

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
«ХАРКІВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
І КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДО ОРГАНІЗАЦІЇ  
САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ ТА ВИВЧЕННЯ КУРСУ  
ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»

для студентів нехімічних спеціальностей  
заочної та дистанційної форм навчання

Затверджено  
редакційно-видавничою  
радою університету,  
протокол № 1 від 22.06.2025 р.

Харків  
НТУ «ХПІ»  
2025

Методичні вказівки і контрольні завдання до організації самостійної роботи та вивчення курсу дисципліни «Загальна хімія» для студентів нехімічних спеціальностей заочної та дистанційної форм навчання/ Уклад.  
Т. В. Мельник, І. В. Асєєва. Харків: НТУ «ХП», 2025. 51 с.

Укладачі: Т. В. Мельник  
І. В. Асєєва

Рецензент: І. О. Лаврова

Кафедра загальної та неорганічної хімії

## ВСТУП

Методичні вказівки і контрольні завдання до організації самостійної роботи та вивчення курсу дисципліни «Загальна хімія» призначені для студентів нехімічних спеціальностей заочної та дистанційної форм навчання.

Метою цих методичних вказівок є допомога студентам у самостійному виконанні завдань з курсу дисципліни «Загальна хімія». У цьому виданні розглянуті усі теми, передбачені освітньою програмою. У кожному розділі наведено теоретичні положення і варіанти завдань для індивідуального виконання, що сприяє поглибленню та закріпленню знань студентів, які були отримані під час вивчення дисципліни.

### 1. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

За функціональними ознаками неорганічні сполуки поділяються на класи залежно від характерних функцій, виконуваних ними у хімічних реакціях. До основних класів неорганічних речовин належать: *оксиди, основи, амфотерні гідроксиди, кислоти і солі*. Якщо речовина містить атоми тільки одного хімічного елемента, то вона називається *простою речовиною*. Якщо речовина містить атоми різних хімічних елементів, то це *складна речовина*.

*Оксидами* називаються речовини, які складаються з двох елементів, один з яких кисень у степені окиснення – 2. За хімічними властивостями оксиди поділяються на солетворні і несолетворні. Оксиди, які не утворюють солей, називаються несолетворними. До них належать оксиди азоту,  $N_2O(I)$  і  $NO(II)$ , вуглецю (II)  $CO$ , кремнію (II)  $SiO$  та ін. Солетворні оксиди поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

До *основних* відносять оксиди, гідрати яких виявляють лише основні властивості, тобто оксиди лужних (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельних (Ca, Sr, Ba) металічних елементів, магнію, лантану, а також інших металічних елементів у нижчих степенях окиснення.

*Кислотними* називаються оксиди, гідрати яких виявляють лише кислотні властивості. Приєднуючи прямо або побічно воду, вони утворюють кислоти. Тому кислотні оксиди ще називають ангідридами кислот. До них належать оксиди неметалічних елементів ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$  і т.д.), а також металічних елементів у вищому ступені окиснення ( $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  і т.д.).

*Амфотерними* називають оксиди, які проявляють властивості як основних, так і кислотних оксидів. До амфотерних відносять тільки оксиди металічних елементів, наприклад, головних підгруп ( $\text{BeO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{PbO}$ ), а також оксиди елементів побічних підгруп ( $\text{ZnO}$ ) і багатьох металічних елементів у проміжних ступенях окиснення ( $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ).

До способів отримання оксидів належать:

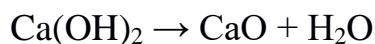
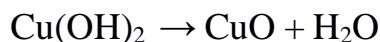
- взаємодія простих і складних речовин з киснем;
- розкладання складних кисневмісних сполук;
- взаємодія активних металів з оксидами менш активних металічних елементів.

Найважливіші хімічні властивості оксидів полягають у їх взаємодії з водою, з кислотами, з основами і між собою.

*Основами* є сполуки, які складаються з катіонів металічних елементів і гідроксильних груп  $\text{OH}^-$ . З точки зору електролітичної дисоціації основи – це електроліти, які дисоціюють з утворенням аніонів  $\text{OH}^-$  і катіонів металічних елементів. Основи можуть бути отримані прямим і непрямим способом. За прямим способом відбувається взаємодія лужних і лужноземельних металів і їх оксидів з водою. Непрямий спосіб – отримання слабких основ взаємодією солей з лугами. Основи взаємодіють з кислотами,

кислотними та амфотерними оксидами і гідроксидами, велика частина основ розкладається при нагріванні.

Наприклад:



*Кислотами* називаються речовини, до складу яких входять атоми водню, які здатні заміщатися атомами металічних елементів. З точки зору теорії електролітичної дисоціації до кислот належать речовини, при дисоціації яких утворюються катіони водню  $\text{H}^+$ . Розчинні кисневмісні кислоти утворюються при взаємодії кислотних оксидів з водою. Безкисневі кислоти отримують взаємодією водню з неметалами з наступним розчиненням у воді отриманих сполук. Кислоти також можна отримати взаємодією сухих солей з більш сильними або менш леткими кислотами. Характерними властивостями кислот є їх взаємодія з основами, основними та амфотерними оксидами з утворенням солей.

Наприклад:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

Слід пам'ятати, що сильними є кислоти  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ , та деякі інші. До слабких відносяться кислоти  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  тощо.

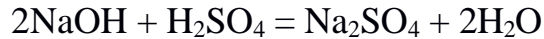
*Солі* можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів водню в молекулі кислоти атомами металічних елементів або заміщення гідроксогруп у молекулі основного гідроксиду кислотними залишками. Солі підрозділяються на середні, кислі й основні.

Середні (нормальні)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ .

Кислі солі:  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$

Основні солі  $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaOHNO}_3$

Середня сіль, наприклад, утворюється при повній нейтралізації кислоти основою:



Солі взаємодіють з лугами, металами, кислотами, деякі з них розкладаються при нагріванні.

*Ступенем окиснення* називають умовний електричний заряд, який виник би на атомі, якби узагальнена пара електронів перейшла до більш електронегативного атома. На відміну від валентності, яка позначає кількість утворюваних зв'язків і є натуральним числом, ступінь окиснення може мати позитивне, негативне, нульове або дробове значення.

Постійні ступені окиснення:  $-2$  – O (крім сполуки  $\text{OF}_2$ , )

$-1$  – F (у всіх сполуках), H (у сполуках з металами)

$0$  – прості речовини,  $+1$  – лужні метали, H (у сполуках з неметалами),

$+2$  – II група головна підгрупа,  $+3$  – Al, B

У молекулі сума ступенів окиснення всіх елементів дорівнює 0.

Алгоритм визначення ступеня окиснення

1. Записати хімічну формулу;
2. Визначити елемент, ступінь окиснення якого є сталим або вказаним;
3. Поставити відомий ступінь окиснення над елементом;
4. Обчислити добуток ступені окиснення на індекс елемента;
5. Поділити цей добуток на індекс елемента з невідомим ступенем окиснення.
6. Поставити одержане значення ступені окиснення над символом елемента з протилежним знаком.

Ступінь окиснення елемента в оксиді та відповідній йому кислоті, а також в аніоні цієї кислоти однакова.

Ступінь окиснення елемента в основному оксиді і відповідному йому підставі однакова.

## 1.1. Контрольні завдання

1.1.1. Визначити ступінь окиснення елементів у таких сполуках (таблиця 1.1).

Таблиця 1.1

Варіант	Речовина			Варіант	Речовина		
1	AlPO <sub>4</sub>	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	SO <sub>2</sub>	13	Na <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> S	NH <sub>3</sub>
2	K <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	BaCrO <sub>4</sub>	HI	14	PbCrO <sub>4</sub>	CuOHCl	SeO <sub>2</sub>
3	Na <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	Li <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	15	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	BaSO <sub>4</sub>	SO <sub>2</sub>
4	Na <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	MnO <sub>2</sub>	16	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	NH <sub>4</sub> Cl	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
5	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	17	Na <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	Cu <sub>2</sub> S
6	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	KClO <sub>3</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	18	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	NaHCO <sub>3</sub>	CaS
7	Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub>	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	19	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	SF <sub>6</sub>	SiO <sub>2</sub>
8	NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	NaClO <sub>3</sub>	Cu <sub>2</sub> O	20	K <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	HI
9	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Mg <sub>3</sub> P <sub>2</sub>	FeS	21	Na <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	AsI <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> O
10	NaClO <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	PCl <sub>5</sub>	22	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	TiCl <sub>4</sub>	KHSiO <sub>3</sub>
11	KFeO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> FeO <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	23	H <sub>2</sub> TiF <sub>6</sub>	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	AsH <sub>3</sub>
12	CrCl <sub>3</sub>	HNO <sub>2</sub>	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	24	HClO <sub>4</sub>	N <sub>2</sub> O	KIO <sub>3</sub>

1.1.2. Для запропонованого варіанту скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення (таблиця 1.2).

Таблиця 1.2

Варіант	Схема перетворень
1	Sn → SnO → Sn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> → Sn(OH) <sub>2</sub> → SnSO <sub>4</sub> → SnO
2	Cd → CdO → CdCl <sub>2</sub> → Cd(OH) <sub>2</sub> → CdO → CdSO <sub>4</sub>
3	Pb → PbO → PbSO <sub>4</sub> → PbCl <sub>2</sub> → Pb(OH) <sub>2</sub> → PbO
4	Ba → Ba(OH) <sub>2</sub> → BaCl <sub>2</sub> → BaSO <sub>4</sub> → Ba(OH) <sub>2</sub> → BaO
5	Zn → Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> → ZnSO <sub>4</sub> → Zn(OH) <sub>2</sub> → ZnCl <sub>2</sub> → ZnS
6	Cr → Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> → CrCl <sub>3</sub> → Cr(OH) <sub>3</sub> → Cr(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> → Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
7	Cu → CuO → CuCl <sub>2</sub> → Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> → CuO → CuSO <sub>4</sub>
8	Ni → NiO → Ni(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> → NiO → NiCl <sub>2</sub> → NiSO <sub>4</sub>
9	S → SO <sub>3</sub> → H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> → CuSO <sub>4</sub> → ZnSO <sub>4</sub> → BaSO <sub>4</sub>
10	NaCl → HCl → CuCl <sub>2</sub> → Cu(OH) <sub>2</sub> → CuO → CuSO <sub>4</sub>

1	2
11	$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO$
12	$Mg \rightarrow MgS \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow MgCO_3$
13	$Li \rightarrow Li_2O \rightarrow LiOH \rightarrow Li_2CO_3 \rightarrow LiHCO_3 \rightarrow Li_2CO_3$
14	$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$
15	$Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3$
16	$HCl \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaO \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO$
17	$Be \rightarrow BeO \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow BeO \rightarrow Be(NO_3)_2$
18	$K \rightarrow KOH \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow KOH$
19	$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
20	$Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCO_3$
21	$N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Pb(NO_3)_2$
22	$Na \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaCl \rightarrow NaNO_3$
23	$C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2$
24	$Mg \rightarrow MgO \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2$

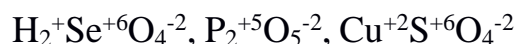
## 1.2. Приклад виконання завдання:

1.2.1 Визначити ступінь окиснення елементів у таких сполуках

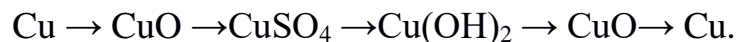


### Розв'язок.

Визначаємо ступені окиснення атомів елементів у сполуках



1.2.2. Для запропонованого варіанту скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



### Розв'язок.

- $2Cu + O_2 = 2CuO$
- $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$
- $CuSO_4 + 2KOH = Cu(OH)_2 \downarrow + K_2SO_4$
- $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$
- $CuO + CO = Cu + CO_2.$

## 2. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА

Характерною особливістю хімічних реакцій є те, що вони завжди супроводжуються виділенням або поглинанням теплової енергії. Хімічні реакції, що супроводжуються виділенням тепла, називаються *екзотермічними*, а реакції, що відбуваються з поглинанням тепла, – *ендотермічними*. Рівняння реакцій, в яких вказана величина теплового ефекту ( $\Delta H$ ), називаються *термохімічними*. Величина теплового ефекту залежить від умов, за яких відбувається реакція, – температури і тиску. Тому величину теплового ефекту обчислюють за стандартних умов ( $T = 298 \text{ K}$ ,  $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$ ) із зазначенням агрегатного стану речовин.

В основі термохімічних розрахунків лежать закони термохімії, які повстають із закону збереження енергії. Найважливішим законом, на якому оснований цілий ряд термохімічних обчислень, є *закон суми теплових ефектів* (закон Г. І. Гесса): тепловий ефект хімічної реакції залежить від стану вихідних речовин і кінцевих продуктів, але не залежить від проміжних стадій реакції.

Висновки закону Гесса дають можливість обчислювати тепловий ефект будь-якої реакції.

*Тепловим ефектом хімічної реакції* називається тепла енергія, яка виділяється або поглинається при взаємодії реагентів в стехіометричному співвідношенні з утворенням продуктів реакції за умови, що температури реагентів і продуктів однакові.

*Ентальпію* ( $H$ ) можна розглядати як запас енергії, що накопичується речовиною при її утворенні. Іноді тепловий ефект хімічної реакції виражають кількістю виділеної або поглиненої теплоти і позначають  $Q$ . Звідси випливає зв'язок між  $\Delta H$  і  $Q$ ,

$$Q = -\Delta H.$$

Зміна ентальпії реакції (тепловий ефект реакції) дорівнює різниці сум стандартних ентальпій утворення продуктів реакції і стандартних ентальпій утворення вихідних речовин.

