

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ**  
**ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ЕКОНОМІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**  
**ІМЕНІ СЕМЕНА КУЗНЕЦЯ**

# **ХІМІЯ**

**Практикум**  
**для слухачів підготовчого відділення**

**Харків**  
**ХНЕУ ім. С. Кузнеця**  
**2020**

УДК 54(07.034)

X46

Укладачі: С. М. Логвінков  
О. М. Борисенко  
Є. О. Михайлова  
Г. С. Попенко

Затверджено на засіданні кафедри природоохоронних технологій,  
екології та безпеки життєдіяльності.

Протокол № 5 від 23.12.2019 р.

*Самостійне електронне текстове мережеве видання*

**Хімія** [Електронний ресурс] : практикум для слухачів підготовчого відділення / уклад. С. М. Логвінков, О. М. Борисенко, Є. О. Михайлова, Г. С. Попенко. – Харків : ХНЕУ ім. С. Кузнеця, 2020. – 140 с.

Подано основні теоретичні відомості, опис індивідуальних завдань для студентів, методичні рекомендації до їх виконання, матеріал щодо закріплення знань, основні типові розрахункові задачі та приклади їх розв'язання за темами навчальної дисципліни.

Рекомендовано для слухачів підготовчого відділення.

**УДК 54(07.034)**

© Харківський національний економічний  
університет імені Семена Кузнеця, 2020

## Вступ

Хімія – одна із фундаментальних природничих наук, яка відіграє велику роль у житті і особливо у виробничій діяльності людини. Вона вивчає навколишній світ, тобто матерію та рух в їх неподільній єдності, і має багатогранні перспективи у всіх напрямках розвитку науково-технічного прогресу. Без хімічних процесів неможливі добування металів, переробка сировини, виробництво продуктів харчування і побуту. Найважливіші технічні досягнення (космічна техніка, ядерна енергетика, мікроелектроніка, комп'ютерна техніка та ін.) також неможливі без використання нових матеріалів з особливими властивостями, які створює хімія.

Знання хімії потрібні для плідної творчої діяльності сучасного фахівця у багатьох галузях: хімії та хімічної технології, біології, медицині, фізиці, машинобудуванні, радіотехніці, мікроелектроніці, сільському господарстві, будівництві тощо.

Курс хімії на підготовчих факультетах для іноземних громадян входить до циклу дисциплін базової підготовки за різними спеціальностями.

**Метою навчальної дисципліни** є засвоєння студентами підготовчого відділення хімічної термінології, розвиток у студентів логічного мислення, акцентування уваги на важливості хімічних знань, набуття навичок застосування знання хімії в подальшому навчанні.

Для кращого сприйняття матеріалу слухачами – іноземцями підготовчого відділення в табл. А.1 додатка А подано словник хімічних термінів українською, російською, англійською, французькою та арабською мовами.

# Тема 1. Основні поняття, терміни та закони хімії

## Основні теоретичні положення

**Атомна маса хімічного елемента** – маса атома хімічного елемента, виражена у відносній формі через а. о. м. Наприклад, у таблиці Д. І. Менделєєва зазначена атомна маса нітрогену N – 14,007, тобто він має масу більшу, ніж  $1/12$  маси  $^{12}_6\text{C}$  у 14,007 рази, цинк  $^{65}_{30}\text{Zn}$  має масу, у 65,39 разів більшу масу за атомну одиницю маси.

**Молекулярна маса речовини**, або маса молекули речовини, – сума всіх атомних мас хімічних елементів у складі структури молекули речовини, виражена в а. о. м. Оскільки а.о.м. є відносною величиною, то у запису її не вказують. Наприклад, молекулярна маса діоксиду нітрогену  $\text{N}_2\text{O}$  дорівнює  $14,007 \cdot 2 + 15,999 = 44,013$ , сірчаної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  –  $1,00794 \cdot 2 + 32,066 + 15,999 \cdot 4 = 98,07788$ .

Під час більшості розрахунків значення атомної або молекулярної маси округлюють (якщо не потрібна дуже велика точність розрахунків). Так, для нітрогену N зазвичай використовують величину 14, для цинку Zn – 65, для діоксиду нітрогену  $\text{N}_2\text{O}$  – 44, для сірчаної кислоти – 98.

Хімічні розрахунки відображують хімічні процеси між атомами, молекулами, іонами, радикалами тощо, тобто між структурними одиницями речовин. Для цього використовують поняття **кількості речовини**, одиницею виміру якої є моль. **Моль** – кількість речовини, яка містить стільки ж структурних одиниць (атомів, молекул, іонів), скільки атомів міститься у 12 г нукліда вуглецю  $^{12}\text{C}$ . Це число атомів дорівнює  $6,02 \cdot 10^{23}$  і називається сталою Авогадро або числом Авогадро  $N_A$ . Його розмірність моль<sup>-1</sup>.

Поняття "моль" можна застосовувати до будь-яких речовин. Наприклад, 1 моль атомарного гідрогену містить  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомів H; 1 моль молекулярного водню –  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{H}_2$ , до складу яких входить  $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  атомів H або 2 моль атомарного гідрогену. Слід пам'ятати, що одиниця вимірювання кількості речовини "моль" не відмінюється.

**Мольна або молярна маса** – величина, що дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини. Розмірність цього параметру – г/моль, кг/моль, т/моль тощо. Якщо одиницею виміру є г/моль, то молярна маса чисельно дорівнює молекулярній масі речовини. Наприклад,

відносна атомна маса кисню дорівнює 16, тоді молярна маса атомарного кисню O становить 16 г/моль, а молярна маса молекулярного кисню O<sub>2</sub> дорівнює 32 г/моль.

Таким самим чином під час аналізу об'ємів речовин, що реагують, застосовують поняття **мольного об'єму**, тобто об'єму, який займає 1 моль речовини.

Маса і кількість речовини – різні поняття. Маса речовини (m, г) кількість речовини (n, моль) і молярна маса M, г/моль) пов'язані простими співвідношеннями:

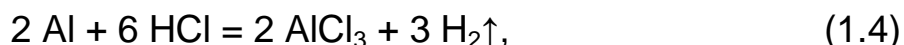
$$m = n \cdot M, \quad (1.1)$$

$$n = \frac{m}{M}, \quad (1.2)$$

$$M = \frac{m}{n}. \quad (1.3)$$

Хімічні реакції не завжди протікають за участю всіх структурних одиниць (атомів, молекул, іонів тощо), можлива взаємодія окремих частин, наприклад, атомів. Тому застосовується поняття хімічного еквівалента, яке завжди розглядають стосовно конкретної хімічної реакції. Розмірність хімічного еквіваленту – частка моль.

**Хімічним еквівалентом** хімічного елемента або речовини називається така частка цієї речовини, яка в реакції, що розглядається, сполучається з одним атомом чи іоном гідрогену або заміщує його в ході реакції. Для прикладу розглянемо такі реакції:



Хімічний еквівалент елемента алюмінію в реакції (1.4) дорівнює 1/3 моль алюмінію, хімічний еквівалент CuSO<sub>4</sub> в реакції (1.5) становить 0,5 моль сульфату купрум.

Хімічний еквівалент сполуки залежить від природи сполуки і типу реакції, в якій вона задіяна. Під час розгляду хімічних реакцій можна стверджувати, що хімічний еквівалент даної сполуки визначається за масою цієї речовини, яка прореагувала з одним еквівалентом іншої речовини.

У розрахунках за хімічними формулами часто використовується поняття масової частки. **Масова частка** – відношення маси даної речовини в системі до маси всієї системи згідно з рівнянням:

$$w(x) = m(x)/m, \quad (1.6)$$

де  $w(x)$  – масова частка компоненту  $x$  в системі (речовині);  
 $m(x)$  – маса елементу  $x$  в системі;  
 $m$  – маса всієї системи (речовини).

Масова частка вимірюється в долях одиниці або у відсотках.

Хімічна взаємодія між сполуками відбувається за певними законами природи. Закони хімії були винайдені протягом досить тривалого часу, за який було підтверджено їх дієвість та значення для хімічних розрахунків і технологій.

До найважливіших законів належить **закон збереження маси речовини**, відкритий ще у XVIII віці Ломоносовим і Лавуазьє незалежно один від одного. Сучасне формулювання цього закону таке: "Маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції". Цей закон підтверджено атомно-молекулярним вченням, оскільки під час хімічних реакцій атоми не зникають і не виникають з нічого, тобто загальна кількість атомів залишається сталою до і після реакції. Це можна проаналізувати на реакції синтезу хлорогідрогену:



З рівняння реакції видно, що в хімічну взаємодію вступає по одній молекулі відповідно гідрогену і хлору, а утворюється дві молекули хлорогідрогену, кількість атомів залишилася незмінною. Оскільки атоми мають сталу масу, то не змінюється і маса речовини до і після реакції.

Важливе значення має також **закон еквівалентів**, який формулюється наступним чином: у хімічних взаємодіях хімічні речовини беруть участь у строго певних пропорціях, обумовлених співвідношенням їх еквівалентів. Якщо дві речовини (масою  $m_1$  і  $m_2$ ) реагують одна з одною, то відношення їх мас дорівнює відношенню еквівалентів цих сполук:  $m_1 / m_2 = E_1 / E_2$ .

До базових законів хімії входить і закон сталості складу, відкритий Ж. Прустом ще у 1799 р. **Закон сталості складу** стверджує, що кожна чиста хімічна речовина незалежно від способу одержання має постійний кількісний і якісний склад. Цей закон працює для всіх хімічних сполук, окрім бертолідів.

У випадку, коли два хімічних елемента можуть утворювати кілька сполук, до молекул яких входить різна кількість атомів цих елементів, структура цих сполук підпорядковується закону кратних відносин Дж. Дальтона. Цей **закон кратних відносин** формулюється наступним чином: якщо два хімічні елементи утворюють між собою кілька сполук молекулярної будови, то масові кількості однієї з них стосовно іншої дають невеликі цілі числа. Як приклад можна розглянути співвідношення атомів хімічних елементів у молекулах таких сполук: CO, CO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, NO, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub> тощо.

Хімічна взаємодія відбувається між реагентами, які можуть бути в різних агрегатних станах: твердому, рідкому, газоподібному тощо. Досить широко в хімії та хімічній промисловості застосовуються хімічні реакції, коли реагентами є гази. У таких випадках взаємодія відбувається відповідно до газових законів, основними з яких є закони Ж. Л. Гей-Люссака і А. Авогадро.

**Закон об'ємних відносин** Ж. Гей-Люссака стверджує наступне: за сталості тиску та температури об'єми реагуючих газів співвідносяться між собою та до об'ємів газів, що утворюються, як прості цілі числа. Наприклад, визначимо у наступних реакціях співвідношення реагуючих газів:



У реакції (1.8) співвідношення реагентів і продукту реакції – 2 : 1 : 2, а у реакції (1.9) – 1 : 1 : 2.

Досліди властивостей газів дозволили італійському вченому А. Авогадро встановити важливий закон стосовно газів за нормальних умов (температура 273 К або 0 °С і тиску 101 325 Па або 1 атмосфера). Отже, **закон Авогадро** формулюється таким чином: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул. Це число

молекул визначено і дорівнює  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул, його називають числом Авогадро. У практичних розрахунках широко використовується важливий наслідок із цього закону: за нормальних умов 1 моль різних газів займає об'єм, що дорівнює 22,4 л. Цей об'єм називається молярним об'ємом газу.

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Яка кількість речовини бромогідрогену міститься в зразку цієї речовини масою 324 г?

Розв'язок. Визначимо відносну молекулярну масу бромогідрогену:

$$M_r(\text{HBr}) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{Br}) = 1 + 80 = 81 \text{ г/моль.}$$

Розрахуємо кількість речовини бромогідрогену за формулою:

$$n(\text{HBr}) = \frac{m(\text{HBr})}{M(\text{HBr})} = \frac{324}{81} = 4 \text{ моль.}$$

Відповідь: в зразку міститься 4 моль бромогідрогену.

**Задача 2.** Обчисліть масову частку карбону в карбіді кальцію.

Розв'язок. Молярна маса  $\text{CaC}_2$  становить 64 г/моль. Оберемо кількість речовини карбіді кальцію 1 моль, тоді маса  $\text{CaC}_2$  дорівнює:

$$m(\text{CaC}_2) = n \cdot M(\text{CaC}_2) = 1 \cdot 64 = 64 \text{ г.}$$

У склад молекули карбіді кальцію входить 2 моль карбону, тобто в 64 г/моль карбіді кальцію міститься 2 моль карбону. Отже,

$$m_c = 2 \cdot 12 = 24 \text{ г.}$$

Тоді масова частка карбону дорівнює:

$$W_c = \frac{24}{64} = 0,375 \text{ або } 37,5 \text{ \%}.$$

Відповідь: масова частка карбону в карбіді кальцію складає 37,5 %.



**Задача 3.** До складу хімічної сполуки входять натрій, фосфор і кисень. Масові частки хімічних елементів складають: натрію – 34,6 %, фосфора – 23,3 %, кисню – 42,1 %. Визначте найпростішу формулу сполуки.

Розв'язок. Для розрахунку виберемо зразок сполуки масою 100 г, тобто  $m(\text{сполуки}) = 100$  г. Формулу сполуки можна представити як  $\text{Na}_x\text{P}_y\text{O}_z$ . Тоді маси хімічних елементів, які входять до складу сполуки, становлять:

$$m(\text{Na}) = m(\text{сполуки}) \cdot w(\text{Na}) = 100 \cdot 0,346 = 34,6 \text{ г.}$$

$$m(\text{P}) = m(\text{сполуки}) \cdot w(\text{P}) = 100 \cdot 0,233 = 23,3 \text{ г.}$$

$$m(\text{O}) = m(\text{сполуки}) \cdot w(\text{O}) = 100 \cdot 0,421 = 42,1 \text{ г.}$$

Обчислимо кількості речовин цих хімічних елементів у сполуці:

$$n(\text{Na}) = \frac{34,6}{23} = 1,5 \text{ моль,}$$

$$n(\text{P}) = \frac{23,3}{31} = 0,75 \text{ моль,}$$

$$n(\text{O}) = \frac{42,1}{16} = 2,63 \text{ моль.}$$

Оскільки формула сполуки  $\text{Na}_x\text{P}_y\text{O}_z$ , то вирахуємо співвідношення  $x : y : z$ . Отримаємо наступне:

$$x : y : z = n(\text{Na}) : n(\text{P}) : n(\text{O}) = 1,5 : 0,75 : 2,63.$$

Коефіцієнти у хімічних сполуках можуть бути тільки цілими числами, тому перерахуємо отримані результати до цілого:

$$(1,5 : 0,75 : 2,63) : 0,75 = 2 : 1 : 3,5 = 4 : 2 : 7.$$

Підставимо отримані коефіцієнти в формулу сполуки, тоді це –  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

Відповідь: формула сполуки –  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

**Задача 4.** Визначте масу та об'єм  $1,204 \cdot 10^{25}$  молекул діоксиду сульфуру (IV) за нормальних умов.

Розв'язок. Визначаємо кількість речовини діоксиду сульфуру (IV) згідно із законом Авогадро:

$$n(\text{SO}_2) = \frac{N(\text{SO}_2)}{N_A} = \frac{1,204 \cdot 10^{25}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 20 \text{ моль.}$$

Мольний об'єм газу за нормальних умов становить 22,4 л. Тоді зазначена кількість молекул займає наступний об'єм:

$$V(\text{SO}_2) = V_m \cdot n(\text{SO}_2) = 22,4 \cdot 20 = 448 \text{ л.}$$

Обчислимо масу газу, якщо молярна маса  $\text{SO}_2$  складає 44 г/моль :

$$m(\text{SO}_2) = M(\text{SO}_2) \cdot n(\text{SO}_2) = 44 \cdot 20 = 880 \text{ г.}$$

Відповідь: маса зазначеної кількості молекул складає 880 г, які займають об'єм 448 л.

### Індивідуальні завдання

Пропонується кілька видів завдань, які виконуються за варіантами. Номер варіанта видає викладач.

**Завдання 1.** Розрахуйте кількість речовини, яка міститься в зазначеній масі хімічної сполуки.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 1.1.

Таблиця 1.1

### Вихідні дані

№ варіанта	Речовина	Маса речовини (г)	№ варіанта	Речовина	Маса речовини (г)
1	2	3	4	5	6
1	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	120	16	KOH	78,4
2	NaOH	160	17	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	256,1
3	$\text{AlBr}_3$	200	18	$\text{MnO}_2$	193,6
4	$\text{H}_2\text{SO}_4$	147	19	$\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$	199,5
5	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	1036	20	$\text{H}_5\text{IO}_6$	273,6

Закінчення табл. 1.1

1	2	3	4	5	6
6	HBr	64,8	21	MoO <sub>3</sub>	360
7	NaCl	58,5	22	BaSO <sub>4</sub>	46,6
8	Ag <sub>2</sub> S	124	23	ZnCl <sub>2</sub>	81,6
9	NH <sub>3</sub> OH	102	24	KMnO <sub>4</sub>	347,6
10	SeO <sub>2</sub>	444	25	WO <sub>3</sub>	185,6
11	CaCl <sub>2</sub>	277,5	26	CuSO <sub>4</sub>	400
12	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	176,4	27	BaCO <sub>3</sub>	492,5
13	PbI <sub>4</sub>	429	28	SiO <sub>2</sub>	192
14	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	213	29	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	95,4
15	FeS <sub>2</sub>	84	30	Na <sub>2</sub> B <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	594

**Завдання 2.** Розрахуйте масову частку певного хімічного елемента в наведеній сполуці.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 1.2.

Таблиця 1.2

### Вихідні дані

№ варіанта	Сполука	Хімічний елемент у складі	№ варіанта	Сполука	Хімічний елемент у складі
1	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe	16	KOH	K
2	NaOH	Na	17	Ba(OH) <sub>2</sub>	Ba
3	AlBr <sub>3</sub>	Br	18	MnO <sub>2</sub>	Mn
4	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	S	19	Na <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Na
5	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ca	20	H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>	I
6	HBr	Br	21	MoO <sub>3</sub>	Mo
7	NaCl	Cl	22	BaSO <sub>4</sub>	Ba
8	Ag <sub>2</sub> S	Ag	23	ZnCl <sub>2</sub>	Zn
9	NH <sub>3</sub> OH	N	24	KMnO <sub>4</sub>	Mn
10	SeO <sub>2</sub>	Se	25	WO <sub>3</sub>	W
11	CaCl <sub>2</sub>	Ca	26	CuSO <sub>4</sub>	Cu
12	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	P	27	BaCO <sub>3</sub>	O
13	PbI <sub>4</sub>	Pb	28	SiO <sub>2</sub>	Si
14	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	P	29	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	K
15	FeS <sub>2</sub>	S	30	Na <sub>2</sub> B <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	B

**Завдання 3.** Визначте формулу сполуки, якщо відомі масові частки хімічних елементів, які входять до її складу.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 1.3.

Таблиця 1.3

**Вихідні дані**

№ варіанта	Формула сполуки	Масова доля елементів	№ варіанта	Формула сполуки	Масова доля елементів, %
1	$H_xBa_yO_z$	1,17 % H; 80,12 % Ba; 18,71 % O	16	$H_xN_yO_z$	1,59 % H; 22,22 % N; 76,19 % O
2	$E_2O_5$	56,34 % O	17	$EO_2$	71,17 % E
3	$Na_xP_yO_z$	34,59 % Na; 23,31 % P; 42,1 O	18	$Na_xS_yO_z$	32,39 % Na; 22,54 % S; 45,07 % O
4	$H_xI_yO_z$	2,19 % H; 55,7 % I; 42,11 % O	19	$H_xS_yO_z$	2,04 % H; 32,65 % S; 65,31 % O
5	$Na_xCr_yO_z$	17,56 % Na; 39,69 % Cr; 42,75 O	20	$H_xCa_yO_z$	3 % H; 54 % Ca; 43 % O
6	$Ba_xS_yO_z$	58,8 % Ba; 3,73 % S; 27,47 % O	21	$ECl_2$	52,21 % Cl
7	$K_xCr_yO_z$	26,53 % K; 35,37 % Cr; 38,1 % O	22	$Mg_xC_yO_z$	28,57 % Mg; 14,29 % C; 57,14 % O
8	$EO_3$	60 % O	23	$K_xMn_yO_z$	24,68 % K; 34,81 % Mn; 40,51 % O
9	$H_xN_yO_z$	5 % H; 35 % N; 60 % O	24	$Na_xSi_yO_z$	37,8 % Na; 22,95 % Si; 39,34 % O
10	$Cu_xS_yO_z$	40 % Cu; 20 % S; 40 % O	25	$Al_xC_y$	75 % Al
11	$Ba_xC_yO_z$	69,54 % Ba; 6,09 % C; 24,37 % O	26	$K_xCl_yO_z$	31,84 % K; 28,98 % Cl; 39,18 % O
12	$Na_xC_yO_z$	43,39 % Na; 11,32 % C; 45,28 %	27	$H_xP_yO_z$	3,06 % H; 31,03 % P; 65,31 % O
13	$K_xP_yO_z$	55,19 % K; 14,62 % P; 30,19 % O	28	$Fe_xO_y$	72,41 % Fe; 27,59 % O
14	$ECl_3$	77,5 % Cl	29	$Na_xB_yO_z$	25,56 % Na; 12,22 % B; 62,22 % O
15	$S_xO_y$	40 % S	30	$ES_2$	53,33 % S

**Завдання 4.** Визначте масу та об'єм заданої кількості молекул газу за нормальних умов.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 1.4.

## Вихідні дані

№ варіанта	Газ	Кількість молекул	№ варіанта	Газ	Кількість молекул
1	NH <sub>3</sub>	$6,02 \cdot 10^{25}$	16	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	$2,8 \cdot 10^{23}$
2	H <sub>2</sub> S	$2,01 \cdot 10^{23}$	17	NO <sub>2</sub>	$12,7 \cdot 10^{25}$
3	SO <sub>2</sub>	$4,6 \cdot 10^{25}$	18	Cl <sub>2</sub>	$8,5 \cdot 10^{25}$
4	Cl <sub>2</sub>	$18,9 \cdot 10^{23}$	19	I <sub>2</sub>	$3,7 \cdot 10^{23}$
5	NO <sub>2</sub>	$5,4 \cdot 10^{23}$	20	NO	$7,2 \cdot 10^{23}$
6	O <sub>2</sub>	$2,8 \cdot 10^{23}$	21	HCl	$6,02 \cdot 10^{25}$
7	SO <sub>3</sub>	$12,7 \cdot 10^{25}$	22	CO <sub>2</sub>	$2,01 \cdot 10^{23}$
8	N <sub>2</sub>	$8,5 \cdot 10^{25}$	23	NH <sub>3</sub>	$4,6 \cdot 10^{25}$
9	HCl	$3,7 \cdot 10^{23}$	24	H <sub>2</sub> S	$18,9 \cdot 10^{23}$
10	H <sub>2</sub>	$7,2 \cdot 10^{23}$	25	SO <sub>2</sub>	$5,4 \cdot 10^{23}$
11	He	$6,02 \cdot 10^{25}$	26	O <sub>2</sub>	$2,8 \cdot 10^{23}$
12	Ar	$2,01 \cdot 10^{23}$	27	SO <sub>3</sub>	$12,7 \cdot 10^{25}$
13	CO <sub>2</sub>	$4,6 \cdot 10^{25}$	28	N <sub>2</sub>	$8,5 \cdot 10^{25}$
14	CO	$18,9 \cdot 10^{23}$	29	HCl	$3,7 \cdot 10^{23}$
15	SO <sub>3</sub>	$5,4 \cdot 10^{23}$	30	H <sub>2</sub>	$7,2 \cdot 10^{23}$

**Література:** основна [1; 3; 4; 8], додаткова [9 – 11].

## Контрольні запитання для самодіагностики

1. Який зв'язок між поняттями "атом" і "молекула"? У чому полягає відмінність між ними?
2. Назвіть відмінність між простими і складними речовинами.
3. Що таке молярна маса?
4. Чому атомну і молекулярну маси називають відносними?
5. Сформулюйте закон збереження маси речовин.
6. Як визначити молярну масу хімічної сполуки?
7. Сформулюйте поняття моль речовини. Як розрахувати цю величину?
8. Сформулюйте закон А. Авогадро. Які наслідки цього закону ви знаєте?
9. Як пов'язані поняття "молярна маса" і "молярний об'єм".
10. Як перейти від кількості речовини газу до його об'єму?

## Тема 2. Будова атома

### Основні теоретичні положення

#### **Складові частини атома.**

Атом – це електронейтральна, хімічно неподільна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно зарядженої електронної оболонки (рис. 2.1).

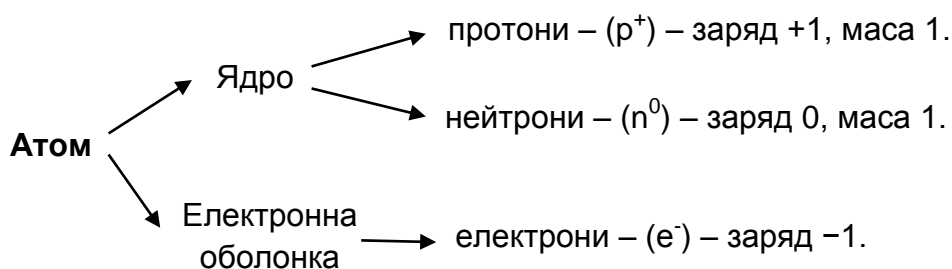


Рис. 2.1. **Схема будови атома**

Для позначення виду атомів із певним зарядом ядра і масовим числом використовують термін – нуклід. Ядро (латинське "nucleus" – "ядро") – *нуклід*.

Нуклід містить частинки двох типів: *протони* і *нейтрони*, які називають *нуклонами*.

*Протон* – це позитивно заряджена частинка із зарядом +1 і з масою, що дорівнює масі атома Гідрогену, тобто 1. Число протонів збігається з порядковим номером елемента в періодичній таблиці елементів. Д. І. Менделєєва. Тому порядковий номер елемента ще називають *протонним числом*. Найважливішою характеристикою атома є кількість протонів у ядрі (заряд ядра).

*Нейтрон* – це частинка з масою 1, але позбавлена заряду. Нейтрони – електронейтральні частинки, тому вони не впливають на заряд ядра, а тільки на його масу.

Кожна із цих частинок має певну масу. Маси протонів і нейтронів майже однакові ( $m_{\text{протона}} = 1,0073$  а. о. м.;  $m_{\text{нейтрона}} = 1,0086$  а. о. м.).

Навколо ядра обертаються зовсім маленькі частинки – електрони. *Електрони* – це негативно заряджені частинки із зарядом -1 (в одиницях вимірювання заряду елементарних частинок). Маса електрона у 1 840 разів менша маси протона ( $m_{e^-} = 0,00055$ ).

Електрони утримуються в атомі за рахунок притягування до позитивно зарядженого ядра, проте електрони не падають на ядро, тому що вони рухаються зі значною швидкістю у межах стаціонарних орбіт.

Маса електрона дуже маленька, тому можна вважати, що вся маса атома сконцентрована в ядрі. Однак радіус ядра атома в десятки разів менший за радіус атома з електронами, розміщеними в електронному шарі. Для уявлення про співвідношення величин атомних структур: якщо атом збільшити до розмірів стадіону, то ядро буде завбільшки з вишневу кісточку.

Число протонів в атомі дорівнює числу електронів, тому атом у цілому електронейтральний.

Маси протона і нейтрона приблизно однакові. В ядрі зосереджена майже вся маса атома. Кількість протонів  $N(p^+)$  у ядрі і кількість електронів  $N(e^-)$  дорівнює порядковому номеру елемента ( $Z$ ):

$$Z = N(p^+) = N(e^-). \quad (2.1)$$

Оскільки маса протона і маса нейтрона рівна 1, а число протонів відповідає порядковому номеру елемента, то знаючи відносну масу атома, легко розрахувати число нейтронів:

$$N(n^0) = A_r - Z, \quad (2.2)$$

$$m_a = m(p^+) + m(n^0), \quad (2.3)$$

де  $N(n^0)$  – число нейтронів;

$A_r$  – відносна атомна маса;

$Z$  – порядковий номер елемента;

$m_a$  – маса атома;

$m(p^+)$  – маса протонів;

$m(n^0)$  – маса нейтронів.

Електрони утримуються в атомі за рахунок притягування до позитивно зарядженого ядра, проте електрони не падають на ядро, тому що вони рухаються зі значною швидкістю у межах стаціонарних орбіт.

Ядра з великим числом протонів (більше 83) є нестабільними, для них характерний радіоактивний розпад. Нестійкість великих ядер є причиною

того, що в природі немає елементів з порядковим номером більшим за 92. Атоми цих елементів добувають в лабораторних умовах.

Кількість протонів в атомі називають *протонним числом*. Його вказують нижнім індексом зліва від символу елемента:  ${}_4\text{Be}$ .

Зважаючи на будову атома, можна дати таке означення *хімічного елемента* – це вид атомів із певним протонним числом.

Сумарну кількість протонів і нейтронів в атомі називають *нуклонним числом (A)*. Його значення записують верхнім індексом зліва від символу елемента:  ${}^9\text{Be}$ .

### ***Ізотопи.***

Атоми одного елемента містять однакову кількість протонів та електронів, але не завжди однакову кількість нейтронів. Види атомів одного елемента з різною кількістю нейтронів називають *ізотопами*.

Для елемента Гідрогену відомі три ізотопи: Протій H ( ${}^1\text{H}$ ), Дейтерій D ( ${}^2\text{H}$ ), Тритій T ( ${}^3\text{H}$ ). Нуклонні числа для ізотопів Гідрогену становлять 1, 2 і 3. Отже, *ізотопи* – це види атомів одного елемента з різними нуклонними числами.

### ***Сучасна модель атома.***

Результати досліджень електронів свідчать про те, що ці частинки відрізняються від звичайних фізичних тіл. Точно визначити траєкторію руху електрона, його координати в просторі неможливо. Він буде перебувати в будь-якій точці атома. Частину простору в атомі, де перебування електрона найімовірніше, називають *орбіталлю*. Орбіталь із електронном схожа на мікроскопічну хмару (існує термін "електронна хмара"). У ній розподілені і маса, і заряд електрона.

Уявлення про конфігурацію електронної хмари (рис. 2.2) залежно від квантового підрівня важливе для розуміння квантових чисел електронів. Орбіталі різної форми позначають різними літерами: s, p, d, f, g, h. Кулеподібна електронна хмара має назву s-орбіталь; гантелеподібна електронна хмара має назву d-орбіталь; складної форми електронна хмара має назву d-орбіталь (рис. 2.2). Інші – f, g, h мають ще більш складну конфігурацію. У деяких випадках можуть позначатися заголовними буквами K, L, M, N, O, P, Q.



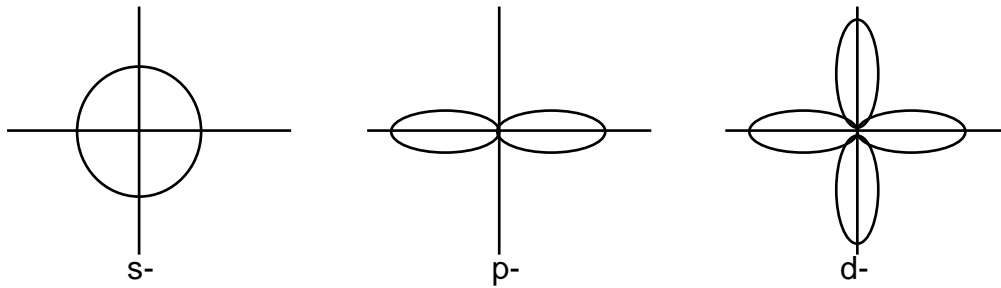


Рис. 2.2. Конфігурація s-, p-, d-електронних хмар

Індивідуальність атомів визначає ядро; однак у процесі хімічних перетворень воно залишається без змін, а хімічний зв'язок визначається електронними оболонками атомів. Щільність електронних хмар пропорційна ймовірності знаходження в них електронів – чим міцніше електрон пов'язаний з ядром, тим електронна хмара повинна бути меншою за розміром і більш щільною за розподілом заряду. Внутрішня енергія атома квантована, тобто електрон може перебувати лише в строго певних квантових станах. **Головне квантове число** ( $n$ ) відображає запас енергії електрона в кожному із квантових станів, тобто це ціле число (від 1, 2, 3 ... до  $\infty$ ), що визначає можливі значення рівнянь енергії атома. Чим більше  $n$ , тим більше запас енергії.

Іншим квантовим числом є **орбітальне** ( $l$ ), яке визначає конфігурацію електронної хмари. Значення орбітального числа від 0 до  $n - 1$ . Зокрема,  $l = 0$  відповідає s-орбіталі,  $l = 1$  – p-орбіталь,  $l = 2$  – d-орбіталь,  $l = 3$  – f-орбіталь тощо. Фактично орбітальне квантове число (іноді називають побічним) виражається послідовним рядом цілих чисел:  $l = 0, 1, 2, 3 \dots (n - 1)$ ; їх "набір" визначає кількість підрівней на кожному енергетичному рівні (рис. 2.3).

Головне квантове число	Орбітальне квантове число	Кількість підрівнів у рівні
$n = 1$	$l = 0$	1
$n = 2$	$l = 0, 1$	2
$n = 3$	$l = 0, 1, 2$	3
$n = 4$	$l = 0, 1, 2, 3$	4
і т. д.	і т. д.	і т. д.

Рис. 2.3. Залежність між головним квантовим числом, орбітальним квантовим числом та кількістю підрівнів у рівні

**Магнітне квантове число** ( $m_l$ ) визначає кількість можливих розміщень орбіталей у просторі стосовно напрямку зовнішнього магнітного поля (від  $+l$  до  $-l$ ). Фактично  $m_l$  – це величина проекції моменту кількості руху ( $M$ ) на певний напрямок (наприклад, вісь  $Z$ ):

$$M_z = \frac{h}{2\pi} \cdot m_l \quad (2.4)$$

У табл. 2.1 показана підпорядкованість  $m_l$  орбітальному квантовому числу  $l$ .

Таблиця 2.1

### Співвідношення квантових чисел $l$ и $m_l$

$l$	0	1	2	3
$m_l$	0	+1, 0, -1	+2, +1, 0, -1, -2	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3
Кількість положень	1	3	5	7

Фактично з табл. 2.1 видно, що за умови  $l = 0$  реалізована може бути тільки  $s$ -орбіталь (сфера), тобто одне положення. При  $l = 1$  –  $p$ -орбіталь, здатна давати проекції ( $p_x, p_y, p_z$ ), тобто три положення,  $d$  – п'ять положень ( $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$ ),  $f$  – сім положень, проекції яких у аналітичному запису ускладнені навіть для візуального сприйняття.

**Спінове квантове число** ( $m_s$ ) – характеризує рух електрона в межах орбіталі за або проти годинникової стрілки, тобто  $m_s = +1/2$  або  $m_s = -1/2$ . У межах однієї орбіталі можуть рухатися лише два електрони із протилежними спінами, причому їх спарювання у двоелектронну хмару забезпечує сумарний спин рівний 0 (принцип Паулі, 1925 р.).

Усі квантові числа взаємозалежні, що наочно демонструє табл. 2.2.

Отже, можна визначити максимальне число можливих енергетичних станів і число електронів на підрівні, після чого обчислити максимально можливе число електронів на певному енергетичному рівні. Наприклад, на першому енергетичному рівні під час значення головного квантового числа  $n = 1$  орбітальне квантове число  $l = 0$  і магнітне квантове число  $m_l = 0$ ; отже, на першому енергетичному рівні на  $s$ -підрівні можуть перебувати лише два електрони, які відрізняються значенням спінового квантового числа.

## Взаємозв'язок квантових чисел

n	l		m <sub>l</sub>	Кількість орбіталей	Кількість електронів на підрівні $N_{ny} = 2(2l + 1)$	Кількість електронів на енергетичному рівні $N_y = 2 \cdot n^2$ (формула Паулі)
	значення	СИМВОЛ				
1	0	s	0	1	2	2
2	0	s	0	1	2	8
	1	p	+1, 0, -1	3	6	
3	0	s	0	1	2	18
	1	p	+1, 0, -1	3	6	
	2	d	+2, +1, 0, -1, -2	5	10	
4	0	s	0	1	2	32
	1	p	+1, 0, -1	3	6	
	2	d	+2, +1, 0, -1, -2	5	10	
	3	f	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	7	14	

Електрони в атомах розміщені на відповідних енергетичних рівнях і підрівнях, існуючи у вигляді електронної хмари. Стан електронів в атомах характеризують чотири квантові числа і відповідно до принципу Паулі не може бути в одному атомі двох електронів в однакових квантових станах (тобто електрони повинні відрізнятися хоча б значенням одного квантового числа). Порядок розміщення електронів на рівнях і підрівнях атомів устанавлюється за трьома принципами.

