

Житомирська політехніка	МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ «ЖИТОМИРСЬКА ПОЛІТЕХНІКА» Система управління якістю відповідає ДСТУ ISO 9001:2015	Ф-20.06-05.01/ 141.00.1/Б /ОК8-1-2024
	Екземпляр № 1	Арк 2 / 1

## **ЗАТВЕРДЖЕНО**

Науково-методичною радою  
Державного університету  
«Житомирська політехніка»  
протокол від 12 вересня 2024 р.  
№ 5

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

### **до лабораторних робіт з дисципліни «Хімія»**

для здобувачів вищої освіти освітнього ступеня «бакалавр»  
спеціальності 141 «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка»  
освітньо-професійна програма «Комп'ютеризоване управління енергетичними  
системами»  
факультет комп'ютерно-інтегрованих технологій, мехатроніки і  
робототехніки  
кафедра робототехніки, електроенергетики та автоматизації  
ім. проф. Б.Б. Самотокіна

Рекомендовано на засіданні  
кафедри екології  
25 серпня 2024 р., протокол № 7

Розробники: к.т.н., доцент кафедри екології Скиба Г.В.

Житомир  
2024

Житомирська політехніка	МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ «ЖИТОМИРСЬКА ПОЛІТЕХНІКА» Система управління якістю відповідає ДСТУ ISO 9001:2015	Ф-20.06-05.01/ 141.00.1/Б /ОК8-1-2024
	<i>Екземпляр № 1</i>	<i>Арк 2 / 2</i>

Методичні вказівки до практичних робіт з дисципліни «Хімія» для здобувачів вищої освіти освітнього ступеня «бакалавр» спеціальності 141 «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка» освітньо-професійна програма «Комп'ютеризоване управління енергетичними системами» [Електронне видання]. – Житомир: Державний університет «Житомирська політехніка», 2024. – 54 с.

**Розробник:** к.т.н., доцент кафедри екології Скиба Г.В.

**Рецензенти:**

к. п. н., ст. викл. кафедри екології Герасимчук О. Л.; к. т. н., завідувач кафедри розробки родовищ корисних копалин ім проф. Бакка М.Т., Башинський С.І.

Затверджено Вченою радою факультету комп'ютерно-інтегрованих технологій, мехатроніки і робототехніки  
(протокол № 6 від «28» серпня 2024 р.)

Методичні рекомендації призначені для забезпечення підготовки, виконання та захисту практичних робіт з дисципліни «Хімія» студентами освітнього ступеня «бакалавр» спеціальності 141 «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка» освітньо-професійна програма «Комп'ютеризоване управління енергетичними системами»

## ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА .....	4
Лабораторна робота №1. Визначення молярної маси еквівалента металу.....	6
Лабораторна робота №2. Основні класи неорганічних сполук.....	11
Лабораторна робота №3. Будова атомів та періодичний закон елементів Д.І. Менделєєва.....	21
Лабораторна робота №4. Хімічний зв'язок і будова речовин.....	23
Лабораторна робота №5. Енергетика хімічних реакцій.....	27
Лабораторна робота №6. Хімічна кінетика і рівновага.....	32
Лабораторна робота №7. Розчини. Приготування розчинів.....	41
Лабораторна робота №8. Розчини електролітів.....	50
Лабораторна робота №9. Окисно-відновні реакції.....	59
Лабораторна робота № 10. Електрохімічні процеси.....	65
Лабораторна робота №11. Елементи VI групи головної підгрупи. Сульфур.....	72
Лабораторна робота №12. Карбон і Силіцій.....	76
Лабораторна робота № 13. Елементи другої групи (A підгрупа – Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra).....	82
Лабораторна робота №14. Метали головних та побічних підгруп. Ферум, Кобальт, Нікель.....	90
Лабораторна робота №15. Визначення молекулярної маси високомолекулярних речовин візкозиметричним методом.....	95
ДОДАТКИ .....	100

## **ПЕРЕДМОВА**

Хімія є однією з фундаментальних природничих дисциплін, вивчення якої передбачено учбовими планами для студентів інженерно-технічних (нехімічних) спеціальностей, зокрема для напрямів «Гірництво», «Машинобудування», «Автоматизація та приладобудування» затверджених Міністерством освіти і науки України.

Однією з умов приєднання України до Болонського процесу є використання в національній системі освіти передових технологій та підходів визнаних у світі. Чільне місце серед них займають компетентнісний, особистісно-орієнтований та діяльнісний підходи до навчання. Впровадження їх у навчальний процес неможливе без відповідних методичних рекомендацій та дидактичних матеріалів.

Дані методичні рекомендації є спробою втілення компетентнісного підходу до проведення лабораторних занять і самостійної роботи студентів у процесі вивчення ними дисциплін «Хімія», «Технічна хімія». Вони роз'яснюють сутність компетентнісного підходу до навчання та умови його впровадження у навчальний процес.

Навчальні дисципліни «Хімія», «Технічна хімія» поряд з іншими природничими дисциплінами посідають чільне місце в системі вищої освіти. Це фундаментальний природознавчий курс, який забезпечує вивчення властивості хімічних елементів та утворених ними речовин дозволяє встановити характер та рівень небезпечності шкідливого впливу виробничих процесів на стан здоров'я населення та навколишнє середовище. В результаті студенти отримують знання уміння та навички, які дозволяють їм виявити можливі техногенні забруднення та небезпечні впливи на людину та довкілля, дати попередню оцінку можливого екологічного збитку від виробничих процесів, розробити способи його запобігання, а отже в подальшій професійній діяльності звести його до мінімуму.

### Мета та завдання навчальної дисципліни

Мета. Хімія одна з природничих фундаментальних наук, знання основ якої необхідне для плідної діяльності сучасного інженера, пов'язаної з одержанням, переробкою та застосуванням речовин і виробів з них.

Сучасна хімічна наука ґрунтується на досягненнях, набутих зусиллями багатьох поколінь і має суттєві здобутки в теоретичній та практичній галузях. Це дає змогу використати ці здобутки для вирішення різноманітних технологічних задач. Даний курс є комплексним і включає основи загальної, неорганічної, кристаллохімії та геохімії. Все це направлено на цільову фундаментальну підготовку з хімії майбутніх фахівців з напрямку «Гірництво».

Завданням курсу є вивчення будови і властивостей неорганічних речовин, мінералів, гірських порід, вивчення геохімічних процесів, що протікають в земній корі під дією навколишнього середовища, будова Землі. Ці знання необхідні для осмислення тих геохімічних процесів, які протікають при обробці природного каменю.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен

**знати:** . - основні закони і концепції хімії;  
- сучасне представлення про будову речовини;  
- основні термодинамічні і кінетичні закономірності хімічних процесів;

- властивості хімічних елементів, сполук і їх взаємоперетворення;
- геохімічні властивості основних хімічних елементів.

**вміти:** - виконувати підготовчі і основні операції при проведенні хімічного експерименту;

- користуватися сучасним хімічним обладнанням для досліджень якісного і кількісного складу гірських порід та мінералів;
- встановлювати взаємозв'язок складу, будови, властивостей і застосування неорганічних сполук;
- вміти проводити генетичний зв'язок між неорганічними речовинами;
- проводити розрахунки, статистичну і графічну обробку результатів досліджень.

## Лабораторна робота № 1

Визначення молярної маси  
еквівалента металу

## Короткі теоретичні відомості

В хімічних реакціях і прості, і складні речовини реагують в певних вагових співвідношеннях без залишку, інакше кажучи, реагують в еквівалентних кількостях.

**Еквівалентом елемента** (простої речовини) називають таку його кількість, яка реагує без залишку з 8 ваговими частинами кисню або 1 ваговою частиною водню. Звідси еквівалент водню дорівнює 1 ваг. част., еквівалент кисню – 8 ваг. част. Еквівалент елемента виражений в грамах називають молярною масою еквівалента або грам-еквівалентом і записують, відповідно:  $M_{\text{екв}}(\text{H}) = 1$  г/моль,  $M_{\text{екв}} = 8$  г/моль.

**Еквівалентом складної речовини** називають таку її кількість, яка реагує з одним еквівалентом кисню, або з одним еквівалентом водню, або з одним еквівалентом будь якої іншої речовини.

**Закон еквівалентів.** Речовини реагують між собою в кількостях прямо пропорційно їх еквівалентам. Математично цей закон можна записати таким чином:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{екв}1}}{M_{\text{екв}2}}$$

де  $m_1, m_2$  – маси речовин (г);  $M_{\text{екв}1}, M_{\text{екв}2}$  – відповідно їх молярні маси еквівалентів (г/моль).

**Обчислення молярних мас еквівалентів простих і складних речовин.**

1. Молярну масу еквівалента елемента можна обчислити за відношенням:

$$M_{\text{екв}} = \frac{M}{B},$$

де  $M_{\text{екв}}$  – молярна маса еквівалента елемента (г/моль);  $M$  – молярна маса атома елемента (г/моль);  $B$  – валентність цього елемента.

Еквівалент елемента не є постійною величиною, а залежить від валентності елемента в його сполуках. Молярну масу еквівалента елемента можна обчислити за законом еквівалентів, якщо відомий склад сполуки у відсотках цього елемента з іншим елементом, еквівалент якого вже відомий; якщо відома маса хімічної сполуки даної кількості елемента з іншим елементом, еквівалент якого відомий,

а також молярну масу еквівалента елемента можна знайти дослідним шляхом.

2. Молярна маса еквівалента оксиду дорівнює сумі молярних мас еквівалентів елементів, які входять до його складу або обчислюється за формулою:

$$M_{\text{екв.окс.}} = \frac{M_{\text{окс.}}}{B \cdot n},$$

де  $M_{\text{екв.окс.}}$  – молярна маса еквівалента оксиду;  $M_{\text{окс.}}$  – молярна маса оксиду;  $B$  – валентність елементу;  $n$  – кількість атомів елементу в оксиді.

3. Молярна маса еквівалента кислоти дорівнює її молярній масі, що ділиться на основність, тобто кількість атомів водню в молекулі, що здатні замінюватись на метал:

$$M_{\text{екв.кисл.}} = \frac{M_{\text{кисл.}}}{n},$$

де  $M_{\text{екв.кисл.}}$  – молярна маса еквівалента кислоти;  $M_{\text{кисл.}}$  – молярна маса кислоти;  $n$  – основність кислоти (кількість атомів водню в кислоті, що здатні замінюватись на метал).

4. Молярна маса еквівалента основи дорівнює її молярній масі, що ділиться на кислотність, тобто кількість гідроксильних груп:

$$M_{\text{екв.основ.}} = \frac{M_{\text{основ.}}}{n},$$

де  $M_{\text{екв.основ.}}$  – молярна маса еквівалента основи;  $M_{\text{основ.}}$  – молярна маса основи;  $n$  – число гідроксильних груп.

5. Молярна маса еквівалента середньої солі дорівнює її молярній масі, що ділиться на кількість атомів металу та на його валентність:

$$M_{\text{екв.с.солі}} = \frac{M_{\text{с.солі}}}{n \cdot B},$$

де  $M_{\text{екв.с.солі}}$  – молярна маса еквівалента середньої солі;  $M_{\text{с.солі}}$  – молярна маса середньої солі;  $n$  – кількість атомів металу в солі;  $B$  – валентність цього металу в солі.

6. Молярна маса еквівалента складної речовини в загальному випадку не є постійною величиною і залежить від реакції за участю цієї речовини. Для знаходження молярної маси еквівалента складної речовини необхідно скласти рівняння реакції і обчислити еквівалент цієї речовини шляхом ділення молярної маси цієї речовини на кількість еквівалентів іншої речовини, з якою дана речовина реагує.

7. Еквівалентний об'єм газу чи пари. Об'єм, що займає еквівалент газу чи пари при нормальних умовах називається еквівалентним об'ємом і позначається  $V_{\text{екв}}$ .  $V_{\text{екв}}(\text{H}) = 11,2 \text{ л/моль}$ ;  $V_{\text{екв}}(\text{O}) = 5,6 \text{ л/моль}$ .

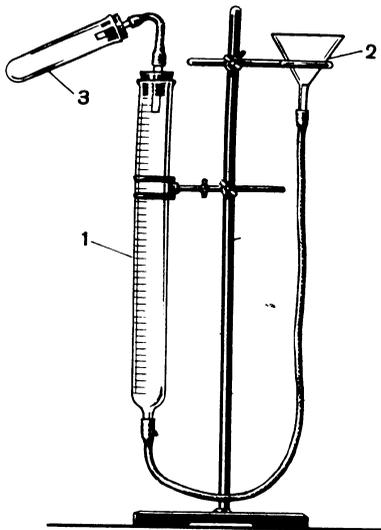
### Експериментальна частина

Обладнання та реактиви: барометр, термометр, бюретки, пробірки, корки з газовідвідними трубками, гумові трубки, терези, цинк, хлоридна кислота.

#### Хід роботи

Зберіть установку для визначення молярної маси еквіваленту металу (рис. 1).

Рис.1. Установка для визначення молярної маси еквівалента



металу.

Закріпіть в штативі бюретку, кінець якої гумовою трубкою з'єднайте з нижнім кінцем іншої бюретки (зрівняльної), щоб утворити сполучені судини. В закріплену бюретку вставте корок з скляною трубкою, яку гумовою трубкою з'єднайте з газовідвідною трубкою пробірки з 5 мл кислоти (1:1). Через горловину зрівняльної бюретки налейте води таким об'ємом, щоб її рівень в закріпленій бюретці був на нульовій позначці, а в зрівняльній — на самій нижній позначці.

Закріпіть зрівняльну бюретку. Зважте 0,09-0,11 г цинку. Наважку цинку киньте в пробірку з кислотою і негайно закрийте пробірку корком з газовідвідною трубкою, що з'єднана з бюреткою. Газ, що виділяється, витисне воду з бюретки.

Коли реакція закінчиться (припиниться виділення бульбашок в реакційній пробірці) залишіть пристрій для охолодження до кімнатної температури. Приведіть рівень води в обох бюретках до одного рівня опускаючи зрівняльну бюретку. Запишіть об'єм газу в бюретці, температуру в приміщенні і показання барометра. Приведіть об'єм водню, що виділився, до нормальних умов, користуючись рівнянням газового стану:

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V \cdot P}{T},$$

де  $V_0$ ,  $P_0$ ,  $T_0$  – відповідно об'єм газу, тиск газу і температура газу при нормальних умовах ( $P_0 = 1$  атм або  $P_0 = 760$  мм рт. ст.;  $T_0 = 273$  К);  $V$ ,  $P$ ,  $T$  – відповідно об'єм газу, тиск газу і температура газу в умовах проведення досліду ( $V$  – об'єм води, що витіснив газ із бюретки). Звідси,

$$V_0 = \frac{V \cdot P \cdot T_0}{P_0 \cdot T},$$

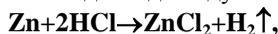
де  $P = P_1 - P_{H_2O}$  ( $P_1$  — показання барометру, мм рт. ст.,  $P_{H_2O}$  — парціальний тиск водяних парів в бюретці при температурі в приміщенні, мм рт. ст.);  $T = t^\circ\text{C} + 273$  (див. табл.).

Довідкова таблиця

Тиск насиченої пари води при різних температурах

t, °C	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24
P, мм рт. ст.	12,79	13,63	14,53	15,48	16,48	17,53	18,65	19,83	21,09	22,38

Хімічна реакція, що протікає під час досліду:



звідси молярна маса еквіваленту цинку:

$$M_{\text{екв}}(\text{Zn})_0 = \frac{m_{\text{Zn}} \cdot 11,2}{V_0},$$

де  $M_{\text{екв}}(\text{Zn})_0$  – молярна маса еквіваленту цинку обчислена дослідним шляхом, г/моль;  $m_{\text{Zn}}$  – маса металічного цинку взята для досліду, г;

11,2 л/моль – еквівалентний об’єм водню;  $V_0$  – об’єм водню, що виділюється приведений до нормальних умов, л.

Порівняйте експериментальне значення  $M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{д}}$  з теоретичним ( $M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{т}} = M(\text{Zn})/B$ ), обчисліть похибку досліду за формулою:

$$\delta = \frac{|M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{т}} - M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{д}}|}{M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{т}}} \cdot 100\%$$

Результати занесіть до таблиці:

Мета л	На- важка	Об’є м водн ю Досл. V, л	Темп ерату ра Т, К	Тиск атмос фер. Р, мм рт. ст	Тиск насичен ої пари $p_{\text{H}_2\text{O}}$ , мм рт. ст	Об’єм водню н.у. $V_0$ , л	Молярна маса еквіваленту металу		Віднос на похибк а $\delta$ , %
							$M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{д}}$	$M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{т}}$	
Форм у ла	т, г								

### Завдання для самоконтроля

- Що називають еквівалентом простої і складної речовини? Що називають молярною масою еквівалента речовини (грам-еквівалентом)?
- Як обчислюється молярна маса еквівалента елемента? Приведіть формулу.
- Обчисліть молярну масу еквівалента феруму в сполуках  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
- Обчисліть молярну масу еквівалента феруму (III) оксиду двома способами.
- Обчисліть молярні маси еквівалентів наступних речовин:  
 $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
- Обчислити молярну масу еквівалента металу, якщо при згоранні 5 г його утворюється 9,44 г оксиду.
- Одна й та ж сама кількість металу сполучається з 0,2 г кисню та 3,173 г галогену. Визначити молярну масу еквівалента галогену. Який це галоген, якщо в сполуці він одновалентний.

Лабораторна робота № 2

## Основні класи неорганічних сполук

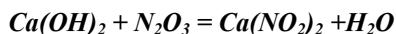
**Короткі теоретичні відомості**

Найважливішими класами неорганічних сполук за функціональними ознаками є оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі.

Оксидами називаються бінарні оксигеновмісні сполуки, в яких Оксиген виявляє негативний ступінь окиснення. Отже, до оксидів належать майже всі бінарні сполуки елементів з Оксигеном, крім сполуки Оксигену з Флуором  $OF_2$ . Ця сполука відноситься до фторидів, оскільки Оксиген в ній має ступінь окиснення +2. За хімічними властивостями оксиди поділяються на солетворні і несолетворні. Солетворні в свою чергу поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

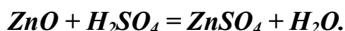
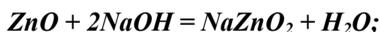
Основними оксидами називаються оксиди, гідрати яких є основними. До основних оксидів належать оксиди металів (не всі):  $Li_2O$ ,  $Na_2O$ ,  $K_2O$ ,  $MnO$ ,  $CrO$ ,  $BaO$ ,  $CaO$  та інші. Основні оксиди здатні реагувати з ангідридами кислот та кислотами і не реагують з основними оксидами та основами.

Кислотними оксидами називаються оксиди, які з водою утворюють кислоти. Тому кислотні оксиди часто називають ангідридами кислот. До кислотних оксидів належать  $V_2O_5$ ,  $CrO_3$ ,  $MnO_3$ ,  $SO_3$ ,  $CO_2$  тощо. Кислотні оксиди не взаємодіють між собою і з кислотами, вступають у реакції з основними оксидами та основами. Наприклад:



В результаті таких реакцій утворюються солі.

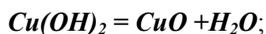
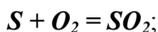
Амфотерні оксиди одночасно виявляють властивості кислотних і основних оксидів: у разі дії на них кислот або ангідридів вони ведуть себе як основні, а в разі дії основних оксидів або основ як кислотні. Наприклад, амфотерний оксид цинку  $ZnO$  з гідроксидом  $Na$  і сульфатною кислотою реагує за рівняннями реакцій:



До амфотерних оксидів належать:  $Al_2O_3$ ,  $ZnO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $BeO$ ,  $SnO$ ,  $SnO_2$  тощо. Амфотерні оксиди у воді не розчиняються.

Якщо метал утворює декілька оксидів, то основними, як правило, бувають ті, що виявляють нижчий ступінь окиснення металу. Оксиди з проміжними ступенями окиснення металів здебільшого амфотерні, а оксиди металів із ступенями окиснення 5,6,7 майже завжди кислотні.

Найпростіші оксиди добувають безпосереднім окисненням елементів киснем, термічним розкладанням основ, кислот і солей, які містять Оксиген. Прикладами можуть бути такі реакції:

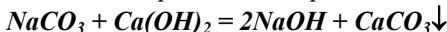


Існує декілька номенклатурних правил оксидів. Якщо елемент утворює кілька оксидів, то в їх назвах, згідно з номенклатурними правилами ІЮПАК, зазначають ступінь окиснення електропозитивного елемента римською цифрою в дужках після назви сполуки. Наприклад:  $FeO$  - ферум (II) оксид,  $Fe_2O_3$  - ферум (III) оксид,  $CuO$  - купрум (II) оксид,  $Cu_2O$  - купрум (I) оксид.

Основами називаються сполуки, до складу яких входять атом металу і гідроксильні групи –  $OH$ .

Число гідроксильних груп у молекулі основи відповідає валентності металу і визначає кислотність основи. Наприклад,  $NaOH$  – однокислотна основа;  $Ca(OH)_2$  – двокислотна основа.

Добувають основи декількома способами. Розчинні основи (луги) у виробництві добувають електролізом водних розчинів їх солей ( $NaCl$ ,  $KCl$  тощо), а також дією на розчини їх карбонатів гашеним вапном:

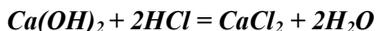


У лабораторних умовах луги можна добути також дією на воду лужними і лужноземельними металами або їхніми оксидами.

Нерозчинні основи добувають дією розчинних основ на солі того металу, основу якого потрібно добути.



Основи взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей:



За номенклатурними правилами ІЮПАК речовини, які містять ОН-групи називаються гідроксидами. Якщо елемент утворює декілька гідроксидів, то в його назві позначають ступінь окиснення металу римською цифрою в дужках після назви гідроксиду:  $\text{Cu(OH)}_2$  - купрум (II) гідроксид,  $\text{Fe(OH)}_2$  - ферум (II) гідроксид,  $\text{Fe(OH)}_3$  - ферум (III) гідроксид. Існують також інші назви гідроксидів:  $\text{Fe(OH)}_2$  - ферум дигідроксид тощо.

Кислотами називаються сполуки, що містять у молекулах атоми Гідрогену, здатні заміщуватись на атоми металу з утворенням солей. За кількістю таких атомів Гідрогену у кислоті визначається основність кислоти:  $\text{HCl}$  - одноосновна кислота,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - двоосновна кислота,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  - трьохосновна тощо.

За міжнародною номенклатурою назви безосигеновмісних кислот складаються з назви елемента чи групи атомів, які утворюють кислоту та слова „гідроген” з додаванням суфікса –ід або –ид.  $\text{HCl}$  – гідроген хлорид,  $\text{HBr}$  – гідроген бромід,  $\text{H}_2\text{S}$  – дигідроген сульфід.

За міжнародною номенклатурою назва оксигеновмісних кислот складається за наступною схемою: при утворенні назви кислоти до кореня латинського найменування елемента додають:

- при найменшому ступені окиснення додається префікс гіпо- та суфікс –іт або -ит;
- при дещо більшому ступені окиснення –ит або -іт;
- при вищому ступені окиснення – суфікс -ат.

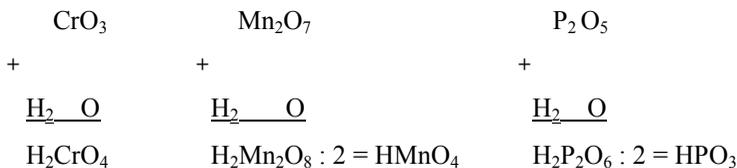
Наприклад:

$\text{HNO}_2$  – нітритна кислота;       $\text{HNO}_3$  – нітратна кислота;

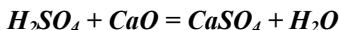
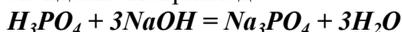
$\text{H}_2\text{SO}_4$  – сульфатна кислота;       $\text{H}_2\text{SO}_3$  – сульфітна кислота;

$\text{H}_2\text{CrO}_4$  – хроматна кислота;       $\text{H}_2\text{CO}_3$  – карбонатна кислота;

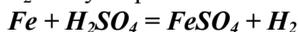
Для складання формули кислоти із відповідного ангідриду (оксиду), необхідно до формули ангідриду додати воду:

Хімічні властивості кислот.

1. Кислоти реагують з основами, вступаючи в реакцію нейтралізації, і з основними оксидами. Наприклад:



2. Водні розчини розбавлених кислот (крім нітратної) реагують з металами, які стоять в ряду активностей лівіше гідрогену, з витісненням  $\text{H}_2$  та з утворенням солей. Наприклад:



3. З концентрованою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та  $\text{HNO}_3$  (розбавленою та концентрованою) метали взаємодіють без виділення  $\text{H}_2$ . Наприклад:



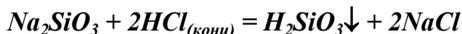
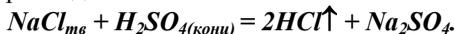
4. Розчини кислот кислі на смак, замінюють колір індикаторів: синього лакмусу – на червоний, метилоранжевого – на червоний.

Способи одержання кислот.

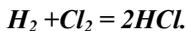
1. Взаємодія ангідридів кислот з водою. Наприклад:



2. Взаємодія солей з кислотами. Діючи на розчинні солі сильними кислотами (як правило сульфатною), одержують слабкі чи летючі кислоти. Наприклад:



3. Синтез із простих речовин. Цим способом одержують гідроген елементні сполуки, водні розчини яких являються кислотами. Наприклад:



Соли – це складні речовини, до складу яких завжди входять атоми металу (катиони) і кислотні залишки (аніони).

Соли діляться на середні, кислі, основні, подвійні та змішані.

Середні соли являються продуктами повного заміщення атомів гідрогену в кислоті на атоми металу.

При складанні загальних формул середніх солей необхідно сполучити атоми металу та кислотні залишки в молекулу солі так, щоб сумарний заряд атомів металу був рівний за величиною сумарному заряду кислотних залишків.

При назвах солей найбільш широко використовується міжнародна номенклатура, згідно якої назви середніх солей складаються із назви металу та кислотного залишку. Якщо метал має змінну валентність, так її вказують у дужках римськими цифрами після назви металу. Наприклад:  $CaSO_4$  – кальцій сульфат;  $Fe_2(SO_4)_3$  – ферум (III) сульфат тощо.

Кислі соли є продуктами неповного заміщення атомів гідрогену в багатоосновній кислоті на атоми металу. Одноосновні кислоти ( $HCl$ ,  $HNO_3$  та інші) містять тільки один атом гідрогену, здатний заміщуватись на метал. Тому такі кислоти кислотних солей не утворюють. Приклади кислотних солей та їх назв:  $KHSO_4$  – калій гідроген сульфат;  $KH_2PO_4$  – калій дигідрогенфосфат,  $K_2HPO_4$  – дикалій гідроген фосфат тощо.

Основні соли є продуктами неповного заміщення гідроксильних груп в основах на кислотні залишки. Однокислотні основи ( $NaOH$ ,  $KOH$ ) містять лише одну гідроксильну групу, яка може заміщуватись на кислотний залишок. Тому такі основи основних солей не утворюють.

Заряд катіону основної солі дорівнює алгебраїчній сумі зарядів металу та незаміщених гідроксильних груп. Наприклад:  $Mg(OH)_2$  – основа,  $MgOH^+$  – катіон.  $[Mg^{+2}(OH)]^{-1}$

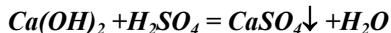
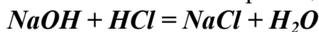
Приклади основних солей та їх назв:  $Fe(OH)_2Cl$  – ферум дигідроксохлорид,  $FeOHCl_2$  – ферум гідроксохлорид,  $(MgOH)_2SO_4$  – димагній дигідроксосульфат і т. д.

Подвійні соли містять два катіони різних металів, зв'язані з однаковим кислотним залишком. Їх формули записують або у вигляді двох солей через крапку:  $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3$  або, разом  $KAl(SO_4)_2$ .

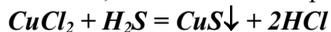
Змішані солі містять два аніони різних кислот та катіон одного металу. Наприклад:  $\text{Cl} - \text{Ca} - \text{OCl}$  або  $\text{CaOCl}_2$ .

Способи одержання солей.