Для хімічної реакції  $aA + Bb = cC + dD$  тепловий ефект визначають за рівнянням

$$\Delta H_{298(x,p)}^0 = [c \cdot \Delta H_{298}^0 (C) + d \cdot \Delta H_{298}^0 (D)] - [a \cdot \Delta H_{298}^0 (A) + b \cdot \Delta H_{298}^0 (B)].$$

Кількісною мірою упорядкування системи є термодинамічна функція стану системи – ентропія  $S$ .

В ізольованих системах спонтанно можуть відбуватися тільки такі процеси, при яких ентропія системи зростає ( $\Delta S > 0$ ).

Стандартна ентропія чистих речовин позначається  $S_{298}^0$ . Одиниця виміру ентропії – Дж / моль К.

Процеси, для яких  $\Delta S > 0$

- розширення газів;
- фазові перетворення, в ході яких речовина переходить від твердого до рідкого і газоподібного стану;
- розчинення кристалічних речовин;
- якщо об'єм системи або кількість молей газоподібної речовини збільшується.

Процеси, для яких  $\Delta S < 0$ :

- стиснення газів;
- конденсація і кристалізація речовин.

Зміну ентропії в хімічних процесах обчислюють як різницю між ентропією кінцевого і початкового станів системи:

$$\Delta S_{298(x,p)}^0 = \sum \Delta S_{298(\text{і ді а.})}^0 - \sum \Delta S_{298(\text{єпд.})}^0$$

Для хімічної реакції у загальному вигляді  $AA + Bb = cC + dD$

$$\Delta S_{298(x,p)}^0 = [c S_{298}^0 (C) + d S_{298}^0 (D)] - [a S_{298}^0 (A) + b S_{298}^0 (B)]$$

Зміна ентальпії в ході хімічної реакції не служить критерієм її спрямованості. Самочинно можуть відбуватися як екзотермічні, так і ендотермічні реакції.

Для визначення напрямку самочинного перебігу реакції при стандартних умовах є функція, що називається *ізобарно-термічним потенціалом* (енергія Гіббса):

$$\Delta G_{298(x,p)}^0 = \Delta H_{298(x,p)}^0 - T \cdot \Delta S_{298(x,p)}$$

Спонтанний перебіг реакції принципово можливий при  $\Delta G_{298} < 0$ .

## 2.1. Контрольні завдання

Для запропонованого варіанту (таблиця 2.1):

а) визначити стандартну зміну ентальпії хімічної реакції ( $\Delta H_{(x,p)}^0$ ), знаючи стандартні ентальпії утворення речовин, визначити тип хімічної реакції (ендо- або екзотермічна реакція);

б) обчислити зміну ентропії хімічної реакції ( $\Delta S_{(x,p)}^0$ );

в) розрахувати значення ізобарно-термічного потенціалу ( $\Delta G_{(x,p)}^0$ ); (енергії Гіббса) і зробити висновок щодо можливого самочинного перебігу процесу при температурі 298 К.

Таблиця 2.1

Варіант	Рівняння хімічної реакції	Варіант	Рівняння хімічної реакції
1	$H_{2(r)} + NO_{2(r)} \rightarrow NH_{3(r)} + H_2O_{(p)}$	13	$J_{2(r)} + Cl_{2(r)} + H_2O_{(p)} = HJO_{3(p)} + HCl_{(p)}$
2	$NOCl_{2(r)} \rightarrow NO_{(r)} + Cl_{2(r)}$	14	$NH_{3(r)} + HCl_{(r)} \rightarrow NH_4Cl_{(k)}$
3	$N_2O_{(r)} + NH_{3(r)} \rightarrow N_{2(r)} + H_2O_{(r)}$	15	$SO_{2(r)} + H_2O_{(p)} \rightarrow H_2S_{(r)} + O_{2(r)}$
4	$CH_{4(r)} + Cl_{2(r)} \rightarrow CCl_{4(r)} + HCl_{(r)}$	16	$NH_{3(r)} + O_{2(r)} \rightarrow N_{2(r)} + H_2O_{(p)}$
5	$Fe_2O_{3(k)} + CO_{(r)} \rightarrow CO_{2(r)} + Fe_{(k)}$	17	$SO_{2(r)} + H_2O_{(p)} \rightarrow H_2S_{(r)} + O_{2(r)}$
6	$SO_{2(r)} + H_2S_{(r)} \rightarrow S_{(r)} + H_2O_{(p)}$	18	$MnO_{2(k)} + C_{(k)} \rightarrow Mn_{(k)} + CO_{(r)}$
7	$Al_{(k)} + Fe_2O_{3(k)} \rightarrow Al_2O_{3(k)} + Fe_{(k)}$	19	$H_2S_{(r)} + H_2SO_{4(p)} = SO_{2(r)} + H_2O_{(p)}$

1	2	3	4
8	$O_{2(r)} + NH_{3(r)} \rightarrow NO_{(r)} + H_2O_{(r)}$	20	$ZnO_{(к)} + H_2S_{(r)} \rightarrow ZnS_{(к)} + H_2O_{(r)}$
9	$H_2O_{(r)} + N_{2(r)} \rightarrow NH_{3(r)} + O_{2(r)}$	21	$NH_{3(r)} + O_{2(r)} \rightarrow N_2O_{(r)} + H_2O_{(p)}$
10	$NH_{3(r)} + H_2SO_{4(p)} \rightarrow (NH_4)_2SO_{4(к)}$	22	$PbS_{(к)} + O_{2(r)} \rightarrow PbO_{(к)} + SO_{2(r)}$
11	$CaO_{(к)} + C_{(к)} \rightarrow CaC_{2(к)} + CO_{2(r)}$	23	$NaH_{(к)} + H_2O_{(p)} \rightarrow NaOH_{(p)} + H_{2(r)}$
12	$C_2H_{4(r)} + O_{2(r)} \rightarrow CO_{2(r)} + H_2O_{(p)}$	24	$Al_2O_{3(к)} + SO_{3(r)} \rightarrow Al_2(SO_4)_{3(к)}$

## 2.2. Приклад виконання завдання

2.2.1. Визначити стандартну зміну ентальпії хімічної реакції ( $\Delta H_{(x,p)}^0$ ), знаючи стандартні ентальпії утворення речовин, визначити тип хімічної реакції (ендо - або екзотермічна реакція)

*Розв'язок.* Ентальпію  $\Delta H_{298(x,p)}^0$  можна розглядати як запас енергії, що накопичується речовиною при її утворенні. Зміна ентальпії реакції (тепловий ефект реакції) дорівнює різниці сум стандартних ентальпій утворення продуктів реакції і стандартних ентальпій утворення вихідних речовин за законом Гесса.

$$\Delta H_{298(x,p)}^0 = \sum \Delta H_{298(np)}^0 - \sum \Delta H_{298(вих.p)}^0$$

Для хімічної реакції  $aA + Bb = cC + dD$  тепловий ефект визначають за рівнянням

$$\Delta H_{298(x,p)}^0 = [c \cdot \Delta H_{298}^0(C) + d \cdot \Delta H_{298}^0(D)] - [a \cdot \Delta H_{298}^0(A) + b \cdot \Delta H_{298}^0(B)]$$

З додатку визначаємо значення стандартних ентальпій утворення продуктів реакції і стандартних ентальпій утворення вихідних речовин відповідно даної хімічної реакції  $H_2S_{(r)} + H_2SO_{4(p)} = SO_{2(r)} + 2H_2O_{(p)}$

$$\Delta H_{298}^0 H_2S_{(r)} = -21,0 \text{ кДж}$$

$$S_{298}^0 H_2S_{(r)} = 205,7 \text{ Дж/моль К}$$

$$\Delta H_{298}^0 H_2SO_{4(p)} = -814,2 \text{ кДж}$$

$$S_{298}^0 H_2SO_{4(p)} = 156,9 \text{ Дж/моль К}$$

$$\Delta H_{298}^0 SO_{2(r)} = -296,9 \text{ кДж}$$

$$S_{298}^0 SO_{2(r)} = 248,1 \text{ Дж/моль К}$$

$$\Delta H_{298}^0 H_2O_{(p)} = -285,83 \text{ кДж}$$

$$S_{298}^0 H_2O_{(p)} = 70,08 \text{ Дж/моль К}$$

$$T = 298 \text{ К}$$

Для даної реакції  $H_2S_{(r)} + H_2SO_{4(p)} = SO_{2(r)} + 2H_2O_{(p)}$

$$\Delta H_{298(x.p)}^0 = [\Delta H_{298}^0 \text{SO}_{2(g)} + 2\Delta H_{298}^0 \text{H}_2\text{O}_{(p)}] - [\Delta H_{298}^0 \text{H}_2\text{S}_{(g)} +$$

$$-\Delta H_{298}^0 \text{H}_2\text{SO}_{4(p)}] = [-296,9 + 2(-285,83)] - [-21,0 + (-814,2)] = -33,36 \text{ кДж}$$

Хімічні реакції, що супроводжуються виділенням тепла, називаються *екзотермічними*, а реакції, що відбуваються з поглинанням тепла, – *ендотермічними*. Дана реакція є екзотермічною.

Обчислити зміну ентропії хімічної реакції ( $\Delta S_{(x.p)}^0$ ).

Кількісною мірою упорядкування системи є термодинамічна функція станів системи – ентропія  $S_{298}^0$ . В ізольованих системах спонтанно можуть відбуватися тільки такі процеси, при яких ентропія системи зростає ( $\Delta S^0 > 0$ ). Стандартна ентропія чистих речовин позначається  $S_{298}^0$ . Одиниця виміру ентропії – Дж / моль К<sup>0</sup>. Зміну ентропії в хімічних процесах обчислюють як різницю між ентропією кінцевого і початкового станів системи:

$$\Delta S_{298(x.p)}^0 = S_{298(np.)}^0 - S_{298(vix.p)}^0$$

Для хімічної реакції у загальному вигляді  $Aa + Bb = cC + dD$

$$\Delta S_{298(x.p)}^0 = [c S_{298}^0 (C) + d S_{298}^0 (D)] - [a S_{298}^0 (A) + b S_{298}^0 (B)]$$

$$\Delta S_{298(x.p)}^0 = [S_{298}^0 \text{SO}_{2(g)} + 2 S_{298}^0 \text{H}_2\text{O}_{(p)}] - [S_{298}^0 \text{H}_2\text{S}_{(g)} + S_{298}^0 \text{H}_2\text{SO}_{4(p)}] =$$

$$= [248,1 + 2 \cdot 70,08] - [205,7 + 156,9] = 25,66 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

Розрахувати значення ізобарно-термічного потенціалу ( $\Delta G_{(x.p)}^0$ ); (енергії Гіббса) і зробити висновок щодо можливого самочинного перебігу процесу при температурі 298 К.

Для визначення напрямку самочинного перебігу реакції при стандартних умовах є функція, що називається *ізобарно-термічним потенціалом* (енергія Гіббса):  $\Delta G_{298(x.p)}^0 = \Delta H_{298(x.p)}^0 - T \cdot \Delta S_{298(x.p)}^0 =$

$$= -33,36 - 298 \cdot 0,025 = -40,81 \text{ кДж}$$

Самочинний перебіг реакції принципово можливий при  $\Delta G_{298} < 0$ .

Висновок: дання реакція за стандартних умов може перебігати самочинно.

### 3. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

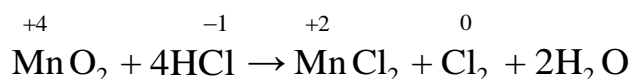
Деякі хімічні реакції відбуваються без зміни ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин (реакції обміну). *Ступенем окиснення* називають умовний електричний заряд, який виник би на атомі, якби узагальнена пара електронів перейшла до більш електронегативного атома. У реакціях приєднання, розкладання і заміщення відбувається зміна стану окиснення атомів реагуючих речовин. Тому реакції, в яких відбувається зміна ступеня окиснення елементів, що утворюють молекули реагуючих речовин, називають *окисно-відновними*. Атоми, молекули або іони, що віддають електрони, називаються *відновниками*. А сам процес віддачі електронів це *окиснення*. При окисненні ступінь окиснення елемента підвищується. Атоми, молекули або іони, що приєднують електрони, називаються *окиснювачами*, а процес приєднання електронів – відновлення. Рівняння, які виражають процеси окиснення і відновлення, називаються *електронними рівняннями*.

Речовини, до складу яких входить елемент у найвищому ступені окиснення, виявляють тільки окисні властивості. Вищий ступінь окиснення елемента, як правило, дорівнює номеру групи періодичної системи елементів, в якій він розташований. Речовини, які містять елемент у нижчому ступені окиснення, виявляють тільки відновні властивості. Для неметалічних елементів нижчий ступінь окиснення розраховується як номер групи ПСЕ мінус 8. Речовинам, які містять елемент у проміжному ступені окиснення, властиві як окисні, так і відновні властивості.

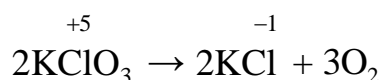
Оскільки зміна ступеня окиснення атома може статися тільки в результаті приєднання або віддачі електронів, то окисно-відновні реакції можна визначити, як реакції, в яких відбувається перехід електронів від одних атомів до інших.

Розрізняють *три типи окисно-відновних реакцій*: міжмолекулярні реакції, внутрішньомолекулярні реакції, реакції диспропорціонування.

1) *міжмолекулярні* – реакції, в яких окисник і відновник входять до складу різних речовин:



2) *внутрішньомолекулярні* – реакції, в яких окисник і відновник (атоми різних елементів) входять до складу однієї й тієї ж речовини:



3) Реакціями *диспропорціонування* (самоокиснення – самовідновлення) називають окисно-відновні реакції, внаслідок яких одночасно збільшується і зменшується ступінь окиснення одного елемента.