*Принцип мінімуму енергії* – електрони заповнюють ту атомну орбіталь, яка має мінімальний запас енергії, а за наявності двох або більшої кількості орбіталей з однаковим запасом енергії – ту, яка розміщена ближче до ядра.

*Принцип Паулі* – в атомі не може бути навіть двох електронів з однаковим набором квантових чисел. Принцип уже розглядався і додаткових пояснень не вимагає. Зазначимо, що відмінності найчастіше забезпечуються спином електронів.

*Принцип Хунда* – із заповненням енергетичних підрівнів електрони розміщаються так, щоб забезпечувався максимум сумарного спінового

числа. Це означає, що електрони заповнюють орбіталі підрівня спочатку по одному на кожному підрівні; лише після такого заповнення можливе дозаповнення підрівня іншим електроном (із протилежним спином, тобто сумарне спінове число на підрівні стає дорівненим нулю). Наприклад, якщо 5 електронів розміщаються на d-підрівні, то максимум спінового числа буде за умови розміщення по одному електрону на кожній орбіталі:  $+1/2 \cdot 5 = +2,5$ . Із будь-яким іншим способом заповнення сумарне спінове число виявиться меншим, що легко виділити із графічної інтерпретації:  $\downarrow \downarrow \downarrow \downarrow \downarrow$ .

Для візуалізації розміщення електронів у атомах застосовують аналітичний запис, графічний метод і метод квантових гнізд.

У аналітичному записі енергетичні рівні позначають цілими арабськими числами від 1 до n; підрівні – буквами s, p, d, f ...; кількість електронів на підрівні – арабськими числами показника ступеня. Зокрема, послідовність заповнення електронами орбіталей у табл. 2.3 відображається таким рядом:  $1s^2 \rightarrow 2s^2 \rightarrow 2p^6 \rightarrow 3s^2 \rightarrow 3p^6 \rightarrow 4s^2 \rightarrow 3d^{10} \rightarrow 4p^6 \rightarrow 5s^2 \rightarrow 4d^{10} \rightarrow 5p^6 \rightarrow 6s^2 \rightarrow 5d^1 \rightarrow 4f^{14} \rightarrow 5d^9 \rightarrow 6p^6 \rightarrow 7s^2 \rightarrow 6d^1 \rightarrow 5f^{14} \rightarrow 6d^9 \rightarrow 7p^6 \rightarrow 8s^2$ .

### ***Періодичний закон і таблиця Д. І. Менделєєва.***

Спроби систематизувати всі відомі хімічні елементи здійснювались давно, наприклад: 1800 р. Геррес; Й. Деберейнер і Й. Берцелиус пропонували класифікацію на "метали – неметали"; 1829 р. Й. Деберейнер запропонував правило триад: Li, Na, K; Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>; S, Se, Te; Ca, Sr, Ba; Fe, Co, Ni; 1863 р. Дж. Ньюлендсон запропонував розташовувати хімічні елементи в порядку зростання їх еквівалентів у рядах по вісім (октавах) (рис. 2.6).

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Ce	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

**Рис. 2.6. Розташування хімічних елементів у порядку зростання їх еквівалентів (за Дж. Ньюлендсоном)**

У 1869 р. Дмитро Іванович Менделєєв (майже одночасно з Л. Мейєр) запропонував розміщати елементи в порядку зростання їх атомних мас і виявив періодичність хімічних властивостей елементів через певні інтервали. Сучасний вид періодичної системи (табл. Б.1, додаток Б) є графічним зображенням періодичного закону: властивості хімічних елементів (табл. Б.2 у додатку Б), а також форми та властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від заряду їх атомів (точніше – протонного числа). Д. І. Менделєєв зміг передбачити існування дванадцяти нових елементів і описати їхні прогнозовані властивості (зокрема,  ${}_{21}\text{Sc}$ ,  ${}_{31}\text{Ga}$ ,  ${}_{32}\text{Ge}$ ). Ним були виправлені маси Cr (52,0, а не 43,3), In (114,8, а не 77,0), а також допущені відхилення від періодичності з розміщенням Ar (перед K), Co (перед Ni) і Te (перед I).

Розглянемо структуру періодичності на прикладі електронних оболонок ядер елементів, почавши з літію:

1) зі збільшенням протонного числа електронна структура розбудовується, а періодичність обумовлена повторенням певних структурних елементів;

2) кількість електронів на зовнішньому електронному рівні (валентних електронів) від 1 до 8, тому кількість груп у таблиці Менделєєва дорівнює 8;

3) розвиток структури відповідає виникненню нових електронних рівнів; елементи з однаковим числом енергетичних рівнів утворюють період – горизонтальний ряд у таблиці Менделєєва (номер періоду визначається значенням головного квантового числа, тобто в періоді розташовуються елементи з однаковим значенням  $n$ );

4) кількість елементів у періоді визначається електронною структурою атома (від початку до виникнення нового рівня): в 1 – 2 елемента, в 2 і 7 – по 8 елементів, в 3 і 6 – по 18 елементів, в 4 і 5 – по 32 елемента;

5) відповідно до росту протонного числа елементи розташовані в періодах так, що в них заповнюються підрівні:

у 1 періоді – 2-s елементи;

у 2, 7 періодах – 2-s і 6-p елементів;

у 3, 6 періодах – 2-s, 6-p і 10-d елементів;

у 4, 5 періодах – 2-s, 6-p, 1-d і 14-f елементів;

6) хімічні елементи з однаковою кількістю валентних електронів проявляють подібні властивості й у періодичній системі розташовані

один під одним, утворюючи групу; номер групи відповідає кількості валентних електронів;

7) групи розділені на головні та побічні:

- у головних – s- і p-елементи,
- у побічних – d-елементи,
- у нижніх двох лінійках таблиці Менделєєва розташовують лантаноїди й актиноїди – f-елементи (у f елементів валентні електрони розташовуються на зовнішньому енергетичному рівні – 2-s електрони, на передостанньому – 1d-електрон і частково f-електрони),
- у елементів із протонними числами 58 – 71 і 90 – 103 забудовується f-підрівень (n – 2) енергетичного рівня за умови незмінності зовнішнього та передостаннього, що визначає їхню основну валентність 3; але через можливу участь f-електронів у взаємодіях можуть проявляти й більш високу валентність:

8) є "вторинна" періодичність у середині групи.

У найбільш загальноприйнятому вигляді таблиця Д. І. Менделєєва має 7 періодів, з яких 1 – 3 називають малими (за кількістю в них хімічних елементів), інші – великими. Атоми перших елементів у періодах мають на зовнішньому рівні по одному s-електрону та проявляють побічні властивості – легко віддають електрони, що визначає їх металевий характер. Атоми останніх елементів у періодах мають на зовнішньому рівні по 8 електронів (це максимум, тобто повністю заповнені  $s^2p^6$ ), тому це інертні елементи.

У малих періодах із ростом протонного числа збільшується число електронів на зовнішньому рівні (від 1 до 2 для першого періоду, від 1 до 8 для другого та третього періодів), що визначає зміни властивостей елементів: на початку періоду (крім 1) перебуває лужний метал, далі металеві властивості поступово послаблюються, а наростають властивості неметалічні.

У парних рядах великих періодів зі збільшенням протонного числа число електронів на зовнішньому рівні залишається рівним 1 або 2, а заповнюються наступні рівні, що обумовлює різку зміну властивостей елементів. Лише з переходом до непарних рядів, де кількість електронів на зовнішньому рівні планомірно зростає від 1 до 8, властивості елементів подібні тим, які характерні для типових (що перебувають у другому та третьому періодах).

Приналежність елементів до певної групи (їх 8 – стовпці в таблиці) залежить від наповнюваності електронами зовнішньої або попередньої оболонки. У таблиці Менделєєва кольором виділяють відповідні s-, p-, d-, f-елементи та зрушують елементи вбік згідно із приналежністю до головних і побічних підгруп: s-елементи першої і другої груп головної підгрупи; p-елементи третьої – восьмої груп головної підгрупи; d, f-елементи відповідних підгруп побічних підгруп усіх груп і перехідні елементи – лантаноїди й актиноїди (заповнюються 4f і 5f-підрівні).

В атомах елементів головних підгруп число електронів зовнішнього шару дорівнює номеру груп, у побічних підгрупах – зовнішнього та попереднього. Слід запам'ятати, що в елементів побічних підгруп валентними є не тільки електрони зовнішніх, але й електрони передостанніх (других зовні) рівнів; номер групи вказує на можливе число електронів, здатних брати участь в утворенні хімічних зв'язків. Починаючи з п'ятого ряду (у великих періодах по два ряди, крім сьомого періоду, який поки не завершений) кожний елемент найбільш схожий на елемент, відділений від нього однієї кліткою в групі (стовпці). Наприклад: Br схожий за властивостями на Cl і I; Mo схожий на Cr і W тощо. Це пояснюється будовою великих періодів із двох рядів, розташованих один над іншим. Оскільки в межах періоду металеві властивості слабшають зліва – направо, то в кожному великому періоді в елементів верхнього ряду (парного) металеві властивості більш сильно виражені, ніж в елементів нижнього ряду (непарного). Саме ці відмінності фіксуються зрушенням елементів перших рядів великих періодів уліво, а других рядів більших періодів – вправо. Елементи малих періодів (типових) у першій і другій групах за своїми властивостями ближче до елементів парних рядів великих періодів і тому в періодичній системі зміщені вліво, а в інших групах типових періодів – вправо.

За положенням хімічного елемента в періодичній таблиці можна дати йому певну характеристику та передбачити властивості його сполук. Для цього доцільно використовувати такі відомості:

1) склад вищих оксидів елементів визначається номером групи, зокрема: елементи першої групи утворюють оксиди з формулою  $R_2O$ , другої –  $RO$ , третьої –  $R_2O_3$ ;

2) гідрогенні летучі сполуки утворюються тільки за участю неметалів, тобто елементами тільки головних підгруп четвертої – сьомої груп. Проте слід відрізнити гідрати елементів від гідрогенних летучих сполук. Гідрати утворюють майже всі елементи, а летучі гідрогенні сполуки – тільки неметали;

3) у періодах хімічні властивості міняються (зліва – направо) від металевих через проміжні (амфотерні) до неметалічних;

4) у головних підгрупах зі збільшенням порядкового номера елемента (точніше, протонного числа) зростають металеві та зменшуються неметалічні властивості, зростають щільності простих речовин, знижуються температури плавлення простих речовин металів і зростають температури плавлення простих речовин неметалів;

5) властивості кожного елемента визначаються як середні між властивостями елементів, які оточують його в періодичній системі із чотирьох сторін. Зокрема, алюміній оточений бором і силіцієм, а також металевими елементами – скандієм і магнієм. Тому його властивості повинні бути проміжними між металами та неметалами. Дійсно, Al проявляє амфотерні властивості.

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Охарактеризуйте будову атома Натрію.

Розв'язок. Порядковий номер цього хімічного елемента – 11. Значить у ядрі атома є 11 протонів, а навколо ядра рухається 11 електронів. Відносна маса протона дорівнює 1, значить маса всіх протонів – 11. Нехтуючи масою 11 електронів, знайдемо число нейтронів, знаючи, що відносна атомна маса натрію дорівнює приблизно 23:  $N(n^0) = Ar(\text{Na}) - Z(\text{Na}) = 23 - 11 = 12$ .

**Задача 2.** Купрум має природні нукліди  $^{63}\text{Cu}$  і  $^{65}\text{Cu}$ . Обчисліть їх атомні частки, використавши точне значення відносної атомної маси елемента.

Розв'язок. Знаходимо в періодичній системі значення відносної атомної маси Купруму:  $Ar(\text{Cu}) = 63,546$ . Позначаємо атомну частку нукліда  $^{63}\text{Cu}$  через  $X$ . Тоді атомна частка нукліда  $^{65}\text{Cu}$  становитиме  $1 - X$ . Обчислюємо атомні частки нуклідів Купруму, скориставшись формулою:

$$Ar = \chi_1 \cdot A_1 + \chi_2 \cdot A_2 + \dots + \chi_n \cdot A_n,$$

де  $\chi$  – атомні частки ізотопів елемента;

$A$  – нуклонні числа.



$$\begin{aligned} \text{Ar}(\text{Cu}) &= \chi(^{63}\text{Cu}) \cdot 63 + \chi(^{65}\text{Cu}) \cdot 65, \\ 63,546 &= X \cdot 63 + (1 - X) \cdot 65, \\ X &= \chi(^{63}\text{Cu}) = 0,727 \text{ або } 72,7 \%, \\ \chi(^{65}\text{Cu}) &= 1 - 0,727 = 0,273 \text{ або } 27,3 \%. \end{aligned}$$

**Задача 3.** Охарактеризуйте хімічний елемент Кальцій.

Розв'язок. Кальцій – хімічний елемент II групи четвертого періоду періодичної системи Д. І. Менделєєва, має символ Ca, порядковий номер 20, що відповідає протонному числу та відповідній кількості електронів у оболонці ядра. Електронна формула:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Кальцій належить до лужноземельних металів і проявляє основні властивості у зв'язку зі здатністю віддавати два s-електрона із зовнішнього електронного рівня.

**Задача 4.** В якій групі і в якому періоді періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва знаходиться елемент з порядковим номером 42?

Розв'язок. Розташування елементів у періодичній системі відповідно до будови їх атомів наступне: у першому періоді 2, у другому 8, у третьому 8. Третій період закінчується елементом з порядковим номером 18 ( $2 + 8 + 8$ ). У четвертому періоді 18 елементів, тобто він закінчується елементом із порядковим номером 36. У п'ятому періоді теж 18 елементів, тому елемент з порядковим номером 42 знаходиться у п'ятому періоді. Він займає шосте місце, відповідно, знаходиться у шостій групі. Цей елемент – Молібден (Mo).

### Індивідуальні завдання

**Завдання 1.** Охарактеризуйте будову атому Магнію, Селену, Хсенону, Барію, Цирконію, Літію.

**Завдання 2.** Обчисліть число протонів, нейтронів та електронів, що містяться в атомах: Фосфору, Флуору, Оксигену, Цинку, Скандію.

**Завдання 3.** Природний Магній складається з ізотопів  $^{24}\text{Mg}$ ,  $^{25}\text{Mg}$ ,  $^{26}\text{Mg}$ . Атомна частка першого нукліда становить 78,7 %, а другого – 10,1 %. Обчисліть відносну атомну масу елемента.

**Завдання 4.** Елемент Бор має два природних нукліди. Атомна частка нукліда  $^{11}\text{B}$  становить 80,43 %. Визначте другий нуклід цього елемента, використавши точне значення відносної атомної маси Бору наведене в періодичній системі,.

**Завдання 5.** Охарактеризуйте хімічний елемент Алюміній, Берилій, Хлор, Цезій та Йод.

**Завдання 6.** В якій групі і в якому періоді періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва знаходиться елемент з порядковим номером 51?

**Література:** основна [1 – 6], додаткова [9 – 11].

### **Контрольні запитання для самодіагностики**

1. Які моделі будови атома ви знаєте? Яка модель вважається такою, що найбільш відповідає реальності?
2. Як ви розумієте дуалізм, властивий усім мікрочастинкам?
3. Проаналізуйте основні положення квантової механіки.
4. Як квантові числа електронів в атомі характеризують енергетичний стан атома?
5. Як взаємозв'язок квантових чисел впливає на конфігурацію електронних хмар у атомі?
6. Наведіть приклади будови багатоелектронних атомів різними методами.
7. Які види радіоактивних перетворень хімічних елементів ви знаєте? Наведіть приклади.
8. Як пов'язує властивості хімічних елементів і їх будову періодичний закон Д. І. Менделєєва? Проаналізуйте сучасний вид періодичної системи.
9. Як пов'язані електронна будова атомів і хімічний зв'язок? Наведіть приклади.
10. Яке значення має поняття електронегативності для здійснення хімічних реакцій?
11. Проаналізуйте поняття валентності хімічних елементів. Наведіть приклади.

12. У чому полягає метод валентних зв'язків? Наведіть приклади.
13. Дайте характеристику водневого зв'язку. Яке значення він має для протікання хімічних реакцій?

## Тема 3. Агрегатний стан речовин

### Основні теоретичні положення

*Агрегатний стан* – термодинамічний стан речовини, сильно відмінний за своїми фізичними властивостями від інших станів цієї самої речовини. Переходи між агрегатними станами однієї і тієї самої речовини супроводжуються стрибкоподібними змінами вільної енергії, ентропії, густини і інших фізичних властивостей. Як правило, серед агрегатних станів виділяють тверде тіло, рідину, газ та плазму. Відрізняються вони насамперед характером руху молекул та порядком симетрії.

У твердому агрегатному стані частинки, з яких складається речовина (атоми, молекули або іони), володіють найменшим запасом енергії, відстань між частинками є найменшою, а самі частинки здійснюють коливальні рухи. За нормальних умов у твердому агрегатному стані знаходяться усі метали (крім ртуті), алмаз, графіт, кухонна сіль, харчова сода, цукор (сахароза).

У рідкому агрегатному стані частинки, з яких складається речовина, володіють великим запасом енергії, відстані між ними більше, і рухаються вони поступально і хаотично (невпорядковано). За нормальних умов рідиною є вода, етиловий спирт, ацетон, а також ртуть.

Якщо речовина знаходиться в газоподібному агрегатному стані, частинки, з яких складається речовина, мають найбільший запас енергії, відстань між ними є найбільшою, і рухаються вони хаотично з великою швидкістю. За нормальних умов у газоподібному агрегатному стані знаходиться азот, кисень, озон, вуглекислий газ, аргон і гелій.

У разі зміни умов агрегатний стан може змінитися. Так, якщо температура опускається нижче 0 °С, вода переходить із рідкого у твердий агрегатний стан, тобто, перетворюється на лід. Якщо ж температура підвищується до 100 °С, вода переходить з рідкого в газоподібний агрегатний стан, тобто, перетворюється на водяну пару.

Більшість речовин, залежно від умов, можуть існувати як у твердому, так і в рідкому або газоподібному станах.

Проте, деякі речовини, наприклад целюлоза, з якої виготовляють папір, бувають тільки твердими. Цукор можна розплавити, але перевести його в газоподібний агрегатний стан не вийде. Справа в тому, що такі речовини під час нагрівання починають розкладатися, тобто, перетворюються в інші речовини, що володіють іншими властивостями.

*Фазовий перехід, фазове перетворення*, в широкому сенсі – перехід речовини з однієї фази в іншу в разі зміни зовнішніх умов – температури, тиску, магнітного і електричного полів; у вузькому сенсі – стрибкоподібна зміна фізичних властивостей в разі безперервної зміни зовнішніх параметрів.

Розрізняють *фазові переходи першого і другого роду*. Фазові переходи першого роду завжди супроводжуються виділенням або поглинанням теплоти, яку називають *прихованою теплотою фазового переходу*. Прикладами фазових переходів першого роду можуть бути такі процеси, як плавлення, кристалізація, випаровування, конденсація, сублімація, поліморфні перетворення тощо. Характерним для фазових переходів першого роду є те, що вони відбуваються за сталої температури, тоді як ентропія системи й об'єм фаз змінюються. Сталість температури під час фазового переходу (наприклад, випаровування) можна пояснити тим, що теплота, якої надають тілу, витрачається не на нагрівання, а на роботу з руйнування міжмолекулярних зв'язків. Під час зворотного процесу (конденсації) система виділятиме теплоту за сталої температури.

Фазові переходи, не пов'язані з виділенням (поглинанням) теплоти і зміною об'єму фаз, називають фазовими переходами другого роду. Під час фазового переходу другого роду ентропія системи залишається сталою, тоді як теплоємність, коефіцієнт об'ємного розширення та ізотермічний коефіцієнт стисливості змінюються стрибкоподібно.

## Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Порівняйте основні властивості речовин у різних агрегатних станах.

Розв'язок. Результати порівняння можна оформити як табл. 3.1.

**Основні властивості речовин в різних агрегатних станах**

Агрегатний стан	Властивості		
	Форма	Об'єм	Стиснення
Твердий	Зберігає	Зберігає	Майже не можливе
Рідкий	Не зберігає	Зберігає	Майже не можливе
Газоподібний	Не зберігає	Займає весь наданий об'єм	Досить легко стиснути

**Індивідуальні завдання**

**Завдання 1.** Поясніть, чому відрізняються властивості речовини в різних станах, адже і рідка вода, і лід, і водяна пара складаються з одних і тих самих молекул. Результати порівняння можна оформити у вигляді табл. 3.2.

**Завдання 2.** Опишіть властивості речовин: води, кисню, азоту, сірки, срібла, за схемою: агрегатний стан; колір; запах, смак; щільність; температура кипіння, температура плавлення; розчинність.

**Основні властивості речовин в різних агрегатних станах**

Агрегатний стан	Молекули		
	Розташування	Рух	Взаємодія
Твердий			
Рідкий			
Газоподібний			

**Література:** основна [1; 3; 4; 8], додаткова [9 – 11].

## Контрольні запитання для самодіагностики

1. Які види агрегатного стану речовини ви знаєте?
2. Які типи міжмолекулярної взаємодії існують?
3. Що таке кристали? Які типи кристалічних форм ви знаєте?
4. Які речовини називають ізомерами? Наведіть приклади ізомерів.
5. Які характеристики агрегатного стану ви знаєте?

## Тема 4. Закономірності хімічної взаємодії

### Основні теоретичні положення

*Хімічні реакції* – це явища, за яких відбувається перетворення одних речовин в інші без зміни складу атомних ядер.

Під час хімічних реакцій відбувається взаємодія між вихідними, або реагуючими речовинами, які при цьому руйнуються. У результаті реакції утворюються інші, кінцеві, речовини – продукти реакції, які відрізняються від вихідних речовин хімічною будовою і складом. Отже, під час протікання хімічної реакції змінюється склад сполук.

Для запису хімічної реакції використовують рівняння реакції, ліва частина якого містить формули вихідних речовин, а права – продуктів реакції. Залежно від типу реакції між формулами вихідних речовин і продуктів реакції записується один із таких знаків: =, →, ↔.

Хімічні реакції класифікують за різними ознаками:

1. За зміною кількості вихідних і кінцевих речовин розрізняють такі типи реакцій:

*реакції з'єднання*, за яких із двох або декількох вихідних речовин отримують один продукт реакції;

*реакції розкладання*, за яких із однієї вихідної речовини утворюється кілька продуктів реакції;

*реакції заміщення*, за яких проста речовина заміщує складову частину складної речовини, і в результаті утворюється нова проста і нова складна речовини;

*реакції обміну*, за яких молекули вихідних складних речовин обмінюються своїми складовими частинами;

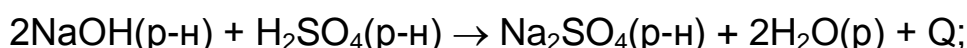
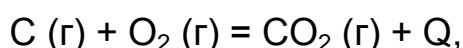
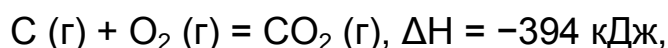
2. За агрегатним (або фазовим) станом реакції діляться на такі типи: *гомогенні реакції*, за яких між речовинами в системі відсутня по-поверхня розділу. Усі речовини знаходяться в одній фазі. Гомогенні реакції спостерігаються під час взаємодії газів або водних розчинів. У рівняннях реакцій такого типу після формул речовин у дужках вказують їх агрегатний або фазовий стан: г – газоподібний, р – рідкий, р-н – розчинений, т – твердий, кр – кристалічний;

*гетерогенні реакції*, за яких між речовинами є поверхня розділу фаз;

3. За тепловим ефектом розрізняють такі термохімічні реакції:

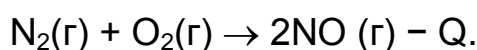
*екзотермічні реакції*, за яких теплота виділяється. У рівняннях екзотермічних реакцій використовують два символи:  $\Delta H < 0$  та  $+Q$ .  $\Delta H < 0$  означає, що вміст теплоти в реакційній системі зменшується, а символ  $+Q$  показує, що теплота навколишнього середовища збільшується.

Наприклад:



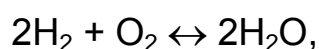
*ендотермічні реакції*, за яких теплота поглинається. Для запису рівнянь ендотермічних реакцій використовується символ  $\Delta H > 0$  (теплота в реакційній системі збільшується) або  $-Q$  (теплота в навколишньому середовищі зменшується).

Наприклад:



4. За ознакою оборотності:

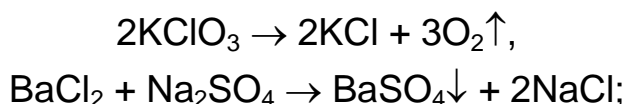
*оборотні реакції*, які можуть протікати в прямому і зворотному напрямках. У рівняннях оборотних реакцій замість знака рівності (=) використовують стрілки ( $\leftrightarrow$ ). Наприклад, реакція:



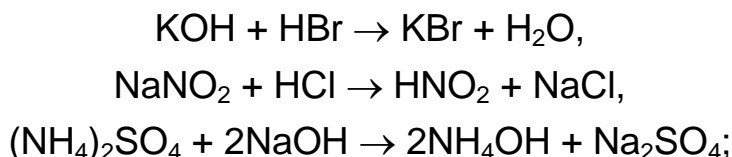
при температурі 800 – 1 500 °С йде в прямому напрямку, а при 3 000 – 4 000 °С – у зворотному;

*незворотні реакції*, які протікають тільки в одному напрямку до повного витрачання одного з вихідних речовин. У незворотних реакціях записують знак рівності (=) або стрілку, спрямовану в бік продуктів реакції ( $\rightarrow$ ). Для необоротних реакцій характерні такі ознаки:

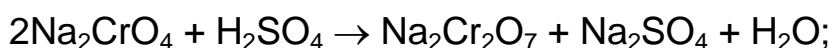
а) утворення в якості продуктів реакції осаду або газу:



б) утворення сполук, які мало дисоціюють (тобто слабких електролітів, які в розчині майже не розпадаються на іони: води, слабкої кислоти або слабкої основи), наприклад:



в) зміна забарвлення, наприклад, зміни жовтого кольору розчину в помаранчевий під час протікання реакції:



г) виділення дуже великої кількості теплоти (горіння, вибух), наприклад:



5. За зміною валентних станів атомів виділяють два основних типи реакцій:

*реакції невалентних перетворень*, за яких змінюється тільки склад речовини, а електронні оболонки атомів і ступеня окиснення елементів не змінюються;

*окисно-відновні*, під час протікання яких змінюються ступені окиснення в атомів одного або декількох елементів.



## Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Під час взаємодії сірчаної кислоти і гідроксиду натрію утворюються сульфат натрію та вода. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції. Розрахуйте тепловий ефект цієї реакції, виходячи з табличних даних:

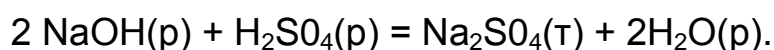
$$\Delta H_{\text{Na}_2\text{SO}_4}^0 = -1387,9 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 = -285,830 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H_{\text{NaOH}}^0 = -185,641 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H_{\text{H}_2\text{SO}_4}^0 = -732,748 \text{ кДж/моль}.$$

Розв'язок. Складаємо термохімічне рівняння цієї реакції:



Тепловий ефект реакції дорівнює:

$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= (-1387,9) + 2(-285,830) - 2(-185,641) - (-732,748) = \\ &= -855,53 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

Оскільки ентальпія реакції негативна, то реакція екзотермічна і протікає з виділенням теплоти.

**Задача 2.** Розрахуйте кількість теплоти, що виділилася під час згорання 0,25 моль метану, використовуючи термохімічне рівняння реакції горіння метану:  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 890 \text{ кДж}$ .

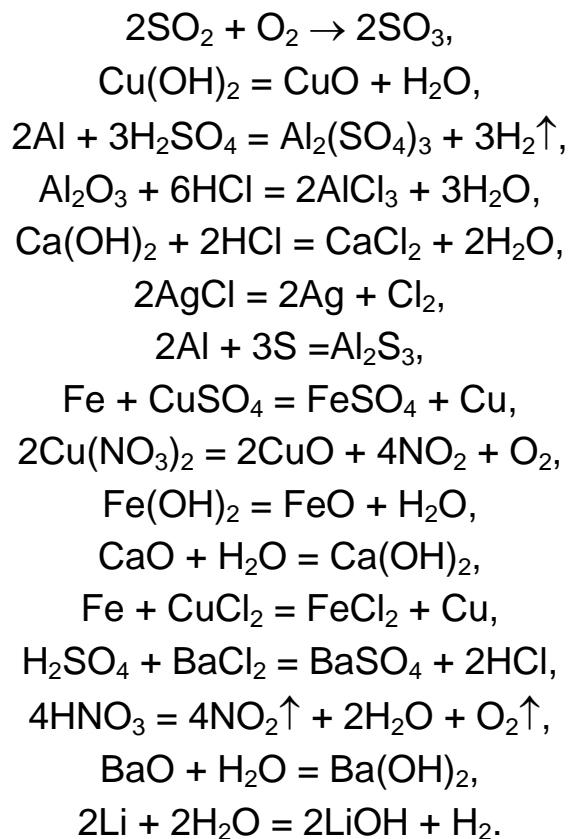
Розв'язок. Під час згорання 1 моль  $\text{CH}_4$  виділяється 890 кДж. Отже, кількість теплоти, що виділяється під час згорання 0,25 моль метану, дорівнюватиме:

$$Q = 0,25 \text{ моль} \cdot 890 \text{ кДж} / 1 \text{ моль} = 223 \text{ кДж}.$$

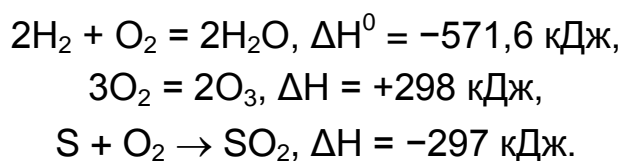
Відповідь:  $Q = 223 \text{ кДж}$ .

## Індивідуальні завдання

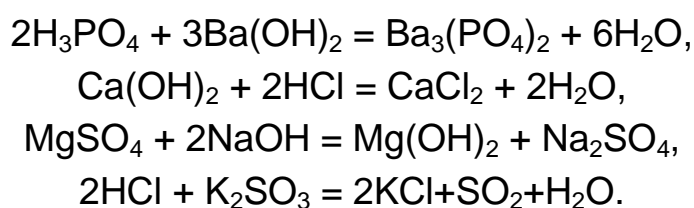
**Завдання 1.** Визначте тип хімічних реакцій за зміною кількості вихідних і кінцевих речовин (з'єднання, розкладання, заміщення, обміну):



**Завдання 2.** Визначте, які з наведених реакцій належать до екзотермічних та ендотермічних:

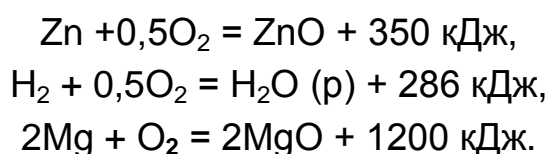


**Завдання 3.** Визначте і напишіть у відповіді рівняння реакцій обміну, в результаті яких утворюється газоподібна речовина:



**Завдання 4.** Визначте тепловий ефект реакції:  $2\text{Mg} + \text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{MgO} + \text{C}$ . Стандартні ентальпії утворення  $\text{CO}_2$  та  $\text{MgO}$  відповідно дорівнюють  $-393,5$  і  $-601,8$  кДж/моль. Необхідно пам'ятати, що стандарті ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю.

**Завдання 5.** Теплота утворення 1 моль якого оксиду найменша:



**Література:** основна [1; 8], додаткова [9 – 12].

### Контрольні запитання для самодіагностики

1. Які незалежні параметри стану впливають на властивості системи?
2. Які функції стану ви знаєте? Яке значення має поняття "внутрішня енергія системи"?
3. Дайте характеристику способам передачі енергії під час хімічних реакцій.
4. Як зміни внутрішньої енергії визначають характеристики хімічних процесів?
5. Як визначається тепловий ефект хімічних реакцій за законом Г. І. Гессе?
6. Що таке ентальпія?
7. Сенс понять "ентропія" і "енергія Гіббса". Наведіть приклади впливу цих характеристик на протікання хімічних процесів.

## Тема 5. Хімічна кінетика

### Основні теоретичні положення

Хімічною кінетикою називається вчення про швидкість і механізми хімічних реакцій. Вивчення хімічних реакцій показує, що вони можуть протікати з різними швидкостями. В одних випадках, реакція йде настільки

швидко, що її можна вважати миттєвою. В інших, навпаки, швидкість реакції так мала, що для утворення помітної кількості продуктів реакції потрібні роки чи навіть століття.

Під швидкістю хімічної реакції розуміють зміну концентрації однієї з реагуючих речовин за одиницю часу при незмінному об'ємі системи. Концентрацією називається кількість речовини в одиниці реакційного об'єму. Отже, швидкість хімічної реакції – це кількість речовини, яка вступила в реакцію або утворилася в ході реакції за одиницю часу в одиниці об'єму.

Так як речовини реагують в еквівалентних кількостях, то про швидкість реакції можна судити за зміною концентрації будь-якої з реагуючих речовин – вихідного реагенту або продукту реакції. Усі учасники пов'язані між собою рівнянням реакції, і за зміною концентрації однієї з речовин можна судити про відносні зміни концентрації всіх інших.

Оскільки швидкість реакції весь час змінюється, то в хімічній кінетиці розглядають тільки дійсну швидкість реакції, тобто швидкість у даний момент часу. У загальному вигляді вираз для швидкості гомогенної реакції, яка відбувається в однорідному середовищі (газовому або рідинному) можна записати так:

$$w = \pm \frac{dv}{dt} \cdot \frac{1}{V} = \pm \frac{dC}{dt}, \quad (5.1)$$

де  $w$  – швидкість гомогенної реакції, моль/(дм<sup>3</sup> · с);

$v$  – кількість речовини у даний момент часу, моль;

$t$  – даний момент часу, с;

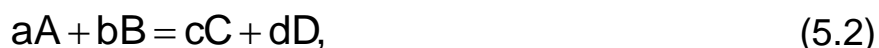
$V$  – об'єм реакційної системи ( $V = \text{const}$ ), дм<sup>3</sup>;

$C$  – мольна концентрація речовини  $\left( C = \frac{v}{V} \right)$ , моль/дм<sup>3</sup>,

знак "+" вказує на те, що швидкість виражено через продукт, концентрація якого збільшується протягом реакції;

знак "-" вказує на те, що швидкість виражено через вихідний реагент, концентрація якого зменшується протягом реакції.

Для хімічної реакції, що відбувається за рівнянням:



вираз для швидкості через концентрації вихідних реагентів і продуктів реакції можна записати наступним чином:

$$w_A = -\frac{dC_A}{dt}, \quad w_B = -\frac{dC_B}{dt}, \quad w_C = \frac{dC_C}{dt}, \quad w_D = \frac{dC_D}{dt}.$$

Для гетерогенних реакцій, які відбуваються у неоднорідному середовищі, наприклад, на поверхні зіткнення твердої речовини та рідини або рідини та газу, вираз для швидкості реакції буде мати вигляд:

$$w = \pm \frac{dn}{dt} \cdot \frac{1}{S}, \quad (5.3)$$

де  $w$  – швидкість гетерогенної реакції, моль/(см<sup>2</sup> · с);

$S$  – площа зіткнення фаз, см<sup>2</sup>.

Швидкість хімічної реакції залежить від природи реагуючих речовин і умов перебігу реакції: концентрації, температур, наявності каталізатору, а також від деяких інших чинників (наприклад, від тиску – для газових реакцій, від ступеня подрібнення – для твердих речовин, від радіоактивного опромінювання).

**Вплив концентрації реагуючих речовин.** Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин легко зрозуміти, виходячи з молекулярно-кінетичних уявлень. Хімічна взаємодія між молекулами може відбуватися тільки за умови їхнього зіткнення; отже, чим частіше будуть зіткнутися молекули, тим швидше відбуватиметься реакція. Частота зіткнень, перш за все, залежить від числа молекул в одиниці об'єму системи, тобто від концентрації реагуючих речовин.