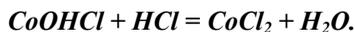
1. Взаємодія кислот з основами. Наприклад:



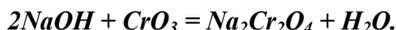
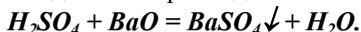
2. Взаємодія кислот з солями. Для здійснення цієї реакції необхідно, щоб сіль, яка утворюється випадала в осад, або щоб нова кислота була більше летючою, ніж вихідна. Наприклад:



При дії надлишку кислоти на середні солі цим методом одержують кислі солі, переводять основні солі в середні. Наприклад:

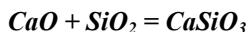


3. Взаємодією кислот з основними оксидами та лугами – з кислотними оксидами. Наприклад:

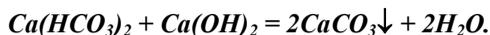
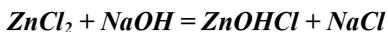
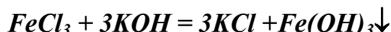


4. Взаємодією основних оксидів з кислотними. Наприклад:

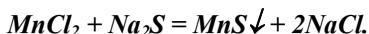
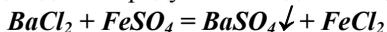
$t^\circ$



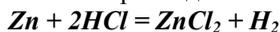
5. Взаємодія основ з солями. Цим методом одержують середні солі, інші основи, основні солі, переводять кислі солі в основні. Наприклад:



6. Взаємодія між двома солями. Ці реакції протікають до кінця в тому випадку, якщо один із продуктів випадає в осад. Наприклад:



7. Взаємодією металів з кислотами. Метали, які стоять в ряду активностей лівіше гідрогену з розбавленими кислотами реагують з утворенням солей. Наприклад:



### Експериментальна частина

**Прилади та реактиви:** сірка, магнієві ошурки, металічний цинк, розчин лакмусу  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84$ ), розчини:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:5),  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; дистильована вода, хімічні стакани (100 - 200мл), колба (300мл), пробірки, лійка, фарфорова чашка, фільтрувальний папір, апарат Кіппа, технохімічні терези, набір наважків, пальник, сушильна шафа.

**Дослід №1** Добування оксидів  $\text{SO}_2$ ,  $\text{MgO}$ , безпосереднім окисненням сірки та магнію.

#### Порядок виконання роботи:

Помістіть на металеву ложечку невелику кількість сірки та нагрійте в полум'ї газового пальника. Коли сірка загориться внесіть в склянку з дистильованою водою, до якої попередньо додайте краплю індикатора метил-оранжевого, та збовтайте. Такий самий дослід проробіть з магнієвими ошурками, проте в колбу з дистильованою водою попередньо додайте краплю розчину індикатора фенол-фталеїну.

Запис даних досліді. Напишіть рівняння реакцій горіння сірки та магнію, рівняння розчинення продуктів згорання у воді. Які речовини утворились? Назвіть їх. Як змінився колір індикатора? Зробіть висновок про характер утворених оксидів.

**Дослід №2** Добування купрум (II) оксиду розкладанням купрум (II) гідроксиду.

#### Порядок виконання роботи:

Діючи на розчин купрум (II) сульфату надлишком лугу, добудьте купрум (II) гідроксид. Нагрійте його. Спостерігайте за зміною кольору.

Запис даних дослідів. Напишіть рівняння реакцій одержання купрум (II)гідроксиду та його розкладу. Поясніть зміну кольору осаду.

### *Дослід №3*      **Взаємодія натрію з водою**

#### Порядок виконання роботи:

В кристалізатор налийте до половини водопровідної води, додайте 1-2 краплі індикатора фенол-фталеїну. Візьміть пінцетом із бюкса кусочок металічного натрію величиною з половину горошини, просушіть його фільтрувальним папером і помістіть у воду. Ведіть спостереження тих змін, які відбуваються під час реакції.

Запис даних дослідів. Напишіть рівняння реакції Взаємодії натрію з водою. Поясніть зміну кольору води в кристалізаторі.

### *Дослід №4*      **Добування солей та основ.**

#### Порядок виконання роботи:

До купрум (II) оксиду (добутого в попередньому досліді, добавте трохи  $H_2SO_4$  (1:5) і нагрійте до повного розчинення. (Яка сполука утвориться?). Зверніть увагу на колір добутого розчину. Розлийте цей розчин у дві пробірки. У першу насипте трохи залізних ошурок та збовтайте. Спостерігайте, як змінюватиметься колір розчину та ошурок. У другу налийте розчину лугу (NaOH). Спостерігайте колір утвореного осаду.

Запис даних дослідів. Напишіть послідовно всі рівняння реакцій і дайте належне пояснення всім змінам, які спостерігали.

### *Дослід №5*      **Добування солі за допомогою обмінної реакції.**

#### Порядок виконання роботи.

Потрібно добути 5г  $\text{BaSO}_4$ , виходячи з  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  та  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . За рівнянням реакції розрахуйте потрібну кількість обох солей. Проведіть дослід. Спостерігайте, як випадатиме осад.

Запис даних дослід. Напишіть рівняння реакції, яку спостерігали, поясніть зміни.

### *Дослід №6* **Одержання малорозчинної основи алюміній гідроксиду та вивчення його хімічного характеру.**

#### Порядок виконання роботи.

В дві пробірки помістити по чотири краплі розчину алюміній сульфату і додати по чотири краплі розчину амоній гідроксиду. Спостерігайте утворення осаду. В одну пробірку з утвореним осадом додайте чотири краплі розчину сульфатної кислоти, а в іншу чотири краплі розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте зміни, що відбуваються.

#### Запис даних дослід.

Напишіть рівняння реакцій, які спостерігали, поясніть зміни. Зробіть висновок про хімічний характер добутого алюміній гідроксиду.

#### **Завдання для самоконтроля**

1. Які оксиди можна добути нагріванням таких речовин:  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ? Напишіть рівняння реакцій і назвіть хімічні сполуки.
2. З якими з перелічених нижче оксидів реагуватиме соляна кислота:  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{F}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ? Напишіть можливі рівняння реакцій і назвіть всі речовини.
3. Чи можуть одночасно бути в розчині  $\text{NaOH}$ ;  $\text{KOH}$ ;  $\text{NaOH}$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;  $\text{KOH}$ ;  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{KOH}$ ;  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ? Поясніть свої висновки.
4. Які з наведених нижче гідроксидів розчиняються в лугах:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ . Напишіть рівняння можливих реакцій і назвіть продукти реакцій.
5. Які кислоти можуть утворитися при безпосередній взаємодії з водою оксидів, назвіть їх:  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ?

6. Напишіть рівняння таких реакцій і назвіть продукти реакцій за міжнародною номенклатурою:
- |                                     |                                       |
|-------------------------------------|---------------------------------------|
| 1) $Ag_2O + HNO_3 = \dots;$         | 8) $NaOH + CH_3COOH = \dots;$         |
| 2) $Cr_2O_3 + H_2SO_4 = \dots;$     | 9) $Al_2O_3 + H_2SO_4 = \dots;$       |
| 3) $Zn + AgNO_3 = \dots;$           | 10) $Mg(OH)_2 + P_2O_5 = \dots;$      |
| 4) $Ca(OH)_2 + P_2O_5 = \dots;$     | 11) $NaOH + Al_2O_3 = \dots;$         |
| 5) $CaO + SiO_2 = \dots;$           | 12) $Zn(OH)_2 + NaOH = \dots;$        |
| 6) $Pb(NO_3)_2 + ZnSO_4 = \dots;$   | 13) $CaCl_2 + Na_2CO_3 = \dots;$      |
| 7) $Al(SO_4)_3 + Na_3PO_4 = \dots;$ | 14) $Al(SO_4)_3 + Na_3PO_4 = \dots .$ |
7. За допомогою яких реакцій можна добути  $CuCl_2$ , виходячи із  $Cu(NO_3)_2$ ? Напишіть відповідні рівняння реакцій.

Лабораторна робота № 3  
(семінарське заняття)Будова атомів та періодичний закон  
елементів Д.І. Менделєєва

## Питання та задачі для семінару і самоконтроля

1. Коротко викласти раціональну суть теорій будови атомів Резерфорда та Бора, їх недоліки.
2. Перерахувати та пояснити основні принципи квантової механіки.
3. Що таке електронна хмара, орбіталь? Привести характеристику та можливі значення квантових чисел.
4. Сформулюйте правила квантування електронів: принцип Паулі, правила Хунда, I-ше та II-ге правила Клечковського. Який порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів в атомах?
5. Який підрівень заповнюється в атомах після заповнення підрівня  $5p$ ? Після заповнення підрівня  $5d$ ?
6. Що таке період? Група?, головна та побічна підгрупа? S-, p-, d-, f- елементи?
7. Представити формулою та схемою будову електронних оболонок атомів  $E_7$ ,  $E_{16}$ ,  $E_{25}$ .
8. Зовнішній електронний рівень атому елемента має будову ...  $3S^2 3p^1$ . Визначити групу, підгрупу, період, порядковий номер та назву елемента. Привести електронну формулу та графічну схему атому даного елемента в нормальному та збудженому стані.
9. Електронна будова атома елемента  $1S^2 2S^2 2p^6$ . Якій із приведених частинок вона відповідає:  $Al^{3+}$ ,  $F^0$ ,  $Na^+$ ,  $Mg^0$ ? Які частинки називають ізоелектронними? Привести електронні формули та графічні схеми ізоелектронних частинок.
10. Чому Оксиген та Сульфур, будучи повними електронними аналогами, знаходячись в одній і тій же групі та підгрупі періодичної системи проявляють різну валентність: у Сульфурі 2, 4, 6 у Оксигену -2. Відповідь обґрунтуйте, виходячи із будови атомів цих елементів.
11. Значення перших потенціалів іонізації елементів I групи періодичної системи елементів відповідно дорівнюють(в В):  $Li - 5,39$ ;  $Cs - 3,9$ ;  $Cu - 7,7$ ;  $Ag - 9,2$ . Вказати: а) у елементів якої підгрупи першої групи металічні властивості більше виражені; б) чим пояснити різницю в зміні значень потенціалів іонізації в підгрупах.

12. Що спільного і яка різниця в електронній будові атомів *S* і *Cr* ?  
Відповідь обґрунтувати, виходячи з електронної будови атомів елементів
13. Що таке енергія іонізації атому? В яких одиницях вона вимірюється? Як змінюються металічні (відновні) властивості *s*- та *p*-елементів в групах періодичної системи із збільшенням порядкового номеру? Виходячи із величини енергії іонізації, вказати який із приведених елементів: *Be, Mg, Ca, Sr, Ba* проявляють найбільш виражені металічні властивості?
14. Що таке спорідненість до електрону? В яких одиницях вона виражається? Як змінюється неметалічна активність в рядах елементів: а) *C, N, OF* ; б) *F, Cl, Br, I*. Із збільшенням порядкового номеру? Відповідь обґрунтуйте будовою атомів відповідних елементів.
15. Що таке електронегативність? Як змінюється електронегативність елементів в періодах та групах періодичної системи. Вказати як в рядах елементів: а) *B, C, N, OF*, та б) *O, S, Se, Tl* - змінюються їх неметалічні властивості (див. табл.).

Таблиця 1

Елемент	I, В	E, eВ	EH	Елемент	I, В	E, eВ	EH
<i>H</i>	13,6	0,75	2,1	<i>Mg</i>	7,64	-0,32	1,2
<i>He</i>	24,58	-0,22	-	<i>Ca</i>	6,11	-0,6	1,04
<i>Li</i>	5,39	0,59	0,98	<i>Sr</i>	5,69	0,21	0,99
<i>Be</i>	9,32	-0,19	1,5	<i>Ba</i>	5,21	-	-
<i>B</i>	8,31	0,33	2,0	<i>S</i>	10,36	2,15	2,6
<i>C</i>	11,26	1,24	2,5	<i>Sc</i>	9,75	-	2,5
<i>N</i>	14,53	-0,21	3,07	<i>Tl</i>	9,01	-	2,1
<i>O</i>	13,61	1,47	3,50	<i>Cl</i>	13,01	3,7	3,0
<i>F</i>	17,42	3,52	4,0	<i>Br</i>	11,84	3,51	2,8
<i>Ne</i>	21,56	-0,57	-	<i>I</i>	10,45	3,24	2,6
<i>Na</i>	5,14	0,34	0,93	<i>K</i>	4,34	0,52	0,91

Лабораторна робота №4

Хімічний зв'язок і будова  
речовин

Короткі теоретичні відомості

Завдання заняття:

- 1) повторити основні види хімічного зв'язку, властивості і механізм їх утворення;
- 2) розвивати в слухачів уміння і навички в складанні схем утворення різних видів хімічного зв'язку;
- 3) виховувати організованість, самостійність, комунікативні якості, вміння узагальнювати.



### Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** Охарактеризувати механізм утворення іонного зв'язку.

**Рішення.** Зв'язок такого типу здійснюється внаслідок взаємного електростатичного притягання протилежно заряджених іонів. Йони можуть бути простими, тобто складатися з атому певного хімічного елемента (наприклад, катіони  $Na^+$ ,  $K^+$ , аніони  $F^-$ ,  $Cl^-$ ) чи складними, тобто складатися з атомів двох чи більше хімічних елементів (наприклад, катіон  $NH_4^+$  аніони  $OH^-$ ,  $NO_3^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ).

На відміну від ковалентного зв'язку іонному зв'язку не властива напрямленість. Це пояснюється тим, що електричне поле його має сферичну симетрію, тобто зменшується з відстанню за одним і тим же законом у будь-якому напрямку. Тому взаємодія між іонами здійснюється однаково незалежно від напрямку.

Два різноіменних іони, що притягуються один до одного, зберігають здатність електростатично взаємодіяти з іншими іонами. У цьому полягає ще одна різниця між іонним та ковалентним типами зв'язку: іонному зв'язку не властива насиченість. Відсутність у іонного зв'язку напрямленості та насиченості зумовлює схильність іонних молекул до асоціації, тобто до їх сполучення.

**Приклад 2.** Описати схему утворення зв'язку в молекулі етилену  $C_2H_4$ .

**Рішення.** В цій молекулі атом Карбону знаходиться також в збудженому стані.

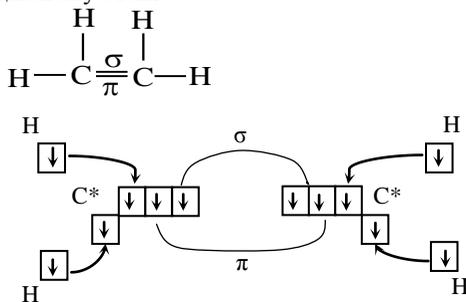


Рис. 1. Схема утворення зв'язку в молекулі етилену

В атомі Карбону гібридизують три орбіталі одна  $s$  - орбіталь і дві з трьох  $p$  - орбіталі, а одна  $p$  - орбіталь в гібридизації участі не бере, в результаті їх перекривання утворюється  $\pi$  - зв'язок. Таким чином, утворюються три гібридні орбіталі, які розміщуються в площині під

кутом  $120^\circ$  і  $\pi$  - зв'язок реалізує четверта орбіталь, яка утворює дві області перекривання над і під площиною (рис. 2).

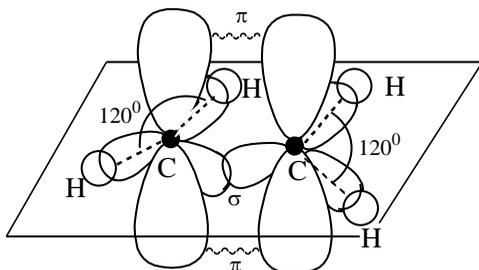


Рис. 2. Геометрична будова молекули етилену

### Питання для семінару

1. Що таке електронегативність?
2. Які типи хімічного зв'язку вам відомі? Наведіть приклади сполук, що утворені кожним типом хімічного зв'язку.
3. Які механізми утворення ковалентного неполярного, ковалентного полярного та йонного зв'язків?
4. Які типи кристалічних ґраток вам відомі? Чим вони відрізняються одна від одної? Як властивості речовини залежать від її будови?
5. Що таке ступінь окиснення? Як за хімічною формулою сполуки визначити ступені окиснення атомів елементів? Як за ступенями окиснення атомів елементів скласти хімічну формулу сполуки?
6. Електрони якого електронного рівня приймають участь в утворенні хімічного зв'язку?
7. Охарактеризувати утворення та властивості водневого зв'язку.
8. Охарактеризувати донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.
9. Охарактеризувати властивості ковалентного зв'язку.
10. Дати характеристику металевому зв'язку.
11. Якими способами може утворюватись ковалентний зв'язок?

### Завдання для самоконтроля.

1. Вкажіть тип хімічного зв'язку в молекулі речовини, формула якої: А) ZnO; Б) H<sub>2</sub>S. Поясніть, чому?

2. Вкажіть формулу сполуки в якій: А) Сульфур проявляє ступінь окиснення  $-2$ : а) S; б)  $\text{SO}_2$ ; в)  $\text{H}_2\text{S}$ ; Б) Карбон проявляє ступінь  $+2$ : а) C; б) CO; в)  $\text{CO}_2$ .

3. Яку кристалічну ґратку має: А) натрій хлорид; Б) хлор? Опишіть ці ґратки та властивості речовин.

4. Серед зазначених формул речовин знайти сполуки з йонним зв'язком: а)  $\text{KBr}$ ; б)  $\text{Br}_2$ ; в)  $\text{SO}_3$ . Пояснити, чому?

5. Серед зазначених формул речовин знайти сполуки з ковалентним полярним зв'язком: а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{NaCl}$ ; в)  $\text{Cl}_2$ . Пояснити, чому?

6. Що таке ступінь окиснення? В якій сполуці ступінь окиснення Карбону найвищий: а) CO; б)  $\text{CO}_2$ ; в)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ? Привести розрахунки.

7. Правила обчислення ступеней окиснення. В якій сполуці ступінь окиснення Хлору найнижчий: а)  $\text{KCl}$ ; б)  $\text{KClO}_3$ ; в)  $\text{Cl}_2$ ?

8. Зазначити ступінь окислення елементів у сполуках формули яких: а)  $\text{HF}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{O}_2$ ; б)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{SO}_3$ .

9. Визначити тип хімічного зв'язку у сполуках формули яких: а)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{Cl}_2$ . Для  $\text{KBr}$  вказати механізм утворення зв'язку.

10. Визначити тип хімічного зв'язку у сполуках формули яких:  $\text{BaO}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{N}_2$ . Для  $\text{PH}_3$  вказати механізм утворення зв'язку.

11. Визначити тип хімічного зв'язку у сполуках утворених у результаті: а) горіння сірки; б) взаємодії магнію з сульфатною кислотою. Показати механізм утворення зв'язку в продуктах реакції.

12. Визначити тип хімічного зв'язку у сполуках утворених у результаті: а) горіння фосфору; б) взаємодії цинку з хлоридною кислотою. Показати механізм утворення зв'язку в продуктах реакції.

13. Визначте тип хімічного зв'язку в сполуках, хімічні формули яких:  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Cl}_2$ . Поясніть, чому?

14. Визначте тип хімічного зв'язку в сполуках, хімічні формули яких:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ . Поясніть, чому?

15. Визначте тип хімічного зв'язку в сполуках, хімічні формули яких:  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{KF}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{NO}_2$ . Поясніть, чому?

16. Охарактеризуйте хімічний зв'язок у молекулі  $\text{CO}_2$ . Складіть схему утворення зв'язку в цій молекулі та структурну формулу.

17. Кути між зв'язками в молекулах  $\text{CCl}_4$  та  $\text{BF}_3$  складають відповідно  $109^\circ 28'$  та  $120^\circ$ . Що можна сказати про геометрію (розміщення в просторі) таких молекул?

18. Привести приклади молекул, в яких зв'язок між атомами утворюється однією, двома, трьома парами електронів. Для однієї з них написати схему утворення зв'язку та вказати геометричну будову.

## Лабораторна робота № 5

## Енергетика хімічних реакцій

**Короткі теоретичні відомості**

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

Тепловий ефект розчинення кристалічної речовини у воді або в іншому розчиннику складається з ендотермічного ефекту руйнування кристалічної ґратки та екзотермічного ефекту гідратації (в загальному випадку – сольватації) іонів. Тому, якщо речовина легко гідратується, то її розчинення проходить з виділенням теплоти (наприклад:  $CuSO_4$ ,  $BaCl_2$ ), а якщо гідратація незначна, то з поглинанням теплоти (наприклад:  $KCl$ ,  $K_2SO_4$ ). Розчинення кристалогідратів також супроводжується поглинанням теплоти.

*Інтегральною теплотою розчинення* називається кількість теплоти, яка виділяється або поглинається при розчиненні одного моля речовини в такій кількості розчинника, при якій утворюється розчин певної концентрації. Інтегральна теплота розчинення залежить від концентрації одержаного розчину та температури розчинення.

Теплові ефекти визначають за допомогою калориметрів. Найпростіший калориметр – це склянка, яка повністю або частково теплоізолювана від навколишнього середовища. В склянку поміщається термометр та скляна паличка-мішалка.

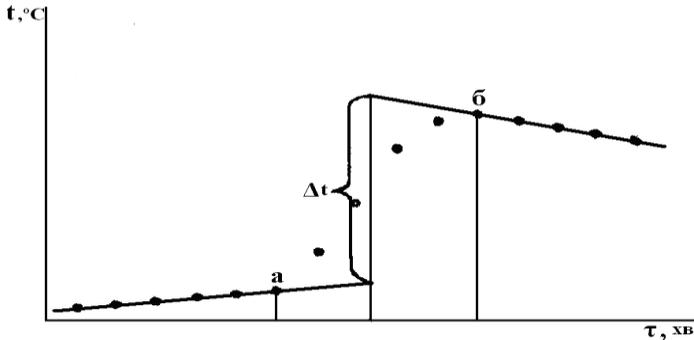
Тепловий ефект процесу, який проходить в калориметрі, можна розрахувати за допомогою рівняння:

$$\Delta H = -C_k \cdot \Delta t, \quad (5.1)$$

де  $C_k$  – теплоємність калориметра;

$\Delta t$  – зміна температури, що сталася в результаті розчинення.

Теплоємність калориметра розраховується як сума теплоємностей його окремих частин, тобто склянки, мішалки, термометра та розчину.

Рис. 6. Графічне визначення  $\Delta t$ 

Зміна температури в результаті процесу визначається за графіком температура – час (рис. 6), який враховує можливий теплообмін калориметра з навколишнім середовищем. При перемішуванні води в склянці роблять декілька вимірювань температури через рівні проміжки часу (0,5 чи 1 хв.) протягом 5 – 7 хвилин. Ця частина експерименту називається попереднім періодом. Після цього у воду всипають сіль і енергійно перемішують розчин до повного розчинення солі, продовжуючи виміри температури (головний період), і вимірюють температуру протягом 5 – 6 хвилин (заклучний період).

Тривалість головного періоду визначається крайніми точками  $a$  і  $b$ ; зміна температури  $\Delta t$  – екстраполяцією на вертикаль, проведену через середину головного періоду.

### Експериментальна частина

#### *Дослід 1. Визначення теплового ефекту розчинення солі калій хлориду.*

На технічних терезах зважують склянку, паличку (це необхідно для розрахунків їх теплоємності) і 10 г розтертої в ступці солі калій хлориду. Наливають в склянку калориметра 100 мл води. Підвішують термометр, відмічають глибину його занурення у воду і за допомогою мензурки визначають об'єм витісненої ним води, який дорівнює об'єму зануреної частини термометра. Розраховують теплоємність калориметра, перемножуючи масу його частин в грамах і теплоємність матеріалів в  $\text{Дж}/(\text{г}\cdot\text{К})$  (об'єм зануреної частини термометра множать на середню об'ємну теплоємність скла та ртуті), а потім підсумовують теплоємність складових частин калориметра.

Питомі теплоємності:

- скла –  $0,79 \text{ Дж}/(\text{г}\cdot\text{К})$ ;
- поліетилену –  $2,3 \text{ Дж}/(\text{г}\cdot\text{К})$ ;

- води – 4,18 Дж/(г·К);  
 - об'ємна теплоємність скла та ртуті (середня) – 1,9 Дж/(см<sup>3</sup>·К).  
 Проводять виміри температури, як було сказано вище;  
 будують графік і визначають за ним  $\Delta t$  (рис 6).

Розраховують теплоту розчинення солі калій хлориду за рівнянням, Дж/моль:

$$\Delta H = - \frac{Mr}{g} C_k \Delta t, \quad (5.2)$$

де  $Mr$  – молярна маса солі, г/моль;

$g$  – маса наважки солі, г;

$C_k$  – теплоємність калориметра, Дж/К.

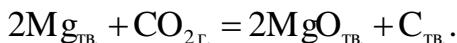
Отримане значення  $\Delta H$  солі порівнюють із табличною величиною питомої теплоти розчинення при середній температурі дослідів й знаходять по формулі відносну помилку визначення питомої теплоти розчинення  $\delta$  ( $\Delta H$ ):

$$\delta(\Delta H) = 100 \cdot \frac{|\Delta H_{експ} - \Delta H_{теор}|}{\Delta H_{теор}}, \% \quad (5.3)$$

де  $\Delta H_{експ}$  й  $\Delta H_{теор}$  – експериментально знайдена й таблична величини питомої теплоти розчинення солі відповідно.

### Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** Обчисліть, чи може магній горіти в атмосфері вуглекислого газу:



а) при  $T = 298$  К; б) при  $T = 800$  К. Стандартні енергії Гіббса утворення речовин,  $\Delta_f G^0_{298}$ , кДж/моль:  $CO_2 = -394,4$ ;  $MgO = -596,6$ ;  $C_{г.тв.} = 0$ . Зміна стандартної ентальпії реакції:  $\Delta H^0_{298} = -810,1$  кДж/моль. Зміна стандартної ентропії реакції:

$$\Delta S^0_{298} = -159,9 \text{ Дж/моль} \cdot \Delta_r S^0(298 \text{ К}) = -159,9 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

**Розв'язок.** Зміна енергії Гіббса  $\Delta G$  дозволяє зробити висновок про принципову можливість хімічної реакції: якщо  $\Delta G < 0$ , то реакція принципово можлива,  $\Delta G > 0$ , то реакція принципово неможлива;  $\Delta G = 0$ , то система знаходиться в стані рівноваги.

Енергія Гіббса утворення складних речовин при  $P = 1$  атм. і  $T = 298$  К називається стандартною енергією Гіббса утворення, позначається  $\Delta_f G^0(298 \text{ К})$ , її розмірність – [кДж/моль].

а) При  $T = 298 \text{ K}$  зміна стандартної енергії Гіббса реакції дорівнює сумі стандартних енергій Гіббса утворення кінцевих речовин мінус сума стандартних енергій Гіббса утворення вихідних речовин:

$$\Delta G_{298}^{\circ} = \sum \Delta_f G_{298\text{кін}}^{\circ} - \sum \Delta_f G_{298\text{вих}}^{\circ};$$

При  $T = 298 \text{ K}$  зміна стандартної енергії Гіббса реакції горіння магнію дорівнює:

$$\Delta G_{298}^{\circ} = 2\Delta_f G_{298}^{\circ}(\text{MgO}) - \sum \Delta_f G_{298}^{\circ}(\text{CO}_2) = -2 \cdot 569,6 - (-394,4) = -744,8 \text{ кДж/моль}$$

$\Delta G < 0$ , реакція принципово можлива.

б) При  $T \neq 298 \text{ K}$  зміну стандартної енергії Гіббса реакції можна обчислити за рівнянням Гіббса-Гельмгольца:

$$\Delta G_T^{\circ} = \Delta_r H_{298}^{\circ} - T \cdot \Delta_r S_{298}^{\circ};$$

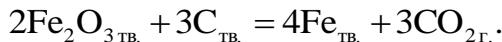
де  $\Delta_r H_{298}^{\circ}$  – зміна стандартної ентальпії реакції, а  $\Delta_r S_{298}^{\circ}$  – зміна стандартної ентропії реакції.

При  $T = 800 \text{ K}$ :

$$\Delta G_T^{\circ} = \Delta_r H_{298}^{\circ} - T \cdot \Delta_r S_{298}^{\circ} = -810,1 - 800 \cdot (-159,9/1000) = -682,2 \text{ кДж}$$

$\Delta G < 0$ , реакція принципово можлива.

**Приклад 2.** Обчисліть, при якій температурі почнеться відновлення ферум (III) оксиду коксом згідно рівняння:



Зміна стандартної ентальпії реакції:  $\Delta H_{298}^{\circ} = +463,9 \text{ кДж/моль}$

Зміна стандартної ентропії реакції:  $\Delta S_{298}^{\circ} = 564,1 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}$

**Розв'язок.** На момент початку реакції  $\Delta G = 0$ , тоді температура початку реакції дорівнює:

$$\frac{\Delta_r H_{298}^{\circ}}{\Delta_r S_{298}^{\circ}} = \frac{463900}{564,1} = 822,4 \text{ K.}$$

Відновлення ферум(III) оксиду коксом почнеться при температурі  $822,4 \text{ K}$ .

### Задачі для самоконтроля

1. Обчисліть стандартну ентальпію згорання речовини А, якщо відома стандартна ентальпія утворення речовини А при температурі  $298 \text{ K}$  і стандартному тиску. Згорання відбувається до утворення  $\text{CO}_2(\text{г})$  і  $\text{H}_2\text{O}(\text{р})$ .