Окисно-відновні реакції підпорядковуються не тільки закону збереження маси, а й закону збереження електричного заряду, згідно з яким кількість електронів, відданих у даній реакції відновником, повинна дорівнювати кількості електронів, приєднаних окиснювачем. Тому підбір коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій здійснюють з таким розрахунком, щоб встановився баланс електронів. Існує кілька методів складання рівнянь окисно-відновних реакцій (ОВР). Найвідоміші – метод електронного балансу та електронно-іонний метод.

*Молярна маса еквівалента* окиснювача і відновника обчислюється як добуток молярної маси речовини на фактор еквівалентності

$$M(f_{\text{екв}}(X)X) = f_{\text{екв}}(X) \cdot M(X)$$

де  $M(f_{\text{екв}}(X)X)$  – молярна маса еквівалента;

$f_{\text{екв}}$  – фактор еквівалентності;  $M(X)$  – молярна маса речовини.

*Фактор еквівалентності*  $f_{\text{екв}}$  окиснювача (відновника) – це величина, обернено пропорційна кількості прийнятих або відданих електронів у даній окисно-відновній реакції.

### 3.1. Контрольні завдання

3.1.1. За допомогою методу електронного балансу визначити коефіцієнти в окисно-відновній реакції. Вказати окиснювач і відновник у хімічній реакції. Обчислити молярні маси еквівалентів окиснювача і відновника (таблиця 3.1).

Таблиця 3.1

Варіант	Рівняння окисно-відновної реакції
1	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
4	$\text{HgS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{NaIO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
7	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
8	$\text{KJ} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{KCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10	$\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
11	$\text{J}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HJO}_3 + \text{HCl}$
12	$\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
13	$\text{Na}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{S} + \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
14	$\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{p}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
15	$\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
16	$\text{Na}_2\text{MoO}_4 + \text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{MoCl}_2 + \text{AlCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
17	$\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18	$\text{KMnO}_4 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
19	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
20	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{S} + \text{NH}_3 + \text{KOH}$
21	$\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
22	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
23	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
24	$\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

### 3.2 Приклад виконання завдання.

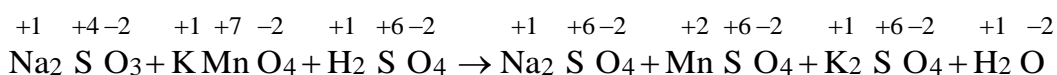
За допомогою методу електронного балансу визначити коефіцієнти в окисно-відновній реакції.  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Вказати окиснювач і відновник у хімічній реакції. Обчислити молярні маси еквівалентів окиснювача і відновника.

**Розв'язок.** При складанні рівнянь методом електронного балансу:

- Записують схему реакції:



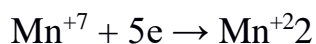
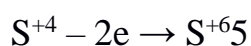
- Визначають атоми яких елементів змінюють ступінь окиснення:



- Складають електронні рівняння процесів окиснення і відновлення:



- Множать отримані електронні рівняння на найменші множники для встановлення балансу за електронами:



- Переносять коефіцієнти з електронного рівняння в молекулярне рівняння реакції:



Перевіряють виконання закону збереження маси (кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частині рівняння має бути однаковою) і, якщо потрібно, вводять нові або змінюють отримані коефіцієнти:



Молярна маса еквівалента окиснювача:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) \text{ KMnO}_4) = f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) =$$

Молярна маса еквівалента відновника:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_3) \text{ Na}_2\text{SO}_3) = f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_3) =$$

## 4. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

Всі елементи періодичної системи умовно ділять на дві групи: метали та неметали. До металів у більшості випадків належать елементи, на зовнішньому електронному шарі яких є один, два або три валентних електрони:

- 1) всі *s*- елементи, за винятком водню і гелію;
- 2) всі *d*-, *f*- елементи;
- 3) *p*-елементи третьої групи, за винятком бору;
- 4) деякі *p*-елементи IV і V груп, розташовані в шостому і сьомому періодах: олово, свинець, сурма і вісмут.

Всі реакції з участю металів є окисно-відновними. Якщо атоми металічних елементів віддають або приєднують електрони, то атоми металічних елементів їх тільки віддають, утворюючи позитивно заряджені іони. Тому вони завжди виступають у ролі відновників.

Метали можуть окиснюватися розчинами, що містять катіони менш активних металічних елементів. При цьому менш активні метали відновлюються з іонів, а більш активні перетворюються в іони і переходять у розчин.

Всі метали за ознакою активності можна розташувати в ряд, який називають *рядом стандартних електродних потенціалів* (РСЕП). В ряду активності поміщений також гідроген, який, як і метали, віддає електрон, утворюючи позитивно заряджений іон.

На підставі РСЕП можна зробити три основні висновки про хімічну поведінку металів:

- 1) метал витісняє з розчинів солей інші метали, розташовані в РСЕП правіше нього і може сам бути витіснений металами, розташованими лівіше;

2) всі метали, розташовані лівіше гідрогену, витісняють його з кислот-неокисників (розбавлені сульфатна і хлоридна кислоти), крім азотної кислоти;

3) чим лівіше знаходиться метал, тим він активніше, тим сильнішим відновником він є, і тим важче відновлюються його іони.

Хлоридна кислота HCl може окиснювати речовини тільки іонами H<sup>+</sup>, тому нею окиснюються лише активні (Al, Zn) і помірно активні (Fe, Sn) метали з утворенням хлоридів і виділенням вільного водню. При цьому утворюються іони металічних елементів не з максимальним, а проміжним зарядом CrCl<sub>3</sub>, FeCl<sub>2</sub>, SnCl<sub>2</sub>. Дуже активні метали (Na, K, Ca, Ba) окиснюються водою



Розведена H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (<10 %) сульфатна кислота діє на метал аналогічно соляній.

Концентрована сірчана кислота та нітратна кислота будь-якої концентрації є *кислотами-окиснювачами*.

У концентрованій сірчаній кислоті (H<sub>2</sub>SO<sub>4(к)</sub>) окиснювачем є іон сірки S<sup>+6</sup>, тому продуктами її відновлення стають SO<sub>2</sub>, S, H<sub>2</sub>S залежно від відновної активності металу. H<sub>2</sub>SO<sub>4(к)</sub> енергійно окиснює метали. Деякі з них відразу покриваються щільною плівкою оксиду, що запобігає їхньому подальшому окисненню, тобто відбувається *пасивація металу*.

Наприклад, залізо пасивується сірчаною кислотою при концентрації кислоти більше ніж 75 %.

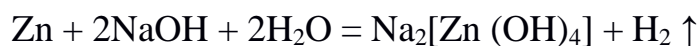
У розчині нітратної кислоти HNO<sub>3</sub> окиснювачем завжди є атом азоту N<sup>+5</sup>, тому при відновленні нітратної кислоти металами виділяються сполуки азоту: NO<sub>2</sub> – при взаємодії з концентрованими розчинами, NO – при помірному розведенні кислоти. У дуже розведених розчинах HNO<sub>3</sub> відновлюється активними металами до NH<sub>3</sub>. При цьому аміак залишається в роз-

чині у зв'язаному стані у вигляді  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Нітратна кислота і концентрована сульфатна кислота можуть окиснювати метали до більш високих ступенів окиснення, ніж соляна. Наприклад,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .

$\text{HNO}_3(\text{к})$  при змішуванні з  $\text{HCl}(\text{к})$  у співвідношенні 1:3 за об'ємом утворює розчин, що називається «царською горілкою», в якому розчиняються  $\text{Au}$  і  $\text{Pt}$ .



Реакції взаємодії між металами і розчинними основами нечисленні. Тільки метали утворюють амфотерні оксиди і гідроксиди реагують з лугами. При цьому виділяється  $\text{H}_2$  та утворюється сіль (в розчинах – комплексна, в розплавах – середня). Виняток становлять  $\text{Fe}$  і  $\text{Cr}$ , які, на відміну від їх амфотерних оксидів  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  і  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  і гідроксидів  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  і  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , з лугами не взаємодіють.



Метали можуть вступати в реакції взаємодії з розчинами солей. Більш активний метал (метал з більш негативним значенням електродного потенціалу) витісняє з розчину солі менш активний метал:



Однак при взаємодії металів з розчинами солей слід враховувати можливість зміни рН середовища та утворення вільної кислоти або лугу за рахунок перебігу гідролізу цих солей. Так, реакція взаємодії алюмінію з розчином натрій карбонату не повинна відбуватися, оскільки натрій є більш активним металом, ніж алюміній. Але в результаті гідролізу натрій карбонату утворюється вільний луг:



який і реагує з алюмінієм. Сумарна реакція взаємодії алюмінію з натрій карбонатом має вигляд:



## 4.1. Контрольні завдання

4.1.1. Проаналізувати і написати рівняння хімічних реакцій взаємодії металу, наведеного в таблиці 4.1, з водою; з розведеними кислотами HCl і H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; з концентрованою H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; з розведеною і концентрованою HNO<sub>3</sub>; з розчином лугу (NaOH + H<sub>2</sub>O), якщо такі відбуваються.

Таблиця 4.1

Варіант	Метал	Варіант	Метал	Варіант	Метал	Варіант	Метал
1	Be	7	Fe	13	Mn	19	Ag
2	Cr	8	Ni	14	Al	20	Mo
3	Co	9	Pb	15	Bi	21	Ba
4	Cu	10	Cd	16	Ti	22	Bi
5	Zn	11	Sn	17	Mg	23	Sb
6	Ca	12	Na	18	Ga	24	Be

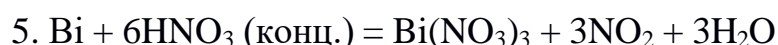
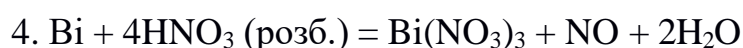
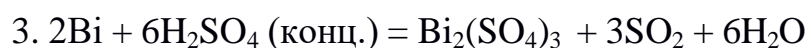
## 4.2. Приклад розв'язання завдання.

Проаналізувати і написати рівняння хімічних реакцій взаємодії металу, наведеного в таблиці 4.1, з водою; з розведеними кислотами HCl і H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; з концентрованою H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; з розведеною і концентрованою HNO<sub>3</sub>; з розчином лугу (NaOH + H<sub>2</sub>O), якщо такі відбуваються.

### *Розв'язок.*

Наприклад – метал Bi, його стандартний електродний потенціал дорівнює +0,215 В, це хімічно неактивний метал.

1.  $\text{Bi} + \text{H}_2\text{O} =$  з водою не взаємодіє
2. З розведеними кислотами HCl і H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> також не реагує, тому що в Ряду стандартних електродних потенціалів знаходиться після гідрогену.



6. З розчином лугу (NaOH + H<sub>2</sub>O) бісмут не взаємодіє, тому що він не амфотерний метал.

## 5. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Електрохімія вивчає окисно-відновні процеси, які можуть служити джерелом електричної енергії, та окисно-відновні процеси, які відбуваються за участю електричної енергії.

Оскільки процеси переходу іонів металічного елемента в розчин або з розчину на металічний елемент – це процеси окиснення або відновлення, то потенціал називають *електродним або окисно-відновним*. Умовно його позначають  $E_{Me^{n+}/Me}$ . Величина і знак рівноважного електродного потенціалу залежать від природи металу, концентрації його іонів, температури. Якщо умови перебігу реакції відрізняються від стандартних, то числове значення електродного потенціалу металу обчислюють за формулою Нернста:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}}$$

де  $E_{Me^{n+}/Me}$  – електродний потенціал металу у В;  $E^0_{Me^{n+}/Me}$  – стандартний електродний потенціал металу;  $n$  – кількість електронів, що віддаються металом при перетворенні його в іон, або прийнятих іоном металу при перетворенні його в нейтральний атом.

Пристрої, які перетворюють енергію хімічних окисно-відновних реакцій в електричну енергію, називаються *гальванічними елементами*. Для перебігу окисно-відновної реакції необхідний контакт між частинками окиснювача і відновника. Для гальванічних елементів можна використовувати два метали, які не розчиняються у воді. Вони називаються *гальванічною парою*. Електрод, біля поверхні якого йде окиснення, називають *анодом*; електрод, біля поверхні якого йде процес відновлення, – *катодом*. Електрони завжди переміщуються від більш активного металу до менш активного, тобто в напрямку – від анода до катода.

Будь-який гальванічний елемент можна подати умовною схемою. Прийнято записувати більш електронегативний електрод зліва, потім розчин, в який він занурений. Далі записують розчин, що контактує з другим, більш електропозитивним електродом, і другий електрод. Межу розділу між електродом і розчином позначають однією вертикальною лінією, між різними розчинами – двома вертикальними лініями. Наприклад:



Причиною виникнення і протікання електричного струму в гальванічному елементі є різниця електродних потенціалів (електрорушійна сила – ЕРС) двох окисно-відновних систем, з'єднаних між собою. ЕРС ( $\Delta E$ ) будь-якого гальванічного елемента визначається загальною формулою:

$$\Delta E = E_k - E_a$$

де  $E_k$ ,  $E_a$  – електродний потенціал відповідно на катоді і на аноді.

ЕРС гальванічного елемента завжди має позитивне значення.

*Електроліз* – окисно-відновний процес, що відбувається на електродах при проходженні постійного електричного струму через розплав або розчин електроліту і супроводжується розкладом розплавленої або розчиненої речовини або води.