Звідси, на основі великого обсягу експериментального матеріалу, сформульовано основний закон хімічної кінетики, який ще називається законом діючих мас: швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин.

Відповідно для реакції (5.2) за умови її незворотності (тобто реакція протікає тільки в одному напрямку з утворенням продуктів, які не взаємодіють один з одним) і постійної температури вираз швидкості реакції записується так:

$$w = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b. \quad (5.4)$$

Якщо реакція (5.2) буде зворотною (тобто реакція за певних умов протікає в протилежних напрямках), то вирази швидкості для прямої та зворотної реакцій матимуть вигляд:

$$w_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot C_A^a \cdot C_B^b, \quad (5.5)$$

$$w_{\text{зв}} = k_{\text{зв}} \cdot C_C^c \cdot C_D^d; \quad (5.6)$$

де  $k$  – коефіцієнт пропорційності або константа швидкості реакції;

$k_{\text{пр}}$  – константа швидкості прямої реакції;

$k_{\text{зв}}$  – константа швидкості зворотної реакції;

$a, b, c, d$  – порядки реакції за реагентами А, В, С, D, відповідно.

Рівняння (5.4) – (5.6) називаються кінетичними рівняннями реакції.

Константа швидкості реакції  $k$  залежить від природи реагуючих речовин і від температури, але не залежить від їхніх концентрацій. З кінетичного рівняння легко встановити фізичний зміст константи швидкості, який полягає в наступному:  $k$  чисельно дорівнює швидкості реакції, коли концентрація кожної з реагуючих речовин становить 1 моль/дм<sup>3</sup> або, коли їх добуток дорівнює одиниці.

Для елементарних реакцій (тобто за безпосередньої хімічної взаємодії частинок під час їхнього зіткнення або розпаду) порядки реакції за реагентами дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції. У іншому випадку порядки реакції за реагентами визначаються експериментально. Загальний порядок реакції дорівнює сумі порядків реакцій за реагентами. Тобто  $n = a + b$ .

Розмірність константи швидкості залежить від порядку реакції:

при  $n = 0$  –  $[k] = [\text{моль}/(\text{дм}^3 \cdot \text{с})]$ ;

при  $n = 1$  –  $[k] = [1/\text{с}]$ ;

при  $n = 2$  –  $[k] = [1/(\text{моль} \cdot \text{с})]$ .

Слід зауважити, що закон діючих мас не враховує реагуючих речовин, які перебувають у твердому стані, оскільки їхні концентрації стабільні і вони реагують лише на поверхні. Так, наприклад, для реакції:



закон діючих мас записується наступним чином:

$$w = k \cdot C_A^a \cdot S \cdot C_B^b. \quad (5.8)$$

Величини  $k$ ,  $C_A$  і  $S$  сталі. Їхній добуток теж стала величина, яку можна позначити як  $k'$ . Тоді рівняння 5.8 матиме вигляд:

$$w = k' \cdot C_B^b. \quad (5.9)$$

Тобто швидкість реакції буде пропорційна тільки концентрації газоподібної речовини В.

До складних процесів закон дії мас застосувати не можна. Це можна пояснити тим, що такий процес складається з декількох елементарних стадій (реакцій), і його швидкість буде визначатися не сумарною швидкістю всіх стадій, а лише однієї найповільнішої стадією, яка називається лімітуючою.

**Вплив температури.** Залежність швидкості реакції від температури визначається правилом Вант-Гоффа: під час підвищення температури на кожні  $10^\circ\text{C}$  швидкість більшості реакцій зростає в 2 – 4 рази.

Математично ця залежність виражається співвідношенням:

$$w_{t_2} = w_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (5.10)$$

де  $w_{t_1}$ ,  $w_{t_2}$  – швидкості реакції відповідно при початковій ( $t_1$ ) і кінцевій ( $t_2$ ) температурах;

$\gamma$  – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищення температури реагуючих речовин на  $10^\circ\text{C}$ .

Правило Вант-Гоффа наближене і застосовується лише для орієнтовної оцінки впливу температури на швидкість реакції.

Температура впливає на швидкість реакції, збільшуючи константу швидкості. Залежність константи швидкості реакції від температури підкоряється рівнянню Арреніуса:

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}, \quad (5.11)$$

де  $A$  – передекспоненційний множник, який слабо залежить від температури та висловлює ймовірність того, що при зіткненні молекули будуть орієнтовані так, щоб взаємодія була можлива; одиниця виміру збігається з  $k$ ;

$E_a$  – енергія активації – це мінімальна (критична) енергія, необхідна для здійснення реакції, Дж/моль;

R – універсальна газова стала,  $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ ;

T – абсолютна температура, К. Вона розраховується наступним чином:  $T = 273 + t$ , де t – температура, °С.

Якщо відома константа швидкості за однієї температури  $T_1$ , а потрібно знайти константу швидкості за деякою іншою температурою  $T_2$ , то це легко зробити, якщо взяти логарифм рівняння Арреніуса при  $T_1$  і  $T_2$ :

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{E_a}{2,3RT_1}, \quad \ln k_2 = \ln A - \frac{E_a}{2,3RT_2}.$$

Віднімаючи другу рівність з першої, отримуємо:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \cdot \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right). \quad (5.12)$$

**Вплив каталізаторів.** Присутність каталізатора в реакційному середовищі має великий вплив на швидкість реакції.

Каталізаторами називають речовини, які змінюють швидкість хімічних реакцій, але самі в реакціях не витрачаються і до складу кінцевих продуктів реакції не входять. Реакції, що відбуваються за участю каталізаторів, називаються каталітичними.

Одні каталізатори прискорюють реакції – позитивний каталіз, або просто каталіз, інші – сповільнюють – негативний каталіз. Останній часто називають інгібуванням, а негативні каталізатори – інгібіторами, механізм дії яких відрізняється від механізму дії каталізаторів.

Вплив каталізатора на швидкість реакції ґрунтується на тому, що він змінює енергію активації  $E_a$  або передекспоненційний множник A. Відомо, що потрібна велика кількість енергії вихідним реагентам для здійснення хімічної взаємодії. Але в присутності каталізатора для отримання кінцевих продуктів потрібно набагато менше енергії. Зменшення енергії активації обумовлено тим, що в присутності каталізатора реакція протікає в кілька стадій з утворенням проміжних продуктів. І ці стадії характеризуються малими значеннями енергії активації.



## Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** У  $10 \text{ дм}^3$  реакційної суміші містяться 4 моль речовини А і 5 моль речовини В. Обчисліть концентрації цих речовин через 4 с, якщо середня швидкість реакції  $A + B = C$  дорівнює  $0,05 \text{ моль}/(\text{дм}^3 \cdot \text{с})$ .

Розв'язок. Запишемо загальне рівняння, яке описує середню швидкість хімічної реакції, виражену через концентрації вихідних реагентів:

$$w_{\text{сер}} = -\frac{\Delta C}{\Delta t} = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \frac{C_1 - C_2}{t_2 - t_1} \quad (5.13)$$

У нашому випадку  $w_{\text{сер}} = 0,05 \text{ моль}/\text{дм}^3$ , а  $\Delta t = 4 \text{ с}$ .

Для визначення кінцевих концентрацій ( $C_2$ ) речовин А і В розра-

хуємо їхні вихідні концентрації ( $C_1$ ) за формулою  $C = \frac{v}{V}$ .

За умовами задачі  $v_A = 4 \text{ моль}$ ,  $v_B = 5 \text{ моль}$ ,  $V = 10 \text{ дм}^3$ . Отже,

$$C_{A_1} = \frac{4}{10} = 0,4 \text{ моль}/\text{дм}^3; \quad C_{B_1} = \frac{5}{10} = 0,5 \text{ моль}/\text{дм}^3.$$

Обчислимо, як зміниться концентрація  $\Delta C$  через 4 с, виходячи з рівняння (5.13):

$$\Delta C = w_{\text{сер}} \cdot \Delta t = 0,05 \cdot 4 = 0,2 \text{ моль}/\text{дм}^3.$$

Тобто за 4 с концентрація речовин А і В зменшиться на  $0,2 \text{ моль}/\text{дм}^3$ .

Тоді кінцеві концентрації речовин розраховуємо наступним чином:

$$C_{A_2} = C_{A_1} - \Delta C = 0,4 - 0,2 = 0,2 \text{ моль}/\text{дм}^3;$$

$$C_{B_2} = C_{B_1} - \Delta C = 0,5 - 0,2 = 0,3 \text{ моль}/\text{дм}^3.$$

**Задача 2.** Константа швидкості елементарної гомогенної реакції  $2A + B = C$  дорівнює  $0,1 \text{ дм}^3/(\text{моль} \cdot \text{с})$ . Початкова концентрація речовини А становить  $0,01 \text{ моль}/\text{дм}^3$ , а речовини В –  $0,05 \text{ моль}/\text{дм}^3$ . Обчисліть

початкову швидкість реакції і в той момент, коли концентрація речовини А стане рівною 0,008 моль/дм<sup>3</sup>.

Розв'язок. Запишемо вираз для швидкості реакції відповідно закону діючих мас у загальному вигляді:

$$w = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b.$$

За умовами задачі  $k = 0,1 \text{ дм}^3/(\text{моль} \cdot \text{с})$ ,  $C_{A\text{поч}} = 0,01 \text{ моль/дм}^3$ ,  $C_{B\text{поч}} = 0,05 \text{ моль/дм}^3$ ; порядки реакції за речовинами  $a = 2$ ,  $b = 1$ , що відповідає стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції. Тоді початкову швидкість реакції розраховуємо так:

$$w_{\text{поч}} = k \cdot C_{A\text{поч}}^2 \cdot C_{B\text{поч}}^1 = 0,1 \cdot (0,01)^2 \cdot 0,05 = 5 \cdot 10^{-7} \text{ моль}/(\text{дм}^3 \cdot \text{с}).$$

У той момент часу ( $\tau$ ), коли концентрація речовини А буде дорівнювати  $C_{A\tau} = 0,008 \text{ моль/дм}^3$ , її витрата ( $\Delta C_A$ ) складе:

$$\Delta C_A = C_{A\text{поч}} - C_{A\tau} = 0,01 - 0,008 = 0,002 \text{ моль/дм}^3.$$

Відповідно стехіометрії рівняння реакції в момент часу  $\tau$  витрата речовини В ( $\Delta C_B$ ) буде в два рази менше ніж речовини А ( $\Delta C_A$ ), отже, її концентрація ( $C_{B\tau}$ ) в цей момент дорівнюватиме:

$$\begin{aligned} \Delta C_B &= \frac{1}{2} \cdot \Delta C_A = \frac{1}{2} \cdot 0,002 = 0,001 \text{ моль/дм}^3, \\ C_{B\tau} &= C_{B\text{поч}} - \Delta C_B = 0,05 - 0,001 = 0,049 \text{ моль/дм}^3. \end{aligned}$$

Розрахуємо швидкість реакції в той момент часу ( $w_\tau$ ), коли концентрації речовин А становитиме 0,008 моль/дм<sup>3</sup>, а В – 0,049 моль/дм<sup>3</sup>:

$$w_\tau = k \cdot C_{A\tau}^2 \cdot C_{B\tau}^1 = 0,1 \cdot (0,008)^2 \cdot 0,049 = 3 \cdot 10^{-7} \text{ моль}/(\text{дм}^3 \cdot \text{с}).$$

**Задача 3.** Температурний коефіцієнт хімічної реакції дорівнює 2. Як зміниться її швидкість під час нагрівання реакційної суміші від 20 до 50 °С? Також визначте температурний коефіцієнт реакції, якщо її швидкість за цих умов збільшиться у 2,5 рази.

Розв'язок. Для визначення у скільки разів збільшиться швидкість реакції  $\frac{w_{t_2}}{w_{t_1}}$  під час нагрівання реакційної суміші скористаємося правилом Вант-Гоффа – рівняння (5.10):

$$w_{t_2} = w_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad \frac{w_{t_2}}{w_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

За умов задачі  $\gamma = 2$ ,  $t_1 = 20$  °С,  $t_2 = 50$  °С.

$$\frac{w_{t_2}}{w_{t_1}} = 2^{\frac{50 - 20}{10}} = 2^3 = 8.$$

Отже, під час нагрівання суміші швидкість реакції збільшиться в 8 разів. Щоб розрахувати температурний коефіцієнт реакції, перетворимо рівняння (5.10) таким чином:

$$\begin{aligned} \frac{w_{t_2}}{w_{t_1}} &= \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad \lg \frac{w_{t_2}}{w_{t_1}} = \frac{t_2 - t_1}{10} \cdot \lg \gamma, \\ \lg \frac{w_{t_2}}{w_{t_1}} \cdot \frac{10}{t_2 - t_1} &= \lg \gamma, \quad \gamma = 10^{\lg \frac{w_{t_2}}{w_{t_1}} \cdot \frac{10}{t_2 - t_1}}, \\ \gamma &= 10^{\lg 2,5 \cdot \frac{10}{50 - 20}} = 10^{0,133} = 1,4. \end{aligned}$$

У разі збільшення швидкості реакції у 2,5 раза під час нагрівання суміші від 20 до 50 °С температурний коефіцієнт буде дорівнювати 1,4.

**Задача 4.** У разі збільшення температури з 30 до 45 °С швидкість гомогенної реакції підвищилася в 20 раз. Чому дорівнює енергія активації реакції?

Розв'язок. Для розв'язання задачі використовуємо рівняння Арреніуса у вигляді формули (5.12), відповідно якої енергію активації можна встановити таким чином:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \cdot \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right), \quad E_a = \frac{\ln \frac{k_2}{k_1} \cdot R}{\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}} = \frac{\ln \frac{k_2}{k_1} \cdot R}{\frac{1}{273 + t_1} - \frac{1}{273 + t_2}}.$$

За умов задачі підвищення швидкості реакції  $k_2 / k_1 = 20$ ,  $t_1 = 30 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $t_2 = 45 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ . Отже,  $E_a$  буде дорівнювати:

$$E_a = \frac{\ln 20 \times 8,314}{\frac{1}{273 + 30} - \frac{1}{273 + 45}} = \frac{24,91}{0,0002} = 124\,550 \text{ Дж або } 124,55 \text{ кДж.}$$

### Індивідуальні завдання

Пропонується кілька видів завдань, які виконуються за варіантами. Номер варіанта видає викладач.

**Завдання 1.** Розрахуйте середню швидкість хімічної реакції, якщо відомо що за проміжок часу  $\Delta t$  (с) кількість речовини змінилась від  $v_1$  (моль) до  $v_2$  (моль). Об'єм реакційної суміші залишився незмінним і таким, що дорівнює  $V$  (дм<sup>3</sup>). За умовами завдання обґрунтуйте, через концентрації яких речовин (вихідних реагентів або продуктів реакції) визначається швидкість реакції.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 5.1.

Таблиця 5.1

### Вихідні дані

№ варіанта	$v_1$	$v_2$	$\Delta t$	$V$	№ варіанта	$v_1$	$v_2$	$\Delta t$	$V$
1	5	3	10	5	16	12	7	5	20
2	1	5	20	5	17	10	15	10	25
3	3	9	15	12	18	5	3	12	15
4	2	5	10	10	19	12	2	12	2
5	10	1	35	10	20	5	2	10	10
6	8	6	7	14	21	1	4	5	15
7	12	7	10	12	22	9	3	15	12
8	3	5	12	15	23	3	5	10	5
9	5	7	4	20	24	4	8	8	12
10	7	12	5	20	25	10	12	35	10
11	4	7	10	13	26	6	8	7	14
12	4	1	5	15	27	5	51	20	5
13	8	4	8	12	28	7	4	10	13
14	15	10	10	25	29	7	5	4	20
15	2	12	12	35	30	7	12	10	12

**Завдання 2.** Розрахуйте константу швидкості елементарної реакції  $A + 3B = 2C$ , яка відбувається в гомогенному середовищі, якщо відомо, що концентрації речовин складають  $C_A$  (моль/дм<sup>3</sup>) і  $C_B$  (моль/дм<sup>3</sup>) відповідно, а швидкість реакції дорівнює  $w$  (моль/(дм<sup>3</sup> · с)).

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 5.2.

**Завдання 3.** Розрахуйте температурний коефіцієнт реакції, якщо при температурі  $t_1$  (°C) швидкість реакції становить  $w_1$  (моль/(дм<sup>3</sup> · с)), а при температурі  $t_2$  (°C) –  $w_2$  (моль/(дм<sup>3</sup> · с)).

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 5.3.

**Завдання 4.** Визначте, як зміниться швидкість реакції під час підвищення температури від  $t_1$  до  $t_2$  (°C), якщо енергія активації становить  $E_a$  (кДж).

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 5.4.

Таблиця 5.2

### Вихідні дані

№ варіанта	$C_A$	$C_B$	$w$	№ варіанта	$C_A$	$C_B$	$w$
1	1,3	1,5	$5,3 \cdot 10^{-5}$	16	1,6	1,7	$2,5 \cdot 10^{-5}$
2	5,1	2,0	$3,2 \cdot 10^{-5}$	17	2,1	2,7	$1,3 \cdot 10^{-5}$
3	3,9	1,5	$1,2 \cdot 10^{-5}$	18	4,3	2,7	$2,0 \cdot 10^{-5}$
4	2,5	1,7	$4,4 \cdot 10^{-5}$	19	1,3	3,7	$1,2 \cdot 10^{-5}$
5	1,8	3,5	$1,5 \cdot 10^{-5}$	20	6,8	4,7	$2,5 \cdot 10^{-5}$
6	5,6	7,7	$1,4 \cdot 10^{-5}$	21	6,5	0,8	$5,5 \cdot 10^{-5}$
7	3,7	1,3	$1,2 \cdot 10^{-5}$	22	3,3	1,9	$1,5 \cdot 10^{-5}$
8	5,1	1,2	$1,5 \cdot 10^{-5}$	23	8,2	1,2	$3,5 \cdot 10^{-5}$
9	2,7	4,3	$2,0 \cdot 10^{-5}$	24	1,2	5,1	$1,5 \cdot 10^{-5}$
10	1,2	1,5	$5,1 \cdot 10^{-5}$	25	1,5	1,2	$5,1 \cdot 10^{-5}$
11	2,7	2,1	$1,3 \cdot 10^{-5}$	26	2,5	1,8	$3,4 \cdot 10^{-5}$
12	1,8	2,5	$3,4 \cdot 10^{-5}$	27	1,5	1,3	$5,3 \cdot 10^{-5}$
13	4,7	6,8	$2,5 \cdot 10^{-5}$	28	1,5	3,9	$1,2 \cdot 10^{-5}$
14	1,6	1,6	$2,5 \cdot 10^{-5}$	29	2,0	5,1	$3,2 \cdot 10^{-5}$
15	1,2	8,2	$3,5 \cdot 10^{-5}$	30	1,7	2,5	$4,4 \cdot 10^{-5}$

Таблиця 5.3

## Вихідні дані

№ варіанта	t <sub>1</sub>	t <sub>2</sub>	w <sub>1</sub>	w <sub>2</sub>	№ варіанта	t <sub>1</sub>	t <sub>2</sub>	w <sub>1</sub>	w <sub>2</sub>
1	20	46	1,3 · 10 <sup>-5</sup>	7,8 · 10 <sup>-5</sup>	16	25	76	1,6 · 10 <sup>-5</sup>	10,4 · 10 <sup>-5</sup>
2	14	88	2,0 · 10 <sup>-5</sup>	9,2 · 10 <sup>-5</sup>	17	27	87	2,1 · 10 <sup>-5</sup>	13,9 · 10 <sup>-5</sup>
3	30	67	1,5 · 10 <sup>-5</sup>	12,3 · 10 <sup>-5</sup>	18	34	88	2,3 · 10 <sup>-5</sup>	9,2 · 10 <sup>-5</sup>
4	25	40	1,7 · 10 <sup>-5</sup>	8,5 · 10 <sup>-5</sup>	19	30	90	1,3 · 10 <sup>-5</sup>	6,5 · 10 <sup>-5</sup>
5	35	88	3,5 · 10 <sup>-5</sup>	16,5 · 10 <sup>-5</sup>	20	20	76	3,8 · 10 <sup>-5</sup>	12,5 · 10 <sup>-5</sup>
6	20	90	1,9 · 10 <sup>-5</sup>	9,4 · 10 <sup>-5</sup>	21	40	99	6,5 · 10 <sup>-5</sup>	15,5 · 10 <sup>-5</sup>
7	40	65	2,3 · 10 <sup>-5</sup>	18,2 · 10 <sup>-5</sup>	22	38	67	3,3 · 10 <sup>-5</sup>	10,5 · 10 <sup>-5</sup>
8	30	77	1,2 · 10 <sup>-5</sup>	8,5 · 10 <sup>-5</sup>	23	30	75	5,2 · 10 <sup>-5</sup>	19,5 · 10 <sup>-5</sup>
9	25	80	4,3 · 10 <sup>-5</sup>	12,0 · 10 <sup>-5</sup>	24	25	58	1,2 · 10 <sup>-5</sup>	9,6 · 10 <sup>-5</sup>
10	50	95	1,5 · 10 <sup>-5</sup>	6,5 · 10 <sup>-5</sup>	25	43	77	1,5 · 10 <sup>-5</sup>	5,1 · 10 <sup>-5</sup>
11	45	80	2,1 · 10 <sup>-5</sup>	12,3 · 10 <sup>-5</sup>	26	38	77	2,5 · 10 <sup>-5</sup>	13,4 · 10 <sup>-5</sup>
12	38	76	2,5 · 10 <sup>-5</sup>	7,5 · 10 <sup>-5</sup>	27	40	65	1,5 · 10 <sup>-5</sup>	8,3 · 10 <sup>-5</sup>
13	15	57	2,8 · 10 <sup>-5</sup>	12,5 · 10 <sup>-5</sup>	28	45	89	1,5 · 10 <sup>-5</sup>	11,2 · 10 <sup>-5</sup>
14	37	66	1,6 · 10 <sup>-5</sup>	8,3 · 10 <sup>-5</sup>	29	24	65	2,0 · 10 <sup>-5</sup>	13,2 · 10 <sup>-5</sup>
15	40	60	4,2 · 10 <sup>-5</sup>	16,5 · 10 <sup>-5</sup>	30	30	80	1,7 · 10 <sup>-5</sup>	8,4 · 10 <sup>-5</sup>

Таблиця 5.4

## Вихідні дані

№ варіанта	t <sub>1</sub>	t <sub>2</sub>	E <sub>a</sub>	№ варіанта	t <sub>1</sub>	t <sub>2</sub>	E <sub>a</sub>
1	2	3	4	5	6	7	8
1	20	46	125,6	16	25	76	155,8
2	14	88	46,8	17	27	87	240,5
3	30	67	97,3	18	34	88	165,3
4	25	40	100,5	19	30	90	368,7
5	35	88	89,6	20	20	76	312,9
6	20	90	200,8	21	40	99	290,8
7	40	65	130,5	22	38	67	188,8
8	30	77	250,5	23	30	75	156,4
9	25	80	300,8	24	25	58	133,3
10	50	95	169,8	25	43	77	233,8
11	45	80	188,5	26	38	77	222,2

1	2	3	4	5	6	7	8
12	38	76	220,6	27	40	65	107,5
13	15	57	206,4	28	45	89	245,6
14	37	66	160,8	29	24	65	147,9
15	40	60	132,3	30	30	80	200,5

**Література:** основна [1; 3; 8], додаткова [9 – 12].

### Контрольні запитання для самодіагностики

1. Дайте визначення поняттю швидкість хімічної реакції.
2. Назвіть відмінність у розрахунку швидкості реакції для гомогенних і гетерогенних систем.
3. Наведіть чинники, які впливають на швидкість хімічної реакції.
4. Сформулюйте закон діючих мас.
5. Розкрийте фізичний зміст константи швидкості реакції.
6. Поясніть, як визначають у рівнянні порядок реакції.
7. Поясніть, чому закон діючих мас не враховує концентрації твердих речовин, які приймають участь у реакції.
8. Сформулюйте емпіричне правило Вант-Гоффа.
9. Розкрийте сутність поняття енергія активації.
10. Охарактеризуйте основну дію каталізаторів на процес протікання хімічних реакцій.

## Тема 6. Хімічна рівновага

### Основні теоретичні положення

У системі  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{HI}$  можуть протікати як пряма реакція –  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$ , так і зворотна –  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftarrow 2\text{HI}$ . Оскільки кожна з них безперервно поставляє реагенти для реакції протилежного напрямку, жодна із цих реакцій не припиняється, тому що вся система в цілому знаходиться в динамічній рівновазі. У багатьох випадках, як, наприклад, у реакції –  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ , реакція протікає тільки в одному напрямку.

Якщо ж спробувати провести реакцію  $\text{NaCl}$  з  $\text{H}_2\text{O}$ , то ніяких змін не виявиться. У подібних випадках говорять, що реакція кислоти з лугом є необоротною, тобто зворотний процес не йде, у всякому разі за кімнатної температури. Велика кількість реакцій є оборотними. Так, в разі нейтралізації лугом дуже слабкої ціанідної кислоти виявляється, що реакція до кінця не здійснюється, і розчин має сильно лужну реакцію. Це означає, що реакція  $\text{HCN} + \text{NaOH} \leftrightarrow \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O}$  оборотна, тобто  $\text{NaCN}$  та  $\text{H}_2\text{O}$ , взаємодіючи одне з одним, частково переходять у вихідний стан. Для позначення таких реакцій використовують символ " $\leftrightarrow$ ". Протягом прямої реакції її швидкість:  $V_{\text{прям}} \rightarrow k_{\text{прям}} \cdot [\text{HCN}] \cdot [\text{NaOH}]$  зменшується, тому що реагуючі речовини витрачаються, і їх концентрація зменшується. Водночас із цим протікає зворотна реакція  $V_{\text{звор}} \rightarrow k_{\text{звор}} \cdot [\text{NaCN}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ , і її швидкість зростає, тому що за рахунок прямої реакції зростає концентрація продуктів реакції. Зрештою швидкості обох реакцій стають однаковими. Але навіть після вирівнювання швидкостей якась частина молекул  $\text{HCN}$  буде нейтралізуватися  $\text{NaOH}$ , але з такою самою швидкістю будуть утворюватися інші молекули  $\text{HCN}$  за реакцією  $\text{NaCN}$  з  $\text{H}_2\text{O}$ , і в такий спосіб подальших змін у системі розчину не відбудеться. Це, без сумніву, і є тим, що ми називаємо рівновагою. Цілком справедливо можливо зневажити швидкістю зворотної реакції на самому початку, коли вона дорівнює нулю, але ні в якому разі не можна зневажити нею при рівновазі, коли вона дорівнює швидкості прямої реакції. Динамічний характер оборотних реакцій стає більш очевидним при розгляді констант швидкості для прямого та зворотного процесів. Коли система досягає стану динамічної рівноваги, за якого швидкість прямої та зворотної реакції зрівнюються ( $V_{\text{прям}} = V_{\text{звор}}$ ), повинна виконуватися така рівність:

$$k_{\text{прям}} \cdot [\text{HCN}] \cdot [\text{NaOH}] = k_{\text{звор}} \cdot [\text{NaCN}] \cdot [\text{H}_2\text{O}].$$

Перетворюючи цю рівність таким чином, щоб при цьому концентрації продуктів реакції були в чисельнику дроби, а концентрації реагентів у знаменнику, одержимо:

$$[\text{NaCN}] \cdot [\text{H}_2\text{O}] / [\text{HCN}] \cdot [\text{NaOH}] = k_{\text{прям}} / k_{\text{звор}} = K.$$

Цим виразом визначається константа рівноваги –  $K$ . Вона дорівнює співвідношенню швидкості прямої та зворотної реакції. Її чисельне значення можна визначити з констант швидкостей відповідних реакцій. У тих



випадках, коли коефіцієнти в рівнянні реакції не дорівнюють одиниці, наприклад,  $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ , воно являє собою скорочений запис рівняння:  $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} + \text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ . Із цього рівняння легко одержати вираз константи рівноваги:

$$K = [\text{Na}_2\text{S}] \cdot [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2\text{O}] / [\text{H}_2\text{S}] \cdot [\text{NaOH}] \cdot [\text{NaOH}]$$

або  $K = [\text{Na}_2\text{S}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 / [\text{H}_2\text{S}] \cdot [\text{NaOH}]^2$ .

Отже, кількісною характеристикою хімічної рівноваги служить константа хімічної взаємодії –  $K$ . До виразу константи рівноваги входять рівноважні концентрації, тобто концентрації речовин у стані рівноваги. Константа рівноваги чисельно характеризує співвідношення між рівноважними концентраціями продуктів реакції – (чисельник) та вихідних речовин – (знаменник). Чим більшою є константа рівноваги, тим повніше протікає реакція, і тим більшим є вихід продуктів. При  $K > 1$  вихід продуктів реакції великий; при  $K < 1$  вихід продуктів реакції малий.

У випадку гетерогенних реакцій до виразу константи рівноваги так само, як і до виразу закону дії мас, входять концентрації тільки тих речовин, що знаходяться в газовій або в рідкій фазі. Наприклад, для реакції  $\text{CO}_2 (\text{г}) + \text{C} (\text{т}) = 2\text{CO} (\text{г})$  константа рівноваги має вигляд:  $K = [\text{CO}]^2 / [\text{CO}_2]$ . Величина константи рівноваги залежить від природи реагуючих речовин і температури. Від присутності каталізаторів вона не залежить, оскільки каталізатор змінює енергію активації прямої і зворотної реакції на ту ж саму величину, тому він однаково змінює швидкості прямої і зворотної реакцій і, отже, не впливає на величину константи рівноваги, на кількісний вихід продуктів реакції. Він може лише прискорити або уповільнити настання рівноваги.

Хімічна рівновага зберігається тільки за постійних умов. У разі зміни умов протікання реакції швидкість прямого та зворотного процесів змінюється, і хімічна рівновага порушується. Водночас швидкість однієї реакції становиться більшою ніж протилежної. Цей стан метастабільний і його перехід до рівноважного стану пов'язаний зі зменшенням швидкості більш швидкої реакції та збільшенням швидкості протилежної реакції допоки знову не встановиться рівновага за інших значень рівноважних концентрацій. Процес переходу від одного рівноважного стану до нової рівноваги, викликаний зміною швидкості прямої та зворотної реакцій, називається зміщенням або зсувом *рівноваги*.

Напря́м зсу́ву хімічної рівноваги підпорядковується *принципу Ле-Шательє (1887 р.): якщо систему, яка знаходиться в рівновазі, піддати якому-небудь впливу, рівновага зміститься в такому напрямку, що вплив, який мав місце, зменшиться.* Найбільше значення мають випадки порушення рівноваги внаслідок зміни концентрації якої-небудь із речовин, що беруть участь у рівновазі, зміни тиску або температури, які є окремими випадками загального принципу Ле-Шательє стосовно до хімічної рівноваги.

Нижче розглядається кожний з окремих випадків порушення рівноваги:

1) вплив концентрації реагуючих речовин на рівновагу реакції:

*в разі збільшення концентрації якої-небудь із речовин, що знаходяться в рівноважній системі, рівновага зміщується в бік витрати цієї речовини,*

*в разі зменшення концентрації якої-небудь із речовин рівновага зміщується в бік утворення цієї речовини;*

2) вплив тиску на хімічну рівновагу як окремий випадок загального принципу Ле-Шательє можна сформулювати так: в разі збільшення тиску шляхом стиску системи рівновага зсувається в бік утворення речовин, що займають менший об'єм, у бік зменшення числа молів газів, тобто в бік зниження тиску; в разі зменшення тиску рівновага зсувається в бік зростання числа молів газів, тобто в бік збільшення тиску;

3) підвищення температури зміщує рівновагу в бік одержання продуктів, які утворюються за ендотермічною реакцією. Тому воно приводить до зміни величини  $K_{\text{рівн}}$ . Наприклад, константа рівноваги для реакції:  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$  змінюється залежно від температури таким чином:

температура, К	$K_{\text{рівн}}$
300	$3,2 \cdot 10^{16}$
600	$2,5 \cdot 10^8$
900	$5,5 \cdot 10^5$ ,

отже, підвищення температури зміщує рівновагу вліво, як це видно за зменшенням величини  $K_{\text{рівн}}$ . І на підставі цього можна зробити висновок, що пряма реакція є екзотермічною. Відзначимо, що підвищення температури приводить до зростання швидкості як прямої, так і зворотної реакцій, незважаючи на те, чи є результатом виділення або поглинання тепла. Однак зростання швидкості ендотермічної реакції виявляється значно більшим, тому що за високих температур створюються більш високі рівноважні концентрації продуктів, які утворюються

в результаті ендотермічного процесу. За знижених температур є справедливими протилежні міркування.

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** У разі стану рівноваги системи –  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ . Концентрації речовин, що беруть участь у реакції, дорівнюють:  $[\text{H}_2] = 0,5$  моль/л;  $[\text{Br}_2] = 0,1$  моль/л ;  $[\text{HBr}] = 1,6$  моль/л. Знайти константу рівноваги реакції та вихідні концентрації  $\text{H}_2$  та  $\text{Br}_2$ .

Розв'язок. Константа рівноваги даної реакції виражається рівнянням:

$$K = [\text{HBr}]^2 / [\text{H}_2] [\text{Br}_2].$$

Підставляючи у формулу дані прикладу, одержимо:  $K = (1,6)^2 / 0,5 \cdot 0,1 = 51,2$ .

Для знаходження вихідних концентрацій  $\text{H}_2$  та  $\text{Br}_2$  врахуємо, що, відповідно до рівняння реакції, з 1 моль  $\text{H}_2$  та 1 моль  $\text{Br}_2$  утвориться 2 моль  $\text{HBr}$ . Оскільки за умовами задачі в кожному літрі системи утворилося 1,6 моль  $\text{HBr}$ , при цьому було витрачено  $1,6 / 2 = 0,8$  моль  $\text{H}_2$  та 0,8 моль  $\text{Br}_2$ . Отже, шукані вихідні концентрації дорівнюють:

$$\begin{aligned} [\text{H}_2]_0 &= [\text{H}_2]_{\text{рівн}} + [\text{H}_2]_{\text{витр}} = 0,5 + 0,8 = 1,3 \text{ моль/л,} \\ [\text{Br}_2]_0 &= [\text{Br}_2]_{\text{рівн}} + [\text{Br}_2]_{\text{витр}} = 0,1 + 0,8 = 0,9 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

**Задача 2.** Обчисліть рівноважні концентрації для оборотної реакції  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ , якщо вихідні концентрації були:  $[\text{NO}] = 0,20$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,28$  моль/л. Рівновага встановилася, коли 80 %  $\text{NO}$  прореагувало. Знайдіть константу рівноваги.

Розв'язок. Відповідно до умови задачі, до реакції вступило 80 % первісної кількості  $\text{NO}$ , тобто  $[\text{NO}]_{\text{витр}} = 0,2 \cdot 80 / 100 = 0,16$  моль/л. За рівнянням реакції на кожні 2 моль  $\text{NO}$  витрачається 1 моль  $\text{O}_2$ , причому утвориться 2 моль  $\text{NO}_2$ . Отже, на 0,16 моль  $\text{NO}$  до реакції вступило  $0,16/2 = 0,08$  моль  $\text{O}_2$  і утворилося 0,16 моль  $\text{NO}_2$ . Отже, шукані рівноважні концентрації становлять:

$$\begin{aligned} [\text{NO}]_{\text{рівн}} &= [\text{NO}]_0 - [\text{NO}]_{\text{витр}} = 0,20 - 0,16 = 0,04 \text{ моль/л;} \\ [\text{O}_2]_{\text{рівн}} &= [\text{O}_2]_0 - [\text{O}_2]_{\text{витр}} = 0,28 - 0,08 = 0,2 \text{ моль/л;} \\ [\text{NO}_2]_{\text{рівн}} &= 0,16 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

Підставимо ці значення до виразу константи рівноваги реакції і визначимо її величину:

$$K = [\text{NO}_2]^2 / [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = (0,16)^2 / (0,04)^2 \cdot (0,2) = 3,2 \cdot 10^{-4}.$$

**Задача 3.** Зміною концентрації яких реагуючих речовин можна зсунути управо та уліво рівновагу реакції  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ .

