляді, а також із підставленими експериментальними даними. Результати дослідів і розрахунків повинні бути зведені у відповідні таблиці).
4. Графічна обробка експериментальних даних (графіки повинні виконуватись лише на міліметровому папері, або за допомогою комп'ютера в середовищі Excel). На вісь ординат наноситься функція, а на вісь абсцис - аргумент із зазначенням одиниць вимірювання. На осях наноситься десяткова шкала, відповідно до вибраного масштабу. Одиниці масштабу повинні бути вибрані відповідно до точності отриманих експериментальних даних. За експериментальними точками проводиться опосередкована крива (лінія тренда). Точки, що випали з кривої не використовуються, але наносяться. На листку, де виконаний графік повинен бути зазначений номер роботи, назва графіку, об'єкт вимірювання.
5. На підставі виконаної роботи зробити висновки.

### **В) Порядок зважування на аналітичних терезах ВЛР-200:**

1. Попередньо зважити об'єкт на технохімічних терезах з точністю до 1г.
2. Ввімкнути блок живлення аналітичних терезів в мережу 220 В.
3. Перевірити нульову точку для чого:
  - а) обережно ввімкнути терези поворотом аретира вгору (при цьому на світловій шкалі повинні з'явитись цифри);
  - б) якщо проти маркерів встановились значення, відмінні від <-00->, то потрібно виставити їх поворотом лімба установки нуля, що знаходиться вгорі з лівої сторони терезів і вимкнути терези.
4. Провести зважування необхідного об'єкта у такій послідовності:
  - а) на ліву шальку терезів покласти об'єкт, а на праву з допомогою пінцета – різноважки, маса яких рівна масі об'єкта, знайденій при зважуванні на технохімічних терезах (п. 1).
  - б) обережно ввімкнути терези частковим (неповним) поворотом аретира вгору;
  - в) як тільки з'являться цифри на шкалі відкривати аретир слід дуже повільно: після цифрової шкали на рухомій стрічці нанесені позначки < + + + + >, або < - - - - >. За цими позначками шкала закінчується і тоді аретир потрібно повільно повертати вниз;
  - г) на цьому етапі зважування повинні з'явитись на рухомій шкалі позначки < + + + + >. ( Якщо з'явилися позначки < - - - - >, то було проведене невірне зважування на технохімічних терезах і в такому випадку потрібно зменшити масу наважок на 1г.);
  - д) закрити аретир і поворотом правого верхнього лімба додати одну десяту грама. Відкрити аретир. Якщо на шкалі знову з'являться позначки < + + + + >, то потрібно проводити цю операцію доти, доки на шкалі не будуть висвічуватись значення від <-00-> до <-99->;
  - е) поворотом правого нижнього лімба виставити проти маркерів точне, єдино можливе значення.
5. Записати результати зважування у такому порядку:
  - а) цілі значення у відповідності до різноважок, що знаходяться на правій шальці терезів;
  - б) десяті долі грама – з першого лімба;
  - в) соті і тисячні долі грама – з світлової (рухомої) шкали терезів;
  - г) десятитисячні і стотисячні долі грама - з другого лімба.

Наприклад: на шальках – 12 г.; на першому лімбі – 4; на світловій шкалі – 73; а на другому лімбі – 55.

В такому випадку результат зважування буде рівний 12,47355 г.