Електроліз супроводжується перетворенням електричної енергії в хімічну. Як і у випадку гальванічного елемента, на аноді відбувається окиснення, а на катоді – відновлення. Але при електролізі електрод, підключений до позитивного полюса джерела струму, називається анодом, до негативного – катодом.

Електроліз, як важливий технологічний процес, можна проводити у розплавах та водних розчинах електролітів. Плавлення так само, як і розчинення, руйнуючи кристалічну ґратку речовини, робить рухливими іони, які до цього були зв'язані у твердому кристалі, і дає їм можливість переміщатися в електричному полі.

Електроліз розчинів електролітів складніший через можливість участі в електродних процесах молекул води – відновлення на катоді та окиснення на аноді.

Процеси, які відбуваються на катоді при електролізі водних розчинів електролітів залежать від матеріалу катода, а залежать від положення металу в ряду стандартних електродних потенціалів.

Характер окиснювальних процесів залежить від матеріалу електрода і природи аніонів. Розрізняють *нерозчинні* (інертні) і *розчинні* (активні) електроди. Інертні електроди виготовляються зазвичай з графіту, платини тощо. У процесі електролізу вони хімічно не змінюються, а служать для передачі електронів у зовнішній ланцюг.

***Процеси, які відбуваються на катоді при електролізі водних розчинів електролітів***

Таблиця 5.1

Катіони, утворені металлами середньої активності	Катіони, утворені активними металлами
<p>Між <math>\text{Al}^{3+}</math> і <math>\text{H}_2</math>  <math>\text{Mn}^{2+}</math>, <math>\text{Zn}^{2+}</math>, <math>\text{Cr}^{3+}</math>, <math>\text{Fe}^{2+}</math>, <math>\text{Co}^{2+}</math>,  <math>\text{Ni}^{2+}</math>, <math>\text{Sn}^{2+}</math>, <math>\text{Pb}^{2+}</math>                      Відновлюються спільно з молекулами <math>\text{H}_2\text{O}</math>  <math>\text{Me}^{n+} + ne^- \rightarrow \text{Me}^0</math>  <math>2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-</math></p>	<p>От <math>\text{Li}^+</math> до <math>\text{Al}^{3+}</math> (включно)  <math>\text{Li}^+</math>, <math>\text{Cs}^+</math>, <math>\text{Rb}^+</math>, <math>\text{K}^+</math>, <math>\text{Ba}^{2+}</math>, <math>\text{Ca}^{2+}</math>,  <math>\text{Na}^+</math>, <math>\text{Mg}^{2+}</math>, <math>\text{Al}^{3+}</math>, <math>\text{NH}_4^+</math>                      Не відновлюються.                      Йде відновлення молекули <math>\text{H}_2\text{O}</math>  <math>2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-</math></p>
<p>Катіони водню <math>\text{H}^+</math></p>	<p>Катіони, утворені малоактивними металлами</p>
<p>Відновлюються тільки при електролізі розчинів кислот  <math>2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow</math></p>	<p><math>\text{Cu}^{2+}</math>, <math>\text{Hg}^{2+}</math>, <math>\text{Ag}^+</math>, <math>\text{Pt}^{2+}</math>, <math>\text{Au}^{3+}</math>                      Відновлюються тільки катіони металічних елементів  <math>\text{Me}^{n+} + ne^- \rightarrow \text{Me}^0</math></p>

При використанні розчинних анодів (з міді, цинку, срібла, нікелю та інших металів) електрони в зовнішній ланцюг посилає сам анод за рахунок окиснення атомів металу, з якого виготовлений анод. Маса анода зменшується. Кислотні залишки залишаються в розчині.

**Процеси, які відбуваються на аноді при електролізі  
водних розчинів електролітів**

Таблиця 5.2

Анод нерозчинний (інертний)	
Аніони безкисневих кислот $I^-, Br^-, S^{2-}, Cl^-$ Окиснюються $A_n^{m-} - me^- \rightarrow A_n$	Аніони оксокислот $SO_4^{2-}, NO_3^-, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}$ Окиснюються молекули $H_2O$ $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2\uparrow + 4H^+$
Аніони $OH^-$ Окиснюються тільки при електролізі розчинів лугів $4OH^- - 4e^- \rightarrow O_2\uparrow + 2H_2O$	Аніони $F^-$ Окиснюються молекули $H_2O$ $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2\uparrow + 4H^+$
Анод розчинний (активний)	
Аніони не окиснюються. Йде окиснення атомів металу анода. Катіони $Me^{n+}$ переходять у розчин. Маса анода зменшується $Me^0 - ne^- \rightarrow Me^{n+}$	

### 5.1. Контрольні завдання

5.1.1. З двох електродів (таблиця 5.3) за нормальних умов скласти схему гальванічного елемента і вказати:

- який електрод буде анодом, який катодом;
- які окисно-відновні реакції відбуваються на кожному з електродів;
- розрахувати ЕРС гальванічного елемента.

Таблиця 5.3

Варіант	Електроди	Значення стандартних електродних потенціалів, В	Концентрація розчину електроліта, моль/дм <sup>3</sup>	Варіант	Електроди	Значення стандартних електродних потенціалів, В	Концентрація розчину електроліта, моль/дм <sup>3</sup>
1	2	3	4	1	2	3	4
1	Mg <sup>2+</sup> /Mg Cr <sup>3+</sup> /Cr	-2,36 -0,75	10 <sup>-2</sup> 10 <sup>-6</sup>	13	Pb <sup>2+</sup> /Pb Ag <sup>+</sup> /Ag	-0,13 +0,79	10 <sup>-2</sup> 10 <sup>-3</sup>
2	Pb <sup>2+</sup> /Pb Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,13 -0,76	10 <sup>-2</sup> 10 <sup>-1</sup>	14	Fe <sup>2+</sup> /Fe Al <sup>3+</sup> /Al	-0,44 -1,67	10 <sup>-2</sup> 10 <sup>-3</sup>
3	Ca <sup>2+</sup> /Ca Al <sup>3+</sup> /Al	-2,87 -1,67	10 <sup>-4</sup> 10 <sup>-6</sup>	15	Sn <sup>2+</sup> /Sn Cu <sup>2+</sup> /Cu	-0,14 +0,34	10 <sup>-4</sup> 10 <sup>-2</sup>
4	Cr <sup>3+</sup> /Cr Cu <sup>2+</sup> /Cu	-0,75 +0,34	10 <sup>-3</sup> 10 <sup>-2</sup>	16	Mn <sup>2+</sup> /Mn Sn <sup>2+</sup> /Sn	-1,18 -0,14	10 <sup>-1</sup> 10 <sup>-2</sup>
5	Pb <sup>2+</sup> /Pb Hg <sup>2+</sup> /Hg	-0,13 +0,85	10 <sup>-1</sup> 10 <sup>-2</sup>	17	Al <sup>3+</sup> /Al Hg <sup>2+</sup> /Hg	-1,67 +0,85	10 <sup>-6</sup> 10 <sup>-1</sup>
6	Pb <sup>2+</sup> /Pb Al <sup>3+</sup> /Al	-0,13 -1,67	10 <sup>-4</sup> 10 <sup>-6</sup>	18	Cr <sup>3+</sup> /Cr Ag <sup>+</sup> /Ag	-0,75 +0,79	10 <sup>-6</sup> 10 <sup>-1</sup>
7	Fe <sup>2+</sup> /Fe Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,44 -0,76	10 <sup>-1</sup> 10 <sup>-2</sup>	19	Cu <sup>2+</sup> /Cu Zn <sup>2+</sup> /Zn	+0,34 -0,76	10 <sup>-1</sup> 10 <sup>-2</sup>
8	Cd <sup>2+</sup> /Cd Mg <sup>2+</sup> /Mg	-0,40 -2,36	10 <sup>-3</sup> 10 <sup>-4</sup>	20	Cd <sup>2+</sup> /Cd Ag <sup>+</sup> /Ag	-0,40 +0,79	10 <sup>-4</sup> 10 <sup>-2</sup>
9	Fe <sup>2+</sup> /Fe Bi <sup>3+</sup> /Bi	-0,44 +0,21	10 <sup>-2</sup> 10 <sup>-6</sup>	21	Pb <sup>2+</sup> /Pb Ni <sup>2+</sup> /Ni	-0,13 -0,25	10 <sup>-1</sup> 10 <sup>-2</sup>
10	Ca <sup>2+</sup> /Ca Cr <sup>3+</sup> /Cr	-2,87 -0,75	10 <sup>-6</sup> 10 <sup>-1</sup>	22	Cd <sup>2+</sup> /Cd Mg <sup>2+</sup> /Mg	-0,40 -2,36	10 <sup>-2</sup> 10 <sup>-4</sup>
11	Ni <sup>2+</sup> /Ni Ag <sup>+</sup> /Ag	-0,25 +0,79	10 <sup>-2</sup> 10 <sup>-3</sup>	23	Fe <sup>2+</sup> /Fe Co <sup>2+</sup> /Co	-0,44 -0,28	10 <sup>-2</sup> 10 <sup>-3</sup>
12	Zn <sup>2+</sup> /Zn Co <sup>2+</sup> /Co	-0,76 -0,28	10 <sup>-2</sup> 10 <sup>-6</sup>	24	Ni <sup>2+</sup> /Ni Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,25 -0,76	10 <sup>-6</sup> 10 <sup>-4</sup>

5.1.2. Скласти рівняння катодного та анодного процесів, що відбуваються при електролізі водних розчинів електролітів (таблиця 5.4) на інертних електродах і з розчинним анодом.

Таблиця 5.4

	Електроліт	Електроліт	Варіант	Електроліт	Електроліт
1	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	CuSO <sub>4</sub>	13	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
2	KNO <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	14	NaNO <sub>3</sub>	CoSO <sub>4</sub>
3	ZnSO <sub>4</sub>	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	15	CuSO <sub>4</sub>	KCl
4	CoCl <sub>2</sub>	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	16	CuCl <sub>2</sub>	Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
5	KI	FeCl <sub>2</sub>	17	NaBr	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
6	ZnCl <sub>2</sub>	Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	18	CuCl <sub>2</sub>	KOH
7	Sn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	CrCl <sub>3</sub>	19	ZnSO <sub>4</sub>	MgCl <sub>2</sub>
8	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	MnCl <sub>2</sub>	20	SnCl <sub>2</sub>	NiSO <sub>4</sub>
9	Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	CdSO <sub>4</sub>	21	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
10	MgCl <sub>2</sub>	Ni(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	22	AgNO <sub>3</sub>	NaCl
11	CoSO <sub>4</sub>	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	23	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	CuSO <sub>4</sub>
12	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	KCl	24	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>

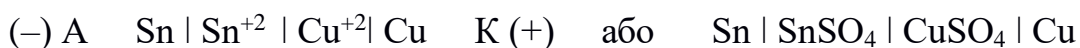
## 5.2. Приклад виконання завдання

5.2.1. З двох електродів Sn<sup>+2</sup>/Sn та Cu<sup>+2</sup>/Cu при нормальних умовах скласти схему гальванічного елемента і вказати:

- який електрод буде анодом, який катодом;
- які окисно-відновні реакції відбуваються на кожному з електродів;
- розрахувати ЕРС гальванічного елемента.

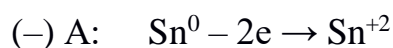
З двох електродів спочатку визначаємо, який з них буде анодом, а який катодом, виходячи з того, що ( $E_{\text{к}} > E_{\text{а}}$ ). Тому Cu<sup>+2</sup>/Cu є катодом, а Sn<sup>+2</sup>/Sn – анодом.

Схема гальванічного елемента:

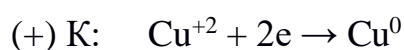


Окисно-відновні реакції, які відбуваються на кожному з електродів:

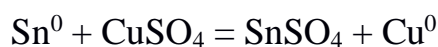
Анодний процес:



Катодний процес:



Сумарна окисно-відновна реакція, яка призводить до виникнення електричного струму:



Концентрації електролітів, наприклад, мають значення:  $C_{\text{Sn}^{+2}} = 10^{-4}$  моль/л та  $C_{\text{Cu}^{+2}} = 10^{-2}$  моль/л, а значення стандартних електродних потенціалів для даних електродів:  $E_{\text{Sn}^{+2}/\text{Sn}}^0 = -0,14$  В,  $E_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}}^0 = +0,34$  В.

Щоб визначити ЕРС гальванічного елемента використаємо формулу:

$$\Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$$

Значення  $E_{\text{к}}$  та  $E_{\text{а}}$  (катодного та анодного потенціалів) необхідно розрахувати за формулою Нерста

Анодний потенціал:

$$E_{\text{Sn}^{+2}/\text{Sn}}^{\text{а}} = E_{\text{Sn}^{+2}/\text{Sn}}^0 + 0,059/n \lg C_{\text{Sn}^{+2}} = -0,14 + 0,059/2 \cdot \lg 10^{-4} = -0,258 \text{ В}$$

Катодний потенціал:

$$E_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}}^{\text{к}} = E_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}}^0 + 0,059/n \lg C_{\text{Cu}^{+2}} = +0,34 + 0,059/2 \cdot \lg 10^{-2} = 0,281 \text{ В}$$

ЕРС гальванічного елемента:

$$\Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} = 0,281 - (-0,258) = 0,539 \text{ В} \quad \Delta E > 0$$

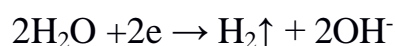
### 5.2.2. Електроліз водного розчину $\text{CdSO}_4$

У водному розчині сіль дисоціює за схемою:



Оскільки Cd розміщений між Al та воднем  $\text{H}^+$ , то на катоді відновлюються катіони металічного елемента  $\text{Me}^{n+} + ne^- \rightarrow \text{Me}^0$  спільно з молекулами  $\text{H}_2\text{O}$

Процеси які відбуваються на катоді:



Якщо у розчині присутній аніон оксигеновмісної кислоти ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ), на аноді окиснюються молекули  $\text{H}_2\text{O}$

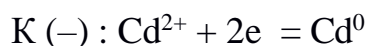
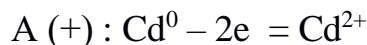
Процеси які відбуваються на аноді:  $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$ .