Розв'язок. Збільшення  $[\text{NO}]$ , а також збільшення  $[\text{O}_2]$  приводить до тимчасового збільшення швидкості прямої реакції порівняно зі швидкістю зворотної реакції, що викликає зсув рівноваги в бік реакції, що знижує  $[\text{NO}]$  та  $[\text{O}_2]$ , тобто в бік витрати цих речовин; зменшення  $[\text{NO}_2]$  супроводжується тимчасовим зменшенням швидкості зворотної реакції порівняно зі швидкістю прямої реакції, що приведе до зсуву рівноваги в бік реакції, яка підвищує  $[\text{NO}_2]$ , тобто в бік утворення цієї речовини; такий самий висновок випливає з розгляду константи рівноваги цієї реакції

$$K = [\text{NO}_2]^2 / [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2],$$

збільшення  $[\text{NO}]$  та  $[\text{O}_2]$  (збільшення знаменника) повинно привести до збільшення  $[\text{NO}_2]$  (збільшення чисельника), тому що значення  $K$  повинно залишатися постійним. Реакція піде в напрямку утворення  $\text{NO}_2$ , що викликає зсув рівноваги у бік прямої реакції.

**Задача 4.** В якому напрямку зміститься рівновага в системі  $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$ , якщо в системі збільшити тиск?

Розв'язок. Відповідно до рівняння реакції із чотирьох молів газоподібних речовин (1 моль  $\text{N}_2$  та 3 молі  $\text{H}_2$ ) утвориться два молі  $\text{NH}_3$ . Тому збільшення тиску зсуває положення рівноваги цієї реакції в бік утворення  $\text{NH}_3$ , тому що це відповідає меншій кількості молів газоподібних речовин і знижує тиск у системі.

**Задача 5.** У системі:  $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C}$ ,  $\Delta H^0 < 0$ , де  $\text{A}$ ,  $\text{B}$  та  $\text{C}$  – гази, встановилася рівновага. Який вплив на рівноважну кількість речовини  $\text{C}$  в одиниці об'єму системи нададуть: а) збільшення тиску, б) збільшення кількості речовини  $\text{A}$  в системі, в) підвищення температури.

Розв'язок.

а) в разі протікання реакції загальна кількість газоподібних речовин зменшується (з 2 моль до 1 моль), відповідно до принципу Ле-Шательє

підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги в бік реакції, що приводить до меншої кількості речовини газів, тобто в бік речовини С;

б) в разі збільшення кількості речовини А рівновага буде зміщуватися в бік реакції, яка зменшує кількість речовини А, тобто в бік утворення продукту С;

в) якщо  $\Delta H^0 < 0$ , то теплота виділяється в результаті прямої реакції та вона є екзотермічною, зворотня реакція буде ендотермічною, підвищення температури завжди сприяє протіканню реакції з поглинанням температури, тобто рівновага зміщується в бік речовин А та В.

### Індивідуальні завдання

**Завдання 1.** Знайдіть константу рівноваги реакції:  $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$ , якщо вихідна концентрація  $N_2O_4$  складає 0,8 моль/л, а до настання рівноваги продисоціювало 50 %  $N_2O_4$ .

**Завдання 2.** При стані рівноваги в системі  $N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$  концентрації речовин, що беруть участь у реакції, дорівнюють:  $[N_2] = 3$  моль/л;  $[H_2] = 9$  моль/л;  $[NH_3] = 4$  моль/л. Визначте вихідні концентрації  $N_2$  та  $H_2$ .

**Завдання 3.** Зміною концентрації яких реагуючих речовин можна зсунути управо рівновагу реакції  $CO_2(g) + C(кр) \leftrightarrow 2CO(g)$ ?

**Завдання 4.** В якому напрямку зміститься рівновага в системі  $CO(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow COCl_2(g)$ , якщо за незмінної температури збільшити тиск шляхом зменшення об'єму газової суміші?

**Завдання 5.** Як впливає зниження тиску на положення рівноваги реакції  $N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2NO(g)$ ?

**Завдання 6.** За певних умов реакція хлороводню з киснем є оборотною:  $4HCl(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2Cl_2 + 2H_2O(g)$ ,  $\Delta H^0 = -116,4$  кДж. Який вплив на рівновагу системи нададуть: а) збільшення тиску; б) підвищення температури; в) введення каталізатору?

**Завдання 7.** Як потрібно змінити температуру та тиск (збільшити або зменшити), щоб рівновага в реакції розкладу карбонату кальцію:  $\text{CaCO}_3(\text{кр}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{кр}) + \text{CO}_2(\text{г})$ ,  $\Delta H^0 = 178 \text{ кДж}$ , змістилась у бік продуктів розкладу.

**Література:** основна [1; 8], додаткова [9; 10].

### Контрольні запитання для самодіагностики

1. Чому значення  $K_p$  (константа рівноваги) має істотний інтерес для практичних цілей?
2. Який вплив має ентропійний та ентальпійний чинники на кінетику реакції?
3. Сформулюйте принцип Ле-Шательє.
4. Поясніть значення принципу Ле-Шательє на конкретних прикладах.

## Тема 7. Поняття про розчини

### Основні теоретичні положення

Розчини мають відіграють величезну роль у природі та техніці. Так, рослини засвоюють поживні речовини у вигляді розчинів. В організмі людини всі фізіологічні рідини (кров, лімфа тощо) є розчинами. У різних галузях промисловості та в побуті теж використовуються розчини. У технологічних процесах багато компонентів використовуються саме у вигляді розчинів.

**Розчини** – однорідні або гомогенні системи, які складаються з двох і більше компонентів та продуктів їхньої взаємодії. Розчин можна представити як систему, в якій дисперсна фаза складається з молекул, атомів або іонів. Зазвичай у розчині є розчинник, розчинена речовина і продукти їхньої взаємодії. Наприклад, розчин сірчаної кислоти складається з води (розчинника), сірчаної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (розчиненої речовини) і продуктів їхньої взаємодії (гідратованих іонів  $\text{H}^+$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ).

Розчини можуть бути в будь-якому агрегатному стані – твердими, рідкими, газоподібними. Прикладом твердих розчинів можна вважати сплави: мідь + нікель (монети), золото + срібло (ювелірні вироби). Газоподібні розчини – це суміші газів, такі як повітря тощо. Рідкі розчини – системи, коли і розчинник, і розчинні речовини знаходяться в рідкому стані. Найбільше значення і найбільш поширені у використанні водні розчини солей.

Розчини неможливо розглядати як просто механічні суміші, бо процес розчинення супроводжується об'ємними змінами та тепловим ефектом. Це свідчить про певні взаємодії між розчинником і розчиненою речовиною. Як характеристику такої взаємодії використовують термін "розчинність".

Поняття "**розчинність**" характеризують кількістю грамів речовини, яка розчиняється в 100 г води: понад 10 г – добре розчинні, 1 – 10 г – середньорозчинні, 0,01 – 0,1 г – малорозчинні, менше 0,01 г – практично нерозчинні. Зовсім нерозчинних у воді речовин не існує.

Основною характеристикою для цього є **концентрація** – кількість розчиненої речовини в певній кількості розчинника або розчину. Існує багато способів вираження концентрації, і для розгляду найбільш поширених будемо використовувати позначення:

$m$ ,  $V$ ,  $n$  – маса, об'єм і число мольних мас розчину;

$m_1$ ,  $V_1$ ,  $n_1$  – маса, об'єм і число мольних мас розчинника;

$m_2$ ,  $V_2$ ,  $n_2$  – маса, об'єм і число мольних мас розчиненої речовини;

$M_1$ ,  $M_2$  – молярні (атомні) маси розчинника та розчиненої речовини (г/моль);

$E_1$ ,  $E_2$  – еквівалентні маси розчинника та розчиненої речовини.

Для розчинів очевидні тотожності:

$$m = m_1 + m_2;$$

$$V = V_1 + V_2;$$

$$n = n_1 + n_2.$$

Характерною ознакою розчинів є однорідність структури. Це пояснюється тим, що розчинені речовини подрібнюються до окремих молекул або іонів, які не можуть утворити самотійну фазу.

На практиці найчастіше використовують масову, молярну й еквівалентну (нормальну) концентрації.

**Масова концентрація** може бути процентною і моляльною. *Процентна концентрація* або масова частка ( $C_B, \% \text{ мас.}$ ) – маса розчиненої речовини в грамах, яка міститься в 100 г розчину ( $m, \text{ г}$ ):

$$C_B = m_2 / m, \quad (7.1)$$

де  $C_B$  – масова частка розчиненої речовини;  
 $m_2$  – маса розчиненої речовини;  
 $m$  – загальна маса розчину.

Масову частку розчиненої речовини зазвичай виражають в частках одиниці або у відсотках.

**Моляльна концентрація** ( $C_\mu$ ) – число мольних мас розчиненої речовини ( $n_2$ ), яке міститься в 1 000 г розчинника:

$$C_\mu = n_2 \cdot 1000 / m_1 = m_2 \cdot 1000 / M_2 \cdot m_1. \quad (7.2)$$

**Нормальна концентрація** ( $C_N$ ) – число еквівалентних мас розчиненої речовини, яке знаходиться в 1 літрі розчину:

$$C_N = m_2 / E_2 \cdot V, \quad (7.3)$$

де  $V$  – об'єм розчину, л.

**Молярна (мольна) концентрація** ( $C_M$ ) – число мольних мас розчиненої речовини в 1 літрі розчину:

$$C_M = n_2 \cdot 1000 / V = m_2 \cdot 1000 / M_2 \cdot V. \quad (7.4)$$

Розмірність молярної концентрації є моль/л.

Розчин, в 1 л якого міститься 1 моль розчиненої речовини, називається **молярним**. Якщо в 1 л міститься 0,1 моль речовини, то він називається **децимолярним**, 0,01 моль – **сантимолярним**, 0,001 моль – **мілімолярним**. Молярність розчину позначають літерою  $M$ . Наприклад, 1  $M \text{ H}_2\text{SO}_4$  – молярний розчин сірчаної кислоти, тобто 1 л такого розчину містить 1 моль сірчаної кислоти або  $1 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 98 \text{ г H}_2\text{SO}_4$ .



Молярною концентрацією зручно користуватися для розрахунків за реакціями нейтралізації.

На практиці часто виникає потреба отримати розчин певної концентрації, а налічується два розчини з концентраціями більше та менше потрібної. Тобто потрібний розчин можна отримати, якщо змішати певні об'єми двох інших розчинів. У такому випадку застосовують так зване "правило хреста". Відповідно до цього правила А масових частин розчину 1 треба змішати з В масових частин розчину 2 для отримання розчину з потрібною концентрацією  $C_B$  (рис. 7.1).

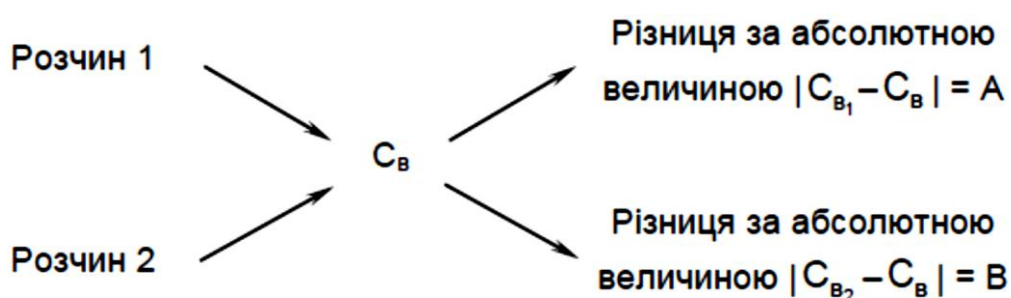


Рис. 7.1. Схема отримання розчину з необхідною концентрацією – "правило хреста"

Розглянемо правило хреста на прикладі. Є розчин спирту концентрацією 95 %, з якого потрібно отримати розчин концентрацією 40 %. Складаємо схему хреста, як показано на рис. 7.2.

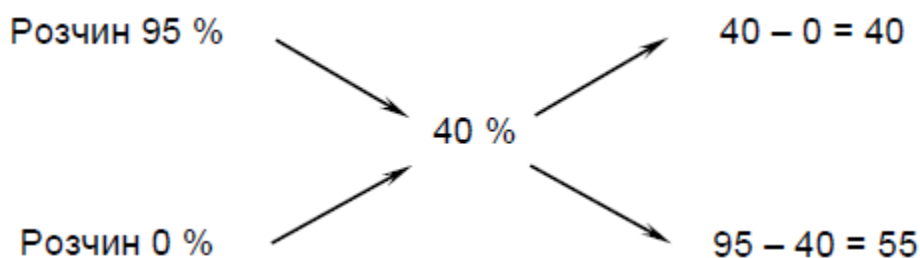


Рис. 7.2. Приклад схеми хреста для отримання розчину концентрацією 40 % із розчину спирту концентрацією 95 %

Відповідно, необхідно змішати 40 масових частин спирту концентрацією 95 % і 55 масових частин води або взяти їх в співвідношенні 1: 1,375.

Важливою характеристикою розчинів є густина. Для розчинів різних концентрацій її величина теж різна. Густина розчину пов'язує масу розчину з його об'ємом таким рівнянням:

$$m = \rho \cdot V, \quad (7.5)$$

Рівняння (7.5) використовується на практиці для відмірювання потрібної кількості розчину, бо для рідин технічно легше відміряти об'єм, ніж масу.

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** У воді масою 120 г розчинили фосфат калію  $K_3PO_4$  масою 106 г. Розрахуйте масову частку  $K_3PO_4$  в отриманому розчині.

Розв'язок. Маса отриманого розчину дорівнює:

$$m = m(K_3PO_4) + m(H_2O) = 106 + 160 = 266 \text{ г.}$$

Обчислюємо масову частку фосфату калію в розчині:

$$c(K_3PO_4) = \frac{m(K_3PO_4)}{m} = \frac{106}{266} = 0,398 = 39,8 \% \approx 40 \%$$

Висновок: масова частка фосфату калію в отриманому розчині складає 39,8 %.

**Задача 2.** У лабораторії змішали 70 г води і 30 г гідроксиду натрію, отримавши розчин густиною 1,33 г / мл. Для отриманого розчину розрахуйте масову концентрацію  $C_B$ , моляльну концентрацію  $C_M$ , молярну концентрацію  $C_M$ .

Розв'язок. Маса отриманого розчину складає:

$$m = m(NaOH) + m(H_2O) = 30 + 70 = 100 \text{ г.}$$

Тоді масова концентрація (масова частка) розчину дорівнює:

$$C_B = \frac{m(NaOH)}{m} = \frac{30}{100} = 0,3 = 30 \%$$

Обчислимо молярну концентрацію  $C_M$ :

$$C_M = \frac{m(\text{NaOH}) \times 1000}{M(\text{NaOH}) \times m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{30 \times 1000}{40 \times 70} = 10,7 \text{ моль/г.}$$

Перш ніж вирахувати молярну концентрацію, потрібно визначити об'єм розчину:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{100}{1,33} = 75,19 \text{ мл.}$$

Тоді молярна концентрація розчину, який отримали, дорівнює:

$$C_M = \frac{n(\text{NaOH}) \cdot 1000}{V} = \frac{m(\text{NaOH}) \cdot 1000}{M(\text{NaOH}) \cdot V} = \frac{30 \cdot 1000}{40 \cdot 75,19} = 9,97 \text{ моль/л.}$$

Висновок: масова концентрація отриманого розчину NaOH дорівнює 30 %, молярна – 10,7 моль/г, молярна – 9,97 моль/л.

**Задача 3.** Приготуйте розчин масою 320 г з масовою часткою 5 %. Обчисліть масу KCl і води, які необхідні для приготування розчину.

Розв'язок. Обчислюємо масу хлориду калію, необхідну для приготування розчину:

$$m(\text{KCl}) = \frac{m \cdot c(\text{KCl})}{100} = \frac{320 \cdot 5}{100} = 16 \text{ г.}$$

Розрахуємо масу води, необхідної для приготування розчину:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m - m(\text{KCl}) = 320 - 16 = 304 \text{ г.}$$

Висновок: для приготування розчину необхідно взяти 16 г хлориду калію і 304 г води.

**Задача 4.** У лабораторії є розчин з масовою часткою гідроксиду натрію 25 %, густина якого дорівнює 1,27 г/мл. Який об'єм цього розчину

потрібно змішати з водою, щоб добути 500 мл розчину з масовою часткою NaOH 8 % і густиною 1,09 г/мл?

Розв'язок.

**I спосіб.** Позначимо параметри розчинів таким чином:

$m_1$  – маса вихідного розчину NaOH,  $V_1$  – об'єм вихідного розчину, який потрібно визначити; густина вихідного розчину  $\rho_1 = 1,27$  г/мл; масова частка NaOH у цьому розчині  $c_1 = 25$  %;

$m_2$  – маса розчину, який потрібно приготувати,  $V_2 = 500$  мл – його об'єм, густина  $\rho_2 = 1,09$  г/мл, масова частка NaOH у цьому розчині  $c_2 = 8$  %.

Розрахуємо масу розчину NaOH, який потрібно приготувати:

$$m_2 = V_2 \cdot \rho_2 = 500 \cdot 1,09 = 545 \text{ г.}$$

Визначимо масу чистого NaOH, який міститься у розчині, що потрібно приготувати:

$$m(\text{NaOH}) = \frac{m_2 \cdot c_2}{100} = \frac{545 \cdot 8}{100} = 43,6 \text{ г.}$$

Така сама маса NaOH повинна міститись і у вихідному розчині, який буде розбавлено водою для приготування потрібного розчину. Тоді маса дорівнює:

$$m_1 = \frac{m(\text{NaOH}) \cdot 100}{c_1(\text{NaOH})} = \frac{43,6 \cdot 100}{25} = 174,4 \text{ г.}$$

Обчислимо об'єм вихідного розчину NaOH, який потрібно розбавити водою:

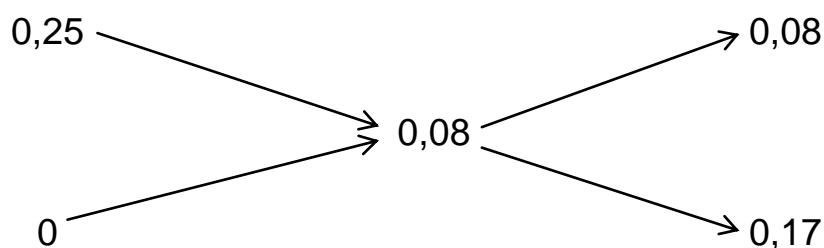
$$V_1 = \frac{m_1}{\rho_1} = \frac{174,4}{1,27} = 137,3 \text{ мл.}$$

Тоді води потрібно:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 545 - 174,4 = 370,6 \text{ г.}$$

**II спосіб.** Це завдання можна виконати за допомогою "правила хреста".

Побудуємо схему за "правилом хреста":



Згідно зі схемою для приготування розчину концентрацією 8 %, необхідно взяти 0,08 часток розчину з масовою часткою 25 % NaOH і 0,17 часток води.

Розрахуємо потрібну масу вихідного розчину:

$$m_1 = \frac{545 \cdot 0,08}{0,17 + 0,08} = \frac{40}{0,25} = 174,4 \text{ г.}$$

Для розбавлення вихідного розчину потрібна така маса води:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 545 - 174,4 = 370,6 \text{ г.}$$

Розрахуємо потрібний об'єм вихідного розчину:

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho_1} = \frac{174,4}{1,27} = 137,3 \text{ мл.}$$

Отже, щоб отримати 500 мл 8 %-го розчину гідроксиду натрію, необхідно взяти 137,3 мл 25 %-го розчину NaOH.

Висновок: необхідно взяти 137,3 мл 25 %-го розчину NaOH.

### Індивідуальні завдання

Пропонується кілька видів завдань, які виконуються за варіантами. Номер варіанта видає викладач:

**Завдання 1.** Обчисліть масову концентрацію  $C_v$  водного розчину певної речовини. Прийняті позначення:  $m_1$  – маса води (розчинника);  $m_2$  – маса розчиненої речовини.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 7.1.

## Вихідні дані

№ варіанта	Речовина	m <sub>1</sub>	m <sub>2</sub>	№ варіанта	Речовина	m <sub>1</sub>	m <sub>2</sub>
1	KOH	160	65	16	KOH	75	30
2	NaOH	90	35	17	Ba(OH) <sub>2</sub>	120	40
3	AlBr <sub>3</sub>	250	75	18	Mg(OH) <sub>2</sub>	200	80
4	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	120	80	19	NaCl	180	70
5	Ca(OH) <sub>2</sub>	160	80	20	H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>	90	35
6	HBr	140	80	21	Zn(OH) <sub>2</sub>	180	30
7	NaCl	250	40	22	BaSO <sub>4</sub>	230	150
8	AgNO <sub>3</sub>	60	35	23	ZnCl <sub>2</sub>	90	40
9	NH <sub>3</sub> OH	120	60	24	KMnO <sub>4</sub>	150	50
10	Mg(OH) <sub>2</sub>	75	65	25	AgNO <sub>3</sub>	220	60
11	CaCl <sub>2</sub>	440	66	26	CuSO <sub>4</sub>	75	30
12	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	110	20	27	Ba(OH) <sub>2</sub>	120	40
13	PbI <sub>4</sub>	230	70	28	SiO <sub>2</sub>	200	80
14	NH <sub>3</sub> OH	110	50	29	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	180	70
15	KMnO <sub>4</sub>	80	30	30	Na <sub>2</sub> B <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	90	35

**Завдання 2.** Обчисліть масову концентрацію  $C_B$ , моляльну концентрацію  $C_M$ , молярну концентрацію  $C_M$  водного розчину певної речовини. Прийняті позначення:  $m_1$  – маса води (розчинника);  $m_2$  – маса розчиненої речовини;  $\rho$  – густина отриманого розчину.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 7.2.

Таблиця 7.2

## Вихідні дані

№ варіанта	Речовина	m <sub>1</sub>	m <sub>2</sub>	$\rho$	№ варіанта	Речовина	m <sub>1</sub>	m <sub>2</sub>	$\rho$
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	170	30	1,14	16	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	440	66	1,1
2	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	230	150	1,8	17	NaOH	110	20	1,22
3	NaOH	90	40	1,15	18	KCl	230	70	1,05
4	HCl	150	50	1,2	19	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	110	50	1,11

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
5	KOH	220	60	1,1	20	NaCl	80	30	1,12
6	NaNO <sub>3</sub>	160	65	1,32	21	CaCO <sub>3</sub>	140	80	1,23
7	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	90	35	1,05	22	KCl	250	40	1,09
8	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	250	75	1,16	23	Na <sub>2</sub> S	60	35	1,07
9	KCl	120	80	1,2	24	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	120	60	1,8
10	Na <sub>2</sub> S	160	80	1,07	25	NH <sub>4</sub> Cl	75	65	1,05
11	NaCl	90	40	1,12	26	NaOH	75	30	1,27
12	CaCO <sub>3</sub>	210	90	1,2	27	HCl	120	40	1,1
13	NH <sub>4</sub> Cl	160	40	1,05	28	KOH	200	80	1,1
14	NaOH	120	70	1,43	29	NaNO <sub>3</sub>	180	70	1,32
15	HCl	210	60	1,18	30	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	90	35	1,05

**Завдання 3.** Потрібно приготувати розчин масою  $m_1$  г з масовою часткою  $C_B$  %. Обчисліть масу речовини і води, які необхідні для приготування розчину.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 7.3.

Таблиця 7.3

### Вихідні данні

№ варіанта	Речовина	$m_1$	$C_B$	№ варіанта	Речовина	$m_1$	$C_B$
1	KOH	120	10	16	LiOH	500	20
2	NaOH	80	40	17	Ba(OH) <sub>2</sub>	140	17
3	LiOH	50	12	18	Mg(OH) <sub>2</sub>	50	14
4	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	270	80	19	NaCl	120	25
5	Ca(OH) <sub>2</sub>	500	25	20	HNO <sub>3</sub>	80	60
6	HBr	100	15	21	Zn(OH) <sub>2</sub>	50	70
7	NaCl	220	30	22	BaSO <sub>4</sub>	220	15
8	AgNO <sub>3</sub>	150	20	23	ZnCl <sub>2</sub>	150	5
9	NH <sub>3</sub> OH	130	17	24	KMnO <sub>4</sub>	130	10
10	Mg(OH) <sub>2</sub>	80	14	25	AgNO <sub>3</sub>	270	40
11	CaCl <sub>2</sub>	180	25	26	CuSO <sub>4</sub>	500	12
12	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	300	60	27	Ba(OH) <sub>2</sub>	100	80
13	HCl	500	70	28	HCl	300	25
14	NH <sub>3</sub> OH	140	15	29	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	180	15
15	KMnO <sub>4</sub>	50	5	30	Na <sub>2</sub> B <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	80	30

**Завдання 4.** У лабораторії є розчин 1 з масовою часткою хлориду натрію  $C_1$  %, густина якого дорівнює  $\rho_1$  г/мл і розчин 2 з масовою часткою хлориду натрію  $C_2$  %, густина якого дорівнює  $\rho_2$  г/мл. Які об'єми цих розчинів потрібно змішати, щоб добути 500 мл розчину з масовою часткою NaOH  $C_3$  % і густиною 1,09 г/мл.

Вихідні данні для розрахунку наведено в табл. 7.4.

Таблиця 7.4

### Вихідні данні

№ варіанта	$C_1$	$\rho_1$	$C_2$	$\rho_2$	$C_3$	№ варіанта	$C_1$	$\rho_1$	$C_2$	$\rho_2$	$C_3$
1	50	1,28	20	1,21	40	16	30	1,23	0	1,0	10
2	40	1,26	10	1,18	25	17	40	1,26	20	1,21	30
3	30	1,23	5	1,2	15	18	30	1,23	0	1,0	15
4	20	1,21	0	1,0	8	19	50	1,28	20	1,21	28
5	70	1,3	20	1,21	45	20	40	1,26	10	1,18	35
6	60	1,29	0	1,0	20	21	30	1,23	5	1,2	12
7	30	1,23	10	1,18	24	22	10	1,18	0	1,0	7
8	40	1,26	5	1,2	15	23	80	1,31	30	1,23	48
9	50	1,28	8	1,22	25	24	70	1,3	15	1,25	38
10	10	1,18	5	1,2	7	25	20	1,21	10	1,18	16
11	80	1,31	0	1,0	10	26	70	1,3	0	1,0	50
12	70	1,3	20	1,21	40	27	60	1,29	20	1,21	45
13	50	1,28	15	1,25	22	28	50	1,28	15	1,25	30
14	40	1,26	10	1,18	24	29	10	1,18	0	1,0	6
15	30	1,23	0	1,0	18	30	80	1,31	20	1,21	55

**Література:** основна [1; 3 – 6; 8], додаткова [9; 10].

### Контрольні запитання для самодіагностики

1. Назвіть основні властивості розчинів. Які існують способи вираження концентрації розчинів?
2. Наведіть класифікацію розчинів за розмірами дисперсної фази.
3. Що таке титр і нормальність розчину?



4. Що характеризує розчинність речовини? Який закон описує властивості насичених розчинів?
5. Поясніть діаграму стану системи "вода – неелектроліт".
6. Що таке осмос? Проаналізуйте основні закони, що описують це явище.
7. Наведіть основні положення теорії електролітичної дисоціації.
8. Назвіть основні механізми електролітичної дисоціації.

## Тема 8. Дисоціація води та гідроліз солей

### Основні теоретичні положення

**Дисоціація води. Кислотність розчинів.** Вода як слабкий електроліт незначною мірою дисоціює на іони  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ , що перебувають у рівновазі з недисоційованими молекулами:



Як видно з рівняння дисоціації води (8.1), величини концентрації іонів  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  однакові. Експериментально встановлено, що в 1  $\text{дм}^3$  води при кімнатній температурі (22 °С) дисоціації піддається  $10^{-7}$  моль води і при цьому утворюється  $10^{-7}$  моль/ $\text{дм}^3$  іонів  $\text{H}^+$  і  $10^{-7}$  моль/ $\text{дм}^3$  іонів  $\text{OH}^-$ .

Добуток концентрації іонів гідрогену і гідроксид-іонів у воді називається іонним добутком води ( $K_{\text{H}_2\text{O}}$ ). За певної температури  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  – величина стала, яка при 22 °С чисельно дорівнює  $10^{-14}$ :

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 1 \cdot 10^{-14}, \quad (8.2)$$

де  $C_{\text{H}^+}$  – мольна концентрація іонів гідрогену, моль/ $\text{дм}^3$ ;

$C_{\text{OH}^-}$  – мольна концентрація гідроксид-іонів, моль/ $\text{дм}^3$ .

Сталість добутку  $C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}$  означає, що в будь-якому водному розчині ні концентрація іонів гідрогену, ні концентрація гідроксид-іонів не може дорівнювати нулю. Іншими словами, будь-який водний розчин кислоти, основи, або солі містять як  $\text{H}^+$ - та і  $\text{OH}^-$ -іони.

Для чистої води  $C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} = 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>. Якщо у воду додати кислоту, то  $C_{\text{H}^+}$  стане більшою, ніж  $10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>, а  $C_{\text{OH}^-}$  – меншою, ніж  $10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>. І навпаки, якщо в воду додати основу, то  $C_{\text{H}^+}$  стане меншою, ніж  $10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>, а  $C_{\text{OH}^-}$  – більшою, ніж  $10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>.

Із сталості добутку води випливає, що при збільшенні концентрації одного із іонів води відповідно зменшується концентрація іншого іона. Це дозволяє обчислити концентрацію  $\text{H}^+$ -іонів, якщо відома концентрація  $\text{OH}^-$ -іонів, і навпаки. Отже, кислотність і лужність розчину можна виражати через концентрацію або іонів  $\text{H}^+$ , або іонів  $\text{OH}^-$ . На практиці користуються першим способом. У цьому випадку для нейтрального розчину  $C_{\text{H}^+} = 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>, для кислого  $C_{\text{H}^+} > 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>, для лужного  $C_{\text{H}^+} < 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>.

Щоб уникнути незручностей, пов'язаних із застосуванням чисел із від'ємними показниками ступеня, концентрацію іонів гідрогену прийнято виражати через гідрогенний показник, що позначається символом рН.

Гідрогенним показником рН називається десятковий логарифм концентрації іонів гідрогену, взятий з протилежним знаком:

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+} \quad (8.3)$$

або

$$C_{\text{H}^+} = 10^{-\text{pH}}. \quad (8.4)$$

З рівняння (8.4) видно, що чим менший рН, тим більша концентрація іонів  $\text{H}^+$ , тобто вища кислотність середовища; і навпаки, чим більший рН, тим менша концентрація іонів  $\text{H}^+$ , тобто вища лужність середовища.

За допомогою рН реакція розчинів характеризується так:

нейтральна – рН = 7;

кисла – рН < 7;

лужна – рН > 7.

**Гідроліз солей.** На підставі дисоціації води на іони гідрогену та гідроксид-іони пояснюється дуже важливе явище – гідроліз солей.

Узагалі гідролізом називається будь-яка взаємодія речовини з водою, коли складові частини речовини з'єднуються зі складовими частинами

води. Наприклад, сіль (MA) реагує з водою, утворюючи кислоту (HA) і основу (MOH):



На практиці особливо часто мають справу з гідролізом солей.

Як відомо, солі можуть бути отримані шляхом нейтралізації кислот основами. Звідси можна уявити, що розчини, принаймі, нормальних солей (тих, що є продуктами повного заміщення гідрогену в кислотах металами) повинні мати нейтральну реакцію. Але це уявлення виявляється справедливим тільки щодо солей, які утворені сильними кислотами та сильними основами. Солі, що були отримані зі слабких кислот і сильних основ або, навпаки, із сильних кислот і слабких основ, не дають нейтральної реакції під час розчинення у воді. Наприклад, розчин ферум (III) хлориду  $FeCl_3$  дає кислу реакцію, яка вказує на присутність іонів гідрогену (іонів гідроксонію); розчин ацетату натрію  $CH_3COONa$  має лужну реакцію, властиву гідроксильним іонам; розчин ціаністого калію  $KCN$  теж дає лужну реакцію тощо.

Це явище можна пояснити взаємодією іонів води з іонами розчиненої солі, за результатами якої утворюється надлишок іонів гідрогену чи гідроксид-іонів. Хоча концентрація цих іонів у воді дуже мала, вони знаходяться в рівновазі з величезним числом недисоційованих молекул води. З'єднання одного з них з іонами солі, порушує рівновагу та викликає дисоціацію нових молекул води и може призвести до накопичення у розчині значної кількості іншого іона, внаслідок чого розчин набуває кислу або лужну реакцію.

Взаємодія іонів солі з іонами води, зазвичай супроводжується зміною концентрації останніх, і називається гідролізом солі. Гідроліз солей завжди відбувається у тих випадках, коли їхні іони, що утворюються внаслідок електролітичної дисоціації, здатні утворювати з водою слабкі (малодисоційовані) електроліти.

Гідроліз може відбуватися різними способами залежно від сили кислоти та основи, які утворюють сіль. Наведемо найбільш типові випадки гідролізу.

І випадок: солі, утворені сильною основою і слабкою кислотою, піддаються гідролізу. У цьому випадку аніони солі з'єднуються з іонами гідроксиду води, а катіони залишаються вільними. Це надає розчину

лужної реакції ( $pH > 7$ ). Під час гідролізу солей, утворених слабкими одноосновними кислотами, утворюються вільні слабкі кислоти, а під час утворення солей багатоосновними кислотами, можна отримати кислі солі або аніони кислих солей.

II випадок: солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою, також піддаються гідролізу. Під час процесу катіони солі з'єднуються з гідроксид-іонами води, а аніони залишаються вільними. Середовище має кислу реакцію ( $pH < 7$ ). Продуктами гідролізу є або слабка основа, або основна соль, або катіони основної солі.

III випадок: солі, утворені слабкою основою і слабкою кислотою, дуже легко піддаються гідролізу з утворенням слабкої основи і слабкої кислоти. У цьому випадку реакція розчину буде залежати від ступеня дисоціації продуктів гідролізу – кислоти й основи; якщо переважають іони  $OH^-$ , то вона лужна, а якщо іони  $H^+$  – кисла, якщо їх число однакове – нейтральна ( $pH = 7$ ).

IV випадок: солі, утворені сильною основою і сильною кислотою, гідролізу не піддаються. Іони таких солей не можуть утворювати з водою слабких електролітів. У цьому випадку солі практично в реакції участі не беруть і рівновага дисоціації води не порушується, концентрація  $H^+$  і  $OH^-$ -іонів залишається такою самою, як і в чистій воді, а значить розчин матиме нейтральну реакцію.

Характеризувати гідроліз кількісно дозволяють такі величини, як ступінь гідролізу і константа гідролізу.

Ступінь гідролізу ( $h_r$ , %) – це кількісна характеристика глибини протікання гідролізу, яка описується рівнянням:

$$h_r = \frac{C_r}{C_{MA}} \cdot 100 \%, \quad (8.6)$$

де  $C_r$  – рівноважна концентрація іонізованих іонів, моль/дм<sup>3</sup>;

$C_{MA}$  – початкова концентрація солі, що гідролізується, моль/дм<sup>3</sup>.

Величина  $h_r$  збільшується зі зменшенням сили, що утворює сіль кислоти або основи.

Константа гідролізу характеризує здатність солі піддаватися гідролізу. За величиною константи гідролізу можна говорити про повноту гідролізу: чим більше її значення, тим в більшій мірі протікає гідроліз. Константа

гідролізу залежить від природи солі і температури, але не залежить від концентрації солі.

Константа гідролізу – константа рівноваги гідролітичної реакції. Константа гідролізу солі дорівнює відношенню добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції гідролізу до рівноважної концентрації солі з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів.

Вираз для константи гідролізу можна отримати, скориставшись законом діючих мас, який відповідає рівновазі реакції (8.5):

$$K = \frac{C_{\text{HA}} \cdot C_{\text{MOH}}}{C_{\text{MA}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}} \quad (8.7)$$

Відомо, що концентрація води в розведених розчинах має практично постійне значення, отже її можна включити до константи

$$K \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} = K_{\text{r}}, \quad (8.8)$$

тоді константа гідролізу матиме вигляд:

$$K_{\text{r}} = \frac{C_{\text{HA}} \cdot C_{\text{MOH}}}{C_{\text{MA}}} \quad (8.9)$$

Рівняння (8.9) описує константу гідролізу в загальному вигляді. Здійснивши деякі перетворення з урахуванням особливостей протікання гідролізу солей, утворених основами і кислотами різної сили, можна отримати вирази для розрахунку констант гідролізу для кожного окремого випадку:

I випадок: солі, утворені сильною основою і слабкою кислотою, які гідролізуються по аніону:



$$K_{\text{r}} = \frac{C_{\text{HA}} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{A}^-}} \cdot \frac{C_{\text{H}^+}}{C_{\text{H}^+}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{HA}}}, \quad (8.11)$$

де  $K_{\text{AH}}$  – константа дисоціації слабкої кислоти (довідкова величина).