Наприклад:  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , стандартні ентальпії утворення 1 моля  $\text{CO}_2$  -  $-393,51 \text{ кДж/моль}$ , 1 моля  $\text{H}_2\text{O}(\text{р})$  -  $-241,81 \text{ кДж/моль}$

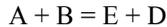
№ варіанта	Речовина А	Формула	Стан	$\Delta H^0_{f298}$ , кДж/моль
1	Оцтова кислота	$C_2H_4O_2$	р	-484,09
2	Тетрахлорметан	$CCl_4$	р	-132,84
3	Трихлорметан (хлороформ)	$CHCl_3$	г	-101,25
4	Етиленгліколь	$C_2H_4O_2$	р	-4547,90
5	Діазометан	$CH_2N_2$	г	192,46
6	Ацетон	$C_3H_6O$	р	-248,11
7	Пропіламін	$C_3H_5N$	р	-18,83
8	Ізопропіловий спирт	$C_3H_8O$	р	-318,70
9	Пропіловий спирт	$C_3H_8O$	р	-304,55
10	Гліцерин	$C_3H_8O$	р	-668,60
11	Метилгідрозін	$CH_6N_2$	р	53,14
12	Бутиловий спирт	$C_4H_{10}O$	р	-325,56
13	Трет-Бутиловий спирт	$C_4H_8O_2$	р	-400,80
14	Диетиловий етер	$C_4H_{10}O$	р	-279,49
15	Піридин	$C_5H_5N$	р	99,96
16	Аміловий спирт	$C_5H_{12}O$	р	-357,94
17	Дихлорбензол	$C_6H_4Cl_2$	р	10,79
18	Нітробензол	$C_6H_5O_2N$	р	15,90
19	Фенол	$C_6H_6O$	тв	-164,85
20	Гідрохінон	$C_6H_6O_2$	тв	-362,96

**Завдання.** Кожний студент вибирає свій варіант задачі, згідно списку. Записує умову у короткому вигляді, повний розв'язок, з приведенням закону Гесса в загальному вигляді, і насамкінець математичне обчислення.

**Лабораторна робота № 6. Хімічна кінетика і рівновага.****Короткі теоретичні відомості**

Хімічна кінетика – розділ хімії, що вивчає швидкість і механізм хімічних реакцій.

Швидкість хімічної реакції – зміна концентрації однієї з реагуючих речовин або одного з продуктів реакції за одиницю часу при постійному об'ємі системи.



$$v = \frac{\Delta C}{t_2 - t_1} \frac{\Delta t}{\Delta t},$$

$v$  – швидкість хімічної реакції, моль/л·с;

$C_1, C_2$  – концентрації (початкова і кінцева), моль/л;

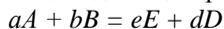
$t_1, t_2$  – час (початковий і кінцевий), сек.

Швидкість реакції: в даний момент часу (перша похідна по часу)

Фактори, що впливають на швидкість реакції:

- природа реагуючих речовин;
- концентрація;
- температура;
- каталізатор;
- тиск (для газів);
- ступінь подрібнення (для твердих речовин).

Залежність швидкості реакції від концентрації.



$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

$C_A$  – концентрація компонента А;

$C_B$  – концентрація компонента В;

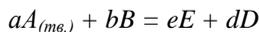
$a, b, e, d$  – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції;

$v$  – швидкість хімічної реакції, моль/л·с;

$k$  – константа хімічної реакції.

Швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин в степенях, що відповідають стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні реакції – кінетичне рівняння реакції, основний закон хімічної кінетики.

Якщо одна з реагуючих речовин в твердому стані (гетерогенна система):



$$v = k \cdot C_B$$

Вплив температури на швидкість реакції.

Правило Вант-Гоффа: при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій збільшується в 2 – 4 рази.

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

$v_{t_1}, v_{t_2}$  – швидкість реакції при температурі  $t_1, t_2$ ;

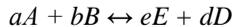
$\gamma$  – температурний коефіцієнт швидкості реакції.

Хімічна рівновага

Хімічна рівновага відноситься до оборотних процесів.

Стан реагуючих речовин, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної, називається хімічною рівновагою.

Концентрації речовин в стані рівноваги називаються рівноважними.



$$v_1 = k_1 [A]^a [B]^b;$$

$$v_2 = k_2 [E]^e [D]^d;$$

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [E]^e [D]^d;$$

Константа рівноваги реакції – це відношення добутку молярних рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку молярних концентрацій вихідних речовин в степенях, які дорівнюють коефіцієнтам в рівнянні реакції, при постійній температурі.

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[E]^e [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K$$

Вплив зовнішніх факторів на стан рівноваги узагальнює принцип Ле-Шательє: якщо на систему, що перебуває в стані рівноваги, подіяти зовні ( $C, t, p$ ), то рівновага зміщується в бік реакції, що послаблює цю дію.

- при збільшенні концентрації рівновага зміщується в сторону реакції, яка проходить із зменшенням кількості моль газів, при зменшенні концентрації – навпаки;
- підвищення або пониження тиску для газових реакцій рівноцінно підвищенню або пониженню концентрації;
- підвищення тиску при постійній температурі зміщує рівновагу в напрямі зменшення об'єму;
- підвищення температури зміщує рівновагу в напрямі ендотермічної реакції, а пониження – в напрямі екзотермічної.

## Експериментальна частина

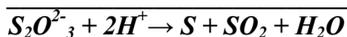
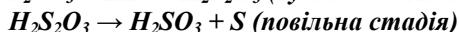
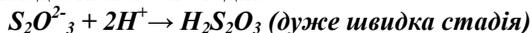
**Прилади та реактиви:** секундомір, бюретки на 25 мл, електроплитка, пробірки, термометри зі шкалою 0-50°C, стакани ємністю 0,5 л, калій хлорид кристалічний, розчини:  $Na_2S_2O_3$  0,1М,  $H_2SO_4$  1М,  $FeCl_3$  насичений,  $NH_4SCN$  насичений,  $I_2$  0,1Н, крохмаль 0,5%.

**Дослід №1 Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин**

Натрій тіосульфат розкладається в розчині сульфатної кислоти за рівнянням:



Реакція складається з 3-х стадій:



Швидкість сумарного процесу визначається швидкістю повільної другої стадії.

**Порядок виконання роботи.**

В п'ять пробірок налейте з бюреток 0,1М розчину  $Na_2S_2O_3$  і воду в кількостях, вказаних в таблиці. В інші п'ять пробірок налейте з бюретки по 5 мл 1М  $H_2SO_4$ . Злийте попарно приготовлені розчини  $Na_2S_2O_3$  і  $H_2SO_4$  (перший розчин приливати до другого). В момент змішування розчину увімкніть секундомір і визначте час появи легкого помутніння (опалесценція) розчину. Результати дослідів занесіть в таблицю. Концентрацію розчину  $Na_2S_2O_3$  в кожній пробірці знаходять за співвідношенням:

$$C_{Na_2S_2O_3} = \frac{0,1 \cdot a}{a + b + v}, \quad [\text{моль / л}]$$

В досліді вимірюється не швидкість реакції, а проміжок часу  $\tau$  між її початком і видимим результатом. Проте цей проміжок зворотно пропорційний швидкості реакції  $v$ , тому величину  $1/\tau$  називають умовною швидкістю реакції  $v_{\text{ум}}$ .

Побудуйте графік залежності швидкості реакції розкладу  $Na_2S_2O_3$  від концентрації.

Таблиця 1

№ пробірки	Об'єм, мл			C $Na_2S_2O_3$ , моль/л	Час появи помутніння $\tau$ , с	$v_{ум.} = 1/\tau$ , с <sup>-1</sup>
	$Na_2S_2O_3$ (а)	$H_2O$ (б)	$H_2SO_4$ (в)			
1	1	4	5	0,01		
2	2	3	5	0,02		
3	3	2	5	0,03		
4	4	1	5	0,04		
5	5	0	5	0,05		

### Дослід №2 Залежність швидкості реакції від температури

В три пробірки налийте по 5 мл 0,1М  $Na_2S_2O_3$ , а в три інші – по 5 мл 1М  $H_2SO_4$ . Поміщають всі пробірки в стакан з водою і через 5-7 хвилин, замірявши температуру води в стакані, зливають разом вміст однієї пари пробірок з  $Na_2S_2O_3$  і  $H_2SO_4$ . Поміщують цю пробірку знову в стакан і визначають за секундоміром час до появи легкого помутніння. Наливають в стакан гарячої води так, щоб температура води підвищилась приблизно на 10°C і знову витримують розчин при цій температурі 5-7 хвилин. Зливають вміст другої пари пробірок з  $Na_2S_2O_3$  і  $H_2SO_4$  і визначають час до появи помутніння. Дослід з третьою парою пробірок проводять при температурі приблизно на 10°C вище від попередньої. Результати дослідів записують в таблицю 2.

Таблиця 2

№ п/п	$t$ , °C	Час появи помутніння, $\tau$ , с	$v_{ум.} = 1/\tau$ , с <sup>-1</sup>	$1/T$ , K <sup>-1</sup>	$lg v_{ум}$
1					
2					
3					

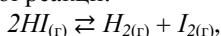
Побудуйте графік залежності логарифма швидкості реакції від зворотної величини абсолютної температури. З графіка визначте тангенс кута нахилу прямої і обчисліть енергію активації реакції:

$$E_a = 2,3 \cdot R \cdot tga$$

Користуючись правилом Вант-Гоффа, визначте температурний коефіцієнт швидкості реакції.

### Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** Для гомогенної реакції:



Константа рівноваги при деякій температурі дорівнює 0,25. Обчисліть рівноважні концентрації речовин, якщо початкова концентрація  $[HI] = 2$  моль/л.

**Розв'язок.** Стан реагуючих речовин, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної, називається *хімічною рівновагою*. Концентрації речовин в стані рівноваги називаються рівноважними.

Константа рівноваги реакції – це відношення добутку молярних рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку молярних концентрацій вихідних речовин у степенях, які дорівнюють коефіцієнтам в рівнянні реакції, при постійній температурі:

$$K = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2} = 0,25.$$

Згідно рівняння реакції, з 2 моль  $HI$  повинна утворюватись половина кількість, по 1 моль  $H_2$  і  $I_2$ . Якщо на момент рівноваги прореагувало  $x$  моль  $HI$ , то утворилось  $x/2$  моль  $I_2$ , а залишилось  $2 - x$  моль  $HI$ .

	$HI_{(г)}$	$H_{2(г)}$	$I_{2(г)}$
Початкові концентрації, моль/л	2	0	0
Рівноважні концентрації, моль/л	$2 - x$	$x/2$	$x/2$

Підставляємо рівноважні концентрації у вираз константи рівноваги:

$$0,25 = \frac{0,5x \cdot 0,5x}{(2-x)^2} = \frac{0,25x^2}{(2-x)^2}.$$

Добуваючи квадратний корінь з обох частин рівняння, одержимо:

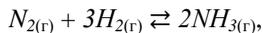
$$0,5 = \frac{0,5x}{2-x}; \quad x = 1.$$

Рівноважні концентрації:

$$[H_2]_{\text{рівн.}} = [I_2]_{\text{рівн.}} = \frac{x}{2} = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ моль/л.}$$

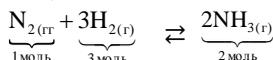
$$[HI]_{\text{рівн.}} = 2 - 1 = 1 \text{ моль/л.}$$

**Приклад 2.** В системі:



рівноважні концентрації речовин склали  $[N_2]_{\text{рівн.}} = 4$  моль/л,  $[H_2]_{\text{рівн.}} = 10$  моль/л,  $[NH_3]_{\text{рівн.}} = 4$  моль/л. Обчисліть початкові концентрації водню і азоту.

**Розв'язок.** З рівняння реакції:



видно, що 2 моль  $NH_3$  утворюються з 1 моль  $N_2$ . Тоді 4 моль утворились з 2 моль  $N_2$ . Початкова концентрація азоту дорівнює:

$$[N_2]_{\text{поч.}} = [N_2]_{\text{рівн.}} + 2 = 4 + 2 = 6 \text{ моль/л.}$$

З рівняння реакції слідує, що 2 моль  $NH_3$  утворюються з 3 моль  $H_2$ , тоді 4 моль  $NH_3$  утворились з 6 моль  $H_2$ . Початкова концентрація водню складає:

$$[H_2]_{\text{поч.}} = [H_2]_{\text{рівн.}} + 6 = 10 + 6 = 16 \text{ моль/л.}$$

**Приклад 3.** Для реакції:



вказати, як потрібно змінити концентрації, тиск і температуру реакції, щоб змінити рівновагу вправо, в сторону збільшення виходу  $NOCl$ .

**Розв'язок.** Вплив зовнішніх факторів на стан рівноваги узагальнює принцип *Ле-Шательє*: якщо на рівноважну систему діють зовнішні фактори, то рівновага зміщується в сторону реакції, яка ослаблює дію зовнішніх факторів.

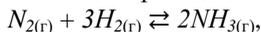
1. При збільшенні концентрацій рівновага зміщується в сторону реакції, яка проходить із зменшенням кількості моль газів, при зменшенні концентрацій – навпаки.

В реакцію вступають 3 моль газу ( $2NO + Cl_2$ ), а утворюються 2 моль газу ( $2NOCl$ ). При збільшенні концентрацій речовин рівновага зміщується в сторону прямої реакції, яка йде із збільшенням виходу  $NOCl$ .

2. Підвищення або пониження тиску для газових реакцій рівноцінно підвищенню або пониженню концентрацій.
3. При підвищенні температури рівновага зміщується в сторону ендотермічної реакції, а при пониженні – в сторону екзотермічної.

Пряма реакція – ендотермічна, тому при підвищенні температури вона відбувається з більшою швидкістю, збільшуючи вихід  $NOCl$ .

**Приклад 4.** Як зміниться швидкість реакції:



якщо концентрації всіх речовин збільшити в 2 рази? Швидкість якої реакції – прямої чи зворотної стане більшою?

**Розв'язок.** Реакція  $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftharpoons 2NH_{3(г)}$  є гомогенною.

Гомогенні реакції – такі, які йдуть в однорідних системах (між газами, в розчинах). Швидкість гомогенної реакції вимірюється зміною молярних концентрацій реагуючих речовин за одиницю часу:

$$v = \pm \Delta C / \Delta \tau.$$

**Закон діючих мас:** при постійній температурі швидкість хімічної реакції пропорційна добутку молярних концентрацій

реагуючих речовин у степенях, які дорівнюють коефіцієнтам у рівнянні реакції.

Реакція одержання  $\text{NH}_3$  обернена, оскільки йде в двох протилежних напрямках. Початкова швидкість прямої реакції:

$$v_{\text{пр.}} = k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3.$$

Початкова швидкість зворотної реакції:

$$v_{\text{зв.}} = k_2[\text{NH}_3]^2.$$

Після збільшення концентрації в 2 рази швидкість прямої концентрації складе:

$$v_{\text{пр.}}^1 = k_1[2\text{N}_2][2\text{H}_2]^3 = 16k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3,$$

а швидкість зворотної реакції буде дорівнювати:

$$v_{\text{зв.}}^1 = k_2[2\text{NH}_3]^2 = 4k_2[\text{NH}_3]^2.$$

Швидкість прямої реакції зростає в:

$$\frac{v_{\text{пр.}}^1}{v_{\text{пр.}}} = \frac{16k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = 16 \text{ разів.}$$

Швидкість зворотної реакції зростає в:

$$\frac{v_{\text{зв.}}^1}{v_{\text{зв.}}} = \frac{4k_2[\text{NH}_3]^2}{k_2[\text{NH}_3]^2} = 4 \text{ рази.}$$

Швидкість прямої реакції, у порівнянні із швидкістю зворотної реакції, зростає в  $16/4 = 4$  рази.

**Приклад 5.** У скільки разів зростає швидкість реакції при збільшенні температури від 20 до 85 °С, якщо температурний коефіцієнт реакції  $\gamma = 2,5$ ?

**Розв'язок.** За правилом Вант-Гоффа, швидкість реакції при підвищенні температури на 10 °С збільшується в 2-4 рази:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}.$$

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 2,5^{\frac{85 - 20}{10}} = 2,5^{6,5} = 386.$$

Швидкість реакції  $v_{t_2}$  при підвищенні температури на 65 °С зростає в 386 разів.

### Задачі для самоконтроля

1. Знайти константу рівноваги реакції  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ , якщо початкова концентрація  $\text{N}_2\text{O}_4$  дорівнює 0,08 моль/л, а на момент настання рівноваги дисоціювало 50 %  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

2. Вказати, якими змінами концентрацій реагуючих речовин можна змістити вправо рівновагу реакції  $\text{CO}_{2(\text{г.})} + \text{C}_{(\text{графіт})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г.})}$ .
3. В якому напрямку зміститься рівновага реакції  $\text{A}_{2(\text{г.})} + \text{B}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{AB}_{(\text{г.})}$ , якщо тиск збільшити в 2 рази і одночасно підвищити температуру на 10 градусів? Температурні коефіцієнти швидкості прямої і зворотної реакцій дорівнюють відповідно 2 і 3. Який знак  $\Delta\text{H}^\circ$  в цій реакції?
4. Чому дорівнює швидкість хімічної реакції, якщо концентрація однієї з реагуючих речовин на початку реакції дорівнювала 1,2 моль/л, а через 50 хв. стала дорівнювати 0,3 моль/л.
5. Початкова концентрація етилоцтового естеру при реакції омилення дорівнювала 0,02 моль/л. Через 25 хв. вона стала дорівнювати 0,0054 моль/л. Обчисліть швидкість реакції.
6. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2. Як зміниться її швидкість:
  - а) при підвищенні температури від 60 до 100 °С;
  - б) при охолодженні суміші, яка реагує, від 50 до 30 °С;
  - в) при підвищенні температури від 80 до 140 °С.
7. Для реакції  $\text{FeO}_{(\text{к.})} + \text{CO}_{(\text{г.})} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{к.})} + \text{CO}_{2(\text{г.})}$  константа рівноваги при деякій температурі дорівнює 0,5. Початкові концентрації CO і CO<sub>2</sub> відповідно дорівнюють 0,05 і 0,01 моль/л. Знайдіть їх рівноважні концентрації.
8. Метанол одержують за реакцією  $\text{CO}_{(\text{г.})} + 2\text{H}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{р.})}$ ;  $\Delta\text{H}^\circ_{298} = -127,8$  кДж. Куди буде зміщуватись рівновага при підвищенні: а) температури, б) тиску?
9. Як вплине на вихід хлору в системі  $4\text{HCl}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_{2(\text{г.})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{р.})}$ ;  $\Delta\text{H}^\circ_{298} = -202,4$  кДж:
  - а) підвищення температури в реакційній суміші;
  - б) зменшення загального об'єму суміші;
  - в) зменшення концентрації кисню;
  - г) збільшення об'єму реактору;
  - д) введення каталізатора?
10. Константа рівноваги системи  $\text{H}_{2(\text{г.})} + \text{I}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г.})}$  при деякій температурі дорівнює 50. Яку кількість речовини H<sub>2</sub> потрібно взяти на 1 моль I<sub>2</sub>, щоб 90 % залишку перевести в HI?
11. Знайдіть початкову швидкість реакції  $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{р.})} + 2\text{HI}_{(\text{р.})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{р.})} + \text{I}_{2(\text{р.})}$ , якщо змішали рівні об'єми 0,02 М розчину H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> і 0,05 М розчину HI. Константа швидкості реакції 0,06 л/моль·с.

12. Обчисліть температурний коефіцієнт швидкості реакції розкладу мурашиної кислоти на  $\text{CO}_2$  і  $\text{H}_2$  у присутності каталізатора, якщо константа швидкості цієї реакції при 413 К становить  $5,5 \cdot 10^{-3} \text{ c}^{-1}$ , а при 458 К –  $9,2 \cdot 10^{-3} \text{ c}^{-1}$ .
13. Розклад лікарської речовини (реакція першого порядку) при 333 К пройшов за 10 год. на 5%. Обчисліть константу швидкості реакції.
14. На скільки градусів необхідно підвищити температуру реакції, щоб її швидкість зросла у 20 разів, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції становить 3.
15. В системі  $\text{CO}_{(г.)} + \text{Cl}_{2(г.)} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(г.)}$  концентрацію  $\text{CO}$  збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію хлору – від 0,02 до 0,06 моль/л. В скільки разів зросла швидкість прямої реакції?
16. Температурний коефіцієнт швидкості певної реакції дорівнює 3. В скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо підвищити температуру на 30 градусів?
17. Через деякий час після початку реакції
- $$3\text{A}_{(г.)} + \text{B}_{(г.)} \rightleftharpoons 2\text{C}_{(г.)} + \text{D}_{(г.)}$$
- концентрації речовин складають:  $[\text{A}] = 0,03$  моль/л;  $[\text{B}] = 0,01$  моль/л;  $[\text{C}] = 0,008$  моль/л. Які початкові концентрації речовин А і В?
18. В рівноважній системі:  $\text{H}_{2(г.)} + \text{Br}_{2(г.)} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(г.)}$ , при деякій температурі константа рівноваги  $K = 1$ , а початкові концентрації  $[\text{H}_2] = 3$  моль/л,  $[\text{Br}_2] = 1,5$  моль/л. Обчисліть відсотковий об'ємний склад рівноважної суміші.

**Лабораторна робота № 7. Розчини. Приготування розчинів.****Короткі теоретичні відомості**

Розчини цілком однорідні суміші з двох (або кількох) речовин, в яких молекули (або іони) одної речовини рівномірно розподілені між молекулами іншої речовини. У розчинах протікає багато природних і промислових процесів. З ними пов'язане формування покладів ряду корисних копалин, їх видобування і переробка, розділення речовин, глибоке очищення тощо.

Розчин – гомогенна, термодинамічно стійка система змінного хімічного складу, яка складається з розчиненої речовини, подрібненої до розмірів окремих молекула бо іонів та розчинника.

Розчинена речовина – це індивідуальна сполука, яка може бути виділена з розчину та існувати у вільному стані.

Розчинник – це компонент розчину, який не змінює агрегатного стану при розчиненні або концентрація якого суттєво більша концентрації інших компонентів.

Концентрація розчину кількісно характеризує його склад, вміст розчиненої речовини (в певних одиницях) в одиниці маси чи об'єму розчину. Використовують різні способи виразу концентрації розчинів як через безрозмірні величини (масова, мольна частки), так і через розмірні величини (молярна нормальна, моляльна, масова концентрації, титр).

1. Масова частка розчиненої речовини  $\omega$  – це відношення маси розчиненої речовини  $m_{p.p.}$  до маси розчину  $m_{p-ну}$ .

$$\omega = \left( \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} \right).$$

2. Мольна частка розчиненої речовини  $N_{p.p.}$  – це відношення кількості моль розчиненої речовини  $n_{p.p.}$  до суми кількостей моль розчиненої речовини і розчинника  $n_{p-ка}$

$$N_{p.p.} = \frac{n_{p.p.}}{n_{p.p.} + n_{p-ка}} = \frac{m_{p.p.} / M_{p.p.}}{m_{p.p.} / M_{p.p.} + m_{p-ка} / M_{p-ка}};$$

Де  $m_{p.p.}$  і  $m_{p-ка}$  – маси відповідно розчиненої речовини і розчинника;  $M_{p.p.}$  і  $M_{p-ка}$  – відповідно їх молярні маси.

3. Молярна концентрація  $C_M$  або полярність  $M$  виражається кількістю моль розчиненої речовини в 1 л розчину; має розмірність моль/л або моль/дм<sup>3</sup>, кмоль/м<sup>3</sup>

4. Молярна концентрація еквівалента  $C_{ек}$  виражається кількістю еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину; має розмірність моль/л. В хімічній практиці молярну концентрацію еквівалента називають також нормальність та позначають літерою  $N$ .

Якщо концентрації реагуючих речовин виражені через молярні концентрації еквівалентів, то такі розчини реагують без залишку в кількостях, пропорційних їх еквівалентам. Тоді:

Кількість еквівалентів однієї речовини  $n_{ек1}$ , які знаходились в розчині з об'ємом  $V_1$  і молярною концентрацією еквівалента  $C_{ек1}$ , дорівнюватиме кількості еквівалентів другої речовини  $n_{ек2}$  в розчині об'ємом  $V_2$  і молярною концентрацією еквівалента  $C_{ек2}$ .

$$n_{ек1} = n_{ек2}; \quad V_1 \cdot C_{ек1} = V_2 \cdot C_{ек2}$$

5. Молярна концентрація  $C_m$  або молярність  $m$  виражається кількістю моль розчиненої речовини в 1000г (1 кг) розчинника; має розмірність моль/кг.

Властивості розведених молекулярних розчинів, які не залежать від природи розчиненої речовини, а визначаються лише кількістю частинок в розчині, називаються колігативними властивостями. До колігативних властивостей належать осмотичний тиск, пониження тиску насиченої пари над розчинами, пониження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчинів.

Осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тому тиску, який створювала б розчинена речовина, якби вона знаходилась при даній температурі в газоподібному стані і займала той же об'єм, що і розчин. Осмотичний тиск обчислюється за законом Вант-Гоффа:

Осмотичний тиск розведеного молекулярного розчину  $\pi$  пропорційний його молярній концентрації  $C_M$  і температурі  $T$

$$\pi = C_M \cdot R \cdot T$$

Пониження тиску насиченої пари над розчином в залежності від концентрації виражаються 1-им законом Рауля:

відносне пониження тиску насиченої пари над розчином прямо пропорційне мольній частці розчиненої речовини  $N_{p.p.}$ :

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = N_{p.p.} = \frac{n_{p.p.}}{n_{p.p.} + n_{p-ка}} = \frac{m_{p.p.} / M_{p.p.}}{m_{p.p.} / M_{p.p.} + m_{p-ка} / M_{p-ка}};$$

де  $P_0$ ,  $P$  – тиск пари відповідно над чистим розчинником і розчином;

$m_{p.p.}$ ,  $m_{p-ка}$  – маси відповідно розчиненої речовини і розчинника;

$M_{p,p}$ ,  $M_{p-ка}$  – молярні маси відповідно розчиненої речовини і розчинника;

$P_0 - P$  – пониження тиску пари;

$P_0 - P/P_0$  – відносне пониження тиску пари.

Температури кипіння і замерзання (кристалізації) розчинів залежить від тиску пари над розчинами та виражається 2-им законом Рауля:

Пониження температури замерзання  $\Delta T_{зам.}$  або підвищення температури кипіння розчину  $\Delta T_{кип.}$  прямо пропорційно моляльній концентрації розчиненої речовини  $C_m$

$$\Delta T_{зам.} = K_T \cdot C_m \quad \Delta T_{кип.} = E_T \cdot C_m,$$

де  $K_T$  – криоскопічна стала, вона залежить лише від природи розчинника ( $K_T(H_2O) - 1,86$ );

$E_T$  – ебуліоскопічна стала, вона також залежить лише від природи розчинника ( $E_T(H_2O) - 0,52$ ).

### Експериментальна частина

**Прилади та реактиви:** натрій хлорид, вода, набір аерометрів, терези, стакани, циліндри, скляні палички.

**Дослід №1 Приготування 100 мл розчину натрій хлориду заданої концентрації методом наважки.**

1. Отримайте завдання на приготування розчину з масовою концентрацією  $\omega_x = 5-15\%$ .
2. В табл. 1 знайдіть густину розчину заданої концентрації  $\rho_x$ , г/см<sup>3</sup>.

Таблиця 1

Густина водних розчинів натрій хлориду, г/см<sup>3</sup>

Концентрація, мас.%	1	2	3	4	5	6	7
Густина, г/см <sup>3</sup>	1,0053	1,0125	1,0196	1,0268	1,0340	1,0413	1,0486
Концентрація, мас.%	8	9	10	11	12	13	14
Густина, г/см <sup>3</sup>	1,0559	1,0636	1,0707	1,0782	1,0857	1,0933	1,1009

3. Визначте масу даного розчину:

$$m_{p-ну} = V \times \rho_x = 100 \times \rho, [г]$$

4. Визначте масу розчиненої речовини:

$$m_{NaCl} = m_{p-ny} - \omega / 100, [г]$$

5. визначте масу води для приготування заданого розчину:

$$m_e = m_{p-ny} - m_{NaCl}, [г]$$

6. Зважте на терезах розраховану масу натрій хлориду і перенесіть її в стакан. Циліндром відміряйте необхідний об'єм води (густина води приймаємо рівною  $1 \text{ г/см}^3$ ), перелийте її в стакан з сіллю і перемішуйте до повного розчинення солі.
7. Заміряйте густину приготовленого розчину  $\rho_1$  і, користуючись табл., визначте концентрацію приготовленого розчину  $\omega_1$ . Якщо виміряне значення густини  $\rho_1$  в таблиці відсутнє, то концентрацію розчину  $\omega_1$  знаходять методом інтерполяції. Інтерполяція – це знаходження проміжного значення величини за двома її найближчими більшим і меншим значеннями.

Прийемо, що залежність густини розчину від концентрації носить лінійний характер (рис.). Тоді густина розчину  $\rho_1$  знаходиться між найближчими меншим  $\rho_m$  і більшим  $\rho_b$  значеннями, а концентрація  $\omega_1$  – між відповідними значеннями  $\omega_m$  і  $\omega_b$ . Інтерполяцію можна виконати графічно, будуючи графік у відповідному масштабі, або аналітично, за формулою:

$$\omega_1 = \omega_m + (\omega_b - \omega_m) \times \left( \frac{\rho_1 - \rho_m}{\rho_b - \rho_m} \right).$$

Обчисліть відносну похибку  $\delta$  при визначенні  $\omega_1$  розрахуйте молярну концентрацію  $C_M$ , молярну концентрацію еквіваленту  $C_{ек}$  і титр  $T$  приготовленого розчину:

$$C_M = \frac{m_{NaCl} \times 1000}{M_{NaCl}}, [моль / л]; \quad C_{ек} = \frac{m_{NaCl} \times 1000}{M_{екNaCl}}, [моль - екв / л];$$

$$T = \frac{m_{NaCl}}{V_{p-ny}}, [г / мл]; \quad \delta = \left| \frac{\omega_x - \omega_l}{\omega_x} \right| \times 100, [%].$$

Де  $M_{NaCl}$  – молярна маса натрій хлориду;  $\delta$  – відносна похибка визначення  $\omega_1$ . отримані результати запишіть в табл. 1

Результати визначення концентрації розчину  $NaCl$

Задана концен трація	Густина, $\text{г/см}^3$	Розрахункові маси, г		Густина отриманого розчину, $\text{г/см}^3$	Отримані концентрації				Відносна похибка
		NaCl	H <sub>2</sub> O		$\rho_1$	$\omega_1, \%$	$C_M, \text{моль/л}$	$C_{ек}, \text{моль-екв/л}$	
$\omega_x$	$\rho_x$	NaCl	H <sub>2</sub> O	$\rho_1$	$\omega_1, \%$	$C_M, \text{моль/л}$	$C_{ек}, \text{моль-екв/л}$	$T, \text{г/см}^3$	$\delta, \%$

**Дослід 2. Приготування 100 мл розчину натрій хлориду методом розбавлення.**

Вихідний розчин – отриманий в попередньому досліді з концентрацією  $\omega_1$ .

