

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ**  
**ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**  
**МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА**

**МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ**

до виконання самостійної роботи  
з навчальної дисципліни

**«ХІМІЯ»**

*(для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти  
денної та заочної форм навчання зі спеціальності  
G19 – Будівництво та цивільна інженерія)*

**Харків**  
**ХНУМГ ім. О. М. Бекетова**  
**2026**

Методичні рекомендації до виконання самостійної роботи з навчальної дисципліни «Хімія» (для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної та заочної форм навчання зі спеціальності G19 – Будівництво та цивільна інженерія) / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова ; уклад. : Т. Д. Панайотова, І. С. Зайцева. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2026. – 85 с.

Укладачі: канд. хім. наук, доц. Т. Д. Панайотова,  
канд. хім. наук, доц. І. С. Зайцева

Рецензент

**О. І. Пилипенко**, кандидат технічних наук, доцент, доцент кафедри хімії та інтегрованих технологій Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

*Рекомендовано кафедрою хімії та інтегрованих технологій, протокол № 6 від 20.11.2025*

## ЗМІСТ

|                                                                        |    |
|------------------------------------------------------------------------|----|
| Вступ.....                                                             | 4  |
| Тема 1 Основні поняття та закони хімії.....                            | 4  |
| Тема 2 Будова атома. Періодичний закон Д. І. Менделєєва.....           | 16 |
| Тема 3 Хімічна кінетика й хімічна рівновага.....                       | 26 |
| Тема 4 Основні поняття термодинаміки.....                              | 32 |
| Тема 5 Розчини. Способи вираження складу розчинів.....                 | 36 |
| Тема 6 Розчини електролітів. Водневий показник. Гідроліз<br>солей..... | 43 |
| Тема 7 Окисно-відновні реакції.....                                    | 54 |
| Тема 8 Метали. Фізичні й хімічні властивості металів.....              | 60 |
| Тема 9 Електродні потенціали. Гальванічні елементи.....                | 66 |
| Тема 10 Корозія металів. Захист металів від корозії.....               | 73 |
| Список рекомендованих джерел.....                                      | 81 |
| Додаток А.....                                                         | 82 |

## ВСТУП

Самостійне вивчення дисципліни є однією з основних форм навчання студентів, а виконання контрольних завдань – його обов'язковий, підсумковий складник.

Безпосередньому виконанню роботи передуює вивчення теоретичного матеріалу з детальним розглядом прикладів вирішення типових для кожного розділу завдань. Такі приклади наведені на початку відповідного розділу цих рекомендацій. Розв'язанню задач передують короткі відомості з теоретичних питань. На цьому етапі та під час виконання завдання можна використовувати навчальні посібники з наведеного в кінці рекомендацій списку джерел. Не потрібно переходити до вивчення нових розділів курсу, доки детально не вивчений попередній.

Методичні рекомендації містять 12 розділів що охоплюють практично весь курс дисципліни, і додатки, необхідні для розв'язання задач.

Кожен студент виконує індивідуальний варіант завдання, що відповідає номеру, під яким стоїть прізвище студента у списку академічної групи. Умови завдання переписують повністю. Завдання, яке виконано не за своїм варіантом, викладач не зараховує.

## ТЕМА 1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

Основи атомно-молекулярного вчення вперше були викладені М. В. Ломоносовим. Основою цього вчення є принцип дискретності речовини: будь-яка речовина складається з окремих, дуже малих частинок. Відмінність між речовинами зумовлена відмінністю між їхніми частинками: частинки однієї речовини однакові, частинки різних речовин – різні.

Частинки речовини перебувають у безперервному русі за будь-яких умов. Для більшості речовин такими частинками є молекули.

**Молекула** – це реально існуючі частинка речовини, яка має сталий склад і здатна зберігати основні хімічні властивості цієї речовини. Молекули простих речовин складаються з атомів одного хімічного елемента, а молекули складних речовин – з атомів різних елементів.

**Атом** – це найменша, хімічно неподільна, електронейтральна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості.

До складу молекул може входити різна кількість атомів. Наприклад, молекули газів (крім інертних) переважно складаються з двох атомів, а молекули білків – із сотень тисяч атомів.

Абсолютні маси атомів і молекул дуже малі: маса атома найлегшого елемента (водню) становить  $1,67 \cdot 10^{-24}$  г, а маса атома одного з найважчих елементів – свинцю –  $3,4 \cdot 10^{-22}$  г. Зрозуміло, що такими величинами оперувати незручно, тому у розрахунках використовують не абсолютні значення мас атомів, а відносні.

**Відносна атомна маса елемента ( $Ar(X)$ )** дорівнює відношенню маси атома елемента до  $1/12$  маси атома  $^{12}\text{C}$ , яка дорівнює  $1,66 \cdot 10^{-27}$  кг і прийнята за одну атомну одиницю маси (а. о. м.):

$$Ar(X) = \frac{m(X)}{1/12 m(C)},$$

де  $m(X)$  – маса атома елемента X;

$m(C)$  – маса атома Карбону.