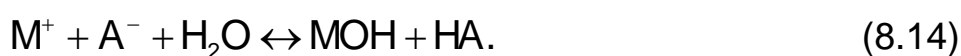
II випадок: солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою, які гідролізуються по катіону:



$$K_r = \frac{C_{MOH} \cdot C_{H^+}}{C_{M^+}} \cdot \frac{C_{OH^-}}{C_{OH^-}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}}, \quad (8.13)$$

де  $K_{MOH}$  – константа дисоціації слабкої основи (довідкова величина).

III випадок: солі, утворені слабкою основою і слабкою кислотою, які гідролізуються і по катіону, і по аніону:



$$K_r = \frac{C_{HA} \cdot C_{MOH}}{C_{M^+} \cdot C_{A^-}} \cdot \frac{C_{H^+}}{C_{H^+}} \cdot \frac{C_{OH^-}}{C_{OH^-}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH} \cdot K_{HA}}. \quad (8.15)$$

Константа та ступінь гідролізу пов'язані співвідношенням:

$$K_r = \frac{C_{MA} \cdot h_r^2}{1 - h_r}, \quad (8.16)$$

Вираз (8.9) можна спростити, оскільки  $h_r \ll 1$ , тоді

$$K_r = C_{MA} \cdot h_r^2; \quad (8.17)$$

$$h_r = \sqrt{\frac{K_r}{C_{MA}}}. \quad (8.18)$$

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Обчисліть молярну концентрацію іонів гідрогену і гідроксид-іонів у розчині з  $pH = 12,5$ .

Розв'язок. Молярну концентрацію іонів гідрогену можна визначити, використовуючи рівняння для гідрогенного показника:

$$pH = -\lg C_{H^+}, \quad C_{H^+} = 10^{-pH}.$$

$$C_{H^+} = 10^{-12,5} = 3,16 \cdot 10^{-13} \text{ моль/дм}^3.$$

Молярну концентрацію гідроксид іонів обчислюємо за допомогою рівняння іонного добутку води:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 1 \cdot 10^{-14}, C_{\text{OH}^-} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{C_{\text{H}^+}}.$$

$$C_{\text{OH}^-} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{3,16 \cdot 10^{-13}} = 3,16 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3.$$

**Задача 2.** Скільки грамів натрію гідроксиду знаходиться в стані повної дисоціації в 50 см<sup>3</sup> розчину, рН якого дорівнює 13?

Розв'язок. Записуємо рівняння дисоціації натрію гідроксиду:



З рівняння видно, що мольна концентрація дисоційованого NaOH дорівнює мольній концентрації іонів OH<sup>-</sup>. Тобто для розв'язання задачі спочатку розрахуємо концентрацію іонів OH<sup>-</sup> аналогічно задачі 1.

$$C_{\text{H}^+} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13} = 1 \cdot 10^{-13} \text{ моль/дм}^3;$$
$$C_{\text{OH}^-} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{C_{\text{H}^+}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-13}} = 0,1 \text{ моль/дм}^3.$$

Отже,  $C_{\text{OH}^-} = C_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ моль/дм}^3$ .

Тобто в 1 дм<sup>3</sup> розчину (або 1 000 см<sup>3</sup>) міститься 0,1 моль NaOH. Тоді в 50 см<sup>3</sup> розчину буде міститися  $v$  моль NaOH. Знайдемо  $v_{\text{NaOH}}$ :

$$v_{\text{NaOH}} = \frac{50 \cdot 0,1}{1000} = 0,005 \text{ моль}.$$

Обчислимо масу NaOH, що відповідає 0,005 моль речовини. Для цього спочатку розрахуємо молярну масу NaOH:

$$M_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г / моль};$$
$$m_{\text{NaOH}} = v_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 0,005 \cdot 40 = 0,2 \text{ г}.$$

Отже, в стані повної дисоціації знаходиться 0,2 г NaOH.

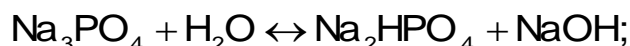
**Задача 3.** Складіть рівняння гідролізу солей  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ . Як змінюється рН при розчиненні у воді цих солей?

Розв'язок.

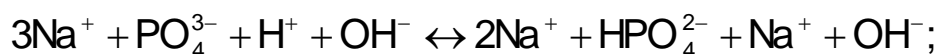
1.  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою. Гідроліз відбувається ступінчасто (за трьома ступенями), причому в основному за першим ступенем за аніоном.

*Перший ступінь:*

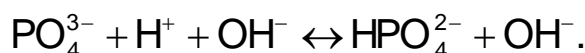
а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



б) рівняння гідролізу в іонній формі:

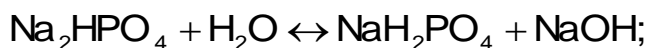


в) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:



*Другий ступінь:*

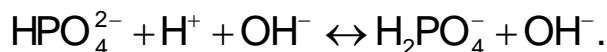
а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



б) рівняння гідролізу в іонній формі:

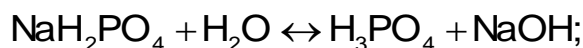


в) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:



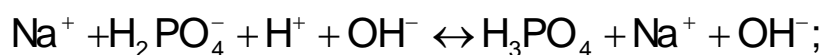
*Третій ступінь:*

а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:

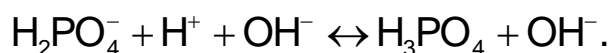




б) рівняння гідролізу в іонній формі:



в) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:

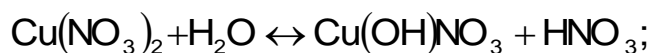


Внаслідок реакції гідролізу концентрація гідроксид-іонів у розчині перевищує концентрацію іонів гідрогену, отже маємо лужне середовище ( $\text{pH} > 7$ ).

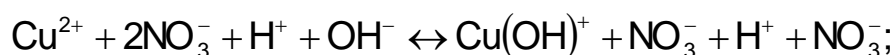
2.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ — сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою. Гідроліз відбувається ступінчасто (за двома ступенями) в основному за першим ступенем за катіоном.

*Перший ступінь:*

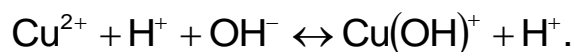
а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



б) рівняння гідролізу в іонній формі:

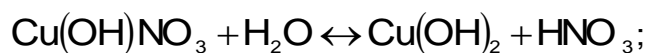


в) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:

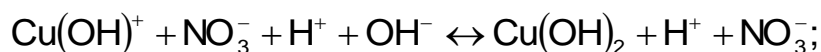


*Другий ступінь:*

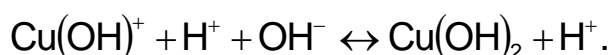
а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



б) рівняння гідролізу в іонній формі:



в) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:

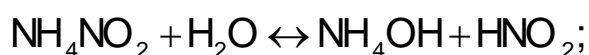


Унаслідок реакції гідролізу концентрація іонів гідрогену в розчині перевищує концентрацію гідроксид-іонів, отже маємо кисле середовище ( $\text{pH} < 7$ ).

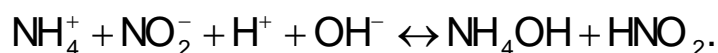
3.  $\text{KCl}$  – сіль, утворена сильною основою і сильною кислотою, тому гідролізу не піддається ( $\text{pH} = 7$ ).

4.  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  – сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою і повністю гідролізується і по катіону і по аніону, отже, середовище має нейтральну реакцію ( $\text{pH} = 7$ ).

а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



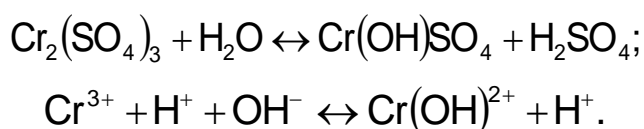
б) рівняння гідролізу в іонній формі:



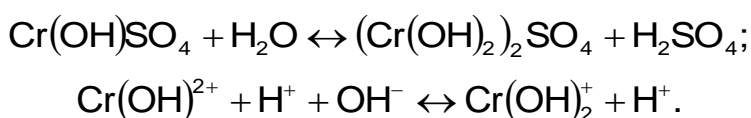
**Задача 4.** Визначте ступінь гідролізу і  $\text{pH}$  розчину  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  з концентрацією  $0,005$  моль/дм<sup>3</sup>, якщо константа дисоціації основи дорівнює  $K_{\text{Cr}(\text{OH})_3} = 1,02 \cdot 10^{-10}$ .

Розв'язок.  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  – це сіль, яка утворена слабкою основою ( $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ) і сильною кислотою ( $\text{H}_2(\text{SO}_4)$ ). Гідроліз солі відбувається за катіоном у три ступеня:

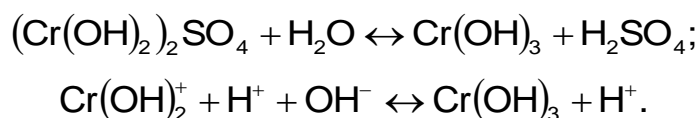
*Перший ступінь:*



*Другий ступінь:*



Третій ступінь:



Гідроліз за другим і третім ступенями практично не йде за рахунок накопичення іонів  $\text{H}^+$ , що призводить до зміщення рівноваги вліво.

Ступінь гідролізу розраховуємо за формулою (8.18), скориставшись формулою (8.13) для визначення константи гідролізу:

$$\begin{aligned}K_r &= \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{Cr}(\text{OH})_3}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,02 \cdot 10^{-10}} = 0,98 \cdot 10^{-4}; \\ h_r &= \sqrt{\frac{K_r}{C_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}}} = \sqrt{\frac{0,98 \cdot 10^{-4}}{0,005}} = 0,14.\end{aligned}$$

Для визначення рН середовища застосуємо формули (8.3) і (8.6). Відповідно рівняння гідролізу в скороченій іонній формі для першого ступеня концентрація іонів хрому, що вступила в процес гідролізу, дорівнює концентрації іонів гідрогену. Отже,

$$\begin{aligned}h_r &= \frac{C_{\text{Cr}^{3+}}}{C_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}} = \frac{C_{\text{H}^+}}{C_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}}; \\ C_{\text{H}^+} &= h_r \cdot C_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,14 \cdot 0,005 = 7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3; \\ \text{pH} &= -\lg C_{\text{H}^+} = -\lg(7 \cdot 10^{-4}) = 3,15.\end{aligned}$$

### Індивідуальні завдання

Пропонується кілька видів завдань, які виконуються за варіантами. Номер варіанта видає викладач.

**Завдання 1.** Визначте реакцію розчину (кисла, нейтральна, лужна), якщо відомо, що концентрація гідроксид-іонів дорівнює  $C_{\text{OH}^-}$  моль/дм<sup>3</sup>.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 8.1.

Таблиця 8.1

## Вихідні дані

№ варіанта	$C_{\text{OH}^-}$	№ варіанта	$C_{\text{OH}^-}$	№ варіанта	$C_{\text{OH}^-}$
1	$2,5 \cdot 10^{-6}$	11	$1,1 \cdot 10^{-1}$	21	$4,5 \cdot 10^{-11}$
2	$8,7 \cdot 10^{-8}$	12	$4,2 \cdot 10^{-2}$	22	$6,6 \cdot 10^{-9}$
3	$1,9 \cdot 10^{-13}$	13	$7,3 \cdot 10^{-3}$	23	$8,7 \cdot 10^{-7}$
4	$3,1 \cdot 10^{-5}$	14	$2,4 \cdot 10^{-4}$	24	$1,8 \cdot 10^{-5}$
5	$4,5 \cdot 10^{-10}$	15	$5,5 \cdot 10^{-5}$	25	$3,9 \cdot 10^{-3}$
6	$2,3 \cdot 10^{-11}$	16	$8,6 \cdot 10^{-6}$	26	$5,0 \cdot 10^{-1}$
7	$7,7 \cdot 10^{-2}$	17	$3,7 \cdot 10^{-7}$	27	$7,1 \cdot 10^{-2}$
8	$5,4 \cdot 10^{-7}$	18	$6,8 \cdot 10^{-8}$	28	$9,2 \cdot 10^{-4}$
9	$6,8 \cdot 10^{-1}$	19	$9,9 \cdot 10^{-9}$	29	$2,3 \cdot 10^{-6}$
10	$9,6 \cdot 10^{-3}$	20	$2,0 \cdot 10^{-10}$	30	$4,4 \cdot 10^{-8}$

**Завдання 2.** Обчисліть рН розчину нітратної кислоти за умови її повної дисоціації, якщо в  $1 \text{ дм}^3$  розчину міститься  $m$  г  $\text{HNO}_3$ .

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 8.2.

Таблиця 8.2

## Вихідні дані

№ варіанта	$m_{\text{HNO}_3}$	№ варіанта	$m_{\text{HNO}_3}$	№ варіанта	$m_{\text{HNO}_3}$
1	$2,5 \cdot 10^{-4}$	11	$1,1 \cdot 10^{-2}$	21	$4,5 \cdot 10^{-4}$
2	$8,7 \cdot 10^{-3}$	12	$4,2 \cdot 10^{-3}$	22	$6,6 \cdot 10^{-3}$
3	$1,9 \cdot 10^{-2}$	13	$7,3 \cdot 10^{-4}$	23	$8,7 \cdot 10^{-2}$
4	$3,1 \cdot 10^{-3}$	14	$2,4 \cdot 10^{-3}$	24	$1,8 \cdot 10^{-3}$
5	$4,5 \cdot 10^{-4}$	15	$5,5 \cdot 10^{-2}$	25	$3,9 \cdot 10^{-4}$
6	$2,3 \cdot 10^{-3}$	16	$8,6 \cdot 10^{-3}$	26	$5,0 \cdot 10^{-3}$
7	$7,7 \cdot 10^{-2}$	17	$3,7 \cdot 10^{-4}$	27	$7,1 \cdot 10^{-2}$
8	$5,4 \cdot 10^{-3}$	18	$6,8 \cdot 10^{-3}$	28	$9,2 \cdot 10^{-3}$
9	$6,8 \cdot 10^{-4}$	19	$9,9 \cdot 10^{-2}$	29	$2,3 \cdot 10^{-4}$
10	$9,6 \cdot 10^{-3}$	20	$2,0 \cdot 10^{-3}$	30	$4,4 \cdot 10^{-2}$

**Завдання 3.** Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей. Яке значення рН мають розчини цих солей?

Дані для виконання завдання наведено в табл. 8.3.

## Вихідні дані

№ в-та	Формула солі	№ в-та	Формула солі	№ в-та	Формула солі
1	$K_2CO_3, CuF_2$	11	$Na_2SiO_3, (NH_4)_3PO_4$	21	$NaCN, NH_4F$
2	$NH_4NO_3, Na_2SO_4$	12	$CuSO_4, K_2SO_4$	22	$FeCl_2, NaNO_3$
3	$(CH_3COO)_2Ca, MnF_2$	13	$Ca(CN)_2, NiF_2$	23	$(CH_3COO)_2Ba, NiF_2$
4	$ZnCl_2, KNO_3$	14	$ZnI_2, KBr$	24	$CuBr_2, NaBr$
5	$Ba(CN)_2, NiF_2$	15	$NaNO_2, (CH_3COO)_2Mg$	25	$K_3PO_4, MnF_2$
6	$Cu(NO_3)_2, CaBr_2$	16	$AgNO_3, Ca(NO_3)_2$	26	$ZnSO_4, CaCl_2$
7	$K_2SiO_3, NaNO_3$	17	$K_2S, (CH_3COO)_3Al$	27	$Na_2S, (NH_4)_3PO_4$
8	$FeSO_4, NaF$	18	$NH_4Cl, NaCl$	28	$CuCl_2, Ba(NO_3)_2$
9	$Na_2CO_3, (NH_4)_2S$	19	$Na_3BO_3, (NH_4)_2CO_3$	29	$CH_3COOK, MnF_2$
10	$Fe(NO_3)_2, BaCl_2$	20	$Zn(NO_3)_2, KI$	30	$(NH_4)_2SO_4, NaBr$

**Завдання 4.** Обчисліть константу гідролізу та визначте рН середовища розчину з концентрацією  $C_{MA}$  (моль/дм<sup>3</sup>).

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 8.4 – 8.6.

Таблиця 8.4

## Вихідні дані

№ варіанта	Формула солі	$C_{MA}$	№ варіанта	Формула солі	$C_{MA}$
1	2	3	4	5	6
1	$K_2CO_3$	0,002	16	$AgNO_3$	0,002
2	$NH_4NO_3$	0,105	17	$K_2S$	0,105
3	$(CH_3COO)_2Ca$	0,034	18	$NH_4Cl$	0,034
4	$ZnCl_2$	0,044	19	$Na_3BO_3$	0,044
5	$Ba(CN)_2$	0,001	20	$Zn(NO_3)_2$	0,001
6	$Cu(NO_3)_2$	0,052	21	$NaCN$	0,052
7	$K_2SiO_3$	0,004	22	$FeCl_2$	0,004
8	$FeSO_4$	0,022	23	$(CH_3COO)_2Ba$	0,022
9	$Na_2CO_3$	0,067	24	$CuBr_2$	0,067
10	$Fe(NO_3)_2$	0,009	25	$K_3PO_4$	0,009
11	$Na_2SiO_3$	0,078	26	$ZnSO_4$	0,078
12	$CuSO_4$	0,008	27	$Na_2S$	0,008

1	2	3	4	5	6
13	Ca(CN) <sub>2</sub>	0,004	28	CuCl <sub>2</sub>	0,004
14	ZnI <sub>2</sub>	0,011	29	CH <sub>3</sub> COOK	0,011
15	NaNO <sub>2</sub>	0,003	30	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,003

Таблиця 8.5

### Таблиця констант дисоціації деяких слабких кислот

Назва кислоти	Формула кислоти	K <sub>HA</sub>
Карбонатна	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4,3 · 10 <sup>-7</sup> , 5,6 · 10 <sup>-11</sup>
Оцтова	CH <sub>3</sub> COOH	1,74 · 10 <sup>-5</sup>
Ціанідна	HCN	7,2 · 10 <sup>-10</sup>
Силікатна	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	2,2 · 10 <sup>-10</sup> , 1,6 · 10 <sup>-12</sup>
Нітритна	HNO <sub>2</sub>	4,0 · 10 <sup>-4</sup>
Сульфідна	H <sub>2</sub> S	5,7 · 10 <sup>-8</sup> , 1,2 · 10 <sup>-13</sup>
Ортоборатна	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	5,8 · 10 <sup>-10</sup>
Ортофосфатна	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	7,7 · 10 <sup>-3</sup> , 6,2 · 10 <sup>-8</sup> , 2,2 · 10 <sup>-13</sup>

Таблиця 8.6

### Таблиця констант дисоціації деяких слабких основ

Назва основи	Формула основи	K <sub>MOH</sub>
Амоній гідроксид	NH <sub>4</sub> OH	4,3 · 10 <sup>-7</sup>
Цинк (II) гідроксид	Zn(OH) <sub>2</sub>	1,74 · 10 <sup>-5</sup>
Купрум (II) гідроксид	Cu(OH) <sub>2</sub>	7,2 · 10 <sup>-10</sup>
Ферум (II) гідроксид	Fe(OH) <sub>2</sub>	2,2 · 10 <sup>-10</sup>
Аргентум гідроксид	AgOH	4,0 · 10 <sup>-4</sup>

**Література:** основна [1; 8], додаткова [9 – 12].

### Контрольні запитання для самодіагностики

1. Охарактеризуйте процес дисоціації води.
2. Наведіть рівняння іонного добутку води.
3. Дайте визначення для гідрогенного показника розчину.

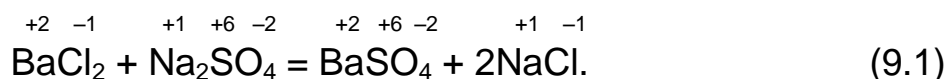
4. Назвіть чисельні значення рН розчинів у випадку лужної, кислої та нейтральної реакцій.
5. Поясніть сутність процесу гідролізу.
6. Проаналізуйте різні випадки гідролізу солей.
7. Поясніть випадок, коли гідроліз солей не відбувається.
8. Перелічіть показники, що описують процес гідролізу солей.
9. Наведіть характеристику константи гідролізу.
10. Розкрийте фізичний зміст ступеня гідролізу.

## Тема 9. Окисно-відновні реакції

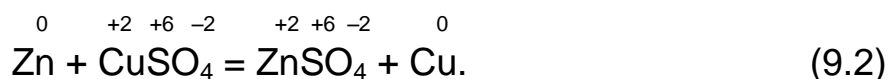
### Основні теоретичні положення

Усі хімічні реакції можна розподілити на дві групи. У реакціях першої групи ступінь окиснення всіх елементів, що входять до складу речовин, залишається незмінним, а в реакціях другої групи – змінюється.

Як приклад реакцій першої групи можна навести реакцію розчинів електролітів, тобто:

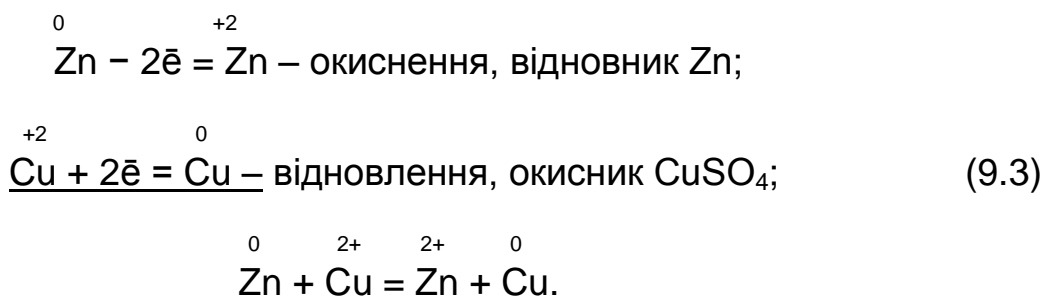


Прикладом реакцій другої групи може служити взаємодія цинку з Купрум (II) сульфуром, а саме:



Якщо в реакції (9.1) жоден елемент не змінює ступеня окиснення, то в прикладі (9.2) ступінь окиснення Цинку змінюється від 0 до +2, а Купруму – від +2 до 0. Реакції, внаслідок яких змінюються ступені окиснення елементів, називаються *окисно-відновними*. Слід звернути увагу на те, що окисно-відновні процеси надзвичайно поширені в природі (засвоєння вуглекислого газу рослинами, корозія металів та ін.) і відіграють важливу роль у практичній діяльності людини (добування металів і неметалів із руд, використання хімічних джерел струму, боротьба з корозією, виробництво хімічних продуктів). З позицій електронної теорії окисно-відновний процес зумовлений переміщенням електронів від одних частинок

(атомів, молекул, іонів) до інших. Так, у наведеній вище реакції (9.2) електрони від атомів Цинку переходять до іонів Купруму, тобто:



Процес втрати частинок електронів називається *окисненням*, а процес приєднання електронів до частинки – *відновленням*. Отже, у розглянутій реакції (9.2) цинк окиснюється, а іон купруму – відновлюється, причому обидва процеси відбуваються одночасно. Речовина, до складу якої входить окиснюваний елемент (тобто елемент, який втрачає електрони), називається *відновником*, а речовина, яка містить відновлюваний елемент (тобто елемент, який приєднує електрони) – *окисником*. Як бачимо, у наведеному прикладі  $\text{CuSO}_4$  – окисник, а  $\text{Zn}$  – відновник. Із рівняння (9.3) видно, що атом цинку втрачає, а іон купруму приєднує два електрони. Отже, під час окисно-відновних реакцій загальне число електронів, що віддає відновник, повинно дорівнювати загальному числу електронів, які приєднує окисник. На цій закономірності базуються існуючі методи визначення коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях: електронного балансу та іонно-електронний.

*Складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу.* Для запису рівняння окисно-відновної реакції треба знати властивості взаємодіючих речовин. Питання про отримані при цьому продукти реакції може бути вирішено експериментально. Наприклад, в разі взаємодії сірководню з калій дихроматом у кислому середовищі колір розчину змінюється з оранжевого на зелений, характерний для сполук тривалентного хрому, крім того, розчин мутніє внаслідок випадання в осад сірки. Запис вихідних речовин і продуктів реакції виглядає так:

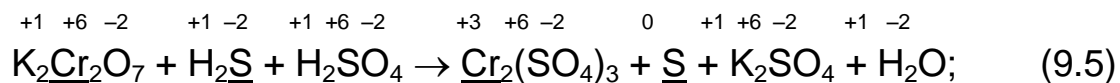


У тому разі, коли відомі вихідні й кінцеві продукти реакції, визначення коефіцієнтів у рівнянні цієї реакції відбувається за допомогою методу



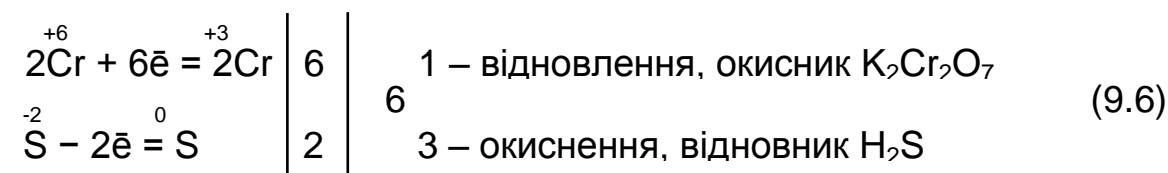
електронного балансу. Для його успішного засвоєння необхідно знати таку послідовність дій:

1) визначають ступінь окиснення елементів у речовинах лівої та правої частин рівняння, а саме:



позначають елементи, ступінь окиснення яких у ході реакції змінився. У нашому випадку такими елементами є Хром і Сульфур;

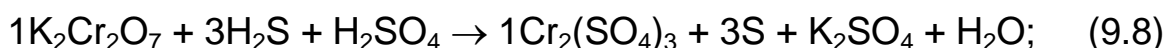
2) складають рівняння електронного балансу з урахуванням загального числа атомів, які окиснилися й відновилися. У  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (це окисник) два атоми Хрому приєднують 6 електронів (відновлення), а в  $\text{H}_2\text{S}$  (це відновник) атом Сульфуру втрачає 2 електрони (окиснення), тобто:



Виходячи з того, що число електронів, яке віддає відновник, повинно дорівнювати числу електронів, отриманих окисником, за правилом найменшого загального кратного визначають у рівнянні реакції основні коефіцієнти для відновника 3 і окисника 1, які надалі в багатьох випадках залишаються незмінними.

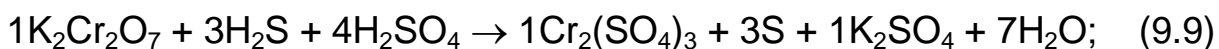
Помноживши перше рівняння на коефіцієнт 1, а друге – на 3, знаходять загальне рівняння (9.7) як суму перших двох. Правильність складання цього рівняння перевіряють за рівністю в обох його частинах: кількості відданих і приєднаних електронів ( $6\bar{e}$ ), кількості однойменних атомів ( $2\text{Cr}$ ,  $3\text{S}$ ), сум ступенів окиснення, тобто  $+12 - 6 = +6 + 0 \rightarrow +6 = +6$ ;

3) переносять знайдені коефіцієнти перед Cr та S у вихідне рівняння з урахуванням числа атомів, що входять до складу відповідних молекул речовин, а саме:



4) далі перевіряють число атомів металів, що не змінюють ступінь окиснення (Калію), кислотних залишків (груп  $\text{SO}_4^{2-}$ ) і встановлюють коефіцієнти для  $\text{K}_2\text{SO}_4 - 1$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4 - 4$ ;

5) за числом атомів гідрогену у вихідних речовинах 14 знаходять число молекул води, що при цьому утворилися 7, і записують рівняння реакції в остаточному вигляді, тобто:



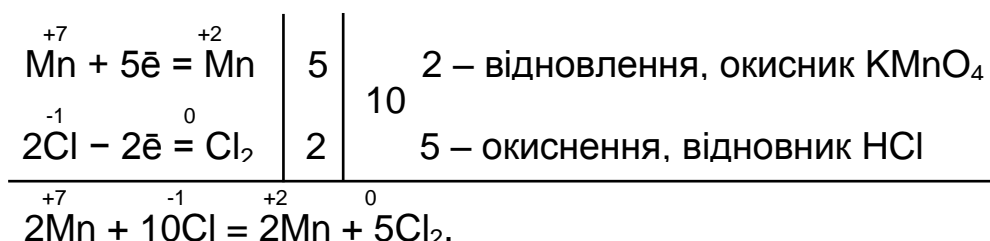
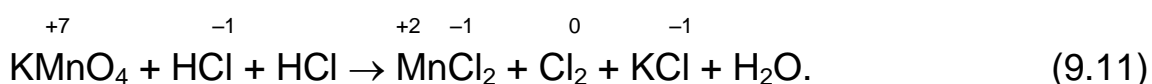
6) правильність визначення коефіцієнтів у рівнянні реакції перевіряють за числом атомів кисню в обох його частинах 23.

Розглянута методика складання рівнянь може бути застосована до більшості окисно-відновних реакцій, але існують особливі випадки, що потребують додаткових пояснень.

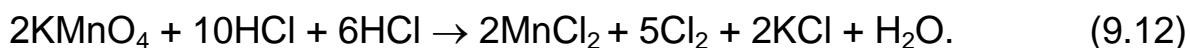
*Окремі випадки складання рівнянь окисно-відновних реакцій.* Описаний вище приклад належить до типу міжмолекулярних реакцій, у яких окисник, відновник і середовище являють собою різні речовини. Серед подібного типу реакцій трапляються такі, де окисник або відновник одночасно являють собою середовище. Наприклад, візьмемо реакцію взаємодії калій перманганату з концентрованою хлоридною кислотою:



Оскільки HCl є одночасно і відновником, і середовищем, у якому відбувається процес, то у рівнянні реакції доцільно формулу хлоридної кислоти записати двічі, а саме:



За числом атомів Калію у  $\text{KMnO}_4$  знаходять число молекул KCl – 2, а за числом атомів Хлору – 6 у правій частині, що не змінили ступеня окиснення, – коефіцієнт перед HCl середовищем 6, тобто:

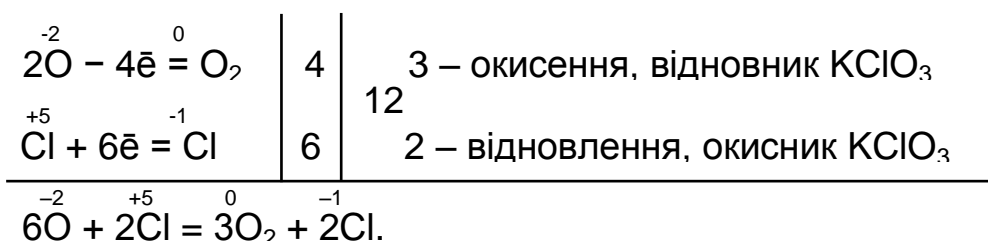


Визначають число молекул води 8 й остаточно записують таке рівняння:

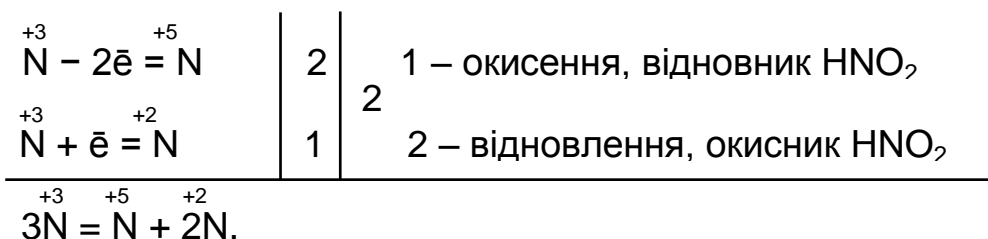
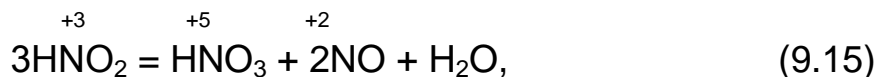


До *внутрішньомолекулярних реакцій* належать такі, у яких змінюються ступені окиснення атомів в одній і тій самій молекулі.

Наприклад, це реакції термічного розкладу:



У реакціях *диспропорціювання* (самоокиснення – самовідновлення) відбувається збільшення й зменшення ступеня окиснення одного й того самого елемента, а саме:



Окисно-відновну здатність елементів якісно можна оцінювати за їх положенням у періодичній системі Д. І. Менделєєва (додаток Б), за величинами енергії іонізації та електронегативності (додаток В). Необхідно знати, що згідно з окисновідновною функцією елементи розподіляють на три групи:

- тільки відновники;
- тільки окисники;
- окисники або відновники залежно від умов.

Тільки відновниками можуть бути:  
 вільні атоми металів усіх сімейств: s, p, d, f;  
 хімічні сполуки, що містять неметалеві елементи головних підгруп IV – VII груп у формі існування із найбільш негативним ступенем окиснення.

Тільки до окисників належать:

хімічні сполуки, що містять атоми елементів із найвищим позитивним ступенем окиснення;

атоми й молекули Флюору й Оксигену (окрім сполук із флюором OF<sub>2</sub>).

Елементи, що виявляють окисні й відновні властивості Слід запам'ятати, що в окисно-відновних реакціях деякі елементи можуть виступати залежно від умов і окисниками, і відновниками. До них відносять:

атоми й молекули неметалів головних підгруп IV – VII груп, а також Бор і Гідроген;

атоми елементів у сполуках із проміжним (між нижчим і вищим) ступенем окиснення.

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Складіть електронний баланс та розставте коефіцієнти в реакції між цинком і розбавленою нітратною кислотою.

Розв'язок. Алгоритм представимо у вигляді табл. 9.1.

Таблиця 9.1

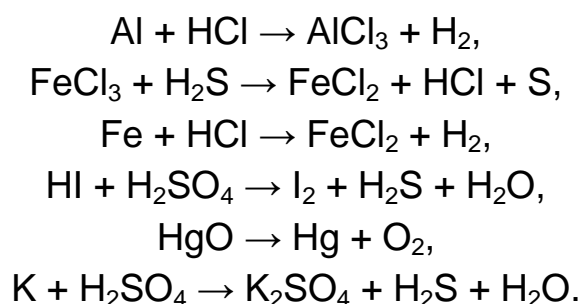
### Алгоритм складання електронного балансу реакції

Алгоритм	Схема реакції
1	2
1. Записуємо схему реакції	$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O + N_2$
2. Визначаємо ступені окиснення елементів у лівій і правій частинах рівняння і підкреслюємо ті елементи, які змінили ступінь окиснення	$\overset{0}{Zn} + \overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3 \rightarrow \overset{+2}{Zn}(\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3)_2 + H_2O + \overset{0}{N}_2$
3. Випишуємо знаки хімічних елементів, атоми чи йони яких змінюють ступінь окиснення	$\overset{0}{Zn} \rightarrow \overset{+2}{Zn}$ $\overset{+5}{N} \rightarrow \overset{0}{N}_2$

1	2
<p>4. Знаходимо скільки електронів віддають або приєднують відповідні атоми чи йони. Складаємо схему електронного балансу, знаходимо найменше спільне кратне чисел відданих і приєднаних електронів (їх кількість має бути однаковою). Вказуємо окисник і відновник</p>	$\begin{array}{c c c} \overset{0}{\text{Zn}} - 2\overset{+2}{\text{e}} = \overset{+2}{\text{Zn}} & 2 & 5 - \text{окиснення} \\ \overset{+5}{2\text{N}} + 10\overset{0}{\text{e}} = \overset{0}{\text{N}_2} & 10 & 10 \\ & & 1 - \text{відновлення} \end{array}$
<p>5. Знайдені коефіцієнти ставим перед відповідними формулами спочатку в правій, а потім в лівій частині рівняння</p>	$5\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow 5\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
<p>6. Знаходимо коефіцієнти для формул усіх інших речовин. Підраховуючи число атомів Нітрогену треба пам'ятати, що в правій частині рівняння Нітроген міститься у двох речовинах: <math>\text{Zn}(\text{NO}_3)_2</math> і <math>\text{N}_2</math>, тому підраховуємо спочатку число атомів Нітрогену справа і зрівноважуємо в лівій частині рівняння. Зрівноважуємо число атомів Гідрогену. Якщо коефіцієнти підібрані правильно, то число Оксигену буде однакове в обох частинах рівняння</p>	$5\text{Zn} + 12\text{HNO}_3 = 5\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$

### Індивідуальні завдання

**Завдання 1.** Складіть електронний баланс та розставте коефіцієнти в таких окисно-відновних реакціях:



**Завдання 2.** У якій сполуці Карбон проявляє ступінь окиснення +2:  
а) CH<sub>4</sub>; б) CO; в) CO<sub>2</sub>; г) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>?