1. Отримайте завдання на приготування розчину з концентрацією  $\omega_{x2}$ .
2. В табл. знайдіть густину заданого розчину  $\rho_{x2}$ , г/см<sup>3</sup>.
3. Визначте масу розчину, який необхідно приготувати:

$$m_{p-ny2} = V \times \rho_{x2}, [г]$$

4. Розрахуйте масу вихідного розчину  $m_{p-ny1}$  з концентрацією  $\omega_1$ , необхідну для приготування заданого розчину:

$$\frac{\omega_{x2}}{\omega_1 - \omega_{x2}} = \frac{m_{p-ny1}}{m_{p-ny2} - m_{p-ny1}}$$

5. Обчисліть масу води  $m_{e2}$ , необхідну для приготування заданого розчину:

$$m_{e2} = m_{p-ny2} - m_{p-ny1}$$

6. Обчисліть об'єми вихідного розчину з масою  $m_{p-ny1}$  і води з  $V_{e2}$ :

$$V_{p-ny1} = m_{p-ny1} / \rho_1, [см^3]$$

$$V_{e2} = m_{e2} / 1, [см^3]$$

7. Налийте в циліндр розрахований об'єм вихідного розчину, перелийте його в стакан, долийте розрахований об'єм води і старанно перемішайте.
8. Виміряйте аерометром густину одержаного розчину  $\rho_2$  і визначте концентрацію  $\omega_2$ , обчисліть масу  $NaCl$  в одержаному розчині:  
Обчисліть молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента і титр одержаного розчину. Результати запишіть в табл. 2.

Таблиця 2

Результати розрахунків визначення об'єму води для розбавлення розчину  $NaCl$

Концентрація вихідного розчину $\omega_1$ , %	Концентрація заданого розчину $\omega_2$ , %	Концентрація заданого розчину, $\rho_2$ , г/см <sup>3</sup>	Маса заданого розчину $m_{p-ny1}$ , г	Об'єми		Концентрації				Відносна похибка
				Вихідного розчин $V_{p-ny1}$	Води $V_{e2}$	$\omega$	$C_M$	$C_{ек}$	$T$	

## Приклади розв'язання

**Приклад 1.** Обчисліть нормальну і молярну концентрацію 16 % розчину  $NaOH$  з густиною  $\rho = 1,18$  г/мл.

**Розв'язок.** Маса 1 л 16 % розчину  $NaOH$ :

$$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,18 = 1180 \text{ г.}$$

Маса  $NaOH$  в 1 л розчину (1180 г):

в 100 г розчину 16 г  $NaOH$ ,

в 1180 г  $m(NaOH)$ .

$$m(NaOH) = \frac{1180 \cdot 16}{100} = 188,8 \text{ ґ.}$$

Молярна маса  $M_r(NaOH) = 40$  г/моль, еквівалентна маса дорівнює:

$$M_{r_{\text{екв}}} = \frac{M_r}{1} = 40 \text{ г/моль.}$$

Молярна концентрація розчину:

$$C_M = \frac{m}{M_r} = \frac{188,8}{40} = 4,72 \text{ М.}$$

Нормальна концентрація розчину:

$$C_N = \frac{m}{M_{\text{екв}}} = \frac{188,8}{40} = 4,72 \text{ н.}$$

**Приклад 2.** Обчисліть масову відсоткову концентрацію 2 Н розчину  $H_2SO_4$  густиною  $\rho = 1,07$  г/мл.

**Розв'язок.** Еквівалентна маса  $H_2SO_4$ :

$$M_{r_{\text{екв}}}(H_2SO_4) = \frac{M_r}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

1 л розчину містить  $2 \cdot 49 = 98$  г  $H_2SO_4$ .

Маса 1 л розчину:

$$m = 1000 \cdot 1,07 = 1070 \text{ г}$$

Масова відсоткова концентрація:

в 1070 г розчину – 98 г  $H_2SO_4$

в 100 г розчину –  $w(H_2SO_4)$

$$w(H_2SO_4) = \frac{98 \cdot 100}{1070} = 9,15 \text{ \%}.$$

**Приклад 3.** Обчисліть тиск пари над розчином, який містить 60 г глюкози  $C_6H_{12}O_6$  в 450 г води. Тиск насиченої пари чистої води при 20 °С дорівнює 17,5 мм.рт.ст.

**Розв'язок.** Згідно 1-го закону Рауля, пониження тиску пари над розчином пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$P_0 - P = P_0 \cdot \frac{n_1}{n_1 + n_2},$$

де  $P_0$  – тиск пари над чистим розчинником;

$P$  – тиск пари над розчином;

$n_1$  – кількість моль розчиненої речовини;

$n_2$  – кількість моль розчинника.

Молярна маса глюкози:  $M_r = 180$  г/моль. Кількість моль глюкози:

$$n_1 = \frac{m}{M_r} = \frac{60}{180} = 0,3 \text{ моль.}$$

Молярна маса води:  $M_r = 18$  г/моль. Кількість моль води (розчинника):

$$n_2 = \frac{m}{M_r} = \frac{450}{18} = 25 \text{ моль.}$$

Пониження тиску пари над розчином:

$$17,5 - p = 17,5 \cdot \frac{0,3}{0,3 + 25} = 0,21 \text{ мм.рт.ст.};$$

$$p = 17,5 + 0,21 = 17,29 \text{ мм.рт.ст.}$$

**Приклад 4.** Обчисліть пониження температури замерзання розчину, який містить 9 л води і 4 л етиленгліколю  $C_2H_6O_2$ . Густина етиленгліколю дорівнює  $1,11$  г/см<sup>3</sup>.

**Розв'язок.** Згідно 2-го закону Рауля, пониження температури замерзання розчину пропорційно моляльній концентрації розчину  $C_m$ :

$$\Delta t_{\text{зам.}} = K \cdot C_m.$$

де  $K$  – криоскопічна стала розчинника; вона дорівнює пониженню температури замерзання одномоляльного розчину; для води  $K = 1,86$ .

Маса 9 л води ( $\rho = 1,0$  г/мл) дорівнює 9000 г. Маса 4 л  $C_2H_6O_2$ :

$$m = V \cdot \rho = 4000 \cdot 1,11 = 4440 \text{ г.}$$

Молярна маса етиленгліколю  $M_r(C_2H_6O_2) = 62$  г/моль; кількість речовини етиленгліколю:

$$n = \frac{4440}{62} = 71,6 \text{ моль.}$$

Знаходимо кількість моль етиленгліколю в 1000 г води (моляльну концентрацію розчину):

$$\text{в } 9000 \text{ г води} \quad - \quad 71,26 \text{ моль } C_2H_6O_2$$

$$\text{в } 1000 \text{ г води} \quad - \quad C_m$$

Моляльна концентрація розчину:

$$C_m = \frac{1000 \cdot 76,1}{9000} = 7,96 \text{ м.}$$

Пониження температури замерзання:

$$\Delta t_{\text{зам}} = 1,86 \cdot 7,96 = 14,8 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Оскільки вода замерзає при  $0 \text{ } ^\circ\text{C}$ , то розчин замерзне при  $t = -14,8 \text{ } ^\circ\text{C}$ .

### Завдання для самоконтроля

1. В якому об'ємі 1 М розчину і в якому об'ємі 1 Н розчину міститься 114 г  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ?
2. Визначити масову частку  $\text{CuSO}_4$  в розчині, отриманому при розчиненні 50 г мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  в 450 г води.
3. Визначити масову частку речовини в розчині одержаному змішуванням 300 г 25 %-го і 400 г 40 %-го розчинів цієї речовини.
4. Для нейтралізації 30 мл 0,1 Н розчину лугу необхідно 12 мл розчину кислоти. Визначити нормальність кислоти.
5. З 400 г 50 %-го розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  випаровуванням видалили 100 г води. Чому дорівнює масова частка  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в розчині, що лишився?
6. Змішали два розчини, для яких  $\omega(\text{KOH})$  дорівнює відповідно 9 % і 12 %. Маса першого розчину 120 г, другого 380 г. Визначте масову частку  $\text{KOH}$  в отриманому розчині.
7. Знайти масову частку глюкози в розчині, який містить 280 г води і 40 г глюкози.
8. Знайти масу  $\text{NaNO}_3$ , необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину.
9. Знайти масу води необхідну для приготування розчину  $\text{NaCl}$ , що містить 1,5 моль  $\text{NaCl}$  на 1000 г  $\text{H}_2\text{O}$ , якщо взяли наважку 10 г  $\text{NaCl}$ .
10. Знайти молярність 36,2 %-го розчину  $\text{HCl}$ , густина якого 1,18 г/мл.
11. На нейтралізацію 40 мл розчину лугу витрачено 24 мл 0,5 Н розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Яка нормальність розчину лугу. Який об'єм 0,5 Н розчину  $\text{HCl}$  потрібно для такої ж реакції.
12. Обчисліть масову відсоткову концентрацію 3 Н розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,07$  г/мл).
13. Обчисліть молярність розчину  $\text{Na}_2\text{S}$ , в 900 мл якого міститься 100 г  $\text{Na}_2\text{S}$ .
14. Обчисліть нормальність розчину  $\text{NaBr}$ , в 200 мл якого міститься 20,5 г  $\text{NaBr}$ .
15. При  $25 \text{ } ^\circ\text{C}$  розчинність  $\text{NaCl}$  дорівнює 36,0 г в 100 г води. Знайти масову частку  $\text{NaCl}$  в насиченому розчині.
16. Скільки грамів  $\text{FeCl}_2$  потрібно для приготування 100 мл 2 М розчину?

17. Скільки грамів  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  необхідно для приготування 5 л 8%-го розчину ( $\rho = 1,075$  г/мл)?
18. Скільки грамів  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  міститься в 500 мл 0,25N розчину?
19. Скільки грамів  $\text{NaOH}$  необхідно для приготування 3 л 30 %-го розчину густиною 1,33 г/мл?
20. Скільки мілілітрів 0,5 М розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можна приготування із 15 мл 2,5 М розчину.
21. Скільки мілілітрів 96 %-го розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84$  г/мл) потрібно взяти для приготування 1 л 0,25 N розчину?
22. Чому дорівнює маса безводного ферум(II) сульфату, який міститься в розчині об'ємом 800 мл ( $\rho = 1,10$  г/мл), з масовою часткою розчиненої речовини 10 %.
23. Яка маса  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  потрібно для приготування 3 л 0,1 N розчину?
24. Яка маса розчиненої речовини міститься в розчині масою 1,8 кг, з масовою часткою 20 %, і чому дорівнює масова частка розчиненої речовини, якщо вона масою 75 г міститься в розчині масою 250 г?
25. Обчисліть масову частку для розчину, який приготовлений з  $\text{K}_2\text{SO}_4$  масою 10 г і води об'ємом 80 мл?
26. Який об'єм 2 М розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  потрібно взяти для приготування 1 л 0,25 N розчину?
27. В якому об'ємі 0,5 М розчину  $\text{MnSO}_4$  міститься 25 г цієї солі?
28. В якому об'ємі 2 N розчину  $\text{NaOH}$  міститься 40 г цієї речовини?
29. При 25 °С тиск пари води дорівнює 31,68 гПа. Знайдіть масу глюкози, яку потрібно розчинити у воді масою 540 г, щоб знизити тиск пари на 8 гПа?
30. Тиск пари розчину, що містить розчинену речовину кількістю 0,05 моль і воду масою 90 г, дорівнює 52,67 гПа при температурі 34 °С. Чому дорівнює тиск пари чистої води при цій же температурі?
31. При якій температурі повинні замерзати розчини, приготовані розчиненням в воді об'ємом 200 мл: 1) сахарози масою 20,52 г; 2) глюкози масою 14,4 г; 3) сечовини масою 3 г?
32. Чому дорівнює осмотичний тиск 0,5 М розчину глюкози  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  при 25 °С?
33. До 100 мл 0,5 М водного розчину сахарози  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  додали 300 мл води. Чому дорівнює осмотичний тиск отриманого розчину при 25 °С?

**Лабораторна робота № 8. Розчини електролітів.****Короткі теоретичні відомості**

Електроліти – речовини, які в розчинах чи розплавах проводять електричний струм.

Електролітична дисоціація – розпад молекул речовини в розчині чи розплаві на позитивно і негативно заряджені частки.

Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса:

1. електроліти при розчиненні розпадаються (дисоціюють) на позитивно та негативно заряджені іони;

2. під дією електричного струму, позитивно заряджені іони (катіони) рухаються до катоду, а негативно заряджені (аніони) – до аноду;

3. дисоціація – зворотний процес.

Причина дисоціації – фізико-хімічна взаємодія розчиненої речовини і розчинника.

Ступінь дисоціації  $\alpha$  – відношення числа молекул, ( $n$ ) що розпався на іони в розчині чи розплаві, до загальної кількості молекул в розчині ( $N$ ):

Фактори, що впливають на ступінь електролітичної дисоціації:

- Природа розчинника;
- Температура;
- Концентрація розчину (обернено пропорційна  $\alpha$ );
- Присутність в розчині іонів домішок, однойменних з іонами електроліта.

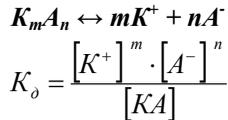
Сильні і слабкі електроліти:

Сильні електроліти практично повністю дисоціюють на іони (всі розчинні солі, кислоти ( $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ) гідроксиди лужних та лужноземельних металів)

Слабкі електроліти дисоціюють на іони лише частково (органічні кислоти, слабкі мінеральні кислоти ( $H_2CO_3$ ,  $H_2S$ ,  $HNO_2$ ,...); нерозчинні основи та  $NH_4OH$ ).

Оскільки електролітична дисоціація є процесом оборотним, то як будь-який оборотний процес характеризується константою рівноваги, яка називається константою дисоціації  $K_D$

Константа дисоціації – це відношення добутку молярних концентрацій іонів в степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, до початкової молярної концентрації електроліту при постійній температурі:

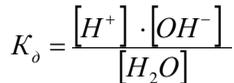


Для сильних електролітів константи дисоціації не існує, тому що вони дисоціюють практично повністю.

Електролітична дисоціація води і іонний добуток води.

Вода є амфотерним слабким електролітом.

Константа дисоціації води має вигляд:



$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Одержаний вираз називається іонним добутком води:

При 22°C добуток молярних концентрацій іонів  $[H^+]$  і  $[OH^-]$  є сталою величиною, яка складає  $10^{-14}$ .

Водневий показник ( $pH$ ) – десятковий логарифм молярної концентрації іонів Гідрогену у водному розчині, взятий з протилежним знаком. Виражає характер середовища розчину.

$$pH = - \lg [H^+]$$

$$pH + pOH = 14$$

$pH < 7$  – кисле середовище,

$pH = 7$  – нейтральне середовище,

$pH > 7$  – лужне середовище.

Індикатори – речовини, за допомогою яких якісно визначають середовище розчину, в залежності від зміни їх забарвлення.

Індикатор	Забарвлення в середовищі		
	кислому	нейтральному	лужному
Лакмус	Червоний	Синій	Синій
Метилевий оранжевий	Червоний	Оранжевий	Жовтий
Фенолфталеїн	Безбарвний	Безбарвний	Малиновий
Метилевий червоний	Червоний	Жовтий	Жовтий
Бромтимоловий голубий	Жовтий	Голубий	Голубий

Гідроліз солей

Гідроліз солей – реакція обмінного розкладу солей водою, в результаті чого з іонів розчиненої солі і Гідрогену чи гідроксиду води утворюють молекули слабких електролітів і змінюється водневий показник середовища розчину.

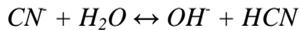
Солі утворені катіонами сильних кислот та аніонами сильних кислот не гідролізуються.

Гідролізуються солі:

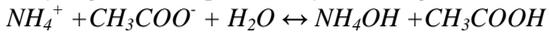
- 1) Солі утворені катіонами слабких основ і катіонами слабких кислот. Гідроліз відбувається по катіону,  $pH < 7$ , середовище кисле.



- 2) Солі утворені катіонами сильних основ та аніонами слабких кислот. Гідроліз відбувається по аніону,  $pH > 7$ , середовище лужне.



- 3) Солі, утворені катіонами слабких основ та аніонами слабких кислот. Розчин такої солі практично нейтральний,  $pH \approx 7$ .



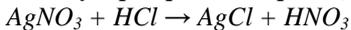
Іонообмінні реакції

Хімічні реакції в розчинах електролітів відбуваються між іонами називаються іонообмінними. Рівняння таких реакцій записують в молекулярній, іонно-молекулярній і короткій іонно-молекулярній формах. При складанні рівнянь реакцій в іонно-молекулярній формах формули малорозчинних сполук, газів, слабких електролітів і комплексних сполук пишуть без змін.

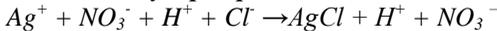
Іонообмінні реакції являються необоротними, ідуть зліва направо, до кінця, якщо внаслідок взаємодії між іонами:

- 1) Утворюється осад малорозчинної сполуки:

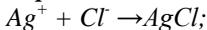
**Молекулярне рівняння реакції:**



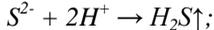
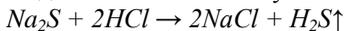
**Іонно-молекулярне рівняння:**



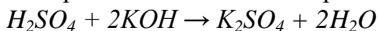
**Коротке іонно-молекулярне рівняння:**



- 2) Виділяється летка сполука:

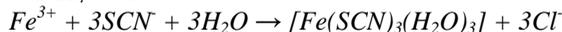
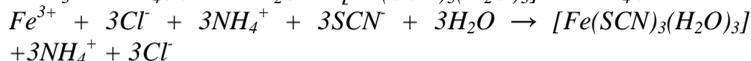
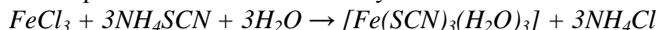


- 3) Утворюється слабкий електроліт:





4) Утворюється комплексна сполука.



### Експериментальна частина

**Прилади та реактиви:** рН-метр; електроплитка; пробірки; стакани; розчини 0,1М: *HCl*, *H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>*, *HNO<sub>3</sub>*; розчини 0,1М: *NaOH*, *KOH*, *NH<sub>4</sub>OH*; розчини 0,1М: *NaCl*, *BaCl<sub>2</sub>*, *K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>*, *ZnSO<sub>4</sub>*, *Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>*, *Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>*, *NaNO<sub>3</sub>*, *Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>*, *FeSO<sub>4</sub>*, *FeCl<sub>3</sub>*, *CH<sub>3</sub>COONa*, *CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>*; кристалічні: *NH<sub>4</sub>Cl*, *CH<sub>3</sub>COONa*; індикатори метилоранж, лакмус, фенолфталеїн, універсальний індикатор.

#### Дослід №1

#### Визначення середовища розчинів за допомогою індикаторів

В чотири пробірки помістіть по 2-3 краплі розчину *HCl* і в кожну з них додайте 1-2 краплі індикаторів: в першу – метилоранжу, в другу – лакмусу; в третю – фенолфталеїну і в четверту – універсальний індикатор. Повторіть дослід, замінивши розчин *HCl* на розчин *KOH*. Якого забарвлення набуває кожен із індикаторів в розчинах кислоти і лугу? Окремо визначте забарвлення індикаторів в нейтральному середовищі – дистильованій воді. Результати запишіть в таблицю 1.

Таблиця 1

Індикатор	Забарвлення індикатора в середовищі		
	кислому	нейтральному	лужному
Метилоранж			
Лакмус			
Фенолфталеїн			
Універсальний індикатор			
$\approx pH$			

#### Дослід №2

#### Визначення рН розчинів потенціалометричним методом

Для точного вимірювання *pH* розчинів широко використовують потенціалометричний метод з застосуванням спеціальних приладів – рН-метрів, дія яких базується на вимірюванні потенціала

індикаторного електрода, який залежить від концентрації іонів  $H^+$  в досліджуваному розчині.

Підготуйте рН-метр до роботи згідно інструкції по експлуатації. Стандартний і індикаторний електроди промийте дистильованою водою і осушіть фільтрувальним папером. В стакан налейте досліджуваний розчин  $HCl$  і опустіть в нього електроди. Виміряйте  $pH$  розчину.

Вийміть електроди з розчину, промийте їх водою і осушіть, в промитий дистильованою водою стакан налейте досліджуваний розчин  $NaOH$  і виміряйте  $pH$ . Обчисліть  $pH$  розчинів  $HCl$  і  $NaOH$  даної концентрації. Результати запишіть в таблицю 2

Таблиця 2

Розчин	Концентрація, моль/л	$pH$	
		виміряне	обчислене
$HCl$			
$NaOH$			

## Дослід №3

## Необоротні і оборотні іонообмінні реакції

В п'ять пробірок помістіть по 4-5 крапель розчинів:

$BaCl_2$  і  $Na_2SO_4$ ;

$Na_2CO_3$  і  $H_2SO_4$ ;

$NaOH$  і  $HNO_3$ ;

$FeCl_3$  і  $NH_4SCN$ ;

$NaNO_3$  і  $K_2SO_4$ .

В третю пробірку до розчину  $NaOH$  додайте спершу краплю фенолфталеїну і після цього – розчину  $HNO_3$ . Що спостерігається в пробірках? Напишіть рівняння іонообмінних реакцій в молекулярній, повній і короткій іонно-молекулярних формах. За яких умов іонообмінні реакції являються необоротними, проходять до кінця?

## Дослід №4

## Гідроліз солей

На листок білого паперу помістіть п'ять окремих смужок універсального індикаторного папірця і на кожну з них нанесіть краплю розчинів  $NaCl$ ,  $K_2SO_4$ ,  $ZnSO_4$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $NH_4CH_3COO$ . Порівняйте забарвлення індикаторних папірців із шкалою, запишіть  $pH$  розчинів солей, охарактеризуйте природу кожної солі. Результати запишіть в таблицю 3

Таблиця 3

Речовина	Сіль утворена		pH	Число ступенів гідролізу
	кислотою сильн. слаб.	основою сильн. слаб.		
<i>NaCl</i>				
<i>K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></i>				
<i>ZnSO<sub>4</sub></i>				
<i>Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></i>				
<i>NH<sub>4</sub>CH<sub>3</sub>COO</i>				

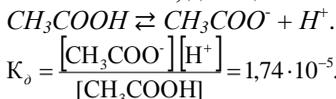
### Приклади розв'язання

**Приклад 1.** Що таке константа дисоціації? Напишіть вираз константи дисоціації  $CH_3COOH$  і обчисліть ступінь дисоціації 0,2 М розчину  $CH_3COOH$ , якщо  $K_o = 1,74 \cdot 10^{-5}$ .

**Розв'язок.** Оскільки електролітична дисоціація – оборотний процес, то вона підлягає закону діючих мас.

Константа дисоціації  $K_o$  – це відношення добутку молярних концентрацій іонів в степенях, що рівні коефіцієнтам у рівнянні дисоціації, до вихідної молярної концентрації електроліту.

Оцтова кислота – слабка кислота, дисоціює оборотно:



Константа дисоціації  $K_o$ , ступінь дисоціації  $\alpha$  і молярна концентрація  $C_M$  зв'язані співвідношенням, яке називається законом розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_o}{C_M}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,74 \cdot 10^{-5}}{0,2}} = 9,34 \cdot 10^{-3} \text{ або } 0,93 \%$$

**Приклад 2.** Обчислити ступінь дисоціації оцтової кислоти у розчині з молярною концентрацією речовини  $CH_3COOH$  0,1 моль/дм<sup>3</sup>.

**Розв'язок.** Для розв'язування задачі необхідно взяти з таблиці 13, додатку Б значення константи дисоціації оцтової кислоти:

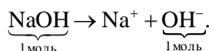
$$K_o(CH_3COOH) = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_o}{C_M}};$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,74 \cdot 10^{-5}}{0,1}} \cong 1,33 \%$$

**Приклад 3.** Обчисліть молярну концентрацію іонів гідрогену і рН 0,01 М розчину  $NaOH$ .

**Розв'язок.** Гідроксид натрію – сильна основа, в розведеному розчині якої  $\alpha = 1$ :



При повній дисоціації з 1 моль  $NaOH$  утворюються 1 моль іонів  $OH^-$ , а з 0,01 моль  $NaOH$  – 0,01 моль  $OH^-$ .

Молярна концентрація  $[OH^-] = 10^{-2}$  моль/л, концентрація іонів гідрогену обчислюють виходячи з іонного добутку води:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14},$$

звідси:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ моль/л,}$$

$$pH = -\lg(10^{-12}) = 12.$$

**Приклад 4.** Обчисліть рН 0,001 М розчину  $NH_4OH$ , константа дисоціації якого  $K_o = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

**Розв'язок.** Розчин гідроксиду амонію – слабкий електроліт, який дисоціює в незначній мірі, оборотно:



Ступінь дисоціації слабого електроліту обчислюється згідно закону розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_o}{C_M}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{10^{-3}}} = 0,134$$

З рівняння дисоціації слідує, що з 1 моль слабого електроліту  $NH_4OH$  утворюється  $\alpha$  моль іонів  $NH_4^+$  і  $\alpha$  моль іонів  $OH^-$ ; тоді з  $C_M$  моль  $NH_4OH$  утвориться  $C_M \cdot \alpha$  іонів  $NH_4^+$  і  $C_M \cdot \alpha$  іонів  $OH^-$ .

Молярна концентрація іонів  $OH^-$  складає:

$$[OH^-] = C_M \cdot \alpha = 0,001 \cdot 0,134 = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Молярна концентрація іонів  $H^+$  складає:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{1,34 \cdot 10^{-4}} = 7,46 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

$$pH = -\lg(7,46 \cdot 10^{-11}) = 10,13.$$

## Завдання для самоконтроля

1. Константа дисоціації масляної кислоти  $C_3H_7COOH$  дорівнює  $1,5 \cdot 10^{-5}$ . Обчислити ступінь її дисоціації в 0,005 М розчині.
2. Знайти ступінь дисоціації гіпохлоритної кислоти  $HClO$  в 0,2 Н розчині.
3. Ступінь дисоціації мурашиної кислоти  $HCOOH$  в 0,2 Н розчині дорівнює 0,03. Визначити константу дисоціації кислоти.
4. Ступінь дисоціації карбонатної кислоти  $H_2CO_3$  за першим ступенем в 0,1 Н розчині дорівнює  $2,11 \cdot 10^{-3}$ . Обчислити константу дисоціації  $K_{a_1}$ .
5. При якій концентрації розчину ступінь дисоціації нітритної кислоти  $HNO_2$  буде дорівнювати 0,2?
6. В 0,1 Н розчині ступінь дисоціації оцтової кислоти дорівнює  $1,32 \cdot 10^{-2}$ . При якій концентрації нітритної кислоти  $HNO_2$  її ступінь дисоціації буде така сама?
7. Скільки води потрібно додати до 300 мл 0,2 М розчину оцтової кислоти, щоб ступінь дисоціації кислоти подвоївся?
8. Чому дорівнює концентрація іонів  $[H^+]$  у водному розчині мурашиної кислоти  $HCOOH$ , якщо  $\alpha = 0,03$ ?
9. Обчислити  $[H^+]$  в 0,02 М розчині сульфїтної кислоти. Дисоціацією кислоти за другим ступенем знехтувати.
10. Обчислити  $[H^+]$ ,  $[HSe^-]$  і  $[Se^{2-}]$  в 0,05 М розчині  $H_2Se$ .
11. В 1 л 0,01 М розчину оцтової кислоти міститься  $6,26 \cdot 10^{21}$  її молекул та іонів. Визначити ступінь дисоціації.
12. Знайти молярну концентрацію іонів  $H^+$  в водних розчинах, в яких концентрація гідроксид-іонів (в моль/л) дорівнює: 1)  $10^{-4}$ ; 2)  $3,2 \cdot 10^{-6}$ ; 3)  $7,4 \cdot 10^{-11}$ .
13. Знайти молярну концентрацію іонів  $OH^-$  в водних розчинах, в яких концентрація іонів  $H^+$  (в моль/л) дорівнює: 1)  $10^{-3}$ ; 2)  $6,5 \cdot 10^{-8}$ ; 3)  $1,4 \cdot 10^{-6}$ .
14. Обчислити рН розчинів, в яких концентрація іонів  $H^+$  (в моль/л) дорівнює 1)  $2 \cdot 10^{-7}$ ; 2)  $8,1 \cdot 10^{-3}$ ; 3)  $2,7 \cdot 10^{-10}$ .
15. Обчислити рН розчинів, в яких концентрація іонів  $OH^-$  (в моль/л) дорівнює 1)  $4,6 \cdot 10^{-4}$ ; 2)  $5 \cdot 10^{-6}$ ; 3)  $9,3 \cdot 10^{-9}$ .
16. Обчислити рН 0,01 Н розчину оцтової кислоти, в якому ступінь дисоціації кислоти дорівнює 0,042.
17. Визначити рН розчину, в 1 л якого міститься 0,1 г  $NaOH$ . Дисоціацію луку вважати повною.
18. Визначити  $[H^+]$  і  $[OH^-]$  в розчині, рН якого дорівнює 6,2.