Електроліз водного розчину  $\text{CdSO}_4$  з розчинним анодом

Аніони не окиснюються. Йде окиснення атомів металу анода.

Катіони  $\text{Me}^{n+}$  переходять у розчин. На аноді відбувається процес окиснення, на катоді процес відновлення металу.

Схема електролізу водного розчину  $\text{CdSO}_4$  з розчинним анодом



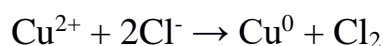
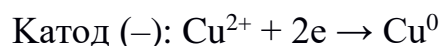
### Електроліз водного розчину $\text{CuCl}_2$

У водному розчині сіль дисоціює за схемою:



Оскільки  $\text{Cu}$  розміщений у ряді стандартних електродних потенціалів після гідрогена  $\text{H}^+$ , то на катоді відновлюється катіони металічного елемента  $\text{Me}^{n+} + \text{ne}^- \rightarrow \text{Me}^0$ . Якщо у розчині присутній аніон безкисневої кислоти  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ . Окиснюються  $\text{A}_n^{m-} - \text{me}^- \rightarrow \text{A}_n$

Схема електролізу водного розчину  $\text{CuCl}_2$

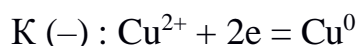
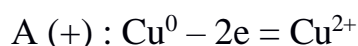


Електроліз водного розчину  $\text{CuCl}_2$  з розчинним анодом.

Аніони не окиснюються. Йде окиснення атомів металу анода.

Катіони  $\text{Me}^{n+}$  переходять у розчин. На аноді відбувається процес окиснення, на катоді процес відновлення металу.

Схема електролізу водного розчину  $\text{CuCl}_2$  з мідним анодом:



## 6. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

*Корозія* – це процес самочинної фізико-хімічної взаємодії металу з навколишнім середовищем, який призводить до зміни властивостей даного металу, середовища або технічної системи.

Основною причиною корозії металів є їх термодинамічна нестійкість в агресивних середовищах, тому більшість металів у земній корі знаходяться в окисненому стані у вигляді різних хімічних сполук.

За механізмом взаємодії металу з агресивним середовищем розрізняють хімічну та електрохімічну корозію.

*Хімічна корозія* відбувається при безпосередній взаємодії окиснювача і металу в тому випадку, коли відсутня можливість конденсації вологи на міжфазовій межі. Вона не супроводжується виникненням електричного струму.

Електрохімічна корозія виникає в електропровідних середовищах, в більшості випадків у присутності вологого повітря: у водних розчинах електролітів; в атмосфері під плівкою вологи на поверхні; в ґрунті; в розплавах електролітів. Електрохімічна корозія зумовлена утворенням на поверхні металу макро- або мікрогальванічних елементів. Причиною виникнення перших є безпосередній контакт металів, які відрізняються значеннями електродних потенціалів. Мікрогальванічні елементи утворюються внаслідок наявності домішок, механічних або хімічних неоднорідностей на поверхні металу або в приповерхневій зоні корозійного середовища. На поверхні металу або домішок, які мають менше значення електродного потенціалу, відбувається анодна реакція окиснення металу з переходом його іонів у корозійне середовище:

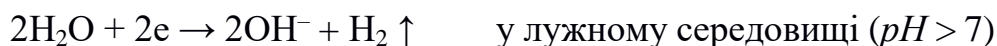
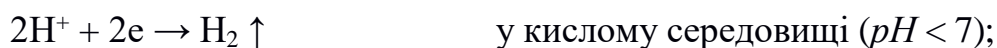


На поверхні металу або домішок, які мають більш позитивне значення електродного потенціалу,

– катодна реакція відновлення компонентів корозійного середовища (окиснювачів  $Ox$ ):



Залежно від природи металу і складу корозійного середовища розрізняють корозію з водневою або кисневою деполяризацією. У разі корозії з водневою деполяризацією залежно від кислотності середовища ( $pH$ ) відбуваються такі катодні реакції, під час яких виділяється водень:



Корозія з кисневою деполяризацією супроводжується поглинанням кисню і катодні реакції в даному випадку мають вигляд:



Умовою мимовільного перебігу корозійного процесу є позитивне значення ЕРС.

$$\Delta E = E_k - E_a,$$

де  $E_k, E_a$  – потенціали катодних та анодних реакцій відповідно.

Потенціал анодної реакції, якщо вона відбувається при стандартних умовах, дорівнює стандартному електродному потенціалу металу ( $E^0_{M^{z+}}$ ). Якщо умови корозійного процесу відрізняються від стандартних, то потенціал анодної реакції розраховується за формулою Нернста:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}}$$

де  $E_{Me^{n+}/Me}$  – стандартне (табличне) значення електродного потенціалу;  $n$  – кількість валентних електронів;  $C_{Me^{n+}}$  – концентрація іонів металічного елемента в розчині, моль / дм<sup>3</sup>.

Для катодного процесу електродний потенціал розраховується за формулами:

– корозія з водневою деполяризацією

$$E_{2H+H_2} = -0,059 \text{ рН}$$

– корозія з кисневою деполяризацією

$$E_{O_2+2H_2O/4OH^-} = 1,23 - 0,059 \text{ рН}$$

### 6.1. Контрольні завдання

6.1.1. Визначити можливість руйнування металу (таблиця 6.1) з водневою і кисневою деполяризацією при заданих значеннях рН і концентрації металу ( $C_M$ ) корозійного середовища.

Таблиця 6.1

Варіант	Метал	$C_M$ , моль/л	рН	Варіант	Метал	$C_M$ , моль/л	рН
1	Cu	$10^{-1}$	5	13	Ni	$10^{-4}$	6
2	Ti	$10^{-4}$	3	14	Zn	$10^{-2}$	9
3	Be	$10^{-3}$	2	15	Fe	$10^{-4}$	5
4	Co	$10^{-2}$	6	16	Cd	$10^{-3}$	4
5	Fe	$10^{-4}$	3	17	Al	$10^{-3}$	8
6	Mn	$10^{-4}$	5	18	Pb	$10^{-2}$	7
7	Pb	$10^{-2}$	4	19	Sn	$10^{-4}$	10
8	Cd	$10^{-6}$	7	20	Cr	$10^{-3}$	3
9	Al	$10^{-2}$	4	21	Bi	$10^{-6}$	4
10	Fe	$10^{-1}$	6	22	Mg	$10^{-2}$	2
11	Zn	$10^{-4}$	5	23	Fe	$10^{-6}$	3
12	Ni	$10^{-3}$	10	24	Ag	$10^{-5}$	8

6.1. 2. Для запропонованого металу (таблиця 6.2) визначити контакт з яким з металів викликає найбільшу швидкість його корозії в кислому середовищі. Розрахувати ЕРС для кожної пари металів при стандартних умовах і скласти схеми гальванічних елементів.

Таблиця 6.2

Варіант	Основний метал	Контактні метали			Варіант	Основний метал	Контактні метали		
1	Al	Cu	Mg	Ni	13	Fe	Al	Zn	Ni
2	Ni	Fe	Mn	Bi	14	Ag	Au	Hg	Mg
3	Sn	Zn	Cu	Fe	15	Be	Mn	Cd	Cu
4	Zn	Fe	Mn	Pb	16	Bi	Al	Ag	Ni
5	Fe	Cu	Al	Cr	17	Co	Bi	Mn	Cu
6	Cr	Ba	Sb	Ni	18	W	Cd	Pb	Cu
7	Cd	Ag	Pd	Co	29	Pb	Zn	Ag	Bi
8	Mn	Ba	Cr	Ni	20	Zn	Ni	Mg	Sn
9	Sb	Ag	Pd	Co	21	Cd	Mn	Bi	Cr
10	Mg	Ba	Al	Cr	22	Ni	Mg	Zn	Pb
11	Cr	Fe	Mn	Mg	23	Cd	Cu	Sn	Mn
12	Fe	Ni	Co	Zn	24	Ag	Mn	Ni	Al

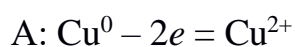
### 6.2 .Приклад виконання завдання:

6.2.1. Визначити можливість руйнування міді (Cu) при pH = 5 з водневою та кисневою деполяризацією, якщо концентрація іонів металу у корозійному середовищі складає  $C_m = 10^{-4}$  моль/л.

#### **Розв'язок.**

Схеми передбачуваних корозійних процесів:

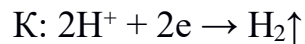
Анодний процес корозії:



Катодні процеси корозії:

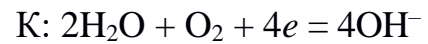
Корозія з водневою

деполяризацією



Корозія з кисневою

деполяризацією



Потенціал анодної реакції розраховуємо по формулі Нернста:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Cu}^{2+}}$$

$$E_a = 0,34 + (0,059/2)\lg 10^{-4} = 0,34 - 0,12 = 0,22 \text{ В}$$

Потенціали катодної реакції:

Корозія з водневою

деполяризацією

$$E_k = -0,059 \cdot \text{pH}$$

$$E_k = -0,059 \cdot 5 = -0,295 \text{ В.}$$

Корозія з кисневою

деполяризацією

$$E_k = 1,23 - 0,059 \cdot \text{pH}$$

$$E_k = 1,23 - 0,059 \cdot 5 = 0,935 \text{ В.}$$

Визначаємо ЕРС можливих корозійних процесів  $\Delta E = E_k - E_a$ ,

Корозія з водневою

деполяризацією

$$\Delta E = -0,295 - 0,22 = -0,515 \text{ В}$$

$$\Delta E < 0$$

Корозія з кисневою

деполяризацією

$$\Delta E = 0,935 - 0,22 = 0,715 \text{ В}$$

$$\Delta E > 0$$

Таким чином, за розрахунками, оскільки у першому випадку  $\Delta E < 0$ , то корозія міді з водневою деполяризацією при  $\text{pH} = 5$  неможлива.

У другому випадку, корозія міді з кисневою деполяризацією при  $\text{pH} = 5$  може відбуватися.

Внаслідок перебігу катодної реакції у середовищі з'являються гідроксид-іони  $\text{OH}^-$ . Вони утворюють з іонами  $\text{Cu}^{2+}$  нерозчинний  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , який вкриває поверхню металу і певною мірою захищає його від корозії.

6.2.2. Визначити, контакт з яким з металів Mg, Cu, Pb викликає найбільшу швидкість корозії Ni. Скласти схеми гальванічних елементів. Відповідь дати на підставі розрахунків ЄРС.

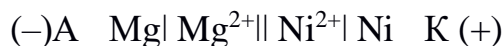
**Розв'язок.**

1. Розглянемо попарно основний метал Ni та метали-контакту:

1) Ni – Mg

$$E^0 \text{Ni}^{2+}/\text{Ni} = -0,25 \text{ В} \quad E^0 \text{Mg}^{2+}/\text{Mg} = -2,36 \text{ В}$$

В цій парі Ni буде катодом, а Mg – анодом, тому схема гальванічного елементу буде виглядати так:



Як відомо, кородує завжди той метал, який є анодом. Тому у даному випадку відбувається корозійне руйнування магнію.

2) Ni – Cu

$$E^0 \text{Ni}^{2+}/\text{Ni} = -0,25 \text{ В} \quad E^0 \text{Cu}^{+2}/\text{Cu} = +0,34 \text{ В}$$

В цій парі Cu буде катодом, а Ni – анодом, тому схема гальванічного елементу буде виглядати так:



У даному випадку відбувається корозійне руйнування нікелю. ЄРС корозії розраховуємо за формулою:  $\Delta E = E_k - E_a$ ,

$$\Delta E = +0,34 - (-0,25) = 0,59 \text{ В}$$

3) Ni – Pb

$$E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ В} \quad E^0 \text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,126 \text{ В}$$

В цій парі Pb буде катодом, а Ni – анодом, тому схема гальванічного елементу буде виглядати так:



У даному випадку також відбувається корозійне руйнування нікелю. ЄРС корозії розраховуємо за формулою:  $\Delta E = E_k - E_a$ ,

$$\Delta E = -0,126 - (-0,25) = 0,124 \text{ В}$$

Таким чином, виходячи з розрахунків, нікель буде кородувати і в парі з купрумом (Cu), і в парі зі плюмбумом (Pb), але при контакті з купрумом (Cu) нікол (Ni) буде руйнуватися інтенсивніше.