**Завдання 3.** Укажіть елемент відновник, у наведених нижче схемах:  
а) Al<sup>0</sup> - 3ē → Al<sup>+3</sup>;  
б) S<sup>0</sup> + 2ē → S<sup>-2</sup>.

**Завдання 4.** Укажіть процес відновлення, у наведених нижче схемах:

а) Cr<sup>+2</sup> - 1ē → Cr<sup>+3</sup>;  
б) S<sup>+6</sup> + 8ē → S<sup>-2</sup>.

**Завдання 5.** Визначте ступінь окиснення Хлору в сполуках: KCl, KClO, KClO<sub>2</sub>, KClO<sub>4</sub>, KClO<sub>3</sub>.

**Завдання 6.** Яка з реакцій є окисно-відновною:

а) 2H<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> = 2H<sub>2</sub>O;  
б) Cu(OH)<sub>2</sub> → CuO + H<sub>2</sub>O;  
в) Mg + 2HCl = MgCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>;  
г) 2HCl + ZnO = ZnCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O?

**Завдання 7.** Закінчіть окисно-відновні реакції, вкажіть окисник і відновник:

KClO<sub>3</sub> → KCl + O<sub>2</sub>,  
Na + HCl →,  
Fe + CuSO<sub>4</sub> →,  
Na + H<sub>2</sub>O →,  
CH<sub>4</sub> + O<sub>2</sub> →,  
Zn + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> →,  
Al + O<sub>2</sub> →,  
Zn + CuCl<sub>2</sub> →,  
Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + CO → Fe + CO<sub>2</sub>,  
K + Cl<sub>2</sub> →,  
SO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> → SO<sub>3</sub>,  
H<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> →.

**Література:** основна [1; 3 – 6; 8], додаткова [9 – 12].

## Контрольні запитання для самодіагностики

1. За якою ознакою реакції відносять до ОВР?
2. Що таке окисник? Які речовини найчастіше є окисниками?
3. Що таке відновник? Які речовини найчастіше мають відновні властивості?
4. Які методи розстановки коефіцієнтів у ОВР використовують на практиці?
5. Назвіть основні типи ОВР?
6. Що називають окисно-відновним потенціалом?
7. З якою метою використовують стандартний водородний електрод?
8. Проаналізуйте ряд активності металів.
9. За яким рівнянням можна визначити окисно-відновний потенціал?
10. Яким чином розраховують константу рівноваги ОВР?

## Тема 10. Електрохімічні процеси

### Основні теоретичні положення

Розділ хімії, що вивчає окисно-відновні процеси під дією електроенергії і зумовлює виникнення електричної енергії, називають **електрохімією**. Усі електрохімічні процеси поділяють на **три види**:

- отримання постійного електричного струму шляхом проведення окисно-відновних реакцій (ОВР) (так звані *первинні хімічні джерела струму*, або *гальванічні елементи*);
- проведення ОВР під дією зовнішнього джерела постійного електричного струму – *електроліз*;
- перетворення: "хімічна енергія ↔ електрична енергія" і збереження електричної енергії у формі хімічної енергії (так звані *вторинні хімічні джерела струму*, або *акумулятори*).

**Електроліз** – це сумарний процес, який об'єднує окислювально-відновні реакції на електродах під впливом зовнішнього джерела постійного електричного струму. Пристрої для проведення електролізу називають електролізерами. *Електролізер* – ємність з електролітом, в якій поміщені електроди, на яких відбуваються: відновлення – на катоді та окиснення – на аноді. Як приклад розглянемо електроліт – розплав  $MgCl_2$ ,

в який занурені електроди, і через них подається постійний електричний струм. У розплаві  $MgCl_2$ , як і у водному розчині, буде відбуватися дисоціація солі на іони  $Mg^{2+}$  і  $Cl^-$ ; катіони  $Mg^{2+}$  рухатимуться до катода, а аніони  $Cl^-$  – до анода. На електродах реалізується окисно-відновна реакція:

на катоді:  $Mg^{2+} + 2e \leftrightarrow Mg^0$  (відновлення);

на аноді:  $2Cl^- - 2e \leftrightarrow Cl_2^0$  (окиснення);

сумарно:  $Mg^{2+} + 2Cl^- \leftrightarrow Mg^0 + Cl_2^0$ .

Характер процесів у електролізі фактично протилежний процесам під час роботи гальванічного елемента. В основу електролізу закладені два закони Фарадея.

**I закон Фарадея.** Маса речовин, що виділяються на електродах, прямо пропорційні кількості електрики, яку пропущено через електроліт:

$$m_T = k_e \cdot G, \quad (10.1)$$

де  $m_T$  – маса речовини, яка теоретично може виділитися на електродах (г);

$G$  – кількість електрики (Кл);

$k_e$  – електрохімічний коефіцієнт речовини, який відображає масу речовини, що виділяється на електродах під час пропущення 1 Кл кількості електрики (г / Кл).

Нагадаємо, що заряд електрона  $1,6 \cdot 10^{-19}$  Кл; один моль електронів вміщує  $6,023 \cdot 10^{23}$  електронів, і тому 1 моль електронів має заряд:  $1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 96\,487$  (Кл). Тому для виділення однієї еквівалентної маси будь-якої речовини теоретично необхідно пропустити 96 487 Кл електрики або за годину (зручніше для практики):  $96\,487 / 3\,600 = 26,8$  (А/год). Значення кількості електрики 96 487 Кл називають **числом Фарадея** і зазвичай позначають символом  $F$ .

**II закон Фарадея.** У процесі пропущення однакової кількості електрики через різні електроліти маси речовин, що виділяються на електродах, прямо пропорційні їх еквівалентним масам:

$$m_1 / m_2 = E_1 / E_2, \quad (10.2)$$

де  $m_1, m_2$  – маси речовин (г);

$E_1, E_2$  – еквівалентні маси цих речовин (г / екв).



Досить часто обидва закони Фарадея застосовують в об'єднаній формі з формулюванням: кількість еквівалентних мас речовин, що виділяються в електролізі на електродах, прямо пропорційні кількості пропущеної електрики й обернено пропорційні числу Фарадея. Відповідне рівняння має вигляд:

$$n = G / F, \quad (10.3)$$

$n$  – число еквівалентних мас речовин.

У цьому розрахунку враховують:  $G = I \cdot t$ , де  $I$  – сила струму, А;  $t$  – час протікання струму через електроліт в електролізері, год;  $n = m / E$ ;  $F = 96\,487 \text{ Кл} = 26,8 \text{ А / год}$ . Тоді:

$$m = \frac{I \cdot t \cdot E}{F} = \frac{I \cdot t \cdot E}{26,8}. \quad (10.4)$$

Часто враховують і можливість протікання на електродах побічних реакцій, що означає виділення реальної або фактичної маси речовини  $m_{\text{ф}}$  завжди в меншій кількості, ніж теоретично можлива. Співвідношення  $m_{\text{ф}} / m_{\text{т}}$  зазвичай виражають у відсотках і називають **виходом за струмом** (BC) – це своєрідний коефіцієнт корисної дії в електролізі:

$$\text{BC} = \frac{m_{\text{ф}} \cdot E}{I \cdot t \cdot E} \cdot 100 \%. \quad (10.18)$$

Електроліз також вимагає підведення до електродів постійного електричного струму з певною напругою, яку називають **потенціалом виділення (розкладання) речовин** – це та мінімальна напруга, яка здатна підтримувати безперервність процесу. Потенціал виділення можна розрахувати (теоретично  $U_{\text{т}}$ ) за різницею стандартних електродних потенціалів речовин, які виділяються на електродах. Фактично завжди потрібна більш висока напруга, ніж теоретично розрахована. Різницю фактичної і теоретичної напруг виділення ( $\Delta U$ ) називають **перенапругою**, і чим більше  $\Delta U$ , тим менше вихід по струму (BC). Перенапруження обумовлене втратами напруги: у зовнішньому електричному колі на електродах, в електроліті, в результаті поляризації електродів. Для зниження значення  $\Delta U$  застосовують товсті струмопровідні провідники (шини), електроди з великим поперечним перерізом і високу електропровідність;

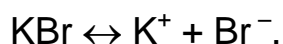
електроліт підбирають із максимальною електропровідністю, що вимагає меншу кількість застосовуваних деполяризаторів.

Типи електролізу можуть установлюватися за різними класифікаційними ознаками: за видом електроліту (водні розчини або розплави), за видом електродів (інертні електроди або активний анод) та ін. Зі свого боку, класифікація може і далі заглиблюватися. Наприклад, електроліз на інертних електродах можна розподіляти на: водні розчини безкисневих кислот і їх солей (крім HF); електроліз кисневмісних кислот і їх солей (у т. ч. HF).

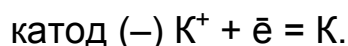
### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Напишіть рівняння реакції електролізу розплаву калій броміду.

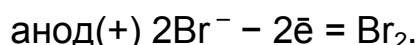
Розв'язок. У розплаві калій бромід дисоціює на іони:



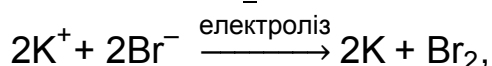
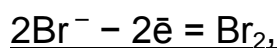
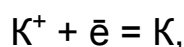
Катіони, що утворюються в результаті дії електричного струму переміщуються до негативного електроду (катода) та приймають від нього електрони (відновлюються):



негативно заряджені іони – бромід-іони в результаті дії електричного поля переміщуються до позитивного електроду – аноду та віддають електрони (окислюються):



Можна підсумувати рівняння процесів відновлення та окиснення, помноживши кожне з них на відповідний коефіцієнт, щоб вирівняти число електронів, які приймають участь в катодному і анодному процесах:



або в молекулярному вигляді:



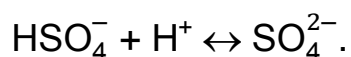
**Задача 2.** Напишіть рівняння реакцій електролізу водного розчину сірчаної кислоти з інертними електродами.

Розв'язок. У водному розчині сірчана кислота практично повністю дисоціює на іони за двома ступенями:

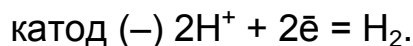
I ступінь:



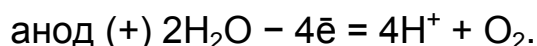
II ступінь:



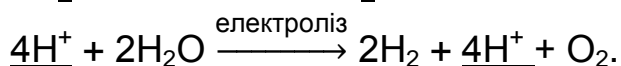
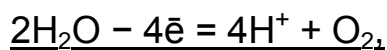
Під час пропускання крізь розчин електричний струм до катоду будуть переміщуватися іони водню, які і відновлюються:



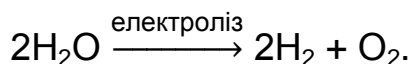
Поблизу аноду буде скоплюватися сульфат-іони, які не окиснюються у водних розчинах, оскільки вода легше окиснюється:



Складаємо сумарне рівняння електролізу:



Виключаємо з лівої та правої частини рівняння однакові кількості речовин одноіменних іонів (вони підкреслені), отримаємо:



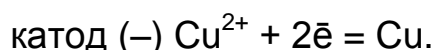
**Задача 3.** Які процеси будуть протікати на електродах під час електролізу водного розчину мідь (II) хлориду з інертними електродами.

Розв'язок.

У розчині мідь (II) хлориду дисоціює на іони:



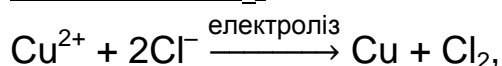
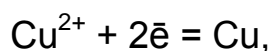
Значення стандартного електродного потенціалу мідного електроду позитивне (0,34 В), отже, іони міді (II) будуть легко відновлюватися у водних розчинах:



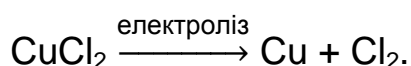
Хлорид-аніони, як і багато інших безкисневих кислот, окислюються у водних розчинах:



Сумарен рівняння процесу:



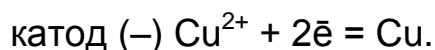
або



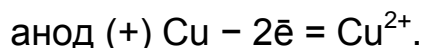
**Задача 4.** Напишіть рівняння реакції електролізу водного розчину міді (II) сульфату з мідними електродами.

Розв'язок.

На катоді буде відбуватися відновлення катіонів міді (II):



У випадку мідних електродів анодний процес буде пов'язаний з окисненням матеріалу електрода:



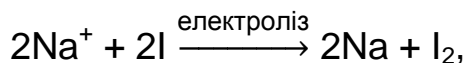
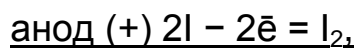
Отже, в результаті процесу мідь розчинюється на аноді, але така ж кількість міді виділяється на катоді. Сумарне рівняння реакції електролізу з розчинним анодом записати не можна.

**Задача 5.** Яка маса натрію виділиться на катоді при електролізі розплаву натрію йодиду, якщо на аноді виділяється йод масою 762 г.

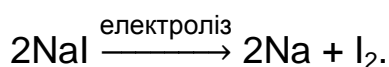
Розв'язок. Складаємо рівняння електролізу. Соль у розплаві дисоціює на іони:



Процеси на електродах:



або



Визначаємо кількість речовини йодиду, що виділився:

$$n(\text{I}_2) = \frac{m(\text{I}_2)}{M(\text{I}_2)} = \frac{762}{254} = 3 \text{ моль.}$$

З рівняння реакції електролізу:

$$\frac{n(\text{Na})}{n(\text{I}_2)} = \frac{2}{1},$$

тобто  $n(\text{Na}) = 2n(\text{I}_2)$ ,  $n(\text{Na}) = 2 \cdot 3 = 6$  моль.

Знаходимо масу натрію:

$$m(\text{Na}) = n(\text{Na}) \cdot N(\text{Na}) = 6 \cdot 23 = 138 \text{ г.}$$

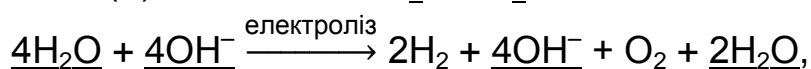
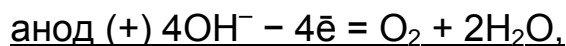
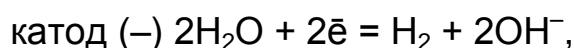
Відповідь: 138 г натрію виділиться на катоді при електролізі розплаву натрію йодиду.

**Задача 6.** При електролізі водного розплаву калію гідроксиду з інертними електродами на катоді виділиться молекулярний водень, об'єм якого за нормальних умов дорівнює 11,2 л. Який об'єм кисню виділиться при цьому аноді?

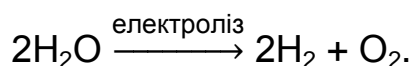
Розв'язок.

I спосіб.

Записуємо рівняння реакції гідролізу, враховуючи, що на катоді відновлюється вода (катіони калію не відновлюються у водних розчинах), а на аноді окислюються гідроксид-іони:



або



Визначаємо кількість речовини водню, що виділився:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ моль.}$$

З рівняння реакції витікає:

$$\frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{H}_2)} = \frac{1}{2}, \quad n(\text{O}_2) = \frac{1}{2}n(\text{H}_2) = \frac{0,5}{2} = 0,25 \text{ моль.}$$

Розраховуємо об'єм кисню, яки виділився:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,25 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ л.}$$

II спосіб.

Використовуючи наслідок із закону Авогадро, згідно з яким однакові кількості речовин різних газів за однакових умов займають однаковий об'єм. Тому з рівняння електролізу реакції витікає:

$$\frac{V(\text{H}_2)}{V(\text{O}_2)} = \frac{2}{1}, \quad V(\text{O}_2) = \frac{1}{2}V(\text{H}_2) = \frac{11,2}{2} = 5,6 \text{ л.}$$

Відповідь: 5,6 л кисню виділиться аноді.

## Індивідуальні завдання

**Завдання 1.** Складіть рівняння електролізу розплавів наступних сполук:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{BaCl}_2$ .

**Завдання 2.** Напишіть рівняння реакцій електролізу водних розчинів калію йодиду та натрію сульфату з інертними електродами.

**Завдання 3.** Які продукти утворюються при електролізі водних розчинів наступних солей з інертними електродами:  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{AuCl}_3$ ?

**Завдання 4.** Напишіть рівняння реакцій електролізу водних розчинів  $\text{HCl}$  та  $\text{HNO}_3$  сульфату з інертними електродами.

**Завдання 5.** Складіть рівняння реакцій електролізу водних розчинів наступних речовин:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Pt}(\text{NO}_3)_2$ . Електроліз ведуть з інертними електродами.

**Завдання 6.** У результаті електролізу калію хлориду на катоді утворився калій масою 7,8 г. Визначити об'єм хлору, що виділився на катоді.

**Завдання 7.** Одним зі способів промислового отримання калію є електроліз розплавленого калію хлориду. Яка маса металу буде отримана, якщо відомо, що в результаті електролізу виділиться хлор об'ємом 896 л (нормальні умови)?

**Завдання 8.** При електролізі водного розчину  $\text{AgNO}_3$  з інертними електродами на аноді виділився кисень масою 12 г. Яка маса срібла утворилася при цьому?

**Література:** основна [1; 8], додаткова [9 – 11].

### Контрольні запитання для самодіагностики

1. Наведіть класифікацію електрохімічних процесів.
2. Охарактеризуйте типовий гальванічний елемент.
3. Наведіть схему гальванічного елементу Даніельса – Якобі.

4. Наведіть схему гальванічного елемента Лекланше.
5. Поясніть принцип роботи концентраційного гальванічного елемента.
6. Поясніть принцип роботи паливного гальванічного елемента.
7. Роз'ясніть принцип електролізу.
8. Наведіть основні приклади електролізу.
9. Поясніть принцип дії акумуляторів.
10. Наведіть основні види корозії металів.
11. Які існують методи захисту металів від корозії?

## **Тема 11. Комплексні сполуки та координаційний зв'язок**

### **Основні теоретичні положення**

Комплексні або координаційні сполуки розповсюджені в природі дуже широко. Крім того, вони також застосовуються в різних галузях промисловості, наукових дослідженнях, лікарській практиці. Наприклад, хлорофіл являє собою комплекс магнію з порфіринами, гемоглобін – комплекс двохвалентного заліза з порфіриновими циклами. До складу деяких лікарських препаратів входять комплекси металів як фармакологічно активні речовини (інсулін – комплекс цинку, вітамін В<sub>12</sub> – комплекс кобальту). Засновник координаційної теорії комплексних сполук швейцарський хімік Альфред Вернер отримав за ці дослідження Нобелівську премію з хімії за 1913 рік.

Комплексні сполуки являють собою більш складні сполуки, ніж звичайні кислоти, луги, солі та гідроксиди, які утворюються за хімічних реакцій згідно правил валентності. Можна стверджувати, що комплексні, або координаційні сполуки, є продуктами взаємодії звичайних хімічних сполук. Під час реакції комплексоутворення не змінюються ступені окиснення простіших сполук, але змінюється кількість зв'язків. Результатом взаємодії є утворення комплексного іона.

Згідно з координаційною теорією комплексними сполуками слід вважати такі сполуки, у вузлах кристалічної решітки яких знаходяться складні іони або нейтральні комплекси, що здатні до самостійного існування як у розчинах, так і в розплавах. Реакції, в результаті яких утворюються комплексні сполуки, називаються *реакціями комплексоутворення*.



Комплексні сполуки широко розповсюджені у ферментах, вітамінах, гемоглобіні та інших складноорганізованих біохімічних об'єктах.

Просторова структура комплексних сполук більш складна, ніж звичайних хімічних сполук. У їх будові виділяють внутрішню і зовнішню сфери. Комплексна сполука складається із центрального атома або іона (комплексоутворювача), який утворює хімічні зв'язки з іншими іонами чи нейтральними молекулами (лігандами). Звичайно лігандами є нейтральні молекули основного характеру або негативно заряджені аніони. Прості позитивно заряджені катіони лігандами не виступають.

У сукупності комплексоутворювач і ліганди утворюють **внутрішню сферу** комплексної сполуки, яку під час запису формули цієї сполуки виділяють квадратними дужками. Іони, які компенсують заряд внутрішньої сфери, утворюють зовнішню координаційну сферу. У комплексних сполуках зв'язок між внутрішньою і зовнішньою сферами завжди іонного типу, найчастіше за донорно-акцепторним механізмом (координаційний зв'язок).

Важливою характеристикою комплексних сполук є **координаційне число** (КЧ), яке відповідає кількості лігандів, взаємопов'язаних із комплексоутворювачем. Розглянемо будову комплексної сполуки на прикладі такої сполуки, як  $K[AuCl_4]$ . Ця сполука складається з наступних іонів:

$K^+$  – іон зовнішньої сфери;

$[AuCl_4]$  – внутрішня сфера;

$Au^{3+}$  – іон – комплексоутворювач;

$Cl^-$  – ліганд;

4 – координаційне число (КЧ).

У таких сполуках, як  $[NH_4]Cl$ ,  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ ,  $H_3[AlF_6]$ , зовнішня сфера представлена іонами  $Cl^-$ ,  $SO_4^{4-}$ ,  $H^+$ ; внутрішня сфера – складними іонами  $[NH_4]^+$ ,  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ ,  $[AlF_6]^{3-}$ .

Комплексні сполуки часто називають просто комплексами.

В якості комплексоутворювачів можуть використовуватись і нейтральні, й заряджені частки, тобто іони. Зазвичай це катіони металів, але можливі й р-елементи. Комплексні сполуки утворюються у випадку, коли комплексоутворювачі є акцепторами донорних пар лігандів. Значення координаційного числа центрального атома – комплексоутворювача залежить від його природи, ступеня окиснення, умов протікання реакції комплексоутворення та природі лігандів.

Лігандами теж можуть бути як нейтральні, так і заряджені частки. Найбільш поширеними лігандами є деякі молекули, іони органічних сполук та іонів тощо. Наприклад, такі як  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$  та інші.

Проведемо аналіз деяких комплексних сполук. Так, комплексною сполукою є жовта кров'яна сіль  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  – ферроціанід калію або за сучасною номенклатурою тригідрат гексаціаноферрата (II) калію. Структура цієї сполуки складається із центрального атома – комплексоутворювача заліза (II), лігандами є шість ціаногруп  $\text{CN}$ . Залізо і ціаногрупи утворюють внутрішню координаційну сферу комплексу, яку зазначено квадратними дужками. У зовнішній сфері знаходяться чотири катіони калію  $\text{K}^+$ , які компенсують негативний заряд внутрішньої сфери, і три молекули води.

Комплексні сполуки можуть значно відрізнятися за структурою. Як приклад розглянемо деякі комплекси платини: *транс*- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$  і  $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ . Перша сполука не має зовнішньої сфери, бо внутрішня координаційна сфера електронейтральна. У другій сполуці внутрішня координаційна сфера має заряд +2, тому в зовнішній сфері знаходяться два іона  $\text{Cl}^-$ . Внутрішня сфера третьої комплексної сполуки платини несе негативний заряд, який компенсують катіони  $\text{K}^+$ .

Якщо зовнішню сферу комплексу утворюють не іони, а нейтральні молекули, їх називають кватратними молекулами, а такі сполуки – кватратними сполуками, тобто сполуками-включеннями. Виключенням є сполуки, де зовнішню сферу утворюють молекули води.

### **Класифікація комплексних сполук.**

Міжнародний союз теоретичної та прикладної хімії (IUPAC) займається розробкою номенклатури комплексних сполук, але ця розробка повністю не завершена. Основою сучасної класифікації комплексних сполук є природа центрального атома і лігандів, а також характер хімічного зв'язку між ними. Ці чинники визначають властивості комплексних сполук.

Розроблено декілька класифікацій комплексних сполук. Найбільш використовувана класифікація координаційних сполук за **типом їх зовнішньої і внутрішньої сфер:**

1) катіонні, в яких складний комплексний іон (внутрішня сфера) є катіоном; наприклад:  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ;

2) аніонні, в яких складний комплексний іон є аніоном; наприклад:  $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$ ,  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{NO}_2)_6]$ ,  $\text{H}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;

3) нейтральні, в яких немає зовнішньої сфери, вони є лише нейтральним комплексним іоном; наприклад:  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ;

4) катіонно-аніонні, в яких неможливо виділити зовнішню і внутрішню сферу, тому що відповідні катіон і аніон є складними комплексними іонами; наприклад:  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]$   $[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ .

Можлива також класифікація за природою лігандів, також за приналежністю до певного класу сполук, тобто на комплексні кислоти, луги і солі.

Згідно із рекомендаціями IUPAC, назву координаційної сполуки записують наступним чином: вирізняють внутрішню і зовнішню сфери, назву комплексу у квадратних дужках визначає центральний атом. Далі записують назви лігандів по черзі за алфавітом. Перед назвою центрального атому перелічують ліганди – аніони, потім нейтральні, тобто молекулярні ліганди. Назви нейтральних лігандів зазвичай не відрізняються від назв відповідних молекул. Виключеннями є наступні назви: аква, амін, карбоніл, нітрозіл тощо. У табл. 11.1 наведені назви найбільш поширених лігандів.

Таблиця 11.1

### Назви найбільш поширених лігандів

Формула	Аніон	Ліганд	Формула	Аніон	Ліганд
$F^-$	фторид	фторо	$\text{NO}_2^-$	нітрит	нітрито
$\text{Cl}^-$	хлорид	хлоро	$\text{NO}_3^-$	нітрат	нітро
$\text{Br}^-$	бромид	бromo	$\text{CO}_3^{2-}$	карбонат	карбонато
$I^-$	іодид	іодо	$\text{CO}$	–	карбоніл
$\text{CN}^-$	ціанід	ціано	$\text{H}_2\text{O}$	–	аква
$\text{OH}^-$	гідроксид	гідроксо	$\text{NH}_3$	–	амін
$\text{O}^{2-}$	оксид	оксо	$\text{PH}_3$	–	фосфін
$\text{SO}_4^{2-}$	сульфат	сульфато	$\text{C}_6\text{H}_6$	–	бензол

Кількість лігандів зазначають грецькими цифрами: ди (ді), три, тетра, пента, гекса тощо. Комплексоутворювач у складі комплексного

іону називають українською мовою, а в складі аніона латинською із закінченням "ат". Якщо комплексоутворювач має кілька ступенів окислення, то після його назви римськими цифрами вказують ступінь його окислення в даному комплексі, наприклад,  $K_4[Fe(CN)_6]$  – калій гексаціаноферат (II) і  $K_3[Fe(CN)_6]$  – калій гексаціаноферат (III).

Особливо слід зазначити, що назву комплексного іону записують одним словом, без поділу на складові.

У назвах нейтральних комплексних сполук комплексоутворювач називають у називному відмінку, наприклад,  $[Cr(CO)_6]$  – гекса-карбонілхром.

### **Складання формул комплексних сполук.**

У цілому комплексні сполуки електронейтральні. Їх утворення можливе в системі, де присутні хімічний елемент, що здатен до комплексоутворення, і аніони, які можуть бути лігандами. Щоб скласти формулу комплексної сполуки, треба дотримуватись декількох правил. Необхідно визначити комплексоутворювач і ступінь його окислення. Далі треба розрахувати координаційне число (КЧ). Визначають його подвоєнням ступеня окислення, за винятком d-елементів VIII групи, для яких  $KЧ = 6$ . Після цього визначають ліганди та ступінь їх окислення.

Отже, формулу комплексної сполуки записуємо так: спочатку комплексоутворювач, праворуч від нього в круглих дужках вказуємо ліганди, і за правою дужкою ставимо нижній індекс, що дорівнює кількості лігандів. Отриманий комплексний іон виокремлюємо квадратними дужками і вираховуємо ступінь його окислення. Якщо визначена ступінь позитивна, то це складний катіон; якщо вона негативна, то це складний аніон. У першому випадку праворуч зазначаємо необхідну кількість аніонів, а в другому – ліворуч вказуємо необхідну кількість катіонів.

Докладніше будову комплексних сполук проаналізуємо на прикладах.

### **Приклади розв'язування типових задач**

**Задача 1.** Підберіть іони зовнішньої сфери до заданого комплексного іону і дайте назву отриманій сполуці.

Розв'язок. Згідно з варіантом задано комплексний іон наступного складу:  $[Zn(OH)_4]$ . Лігандами зазначено наступні іони:  $Cl^-$ ,  $OH^-$ ,  $K^+$ . Визначимо ступінь окислення комплексного іону. Іон цинку зазвичай має ступінь окислення +2, а гідроксил-іон – -1. Координаційне число заданого іону дорівнює 4. Тоді ступінь окислення комплексного іону буде

дорівнювати  $-2$ . Щоб отримати електронейтральний комплекс, цю ступінь окислення можуть компенсувати тільки катіони. Серед наведених іонів є тільки один катіон –  $K^+$ . Для компенсації таких катіонів потрібно 2.

Отже, отримаємо сполуку наступного складу:  $K_2[Zn(OH)_4]$  і назвою калій тетрагідроксоцинкат.

У даному випадку цинк завжди має одну ступінь окислення ( $+2$ ). Якщо комплекс утворює хімічний елемент, що має кілька ступенів окислення, то після назви необхідно у круглих дужках указати римськими цифрами ступінь окислення комплексоутворювача.

**Задача 2.** Дайте назву комплексної сполуки, якщо відома її формула. Визначте комплексоутворювач, ліганди і склад зовнішньої сфери.

Розв'язок. За варіантом комплексна сполука відповідає наступній формулі:  $[Ag(NH_3)_2]Cl$ .

Визначимо складові частини комплексної сполуки. Комплексоутворювачем є іон срібла. Лігандами є дві аміногрупи. Координаційне число в даному випадку дорівнює 2. Зовнішню сферу утворює іон хлору.

Тоді згідно з правилами номенклатури цю комплексну сполуку слід назвати наступним чином: діамінаргентум хлорид.

**Задача 3.** Складіть формулу комплексної сполуки за певною назвою.

Розв'язок. Необхідно скласти формулу комплексної сполуки тетраамінкупрум(II) сульфат.

За назвою комплексоутворювачем даної сполуки є купрум. Лігандами є чотири аміногрупи. Заряд комплексного іону компенсує зовнішня сфера у вигляді сульфат-іонів.

Складемо формулу комплексної сполуки на основі визначених складових. Отримаємо наступну формулу:  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ .

### Індивідуальні завдання

Пропонується декілька видів завдань, які виконуються за варіантами. Номер варіанта видає викладач.

**Завдання 1.** Підберіть іони зовнішньої сфери до заданого комплексного іону і дайте назву отриманій сполуці.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 11.2.

## Вихідні дані

№ варіанта	Формула	Іони зовнішньої сфери	№ варіанта	Формула	Іони зовнішньої сфери
1	[Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ]	K <sup>+</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , Ba <sup>2+</sup>	11	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]	Na <sup>+</sup> , Br <sup>-</sup> , Ca <sup>2+</sup>
2	[Al(OH) <sub>4</sub> ]	Cl <sup>-</sup> , Na <sup>+</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	12	[Ni(CN) <sub>6</sub> ]	Li <sup>+</sup> , NO <sub>2</sub> <sup>2-</sup> , Zn <sup>+</sup>
3	[Ca(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ]	Na <sup>+</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , Zn <sup>+</sup>	13	[Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ]	Cl <sup>-</sup> , Na <sup>+</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
4	[Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Br <sup>-</sup> , H <sup>+</sup> , OH <sup>-</sup>	14	[Cr(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ]	Na <sup>+</sup> , I <sup>-</sup> , Zn <sup>+</sup>
5	[Co(CO) <sub>4</sub> ]	Cl <sup>-</sup> , Na <sup>+</sup> , SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	15	[Al(OH) <sub>4</sub> ]	Cl <sup>-</sup> , Li <sup>+</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
6	[Ni(CN) <sub>6</sub> ]	Cl <sup>-</sup> , Ca <sup>+</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	16	[Ni(CO) <sub>4</sub> ]	Br <sup>-</sup> , H <sup>+</sup> , OH <sup>-</sup>
7	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ]	K <sup>+</sup> , Cl <sup>-</sup> , Zn <sup>+</sup>	17	[Co(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ]	Na <sup>+</sup> , Br <sup>-</sup> , Ca <sup>2+</sup>
8	[AuCl <sub>4</sub> ]	Cl <sup>-</sup> , H <sup>+</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	18	[Cu(CN) <sub>4</sub> ]	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , K <sup>+</sup> , Ba <sup>2+</sup>
9	[Ni(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ]	K <sup>+</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , Ca <sup>2+</sup>	19	[Pt(NH <sub>3</sub> )Cl <sub>3</sub> ]	Cl <sup>-</sup> , K <sup>+</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
10	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]	Na <sup>+</sup> , OH <sup>-</sup> , Ca <sup>2+</sup>	20	[Fe(CO) <sub>5</sub> ]	K <sup>+</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , Ca <sup>2+</sup>

**Завдання 2.** Дайте назву комплексної сполуки, якщо відома її формула. Визначте комплексоутворювач, ліганди і склад зовнішньої сфери.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 11.3.

## Вихідні дані

№ варіанта	Формула	№ варіанта	Формула
1	2	3	4
1	[Ni(CO) <sub>4</sub> ]	11	[Cr(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] Cl <sub>3</sub>
2	Na <sub>3</sub> [Al(OH) <sub>6</sub> ]	12	K <sub>3</sub> [Co(CN) <sub>6</sub> ]
3	[Co(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ]Cl <sub>2</sub>	13	[Ni(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] SO <sub>4</sub>
4	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ] Cl	14	K[Pt(NH <sub>3</sub> ) Cl <sub>3</sub> ]
5	[Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ]SO <sub>4</sub>	15	[Fe(CO) <sub>5</sub> ]
6	K <sub>2</sub> [Cu(CN) <sub>4</sub> ]	16	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ] Br

1	2	3	4
7	$\text{H}_3[\text{Fe}(\text{CO})_3]$	17	$\text{H}[\text{AuCl}_4]$
8	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6] \text{Cl}_4$	18	$\text{K}_3[\text{Cu}(\text{NO}_2)_4]$
9	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	19	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
10	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$	20	$\text{Na}_2[\text{Al}(\text{OH})_4]$

**Завдання 3.** Складіть формулу комплексної сполуки за певною назвою.

Вихідні дані для розрахунку наведено в табл. 11.4.

Таблиця 11.4

### Вихідні дані

№ варіанта	Формула	№ варіанта	Формула
1	Дихлородіамінплатина (II)	11	Пентакарбонілферум
2	Сульфатопентаамінкобальт(III) хлорид	12	Гексафторсіліцієва кислота
3	Натрій тетрахлокоупрат(II)	13	Тетраамінкупрум(II) сульфат
4	Гексаакваферум(II) бромід	14	Трихлоротриамінкобальт
5	Тетракарбонілнікель	15	Літій тетраціаноаурат(III)
6	Гексаціанофератна кислота	16	Гексаамінхром(III) нітрат
7	Діамінаргентум(I) хлорид	17	Натрій тетрагідроксодиаквахромат(III)
8	Тетраціанодіамінферат(II) літія	18	Гексаціаноплатинат(IV) водню
9	Трифторотриаквахром	19	Тетраамінкупрум(II) сульфат
10	Калій тетрагідроксоаурат(III)	20	Гексаціаноферат(II) калія

**Література:** основна [1; 8], додаткова [9 – 12].

### Контрольні запитання для самодіагностики

1. Розкрийте зміст поняття "комплексні (координаційні) сполуки".
2. Охарактеризуйте особливості хімічної структури комплексних сполук.

3. Розкрийте зміст поняття "координаційне число".
4. Наведіть класифікацію координаційних сполук.
5. Наведіть особливості складання формул комплексних сполук.
6. Охарактеризуйте основні властивості комплексних сполук.
7. Сформулюйте теорію А. Вернера.
8. Розкрийте сутність донорно-акцепторної теорії.
9. Поясніть сутність методу кристалічного поля.

## Тема 12. Основні положення органічної хімії

### Основні теоретичні положення

**Класифікація і номенклатура органічних сполук.** Відомо, що властивості органічних речовин визначаються їх складом і хімічною будовою. Тому в основі класифікації органічних сполук лежить саме теорія будови – теорія Л. М. Бутлерова. Класифікують органічні речовини за наявністю і порядку з'єднання атомів в їх молекулах. Найбільш міцною і малозмінною частиною молекули органічної речовини є її скелет – ланцюг атомів карбону.