19. Обчислити рН наступних слабких електролітів: 1) 0,02 М  $\text{NH}_4\text{OH}$ ; 2) 0,1 М  $\text{HCN}$ ; 3) 0,05 М  $\text{HCOOH}$ ; 4) 0,01 М  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
20. Чому дорівнює концентрація розчину оцтової кислоти, рН якого становить 5,2?
21. Обчислити масу осаду  $\text{AgCl}$ , який виділиться при змішуванні 100 мл  $\text{NaCl}$  концентрацією 0,5 моль/л і 50 мл  $\text{AgNO}_3$  концентрацією 0,1 моль/л.
22. Чи випаде в осад барій сульфат при додаванні розчину сульфатної кислоти об'ємом 100 мл з концентрацією 0,2 моль/л до розчину барій хлориду такого ж об'єму, з нормальною концентрацією розчину 0,02 моль/л? Додавлена кількість сульфатної кислоти є еквівалентною чи надлишковою?
23. Чи випаде в осад плюмбум(II) сульфат ( $\text{PbSO}_4$ ), якщо до 1 л розчину сульфатної кислоти з концентрацією 0,001 моль/л додати сполуку  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , з концентрацією 0,0002 моль/л?
24. Чи утворюється осад, при змішуванні рівних об'ємів насиченого розчину  $\text{CaSO}_4$  з розчином  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  з концентрацією 0,0248 г/л?
25. Серед наведених солей вказати ті, що не гідролізують, а для тих, що гідролізують, вказати тип гідролізу:  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{Se}$ ,  $\text{BaS}$ ,  $\text{RbNO}_3$ ,  $\text{LiCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{HCOOK}$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ,  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{KBrO}$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{CaCl}(\text{ClO})$ ,  $\text{CrCl}_2\text{NO}_3$ ,  $\text{Sr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ ,  $\text{AlSO}_4\text{NO}_3$ ? Написати рівняння гідролізу в іонно-молекулярній формі для однієї із солей.
26. Напишіть рівняння гідролізу в молекулярній та іонно-молекулярній формі по кожному степеню для солей: 1)  $\text{CuSO}_4$ , 2)  $\text{FeCl}_3$ , 3)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .
27. Які із перерахованих нижче солей піддаються гідролізу:  $\text{NaCN}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KOCl}$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{HCOOK}$ ,  $\text{KBr}$ ? Для кожної із солей, що гідролізує, написати рівняння реакцій гідролізу в іонно-молекулярній формі та вказати рН її водного розчину.

Лабораторна робота №9.

## Окисно-відновні реакції

**Короткі теоретичні відомості**

Хімічні реакції, в ході яких змінюються ступені окиснення елементів у сполуках, називаються **окисно-відновними реакціями**.

Ступінь окиснення – умовний заряд атома елемента в сполуках, який обчислюють, допускаючи, що всі сполуки складаються з іонів.

Правила обчислення ступеня окиснення

1. Ступінь окиснення елемента в простих речовинах дорівнює нулю, наприклад,  $H_2^0$ ,  $O_2^0$ ,  $S^0$ ,  $Fe^0$ .

2. Ступінь окиснення Гідрогену в сполуках +1, а Оксигену – 2, наприклад,  $H_2^{+1}SO_4^{-2}$ .

3. Вищий ступінь окиснення елемента, як правило, дорівнює номеру групи. Елементи – метали у сполуках мають лише позитивні ступені окиснення.

4. Елементи – неметали, крім позитивних, мають і негативні ступені окиснення. Мінімальний негативний ступінь окиснення елемента-неметала дорівнює (№ групи – 8).

5. Сума ступенів окиснення всіх атомів або іонів, що входять до складу сполуки, дорівнює нулю.

Сума ступенів окиснення всіх атомів в складі іона дорівнює заряду іона.

$$\begin{aligned} &K^{+1}Mn^xO_4^{-2} \\ +1 + x - 2 \cdot 4 &= 0 \\ x &= +7 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &(S^xO_4^{-2})^{2-} \\ x - 2 \cdot 4 &= -2 \\ x &= +6 \end{aligned}$$

Реакція окиснення – процес віддачі електронів з підвищенням ступеня окиснення.

Окисник – елемент, який у процесі реакції приймає електрони, при цьому ступінь окиснення зменшується.

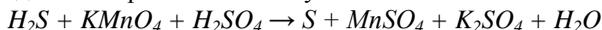
Реакція відновлення – процес приєднання електронів із зменшенням ступеня окиснення.

Відновник – елемент, який в процесі реакції віддає електрони, при цьому ступінь окиснення підвищується.

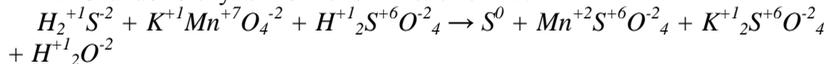
Рівняння окисно-відновних реакцій складають, користуючись правилом електронного балансу:

кількість електронів, які віддає атом (іон, молекула) відновника, повинна дорівнювати кількості електронів, які приєднують частинки окисника.

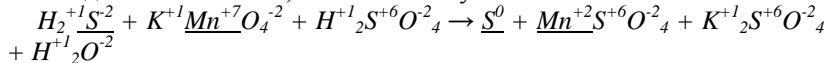
Визначення коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій методом електронного балансу.



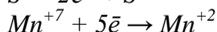
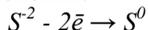
Визначаємо ступені окиснення елементів:



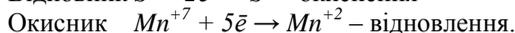
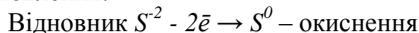
Виділяємо елементи, які змінили ступінь окиснення:



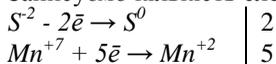
Складаємо електронні рівняння для елементів, які змінили ступінь окиснення:



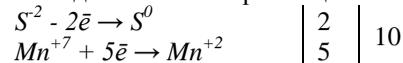
Визначаємо елементи: відновник, окисник, реакцію окиснення і відновлення:



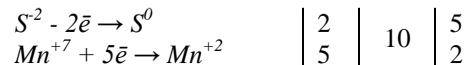
Записуємо кількість електронів в реакції окиснення і відновлення:



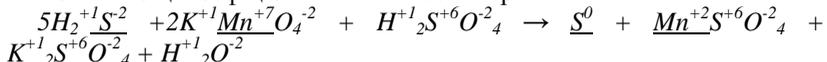
Знаходимо спільне кратне цих чисел:



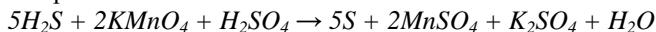
Ділимо спільне кратне на кількість електронів, при цьому одержуємо коефіцієнти при відновнику і окиснику



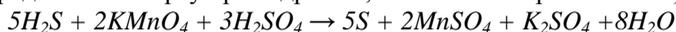
Ставимо ці коефіцієнти в лівій частині рівняння:



Зрівнюємо число атомів, які змінили ступені окиснення, в правій частині рівняння:



Зрівнюємо число атомів, що не змінили ступені окиснення (передостанню чергу при Гідрогені, в останню – при Оксигені):



### Експериментальна частина

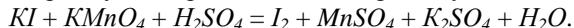
**Прилади та реактиви:** пробірки; розчини:  $KMnO_4$  0,5Н,  $H_2SO_4$  2Н,  $NaOH$  2Н,  $K_2SO_3$  кристалічний.

**Дослід №1 Окисні властивості калій перманганату в залежності в залежності від рН середовища**

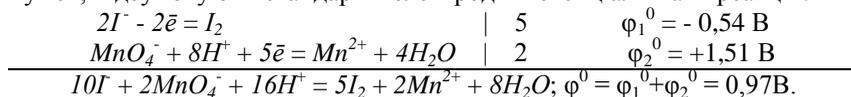
В три пробірки помістіть по 2-3 краплі розчину  $KMnO_4$  і додайте: в першу пробірку – 2 краплі розчину  $H_2SO_4$ , в другу – стільки ж розчину  $NaOH$ , в третю – дистильованої води. В кожну пробірку внесіть на кінчику шпателя по крупинці  $K_2SO_3$  і перемішайте. Як зміниться забарвлення в кожній пробірці? Майте на увазі, що сполуки Мангану з різними ступенями окиснення мають характерне забарвлення: іон  $MnO_4^-$  – фіолетовий,  $Mn^{2+}$  – практично безбарвний, іон  $MnO_4^{2-}$  – зелений, діоксид  $MnO_2$  – малорозчинна сполука бурого кольору. Складіть рівняння реакції за участю  $KMnO_4$  і  $K_2SO_3$  в кислому, лужному і нейтральному середовищах, визначте окисник і відновник. До яких ступенів окиснення відновлюється  $KMnO_4$  при  $pH < 7$ ?  $pH = 7$ ?  $pH > 7$ ?

**Приклади розв'язання**

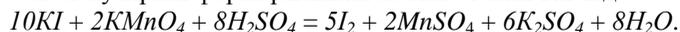
**Приклад 1.** Методом напівреакції розтавте коефіцієнти та визначте можливість перебігу такої реакції за стандартних умов:



**Розв'язок.** Складаємо іонні схеми процесів окиснення та відновлення, урівнюємо реакцію. Для визначення напрямку перебігу окисно-відновної реакції у додатку Б, таблиця 16 знаходимо стандартні електродні потенціали та обчислюємо ЕРС реакції за стандартних умов, підсумовуючи стандартні електродні потенціали напівреакцій.



У молекулярній формі рівняння матиме такий вигляд:



Константа рівноваги цієї реакції за стандартних умов  $K = 10^{nE^0/0,059}$  буде значно більшою від одиниці. Отже, рівновага зміщена в бік утворення продуктів реакції.

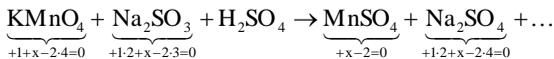
**Приклад 2.** Складіть рівняння окисно-відновної реакції:



і урівняйте методом електронного балансу.

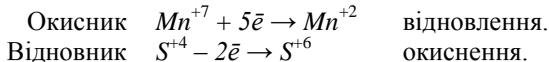
**Розв'язок.**

1. Визначаємо ступені окиснення елементів:

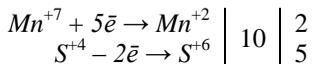


2. Визначаємо окисник, відновник, складаємо електронні рівняння процесів окиснення і відновлення.

$\text{Mn}^{+7}$  знаходиться в вищому ступені окислення +7, він – окисник;  $\text{S}^{+4}$  знаходиться в проміжному ступені окислення +4, вона – відновник.



3. За методом електронного балансу підбираємо коефіцієнти перед окисником і відновником: число електронів, прийнятих окисником, повинно дорівнювати числу електронів, відданих відновником.



4. Записуємо коефіцієнт 2 перед сполуками, що містять  $\text{Mn}^{+7}$  і  $\text{Mn}^{+2}$ , коефіцієнт 5 перед сполуками, що містять  $\text{S}^{+4}$  і  $\text{S}^{+6}$  в обох частинах рівняння:



5. Допишемо в правій частині формули речовин, яких невістачає. Якщо в правій частині невістачає атомів Н або О, то пишуть формулу води. Балансуємо кількість атомів всіх елементів в обох частинах рівняння:



Ця реакція належить до міжмолекулярних окисно-відновних реакцій, тому що окисник і відновник – різні речовини.

### Завдання для самоконтролю

1. Користуючись правилом електронного балансу урівняти рівняння окисно-відновних реакцій, визначити окисник і відновник, вказати процеси окиснення та відновлення й тип реакції:

- 1)  $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 2)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{KCl}$ ;
- 3)  $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ ;
- 5)  $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 6)  $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 7)  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$ ;

- 8)  $Zn + KOH + H_2O \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] + H_2$ ;
- 9)  $H_2S + KMnO_4 + HCl \rightarrow S + MnCl_2 + KCl + H_2O$ ;
- 10)  $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O$ ;
- 11)  $H_2MnO_4 \rightarrow HMnO_4 + MnO_2 + H_2O$ ;
- 12)  $Cl_2 + KOH \rightarrow KClO_3 + KCl + H_2O$ ;
- 13)  $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$ ;
- 14)  $C_2H_5OH + KMnO_4 \rightarrow CH_3COOK + MnO_2 + H_2O + KOH$ ;
- 15)  $Zn + HNO_3 \rightarrow N_2 + Zn(NO_3)_2 + H_2O$ ;
- 16)  $MgI_2 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MgSO_4 + H_2O$ ;
- 17)  $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + H_2O$ ;
- 18)  $SO_2 + HClO_4 + H_2O \rightarrow HCl + H_2SO_4$ ;
- 19)  $NaNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow NaNO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ ;
- 20)  $NaBr + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Na_2SO_4 + Br_2 + H_2O$ ;
- 21)  $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$ ;
- 22)  $KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow NO + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$ ;
- 23)  $Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ ;
- 24)  $HIO_3 + H_2O_2 \rightarrow I_2 + O_2 + H_2O$ ;
- 25)  $NO_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow KNO_3 + MnO_2 + HNO_3$ ;
- 26)  $MnSO_4 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + PbSO_4 + H_2O$ ;
- 27)  $FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$ ;
- 27)  $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$ ;
- 28)  $KNO_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow KNO_3 + MnO_2 + HNO_3$ ;
- 29)  $H_2S + HClO \rightarrow S + HCl + H_2O$ ;
- 30)  $Al + HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + NH_4NO_3 + H_2O$ ;

2. Допишіть рівняння окисно-відновних реакцій, визначте окисник і відновник, вкажіть процеси окиснення та відновлення й тип реакції; урівняйте рівняння методом електронного балансу:

- 1)  $KClO + KI + H_2SO_4 \rightarrow KCl + I_2 + K_2SO_4 + \dots$ ;
- 2)  $KBiO_3 + HCl \rightarrow BiCl_3 + Cl_2 + \dots$ ;
- 3)  $KClO_3 + KNO_2 \rightarrow KCl + \dots$ ;
- 4)  $KClO + KI + H_2O \rightarrow KCl + I_2 + \dots$ ;

- 5)  $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \dots$ ;
- 6)  $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \dots$ ;
- 7)  $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$ ;
- 8)  $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$ ;
- 9)  $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \dots$ ;
- 10)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl} + \dots$ ;
- 11)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{IO}_3)_2 + \dots$ ;
- 12)  $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \dots$ ;
- 13)  $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HCl} + \dots$ ;
- 14)  $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$ ;
- 15)  $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$ ;
- 16)  $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \dots$ ;
- 17)  $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$ ;
- 18)  $\text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ ;
- 19)  $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$ ;
- 20)  $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$ ;
- 21)  $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$ ;
- 22)  $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ ;

Допишіть та урівняйте ті рівняння, в яких окисником є концентрована нітратна кислота:

- 1)  $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$ ;
- 2)  $\text{Sb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HSbO}_3 + \dots$ ;
- 3)  $\text{Bi} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \dots$ ;
- 4)  $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NO}_2 + \dots$ ;

Допишіть та урівняйте ті рівняння, в яких окисником є концентрована сульфатна кислота:

- 1)  $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$ ;
- 2)  $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$ ;
- 3)  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \dots$ ;

**Лабораторна робота № 10. Електрохімічні процеси****Короткі теоретичні відомості**

Електрохімічними процесами називають окисно-відновні реакції, які відбуваються в розчинах або розплавах електролітів на поверхні електродів і супроводжуються або появою в системі електричного струму, або відбуваються при підведенні струму від зовнішнього джерела.

Електрод – це пластинка з металу, графіту або іншого матеріалу, який має електричну провідність і опущена в розчин або розплав електроліта.

Різниця потенціалів на межі розділу метал-розчин електроліту називається електродним потенціалом ( $\varphi$ ). Електродному потенціалу прийнято приписувати той знак, який виникає на поверхні металу в подвійному електричному шарі.

Електродний потенціал металу залежить від наступних факторів:

1) природи металу, яка визначається величиною його стандартного електродного матеріалу  $\varphi^0_{Me/Me^{n+}}$ ;

2) температури  $T$ ;

3) заряду іона металу  $n$ ;

4) від активності (молярної концентрації) іонів електроліта в розчині. Ця залежність виражається рівнянням Нернста:

$$\varphi_{Me/Me^{n+}} = \varphi^0_{Me/Me^{n+}} + \frac{RT}{nF} \ln a_{Me^{n+}}$$

**Експериментальна частина**

**Прилади та реактиви:** вольтметр; гальванометр; випрямляч; стакани на 100 мл; пластини з міді, цинку, заліза; мідна дротина; електролітичний ключ; гранули цинку; смужки оцинкованого і лудженого заліза  $1 \times 10$  см; графітові електроди; розчини:  $CuSO_4$ , 1М;  $FeSO_4$ , 1М;  $ZnSO_4$ , 1М;  $K_3[Fe(CN)_6]$ , 0,5Н;  $KI$ , 0,5Н;  $Na_2SO_4$ , 0,5Н; крохмаль, 0,5%; фенолфталеїн; універсальний індикаторний папір.

***Дослід №1*****Гальванічні елементи Даніеля-Якобі**

В стакан з 1М розчину  $ZnSO_4$  опустіть зачищену наждачним папером і промиту дистильованою водою цинкову пластинку; в другий стакан з 1М розчином  $FeSO_4$  опустіть аналогічно підготовлену залізну пластинку. З'єднайте стакани електрохімічним ключем, а електроди –

провідниками з вольтметром. Спостерігайте відхилення стрілки приладу. Замініть цинковий електрод приготовленим мідним електродом. В яку сторону відхилилась стрілка вольтметра? Замініть послідовність з'єднання електродів з вольтметром.

Напишіть схеми цинк-залізного і залізо-мідного гальванічних елементів, вкажіть анод, катод. В якому напрямку переміщуються електрони в зовнішньому ланцюгу цих елементів? Напишіть рівняння реакції на електродах елементів, сумарні рівняння реакції. В знайдіть табличні значення стандартних електродних потенціалів металів і обчисліть стандартну напругу цих гальванічних елементів.

Дослід №2

### Гальванічний елемент Вольта (контактна електрохімічна корозія металів)

В пробірку наберіть 1 мл розчину  $H_2SO_4$ , розведіть 1-1,5 мл води і помістіть гранулу цинку. Спостерігайте повільне виділення водню на поверхні металу (корозія цинку). Опустіть в розчин кислоти зачищену мідну дротину. Чи витісняє мідь водень з розчину  $H_2SO_4$ ? Доторкніться дротиною до гранули цинку. Що відбувається?

Складіть схему корозійного мікрогальванічного елемента, напишіть рівняння реакцій на електродах. Чому при контакті цинку і міді в розчині кислоти водень виділяється на поверхні міді, а швидкість корозії цинку зростає?

Дослід №2

### Корозія оцинкованого і лудженого заліза

В дві пробірки по 0,5 мл розчину  $H_2SO_4$ , додайте 5 мл води і 2-3 краплі розчину  $K_3[Fe(CN)_6]$ , який є чутливим реактивом на іони  $Fe^{2+}$  і  $Zn^{2+}$ . В першу пробірку помістіть смужку оцинкованого заліза, а в другу – лудженого. Спостерігайте появу жовтого забарвлення в першій пробірці внаслідок утворення комплексу  $Zn_3[Fe(CN)_6]_2$  і синього в другій – за рахунок комплексу  $Fe[Fe(CN)_6]_2$ .

Напишіть схеми мікрокорозійного цинк-залізного і залізо-олов'яного гальванічного елементів в розчині  $H_2SO_4$  і рівняння реакції при порушенні покриттів. Зробіть висновок про захисну здатність цинкового і лудженого покриттів на залізі.

Дослід №3

### Електроліз водного розчину KI з інертними електродами

В U-подібну трубку налийте на  $\frac{3}{4}$  її висоти розчину **KI** і помістіть в обидва коліна графітові електроди, вставлені в гумові пробки. З'єднайте провідниками електрод-катод з клемою (-) випрямляча, а анод – з клемою (+). В прикатодний розчин додайте 5-6 крапель фенолфталеїну, а в прианодний – стільки ж розчину крохмалю. Включіть випрямляч, подаючи на електроди різницю потенціалів  $\sim 2\text{В}$ . Спостерігайте виділення бульбашок газу (якого?) на поверхні катода і зміну забарвлення розчинів біля електродів (чому?).

Напишіть рівняння реакцій на електродах, складіть сумарне рівняння електролізу.

### Приклади розв'язання

**Приклад 1.** За даними стандартних електродних потенціалів купруму і цинку розрахуйте ЕРС елемента, складеного з напівелементів:



**Розв'язок:** Розрахуємо ЕРС за рівнянням:

$$\Delta\varphi = \varphi_2 - \varphi_1 \text{ або } \Delta\varphi = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}},$$

$$\varphi_i = \varphi_i^0 + \frac{RT}{nF} \lg \left( \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}} \right),$$

$$\frac{2,3 RT}{F} = \frac{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298}{96487} = 0,059 \text{ В.}$$

Значення стандартних електродних потенціалів знаходимо в довіднику :  $\varphi_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 = +0,337 \text{ В}$ ;  $\varphi_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}}^0 = -0,763 \text{ В}$ . Так як мідний півелемент більш електропозитивний в елементі катод, то:

$$\Delta\varphi = \varphi_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 - \varphi_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{C_{\text{Cu}^{2+}}}{C_{\text{Zn}^{2+}}};$$

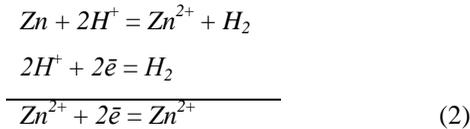
$$\Delta\varphi = 0,337 - 0,763 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{0,3}{0,02}; \varphi = 1,135 \text{ В.}$$

**Приклад 2.** Для реакції  $\text{Zn} + 2\text{HCl}_{(\text{p-n})} = \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2_{(\text{p-n})}$  встановіть напрямлення реакції в стандартних умовах за даними про стандартні електродні потенціали і дайте схему відповідного електрохімічного елемента.

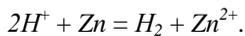
**Розв'язок:** Записуємо рівняння однієї з можливих електродних реакцій:



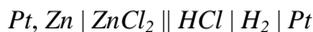
і віднімаємо його від загального рівняння, записаного в іонній формі:



Стандартні електродні потенціали електродних реакцій (1) і (2) знаходимо в довіднику  $\varphi_1 = 0$ ;  $\varphi_2 = -0,763 \text{ \AA}$ . Так як  $\varphi_1^0 > \varphi_2^0$  то від рівняння реакції (1) віднімаємо рівняння реакції (2) і отримуємо:



Записуємо схему елемента відповідно до значень електродних потенціалів:



**Приклад 3.** Обчисліть товщину хромового покриття на сталі, якщо після хромування маса сталльної пластинки площею  $100 \text{ см}^2$  зросла на  $3,5 \text{ г}$ . Густина хрому  $\rho = 7,19 \text{ г/см}^3$ .

**Розв'язок.** Маса покриття  $m$  зв'язана з площею  $S$ , товщиною і густиною хрому співвідношенням:

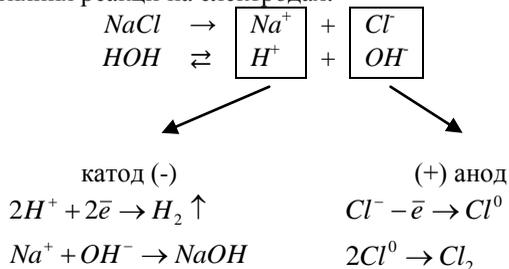
$$m = S \cdot h \cdot \rho,$$

Звідки товщина покриття дорівнює:

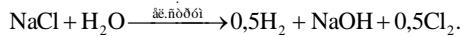
$$h = \frac{m}{S \cdot \rho} = \frac{3,5}{100 \cdot 7,19} = 0,0049 \text{ м}.$$

**Приклад 4.** Скільки часу потрібно, щоб повністю виділити електролізом хлор, який міститься в  $1 \text{ л } 1 \text{ М}$  розчину  $\text{NaCl}$ , при силі струму  $10 \text{ А}$ ?

**Розв'язок.** Рівняння реакції на електродах:



Сумарне рівняння електролізу:



В одному літрі одномолярного розчину  $\text{NaCl}$  міститься 1 моль солі масою  $M_r(\text{NaCl}) = 58,4$  г.

Еквівалентна маса хлору  $M_{\text{екв.}}(\text{Cl}) = 35,5$  г/моль.

1 моль  $\text{NaCl}$  містить 1 моль  $\text{Cl}$ .

Згідно II-го закону Фарадея, для виділення еквівалента хлору потрібно  $Q = 96500$  Кл електрики.

Кількість електрики:

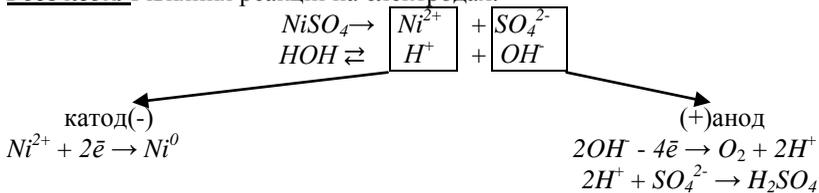
$$Q = I \cdot \tau,$$

звідки час, необхідний для виділення хлору, дорівнює:

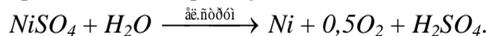
$$\tau = \frac{Q}{I} = \frac{96500}{10} = 9650 \text{ с.}$$

**Приклад 5.** Обчисліть масу речовин, які виділяються на електродах при електролізі водного розчину  $\text{NiSO}_4$  силою струму 10 А протягом 2,5 год. і при виході по струму 98%.

**Розв'язок.** Рівняння реакцій на електродах:



Сумарне рівняння електролізу :



Згідно I-го закону Фарадея, маса речовини  $m$ , яка виділяється на електроді, пропорційна кількості електрики:

$$m = K \cdot Q = K \cdot I \cdot \tau = \frac{M_{\text{екв.}} \cdot I \cdot \tau}{F};$$

де  $I$  – сила струму, А;

$\tau$  – час, сек;

$M_{\text{екв.}}$  – молярна еквівалентна маса речовини, яка виділяється на електроді;

$F$  – число Фарадея,  $F = 96500$  Кл;

$K$  – електрохімічний еквівалент:

$$K = \frac{M_{\text{екв.}}}{F}, \text{ [г/Кл]}$$

Молярна маса еквівалентна Нікелю:

$$M(\text{Ni}) = \frac{M_r(\text{Ni})}{2} = \frac{58,7}{2} = 29,35 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса еквівалента Оксигену:

$$M_{\text{г.кв.}}(\text{O}_2) = 8 \text{ г/моль.}$$

Маси речовин, які можна теоретично одержати на електродах:

$$m(\text{Ni}) = \frac{M_{\text{г.кв.}} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{29,35 \cdot 10 \cdot 2,5 \cdot 3600}{96500} = 27,4 \text{ г,}$$

### Завдання для самоконтроля

- Напишіть рівняння реакцій, які протікають в наступних елементах:

  - $\text{Zn} | \text{ZnSO}_4 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu}$ ;
  - $\text{Cu} | \text{CuCl}_2 || \text{AlCl}_3 | \text{Al}$ ;
  - $\text{Pt} | \text{Cd} | \text{CdSO}_4 || \text{Hg}_2\text{SO}_4 | \text{Hg} | \text{Pt}$
  - $\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{H}_2\text{SO}_4 || \text{Hg}_2\text{SO}_4 | \text{Hg}_2\text{SO}_{4(\text{т})} | \text{Hg} | \text{Pt}$ ;
  - $\text{Cu}, \text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{т})} | \text{H}_2\text{O} | \text{Na}(\text{OH})_{(\text{р-н})} | \text{H}_2 | \text{Pt}$ .
- Як повинні бути складені елементи та напівелементи, щоб в них протікали реакції:

  - $\text{Cd} + \text{CuSO}_4 = \text{CdSO}_4 + \text{Cu}$ ;
  - $2\text{Ag}^+ + \text{H}_2 = 2\text{Ag} + 2\text{H}^+$ ;
  - $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}_{(\text{т})}$ ;
  - $\text{Ag}_{(\text{т})} + \text{I}_{(\text{т})} = \text{AgI}_{(\text{р-н})}$ ;
  - $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ ;
  - $\text{Zn} + 2\text{Fe}^{3+} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$ ;
  - $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ ;
  - $\text{Li} + \frac{1}{2}\text{F}_2 = \text{Li}^+ + \text{F}^-$ ;
  - $\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$ ;
- Розрахуйте ЕРС елемента:

$$\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cd}^{2+} | \text{Cd}$$

$$C_{\text{M}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ М} \quad C_{\text{M}} = 0,2 \text{ М}$$
- Напишіть рівняння реакції для елемента:

$$\text{Pb} | \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}$$

$$C_{\text{M}} = 1 \text{ М} \quad C_{\text{M}} = 1 \text{ М}$$

Обчисліть ЕРС.
- Зобразіть схематично гальванічний елемент, запишіть напівреакції анодного та катодного процесів, обчисліть його ЕРС, якщо він складений:

  - з мідного та цинкового електродів, занурених в 1 М розчини їх сульфатів;
  - зі срібного та залізного (III) електродів, занурених в 1 М розчини їх нітратів;
  - з кадмієвого та мідного електродів, занурених в 1 М розчини їх хлоридів;

- 4) із золотого та кадмієвого електродів, занурених в 1 М розчини їх нітратів;
  - 5) з магнієвого та цинкового електродів, занурених в 1 М розчини їх сульфатів;
  - 6) з алюмінієвого та олов'яного електродів, занурених в 1 М розчини їх хлоридів.
6. При електролізі розчину  $\text{CuCl}_2$  на аноді виділилось 560 мл газу. Знайти масу міді, що виділилась на катоді.
7. Обчислити масу срібла, що виділилось на катоді при пропусканні струму силою 6 А через розчин аргентум нітрату за 30 хв.
  8. Скільки часу потрібно для повного розкладу 2 молей води силою струму 2 А?
  9. Як електролітично отримати літій гідроксид ( $\text{LiOH}$ ) із солі літію? Яка кількість струму необхідна для отримання 1 т  $\text{LiOH}$ ? Складіть схеми електродних процесів.
  10. Знайти об'єм кисню (н.у.), який виділиться при пропусканні струму силою 6 А протягом 30 хв. через водний розчин  $\text{KOH}$ .
  11. Знайти об'єм водню (н.у.), який виділиться при пропусканні струму силою в 3 А протягом 1 год. через водний розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
  12. Яка кількість струму необхідна для виділення із розчину:
    - 1) 2 г водню;
    - 2) 2 г кисню?
  13. При електролізі водного розчину  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  струмом силою в 2 А маса катоду збільшилась на 8 г. Скільки часу проводився електроліз?
  14. При електролізі водного розчину  $\text{SnCl}_2$  на аноді виділилось 4,48 л хлору (н.у.). Знайти масу виділеного на катоді олова.
  15. За 10 хв. із розчину платинової солі струм силою 5 А виділив 1,517 г  $\text{Pt}$ . Визначити молярну масу еквівалента платини.
  16. Чому дорівнює молярна маса еквівалента кадмію, якщо для виділення 1 г кадмію з розчину його солі потрібно пропустити через розчин 1717 Кл електрики?
  17. При проходженні через розчин солі трехвалентного металу струму силою 1,5 А протягом 30 хв. на катоді виділилось 1,071 г металу. Обчислити атомну масу металу.