## ДОДАТКИ

### Додаток А

#### *Термодинамічні константи деяких речовин*

Речовина	$\Delta H_f^0$ , кДж/ моль	$S^0$ , Дж/ моль·К	Речовина	$\Delta H_f^0$ , кДж/ моль	$S^0$ , Дж/ моль·К
1	2	3	4	5	6
As(к)	0	62,76	AlBr <sub>3</sub> (к)	-513,4	108,2
As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-2050	133,89	Al <sub>4</sub> Cl <sub>3</sub> (к)	-209	88,95
Ag(к)	0	42,55	AlCl <sub>3</sub> (к)	-704,2	109,3
AgBr(к)	-100,7	107,1	AlF <sub>3</sub> (к)	-1510	66,48
AgCl(к)	-127,1	96,11	AlH <sub>3</sub> (к)	-11,4	30,0
AgCN(к)	145,9	107,2	AlI <sub>3</sub> (к)	-308	189,5
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> (к)	-721,3	217,63	AlN(к)	-318	20,2
AgF(к)	-206	83,7	Al(OH) <sub>3</sub> (к)	-1315	70,1
AgI(к)	-61,9	115,5	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1676	50,92
AgNO <sub>3</sub> (к)	-124,5	140,9	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub> (к)	-723,4	96
Ag <sub>2</sub> O(к)	-31,1	121,0	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (к)	-3442,2	239,2
Ag <sub>2</sub> S(к)	-32,8	144,0	Ar(г)	0	154,7
Al(к)	0	28,35	As(г)	288,7	175,1
As(сірий,к)	0	36,6	BaCrO <sub>4</sub> (к)	-1368	155,6
AsBr <sub>3</sub> (к)	-197,5	159	BaF <sub>2</sub> (к)	-1200	96,2
AsCl <sub>3</sub> (г)	-305,0	212,5	BaI <sub>2</sub> (к)	-605,4	167
AsF <sub>3</sub> (г)	-920,7	289,0	Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (к)	-991,0	214
AsF <sub>5</sub> (г)	-1236,8	-	BaO(к)	-558,1	70,3
AsH <sub>3</sub> (к)	66,4	223,0	Ba(OH) <sub>2</sub> (к)	-950	124,0
AsI <sub>3</sub> (к)	-58,2	163,6	Ba <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (к)	-3960,2	355,6
As <sub>4</sub> O <sub>6</sub> (к)	-1331,6	245	BaS(к)	-460,5	78,3
As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	-924,9	165,4	BaSO <sub>4</sub> (к)	-1465,0	132,0
H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> (р)	-747,2	179,3	BaSiO <sub>3</sub> (к)	-1590,1	109,6
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> (р)	-902,5	205,0	Ba <sub>2</sub> SiO <sub>4</sub> (к)	-2265,6	176,1
As <sub>2</sub> S <sub>3</sub> (к)	-159	163,6	BaTiO <sub>3</sub> (к)	-1663,6	108,03

1	2	3	4	5	6
Au(κ)	0	47,40	Be(κ)	0	9,5
AuBr <sub>3</sub> (κ)	-53,5	155,0	BeBr <sub>2</sub> (κ)	-330	103
AuCl(κ)	-36,4	85,17	Be <sub>2</sub> C(κ)	-90,8	16,3
AuCl <sub>3</sub> (κ)	-118,4	164,4	BeCO <sub>3</sub> (κ)	-982	67,29
AuF <sub>3</sub> (κ)	-348,5	114,22	BeCl <sub>2</sub> (κ)	-494	63
Au(OH) <sub>3</sub> (κ)	-477,8	121	BeF <sub>2</sub> (κ)	-1010	45
Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (κ)	-13,0	134,3	BeH <sub>2</sub> (κ)	125	173
B(κ)	0	5,8	BeI <sub>2</sub> (κ)	-165	130
BBr <sub>3</sub> (κ)	-	228,5	BeO(κ)	-598	14,1
BCl <sub>3</sub> (p)	-427,1	206	Be(OH) <sub>2</sub> (κ)	-907	55,6
BF <sub>3</sub> (г)	-1137,0	254,4	BeSO <sub>4</sub> (κ)	-1197	90
B <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (г)	38,5	232	Bi(κ)	0	56,9
BN(κ)	-252,8	14,8	BiCl <sub>3</sub> (κ)	-379,0	172,0
B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (ам)	-1254	80,8	BiI <sub>3</sub> (κ)	-108,9	234,0
HBO <sub>2</sub> (κ)	-795	240,2	BiOCl(κ)	-371,4	102,6
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> (κ)	-1094,0	88,7	Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (κ)	-577,8	151
B <sub>2</sub> S <sub>3</sub> (κ)	-252	106,3	Bi(OH) <sub>3</sub> (κ)	-711,8	118
Ba(κ)	0	67	Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub> (κ)	-155,6	200,4
BaBr <sub>2</sub> (κ)	-756,5	150	Bi <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (κ)	-2554	-
BaCO <sub>3</sub> (κ)	-1219	112	Br(г)	111,8	186,9
BaCl <sub>2</sub> (κ)	-859,1	126	Br <sub>2</sub> (p)	0	152,2
Ba(ClO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (κ)	-	234,3	BrF(г)	-42,4	228,9
Ba(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (κ)	-858,98	255,2	BrF <sub>3</sub> (p)	-303,1	178,1
BrF <sub>5</sub> (г)	-428,9	319,2	CaSiO <sub>3</sub> (κ)	-1636	81,98
HBr(г)	-34,1	198,6	CaWO <sub>4</sub> (κ)	-1638,6	151,0
HBrO(p)	-112,97	142,3	Cd(κ)	0	51,76
C(алмаз,κ)	1,828	2,36	CdBr <sub>2</sub> (κ)	-315,3	138,83
C(графит,κ)	0	5,74	CdCO <sub>3</sub> (κ)	-754,6	96,7
CBr <sub>4</sub> (г)	79,5	230,12	CdCl <sub>2</sub> (κ)	-390,8	115,27
CCl <sub>4</sub> (p)	-135,44	214,6	CdF <sub>2</sub> (κ)	-700,4	84
CF <sub>4</sub> (г)	-933,7	216,6	CdI <sub>2</sub> (κ)	-204,2	158,32

1	2	3	4	5	6
CH <sub>4</sub> (г)	-74,86	186,19	CdO(к)	-200,0	54,8
CO(г)	-110,52	197,54	Cd(OH) <sub>2</sub> (к)	-561,5	93,04
COCl <sub>2</sub> (г)	-220,3	283,9	CdS(к)	-156,9	71,1
COF <sub>2</sub> (г)	-634,17	258,49	CdSO <sub>4</sub> (к)	-934,4	123,05
CO <sub>2</sub> (г)	-393,51	213,08	Cl <sub>2</sub> (г)	0	222,9
CS <sub>2</sub> (п)	88,7	151,0	ClF(г)	-49,9	217,8
HCN(п)	-109,6	113,2	ClF <sub>3</sub> (п)	-157,7	281,5
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (п)	-699,5	187,4	ClO <sub>2</sub> (г)	105	257,0
Ca(к)	0	41,63	Cl <sub>2</sub> O(г)	75,7	266,2
Ca(AlO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> (к)	-2327,9	144,3	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (г)	286,6	-
Ca(BO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> (к)	-2030,96	105,2	HCl(г)	-91,8	186,8
CaBr <sub>2</sub> (к)	-674,9	130	HClO(п)	-124,3	129
CaC <sub>2</sub> (к)	-62,8	70,3	HClO <sub>4</sub> (п)	-34,5	188,0
CaCO <sub>3</sub> (к)	-1206,9	92,6	Co(к)	0	30,04
CaCl <sub>2</sub> (к)	-795	113,6	CoBr <sub>2</sub> (к)	-223,84	135,56
CaCrO <sub>4</sub> (к)	-1380,0	133,89	CoCO <sub>3</sub> (к)	-722,6	-
Ca(CrO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> (к)	-2068,57	120,92	CoCl <sub>2</sub> (к)	-325,5	106,3
CaF <sub>2</sub> (к)	-1214,6	68,9	CoI <sub>2</sub> (к)	-102,1	158,2
Ca(HPO <sub>4</sub> )(к)	-1815,6	111,5	Co(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (к)	-430,5	192
CaH <sub>2</sub> (к)	-188,7	42	CoO(к)	-239,3	43,9
CaI <sub>2</sub> (к)	-534,7	142	Co <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (к)	-879	102,9
Ca <sub>3</sub> N <sub>2</sub> (к)	-431,8	105	Co(OH) <sub>2</sub> (к)	-541,0	82
CaO(к)	-635,5	39,7	Co(OH) <sub>3</sub> (к)	-730,53	83,68
CaO <sub>2</sub> (к)	-651,7	43,1	CoS(к)	-80,75	67,36
Ca(OH) <sub>2</sub> (к)	-986,6	76,1	CoSO <sub>4</sub> (к)	-868,2	113,4
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (к)	-4123,6	236	Cr(к)	0	23,6
CaS(к)	-482,7	56,5	Cr(CO) <sub>6</sub> (к)	-1077,4	314
CrCl <sub>2</sub> (к)	-395,4	115,65	Cu(OH) <sub>2</sub> (к)	-444,3	84
CrCl <sub>3</sub> (к)	-570,3	124,7	(CuOH) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (к)	-1051	211,6
CrF <sub>3</sub> (к)	-1159,0	94,14	Cu <sub>2</sub> O(к)	-173,2	92,93
CrN(к)	-123,4	52,7	Cu(OH) <sub>2</sub> (к)	-444,3	84

1	2	3	4	5	6
CrO <sub>3</sub> (к)	-585,76	71,96	(CuOH) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (к)	-1051	211,6
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1140,6	81,2	CuS(к)	-53,1	66,5
CrO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (р)	-598,73	209,2	CuSO <sub>4</sub> (к)	-770,9	109
Cr(OH) <sub>2</sub> (к)	-677,81	81,17	F <sub>2</sub> (г)	0	202,9
Cr(OH) <sub>3</sub> (к)	-999,98	80,33	HF(г)	-270,9	173,7
Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (к)	-3308	288	Fe(к)	0	27,2
Cs(к)	0	84,35	FeBr <sub>2</sub> (к)	-251,4	140
CsBr(к)	-394,6	121	FeBr <sub>3</sub> (к)	-269	184
Cs <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (к)	-	188,7	Fe <sub>3</sub> C(к)	25	108
CsCl(к)	-433,0	90,0	FeCO <sub>3</sub> (к)	-738,15	95,4
CsF(к)	-530,9	79	Fe(CO) <sub>5</sub> (к)	-764	338
CsH(к)	-49,9	79	FeCl <sub>2</sub> (к)	-341,75	118,0
CsI(к)	-351,3	130	FeCl <sub>3</sub> (к)	-396,23	145,6
CsNO <sub>3</sub> (к)	-494,2	149,0	FeO(к)	-264,8	60,8
Cs <sub>2</sub> O(к)	-317,6	123,8	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-822,2	87,4
Cs <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (к)	-402,5	118,0	Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (к)	-1117,1	146,2
CsO <sub>2</sub> (к)	-289,5	-	Fe(OH) <sub>2</sub> (к)	-561,7	88
Cs(OH)(к)	-406,7	93,3	Fe(OH) <sub>3</sub> (к)	-826,6	105
Cs <sub>2</sub> S(к)	-364	146	FeS(к)	-100,4	60,3
Cs <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (к)	-1642,6	205,9	FeSO <sub>4</sub> (к)	-929,47	121,0
Cu(к)	0	33,15	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (к)	-2584	282,8
CuBr(к)	-103,5	96,11	FeSiO <sub>3</sub> (к)	-1195,8	94,0
CuBr <sub>2</sub> (к)	-143	146	FeTiO <sub>3</sub> (ильм.)	-1253,95	142,7
CuCO <sub>3</sub> (к)	-595,4	88	Ga(к)	0	41,1
CuCl(к)	-137,3	87,0	GaCl <sub>3</sub> (к)	-524,7	133,4
CuCl <sub>2</sub> (к)	-215,6	108,1	GaF <sub>3</sub> (к)	-	83,7
CuF <sub>2</sub> (к)	-537,6	68,6	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1089	-
CuI(к)	-68	96,7	Ga(OH) <sub>3</sub> (к)	-1014,6	84,9
Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (к)	-305,34	192,46	GaP(к)	-121,7	-
CuO(к)	-162	42,63	Ga <sub>2</sub> S <sub>3</sub> (к)	-569	-

1	2	3	4	5	6
Cu <sub>2</sub> O(κ)	-173,2	92,93	GaSb(κ)	-41,5	80,8
Ge(κ)	0	31,3	HI(p)	-55,2	111,3
GeCl <sub>4</sub> (p)	-569	251,0	H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub> (l)	-761,5	-
GeF <sub>4</sub> (r)	-1190	303	In(κ)	0	57,8
GeH <sub>4</sub> (r)	90,8	217,1	InAs(κ)	-25,9	41,0
GeO(κ)	-255	50,2	InCl(κ)	-186,2	95,0
GeO <sub>2</sub> (κ)	-554,7	55,3	InCl <sub>3</sub> (κ)	-537,2	138
GeS(κ)	-70,1	66,0	In <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (κ)	-925,9	107,9
GeS <sub>2</sub> (κ)	-38,4	78,3	In(OH) <sub>3</sub> (κ)	-760,0	106,7
GeSe(κ)	-82,4	79,0	InP(κ)	88,7	31,1
H <sub>2</sub> (r)	0	130,5	In <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (κ)	-2725,5	302,1
He(r)	0	126,0	Ir(κ)	0	35,5
Hf(κ)	0	43,6	IrCl <sub>3</sub> (κ)	-242,7	150,6
HfC(κ)	-217,2	40,1	IrF <sub>6</sub> (r)	-544	357,7
HfCl <sub>4</sub> (κ)	-990	191	IrO <sub>2</sub> (κ)	-243	59
HfF <sub>4</sub> (κ)	-1930	113	IrS <sub>2</sub> (κ)	-125,6	105,5
HfO <sub>2</sub> (κ)	-1117,5	59,33	K(κ)	0	71,5
Hg(p)	0	75,9	KAlH <sub>4</sub> (κ)	-166,5	128,8
HgBr <sub>2</sub> (κ)	-169,9	179,8	KBF <sub>4</sub> (κ)	-1881,5	50,2
Hg <sub>2</sub> Br <sub>2</sub> (κ)	-207,1	217,7	KBH <sub>4</sub> (κ)	-948,8	106,2
HgCO <sub>3</sub> (κ)	-553,3	184,1	K <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> (κ)	-3334,2	187,4
HgCl <sub>2</sub> (κ)	-228,2	140,02	KBr(κ)	-392,5	95,9
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (κ)	-265,1	192,76	KBrO <sub>3</sub> (κ)	-332,2	149,2
HgI <sub>2</sub> (κ)	-105,4	184,05	KCN(κ)	-112,5	137,0
Hg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (κ)	-226	-	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (κ)	-1146,1	156,3
HgO(κ)	-90,9	70,3	KCl(κ)	-435,9	82,6
Hg <sub>2</sub> O(κ)	-91,3	130,2	KClO <sub>3</sub> (κ)	-391,2	143,0
HgS(κ)	-59,0	82	KClO <sub>4</sub> (κ)	-430,1	151,0
HgSO <sub>4</sub> (κ)	-707,9	136,4	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> (κ)	-1382,8	193
Hg <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (κ)	-744,7	200,7	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (κ)	-2033,0	291,2