Наприклад, відносна атомна маса водню  $Ar(H) = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 1$  а. о. м.

**Відносна молекулярна маса речовини ( $Mr$ )** – це маса його молекули, виражена в атомних одиницях маси:

$$Mr(XY) = \frac{m(XY)}{1/12 m(C)} = Ar(X) + Ar(Y);$$

$$Mr(X_a Y_b) = \frac{m(X_a Y_b)}{1/12 m(C)} = aAr(X) + bAr(Y),$$

де  $Mr(XY)$  – відносна молекулярна маса речовини XY;

$Ar(X)$ ,  $Ar(Y)$  – відносні атомні маси елементів X і Y.

Наприклад,  $Mr(\text{H}_2\text{O}) = 2Ar(H) + Ar(O) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$ .

Кількість молекул у макроскопічних тілах надзвичайно велика, тому прийнято зазначати не абсолютну кількість атомів і молекул, а відносну. Кількість молекул або атомів у певній речовині необхідно порівнювати з кількістю атомів, що містяться у  $0,012$  кг водню. Відносну кількість атомів і молекул у речовині характеризують фізичною величиною, яку називають **кількістю речовини ( $n$ )**. Кількість речовини виражається в молях.

**Моль** – це така кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, іонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у  $0,012$  кг нукліда  $^{12}\text{C}$ .

Кількість структурних одиниць, що міститься в одному молі будь-якої речовини, називають **числом Авогадро ( $N_A$ )**. Число Авогадро становить  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль $^{-1}$ . Тоді кількість речовини можна розрахувати так:

$$n = N / N_A.$$

Крім відносної молекулярної маси  $Mr$ , у хімії широко застосовують поняття «молярна маса».

**Молярною масою ( $M$ )** називають масу речовини, взятої у кількості один моль, її виражають в грамах на моль (г/моль):

$$M = m/n.$$

Варто зауважити, що кількісно молекулярна та молярна маса однакові, але відносна молекулярна маса – безрозмірна величина, а молярна маса має розмірність грам на моль (г/моль).

**Еквівалент речовини** – це реальна або умовна частинка цієї речовини, яка в кислотно-основній реакції звільняє один іон водню або сполучається з ним, а в окисно-відновній реакції приєднує або звільняє один електрон.

Еквівалент речовини не є сталим і залежить від реакції, у якій ця речовина бере участь.

Число, яке показує, яка частка реальної частинки речовини X еквівалентна одному іону водню в певній кислотно-основній реакції, називається **фактором еквівалентності речовини X**. Фактор еквівалентності – це величина безрозмірна. У загальному вигляді фактор еквівалентності речовини X позначається символом  $f_{\text{екв}}(X)$ .

Величина  $f_{\text{екв}}(X)X$  називається **еквівалентом речовини X**, або еквівалентною формою речовини X і є загальною формою позначення всіх частинок, які реагують у кислотно-основних або окисно-відновних реакціях.

Еквівалент – безрозмірна величина. Очевидно, що фактор еквівалентності речовини в реакціях може бути рівним або меншим одиниці. Якщо фактор еквівалентності дорівнює 1, то еквівалент ідентичний частинці, що реагує.

Величину фактора еквівалентності кислот, основ, солей в обмінних реакціях у загальному вигляді можна розрахувати за такою формулою:

$$f_{\text{екв}}(X) = \frac{1}{z}, \quad (1.3)$$

де для **кислот**  $z$  – кількість атомів водню, які можуть бути заміщені в молекулі кислоти на атоми металу (основність кислоти);

для **основ**  $z$  – це кількість гідроксидних груп, які можуть бути заміщені на кислотний залишок (кислотність основи);

для **солей**  $z$  дорівнює  $q \cdot n$ , де  $q$  – заряд катіона металу,  $n$  – кількість катіонів у формулі солі.

Для визначення факторів еквівалентності окисників і відновників в **окисно-відновних реакціях** обов'язково потрібно використовувати схему електронного балансу. Число  $z$  для речовини в цьому випадку дорівнює числу прийнятих або відданих електронів молекулою речовини, атомом або іоном.

**Молярна маса речовини еквівалента** – це маса одного моля речовини еквівалента  $f_{\text{екв}}(X)X$ , що дорівнює добутку фактора еквівалентності  $f_{\text{екв}}(X)$  на молярну масу речовини X. Молярна маса речовини еквівалента має форму запису  $M(f_{\text{екв}}(X)X)$  і обчислюється за такою формулою:

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

Наприклад, молярна маса речовини еквівалента сульфатної кислоти для реакції (1.2) має таке позначення й величину:

$$\begin{aligned} M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \text{H}_2\text{SO}_4) &= f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4), \\ M(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) &= 1/2 \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

**Кількість речовини еквівалента**  $n(f_{\text{екв}}(X)X)$  – це відношення маси речовини до молярної маси його еквівалента:

$$n(f_{\text{екв}}(X)X) = \frac{m(X)}{M(f_{\text{екв}}(X)X)}. \quad (1.4)$$

Одиницею кількості речовини еквівалента є моль.