**Лабораторна робота № 11. Елементи VI групи головної підгрупи. Сульфур****Теоретична частина**

Сульфур належить до елементів VI групи головної підгрупи періодичної системи елементів.

Атоми елементів головної підгрупи у зовнішньому електронному шарі містять  $s^2p^4$ -електрони. У Сульфурі валентними можуть бути не лише  $3s$  і  $3p$ , а й  $3d$ -орбіталі. Тому в разі збудження атомів Сульфурі вони можуть містити до шести неспарених електронів.

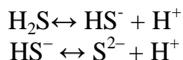
Для Сульфурі характерні такі ступені окиснення:  $-2$  (сульфідна кислота, сульфіді);  $+4$  (окис сульфурі (IV), сульфідна кислота, сульфіді);  $+6$  (сульфатна кислота, сульфаті).

Вміст Сульфурі в земній корі становить  $5 \cdot 10^{-2}$ . Сульфур в природі трапляється у вільному стані (самородна сірка). До найважливіших природних сполук Сульфурі належать сульфаті: глауберова сіль –  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ; гіпс –  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; сульфіді і полісульфіді – цинкова обманка  $\text{ZnS}$ ; мідний блиск –  $\text{Cu}_2\text{S}$ ; кіновар –  $\text{HgS}$ ; свинцевий блиск або галеніт –  $\text{PbS}$ , залізний колчедан або пірит –  $\text{FeS}_2$ . Великі кількості сульфатів перебувають у розчиненому стані в природних водах. Сульфур входить до складу білкових речовин.

Газ  $\text{H}_2\text{S}$  одержують при взаємодії сульфідів металів з кислотами:



Пропускаючи газ сірководень через воду одержують сульфідну кислоту. Сульфідна кислота – слабка кислота, у водних розчинах дисоціює за двома ступенями:



Сульфіді металів I та II груп розчинні у воді і гідролізують з утворенням лужного середовища:



В хімічних рівняннях реакцій сульфіді проявляють тільки відновні властивості.

**Експериментальна частина**

**Прилади та реактиви.** Пробірки циліндричні. Тигель фарфоровий. Чашка фарфорова. Прилад для одержання  $\text{H}_2\text{S}$ . Прилад для одержання  $\text{SO}_2$  газу. Азбестова сітка. Пінцет. Мікро-стаканчик. Фільтрувальний

папір. Сірка. Мідь. Сульфід натрію. Цинк. Залізо. Лакмусовий папір. Бензол. Спирт етиловий.

**Розчини:**  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{KI}$  (0,1м),  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (0,5м),  $\text{HgNO}_3$  (0,5м),  $\text{HNO}_3$  (2м),  $\text{HNO}_3$  (2м),  $\text{HCl}$  (2м),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2м),  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  (0,5м),  $\text{BaCl}_2$  (0,5м),  $\text{FeCl}_3$  (0,5м),  $\text{KMnO}_4$  (0,5м),  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (0,5м),  $\text{MnSO}_4$  (0,5м),  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  (0,5м),  $\text{AgNO}_3$  (0,1м),  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  (0,5м),  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  (0,5м).

### *Дослід №1*      **Відновні властивості сульфідів.**

**Виконання роботи.** В дві пробірки помістити наступні розчини: в першу – 5 крапель  $\text{KMnO}_4$  та 2 краплі 2М розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , у другу – стільки ж  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . В кожну із пробірок по краплях додати розчину сульфїду калію до зміни кольору кожного розчину та його помутніння внаслідок виділення сірки.

**Запис даних досліді.** Написати рівняння відповідних реакцій, враховуючи, що  $\text{MnO}_4^-$  переходить в іон  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  в  $2\text{Cr}^{3+}$  – іон.

### *Дослід №2*      **Одержання оксиду сульфуру (IV) та його розчинення у воді.**

**Виконання роботи:** Приготувати дві пробірки: одну з розчином нейтрального лакмусу, другу – з дистильованою водою. Пробірку наповнити на 1/3 її об'єму кристалами  $\text{K}_2\text{SO}_3$ , додати 6-8 крапель 4н розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та швидко закрити корком з газовідвідною трубкою. Газ, який виділяється пропустити в пробірку з нейтральним лакмусом та дистильованою водою на протязі 2 – 3 хвилин. Якщо виділення газу протікає не досить енергійно, пробірку обережно підігріти. Як змінився колір лакмусу, на які властивості водного розчину  $\text{SO}_2$  це вказує?

**Запис даних досліді.** Написати рівняння реакції одержання  $\text{SO}_2$ , його взаємодії з водою та схему рівноваги в одержаному розчині. Як зміститься ця рівновага при додаванні луку?

### *Дослід №3*      **Окиснювальні та відновні властивості сполук Сульфуру (IV)**

**Виконання роботи.** В дві пробірки, із яких одна із розчином сульфїду калію, а друга з йодною водою (3 – 5 крапель у дистильованій воді), додати по декілька крапель розчину сульфур (IV)

оксиду у воді, одержаного в попередньому досліді. Відмітити, які зміни відбулися в розчинах.

**Запис даних досліді.** Написати рівняння відповідних реакцій та вказати, які властивості проявляє сульфур (IV) оксид в обох випадках.

#### **Дослід №4. Дегідратні властивості сульфатної кислоти.**

**Виконання роботи.** На листочку фільтрувального паперу за допомогою скляної палички зробити напис 2н розчином сульфатної кислоти. Папір просушити.

**Запис даних досліді.** Відмітити та пояснити зміни, які сталися на папері. Яку властивість проявляє сульфатна кислота в цьому досліді?

#### **Дослід №5. Взаємодія сульфатної кислоти з металами.**

##### **А) Взаємодія розбавленої $H_2SO_4$ з металами.**

**Виконання роботи.** В три пробірки внести по 5 – 8 крапель 2н розчину  $H_2SO_4$  та по кусочку металів: в першу - Zn, в другу - Fe, в третю – Cu. Якщо реакція протікає повільно, трохи підігріти пробірки над невеликим полум'ям.

**Запис даних досліді.** В якому випадку реакція не протікає? Чому? Написати рівняння реакцій, що відбулись. Який елемент в цих реакціях є окисником?

##### **Б) Взаємодія концентрованої $H_2SO_4$ з металами.**

**Виконання роботи.** В пробірку помістити 5–10 крапель концентрованої сульфатної кислоти і занурити мідну дротинку. Якщо реакція протікає повільно, трохи підігріти пробірку над невеликим полум'ям.

Якщо в результаті реакції виділяється газ, піднести вологий лакмусовий папірець, відмітити зміну його кольору. По запаху (обережно) визначити, який газ виділяється.

**Запис даних досліді.** Описати явища, які спостерігаються, пояснити ці зміни. Написати рівняння реакцій та вказати, який елемент в молекулі  $H_2SO_4$  є окисником.

**Дослід №6. Різна розчинність сульфіту та сульфату барію у кислоті.**

**Виконання роботи.** В двох пробірках одержати обмінною реакцією сульфід та сульфат Ва, для цього взяти по 3 – 4 краплі розчинів відповідних солей. Спостерігати утворення осадів в обох пробірках. Порівняти розчинність сульфїту та сульфату барїю у кислоті, додавши в обидві пробїрки по 1–2 краплї 2н  $\text{HNO}_3$ . Що спостерїгається? Чи можна цїєю реакцією розпїзнати йони  $\text{SO}_3^{2-}$  та  $\text{SO}_4^{2-}$ ?

**Запис даних дослїду.** Написати рївняння реакцїй одержання сульфату і сульфїту барїю та розчинення останнього у кислоті.

**Дослїд №7. Тїосульфат натрію та його властивостї. Нестїйкїсть тїосульфату в кислому середовищі.**

**Виконання роботи.** Внести в пробїрку 5 – 6 крапель розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  та 3 – 4 краплї  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Запис даних дослїду.** Відмітити випадання сїрки. По запаху визначити, який газ видїляється. Привести графїчну формулу  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Написати рївняння реакцїї взаємодїї тїосульфату натрію із сульфатною кислотою. Вказати окисник та вїдновник.

**Дослїд №8. Контрольний.**

Одержати у викладача суху сїль, розчинити її в дистильованїй водї та розмїшати скляною паличкою. Встановити вїдомими вам реакцїями, чим є дана сїль: сульфатом, сульфїтом, тїосульфатом чи сульфїдом. Описати методїку роботи та явища якї спостерїгали. На основї спостережень зробити висновок про присутнїсть чи вїдсутнїсть кожного йона. Записати рївняння реакцїй.

**Завдання для самоконтроля.**

1. Написати електроннї формули сульфїду селену та телуру в нормальному та збудженому станї.
2. В якому ступенї окиснення Сульфур може бути: а) лише вїдновником; б) лише окисником. Привести приклади реакцїй та урївняти їх.
3. В якому ступенї окиснення Сульфур може бути і окисником і вїдновником? Привести приклади вїдповїдних реакцїй.

4. Написати рівняння гідролізу сульфідів:  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{CuS}$  в молекулярному та іонному вигляді.
5. Написати рівняння гідролізу сульфіту  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  в молекулярному та іонному вигляді.
6. Написати графічну формулу тіосульфату натрію, вказати ступінь окиснення Сульфуру в цій сполуці. Пояснити його нестійкість в кислому середовищі.
7. Написати в іонному і молекулярному вигляді рівняння реакцій:  
 $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{FeCl}_3 = \dots$   
 $\text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_3 = \dots$   
 $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{ZnCl}_2 = \dots$
8. Дописати рівняння реакції та поставити коефіцієнти:  
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \dots$   
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$   
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Zn} + \text{HCl}_{(\text{розб.})} = \dots$

Лабораторна робота № 12. Карбон і Силіцій**Теоретична частина**

Карбон і Силіцій належать до IV групи головної підгрупи періодичної системи елементів Д.І.Менделєєва. На зовнішньому енергетичному рівні атомів знаходиться по 4 електрони. Для них характерний ступінь окиснення +2; +4. Карбон і Силіцій – типові неметали, їх гідроксиди проявляють лише кислотні властивості ( $H_2CO_3$  – карбонатна кислота і  $H_2SiO_3$  – силікатна кислота). Елементи утворюють газоподібні водневі сполуки  $CH_4$  – метан,  $SiH_4$  – сілан, з киснем утворюють оксиди – CO – чадний газ (оксид карбону (II)),  $CO_2$  – вуглекислий газ (оксид карбону IV),  $SiO_2$ .

Сполуки Карбону з металами називаються карбідами  $CaC_2$  – карбід калцію, а Силіцію – силіцидами  $Mg_2Si$  – силіцид магнію. Оксиди CO і SiO – несолетворні. Діоксиди  $CO_2$  і  $SiO_2$  – це ангідриди відповідних кислот –  $H_2CO_3$ ,  $H_2SiO_3$ . Обидві кислоти дуже слабкі і термічно нестійкі. Велике значення мають солі цих кислот – карбонати ( $Na_2CO_3$ ,  $K_2CO_3$ ,  $CaCO_3$ ) і силікати ( $Na_2SiO_3$ ,  $K_2SiO_3$ ,  $CaSiO_3$ ), гідрокарбонати ( $NaHCO_3$ ,  $Ca(HCO_3)_2$ ). Більшість карбонатів і силікатів погано розчиняються у воді. Водні розчини карбонатів і силікатів мають лужну реакцію.

**Експериментальна частина**

**Прилади і реактиви.** Капельна пипетка, прилади для одержання оксидів карбону (II) і (IV), фільтрувальний папір, активоване вугілля, фуксин, оксид купруму, мрамур, крейда, вапняна вода, бром, лакмус нейтральний розчин; розчини:  $Pb(NO_3)_2$ , KI,  $KMnO_4$ ,  $AgNO_3$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $K_2CO_3$ ,  $H_2SO_4$ , HCl,  $CaCl_2$ ,  $Na_2SiO_3$ , NaOH,  $CuSO_4$ ,  $NH_4Cl$ ,  $NH_4OH$ ; порошок силікагелю прокалений, кварцевий пісок.

**Приготування силікагелю:** змішати в фарфоровій чашці рівні об'єми (по 50 мл) рідкого скла та HCl (37 %-ної концентрації) ( $\rho = 1,79\text{г/см}^3$ ). Суміш лишити відстоюватись на добу. Утворений гель розрізати на куски і промити в стакані декантацією до повного

видалення іонів хлору (проба на  $\text{AgNO}_3$ ). Злити воду і промитий гель сушити при температурі  $40 - 50^\circ\text{C}$  на протязі 24 годин, потім при  $50^\circ - 100^\circ\text{C}$  на протязі 10-12 годин.

### Дослід №1. Адсорбційні властивості вугілля.

#### А) Адсорбція кольорових речовин із розчину.

**Виконання роботи.** В пробірку до половини її об'єму налити світло-рожевого фуксину. Внести в розчин активоване вугілля. Щільно закрити пробірку та енергійно потрясти її 2 – 3 хвилини. Дати розчину постояти, спостерігайте зміни.

**Запис даних дослід.** Пояснити зміни, що спостерігались.

#### Б) Адсорбція іонів із розчину .

**Виконання роботи.** В пробірку внести 2 – 3 краплини 0,01н розчину  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Додати до нього одну краплю 0,1н розчину  $\text{KI}$ . Що спостерігаєте? В іншу пробірку до того ж розчину  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  внести невелику кількість активованого вугілля (аналогічно першому дослід), потрясти пробірку. Потім додати одну краплю 0,1н розчину  $\text{KI}$ . Порівняти кількості одержаних осадів у першому та другому випадках. Чим пояснити відмінності?

**Запис даних дослід.** Описати, що спостерігається. Скласти рівняння реакції, зробити висновки.

Дослід №2. Відновні властивості Карбону. Відновлення вугіллям оксиду купруму (II).

**Виконання роботи.** На листку фільтрованого паперу змішати один об'єм порошку оксиду купруму (II) з двома об'ємами порошку вугілля. Приготовлену суміш помістити в циліндричну пробірку, яку закріпити в штативі горизонтально. Нагрівати суміш на протязі 10 – 12 хвилин на сильному полум'ї. Після охолодження пробірки, висипати її вміст на лист білого паперу. Спостерігайте колір одержаного продукту. Зверніть увагу на колір нальоту на стінках пробірки.

**Запис даних дослід.** Пояснить спостереження. Напишіть рівняння реакції.

**Дослід №3. Одержання оксиду Карбону (IV) та його розчинення у воді.**

**Виконання роботи.** Приготувати пробірку з нейтральним розчином лакмусу (5 – 6 крапель). В колбу покласти 3 – 4 кусочки крейди. Закріпити колбу в штативі, внести до неї 5 крапель води та 10 крапель концентрованої HCl. Швидко закрити колбу пробкою з газовідвідною трубкою. Кінець трубки опустити в пробірку з нейтральним розчином лакмусу і пропускати газ 2 – 3 хвилини. Відмітити зміну кольору лакмусу.

**Запис даних досліді.** Описати пророблену роботу, намалювати прилад. Написати схему рівноваги, яка встановилась у водному розчині оксиду карбону (IV). Як зміститься ця рівновага при додаванні в розчин луку? Кислоти? Вказати причину зміщення рівноваги в кожному випадку.

**Дослід №4. Гідроліз карбонату та гідрокарбонату натрію.**

**Виконання роботи.** В дві пробірки внести по 3 – 4 краплі нейтрального розчину лакмусу. В одну із пробірок додати 1 – 2 краплі розчину карбонату натрію, а в іншу – таку ж кількість гідрокарбонату натрію. Відмітити відмінність в кольорі лакмусу.

**Запис даних досліді.** Написати в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакції гідролізу першої та другої солі. В якому випадку гідроліз протікає слабше? Чому?

**Дослід №5. Вплив іону  $\text{CO}_3^{2-}$  на гідроліз деяких солей.**

**Виконання роботи.** До розчинів солей хлориду Феруму (III) та хлориду Стануму (IV) (3 – 4 краплі) додати по 3 – 5 крапель розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

**Запис даних досліді.** Відмітити виділення газу та утворення осадів при гідролізу солей Феруму та Стануму. Написати рівняння реакції гідролізу вказаних солей в молекулярному та іонному вигляді при додаванні до них  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Чому в присутності йонів  $\text{CO}_3^{2-}$  гідроліз практично протікає до кінця?

**Дослід №6. Термічний розклад карбонатів.**

**Виконання роботи.** В дві пробірки внести окремо невеликі кількості сухих солей (1/8 пробірки)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ . Пробірку з  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  закріпити в штативі під кутом, закрити її пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої опустити у вапняну воду. Пробірку обережно нагріти невеличким полум'ям. Що відбувається з вапняною водою. Аналогічний дослід повторити з  $\text{CaCO}_3$ . Прокалювання  $\text{CaCO}_3$  вести більш енергійно.

**Запис даних дослід.** Описати і пояснити спостереження, відмітити відмінність в термічній стійкості солей. Написати рівняння реакцій.

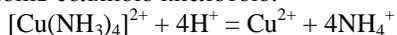
#### Дослід №7. Одержання геля та золя силікатної кислоти.

**Виконання роботи.** В дві пробірки внести по 4-5 крапель в одну - силікату натрію, в другу – концентрованої соляної кислоти ( $\rho = 1,19\text{г/см}^3$ ). Додати в першу пробірку 6–7 крапель 2н розчину  $\text{HCl}$ , а в другу – 1–2 краплі насиченого розчину  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . Закрити пробірку та потрусити. Спостерігати утворення геля силікатної кислоти в першій пробірці і золя - в другій. Одержаний золь  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  нагріти невеликим полум'ям до переходу в гель. Як називається процес переходу золя в гель? Яке значення має нагрівання?

**Запис даних дослід.** Описати пророблену роботу. Написати рівняння реакції одержання  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (дана формула умовна, в дійсності склад кремнієвої кислоти більш складний і може бути виражений загальною формулою  $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ).

#### Дослід №8. Адсорбційні властивості силікагелю.

**Виконання роботи.** Помістити в пробірку 5-7 крапель розчину сульфату тетраамінокупруму. В розчин всипати дрібний силікагель. Закрити пробірку пальцем і енергійно потрясти, перемішати розчин. Спостерігати забарвлення силікагелю та послаблення кольору розчину внаслідок адсорбції силікагелем іонів  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ . Дати розчину постояти, злити його із силікагелю. Силікагель промити 2-3 рази дистильованою водою. Додати 5-10 крапель соляної кислоти. Спостерігати забарвлення силікагелю внаслідок руйнування забарвлених іонів соляною кислотою.



**Запис даних дослід.** Описати пророблену роботу і зробити висновки.

### Дослід №9. Солі кремнієвої кислоти.

#### А) Одержання силікату натрію.

**Виконання роботи.** Поставити тигель на фарфоровий трикутник, покласти в нього пінцетом кусочок NaOH величиною в горошину. Нагріти тигель до повного розплавлення лугу. В розплавлену масу внести один мікрошпатель проплавленого силікагелю і знову нагріти масу до повного розплавлення. Щоб впевнитись в утворенні солі кремнієвої кислоти, провести слідуєчий дослід. Тигель охолодити і додати 5-8 крапель дистильованої води і добре вимішати скляною паличкою. Декілька крапель розчину перенести пипеткою в пробірку. До розчину додати рівний об'єм 2н HCl і нагріти на полум'ї.

**Запис даних дослід.** Описати пророблену роботу. Відмітити утворення гелю  $H_2SiO_3$ . Написати рівняння реакції одержання  $H_2SiO_3$  (силікатної) кислоти.

#### Дослід №10. Гідроліз силікату натрію.

**Виконання роботи.** В дві пробірки внести по 5-6 крапель розчину силікату натрію, в одну з них додати краплю фенолфталеїну. Відмітити появу червоного кольору. На надлишок якого іону це вказує? В другу пробірку додати 4-5 крапель  $NH_4Cl$  розчину.

**Запис даних дослід.** Відмітити явища, які спостерігали і пояснити відмінності в ступені гідролізу  $Na_2SiO_3$  в чистій воді і в присутності хлориду амонію. Написати молекулярні та іонні рівняння обох випадків гідролізу. Присутність якого йону збільшує ступінь гідролізу у другому випадку? Як сповільнити гідроліз силікату натрію?

### Завдання для самоконтроля

1. Написати рівняння реакцій одержання оксиду карбону трьома різними способами.

2. Пояснити утворення зв'язків в молекулі CO методом ВЗ. Яка кратність зв'язку в молекулі CO?
3. Який тип гібридизації атомних орбіталей атома Карбону має місце при утворенні молекули CO<sub>2</sub>? Яку геометричну форму має ця молекула? Привести відповідну схему.
4. Більше, чи менше семи значення рН в розчині карбонатів лужних металів? Відповідь обгрунтуйте, написавши відповідні рівняння.
5. Закінчити рівняння реакцій:  
$$\text{Si} + \text{HF} + \text{HNO}_3 = \text{NO} + \text{H}_2\text{SiF}_6 +$$
$$\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$$
$$\text{Mg}_2\text{Si} + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{SiH}_4 + \text{NH}_3 +$$
$$\text{SiO}_2 + \text{HF} =$$
$$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} =$$
6. Як одержати із кварцевого піску: а) кремній; б) SiF<sub>4</sub>; в) Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>. Написати рівняння відповідних реакцій.
7. Хімічний склад ортоклазу виражається формулою – K<sub>2</sub>O·Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·6SiO<sub>2</sub>. Написати рівняння процесу вивітрювання ортоклазу під впливом CO<sub>2</sub> та H<sub>2</sub>O.
8. Після пропускання 1 м<sup>3</sup> повітря через розчин Ва(ОН)<sub>2</sub> утворилося 2,64 г. карбонату барію. Обчислити % вміст CO<sub>2</sub> в повітрі.
9. Описати хімічний склад звичайного, кварцевого та рідкого скла?
10. Скільки потрібно взяти магнію, щоб добути у вільному стані кремній з 0,3 г чистого кварцу?
11. Склад звичайного скла можна подати формулою Na<sub>2</sub>O·CaO·6SiO<sub>2</sub>. Обчислити теоретичну витрату сировини (сода, вапняку, кремнезему) на виготовлення однієї тонни скла.

## Лабораторна робота №13

Елементи другої групи  
(А підгрупа – Be, Mg, Ca,  
Sr, Ba, Ra)

## Короткі теоретичні відомості

До другої групи головної підгрупи відносяться хімічні елементи Be(Берилій), Mg(Магній), Ca(Кальцій), Sr(Стронцій), Ba(Барій), Ra(Радій). На зовнішньому енергетичному рівні (на  $s$  - підрівні) атомів цих елементів перебуває по 2 електрони, які вони легко віддають, проявляючи ступінь окиснення +2. Із зростанням порядкового номера елементів головної підгрупи та із зменшенням іонізаційного потенціалу активність металів зростає. У природі вони зустрічаються тільки в сполуках. З киснем всі елементи головної підгрупи утворюють оксиди типу MeO. Оксид берилію амфотерний, а інші мають основні властивості, які посилюються при переході від MgO до BaO. Оксиди цієї групи взаємодіють з водою утворюючи гідроксиди складу Me(OH)<sub>2</sub>. Сила основ збільшується від магнію до барію. Be(OH)<sub>2</sub> – амфотерний. Гідроксиди лужноземельних металів (Ca, Sr, Ba) добре розчиняються у воді. Сполуки цих металів і самі метали забарвлюють полум'я газового пальника в характерні кольори.

Електронні структури зовнішніх енергетичних рівнів атомів елементів другої групи головної підгрупи періодичної системи, величини радіусів та іонізаційних потенціалів подано в таблиці.

Елемент	Порядковий номер	Атомна маса	Електронна будова	Радіус атома	Потенціал іонізації
Берилій	4	9,01	... $2S^2$	1,5	9.32
Магній	12	24,32	... $3S^2$	1.62	7.64
Кальцій	20	40,08	... $4S^2$	1.97	6.61
Стронцій	38	87,63	... $5S^2$	2.13	5.7
Барій	56	137,36	... $5S^2$	2.17	5.2
Радій	88	226,05	... $7S^2$	2.45	—

### Експериментальна частина .

**Реактиви і матеріали.** Щипці, фарфорова чашка, газовий пальник, стружка металічного магнію, апарат Кіппа, оксид кальцію (порошок).

**Розчини.** Хлориди Ca , Sr , Ba; натрій карбонат, 2н розчин соляної кислоти, магній хлорид, натрій дигідроген фосфат, кальцій сульфат, магній сульфат .

*Дослід №1: Добування і властивості магній оксиду.*

**Порядок виконання роботи.** Взяти щипцями кілька кусочків магнієвої стружки і запалити їх у полум'ї газового пальника. Утворений оксид магнію (білий порошок) зібрати у фарфорову чашку і змочити водою. Випробуйте червоним лакмусовим папірцем або фенолфталеїном реакцію водного розчину .

**Запис даних дослід.** Складіть рівняння реакції і зробіть висновки.

### Дослід №2. Властивості кальцій оксиду.

**Порядок виконання роботи.** Невелику кількість кальцій оксиду обережно змочити у фарфоровій чашці кількома краплинами води . Зверніть увагу на характер реакції. Як вона називається у техніці? Додайте води і випробуйте реакцію розчину фенолфталеїном .

**Запис даних дослід.** Напишіть рівняння реакції, дайте відповіді на поставлені питання, зробіть висновки.

**Дослід №3. Забарвлення полум'я солями лужноземельних металів.**

**Порядок виконання роботи.** Ознайомитись в який колір забарвлюють полум'я газового пальника леткі сполуки лужноземельних металів. Для цього візьміть ніхромову дротинку, змочіть потрібним розчином солі і внесіть в полум'я газового пальника

**Запис даних дослідю.** Одержати у викладача контрольні розчини солей і за забарвленням полум'я встановити їх. Опишіть пророблену роботу .

#### **Дослід №4. Добування карбонатів лужноземельних металів.**

**Порядок виконання роботи.** До розчинів солей Ca, Sr, Ba, взятих в окремих пробірках, долейте по 1-2 мл розчину натрій карбонату. Утворені осадки поділіть пополам. До однієї частини обережно додайте 2н розчин соляної кислоти, а другу частину залиште для наступного дослідю.

**Запис даних дослідю.** Напишіть рівняння проведених реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

#### **Дослід №5. Добування гідрогенкарбонатів лужноземельних металів.**

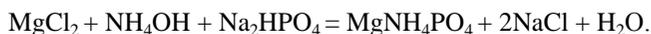
**Порядок виконання роботи.** До невеликих порцій карбонатів, добутих у попередньому досліді, долейте по 2–3 мл води і в кожен з них пропустіть з апарата Кіппа вуглекислий газ до утворення прозорих розчинів. Ці прозорі розчини поділіть пополам. Одну частину кожного з них нагрійте в полум'ї газового пальника, а другу залиште для порівняння.