1	2	3	4	5	6
I <sub>2</sub> (κ)	0	116,2	KF(κ)	-567,4	66,6
ICl(γ)	17,4	247,4	KH(κ)	-63,4	50,2
ICl <sub>3</sub> (κ)	-88,3	167,2	KHCO <sub>3</sub> (κ)	-959,3	128,7
IF(γ)	-125	235,9	KHF <sub>2</sub> (κ)	-928,45	104,6
IF <sub>5</sub> (κ)	-834,3	328,9	KI(κ)	-327,6	110,8
HI(γ)	26,57	206,5	KIO <sub>3</sub> (κ)	-508,4	151,5
KIO <sub>4</sub> (κ)	-464,9	157,7	Mg(κ)	0	32,7
KMnO <sub>4</sub> (κ)	-813,4	171,71	MgBr <sub>2</sub> (κ)	-517,6	117
K <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> (κ)	-1184,1	-	MgCO <sub>3</sub> (κ)	-1113	65,7
KN <sub>3</sub> (κ)	1,38	86,0	MgCl <sub>2</sub> (κ)	-641,1	26,9
KNO <sub>2</sub> (κ)	-370,3	117	MgF <sub>2</sub> (κ)	-1113	57,2
KNO <sub>3</sub> (κ)	-493,2	132,93	MgO(κ)	-601,8	26,9
KOH(κ)	-425,8	79,32	Mg(OH) <sub>2</sub> (κ)	-924,7	63,1
KO <sub>2</sub> (κ)	-280	46,9	MgSO <sub>4</sub> (κ)	-1301,4	91,6
K <sub>2</sub> O(κ)	-363,2	94,1	Mn(κ)	0	32
K <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (κ)	-495,8	113,0	MnCO <sub>3</sub> (κ)	-881,7	109,5
KReO <sub>4</sub> (κ)	-1100,3	167,7	MnCl <sub>2</sub> (κ)	-481,2	118,2
K <sub>2</sub> S(κ)	-428,4	111,3	MnO(κ)	-385,1	61,5
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (κ)	-1433,7	175,7	MnO <sub>2</sub> (κ)	-521,5	53,1
K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	-1423,8	598	Mn(OH) <sub>2</sub> (κ)	-700,0	94,9
K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ](κ)	-173,2	420,1	Mn <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (κ)	-1387,6	154,8
K <sub>2</sub> TiO <sub>3</sub> (κ)	-1609,17	237,23	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (κ)	-728,43	-
Kr(γ)	0	164	MnSO <sub>4</sub> (κ)	-1066,7	112,5
La(κ)	0	57,3	Mo(κ)	0	28,6
LaCl <sub>3</sub> (κ)	-1070,7	144,3	Mo(CO) <sub>6</sub> (κ)	-983,2	327
La <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (κ)	-1793,1	128,4	MoCl <sub>2</sub> (κ)	-288,7	119,2
La <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (κ)	-3932,1	-	MoCl <sub>3</sub> (κ)	-393	138
Li(κ)	0	28,6	MoCl <sub>4</sub> (κ)	-479,5	180
LiAlH <sub>4</sub> (κ)	-117	87,9	MoCl <sub>5</sub> (κ)	-526,8	230
LiBr(κ)	-350,3	66,9	MoF <sub>6</sub> (κ)	-1585,4	259,7

1	2	3	4	5	6
LiCl(κ)	-408,3	59,3	MoO <sub>2</sub> (κ)	-589,1	46,9
LiF(κ)	-612,1	35,9	MoO <sub>3</sub> (κ)	-745,2	77,7
LiFeO <sub>2</sub> (κ)	-729,02	75,3	H <sub>2</sub> MoO <sub>4</sub> (κ)	-1046,1	-159
LiH(κ)	-90,7	20,0	Mo <sub>2</sub> C(κ)	-46	-
LiI(κ)	-271,1	75,7	MoS <sub>2</sub> (κ)	-248,1	62,6
LiOH(κ)	-487,2	42,8	N <sub>2</sub> (г)	0	199,9
Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (κ)	-1215,6	90,4	NF <sub>3</sub> (г)	-126	260,6
LiNO <sub>3</sub> (κ)	-482,3	105	NH <sub>2</sub> OH(κ)	-115	66,5
Li <sub>2</sub> O(κ)	-595,8	37,9	NH <sub>3</sub> (г)	-46,19	192,6
Li <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (κ)	-1434,4	113	NH <sub>4</sub> Br(κ)	-270,1	112,9
NH <sub>4</sub> CNS(κ)	-82,0	261,1	NaCNO(κ)	-93,6	124,9
NH <sub>4</sub> Cl(κ)	-314,2	95,8	NaCNS(κ)	-410,0	113
NH <sub>4</sub> ClO <sub>4</sub> (κ)	-295,9	184,3	NaCl(κ)	-411,1	72,1
NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> (p)	-237,4	253,7	NaClO <sub>3</sub> (κ)	-365,4	129,7
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (κ)	-365,4	151,0	NaClO <sub>4</sub> (κ)	-382,8	140
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (κ)	-1180,0	220	NaF(κ)	-573,6	51,3
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> (κ)	-1182,4	167,78	NaF·HF(κ)	-902,8	90,7
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (κ)	-1799,12	-	NaH(κ)	-56,4	188
NH <sub>4</sub> VO <sub>3</sub> (κ)	-1051	140,6	NaHCO <sub>3</sub> (κ)	-947,7	102
NO(г)	90,25	210,6	NaI(κ)	-287,9	98,5
NOBr(г)	82,2	273,5	NaNO <sub>2</sub> (κ)	-359	106
NOCl <sub>2</sub> (г)	52,5	261,5	NaNO <sub>3</sub> (κ)	-466,7	116
NOF(г)	-66,5	247,9	NaN <sub>3</sub> (κ)	21,3	70,5
NOI(г)	100	282,8	NaOH(κ)	-425,6	64,4
NO <sub>2</sub> (г)	33	240,2	NaO <sub>2</sub> (κ)	-	115,9
NO <sub>2</sub> Cl(г)	12,55	272,0	Na <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> (κ)	-3276,6	189,5
NO <sub>2</sub> F(г)	-108,78	260,2	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (κ)	-1131,0	136,4
NO <sub>3</sub> F(г)	10,46	292,8	Na <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> (κ)	-1333	174,5
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (p)	50,50	121,4	Na <sub>2</sub> O(κ)	-416,0	75,3
N <sub>2</sub> O(г)	82,1	220,0	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (κ)	-540,4	94,9

1	2	3	4	5	6
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (г)	83,3	307,3	Na <sub>2</sub> S(к)	-370,3	77,4
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (р)	19,05	209,3	Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> (к)	-1090	146,0
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	-42,7	178,4	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (к)	-1384,6	149,5
HN <sub>3</sub> (г)	294,0	238,9	Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> (к)	-1525,4	113,8
HNO <sub>2</sub> (р)	-119,2	152,7	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (к)	-1935,5	224,7
HNO <sub>3</sub> (р)	-174,1	156,6	Nb(к)	0	36,6
Na(к)	0	51,45	NbCl <sub>5</sub> (к)	-797,5	226
NaAlCl <sub>4</sub> (к)	-1142,8	188,3	NbF <sub>5</sub> (к)	-1813,8	157,3
NaAlH <sub>4</sub> (к)	-114,5	123,9	Nb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	-1898	137,2
NaAlO <sub>2</sub> (к)	-1132,2	70,4	Ne(г)	0	146,2
NaBH <sub>4</sub> (к)	-183,3	101,3	Ni(к)	0	29,9
NaBO <sub>2</sub> (к)	-1059	73,39	NiBr <sub>2</sub> (к)	-214	129
NaBr(к)	-361,4	86,82	NiCl <sub>2</sub> (к)	-304,2	98,1
NaBrO <sub>3</sub> (к)	-342,8	130,5	NiF <sub>2</sub> (к)	-661,07	73,6
NaCN(к)	-89,8	118,5	NiI <sub>2</sub> (к)	-96,23	157,7
NiO(к)	-239,7	38,0	PbCrO <sub>4</sub> (к)	-910,9	152,7
Ni(OH) <sub>2</sub> (к)	-543,5	80	PbI <sub>2</sub> (к)	-175,2	175,4
Ni(OH) <sub>3</sub> (к)	-678,2	81,6	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (к)	-451,7	217,9
NiS(к)	-79	53,0	PbO(к)	-219,3	66,2
NiSO <sub>4</sub> (к)	-873,5	103,9	PbO <sub>2</sub> (к)	-276,6	74,9
O <sub>2</sub> (г)	0	205,0	Pb <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (к)	-723,4	211,3
O <sub>3</sub> (г)	142,3	238,8	Pb(OH) <sub>2</sub> (к)	-512,5	-
H <sub>2</sub> O(г)	-241,8	188,7	PbS(к)	-100,4	91,2
H <sub>2</sub> O(р)	-285,8	70,1	PbSO <sub>4</sub> (к)	-920,6	148,7
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (р)	-187,8	100,5	Pd(к)	0	37,7
Os(к)	0	32,6	PdO(к)	-115,5	38,9
OsO <sub>2</sub> (к)	-259,4	-	Pt(к)	0	41,5
OsO <sub>4</sub> (к)	-394,0	164	PtBr <sub>4</sub> (к)	-159	163,5
P(г)	314,6	163,1	PtCl <sub>4</sub> (к)	-229,3	267,9
P(к, бел.)	0	41,1	PtI <sub>4</sub> (к)	-59,4	281

1	2	3	4	5	6
P(к, черн.)	-38,9	22,7	PtO <sub>2</sub> (к)	-134	69,1
P(к, красн.)	-17,6	22,8	Rb(к)	0	76,2
P <sub>4</sub> (г)	58,9	279,9	RbBr(к)	-389,2	112,3
PBr <sub>3</sub> (г)	-132,0	348	Rb <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (к)	-1128	-
PBr <sub>3</sub> (п)	-184	240,2	RbCl(к)	-430,6	91,6
PCl <sub>3</sub> (г)	-287,0	311,7	RbF(к)	-549,3	75,3
PCl <sub>5</sub> (г)	-366,0	364,5	RbH(к)	-54,31	-
PF <sub>3</sub> (г)	-956,5	272,6	RbI(к)	-328,4	118
PF <sub>5</sub> (г)	-1593	296	RbNO <sub>3</sub> (к)	-489,7	140,6
PH <sub>3</sub> (г)	5,44	210,1	RbOH(к)	-413,8	79,5
POCl <sub>3</sub> (п)	-597,1	222,5	Rb <sub>2</sub> O(к)	-330,1	108,8
POF <sub>3</sub> (г)	-1197,3	284,9	Re(к)	0	36,5
P <sub>4</sub> O <sub>6</sub> (к)	-1640	-	ReBr <sub>3</sub> (к)	-164,43	184,1
P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> (к)	-2984,0	228,8	ReCl <sub>3</sub> (к)	-263,6	159,0
HPO <sub>3</sub> (к)	-976,9	-	ReCl <sub>5</sub> (к)	-361	230
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> (п)	-964,8	167,3	ReF <sub>6</sub> (п)	-1382,1	270,6
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (п)	-1288,3	-158,1	ReO <sub>2</sub> (к)	-423,84	72,8
Pb(к)	0	64,8	ReO <sub>3</sub> (к)	-592,9	82,8
PbCO <sub>3</sub> (к)	-699,6	131,0	Re <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (к)	-1272	207,2
PbCl <sub>2</sub> (к)	-359,8	134,3	HReO <sub>4</sub> (к)	-761,49	152,3
ReS <sub>2</sub> (к)	-138,9	96,2	SiS <sub>2</sub> (п)	-156,1	90,5
Re <sub>2</sub> S <sub>7</sub> (к)	-451,4	-	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> (аморф.)	-1189,1	-
Rh(к)	0	31,5	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub> (аморф.)	-1480	-
Ru(к)	0	28,5	Sn(к, белое)	0	51,6
RuO <sub>2</sub> (к)	-236,4	60,7	Sn(к, серое)	-2,1	44,2
RuO <sub>4</sub> (к)	-239,3	141	SnCl <sub>4</sub> (ж)	-528,9	299,6
S(г)	273	167,7	SnH <sub>4</sub> (г)	162,3	228,7
S(к, монокл.)	0,38	32,6	SnO(к)	-286,0	56,5
S(к, ромб.)	0	31,9	SnO <sub>2</sub> (к)	-580,8	52,3
S <sub>8</sub> (г)	101,95	444,2	Sn(OH) <sub>2</sub> (к)	-506,3	87,7