Вуглеводні – це сполуки, що складаються тільки з атомів гідрогену та карбону. Залежно від будови карбонового ланцюга органічні сполуки поділяють на сполуки з відкритим ланцюгом – *ациклічні* (аліфатичні) і *циклічні* – із замкнутим ланцюгом атомів.

Циклічні діляться на дві групи: *карбоциклічні сполуки* (цикли утворені тільки атомами карбону) і *гетероциклічні* (в цикли входять інші атоми, такі як кисень, нітроген, сульфур).

Карбоциклічні сполуки, зі свого боку, містять два ряди сполук: *аліциклічні* і *ароматичні*.

Ароматичні сполуки в основі будови молекул мають плоскі карбонмісні цикли з особливою замкнутою системою р-електронів, що утворюють загальну π-систему (єдину π-електронну хмару). Ароматичність характерна і для багатьох гетероциклічних сполук.

Усі інші карбоциклічні сполуки належать до аліциклічного ряду.

Як ациклічні (аліфатичні), так і циклічні вуглеводні можуть містити кратні (подвійні або потрійні) зв'язки. Такі вуглеводні називають ненасиченими на відміну від насичених, що містять тільки одинарні зв'язки.



Класифікацію органічних сполук подано на рис. 12.1.

Насичені вуглеводні називають *алканами*, вони мають загальну формулу  $C_nH_{2n+2}$ , де  $n$  – число атомів карбону.

Ненасичені вуглеводні, що містять один подвійний зв'язок, отримали назву *алкени*. Вони мають загальну формулу  $C_nH_{2n}$ .

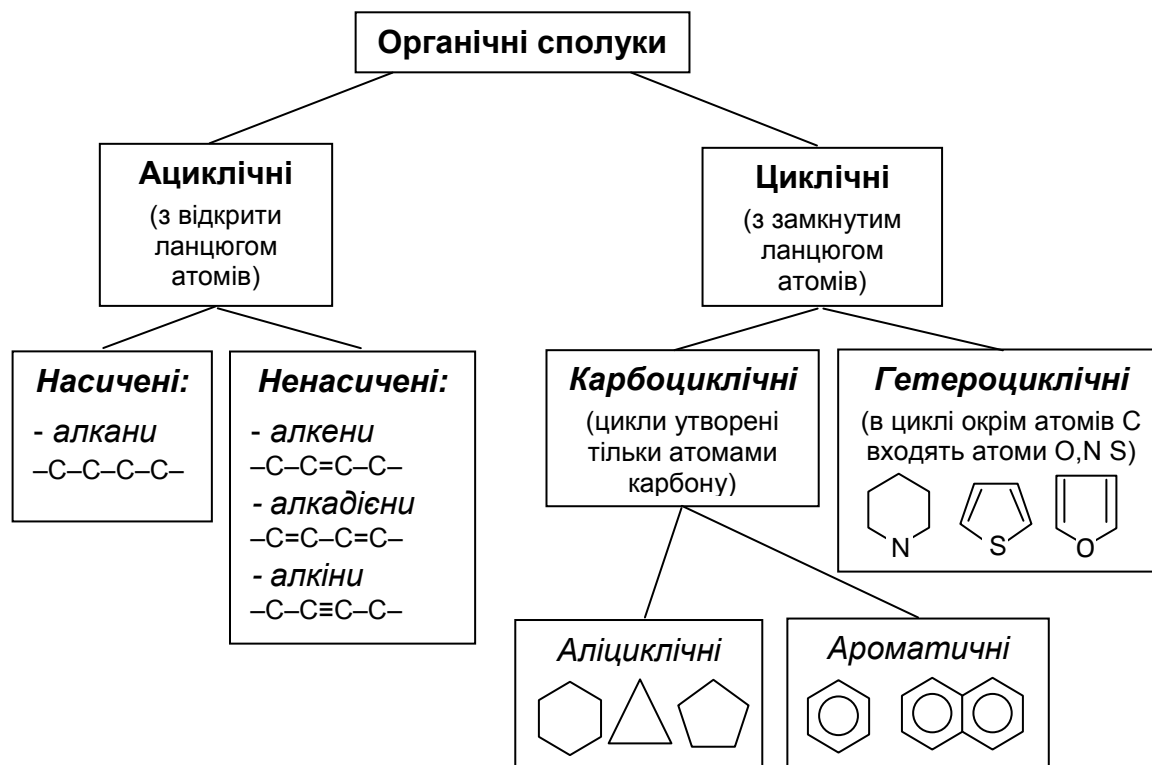


Рис. 12.1. Класифікація органічних сполук

Ненасичені вуглеводні з одним потрійним зв'язком називають *алкінами*. Їх загальна формула  $C_nH_{2n-2}$ .

Насичені аліциклічні вуглеводні – *циклоалкани*, їх загальна формула  $C_nH_{2n}$ .

Особлива група вуглеводнів, ароматичних, або аренів (із замкнутою загальною π-електронною системою), відома з прикладу вуглеводнів із загальною формулою  $C_nH_{2n-6}$ .

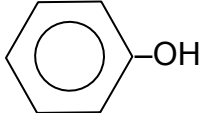

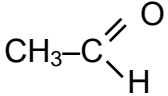
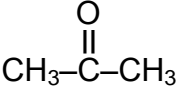
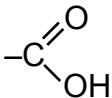
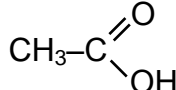
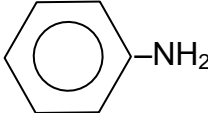
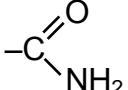
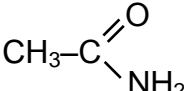
Якщо в молекулах вуглеводнів один або більше число атомів карбону замінити на інші атоми або групи атомів (галогени, гідроксильні групи, аміногрупи та ін.), утворюються похідні вуглеводнів: галогенопохідні, оксигено-, нітрогеновмісні та інші органічні сполуки.

Отже, до складу багатьох органічних сполук крім карбону та гідрогену входять і інші елементи, причому у вигляді функціональних груп – груп атомів, яка визначає найбільш характерні хімічні властивості речовини

і його приналежність до певного класу сполук. Наявність цих груп дає змогу поділити зазначені вище типи органічних сполук на класи і полегшити їх вивчення (табл. 12.1).

Таблиця 12.1

### Класи органічних сполук

Функціональна група	Назва групи	Класи сполук	Приклади
-F, -Cl, -Br, -I	Галогени	Галогенопохідні	CH <sub>3</sub> Cl Хлористий метан
-OH	Гідроксил	Спирти	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH Етиловий спирт
		Феноли	 Фенол
	Карбоніл	Альдегіди	 Оцтовий альдегід
		Кетони	 Ацетон
	Карбоксил	Карбонові кислоти	 Оцтова кислота
-NO <sub>2</sub>	Нітрогрупа	Нітросполуки	CH <sub>3</sub> NO <sub>2</sub> Нітрометан
-NH <sub>2</sub>	Аміногрупа	Первинні аміни	 Анілін
	Амідогрупа	Аміди кислот	 Амід оцтової кислоти

**Галогенопохідні** вуглеводні можна розглядати як продукти заміщення у вуглеводнях одного або декількох атомів карбону атомами галогенів. Відповідно до цього можуть існувати насичені і ненасичені моно-, ди-, три- (у загальному випадку полі-) галогенопохідні.

Загальна формула моногалогенопохідних насичених вуглеводнів – R-Г, а склад виражається формулою  $C_nH_{2n+1}Г$ , де R – залишок від насиченого вуглеводню (алкана) – вуглеводневий радикал, Г – атом галогену (F, Cl, Br, I).

До оксигеновмісних органічних речовин відносять спирти, феноли, альдегіди, кетони, карбонові кислоти, прості і складні ефіри.

**Спирти** – похідні вуглеводнів, в яких один або кілька атомів водню заміщені на гідроксильні групи. Спирти називають одноатомними, якщо вони мають одну гідроксильну групу, і насиченими, якщо вони є похідними алканів.

Загальна формула насичених одноатомних спиртів R-OH, а їх склад виражається загальною формулою  $C_nH_{2n+1}OH$  або  $C_nH_{2n+2}O$ .

Відомі приклади багатоатомних спиртів, що мають кілька гідроксильних груп.

**Феноли** – похідні ароматичних вуглеводнів (ряду бензолу), в яких один або кілька атомів карбону в бензольному кільці заміщені на гідроксильні групи. Найпростіший представник із формулою  $C_6H_5OH$  називається фенолом.

**Альдегіди і кетони** – похідні вуглеводнів, що містять карбонільну групу атомів (карбоніл). У молекулах альдегідів один зв'язок карбонілу йде на з'єднання з атомом гідрогену, інший – з вуглеводневим радикалом.

У разі кетонів карбонільна група пов'язана з двома (у загальному випадку різними) радикалами.

Склад насичених альдегідів і кетонів виражається формулою  $C_nH_{2n}O$ .

**Карбонові кислоти** – похідні вуглеводнів, що містять карбоксильні групи –COOH. Якщо в молекулі кислоти одна карбоксильна група, то карбонова кислота є одноосновної. Загальна формула насичених одноосновних кислот R-COOH. Їх склад виражається формулою  $C_nH_{2n}O_2$ .

**Прості ефіри** – це органічні речовини, що містять два вуглеводневі радикала, з'єднаних атомом кисню: R-O-R або  $R_1-O-R_2$ . Радикали можуть бути однаковими або різними. Склад простих ефірів виражається формулою  $C_nH_{2n+2}O$ .

**Складні ефіри** – сполуки, утворені заміщенням атома гідрогену карбоксильної групи в карбонових кислотах на вуглеводневий радикал.

З нітрогеновмісних органічних речовин відомі нітросполуки, аміни і амінокислоти.

**Нітросполуки** – похідні вуглеводнів, в яких один або кілька атомів гідрогену заміщені на нітрогрупу  $-\text{NO}_2$ . Загальна формула насичених мононітросполук  $\text{R}-\text{NO}_2$ , а склад виражається загальною формулою  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NO}_2$ .

**Аміни** – сполуки, які розглядають як похідні аміаку ( $\text{NH}_3$ ), в якому атоми водню заміщені на вуглеводневі радикали. Залежно від природи радикала аміни можуть бути аліфатичними та ароматичними. Залежно від числа заміщених на радикали атомів гідрогену розрізняють:

первинні аміни із загальною формулою  $\text{R}-\text{NH}_2$ ;

вторинні аміни із загальною формулою  $\text{R}_1-\text{NH}-\text{R}_2$ ;

третинні аміни із загальною формулою  $\text{R}_1-\text{NR}_2-\text{R}_3$ .

В окремому випадку у вторинних, а також третинних амінів радикали можуть бути і однаковими.

Первинні аміни можна також розглядати як похідні вуглеводнів (алканів), в яких один атом водню заміщений на аміногрупу  $-\text{NH}_2$ . Склад насичених первинних амінів виражається формулою  $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$ .

**Амінокислоти** містять дві функціональні групи, з'єднані з вуглеводневим радикалом: аміногрупу  $-\text{NH}_2$ , і карбоксил  $-\text{COOH}$ .

Склад насичених амінокислот, що містять одну аміногрупу і один карбоксил, виражається формулою  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NO}_2$ .

Для назви органічних сполук використовують дві номенклатури: тривіальну та систематичну (ІЮПАК).

Номенклатура органічних сполук, що базується на тривіальних назвах речовин, тобто назвах сформованих історично й нерідко пов'язаних зі способом отримання речовини, її зовнішнім виглядом і навіть смаком називається **тривіальною**.

**Систематична номенклатура** – система найменувань хімічних сполук, яка розроблена Міжнародним союзом теоретичної і прикладної хімії (IUPAC). За цією номенклатурою як основу для назви беруть один ланцюг атомів карбону, а усі інші фрагменти молекули розглядаються як замісники.

**Складання назв за номенклатурою ІЮПАК:**

1) основу назви сполуки становить корінь слова, що позначає насичений вуглеводень з тим же числом атомів, що і головний ланцюг;

2) до кореня додають суфікс, що характеризує ступінь насиченості.

Якщо кратних зв'язків кілька, то в суфіксі вказується число таких зв'язків (-дієн, -три і т. д.), а після суфікса обов'язково вказується цифрою положення кратному зв'язку;

3) далі в суфікс вноситься назва найстаршої характеристичної групи в молекулі із зазначенням її положення цифрою.

Такі групи як нітро-, галогени, вуглеводневі радикали, що не входять до головного ланцюга виносяться в приставку. При цьому вони перераховуються в алфавітному порядку. Положення замісника вказується цифрою перед приставкою.

У номенклатурі ІЮПАК використовують наступні корені, суфікси, приставки (табл. 12.2 – 12.4):

Таблиця 12.2

### Корені у номенклатурі ІЮПАК

Кількість атомів карбону у ланцюзі	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<b>Корінь</b>	Мет-	Ет-	Проп-	Бут-	Пент-	Гекс-	Гепт-	Окт-	Нон-	Дек-

Таблиця 12.3

### Суфікси у номенклатурі ІЮПАК

Ступінь насичення	Одинарний зв'язок (C–C)	Подвійний зв'язок (C=C)	Потрійний зв'язок (C≡C)
<b>Суфікс</b>	-ан	-єн	-ін або -ин

### Правила побудови назви органічних сполук за номенклатурою ІЮПАК:

1. Вибрати головний ланцюг молекули.

Визначити всі присутні функціональні групи та їх старшинство.

Визначити наявність кратних зв'язків.

2. Пронумерувати головний ланцюг, причому нумерацію слід починати з найбільш близького до старшої функціональної групи кінця ланцюга. У разі існування кількох таких можливостей, нумерують ланцюг так, щоб мінімальний номер отримали або кратний зв'язок, або інший замісник, присутній в молекулі.

Таблиця 12.4

### Назви функціональних груп

Функціональна група		Приставка	Суфікс
	$-(C)OOH^*$	–	-ова кислота
	$-COOH$	Карбокси-	-карбонова кислота
	$-SO_3H$	Сульфо-	-сульфо кислота
	$-(C)H=O^*$	Оксо-	-аль
	$-CH=O$	Форміл-	-карбальдегід
	$>C=O$	Оксо-	-он
	$-OH$	Гідрокси-	-ол
	$-SH$	Сульфаніл-	-тиол
	$-NH_2$	Аміно-	-амін
	$-NO_2$	Нітро-	–
	$-OR$	Алкокси-	–
	$-F, -Cl, -Br, -I, (-Hal)$	Фтор-, хлор-, бром-, йод-, (галоген-)	–

\* – атом карбону у дужках входить до складу головного карбонового ланцюга

Для позначення числа кратних зв'язків і функціональних груп користуються числівниками (табл. 12.5).

Таблиця 12.5

### Позначення числа кратних зв'язків і функціональних груп

Кількість кратних зв'язків або однакових замісників	2	3	4	5	6	7	8
Числівник	Ди	Три	Тетра	Пента	Гекса	Гепта	Окта

Карбоциклічні сполуки нумерують, починаючи з пов'язаного зі старшою характеристичною групою атома карбону. За наявності двох і більше

замісників ланцюг намагаються пронумерувати так, щоб замісникам належали мінімальні номери.

### 3. Скласти назву сполуки:

визначити основу назви сполуки, що становить корінь слова, який позначає насичений вуглеводень із тією ж кількістю атомів, що і головний ланцюг;

після основи назви слідує суфікс, що показує ступінь насиченості і кількість кратних зв'язків. Наприклад, *-тетраен*, *-дієн*. За відсутності кратних зв'язків використовують суфікс *-ск*;

далі арабськими цифрами показують місце розташування кратних зв'язків. Наприклад, гексін-2;

потім, також в суфікс додається найменування найстаршої функціональної групи;

після йде перелік замісників в алфавітному порядку із зазначенням їх місцеположення арабською цифрою. Наприклад, 5-ізобутіл-, 3-фтор-. За наявності декількох однакових замісників вказують їх кількість і стан, наприклад, 2,5-дибром-, 1,4,8-тримети-.

Слід врахувати, що цифри відокремлюються від слів дефісом, а між собою – комами.

**Ізомерія органічних сполук.** У органічної хімії широко поширена ізомерія, сутність якої полягає в тому, що існує кілька різних речовин, що володіють однаковою молекулярною формулою, але мають різну будову і, внаслідок цього, різні хімічні і фізичні властивості. У цьому випадку знання тільки молекулярної формули не дає повного уявлення про властивості речовини. Таке уявлення нам може дати знання структурної (графічної) формули речовини.

Розрізняють два види ізомерії: *структурну* і *просторову (стереоізомерію)*. Структурні ізомери відрізняються один від одного порядком зв'язку атомів у молекулі, стереоізомери – розташуванням атомів у просторі за однакового порядку зв'язків між ними.

Виділяють такі різновиди **структурної ізомерії**:

ізомерію карбонового скелета;

ізомерію положення;

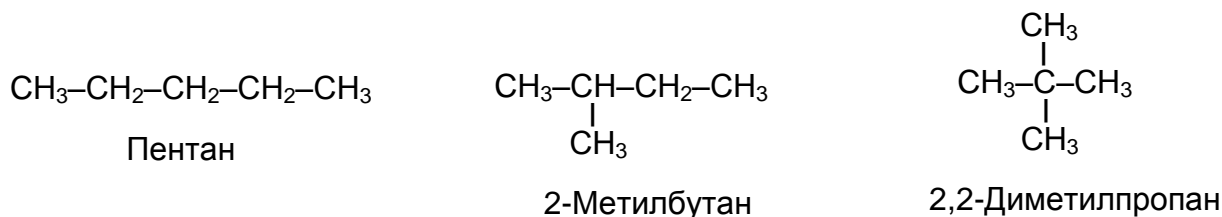
ізомерію різних класів органічних сполук (міжкласову ізомерію).

**Ізомерія карбонового скелета** обумовлена різним порядком зв'язку між атомами карбону, що утворюють скелет молекули.

Так, молекулярній формулі  $C_4H_{10}$  відповідають два вуглеводню:



Для вуглеводню  $C_5H_{12}$  можливі три ізомери:



**Ізомерія положення** обумовлена різним положенням кратного зв'язку (подвійного і потрійного) або атомів, що заміщають гідроген у карбонному скелеті молекули (вуглеводневі радикали, функціональні групи):

а) кратного зв'язку:



б) вуглеводневих радикалів:



в) функціональних груп:

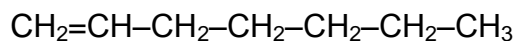


**Ізомерія різних класів органічних сполук (міжкласова ізомерія)** обумовлена різним положенням і поєднанням атомів в молекулах речовин,

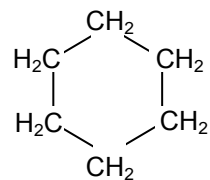


що мають однакову молекулярну формулу, але належать до різних класів неорганічних сполук.

Так, молекулярній формулі  $C_6H_{12}$  відповідає ненасичений вуглеводень (гексен-1) і циклічний вуглеводень (циклогексан):

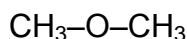


Гексен-1

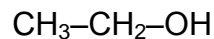


Циклогексан

Молекулярна формула  $C_2H_6O$  відповідає структурним ізомерам із класу простих ефірів (диметиловий ефір) та спиртів (етанол):

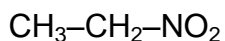


Диметиловий ефір

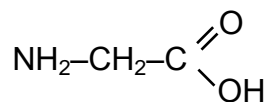


Етанол

Для молекулярної формули  $C_2H_5NO_2$  характерні два ізомери, що належать до класу нітроалканів (нітроетан) та карбонових кислот (амінооцтова кислота):



Нітроетан



Амінооцтова кислота

Ізомери цього типу містять різні функціональні групи і належать до різних класів речовин. Тому вони відрізняються за фізичними і хімічними властивостями значно більше, ніж ізомери карбонового скелета або ізомери положення.

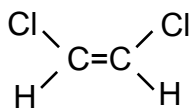
**Просторова ізомерія** поділяється на два види:

геометричну;

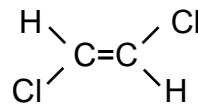
оптичну.

**Геометрична ізомерія** характерна для сполук, що містять подвійні зв'язки, і циклічних сполук. Так як вільне обертання атомів навколо подвійного зв'язку або в циклі неможливо (як це можливо за одинарного зв'язку), замісники можуть розташовуватися або по один бік площини подвійного

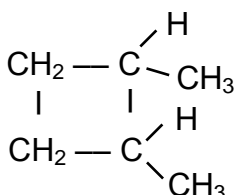
зв'язку або циклу (цис-положення), або по різні боки (транс-положення). Позначення цис- і транс- зазвичай належать до пари однакових замісників.



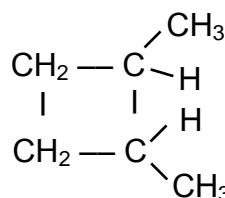
цис-1,2-Дихлоретилен



транс-1,2-Дихлоретилен

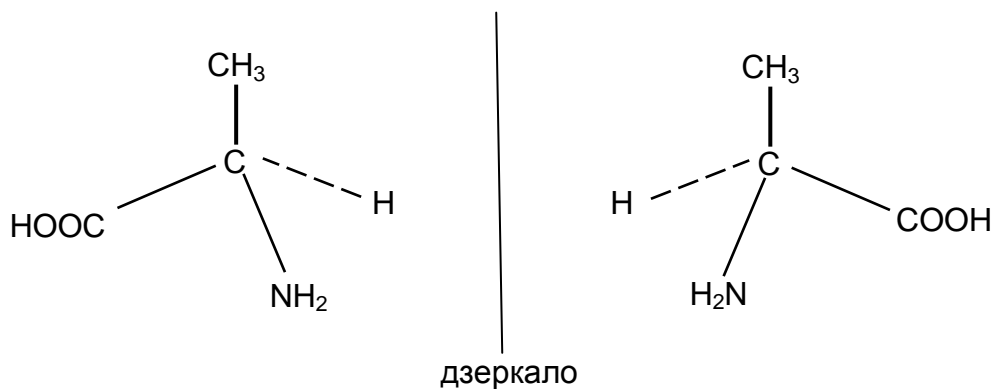


цис-1,2-диметилциклобутан



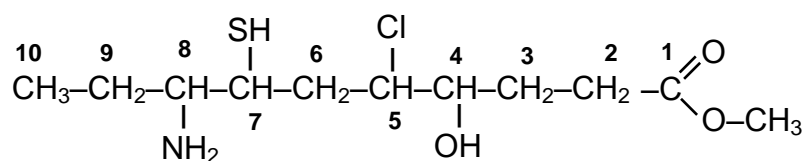
транс-1,2-диметилциклобутан

**Оптична ізомерія** виникає, якщо молекула несумісна зі своїм зображенням у дзеркалі. Це можливо, коли у атома карбону в молекулі чотири різних замісника. Цей атом називають асиметричним. Прикладом такої молекули є молекула  $\alpha$ -амінопропіонової кислоти ( $\alpha$ -аланін)  $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ :



### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Надайте назву наступній органічній сполуці:



Розв'язок:

1. Обираємо головний ланцюг, до складу якої обов'язково входить старша група – (C)OОН.

Визначаємо інші функціональні групи: -ОН, -Cl, -SH, -NH<sub>2</sub>.

Кратних зв'язків немає.

2. Нумеруємо головний ланцюг, починаючи зі старшою групи.

3. Число атомів карбону в головному ланцюзі – 10.

Основа назви – метиловий ефір деканової кислоти.

Далі позначаємо і називаємо все функціональні групи в алфавітному порядку:

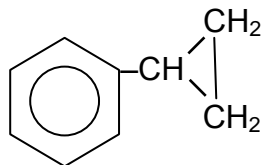
8-аміно-4-гідрокси-7-сульфаніл-5-хлор-метиловий ефір деканової кислоти.

**Задача 2.** Формулі C<sub>9</sub>H<sub>10</sub> відповідає декілька ароматичних вуглеводнів. Напишіть структурні формули цих ізомерів і назвіть їх.

Розв'язок. За умовами задачі можливо два випадки:

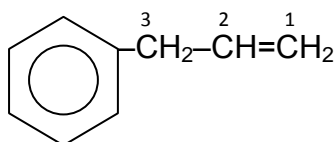
1. Ароматичний радикал C<sub>6</sub>H<sub>5</sub><sup>-</sup> сполучений з радикалом C<sub>3</sub>H<sub>5</sub><sup>-</sup>, який або циклічний або ненасичений.

Якщо радикал C<sub>3</sub>H<sub>5</sub><sup>-</sup> – циклічний, то структурна формула сполуки має вигляд:

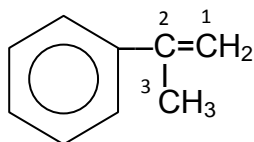


Циклопропилбензол

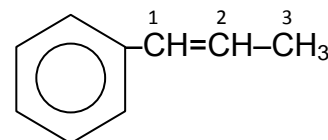
Ненасичений радикал C<sub>3</sub>H<sub>5</sub><sup>-</sup> може мати подвійний зв'язок у трьох положеннях: -CH<sub>2</sub>-CH=CH<sub>2</sub>, CH<sub>3</sub>-C=CH<sub>2</sub>, -CH=CH-CH<sub>3</sub>. Тому можливі три різних ароматичних вуглеводні, що містять цей радикал:



3-фенілпропен



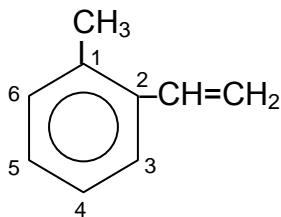
2-фенілпропен



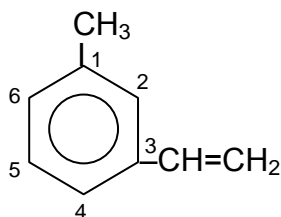
фенілпропен

2. Ароматичний радикал C<sub>6</sub>H<sub>4</sub><sup>-</sup> сполучений з двома радикалами, один з яких метил CH<sub>3</sub><sup>-</sup>, а другий – ненасичений радикал C<sub>2</sub>H<sub>3</sub><sup>-</sup>, який має

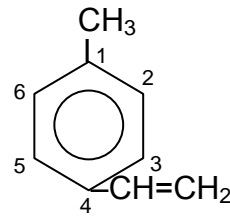
будову  $-\text{CH}=\text{CH}_2$ . У цьому випадку може існувати три ізомери, що зумовлено положенням замісників в ароматичному ядрі:



1-метил-2-етенилбензол



1-метил-3-етенилбензол



1-метил-4-етенилбензол

### Індивідуальні завдання

**Завдання 1.** Напишіть графічні формул п'яти ізомерних амінів, що містять бензольне ядро, складу  $\text{C}_7\text{H}_9\text{N}$ . Складіть їх назву за номенклатурою ІЮПАК.

**Завдання 2.** Напишіть графічні формули первинних, вторинних і третинних спиртів складу  $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$ . Назвіть їх за номенклатурою ІЮПАК.

**Завдання 3.** Напишіть графічні формули ізомерних карбонових кислот складу  $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_2$ . Назвіть ці сполуки за номенклатурою ІЮПАК.

**Література:** основна [2; 7], додаткова [9].

### Контрольні запитання для самодіагностики

1. Надайте визначення вуглеводням.
2. Назвіть основні принципи класифікації вуглеводнів.
3. Охарактеризуйте ненасичені вуглеводні.
4. Перелічіть функціональні групи оксигенвмісних, нітрогенвмісних та сульфурвмісних органічних сполук.
5. Наведіть приклади ациклічних та циклічних сполук.
6. Визначте основні принципи складання назв органічних сполук за номенклатурою ІЮПАК.
7. Проаналізуйте відмінність тривіальної та систематичної номенклатури органічних сполук.
8. Розкрийте фізичний зміст явища – ізомерії органічних сполук.
9. Охарактеризуйте основні різновиди структурної ізомерії.
10. Поясніть сутність просторової ізомерії.

## Рекомендована література

### Основна

1. Басов В. П. Хімія : навч. посіб. / В. П. Басов. – Київ : Каравела, 2008. – 318 с.
2. Домбровський А. В. Органічна хімія : навч. посіб. / А. В. Домбровський. – Київ : Вища школа, 1992. – 503 с.
3. Іванов В. Г. Хімія : конспект лекцій / В. Г. Іванов. – Харків : ХНЕУ, 2006. – 87 с.
4. Контрольні завдання та методичні рекомендації до їх виконання з навчальної дисципліни "Хімія" для студентів напряму підготовки "Комп'ютерні науки" всіх форм навчання / уклад. В. Г. Іванов. – Харків : ХНЕУ, 2008. – 62 с.
5. Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни "Хімія" для студентів спеціальностей 7.080407, 7.092702, 6.092704 "Комп'ютеризовані технології та системи видавничо-поліграфічного виробництва" всіх форм навчання / уклад. В. Г. Іванов. – Харків : ХНЕУ, 2007. – 55 с.
6. Методичні рекомендації до виконання самостійної роботи з навчальної дисципліни "Хімія" для студентів напрямів підготовки "Комп'ютерні науки" та "Видавничо-поліграфічна справа" всіх форм навчання / уклад. В. Г. Іванов. – Харків : ХНЕУ, 2010. – 31 с.
7. Мітрясова О. П. Вступ до органічної хімії : навч. посіб. / О. П. Мітрясова. – Київ : Професіонал, 2007. – 394 с.
8. Хомченко Г. П. Хімія для вступників до вузів / Г. П. Хомченко. – Київ : Вища школа, 1991. – 423 с.

### Додаткова

9. Глинка Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Москва : Изд. "Металлургия", 1988. – 719 с.
10. Загальна та неорганічна хімія : практикум / М. С. Слободяник, Н. В. Улько, К. М. Бойко та ін. – Київ : Либідь, 2004. – 334 с.
11. Телегус В. С. Основы общей химии / В. С. Телегус. – Львов : Изд. "Свет", 2000. – 423 с.
12. Хомченко Г. П. Сборник задач по химии для поступающих в вузы / Г. П. Хомченко, И. Г. Хомченко. – Москва : "Издательство Новая Волна" ; Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

# Додатки

Додаток А

Таблиця А.1

## Словник

Російська	Українська	Англійська	Французька	Арабська
1	2	3	4	5
абсолютный	абсолютний	absolute	absolu	مطلق
агрегатное состояние	агрегатний стан	physical state, state of matter	état d'aggregation	الحالة الفيزيائية
адсорбция	адсорбція	adsorption	adsorption	الامتصاص
акцептор	акцептор	acceptor	accepteur	القابل
аллотропия	алотропія	allotropy	allotropie	تأصل
аллотропный	алотропний	allotropic	allotropique	تأصلي
амфотерный	амфотерний	amphoteric	amphotère	مذبذب
анод	анод	anode	anode	مصعد (انود)
антипараллельный	антипаралельні	antiparallel (opposite directions)	antiparallèle	مضاد التوازي
ассоциация	асоціація	association	association	جمعية
атом	атом	atom	atome	ذرة
атомная единица массы	атомна одиниця маси	atomic mass unit	unité de masse atomique	وحدة الكتلة الذرية
бесцветное	без кольору	colourless	incolore	عديم اللون
бинарный	бінарний	binary, binomial	binaire	ثنائي
больше	більше	more	plus de	أكثر
валентность	валентність	valence	valence	تكافؤ
величина	величина	value	valeur	القيمة
вещество	речовина	substance	substance	مادة
взаимодействие	взаємодія	interaction	interdépendence	تفاعل
взаимодействовать	взаємодіяти	interact, interplay	interférer	تفاعل
вид	вид	form, type	type	نوع؛ شكل
внутримолекулярные	внутрішньо-молекулярні	intramolecular	intra moléculaire	الداخلي الجزيئي , امل ضمن جزيئي
вода	вода	water	eau	ماء
водородный показатель	водневий показник	hydrogen ion exponent	valeur de ph	الأس الهيدروجيني

## Продовження додатка А

## Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
возбужденное состояние	збуджений стан	excited state	état excité	حالة الارق
воздух	повітря	air	air	هواء
возможный	можливий	possible	possible	ممکن
возникать	виникати	to create, to occur	apparaitre	تنشأ؛ تبرز
волна	хвиля	wave	vague	موجة
восстановитель	відновник	reductant	agent réducteur	مختزل
восстановление	відновлення	reduction	réduction	خفض التاكسد , حدد , اختزل
вступать в реакцию (с чем)	вступати в реакцію (із чим)	to react (with)	reagir, entrer en reaction	يستجيب؛ يتأثر
входить	входити	to enter	enter	يدخل
выделение	виділення	to evolve	se dégager	خرج
выделяться	виділяться	to evolve, to release	se dégager	يحتمل
выражать	виражати	to express	exprimer	يعكس؛ يحسد
высокий	високий	high	hauf	ارتفاع
высший	найвищий (максимальний)	highest	supérieur	اعلى
газообразный	газоподібний	gaseous	gaseux	غاز
гальванический элемент	гальванічний елемент	galvanic element	cellule galvanique	الخلية الجلفانية، بطارية
генетический	генетичний	genetic	génétique	الجينية
гетерогенная	гетерогенна	heterogeneous	hétérogène	غير متجانسة
гетерогенная система	гетерогенна система	heterogeneous system	heterogene systeme	النظام الغير متماثل
гибридизация	гібридизація	hybridization	hybridation	تهجين
гидрат	гідрат	hydrate	hydrate	هيدرات
гидратация	гідратація	hydration	hydratation	تفاعل ضم الماء
гидролиз	гідроліз	hydrolysis	hydrolyse	تمیؤ (تحلل الماء)
главная	головна	main (major)	maison	منزل
главная подгруппа	головна підгрупа	main group	sous-groupe	رئيسية فرعية
гомогенная	гомогенна	homogeneous	homogène	متجانسة

Продовження додатка А  
Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
гомогенная система	гомогенна система	homogeneous system	homogene systeme	متجانس
горение	горіння	combustion	combustion	احترق؛ هيجان
группа	група	group	groupe	مجموعة
давление	тиск	pressure	pression	الضغط
движение	рух	movement, motion	mouvement	حركة
двойной	подвійний	binary, double	double	مزدوج
двойной электрический слой	подвійний електричний шар	double electrical layer	double couche électrique	طبقة كهربائية كزدوجة
двойственность	двоїстість	ambivalence	dualité	ازدواجية
двухосновная	двохосновна	dibasic	double base	ثنائي القاعدة
динамический	динамічний	dynamic	dynamique	ديناميكي
диспропорционирование	диспропорціонування	disproportionation	disproportionale	عدم التناسب في التخطيط
диссоциация	дисоціація	dissociation	dissociation	تفكك
длина связи	довжина зв'язку	bond distance, bond length	longueur de liaison	ترابط الطول
доля	частка	part, portion	partie, partie	جزء
донор	донор	donor	donateur	المانح
единица	одиниця	unit	unite	وحدة
жидкое	рідке	liquid	liquide	سائل
зависеть (от)	залежати (від)	to depend	dépendre	تعتمد ، يعتمد
зависимость	залежність	relation, dependence	dépendance	علاقة
закон	закон	law	loi	قانون
закон действующих масс	закон діючих мас	low of mass action	loid'action de masses	قانون العمل الجماعي (العام)
замерзание	замерзання	freezing	congélation	تجمد
замещать	заміщати	to replace	substituer	يبدل ، البديل
замещение	заміщення	replacement, substitution	replacement	تبدیل؛ تعويض
запах	запах	odour	odeur	رائحة
запись	запис	record	réponse	كتابة؛ تسجيل؛ تدوین
заряд	заряд	charge	charge	شحنة
значение	значення	value	valeur	قيمة