**Запис даних дослідю.** Напишіть рівняння реакції і зробіть відповідні висновки.

#### **Дослід №6. Якісні реакції на елементи другої групи.**

**Порядок виконання роботи.** У пробірку налити 1–2 мл розчину солі магнію і додати 2М розчину амоній гідроксиду до утворення осаду, а потім сюди ж додати розчин амоній хлориду до розчинення осаду.

До утвореного прозорого розчину додати розчин  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .



Налити в пробірку 1–2 мл розчину солі кальцію і долити стільки ж розчину амоній оксалату. Налити в пробірку 1–2 мл розчину солі барію і додати 1–2 мл розчину калій хромату.

**Запис даних досліду.** Який склад і характер утворених осадів? Напишіть рівняння реакцій і зробіть відповідні висновки.

### **Дослід №7. Порівняння розчинності сульфату і карбонату кальцію.**

**Порядок виконання роботи.** До 1–2 мл розчину  $\text{CaCl}_2$  долийте стільки ж розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Коли випаде осад, до прозорого розчину додати ще 2–3 краплини розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Осад не випадає. Про що це свідчить?

До цього ж прозорого розчину додати кілька краплин розчину соди. Що спостерігається?

**Запис даних досліду.** Користуючись правилом добутку розчинності, поясніть явища які спостерігаються.

### **Дослід №8 . Визначення твердості води**

Твердість води обумовлена вмістом в ній розчинних солей  $\text{Ca}$  та  $\text{Mg}$ , гідрокарбонатів, хлоридів і сульфатів. Розрізняють тимчасову та постійну твердість води. Тимчасова твердість визначається вмістом у воді розчинних гідрокарбонатів  $\text{Ca}$  та  $\text{Mg}$ . При кип'ятінні води гідрокарбонати переходять в малорозчинні карбонати:



Таким чином тимчасова твердість ліквідується. Сума тимчасової та постійної твердості обумовлює загальну твердість. Виражається твердість води в міліграм-еквівалентах іонів  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  на один літр води (мг–екв/л). Вода з твердістю менше 4 мг–екв/л називається м'якою, від 4 до 8 – середньою; від 8 до 12 – називається твердою.

#### **А. Визначення тимчасової твердості.**

**Порядок виконання роботи.** Так як вода, яка містить гідрокарбонати кальцію та магнію має лужну реакцію (чому?), визначення карбонатної твердості проводиться безпосереднім титруванням води соляною кислотою в присутності індикатора метилового оранжевого. Відміряти піпеткою вказаний викладачем об'єм досліджуваної води (100–50 мл) і перенести її в конічну колбу для титрування. Додати 2–3 краплини індикатора метилового оранжевого. В приготовлену раніше бюретку налити 0,1м титрований розчин соляної кислоти. Встановити рівень рідини на нульову поділку і по краплях приливати соляну кислоту в воду до зміни кольору розчину від жовтого до помаранчево-рожевого. Визначити об'єм витраченої на титрування HCl і записати його в таблицю. Титрування повторити ще два рази, кожного разу доливаючи в бюретку кислоту до нульової поділки і миючи колбу для титрування. Відхилення в об'ємі кислоти при титруванні не повинно перевищувати 0,05 мл.

**Запис даних досліду.** Результати дослідів записати в таблицю:

№ титрування	Об'єм піпетки, об'єм H <sub>2</sub> O, V <sub>1</sub> мл	Об'єм розчину HCl, який пішов на титрування	Середній об'єм розчину HCl, V <sub>2</sub> мл	Нормальність розчину HCl, NH <sub>4</sub> Cl,
--------------	--	---	---	---

Тимчасову твердість води в мг-екв/л розраховують за формулою:

$$T_k = \frac{N_{HCl} \cdot V_{2HCl} \cdot 1000}{V_{1H_2O}},$$

де T<sub>к</sub> – твердість тимчасова (карбонатна);

N<sub>HCl</sub> – нормальність соляної кислоти;

V<sub>2HCl</sub> – об'єм витраченої на титрування соляної кислоти;

V<sub>1H<sub>2</sub>O</sub> – об'єм досліджуваної води.

**Б. Визначення загальної твердості.**

Загальну твердість води визначають комплексометричним методом із застосуванням розчину трилону Б – дигідрату динатрієвої солі етилендіамінтетраацетатної кислоти (ЕДТА).

**Порядок виконання роботи.** Заповнити бюретку титрованим розчином ЕДТА (0,02 м). Відміряти піпеткою вказаний викладачем об'єм досліджуваної води і перенести її в конічну колбу для титрування. Долити дистильованою водою до загального об'єму 100 мл (воду відміряти мензуркою). Додати 5 мл (буферного розчину для підтримання рН в інтервалі 9–10 і 2–3 краплини індикатора еріхрома чорного, при якому розчин забарвлюється в червоний колір. Перемішати розчин і відразу титрувати із бюретки розчином ЕДТА до переходу червоного кольору в синій. Титрування повторити три рази.

**Запис даних дослідю.** Результати записати в таблицю (як в досліді №1). Загальну твердість води (мг-екв/л) розрахувати за формулою:

$$T_n = \frac{N_{\text{ЕДТА}} \cdot V_{\text{ЕДТА}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

де  $T_{\text{п}}$  – постійна твердість;

$N_{\text{ЕДТА}}$  – нормальність розчину трилону Б;

$V_{\text{ЕДТА}}$  – об'єм розчину ЕДТА, що витратився на титрування;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$  – об'єм досліджуваної води.

Обчислити постійну твердість виразом:

Твердість постійна = Твердість загальна – Твердість карбонатна  
( $T_{\text{п}} = T_{\text{з}} - T_{\text{к}}$ )

До якого типу жорсткості відноситься досліджувана вода?

**Завдання для самоконтроля**

1. В якій послідовності зменшується розчинність сульфатів лужноземельних металів у воді?
2. Як відбувається перетворення карбонатів у гідрокарбонати і навпаки?

- Скільки літрів водню можна добути при взаємодії 24 г кальцію з водою при тискові 728 мм.рт.ст. і температурі 15 °С?
- Які властивості MgO використовуються, при застосуванні його для виробництва вогнетривких матеріалів?
- Як добувають металічний магній, кальцій, стронцій і барій?
- Які процеси відбуваються на аноді і катоді при електролізі розчинів  $MgCl_2$ ,  $CaCl_2$ ,  $Ba(NO_3)_2$  ?
- Закінчіть рівняння реакцій і назвіть утворені продукти:  
 $CaCl_2 + Na_2HPO_4 + NaOH = \dots$ ;  
 $CaCl_2 + Na_3PO_4 = \dots$ ;  
 $Ba(NO_3)_2 + Al_2(SO_4)_3 = \dots$ ;  
 $CaCl_2 + K_2CO_3 = \dots$ ;  
 $SrCl_2 + Na_3PO_4 = \dots$ ;  $Ca + H_2O = \dots$ ;
- Що таке тимчасова (карбонатна) постійна Твердість води? В яких одиницях її вимірюють?
- Якими методами можна усунути тимчасову твердість води?
- Чому в тепловому господарстві не можна застосовувати тверду воду?
- Чому застосування твердої води для прання білизни збільшує витрату мила?
- Скільки грамів гашеного вапна потрібно додати до 2 м<sup>3</sup> води, щоб усунути її тимчасову твердість, яка дорівнює 3,0 мг-екв/л?
- У літрі води міститься 0,32 г кальцій гідрокарбонату. Яка твердість цієї води?
- Вода з тимчасовою твердістю, що дорівнює 2 мг-екв/л, містить тільки магній гідрокарбонат. Яка кількість цієї солі міститься в 5 м<sup>3</sup> води?
- На титрування 100 мл H<sub>2</sub>O витрачається 2 мл 0,1 м розчину соляної кислоти. Визначити карбонатну твердість води?
- У чому полягає процес знесолювання води? Які синтетичні смоли застосовуються для цього?
- Визначити тимчасову твердість води, знаючи, що на реакцію з гідрокарбонатом, який міститься в 100 мл цієї води, потрібно 5 мл 0,1 м розчину соляної кислоти.
- Скільки динатрій карбонату потрібно додати до 5 л води, щоб усунути загальну твердість, що дорівнює 4,6 мг-екв/л ?
- При кип'ятінні 250 мл води, яка містить кальцій гідрокарбонат, випав осад масою 3,5 мг. Чому дорівнює твердість води?

## Лабораторна робота № 14

Метали головних та побічних  
підгруп. Ферум, Кобальт,  
Нікель

## Короткі теоретичні відомості

В головних підгрупах періодичної системи знаходяться елементи, у яких заповнюються електронами *s*, або *p*-підрівні зовнішніх електронних рівнів. Передостанні підрівні заповнені 8, або 18 електронами, а тому є стійкими. Валентні електрони знаходяться тільки на зовнішньому рівні. Їх кількість визначається номером групи періодичної системи.

Якщо атоми мають незначне число (1-4) валентних електронів, то для них є характерною тенденція до їх віддачі і вони проявляють відновні (металічні) властивості.

В періодах із збільшенням зарядів ядра і числа валентних електронів, а також із зменшенням радіусу атомів металічні властивості слабшають.

В групах зверху вниз металічні властивості збільшуються, оскільки збільшується число рівнів і зростає об'єм атому елемента.

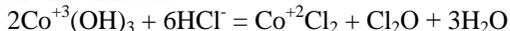
Ферум (Fe), Кобальт (Co) і Нікол (Ni) відносяться до перехідних металів VIII групи 4 періоду. Атоми на зовнішніх електронних рівнях мають по два *s*-електрони ( $4s^2$ ) та на  $3d$ -підрівнях передостаннього рівня – відповідно 6, 7, 8 електронів.

При переході від Феруму до Кобальту і Ніколя добавляється лише по одному електрону на  $3d$  – підрівнях. Тому всі три метали за властивостями схожі один з одним. Це досить тверді, тугоплавкі речовини. В ряді активності вони стоять лівіше за Гідроген і реагують з кислотами із виділенням водню. На повітрі Кобальт і Нікол стійкі в наслідок покриття поверхні щільними оксидами, а залізо ржавіє, оскільки його оксиди рихлі.

В хімічних сполуках Ферум проявляє ступені окиснення +2, +3, +6. Кобальт і Нікол – +2 і +3.

Найбільш характерною для Феруму є ступінь +3, тому сполуки  $Fe^{+2}$  є відновниками, а  $Fe^{+6}$  – дуже сильними окисниками.

У Кобальту і Ніколя характерною є ступінь +2. Тому сполуки  $Co^{+3}$  і  $Ni^{+3}$  є сильними окисниками:

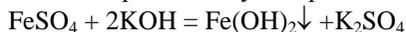


Ферум, Кобальт і Нікол утворюють оксиди ( $FeO$ ,  $CoO$ ,  $NiO$ ) і

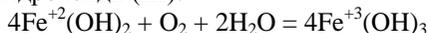
гідроксиди ( $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ), які мають слабкі основні властивості:



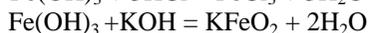
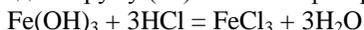
Майже всі солі сильних кислот і гідроксидів даних елементів зі ступенем +2 розчинні у воді і забарвлені в зеленуватий ( $\text{Fe}^{2+}$ ), рожевий ( $\text{Co}^{2+}$ ) і зелений ( $\text{Ni}^{2+}$ ) кольори. Гідроксиди нерозчинні у воді і утворюються при взаємодії розчинів лугів з розчинами солей:



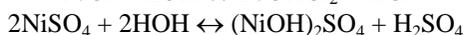
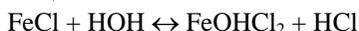
Кисень повітря, а також інші окисники гідроксиди (II) перетворюють в гідроксиди (III):



Оксиди і гідроксиди Феруму (III) мають амфотерні властивості:



Солі Феруму, Кобальту, Ніколю в водних розчинах гідролізують і змінюють рН середовища:

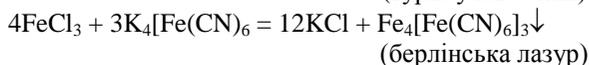
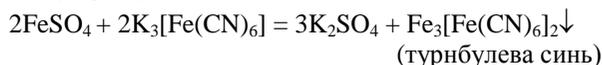


Солі, особливо з аніонами слабких кислот, можуть піддаватися повному гідролізу.

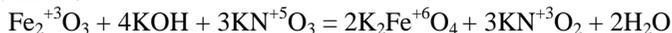
Катіони Fe, Co, Ni, як іони перехідних металів – комплексоутворювачі. Координаційні числа в комплексах рівні 6:



Комплексні сполуки мають забарвлення, тому їх використовують для відкриття катіонів:



При взаємодії оксиду феруму (III) з лугами в присутності окисників утворюються солі феррати, в яких Ферум знаходиться в ступені окиснення +6:



Проте фератна кислота ( $\text{H}_2\text{FeO}_4$ ) і фератний ангідрид ( $\text{FeO}_3$ ) невідомі.

## Ферум

Ферум – це четвертий елемент за поширеністю на Землі. В природі знаходиться у зв'язаному вигляді: входить до складу гірських порід, а також міститься в живих організмах. До складу мінеральних джерел входять сульфат  $\text{FeSO}_4$  і гідрогенкарбонат ферум (II)  $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ .

*Мінерали:*

оксиди

- магнетит (магнітний залізняк)  $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ ,
- гематит (червоний залізняк)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,
- лимоніт (бурий залізняк)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ;

карбонати

- сидерит (залізний шпат)  $\text{FeCO}_3$ ;

сульфіди

- пірит (залізний колчедан, сірчаний колчедан)  $\text{FeS}_2$ ,
- піротин (магнітний колчедан)  $\text{Fe}_{0,877}\text{S}$ ;

силікати

- оливін  $(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_4$ .

### Кобальт.

Зустрічається лише у зв'язаному вигляді разом із Ніколем.

*Мінерали:*

- смалтин  $\text{CoAs}_2$ ,
- кобальтин (кобальтовий блиск)  $\text{CoAsS}$ ,
- лінеїт (кобальто-ніколевий колчедан)  $(\text{Co}, \text{Ni})_3\text{S}_4$ .

### Нікель

В земній корі зустрічається тільки в зв'язаному вигляді (його супутники: Co, As, Sb).

*Мінерали:*

- нікелін (червоний ніколевий колчедан, купфернікель)  $\text{NiAs}$ ;
- хлоантит (білий ніколевий колчедан)  $(\text{Ni}, \text{Co}, \text{Fe})\text{As}_2$ ;
- гарнієрит  $(\text{Mg}, \text{Ni})_6(\text{Si}_4\text{O}_{11})(\text{OH})_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ;
- магнітний колчедан  $(\text{Fe}, \text{Ni}, \text{Cu})\text{S}$ .

### Експериментальна частина

**Прилади та реактиви:** пробірки циліндричні, фільтрувальний папір, лакмусовий папір.

**Розчини:** NaOH (2н), кислота (2н), FeSO<sub>4</sub>, FeCl<sub>3</sub>, NiCl<sub>2</sub>, CoCl<sub>2</sub>, KJ, NH<sub>4</sub>Cl, NH<sub>4</sub>OH, Br<sub>2</sub>, K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>].

### Дослід №1. Отримання і гідроксидів феруму (II) і ніколю (II).

**Виконання роботи.** В дві пробірки помістити по дві краплі розчинів солей феруму (II) і ніколю (II). Додати надлишок (4 краплі) розчину лугу. Чи спостерігається розчинення осадів в надлишку лугу? Зробити висновок про окиснювально-відновні властивості гідроксидів феруму і ніколю.

До отриманих осадів додати по стінках пробірок по 2 краплі бромної води. Спостерігати за зміною кольору осаду в результаті окиснення.

**Запис даних дослід.** Написати рівняння реакції отримання і окиснення гідроксидів. Зробити висновок про окиснювально-відновні властивості гідроксидів (II).

### Дослід №2. Окиснювальні властивості Fe<sup>3+</sup>.

**Виконання роботи:** До двох крапель хлориду феруму (III) додати 2 краплі розчину йодиду калію.

**Запис даних дослід.** Пояснити зміну кольору написанням рівняння реакції. Зробити висновки про окислювально-відновні властивості феруму (III).

### Дослід № 3. Гідроліз солей.

**Виконання роботи.** За допомогою універсального індикаторного паперу визначити рН середовища розчинів солей феруму (II і III).

**Запис даних дослід.** Зробити висновки про вплив заряду катіону на ступінь гідролізу солі. Написати рівняння реакції гідролізу.

### Дослід №4. Отримання комплексної сполуки кобальту.

**Виконання роботи.** До 2 крапель розчину кобальту (II) додати стільки ж розчину хлориду амонію і надлишок (4 краплі) розчину аміаку Спостерігати утворення комплексу фіолетового кольору.

**Запис даних дослідю.** Написати рівняння реакції.

**Дослід №5. Відкриття катіонів  $\text{Fe}^{2+}$  і  $\text{Fe}^{3+}$ .**

**Виконання роботи.** В дві пробірки взяти по дві краплі розчинів солей феруму (II і III). В розчин з сіллю  $\text{Fe}^{2+}$  додати краплю розчину червоної кров'яної солі  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  до  $\text{Fe}^{3+}$  - краплю жовтої кров'яної солі –  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

**Запис даних дослідю.** Написати рівняння реакції утворення осадів. Вказати як вони називаються.

**Дослід №6. Зміна забарвлення солей кобальту.**

**Виконання роботи.** На білому листку паперу написати декілька знаків розчином солі кобальту. Папір обережно нагріти над полум'ям спиртівки (просушити).

**Запис даних дослідю.** Пояснити явище, що спостерігали.

#### **Завдання для самоконтролю**

1. Написати електронні формули катіонів  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ .
2. Написати рівняння реакцій розчинення феруму в соляній, розбавленій і концентрованій сульфатній кислотах, розбавленій нітратній кислоті.
3. Написати рівняння реакцій взаємодії гідроксидів  $\text{Fe}(\text{III})$ ,  $\text{Co}(\text{III})$ ,  $\text{Ni}(\text{III})$  з соляною кислотою із врахуванням окиснювальних властивостей катіонів металів (III).
4. Написати формули кінцевих продуктів і розставити коефіцієнти в наступних рівняннях на основі електронного балансу:  
$$\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$$
$$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$$
5. Написати рівняння гідролізу солі  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  в молекулярній та іонній формах, вказати рН середовища.

## Лабораторна робота № 15

Визначення молекулярної маси  
високомолекулярних речовин  
візкозиметричним методом

## Короткі теоретичні відомості

Молекулярна маса високомолекулярних речовин (ВМР) є однією з найважливіших характеристик полімеру, що визначає його хімічні, фізичні та технологічні властивості. Оскільки ВМР складається з макромолекул різної молекулярної маси (різного ступеня полімеризації), то говорять про середнє значення її молекулярної маси ( $\overline{M}_r$ ). Значення  $\overline{M}_r$  складається з маси всіх молекул, яка усереднюється або за їх числом (середньочисельна молекулярна маса  $\overline{M}_n$ ), або за масою окремих фракцій (середньомасова молекулярна маса  $\overline{M}_w$ ). Величина цього середнього значення  $\overline{M}_r$  залежить від методу, що використовується для його визначення.

Для визначення  $\overline{M}_n$  використовують методи, основані на визначенні числа молекул у розведених розчинах полімерів: криоскопію, ебуліоскопію, осмометрію, методи визначення кінцевих груп у макромолекулах.

Для визначення  $\overline{M}_w$  використовують методи, в основу яких покладено залежність властивостей розчинів від маси окремих макромолекул (дифузію, світлорозсіювання, седиментацію та ін.). Серед різних методів визначення молекулярних мас полімерів широко використовується візкозиметричний метод. Отримана за цим методом середньовізкозиметрична молекулярна маса наближається до середньомасової молекулярної маси полімеру. Для визначення молекулярної маси використовують емпіричну залежність між граничним значенням в'язкості розчинів ВМР (характеристичною в'язкістю)  $[\eta]$  і його молекулярною масою (узагальнене рівняння Штаудінгера):

$$[\eta]=K \cdot M^{\alpha}, \quad (15.1)$$

де:  $K$  – константа, що залежить від природи розчинника і полімеру;

$\alpha$  – константа, яка характеризує форму макромолекули, вона може набирати значення від 0 (для глобул) до 2 (для абсолютно жорстких макромолекул).

Визначення в'язкості розчинів ВМР основане на вимірюванні часу витікання рідини з капіляра візкозиметра. Для неньютонівських

рідин, якими є розведені розчини полімерів, при стаціонарній ламінарній течії для розрахунку в'язкості використовують рівняння Пуазейля:

$$V = \frac{\pi \cdot r^4 \cdot \Delta p \cdot \tau}{8 \cdot l \cdot \eta}, \quad (15.2)$$

де:  $V$  – об'єм рідини, що витікає за час  $\tau$ ,  $\text{см}^3$ ;

$r$  – радіус капіляра,  $\text{см}$ ;

$\Delta p$  – різниця тисків на кінцях капіляра,  $\text{Па}$ ;

$l$  – довжина капіляра,  $\text{см}$ ;

$\eta$  – абсолютна в'язкість рідини.

Якщо рідина протікає через капіляр під дією власної ваги, то

$$\Delta p = \rho \cdot g \cdot h, \quad (15.3)$$

де  $\rho$  – густина рідини;

$g$  – прискорення сили тяжіння;

$h$  – висота стовпа рідини, що створює гідростатичний тиск.

Після підстановки значення  $\Delta p$  (15.3) у рівняння Пуазейля (15.2) і розв'язання його відносно  $\eta$  отримуємо:

$$\eta = \frac{\pi \cdot r^4 \cdot \rho \cdot g \cdot h \cdot \tau}{8 \cdot l \cdot V},$$

або

$$\eta = K \cdot \rho \cdot \tau, \quad (15.4)$$

де  $K = \frac{\pi \cdot r^4 \cdot g \cdot h}{8 \cdot l \cdot V}$  (стала віскозиметра).

Отже, знаючи сталу віскозиметра і визначивши час витікання рідини з капіляра, можна обчислити абсолютну в'язкість рідини. Однак звичайно при вимірюванні в'язкості розчинів достатньо визначити відносну в'язкість розчину  $\eta_{\text{відн}}$  – відношення в'язкості розчину  $\eta$  до в'язкості розчинника  $\eta_0$ :

$$\eta_{\text{відн}} = \frac{\eta}{\eta_0} = \frac{\rho \cdot \tau}{\rho_0 \cdot \tau_0}, \quad (15.5)$$

де  $\rho_0$  – густина розчинника,  $\text{кг}/\text{см}^3$ ;

$\tau_0$  – час витікання розчинника,  $\text{с}$ .

Для розведених розчинів можна припустити, що густина розчину мало відрізняється від густини розчинника ( $\rho \approx \rho_0$ ) і тоді рівняння (15.5) набуває вигляду:

$$\eta_{\text{відн}} = \frac{\tau}{\tau_0}. \quad (15.6)$$

Знаючи відносну в'язкість, розраховують питому в'язкість:

$$\eta_{\text{пит}} = \frac{\eta - \eta_0}{\eta_0} = \frac{\eta}{\eta_0} - 1 = \eta_{\text{відн}} - 1. \quad (15.7)$$

Потім визначають приведену в'язкість:

$$\eta_{\text{пр}} = \frac{\eta_{\text{пит}}}{C} \quad (15.8)$$

де:  $C$  – концентрація ВМР, моль/см<sup>3</sup>;

і будують графік залежності  $\frac{\eta_{\text{пр}}}{C} = f(C)$  (рис. 15.1). Ця залежність

лінійна:

$$\frac{\eta_{\text{пит}}}{C} = a + bC, \quad (15.9)$$

екстраполяція її на нульову концентрацію дає значення  $a = [\eta]$ .

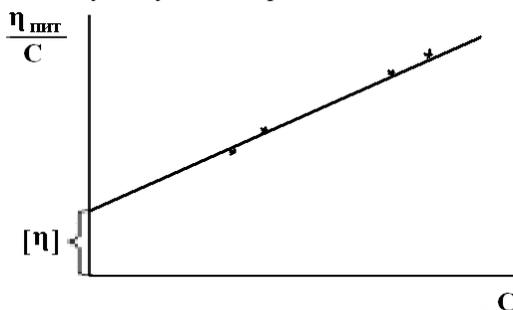


Рис. 15.1. Залежність приведенної в'язкості від концентрації розчину ВМР

### Експериментальна частина

Роботу виконують на віскозиметрі Оствальда (рис. 15.2). Віскозиметр має сполучені скляні трубки (1) і (2). Трубка (1) має розширення (3), що переходить у капіляр (4). Досліджувана рідина під дією власної ваги протікає через трубку (1) і капіляр (4) у трубку (2). Вище і нижче розширення (3) на трубці (1) є мітки (5) і (6). Об'єм розширеної частини трубки дорівнює 3 – 4 мл. При витіканні розчину у віскозиметрі Оствальда відбувається поступове зменшення висоти стовпа рідини  $\Delta h$ , що приводить до утворення змінного гідростатичного тиску. Тому у віскозиметр Оствальда наливають однакові об'єми розчинів.

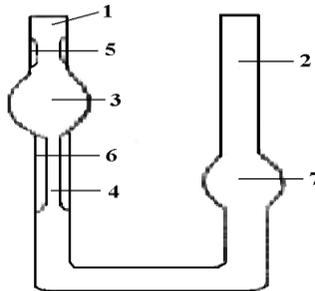


Рис. 15.2. Капілярний віскозиметр Оствальда:

1, 2 — скляні трубки; 3, 7 — розширення; 4 — капіляр; 5, 6 – мітки

Вивчають залежність в'язкості водних розчинів ВМР від їх концентрації при кімнатній температурі (при інших температурах і для більш точних вимірювань використовують термостат).

У віскозиметр, встановлений вертикально, наливають такий об'єм води (надалі – такий же об'єм розчину), щоб повністю заповнити розширення (7) (до мітки). Далі засмоктують воду в розширення (3) вище верхньої мітки і визначають час витікання води від верхньої мітки до нижньої. Проводять не менше п'яти вимірювань, з яких розраховують середнє значення. Аналогічно визначають час витікання кожного розчину, починаючи із найбільш розведеного. Наприкінці роботи віскозиметр промивають водою (особливо ретельно – капіляр) і знову вимірюють час витікання води. Дані експерименту та розрахунків заносять у таблицю:

Температура дослідів, °С ... ВМР ... Розчинник ...

Концентрація С, %	Час витікання τ, с						η <sub>відн</sub>	η <sub>пит</sub>	η <sub>пр</sub>	[η]
	1	2	3	4	5	середній				

### Обробка експериментальних даних

Розраховують η<sub>відн</sub>, η<sub>пит</sub>, η<sub>пр</sub> за рівнянням (30.6) – (30.8) для кожного розчину. Будують графік залежності  $\frac{\eta_{\text{відн}}}{C} = f(C)$  і визначають характеристичну в'язкість [η] (рис. 37). Розраховують молекулярну масу ВМР за рівнянням (30.1). Коефіцієнти К і α зазначені в додатку В (таблиця 19).

### **Запитання для контролю**

1. Що визначає властивості ВМР?
2. Суть середнього значення молекулярної маси.
3. Від чого залежить середнє значення ВМР?
4. Які методи використовують для визначення середньо чисельної молекулярної маси?
5. Які методи використовують для визначення середньомасової молекулярної маси?
6. Якій метод найчастіше використовується для визначення молекулярної маси полімерів?
7. Охарактеризувати рівняння Штаудінгера.
8. Від чого залежить в'язкість водних розчинів ВМР?
9. Пояснити яким чином визначають в'язкості розчинів ВМР.
10. Пояснити принцип роботи віскозиметра.