1	2	3	4	5	
S <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (p)	-58,2	-	SnS(κ)	-110,2	77,0
SO <sub>2</sub> (Γ)	-296,9	248,1	SnS <sub>2</sub> (κ)	-82,5	87,5
SO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (p)	-391,2	216,3	SnSO <sub>4</sub> (κ)	-887	-
SO <sub>3</sub> (Γ)	-396,1	256,4	Sn(SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (κ)	-1650	155,2
SO <sub>3</sub> (p)	-439,0	122,05	Sr(κ)	0	53,1
SO <sub>3</sub> (κ)	-454,5	52,3	SrCO <sub>3</sub> (κ)	-1218,4	97,1
H <sub>2</sub> S(Γ)	-21	205,7	SrCl <sub>2</sub> (κ)	-828,4	117
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (p)	-814,2	156,9	SrF <sub>2</sub> (κ)	-1209,2	81,6
Sb(κ)	0	45,69	SrI <sub>2</sub> (κ)	-566,9	159
SbCl <sub>3</sub> (κ)	-381,2	183	Sr(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (κ)	-975,9	195,5
Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (κ)	-1007,5	125,1	SrO(κ)	-590,4	54,4
Sc(κ)	0	34,3	Sr(OH) <sub>2</sub> (κ)	-959,4	86,6
Sc <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (κ)	-1908,6	77	SrS(κ)	-452,3	68,2
Se(κ)	0	34,3	SrSO <sub>4</sub> (κ)	-1451,0	119,7
SeF <sub>6</sub> (Γ)	-	313,8	Ta(κ)	0	41,5
SeO <sub>2</sub> (Γ)	-125,8	264,8	TaCl <sub>5</sub> (κ)	-857,9	238
SeO <sub>2</sub> (κ)	-225,7	66,7	TaF <sub>5</sub> (κ)	-1903,6	170
H <sub>2</sub> Se(Γ)	33	218,8	Ta <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (κ)	-2045,14	143,0
Si(κ)	0	18,8	Tc(κ)	0	33,5
SiC(κ)	-66,8	16,6	Tc <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (κ)	-1114,6	191,9
SiCl <sub>4</sub> (p)	-687,8	239,7	HTcO <sub>4</sub> (κ)	-700,49	139,3
SiF <sub>4</sub> (Γ)	-1614,9	282,6	Te(κ)	0	49,6
SiH <sub>4</sub> (Γ)	34,7	204,6	TeF <sub>6</sub> (κ)	-1323,0	337,3
Si <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (Γ)	79,9	274,5	TeO <sub>2</sub> (Γ)	-51,9	271,9
SiO <sub>2</sub> (кварц)	-908,3	42,7	TeO <sub>2</sub> (κ)	-322,6	79,8
Ti(κ)	0	30,6	V <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (κ)	-1552	131
TiBr <sub>4</sub> (κ)	-619,2	243,5	W(κ)	0	32,7
TiC(κ)	-209	24,7	WC(κ)	-41,0	35,0
TiCl <sub>2</sub> (κ)	-516,7	105,9	W(CO) <sub>6</sub> (κ)	-876,9	42,0
TiCl <sub>3</sub> (κ)	-719,6	130,1	VO(κ)	-431,8	33,6

1	2	3	4	5	6
TiCl <sub>4</sub> (г)	-763,2	352,2	VO <sub>2</sub> (к)	-720	51,57
TiCl <sub>4</sub> (р)	-804,2	252,4	V <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1219,1	98,3
TiF <sub>4</sub> (аморф.)	-1649,3	133,9	WF <sub>6</sub> (к)	-1721,5	353,5
TiH <sub>2</sub> (к)	-144,4	29,7	WO <sub>2</sub> (к)	-589,6	50,6
TiI <sub>4</sub> (г)	-287	432,9	WO <sub>3</sub> (к)	-842,7	75,9
TiI <sub>4</sub> (к)	-386,6	246	WO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (к)	-835,5	186,6
TiN(к)	-336,8	30,4	H <sub>2</sub> WO <sub>4</sub> (к)	-1132	117,2
TiO(к)	-526,3	34,8	Y(к)	0	46,0
TiO <sub>2</sub> (к,рутил)	-943,9	50,3	YCl <sub>3</sub> (к)	-982,4	136,8
Ti <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1518	77,3	Y <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1904	99,2
Ti(OH) <sub>3</sub> (к)	-1188,3	-	Y(OH) <sub>3</sub> (к)	-1412,5	96,3
Tl(к)	0	64,2	Zn(к)	0	41,6
TlBr(к)	-172,7	122,6	ZnBr <sub>2</sub> (к)	-329,7	136
TlCl(к)	-204,1	111,5	ZnCO <sub>3</sub> (к)	-810,7	92,5
TlCl <sub>3</sub> (к)	-311,3	-	ZnCl <sub>2</sub> (к)	-415,1	111,5
TlF(к)	-327	95,7	ZnF <sub>2</sub> (к)	-764,4	73,7
Tl <sub>2</sub> O(к)	-167,4	161,1	ZnI <sub>2</sub> (к)	-208,2	161,5
Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-390,4	148,1	Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (к)	-514,63	193,7
Tl(OH)(к)	-233,5	255,2	ZnO(к)	-350,6	43,6
Tl(OH) <sub>3</sub> (к)	-516,6	102,1	Zn(OH) <sub>2</sub> (к)	-645,4	76,9
V(к)	0	28,9	ZnS(к)	-205,4	57,7
VCl <sub>2</sub> (к)	-452,2	97,1	Zr(к)	0	39,0
VCl <sub>3</sub> (к)	-582,4	130,9	ZrC(к)	-206,7	33,3
VCl <sub>4</sub> (р)	-569,8	259	ZrCl <sub>4</sub> (к)	-979,8	181,4
VF <sub>2</sub> (к)	-837,4	77,5	ZrF <sub>4</sub> (к)	-1911,3	104,6
VF <sub>5</sub> (р)	-1480,9	191,9	ZrO <sub>2</sub> (к)	-1100,6	50,4
VN(к)	-217,15	37,28	ZrOCl <sub>2</sub> (к)	-986,6	-

## Додаток Б

*Ряд стандартних електродних потенціалів*

Метал	E°	Метал	E°	Метал	E°	Метал	E°
Li <sup>+</sup> /Li	-3,045	Sc <sup>3+</sup> /Sc	-2,077	Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,763	Tc <sup>2+</sup> /Tc	+0,400
Rb <sup>+</sup> /Rb	-2,925	Pu <sup>3+</sup> /Pu	-2,073	Cr <sup>3+</sup> /Cr	-0,744	Co <sup>3+</sup> /Co	+0,330
K <sup>+</sup> /K	-2,924	Th <sup>4+</sup> /Th	-1,900	Ga <sup>3+</sup> /Ga	-0,529	Ru <sup>2+</sup> /Ru	+0,450
Cs <sup>+</sup> /Cs	-2,923	Np <sup>3+</sup> /Np	-1,860	Fe <sup>2+</sup> /Fe	-0,440	Cu <sup>+</sup> /Cu	+0,521
Ra <sup>2+</sup> /Ra	-2,916	Be <sup>2+</sup> /Be	-1,847	Cd <sup>2+</sup> /Cd	-0,403	Rh <sup>2+</sup> /Rh	+0,600
Ba <sup>2+</sup> /Ba	-2,905	U <sup>3+</sup> /U	-1,800	In <sup>3+</sup> /In	-0,343	Os <sup>2+</sup> /Os	+0,700
Sr <sup>2+</sup> /Sr	-2,888	Hf <sup>4+</sup> /Hf	-1,700	Co <sup>2+</sup> /Co	-0,277	Tl <sup>3+</sup> /Tl	+0,710
Ca <sup>2+</sup> /Ca	-2,866	Al <sup>3+</sup> /Al	-1,663	Ni <sup>2+</sup> /Ni	-0,250	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> /2Hg	+0,789
Na <sup>+</sup> /Na	-2,714	Zr <sup>4+</sup> /Zr	-1,529	Sn <sup>2+</sup> /Sn	-0,139	Ag <sup>+</sup> /Ag	+0,799
Ac <sup>3+</sup> /Ac	-2,600	Ti <sup>2+</sup> /Ti	-1,210	Pb <sup>2+</sup> /Pb	-0,126	Pb <sup>4+</sup> /Pb	+0,800
La <sup>3+</sup> /La	-2,522	V <sup>2+</sup> /V	-1,186	Fe <sup>3+</sup> /Fe	-0,037	Hg <sup>2+</sup> /Hg	+0,854
Ce <sup>3+</sup> /Ce	-2,480	Mn <sup>2+</sup> /Mn	-1,179	<b>H<sub>2</sub><sup>+</sup>/2H</b>	<b>0,000</b>	Pd <sup>2+</sup> /Pd	+0,987
Nd <sup>3+</sup> /Nd	-2,431	Ta <sup>3+</sup> /Ta	-1,126	Bi <sup>3+</sup> /Bi	+0,215	Ir <sup>3+</sup> /Ir	+1,150
Y <sup>3+</sup> /Y	-2,372	Nb <sup>3+</sup> /Nb	-1,100	Sb <sup>3+</sup> /Sb	+0,240	Pt <sup>2+</sup> /Pt	+1,188
Mg <sup>2+</sup> /Mg	-2,363	Cr <sup>2+</sup> /Cr	-0,913	Re <sup>3+</sup> /Re	+0,300	Au <sup>3+</sup> /Au	+1,498
Lu <sup>3+</sup> /Lu	-2,250	V <sup>3+</sup> /V	-0,835	Cu <sup>2+</sup> /Cu	+0,337	Au <sup>+</sup> /Au	+1,692

## СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Волобуєв М. М. Загальна хімія: авторський лекційний курс : навч. посібник / М. М. Волобуєв, А. М. Корогодська; Нац. техн. ун-т "Харків. політехн. ін-т". Харків: НТУ "ХПІ", 2024. 174 с.

<https://repository.kpi.kharkov.ua/handle/KhPI-Press/79842>

2. Волобуєв М. М. Електрохімічні процеси та системи [Електронний ресурс] : навч.-метод. посібник / [та ін.] ; Нац. техн. ун-т "Харків. політехн. ін-т". 2-ге вид., допов. і перероб. Електрон. текст. дані. Харків : НТУ "ХПІ", 2024. 64 с. <https://repository.kpi.kharkov.ua/handle/KhPI-Press/79840>.

3. Навчальний посібник для студентів хіміко-технологічних спеціальностей денної та дистанційної форм навчання / А. М. Корогодська, І. В. Асєєва, В. І. Булавін, та ін.; за заг. ред. А. М. Корогодської. 3-є вид. перероб. та доп. – Харків : НТУ «ХПІ», 2025. 407 с.

<https://repository.kpi.kharkov.ua/handle/KhPI-Press/91083>

4. Касьяненко Г. Я. Загальна хімія [Текст] : навчально-методичний посібник для самостійної роботи студентів. Суми, 2021. 137 с.

<https://repository.sspu.edu.ua/server/api/core/bitstreams/db1bf84a-ddaa-4eea-a287-cb3401f44b8f/content>

5. Підгорний, А. В. Хімія [Електронний ресурс] : підручник для здобувачів ступеня бакалавра за спеціальностями галузі знань 10 «Природничі науки». КПІ ім. Ігоря Сікорського. Електронні текстові дані: (1 файл: 2,82 Мбайт). Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2020. 351 с.

<https://ela.kpi.ua/server/api/core/bitstreams/469e2f0f-6c76-4e49-aad1-791295ae96db/content>

6. Пономарьова В. Основи хімії : навчальний посібник. Київ : КНУ ім. Т. Шевченка, 2021. 119 с.

[https://inorgchem.knu.ua/ua/images/stories/INORGCHEM/Literatura/fundamentals\\_of\\_chemistry.pdf](https://inorgchem.knu.ua/ua/images/stories/INORGCHEM/Literatura/fundamentals_of_chemistry.pdf)

7. Хімія в таблицях, схемах, визначеннях, питаннях та відповідях: навч. посібник / Л. Б. Цветкова. 5-те вид., стер. Київ: Каравела, 2020. 114 с.

## ЗМІСТ

ВСТУП .....	3
1. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК .....	3
1.1. Контрольні завдання .....	8
1.2. Приклад розв'язання завдання... ..	8
2. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА .....	9
2.1. Контрольні завдання .....	11
2.2. Приклад розв'язання завдання .....	12
3. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕЦІЇ .....	14
3.1. Контрольні завдання .....	16
3.2. Приклад розв'язання завдання .....	17
4. ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ .....	18
4.1. Контрольні завдання .....	21
4.2. Приклад розв'язання завдання .....	21
5. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ.....	22
5.1. Контрольні завдання .....	25
5.2. Приклад розв'язання завдання .....	27
6. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ... ..	30
6.1. Контрольні завдання .....	32
6.2. Приклад розв'язання завдання .....	33
ДОДАТКИ.....	37
СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ.....	49

Навчальне видання

Методичні вказівки

і контрольні завдання до організації самостійної роботи та вивчення курсу дисципліни «Загальна хімія» для студентів нехімічних спеціальностей заочної та дистанційної форм навчання

Укладачі:

МЕЛЬНИК ТАМАРА ВАСИЛІВНА  
АСЄЄВА ІРИНА ВОЛОДИМИРІВНА

Відповідальний за випуск А.М. КОРОГОДСЬКА

Роботу до друку рекомендував проф. І.О. ЛАВРОВА

В авторській редакції

План 2025, поз. 122.

Підп. до друку 2025. Гарнітура Times New Roman.

---

Видавничий центр НТУ «ХП».  
Свідоцтво про державну реєстрацію ДК № 5478 від 21.08.2017 р.  
61002, м. Харків, вул. Кирпичова, 2

---

Електронне видання