**Г) Підготовка до роботи і правила роботи з фотоелектроколориметром КФК-2:**

1. Ввімкнути колориметр на 15 хвилин для прогрівання, при цьому кюветне відділення повинно бути відкритим.
2. При роботі з світлофільтром, що має максимум пропускання при довжині хвилі 490 нм, встановити найменшу чутливість колориметра. Для цього ручку чутливості встановити в положення «1» на панелі з червоним кольором позначень чутливості. Ручку «Установка 100-грубо» встановити в крайнє ліве положення, а ручку перестановки кювет - в положення «1».
3. Встановити стрілку колориметра на нуль, при закритому кюветному відділенні (по нижній шкалі, позначеній А) з допомогою ручок «Установка 100-грубо» і «Точно».
4. В кюветотримач помістити кювети з дослідним розчином і розчинником (H<sub>2</sub>O) так, щоб кювета з розчинником знаходилася навпроти віконця, через яке проходить світловий промінь і закрити кришку приладу. Потім ручками «Чутливість», «Установка 100-грубо» і «Точно» знову встановити «0» по шкалі відліку оптичної густини (нижня шкала - А). Ручка чутливості може стояти в положенні 3, 2, 1.
5. Повертанням ручки, кювету із розчинником замінити кюветою з досліджуваним розчином. Для цього ручку зміни кювет перевести з положення «1» в положення «2». Значення оптичної густини зняти по нижній шкалі приладу.
6. Після кожного вимірювання ручку зміни кювет потрібно переводити в положення «1» і проводити контроль установки нуля при закритому кюветному відділенні.
7. Після закінчення роботи ручку чутливості встановити в положення 1, позначене чорним кольором на панелі, а ручку «Установка 100-грубо» в крайнє ліве положення, після цього колориметр відключити від електричної мережі.

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

### БАЗОВА:

1. Пилипенко А. Т. Аналитическая химия / А. Т. Пилипенко, И. В. Пятницкий. – М.: Химия, 1990. – 480 с.
2. Основы аналитической химии. В 2 кн. Под ред. Золотова Ю. А. – М.: Высш. шк., 1999.
3. Логинов Н. Я. Аналитическая химия / Н. Я. Логинов, А. Г. Воскресенский, И. С. Солодкин. – М.: Просвещение, 1975. – 478 с.
4. Білий О. В. Фізична хімія / О. В. Білий. – Київ: ЦУЛ, Фітосоціоцент, 2002. – 364 с.
5. Сегеда А. С., Галаган Р. Л. Збірник задач і вправ з аналітичної хімії. Якісний аналіз. За загальною редакцією Сегеди А. С. – Київ: ЦУЛ, Фітосоціоцент, 2002. – 429 с.
6. Білий О. В. Задачі з фізичної хімії / О. В. Білий, Л. М. Біла. – Київ: ЦУЛ, Фітосоціоцент, 2010. – 490 с.
7. Воскресенский А. Г. Сборник задач и упражнений по аналитической химии / А. Г. Воскресенский, И. С. Солодкин, Г. Ф. Семиколенов. – М.: Просвещение, 1985. – 173 с.
8. Сегеда А. С. Якісний аналіз / А. С. Сегеда – Київ: ЦУЛ, Фітосоціоцент, 2002. – 524 с.

### ДОПОМІЖНА:

9. Антропов Л. І. Теоретична електрохімія / Л. І. Антропов. – К.: Либідь, 1993. – 544 с.
10. Крестов Г. А. Современные проблемы химии растворов / Г. А. Крестов, В. И. Виноградов, Ю. М. Кесслер и др. – М.: Наука, 1986. – 264 с.
11. Крешков А. П. Аналитическая химия неводных растворов / А. П. Крешков. – М.: Химия, 1982. – 256 с.
12. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. Учебное пособие для вузов / Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – 22 изд. – Л.: Химия, 1984. – 264 с.
13. Лурье Ю. Ю. Справочник по аналитической химии / Ю. Ю. Лурье – М.: Химия, 1989. – 448 с.

## ЗМІСТ

Програма з дисципліни „Сучасні теорії розчинів” .....	2
Матеріали до самостійної роботи студентів .....	6
Рейтинг з дисципліни .....	8
Плани лабораторних занять №1–5 та задачі для самостійного розв’язування .....	10
Лабораторні заняття № 6–9. (Методичні розробки до лабораторних робіт № 1–6) .....	18
Методична розробка до лабораторної роботи № 1 „Визначення нітрат(III) та нітрат(V)-іонів у природних водах” .....	18
Методична розробка до лабораторної роботи № 2 „Визначення аскорбінової кислоти у фруктових напоях” .....	22
Методична розробка до лабораторної роботи № 3 „Визначення фосфатів у природних водах” .....	25
Методична розробка до лабораторної роботи № 4 „Визначення сульфатів у мінеральній воді” .....	30
Методична розробка до лабораторної роботи № 5 „Визначення загального вмісту заліза у питній воді” .....	33
Методична розробка до лабораторної роботи № 6 “Визначення хлоратів(I) у відбілюючих засобах” .....	36
Додатки .....	41
Рекомендована література .....	45
Зміст .....	46