## ДОДАТКИ

Таблиця 1

### Фізико – хімічні сталі

Назва	Значення		
Гравітаційна стала,	G	$= 6,6720 \cdot 10^{-11}$	Н· м/кг <sup>2</sup>
Швидкість поширення електромагнітних хвиль в вакуумі,	c	$= 2,99792458 \cdot 10^8$	м/с
Магнітна проникливість вакууму,	$\mu_0$	$= 1,256637061 \cdot 10^{-6}$	Гн/м
Електрична проникливість вакууму,	$\epsilon_0$	$= 8,85418782 \cdot 10^{-12}$	Ф/м
Стала Планка,	h	$= 6,626176 \cdot 10^{-34}$	Дж/Гц
Атомна одиниця маси,	а.о.м.	$= 1,6605655 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса електрона,	$m_e$	$= 9,109584 \cdot 10^{-31}$	кг
Маса протону,	$m_p$	$= 1,6726485 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса нейтрона,	$m_n$	$= 1,6749543 \cdot 10^{-27}$	кг
Елементарний електричний заряд,	e	$= 1,6021892 \cdot 10^{19}$	Кл
Класичний радіус електрона,	$r_e$	$= 2,817938 \cdot 10^{-15}$	м
Стала Авогадро,	$N_A$	$= 6,022045 \cdot 10^{23}$	моль <sup>-1</sup>
Стала Фарадея,	F	$= 9,648456 \cdot 10^4$	Кл/моль
Стала Лошмідта,	$N_L$	$= 2,686754 \cdot 10^{25}$	м <sup>3</sup>
Універсальна газова стала,	R	$= 8,31441$	Дж/(К·моль)
Нормальні умови: – тиск, – температура,	p T	$= 1,01325 \cdot 10^5$ $= 273,15$	Па °К
Молярний об'єм газу,	$V_M$	$= 2,241383 \cdot 10^{-2}$	м <sup>3</sup> /моль
Стала Больцмана,	k	$= 1,380662 \cdot 10^{-23}$	Дж/К
Магнітний момент електрона	$\mu_e$	$= 9,284832 \cdot 10^{-24}$	А· м <sup>2</sup>

Таблиця 2

### Приставки для утворення кратних і ділених одиниць

Приставка	Множник	Приставка	Множник
Тера, Т	$10^{12}$	Деци, д	$10^{-1}$
Гіга, Г	$10^9$	Сантис, с	$10^{-2}$
Мега, М	$10^6$	Мілі, м	$10^{-3}$
Кіло, к	$10^3$	Мікро, мк	$10^{-6}$
Гекто, г	$10^2$	Нано, н	$10^{-9}$
Дека, да	$10^1$	Піко, п	$10^{-12}$

Таблиця 3

## Фізико–хімічні величини і одиниці Міжнародної системи (СІ)

Величина	Одиниці СІ
Внутрішня енергія, $U$	джоуль, Дж
Час, $t$	секунда, с
Тиск, $p$	паскаль, Па
Дипольний момент, $\mu$	кулон-метр, Кл· м
Довжина, $l$	метр, м
Кількість речовини, $\nu$	моль, моль
Кількість тепла, $Q$	джоуль, Дж
Кількість електрики, $g$	кулон, Кл
Маса, $m$	кілограм, кг
Молярна маса, $M$	кілограм на моль, кг/моль
Молярний об'єм, $V_M$	куб.метр на моль, м <sup>3</sup> /моль
Молярна концентрація, $C_m$	моль на кілограм, моль/кг
Молярна концентрація, $C_m$	моль на куб. метр, моль/м <sup>3</sup>
Потужність, $P$	ват, Вт
Об'єм, $V$	кубічний метр, м <sup>3</sup>
Густина, $\rho$	кілограм на куб. метр, кг/м <sup>3</sup>
Площа, $S$	квадратний метр, м <sup>2</sup>
Поверхневий натяг, $\sigma$	джоуль на квадр. Метр, Дж/м <sup>3</sup>
Робота, $W$	джоуль, Дж
Різниця потенціалів, $\Delta U$	вольт, В
Сила, $F$	ньютон, Н
Сила струму, $I$	ампер, А
Швидкість реакції, $\nu$	моль в секунду, моль/с
Температура термодинамічна, $T$	кельвін, К
Температура Цельсія, $^{\circ}\text{C}$	градус Цельсія, $^{\circ}\text{C}$
Теплоємність, $C$	джоуль на кельвін, Дж/К
Енергія, $E$	джоуль, Дж
Енергія Гіббса, $\Delta G$	джоуль на моль, Дж/моль
Ентальпія, $\Delta H$	джоуль на моль, Дж/моль
Ентропія, $S$	джоуль на кельвін-моль, Дж/(К· моль)

Таблиця 4

Відносні атомні маси хімічних елементів

Елемент	$A_r$	Елемент	$A_r$	Елемент	$A_r$
<sup>89</sup> *Ac	227,0278	<sup>87</sup> *Fr	223,0197	<sup>8</sup> O	15,9994±3
<sup>47</sup> Ag	107,8682±3	<sup>31</sup> Ga	69,723±4	<sup>76</sup> Os	190,2±1
<sup>13</sup> Al	26,98154±1	<sup>64</sup> Gd	157,25±3	<sup>15</sup> P	30,97376±1
<sup>95</sup> *Am	243,0614	<sup>32</sup> Ge	72,59±3	<sup>91</sup> *Pa	231,0359
<sup>18</sup> Ar	39,948±1	<sup>1</sup> H	1,00794±7	<sup>82</sup> Pb	207,2±1
<sup>33</sup> AS	74,9216±1	<sup>2</sup> He	4,002602±2	<sup>46</sup> Pd	106,42±1
<sup>85</sup> *At	209,9871	<sup>72</sup> Hf	178,49±3	<sup>61</sup> *Pm	144,9128
<sup>79</sup> AU	196,9665±1	<sup>80</sup> Hg	200,59±3	<sup>84</sup> *PO	208,9824
<sup>5</sup> B	10,811±5	<sup>67</sup> Ho	164,9304±1	<sup>59</sup> Pr	140,9077±1
<sup>56</sup> Ba	137,33±1	<sup>53</sup> I	126,9045±1	<sup>78</sup> Pt	195,08±3
<sup>4</sup> Be	9,01218±1	<sup>49</sup> In	114,82±1	<sup>94</sup> *Pu	244,0642
<sup>83</sup> Bi	208,9804±1	<sup>77</sup> Ir	192,22±3	<sup>88</sup> *Ra	226,0254
<sup>97</sup> *Bk	247,0703	<sup>19</sup> K	39,0983±1	<sup>37</sup> Rb	85,4678±3
<sup>35</sup> Br	79,904±1	<sup>36</sup> Kr	83,80±1	<sup>75</sup> Re	186,207±1
<sup>6</sup> C	12,011±1	<sup>104</sup> *Ku	[261]	<sup>45</sup> Rh	102,9055±1
<sup>20</sup> Ca	40,078±4	<sup>57</sup> La	138,9055±3	<sup>86</sup> *Rn	222,0176
<sup>48</sup> Cd	112,41±1	<sup>3</sup> Li	6,941±2	<sup>44</sup> Ru	101,07±2
<sup>58</sup> Ce	140,12±1	<sup>103</sup> *(Lr)	260,1054	<sup>16</sup> S	32,066±6
<sup>98</sup> *Cf	251,0796	<sup>71</sup> Lu	174,967±1	<sup>51</sup> Sb	121,75±3
<sup>17</sup> Cl	35,453±1	<sup>101</sup> *Md	258,0986	<sup>21</sup> Sc	44,95591±1
<sup>96</sup> *Cm	247,0703	<sup>12</sup> Mg	24,305±1	<sup>34</sup> Se	78,96±3
<sup>27</sup> Co	58,9332±1	<sup>25</sup> Mn	54,9380±1	<sup>14</sup> Si	28,0855±3
<sup>24</sup> Cr	51,9961±6	<sup>42</sup> Mo	95,94±1	<sup>62</sup> Sm	150,36±3
<sup>55</sup> Cs	132,9054±1	<sup>7</sup> N	14,0067±1	<sup>50</sup> Sn	118,710±7
<sup>29</sup> Cu	63,546±3	<sup>11</sup> Na	22,98977±1	<sup>38</sup> Sr	87,62±1
<sup>66</sup> Dy	162,50±3	<sup>41</sup> Nb	92,9064±1	<sup>73</sup> Ta	180,9479±1
<sup>68</sup> Er	167,26±3	<sup>60</sup> Nd	144,24±3	<sup>65</sup> Tb	158,9254±1
<sup>99</sup> *Es	252,0828	<sup>10</sup> Ne	20,179±1	<sup>43</sup> *Tc	97,9072
<sup>63</sup> Eu	151,96±1	<sup>28</sup> Ni	58,69±1	<sup>52</sup> Te	127,60±3
<sup>9</sup> F	18,998403±1	<sup>102</sup> *(No)	259,1009	<sup>90</sup> Th	232,0381
<sup>26</sup> Fe	55,847±3	<sup>93</sup> *Np	237,0482	<sup>22</sup> Ti	47,88±3
<sup>100</sup> *Fm	257,0951	<sup>105</sup> *Ns	[262]	<sup>81</sup> Tl	204,383±1
<sup>69</sup> Tm	168,9342±1	<sup>54</sup> Xe	131,29±3	<sup>40</sup> Zr	91,224±2
<sup>92</sup> U	238,0289	<sup>39</sup> Y	88,9059±1	* <sub>106</sub>	[263]
<sup>23</sup> V	50,9415±1	<sup>70</sup> Yb	173,04±3	* <sub>107</sub>	[262]
<sup>74</sup> W	183,85±3	<sup>30</sup> Zn	65,39±2		

Таблиця 5

**Стандартна ентальпія утворення  $\Delta H^\circ(298)$ , ентропія  $S^\circ(298)$  і енергія Гиббса утворення  $\Delta G^\circ(298)$  деяких речовин**

Речовина	$\Delta H^\circ_{298}$ , кДж/моль	$S^\circ_{298}$ , Дж/моль·К	$\Delta G^\circ_{298}$ , кДж/моль
1	2	3	4
Прості речовини			
Ag <sub>(т)</sub>	0	42,55	0
Al <sub>(т)</sub>	0	28,33	0
Fe <sub>(т)</sub>	0	27,15	0
H <sub>2(т)</sub>	0	130,52	0
Hg <sub>(р)</sub>	0	75,90	0
Mg <sub>(т)</sub>	0	32,68	0
N <sub>2(т)</sub>	0	191,50	0
O <sub>2(т)</sub>	0	205,04	0
S <sub>(т ромб.)</sub>	0	32,9	0
Хімічні сполуки			
Ag <sub>2</sub> O <sub>(т)</sub>	-31,1	121,0	-11,3
AgNO <sub>3(т)</sub>	-124,5	140,9	-33,6
Al <sub>2</sub> O <sub>3(т)</sub>	-1676	49,9	-1582
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3(т)</sub>	-3442	239,2	-3101
B <sub>2</sub> H <sub>6(т)</sub>	38,5	232,0	+89,6
BaCO <sub>3(т)</sub>	-1202	112,1	-1164,8
BaO <sub>(т)</sub>	-553,54	70,29	-525,84
Ba(OH) <sub>2(р)</sub>	-943,49	100,83	-855,42
CO <sub>(т)</sub>	-110,53	197,55	-137,15
CO <sub>2(т)</sub>	-393,51	213,66	-394,37
CaO <sub>(т)</sub>	-635,09	38,07	-603,46
CaCO <sub>3(т)</sub>	-1206,83	91,71	-1128,35
Ca(OH) <sub>2(т)</sub>	-985,12	83,39	-897,52
CS <sub>2</sub>	+88,7	151,0	+64,4
CH <sub>4(т)</sub>	-74,9	186,2	-50,8
C <sub>2</sub> H <sub>2(т)</sub>	+226,75	200,82	+209,20
C <sub>2</sub> H <sub>4(т)</sub>	52,3	219,4	68,1
CrCl <sub>3(т)</sub>	-556,47	123,01	-486,37
FeO <sub>(т)</sub>	-264,8	60,75	-244,3
Fe <sub>2</sub> O <sub>3(т)</sub>	-822,16	87,45	-740,34
Fe <sub>3</sub> O <sub>4(т)</sub>	-1117,1	146,2	-1014,2
Fe(OH) <sub>2(т)</sub>	-561,7	88,0	-479,7
Fe(OH) <sub>3(т)</sub>	-826,6	105,0	-699,6

Продовження таблиці 5

1	2	3	4
HCl <sub>(т)</sub>	-92,31	186,79	-95,30
H <sub>2</sub> O <sub>(т)</sub>	-291,85	(39,33)	-
H <sub>2</sub> O <sub>(р)</sub>	-285,83	69,95	-237,23
H <sub>2</sub> O <sub>(т)</sub>	-241,81	188,72	-228,61
H <sub>2</sub> O <sub>2(р)</sub>	-187,8	109,5	-120,4
HCN <sub>(т)</sub>	135,0	113,1	125,5
H <sub>2</sub> SO <sub>4(р)</sub>	-813,99	156,9	-690,14
HNO <sub>3(р)</sub>	-173,00	156,16	-79,90
HgCl <sub>2(т)</sub>	-229,00	242,3	-197,4
HgO <sub>(т)</sub>	-90,9	70,29	-58,6
HgS <sub>(т)</sub>	-59,0	82,4	-51,4
KCl <sub>(т)</sub>	-436,68	82,55	-408,93
K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7(т)</sub>	-2067,27	291,21	-1887,85
KMnO <sub>4(т)</sub>	-828,89	+171,54	-729,14
KNO <sub>3(т)</sub>	-493,2	132,93	-393,1
K <sub>2</sub> SO <sub>4(т)</sub>	-1433,69	175,56	-1316,04
MnO <sub>2(т)</sub>	-521,49	53,14	-466,68
MgC <sub>(т)</sub>	-601,49	27,07	-569,27
MgSO <sub>4(т)</sub>	-3089,50	348,1	-2635,1
NH <sub>3(т)</sub>	-46,2	192,5	-16,1
NH <sub>4</sub> Cl <sub>(т)</sub>	-314,2	94,5	-203,2
N <sub>2</sub> H <sub>4(т)</sub>	-50,50	12,1	149,2
NaBr <sub>(т)</sub>	-151,86	62,1	-
NO <sub>(т)</sub>	91,26	210,64	87,58
NO <sub>2(т)</sub>	33	240,2	51,5
NaOH <sub>(р)</sub>	-426,35	64,43	-380,29
Na <sub>2</sub> SO <sub>3(т)</sub>	-1089,43	146,02	-1001,21
Na <sub>2</sub> SO <sub>4(т)</sub>	-4324,75	591,87	-3644,09
Pb <sub>3</sub> O <sub>4(т)</sub>	-723,41	211,29	-606,17
PbCl <sub>2(т)</sub>	-359,82	135,98	-314,56
PbO <sub>2(т)</sub>	-276,56	71,92	-217,55
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2(т)</sub>	-451,7	217,9	-256,9
SO <sub>2(т)</sub>	-296,90	249,1	-300,21
SO <sub>3(р)</sub>	-439,0	122	-368,4
TiO <sub>2(т)</sub>	-938,6	49,92	883,3
ZnO <sub>(т)</sub>	-350,6	43,64	-320,7
Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ·6H <sub>2</sub> O <sub>(т)</sub>	-2306,8	426,3	-1174,9
Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2(т)</sub>	-483,7	-	-

Таблиця 6  
Константи дисоціації деяких слабких електrolітів

Електроліт	Рівняння дисоціації	K
Нітритна кислота	$\text{HNO}_2 \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,0 \cdot 10^{-4}$
Амонія гідроксиду	$\text{NH}_4\text{OH} \Leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Боратна кислота (I ступінь)	$\text{H}_3\text{BO}_3 \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$6,0 \cdot 10^{-10}$
Вода	$\text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$
Силікатна кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SiO}_3^-$ $\text{HSiO}_3^- \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-}$	$3,2 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$
Форміатна кислота	$\text{HCOOH} \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Сульфітна кислота	$\text{H}_2\text{SO}_3 \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$ $\text{HSO}_3^- \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-2}$ $6 \cdot 10^{-8}$
Сульфідна кислота	$\text{H}_2\text{S} \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$ $\text{HS}^- \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$8,9 \cdot 10^{-8}$ $1,3 \cdot 10^{-13}$
Карбонатна кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3 \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$4,31 \cdot 10^{-7}$
Фторидна кислота	$\text{HF} \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$	$7,4 \cdot 10^{-4}$
Ацетатна кислота	$\text{CH}_3\text{COOH} \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,86 \cdot 10^{-5}$
Фосфатна кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4 \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$7,5 \cdot 10^{-3}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $2,2 \cdot 10^{-13}$
Ціанідна кислота	$\text{HCN} \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$7,2 \cdot 10^{-10}$
Оксалатна кислота	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HC}_2\text{O}_4^-$ $\text{HC}_2\text{O}_4^- \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-2}$ $6,4 \cdot 10^{-5}$

Таблиця 7  
Добуток розчинності малорозчинних речовин у воді

Формула	$t, ^\circ\text{C}$	ДР	Формула	$t, ^\circ\text{C}$	ДР
Гідроксиди			Хромати		
$\text{Al}(\text{OH})_3$	25	$1,9 \cdot 10^{-33}$	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$	25	$9,0 \cdot 10^{-12}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	17	$5,4 \cdot 10^{-31}$	$\text{BaCrO}_4$	25	$2,4 \cdot 10^{-10}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	18	$3,8 \cdot 10^{-33}$	$\text{CaCrO}_4$	18	$2,3 \cdot 10^{-2}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	18	$4,8 \cdot 10^{-16}$	$\text{PbCrO}_4$	25	$1,8 \cdot 10^{-11}$
$\text{Mg}(\text{OH})_3$	25	$5,0 \cdot 10^{-12}$	$\text{SrCrO}_4$	25	$3,5 \cdot 10^{-5}$
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	18	$4,0 \cdot 10^{-14}$	Сульфати		
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	20	$1,0 \cdot 10^{-17}$			
Галогеніди			$\text{Ag}_2\text{SO}_4$	25	$7,7 \cdot 10^{-5}$
			<b><math>\text{BaSO}_4</math></b>	<b>25</b>	<b><math>1,1 \cdot 10^{-10}</math></b>
$\text{AgCl}$	25	$1,6 \cdot 10^{-10}$	<b><math>\text{CaSO}_4</math></b>	25	$6,3 \cdot 10^{-5}$
$\text{AgBr}$	25	$7,7 \cdot 10^{-13}$	$\text{PbSO}_4$	25	$2,2 \cdot 10^{-3}$
$\text{AgI}$	25	$1,5 \cdot 10^{-16}$	$\text{SrSO}_4$	25	$2,8 \cdot 10^{-2}$
$\text{PbCl}_2$	25	$2,4 \cdot 10^{-4}$	Карбонати		
$\text{PbI}_2$	25	$8,7 \cdot 10^{-9}$			
Сульфіди			<b><math>\text{Ag}_2\text{CO}_3</math></b>	25	$6,2 \cdot 10^{-12}$
			$\text{BaCO}_3$	25	$8,1 \cdot 10^{-9}$
$\text{Ag}_2\text{S}$	25	$1,6 \cdot 10^{-49}$	$\text{CaCO}_3$	25	$4,8 \cdot 10^{-9}$
$\text{As}_2\text{S}_3$	18	$4,0 \cdot 10^{-29}$	$\text{MgCO}_3$	25	$1,0 \cdot 10^{-5}$
$\text{CdS}$	18	$3,6 \cdot 10^{-29}$	$\text{SrCO}_3$	25	$1,6 \cdot 10^{-9}$
$\text{CuS}$	25	$8,5 \cdot 10^{-45}$	Фосфати		
$\text{FeS}$	25	$3,7 \cdot 10^{-39}$			
$\text{HgS}$	18	$4,0 \cdot 10^{-53}$	$\text{Ag}_3\text{PO}_4$	20	$1,8 \cdot 10^{-18}$
$\text{MnS}$	18	$1,4 \cdot 10^{-15}$	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3$	25	$3,5 \cdot 10^{-33}$
$\text{PbS}$	18	$1,1 \cdot 10^{-29}$	$\text{CaHPO}_4$	25	$\sim 5 \cdot 10^{-6}$
$\text{ZnS}$	25	$1,2 \cdot 10^{-23}$	$\text{MgNH}_4\text{PO}_4$	25	$2,5 \cdot 10^{-13}$

Таблиця 8

## Стандартні електродні потенціали металів

Електрод	Електродна реакція	$E^{\theta}$ , В
Li <sup>+</sup> /Li	Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Li	-3,045
K <sup>+</sup> /K	K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ K	-2,925
Rb <sup>+</sup> /Rb	Rb <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Rb	-2,925
Cs <sup>+</sup> /Cs	Cs <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Cs	-2,923
Ca <sup>2+</sup> /Ca	Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Ca	-2,866
Na <sup>+</sup> /Na	Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Na	-2,714
Mg <sup>2+</sup> /Mg	Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Mg	-2,363
Al <sup>3+</sup> /Al	Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> ⇌ Al	-1,662
Mn <sup>2+</sup> /Mn	Mn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Mn	-1,179
Zn <sup>2+</sup> /Zn	Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Zn	-0,763
Cr <sup>3+</sup> /Cr	Cr <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> ⇌ Cr	-0,744
Fe <sup>2+</sup> /Fe	Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Fe	-0,440
Cd <sup>2+</sup> /Cd	Cd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Cd	-0,403
Co <sup>2+</sup> /Co	Co <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Co	-0,277
Ni <sup>2+</sup> /Ni	Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Ni	-0,250
Sn <sup>2+</sup> /Sn	Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Sn	-0,136
Pb <sup>2+</sup> /Pb	Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Pb	-0,126
H <sup>+</sup> /1/2H <sub>2</sub>	H <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ 1/2H <sub>2</sub>	±0,000
Cu <sup>2+</sup> /Cu	Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Cu	+0,337
Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> /2Hg	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ 2Hg	+0,788
Ag <sup>+</sup> /Ag	Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Ag	+0,799
Au <sup>3+</sup> /Au	Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> ⇌ Au	+1,498

Таблиця 9

Стандартні електродні потенціали окисно-відновних систем (25 °С)

Окислена форма	Відновлена форма	Електродна реакція	$E^{\circ}$ , В
$2\text{H}^{+}$	$\text{H}_2$	$2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Hg}$	0,00
S	$\text{S}^{2-}$	$\text{S} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,51
$\text{PbSO}_4$	$\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{PbSO}_4 + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,356
$\text{Sn}^{4+}$	$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Sn}^{4+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cu}^{+}$	$\text{Cu}^{2+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{+}$	+0,153
$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^{+}$	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,22
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + e^{-} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36
$1/2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{OH}^{-}$	$1/2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{OH}^{-}$	+0,401
$1/2\text{I}_2$	$\text{I}^{-}$	$1/2\text{I}_2 + e^{-} \rightleftharpoons \text{I}^{-}$	+0,536
$\text{MnO}_4^{-}$	$\text{MnO}_4^{2-}$	$\text{MnO}_4^{-} + e^{-} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,564
$\text{MnO}_4^{-} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_2(\text{т}) + 4\text{OH}^{-}$	$\text{MnO}_4^{-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{MnO}_2(\text{т}) + 4\text{OH}^{-}$	+0,57
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,771
$2\text{Hg}^{2+}$	$\text{Hg}_2^{2+}$	$2\text{Hg}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}$	+0,910
$\text{NO}_3^{-} + 3\text{H}^{+}$	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^{-} + 3\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
$\text{NO}_3^{-} + 4\text{H}^{+}$	$\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^{-} + 4\text{H}^{+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{HNO}_2 + \text{H}^{+}$	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{HNO}_2 + \text{H}^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,00
$1/2\text{Br}_2(\text{ж})$	$\text{Br}^{-}$	$1/2\text{Br}_2 + e^{-} \rightleftharpoons \text{Br}^{-}$	+1,065
$\text{IO}_3^{-} + 6\text{H}^{+}$	$1/2\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{IO}_3^{-} + 6\text{H}^{+} + 5e^{-} \rightleftharpoons 1/2\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,195
$\text{O}_2 + 4\text{H}^{+}$	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4\text{H}^{+} + 4e^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,229
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^{+}$	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^{+} + 6e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
$1/2\text{Cl}_2$	$\text{Cl}^{-}$	$1/2\text{Cl}_2 + e^{-} \rightleftharpoons \text{Cl}^{-}$	+1,36
$\text{ClO}_3^{-} + 6\text{H}^{+}$	$\text{Cl}^{-} + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{ClO}_3^{-} + 6\text{H}^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Cl}^{-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,44
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^{+}$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,455
$\text{MnO}_4^{-} + 8\text{H}^{+}$	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^{-} + 8\text{H}^{+} + 5e^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^{+}$	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{Co}^{3+}$	$\text{Co}^{2+}$	$\text{Co}^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,82
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$2\text{SO}_4^{2-}$	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
$1/2\text{F}_2$	$\text{F}^{-}$	$1/2\text{F}_2 + e^{-} \rightleftharpoons \text{F}^{-}$	+2,87

Таблиця 10

Стійкість деяких комплексних іонів у водних розчинах при 25 °С

Комплексо- утворювач	Рівняння дисоціації комплексних іонів	$K_{\text{ц}}$	$K_{\text{ст}}$
Ag <sup>+</sup>	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$6,8 \cdot 10^{-8}$	$1,5 \cdot 10^7$
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$	$1,0 \cdot 10^{21}$
Al <sup>3+</sup>	$[\text{AlF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$2,0 \cdot 10^{-28}$	$5,0 \cdot 10^{27}$
Co <sup>3+</sup>	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \rightleftharpoons \text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3$	$8,0 \cdot 10^{-36}$	$1,3 \cdot 10^{35}$
Cu <sup>2+</sup>	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$4,6 \cdot 10^{-14}$	$2,1 \cdot 10^{13}$
	$[\text{CuCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$2 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^3$
Fe <sup>2+</sup>	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-37}$	$1,0 \cdot 10^{37}$
Fe <sup>3+</sup>	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-44}$	$1,0 \cdot 10^{44}$
Pt <sup>2+</sup>	$[\text{PtCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Pt}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$	$1,0 \cdot 10^{16}$
Zn <sup>2+</sup>	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$4,0 \cdot 10^{-10}$	$2,5 \cdot 10^9$
	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$6,3 \cdot 10^{-18}$	$1,6 \cdot 10^{17}$
N <sup>3-</sup>	$[\text{NH}_4]^+ \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}^+$	$6,0 \cdot 10^{-10}$	$1,5 \cdot 10^9$

Таблиця 11

Молярна маса та густина деяких поверхнево-активних речовин

ПАР	М	$10^{-13}, \text{кг/м}^3$
Пропіловий спирт	60,09	0,804
Ізоаміловий спирт	60,09	0,789
Бутиловий спирт	74,04	0,804
Ізобутиловий спирт	74,04	0,800
Аліловий спирт	88,10	0,815
Ізоаміловий спирт	88,10	0,810
Етиленгліколь	62,00	1,113
Оцтова кислота	60,03	1,049
Пропіонова кислота	74,05	0,992
Масляна кислота	88,06	0,964
Валеріанова кислота	102,08	0,932
Ізовалеріанова кислота	102,08	0,931
Капронова кислота	116,10	0,929
Молочна кислота	90,05	1,240

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ

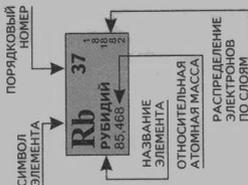
Аніони	Катіони																			
	H <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Su <sup>2+</sup>	
ОН <sup>-</sup>		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н
Сl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	-	Н	М
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Н	Р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	-	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р

Примітка: Р – розчиняється; М – мало розчиняється; Н – практично не розчиняється;  
риска – сполука розкладається водою або не існує.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА



Д. И. Менделеев  
1834–1907



Периоды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H водород 1,008	He гелий 4,003								
2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,012	B бор 10,811	C углерод 12,011	N азот 14,007	O кислород 15,999	F фтор 18,998	Ne неон 20,179		Ar аргон 39,948
3	Na натрий 22,990	Mg магний 24,305	Al алюминий 26,981	Si кремний 28,086	P фосфор 30,974	S сера 32,064	Cl хлор 35,453	Ar аргон 39,948		Kr криптон 83,8
4	K калий 39,098	Ca кальций 40,078	Sc скандий 44,956	Ti титан 47,867	V ванадий 50,942	Cr хром 51,996	Mn марганец 54,938	Fe железо 55,845		Ni никель 58,69
5	Rb рубидий 85,468	Sr стронций 87,62	Zn цинк 65,37	Ga галлий 69,72	Ge германий 72,59	As мышьяк 74,922	Se селен 78,96	Br бром 79,904		Pd палладий 106,4
6	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,327	In индий 114,82	Sn олово 118,710	Pb свинец 207,19	Sb сурьма 121,75	Te теллур 127,6	I йод 126,905		Xe ксенон 131,29
7	Fr франций 223	Ra радий 226	Hg ртуть 200,59	Tl таллий 204,37	Po полоний 209	Bi висмут 208,98	Pt платина 195,084	Au золото 196,967		Pt платина 195,084
8										
9										
10										
Высшие окислы	R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>		
Летучие водородные соединения			RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR			

Л А Н Т А Н О И Д Ы														
57 La лантан 138,905	58 Ce церий 140,12	59 Pr протактиний 140,908	60 Nd неодимий 144,24	61 Pm прометий 144,9128	62 Sm самарий 150,36	63 Eu европий 151,964	64 Gd гадолиний 157,25	65 Dy дипродий 162,50	66 Ho гольмий 164,9303	67 Er эрбий 167,259	68 Yb ytterbium 173,054	69 Tm тулий 168,934	70 Yb ytterbium 173,054	71 Lu лютеций 174,967
89 Ac актиний 227,0337	90 Th торий 232,0377	91 Pa протактиний 231,03688	92 U уран 238,02891	93 Np нептуний 237,04817	94 Pu плутоний 244,0642	95 Am амерций 243,06138	96 Cm курий 247,07725	97 Bk берклий 247,0703	98 Cf калорний 251,0832	99 Es эйзенштейний 252,0832	100 Fm фермий 257,1037	101 Md мendelevium 258,10	102 No нобеллий 259	103 Lr лоуренсий 260

poiskN1.RU

Навчальне видання

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до виконання курсової роботи

з курсу «Аналітична хімія»  
для студентів 2-го курсу спеціальностей: 101 Екологія , 183 Технології  
захисту навколишнього середовища, денної та заочної форм навчання

Відповідальний за випуск Г.В. Скиба

Редактор О.Л. Герасимчук  
Комп'ютерне верстання Т.І. Сікач

електронне видання

Ум. друк. арк

Видавництво Державний університет «Житомирська політехніка»  
10007, м. Житомир, вул. Чуднівська, 103