Продовження додатка А

Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
избыток	надлишок	surplus	excès	فائض
изменяться	змінюватися	to change	changer	تغير؛ تبديل؛ تحوي ل
измерять	вимірювати	to measure	mésurer	يقيس
изотоп	ізотоп	isotope	isotope	نظير
ингибитор	інгібітор	inhibitor, stopping agent	inhibiteur de	المانع
индекс	індекс	index	index	مؤشر
индикатор	індикатор	indicator	indicateur	يؤكد (يقرر) القانون او العلاقة)
инертный анод	інертний анод	inert anode	anode inerte	الانود الخامل
ион	Іон, йон	ion	ion	أيون
ионная связь	йонний зв'язок	ionic bond	liaison ionique	رابط أيوني
ионное уравнение	іонне рівняння	ionic equation	équation ionique	معادلة ايونية كاملة
ионный	іонний	ionic	ionique	ايوني
исключение	виняток	exception	exception	استثناء, حذف, ازالة, ابعاد
испарение	випарювання	evaporation	évaporation	تبخر
использовать	використовувати	to use	utiliser	استخدام؛ أستعمل
истинная	істинна	veritable, true	vrai, véritable	حقيقي
исходное вещество	вихідна речовина	initial substance	substance initiale	استنادا الى المواد
исходный	вихідний	initial	initiale	ابتدائي؛ اولي
исчезать	зникати	destroy, disappear	disparaitre	يحطم
катализ	каталіз	catalysis	catalyse	العامل المساعد
катализатор	каталізатор	catalyst	cataliseur	محفز
каталитический яд	каталітична отрута	catalyst [contact] poison	poison catalytique	السام الحفاز
катод	катод	cathode	cathode	مهبط (كاثود)
качественная реакция	якісна реакція	qualitative reaction	réaction qualitative	نوعية رد الفعل
качественный	якісний	qualitative	qualificatif	نوعي؛ ذو علاقة بالنوع

Продовження додатка А  
Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
квантово-механическая	квантово-механічна	quantum-mechanical	mécanique quantique	الكمية الميكانيكية
квантовые числа: главное (n) побочное (l) (орбитальное) магнитное(m) спин (s)	квантові числа: головне (n) побічне (l) (орбітальне) магнітне (m) спін (s)	quantum numbers: principal (n) subsidiary (l) (azmuthal) magnetic (m) spin (s)	nombres quaniques: principal cote (orbital) magnétique tour	أعداد الكم : • الرئيسية • كوك (المدار) • المغناطيسي • زيادة ونقصان
кинетика	кінетика	kinetics	cinétique	حركية
кинетическое уравнение	кінетичне рівняння	kinetic equation	équation cinétique	الحركية المعادلة
кипение	кипіння	boiling	ebulition	غليان
кислая соль	кисла сіль	acid salt	sel d'acide	ملح حامضي
кислород	кисень	oxygen	oxygene	اوکسجين
кислородсодержащая кислота	кисневмісна кислота	oxyacid	oxyde	اوکسید حامضي
кислота	кислота	acide	acide	حامض
кислотность	кислотність	acidity	acidité	حموضة
кислотность основания	кислотність основи	acidity of base	acidité de base	حموضة
кислотный остаток	кислотний залишок	acid residue	acide résidu	بقايا حمض
классификация	класифікація	classification	classification	صنيف
классифицировать	класифікувати	to classify	classer	صنف , بوب
ковалентная	ковалентна	covalent	covalent	التساهمي , التكافؤ
ковалентная связь	ковалентний зв'язок	covalent bond	liaison covalente	الرابطة التساهمية
ковалентность	ковалентність	covalence	covalence	تكافؤ
количественный	кількісний	quantitative	quantitatif	كمي؛مقداري
количество	кількість	quantity	quantite	كمية
коллоидный раствор	колоїдний розчин	colloidal solution	solution colloïdale	محلول غروي
компонент	компонент	component	constituant	مركبه ، مركب
конденсация	конденсація	condensation	condensation	تكاثف؛تكثيف

Продовження додатка А

Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
конечный	кінцевий	final	final	هائي , طرفي
константа диссоциации	константа дисоціації	dissociation constant	constante de dissociation	ثابت الانحلال (التفكك)
концентрация	концентрація	concentration	concentration	تركيز
концентрированный	концентрований	concentrated	concentrés	تركيز المحاليل
коэффициент	коефіцієнт	coefficient	coefficient	معامل
кратная связь	кратний зв'язок	multiple bond	une liaison multiple	متعددة السندات
кратность	кратність	multiplicity	multiplicité	تعددية
кривая	крива	curve	curve	منحنى
кристаллизационная вода	кристалізаційна вода	crystal(lization) water	l'eau critalisée	الكريستال المياه
кристаллическая решетка	кристалічна решітка (рратка)	crystalline lattice	réseau cristallin	الكريستال شعريية
кристаллическая структура	кристалічна структура	crystal(line) structure	structure de crystal	البنية البلورية
кристаллогидрат	кристалогідрат	crystalline hydrate	hydratée	هيدرات بلوريه
лед	лід	ice	glace	جليد
лимитирующая	лімітуюча	establish a quota	limitation	الحد
малорастворимый	малорозчинний	slightly soluble	légèrement soluble	للذوبان بشك طفيف
масло	олія	oil	péhole	نפט
масса	маса	mass	masse	كتلة
массовая доля	масова частка	mass concentration	fraction de masse	عدد الشامل
массовый	масовий	mass	masse	كتلي
материя	матерія	matter	matière	مادة
между	між	between	entre	بين ، ما بين
межмолекулярные	міжмолекулярні	intermolecular	intermoléculaire	بين الجزيئات
мел	крейда	chalk	craie	طباشير
металлическая связь	металевий зв'язок	metallic bond	obligation métalique	رابط فلزي
метан	метан	methane	methane	الميثان
механизм	механізм	mechanism	mechanism	الية

## Продовження додатка А

## Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
механизм реакции	механізм реакції	chemical reaction passing	mécanisme de réaction	رد الفعل آلية
механическая смесь	механічна суміш	mechanical mixture	mélange mécanique	خليط الميكانيكية
многозарядный	багатозарядний	multiply charged	multichargés	
многокислотный	багатоокислотний	polyacid	polyacide	
многоосновный	багатоосновний	polybasic	polybasique	
многоцентровость	багатоцентровість	multiplehub	multi-centrique	
многоэлектронность	багатоелектронність	many-electron	multi-électron	
молекула	молекула	molecule	molécule	جزئ
молекулярная формула	молекулярна формула	molecular formula	formule moleculaire	الصيغة الجزيئية
молекулярность	молекулярність	molecularity	molécularité	
моль	моль	mole	mole	مول
молярная концентрация	молярна концентрація	molar concentration	concentration molaire	تركيز جزيئي
молярный объем	молярний об'єм	molar volume	volume molaire	حجم مولي
нагревание	нагрівання	heating	chauffe	حرارة
название	назва	name	nom	اسم
наименьший	найменший	the least	le plus petit	الاقفل
наклон	нахил	tilt; incidence	la pente	منحدر
направление	напрямок	direction	direction, sens	تبويب , الاتجاه
направленность	спрямованість	directionality	directivité	توجيهية
насыщаемость	насичуваність	saturability	saturabilité	
насыщенный	насичений	saturated	saturé	مشبع
насыщенный раствор	насичений розчин	saturated solution	solution saturée	محلول مشبع
нейтрон	нейтрон	neutron	neutron	النيوترون
ненасыщенный	ненасичений	unsaturated	insaturé	غير المشبعة
необратимая	необоротна	irreversible	irréversible	التفاعل لا عكوس (لا عكسي)

## Продовження додатка А

## Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
необратимая реакция	необоротна реакція	irreversible reaction	réaction irréversible	تفاعل غير انعكاسي
неподеленный	неподільний	unshared	solitaire	غير مقسمة
непосредственно	безпосередньо	directly	directement	مباشرة
нерастворимый	нерозчинний	insoluble	insoluble	لايذوب
неспаренный	неспарений	uncoupled, unpaired	impaire	غير مزوج
неудобный	незручний	inconvenient	incommode	غير مريح
низкий	низький	low	bas	منخفض
низший	найнижчий (мінімальний)	lowest	inférieur	الاقفل
ноль	нуль	zero	zéro	صفر
номенклатура	номенклатура	nomenclature		تسمية
нормальное (основное состояние)	нормальный (основний) стан	normal (ground) state	état normal	الحالة ( المنتظمة ) الاعتيادية (
нормальные условия	нормальні умови	normal (standard) conditions	condition normale	الظروف العادية
обжиг	випал	roasting, burning	tir	حرق
обмен	обмін	exchange	échange	استبدال
обозначать	позначати	to mark	marquer	يوفر
образование	утворення	formation	formatiom	نشوء؛ تكون
обратимый	оборотний	reversible	reversible	عكسها
обратимый процесс	оборотний процес	reverse process	réversible	عملية عكسية
обратная реакция	зворотня реакція	back reaction	réaction inverse	رجع
общий	загальний	common	commun	عام
объем	об'єм	volume	volume	حجم
одинаковый	однаковий	equal, same	pareil	متشابه
однородный	однорідний	homogeneous	homogène	متجانس
окисление	окиснення	oxidation	oxydation	الاكسدة , تاكسد
окислитель	окисник	oxidant	oxydant	مؤكسد
окислительно-восстановительная реакция	окисно-відновна реакція	oxidation-reduction reaction	réaction	التفاعل التاكسدي الاختزالي

Продовження додатка А  
Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
оксид	оксид	oxide	oxide	او اكسيد
определение	визначення	definition	definition	تعريف؛ تحديد
определенный	певний	certain, definite	certain, défini	معين
определять	визначати	identify	identifier	يكشف , يعرف
орбиталь	орбіталь	orbital	orbit	مداري
ориентация	орієнтація	orientation	orientation	اتجاه
ориентация в пространстве	орієнтація у просторі	spatial orientation	orientation spatiale	التوجه في الفضاء
осадок	осад	precipitate	précipité	مفاجئ؛ يحنثه بعجله
осаждаться	осаджуватися	precipitate	précipité	عجل
основание	основа	base	de base	قاعدة
основная соль	основна сіль	basic salt, hydroxy salt	sel de base	الملح الأساسية
основность	основність	basicity	basicité	قاعدية
основность кислоты	основність кислоти	basicity of acid	acide de base	القاعدية
остаток	залишок	residuum, remainder, rest	rédidus	موازنة
отдавать	віддавати	to lose	rendre	يفقد , يعطي
относительная атомная масса	відносна атомна маса	relative atomic mass	masse atomique	نسبه الكتلة الذرية
относительная молекулярная масса	відносна молекулярна маса	relative molecular mass	masse moléculaire	نسبه الكتلة الذرية
относительный	відносний	relative	relative	نسبي
отношение	відношення	relation, ratio	relation	علاقة
отрицательный	негативний	negative	négatif	سلبی
отстаивание	відстоювання	desilting	régler	حل
отщеплять	відщеплювати	chip off	rift	صدع
охлаждение	охолодження	cooling	refroidissement	تجميد؛ ترید
пар	пара	vapour, steam	vapeur	بخار
параллельные	паралельні	parallel	paralle'le	موازي
парциальное давление	парціальний тиск	partial pressure	pression partielle	الضغط الجزئي
пассивация	пасивація	immunization, passivation	passivation	كساء

## Продовження додатка А

## Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
перекривание	перекривання	overshoot	chevauche	سد
переменная	перемінна	variable	grandeur variable	المتغير
перераспределе- ние	перерозподіл	redistribution, repartition	redistribution	إعادة التوزيع
пересыщенный	пересичений	supersaturated	sursaturé	الإشباع
период	період	period	période	فترة
плавление	плавлення	melting	fusion	يذوب؛ ينصهر
пластина	пластина	plate	plate, plaque	لوحة
плотность	густина	density	densité	كثافة
площадь	площа	area	superficiel	مساحة
побочная подгруппа	побічна підгрупа	side subgroup (transition elements)	sous- accessoire	سلبية فرعية
поверхность	поверхня	surface	surface	السطح
поверхность раздела	поверхня поділу	interface	interface	واجهة قسم
поглощение	поглинання	absorption	absorber	امتصاص
подуровень	підрівень	sub-level	niveau	طبقة ثانوية
подчиняться	підкорятися	to obey	se soumettre	طاعة
подчиняться закону	підкорятися закону	to take (down) law, according to the law	obéir à la loi	طاعة القانون
показывать	показувати	to demonstrate, to show	monter	دل
поле	поле	field	champs	مجال
положение	положення	position	position d'un corps	موضع؛ حالة
положительный	позитивний	positive	positif	ايجابي
получение	одержання	obtaining production	prodiction, obtention, preparatifs	حصول؛ استلام ؛ تسلّم
полярная молекула	полярна молекула	polar molecules		جزيئات قطبية
полярность	полярність	polarity	polarité	قطبية
понижается	знижується	to decrease	il diminue	يقلل
понятие	поняття	conception(notion)	notion	مفهوم
порошок	порошок	powder	poudre	مسحوق

## Продовження додатка А

## Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
порядковий номер	порядковий номер	atomic number	numéro atomic	رقم متسلسل
порядок реакції	порядок реакції	order of reaction	bonne réaction	رد فعل النظام
последовательность	послідовність	succession, sequence	séquence	تسلسل
постоянная	стала	constant	constant	ثابت؛ دائم؛ مستمر
постоянный	постійний	constant	constant	ثابت؛ دائم؛ مستمر
правый	правий	right	droit	ایمن
превращать	перетворювати	to convert	convertir	يتحول؛ يقبل الى
превращение	перетворення	transformation	transformation	تحول كيميائي
при помощи, с помощью	за допомогою	with the help of	a l'aide de	بمساعدة ال
приблизительный	приблизний	approximate	approximative ment	تقريبي
признак	ознака	feature, indication	indice, signe	دليل , ميزة , علاقة
принцип Ле-Шателье	принцип Ле-Шателье	Le Chatelier's principle	principe Du Chatelieu	مبدأ لي-شاتيل
принцип наименьшей энергии	принцип найменшої енергії	aufbau principle	le principe de l'énergie la plus basse	مبدأ الطاقة الأدنى
принцип Паули	принцип Паулі	Pauli's exclusions principle	principe de Pauli	مبدأ باولي
природа	природа	nature	nature	طبيعة
природный газ	природний газ	natural gas	gaz naturel	غاز طبيعي
присоединять	приєднувати	to gain	acquérir	بكسب , يختزل
притяжение	тяжіння	attraction	attraction	
пробирка	пробірка	test-tube	eprouvette	انبويه الاختبار
проводимость	провідність	conductivity	conductivité	الموصلية
проводник	провідник	conductor	conducteur	موصل
продукт	продукт	product	produit	نتاج , منتج
продукт реакции	продукт реакції	product of reaction	produit de reaction	شيء؛ مادة؛ ناتج
прозрачность	прозорість	transparent	transparence	شفاف
произведение	добуток	product	produit	محصول؛ ناتج
происходит	відбуватися	to take place	provenir	حدث



## Продовження додатка А

## Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
промежуток времени	проміжок часу	time interval period of time	interval de temps	متوسط الزمن
промежуточный	проміжний	intermediate	intermédiaire	متوسط
простая связь	простий зв'язок	single bond	connexion simple	بسيطة اتصال
простое вещество	проста речовина	simple substance	corps simple	مادة بسيطة
протекание	перебіг	proceeding process	évolution	حدوث , سريان
протекание реакции	перебіг реакції	reaction route	évolution de réaction	سرب التفاعل جرى , سرى
протон	протон	proton	proton	بروتون
проходит	проходити (відбуватись)	to take place	provenir	تحدث
процентная концентрация	відсоткова концентрація	percent concentration mass percent	concentration en pourcentage	تركيز المحاليل بنسب مئوية
процентный	відсотковий	percentage	pourcentage	نسبة مئوية
прямая	пряма	forward	ligne droit	مستقيم , مباشر
прямая реакция	пряма реакція	direct reaction, forward reaction, straight reaction	réaction directe	رد فعل مباشر
равно	дорівнює	equal	égal	مساوي
равновесный	рівноважний	equilibrium	équilibre	توازن
разбавленный	розведений	dilute	dilué	المخفف
разделить	поділити	to divide	diviser	يقسم
различать(ся)	відрізняти(сь)	to differ	differer	تميز
различают	розрізняють	to differ	différer	يميز
разложение	розкладання	decomposition	décomposition	تفكك
размер	розмір	dimension	taille	مقياس؛ قياس
размерность	розмірність	dimensional	dimension	البعدية
размещаться	розміщуватися	take seats, places	placé	نشر
разный, различный	різний	different, various	different	مختلف
разрушаться	руйнуватися	to disintegrate	se detruire	تحطم؛ تدمير
разрядка	розрядка	discharge	décharge	

Продовження додатка А

Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
распад (деление)	розщеплення	fission	décadence	انشطر ( تحلل ) الى ايونات
распариваться	розпарюватися	break apart	compagnon	
расплав	розплав	flux, liquid melt, melt	fondre	سبيكة
располагаться	розташовуватися	take up position, settle	se ranger	حل
расположенный	розташований	is situated	qui est situe	يقع
распределение	розподіл	distribution	distribution	تتوزع بالتساوي
расстояние	відстань	distance	distance	مسافة
рассчитать	розрахувати	to calculate	calculer	يعد؛ يحسب
раствор	розчин	solution	solution	حل ، محلول
растворенное вещество	розчинена речовина	permeate, solute	soluté	مواد مذيبه
растворимость	розчинність	solubility	dissolubilité	قابلية الذوبان؛ ذوبانية
растворимый	розчинний	soluble	soluble	قابل للذوبان
растворимый анод	розчинний анод	sacrificial anode	anode soluble	ذوبان القط الموجب
растворитель	розчинник	(dis)solvent	dissolvant	مذيب
расходование	витрачання	spending, expense	dépense	الإنفاق
расщепление	розщеплення	breaking up, disintegration	frangmentation	شق
реагент	реагент	reagent	réactif	كاشف
реагировать	реагувати	to react	reagir	تأثر؛ رد على؛ تفاعل مع
реакция	реакція	reaction	réaction	يستجيب؛ يتأثر
реакция нейтрализации	реакція нейтралізації	neutralization reaction	réaction de neutralisation	تحييد رد فعل
результат	результат	result	resultat	نتيجة
ряд напряжений металлов	ряд напруг металів	electric series	série électrique	مجموعة من الجهد المعادن
свойство	властивість	property	propriété	خصائص
связь	зв'язок	bond	liason	رابطة
селективность	селективність	selectivity	sélectivite	الانتقائية
серебро	срібло	silver	argent	فضة

## Продовження додатка А

## Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
сильный	сильний	strong	fort	قوي
сильный электролит	сильний електроліт	strong electrolyte	électrolyte fort	قوية بالكهرباء
символ	символ	symbol	symbole	رمز
система	система	system	système	نظام
скачкообразно	стрибокподібно	by leaps and bounds	sauter	بشكل متقطع
скорость	швидкість	rate	vitesse	السرعة , رتبة
скорость реакции	швидкість реакції	response rate, speed of response	vitesse de réaction	استجابة السرعة
слабый электролит	слабкий електроліт	weak electrolyte	électrolyte faible	ضعف بالكهرباء
следствие	наслідок	consequence	conséquence	نتيجة
сложное вещество	складна речовина	complex, composite substance	corps complexe	معقد
сложный эфир (эстер)	складний ефір (естер)	ester	ester	استر
смесь	суміш	mixture	melange	خليط؛ مخلوط
смещение	зміщення	shift	transformation	وردية
совпадать	співпадати	be congruent	correspondre	مباراة
содержать	містити	to contain	contenir	يحتوي
соединение	сполучення	composition	composition	رابط
соединение	сполука	compound	composé	صلة
солеобразующий	солеутворюючий	salifiable	salufiable	
соль	сіль	salt	sel	ملح
соответствовать	відповідати	correspond (to/with)	correspondre	مباراة
состав	склад	composition	composition	بناء؛ تكوين؛ تركيب
состоит из	складається з	to consist of	se composer de	يتكون من
состояние	стан	state	etat	حالة
специальный	спеціальний	special	special	خاص
спирт	спирт	alcohol	alcool	كحول
сплав	сплав	alloy	alliage	خليط من المعادن
способ	спосіб	method, way	méthode, moyen,	طريقة

Продовження додатка А

Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
сравнивать	порівнювати	to compare	comparer	قارن ، يقارن
сродство к электрону	спорідненість до електрона	electron affinity	affinité électronique	تقارب مع الإلكترون
стакан	стакан (склянка)	glass	verre	اناء
стандартные условия	стандартні умови	standard condition	conditions standards	ظروف معيارية (قياسية)
стекло	скло	glass	verre	زجاج
степень	ступінь	power	degré	القوة , الأس
степень диссоциации	ступінь дисоціації	degree of dissociation	degré de dissociation	درجات الانحلال (التفكك)
степень окисления	ступінь окиснення	oxidation state, oxidation number	numéro d'oxydation	حالة التاكسد عدد التاكسد
столкновение	зіткнення	clash	collision	تصادم
стрелка	стрілка	hand, arrow	aiguille, flèche	أبره؛ عقرب ساعة
строение	будова	constitution	structure	بناء
структура	структура	structure	structure	تركيب
структурная формула	структурна формула	structural formula	formule structurale	المعادلة الهيكلية
ступенчатая реакция	ступінчата реакція	reaction in stages	la vitesse de réponse	تفاعل متدرج
ступенчато	ступінчасто	stepwise	stepwise	خطوات
сумма	сума	sum	somme	بعض؛ كمية؛ مجموع
существовать	існувати	to exist	exister	وجد؛ بقي
твердое	тверде	solid	solide	صلب
тело	тіло	body	corps	جسم
температура	температура	temperature	temperature	درجة الحرارة
температура кипения	температура кипіння	boilingpoint	température d'ébullition	درجة الغليان
температура плавления	температура плавлення	meltingpoint	température de fusion	نقطة الذوبان
температурный коэффициент	температурний коефіцієнт	temperature coefficient	coefficient de température	درجة الحرارة معامل
тепловое	теплове	heat	thermique	حراري
тепловой	тепловий	heat	thermique	حراري
тепловой эффект	тепловий ефект	thermal effect	éfect thermique	تأثير حراري

Продовження додатка А

Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
теплота	теплота	heat	chaleur	حرارة
термохимическое уравнение	термохімічне рівняння	thermochemical equation	équation thermo-chimique	المعادلة الحرارية
термохимия	термохімія	thermochemistry	thermochimie	الكيمياء الحرارية
триглицерид	тригліцерид	triglyceride		الدهون الثلاثية
увеличивать	збільшувати	to increase	s'accroitre, accroissement	يزيد
удаленный	віддалений	the farthest, the most distant	a distance	بعيد
указывать	вказувати	to indicate	definir	تشير
уменьшаться	зменшуватися	to decrease	diminuer	يزداد
универсальный	універсальний	universality	universalite	عالمي
упаривание	упарювання	evaporation		التبخير
уравнение	рівняння	equation	équation	معادلة
уравнивать	урівнювати	to balance	équilibrer	يعادل
условный	умовний	conditional	conditionnel	شرطي
устойчивые	стійкий	stable	stable	مستقر
учение	вчення	teaching, doctrine	doctrine	دراسة
фаза	фаза	phase	phase	المرحلة
фактор	фактор	factor	facteur	عامل
фенол	фенол	phenol	phenol	الفينول
фильтрование	фільтрування	filtering	filtrage	تصفية
форма	форма	form	forme	شكل
формула химическая	формула хімічна	chemical formula	formule chimique	قانون؛
функциональная группа	функціональна група	functional group	groupe fonctionnel	مجموعة وظيفية
хаотично	хаотично	chaotic	chaotique	باضطراب
характеристика	характеристика	characteristic	characteristique	خاص؛ مميز
химическая связь	хімічний зв'язок	chemical bond	liaison chimique	رابطة كيميائية
химический источник электрического тока	хімічне джерело електричного струму	chemical current source	source chimique de courant électrique	مصدر الكيمائية التيار الكهربائي

Продовження додатка А

Продовження табл. А.1

1	2	3	4	5
химическое равновесие	хімічна рівновага	chemical equilibrium	chimical équilibre	التوازن الكيميائي
цвет	колір, забарвлення	colour	couleur	لون
частица	частинка	particle	parcelle	جسم اولي دقيق
часть	частина	part	part	جزء
число	число	number	nombre	رقم ؛ عدد
щелочь	луг	alkali	alcalin	القلوي
эквивалент	еквівалент	equivalent	équivalence	مكافئ
эквивалентная масса	еквівалентна маса	equivalentweight	masse équivalente	الكتلة المكافئة
экзотермическая	екзотермічна	exothermic	exothermiaue	فاعل اكسوثيرمي
электрический ток	електричний струм	electric current	courant électrique	تيار كهربائي
электричество	електрика	electricity	électricité	كهرباء
электрод	електрод	electrode	électrode	قطب كهربائي
электрод сравнения	електрод порівняння	reference electrode	électrode de référence	إشارة الكهربائي
электродвижущая сила	електрорушійна сила	electromotive force	force électromotrice	القوة المحركة الكهربائية
электролит	електроліт	electrolyte	électrolyte	كهرباء
электролитическая диссоциация	електролітична дисоціація	electrolytic dissociation	dissociation électrolytique	تفكك كهربائي
электрон	електрон	electron	électron	الإلكترون
электронейтральный	електро-нейтральний	electronneutral	électron neutre	كهربائيا
электронная конфигурация	електронна конфігурація	electronic configuration	configuration électronique	التوزيع الإلكتروني
электронная конфигурация атома	електронна конфігурація атома	electronic configuration of an atom	configuration électronique de l'atome d'	التوزيع الإلكتروني
электронная оболочка	електронна оболонка	electron shell	enveloppe électronique	هالة الاكترون
электронное облако	електронна хмара	electron cloud	nuage d'électrons	سحابة الكترون
электронный слой	електронний шар	electron layer	enveloppe électronique	طبقة الالكترون

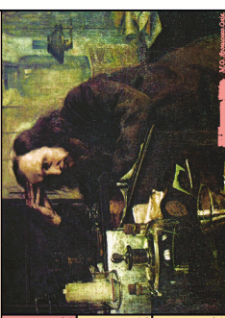
## Закінчення додатка А

## Закінчення табл. А.1

1	2	3	4	5
электроотрицательность	електронегативність	electronegativity	électronégativité	كهروسلبية
электропроводность	електропровідність	electrical conduction	conductibilité électrique	موصلة للكهرباء
электростатическое взаимодействие	електростатична взаємодія	electrostatic interaction	interaction électrostatique	كهرباء التفاعل
электрохимия	електрохімія	electro-chemistry	électrochimie	الكيمياء الكهربية
элемент	елемент	element	élément	معدن
элементарная стадия	елементарна стадія	elementary stage	stade élémentaire	المرحلة الابتدائية
элементы-аналоги	елементи-аналоги	analog elements	éléments analogues	العناصر - نظائرها
эмпирическая формула	емпірична формула	empirical formula	formule empiricale	الصيغة التجريبية
эндотермическая	ендотермічна	endothermic	endothermique	تفاعل اندوثيرمي
энергетический барьер	енергетичний бар'єр	energy barrier	barrière d'énergie	الطاقة حاجز
энергетический уровень	енергетичний рівень	energy level	niveau d'énergie	مستوى الطاقة
энергия активации	енергія активації	activation energy	énergie d'activation	تفعيل الطاقة
энергия ионизации	енергія іонізації	ionization energy	énergie d'ionisation	تأين الطاقة
энергия связи	енергія зв'язку	bond(ing) energy	énergie de liaison	ملزمة الطاقة
энтальпия	ентальпія	enthalpy	enthalpie	اسر , صيغة هيبس الحرارية
эффективный	ефективний	efficacious, effective	effectif	فعال
явление	явище	phenomenon	phénomène	ظاهرة
ядро	ядро	nucleus	noyau	نواة
ячейка	комірка	electron-in-boxes	cellule	الخلية

Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДІЛЄЄВА

		ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
ПЕРІОДИ	РЯДИ	a	a	a	a	a	a	a	a	a	a	b	
I	1	(H)											
II	2	Li 6,941 2s <sup>1</sup>	Be 9,012 2s <sup>2</sup>	B 10,81 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	C 12,011 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	N 14,0067 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	O 15,999 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	F 18,998 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	Ne 20,179 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	He 4,0026 2s <sup>2</sup>			
III	3	Na 22,990 3s <sup>1</sup>	Mg 24,305 3s <sup>2</sup>	Al 26,981 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	Si 28,086 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	P 30,973 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	S 32,06 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	Cl 35,453 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	Ar 39,948 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	Neon			
IV	4	K 39,098 4s <sup>1</sup>	Ca 40,08 4s <sup>2</sup>	Sc 44,956 3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	Ti 47,90 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	V 50,941 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	Cr 51,996 3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	Mn 54,938 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	Fe 55,847 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	Co 58,933 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	Ni 58,70 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>		
V	5	Cu 63,546 4s <sup>1</sup>	Zn 65,38 4s <sup>2</sup>	Ga 69,72 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	Ge 72,59 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	As 74,921 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	Se 78,96 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	Br 79,904 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	Kr 83,80 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	Ru 101,07 4d <sup>8</sup>	Rh 106,4 4d <sup>9</sup>	Pd 106,4 4d <sup>10</sup>	
	6	Rb 85,468 5s <sup>1</sup>	Sr 87,62 5s <sup>2</sup>	Y 88,906 4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup>	Zr 91,22 4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>	Nb 92,906 4d <sup>4</sup> 5s <sup>1</sup>	Mo 95,94 4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	Tc 98,906 4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	Ru 101,07 4d <sup>8</sup>	Rh 106,4 4d <sup>9</sup>	Pd 106,4 4d <sup>10</sup>		
VI	7	Ag 107,868 5s <sup>1</sup>	Cd 112,40 5s <sup>2</sup>	In 114,82 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	Sn 118,69 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	Sb 121,75 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	Te 127,60 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>	I 126,904 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>	Xe 131,30 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>	Ru 101,07 4d <sup>8</sup>	Rh 106,4 4d <sup>9</sup>	Pd 106,4 4d <sup>10</sup>	
	8	Cs 132,905 6s <sup>1</sup>	Ba 137,34 6s <sup>2</sup>	La 138,905 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	Hf 178,49 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>	Ta 180,948 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	W 183,85 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>	Re 186,207 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	Os 190,2 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	Ir 192,22 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	Pt 195,09 5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup>		
VII	9	Au 196,967 6s <sup>1</sup>	Hg 200,59 6s <sup>2</sup>	Tl 204,37 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>	Pb 207,2 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>	Bi 208,980 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	Po 209 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>	At 210 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>	Rn 222 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>				
	10	Fr [223] 7s <sup>1</sup>	Ra 226,025 7s <sup>2</sup>	Ac 227 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	Rf 104 [261] 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	Db 105 [262] 6d <sup>3</sup> 7s <sup>2</sup>	Sg 106 [263] 6d <sup>4</sup> 7s <sup>2</sup>	Bh 107 [262] 6d <sup>5</sup> 7s <sup>2</sup>	Hn 108 [265] 6d <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>	Mt 109 [266] 6d <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	Ds 110 [271] 6d <sup>8</sup> 7s <sup>2</sup>	Ds 110 [271] 6d <sup>8</sup> 7s <sup>2</sup>	
ВИЩІ ОКСИДИ		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>				
ЛЕГКІ СПОЛУКИ ПІДРОЗУ			RH <sub>4</sub>		RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR					

\* Лантаноїди

58 Ce 140,12 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	59 Pr 140,908 4f <sup>6</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	60 Nd 144,24 4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	61 Pm	62 Sm 150,4 4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	63 Eu 151,96 4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	64 Gd 157,25 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	65 Tb 158,925 4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	66 Dy 162,50 4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>	67 Ho 164,93 4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>	68 Er 167,26 4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	69 Tm 168,93 4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	70 Yb 173,04 4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>	71 Lu 174,97 4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
Церій		Неодим		Європій		Гадоліній		Диспрозій		Тербій		Лютецій	

\*\* Актиноїди

90 Th 232,038 5f <sup>14</sup> 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	91 Pa 231 5f <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	92 U 238,029 5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	93 Np 237 5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	94 Pu 244 5f <sup>6</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	95 Am 243 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	96 Cm 247 5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	97 Bk 247 5f <sup>7</sup> 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	98 Cf 251 5f <sup>10</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	99 Es 254 5f <sup>11</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	100 Fm 257 5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	101 Md 258 5f <sup>14</sup> 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	102 No 259 5f <sup>14</sup> 6d <sup>3</sup> 7s <sup>2</sup>	103 Lr 262 5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Торій		Нептуній		Плутоній		Америцій		Кюріум		Фермій		Лавренцій	

© 2010 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry

This periodic table is dated 19 February 2010



## Хімічні елементи й утворені ними прості речовини

Назва хімічного елемента	Назва простої речовини	Формула простої речовини	Агрегатний стан за звичайних умов	Метал чи неметал
Алюміній	алюміній	Al	твердий	метал
Аргентум	срібло	Ag	твердий	метал
Арсен	арсен	As	твердий	неметал
Аурум	золото	Au	твердий	метал
Барій	барій	Ba	твердий	метал
Бор	бор	B	твердий	неметал
Бром	бром	Br <sub>2</sub>	твердий	неметал
Гідроген	водень	H <sub>2</sub>	газоподібний	неметал
Йод	йод	I <sub>2</sub>	твердий	неметал
Калій	калій	K	твердий	метал
Кальцій	кальцій	Ca	твердий	метал
Карбон	алмаз	C	твердий	неметал
	графіт	C	твердий	неметал
Купрум	мідь	Cu	твердий	метал
Магній	магній	Mg	твердий	метал
Манган	манган	Mn	твердий	метал
Меркурій	ртуть	Hg	рідкий	метал
Натрій	натрій	Na	твердий	метал
Нітроген	азот	N <sub>2</sub>	газоподібний	неметал
Окисен	кисень	O <sub>2</sub>	газоподібний	неметал
	озон	O <sub>3</sub>	газоподібний	неметал
Плюмбум	свинець	Pb	твердий	метал
Силіцій	силіцій	Si	твердий	неметал
Станум	олово	Sn	твердий	метал
Сульфур	сірка	S <sub>8</sub>	твердий	неметал
Ферум	залізо	Fe	твердий	метал
Фосфор	фосфор	P <sub>4</sub>	твердий	неметал
Флуор	фтор	F <sub>2</sub>	газоподібний	неметал
Хлор	хлор	Cl <sub>2</sub>	газоподібний	неметал
Цинк	цинк	Zn	твердий	метал

## Розчинність солей, кислот і лугів у воді

Іони	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>		р	р	р	р	-	р	м	м	н	н	н	н	н	н	-	н	н	н	н
F <sup>-</sup>	р	р	м	р	р	р	м	н	м	р	м	р	р	м	р	-	м	н	м	м
Cl <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р
Br <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	м	р	м	р	р	р	р
I <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	н	-	м	р	-	р	р
S <sup>2-</sup>	р	р	р	р	р	н	-	-	-	н	н	н	н	н	н	н	н	-	-	-
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	р	н	м	м	м	м	м	н	-	м	-	-	м	-	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	р	м	н	м	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	-	-	н	-	-	н	-	-	-
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	н	-	р	р	р	-	н	н	н	н	н	н	-	н	-	-	н	-	-	-
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	р	р	м	р	р	н	н	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	р	р	р	р	р	-	р

р – розчинна (більше 1 г на 100 г води); н – нерозчинна (менше 0,001 г на 100 г води); м – малорозчинна (від 1 г до 0,001 г на 100 г води); "-" – речовина розкладається водою або не існує

## Ряд активності металів / електрохімічний ряд напруги

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

активність металів зменшується →

## Зміст

Вступ.....	3
Тема 1. Основні поняття, терміни та закони хімії.....	4
Тема 2. Будова атома.....	14
Тема 3. Агрегатний стан речовин.....	27
Тема 4. Закономірності хімічної взаємодії.....	30
Тема 5. Хімічна кінетика.....	35
Тема 6. Хімічна рівновага.....	47
Тема 7. Поняття про розчини.....	54
Тема 8. Дисоціація води та гідроліз солей.....	65
Тема 9. Окисно-відновні реакції.....	79
Тема 10. Електрохімічні процеси.....	87
Тема 11. Комплексні сполуки та координаційний зв'язок.....	96
Тема 12. Основні положення органічної хімії.....	104
Рекомендована література.....	117
Основна.....	117
Додаткова.....	117
Додатки.....	118

НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

# **ХІМІЯ**

## **Практикум для слухачів підготовчого відділення**

*Самостійне електронне текстове мережеве видання*

Укладачі: **Логвінков** Сергій Михайлович  
**Борисенко** Оксана Миколаївна  
**Михайлова** Євгенія Олександрівна  
**Попенко** Галина Степанівна

Відповідальний за видання *Ю. В. Буц*

Редактор *О. В. Анацька*

Коректор *О. В. Анацька*

План 2020 р. Поз. № 73 ЕВ. Обсяг 140 с.

---

Видавець і виготовлювач – ХНЕУ ім. С. Кузнеця, 61166, м. Харків, просп. Науки, 9-А

*Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного реєстру  
ДК № 4853 від 20.02.2015 р.*