Наприклад, кількість речовини еквівалента сульфатної кислоти в реакції (1.2):  $n(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \text{H}_2\text{SO}_4) = n(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$  моль, тобто 1 моль речовини умовно складається з еквівалентів  $1/2\text{H}_2\text{SO}_4$ .

### Закони стехіометрії

Стехіометричні закони хімії належать до основних законів, оскільки на них базуються кількісні розрахунки мас і об'ємів речовин, що беруть участь у хімічних реакціях. До них належать:

**1. Закон сталості складу** (Ж. Пруст, 1797 р.): *кожна чиста речовина молекулярної будови має сталий склад, який не залежить від способу її добування*. Закон поширюється тільки на речовини молекулярної будови (дальтоніди). Речовини немоллекулярної будови (бертоліди), що мають атомну, іонну або металеву решітку, одержані за різних умов, можуть мати сталий і змінний склад.

**2. Закон збереження мас речовин** (М. В. Ломоносов, А. Л. Лавуазьє, 1789 р.): *загальна маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворюються внаслідок реакції*.

**3. Закон кратних відношень** (Дж. Дальтон, 1808 р.): *якщо два елементи, що реагують між собою, утворюють декілька сполук, то різні масові кількості одного елемента, що сполучаються з однією і тією самою масовою кількістю другого, співвідносяться між собою, як невеликі цілі числа*. Цей закон стосується лише дальтонідів, і його зручно проілюструвати на оксидах азоту:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ . Масова кількість кисню, сполученого з однаковою масовою кількістю азоту в оксидах, перебувають у співвідношенні  $1 : 2 : 3 : 4 : 5$ .

**4. Закон еквівалентів** (І. Ріхтер, 1793 р.): *хімічні елементи сполучаються один з одним, а речовини реагують і утворюються в еквівалентних кількостях*.

Під час розв'язування задач зручніше користуватись іншим формулюванням закону еквівалентів: *маси (об'єми) речовин, що реагують одна з одною, пропорційні молярним масам (об'ємам) їхніх еквівалентів*:

Наприклад, у разі взаємодії речовин А і В можна записати:

$$n(f_{\text{екв}}(A)) = n(f_{\text{екв}}(B)).$$

Тоді очевидно, що

$$\frac{m(A)}{M(f_{\text{екв}}(A)A)} = \frac{m(B)}{M(f_{\text{екв}}(B)B)}$$

або

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M(f_{\text{екв}}(A)A)}{M(f_{\text{екв}}(B)B)}. \quad (1.6)$$

Подібно до поняття молярного об'єму (22,4 л/моль) існує поняття еквівалентного об'єму  $V(f_{\text{екв}}(X)X)$ .

**Еквівалентним об'ємом** називають об'єм, який займає в цих умовах один еквівалент досліджуваної речовини. Наприклад, за н. у. еквівалентний

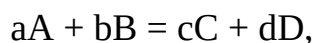
об'єм водню розраховують як  $V(1/2H_2) = V_M(H_2) \cdot f_{екв}(H_2) = 22,4 \cdot 1/2 = 11,2$  л/моль, а еквівалентний об'єм кисню дорівнює  $V(1/4O_2) = 22,4 \cdot 1/4 = 5,6$  л/моль.

Якщо одна з речовин, наприклад, В знаходиться в газоподібному стані, то закон еквівалентів набуває такого вигляду:

$$\frac{m(A)}{V(B)} = \frac{M(f_{екв}(A)A)}{V(f_{екв}(B)B)} \quad (1.7)$$

### Закони газового стану

**Закон об'ємних співвідношень (Ж. Л. Гей-Люссак, 1809):** за однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію, співвідносяться між собою і до газоподібних продуктів реакції як невеликі цілі числа. Якщо рівняння реакції між газами зобразити схемою



то закон об'ємних співвідношень записується у такий спосіб:

$$V(A) : V(B) : V(C) : V(D) = a : b : c : d,$$

де а, b, с, d – стехіометричні коефіцієнти.

**Закон Авогадро (1811 р.):** у рівних об'ємах різних газів за однакових умов (тиску і температури) міститься однакова кількість молекул.

**Наслідки закону Авогадро:**

1. За нормальних умов (н. у.) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л.

Нормальні умови (н. у.):  $P_o = 101\,325$  Па та  $T_o = 273,15$  К (0 °С).

Отже,  $V_M = 22,4$  л/моль – молярний об'єм газу за нормальних умов.

2. Співвідношення густин ( $\rho_1$  і  $\rho_2$ ) за однакових умов дорівнює співвідношенню їхніх відносних молекулярних або молярних мас:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Дійсно, відомо, що густину речовини можна обчислити за такою формулою:

$$\rho = m/V.$$

Якщо проводити обчислення для речовини кількістю 1 моль, то маса такої кількості буде дорівнювати молярній масі речовини, а її об'єм – молярному об'єму. У цьому разі формула для густини перетвориться на таку:

$$\rho = M/V_M.$$

Оскільки, згідно з законом Авогадро, молярні об'єми газів за однакових умов рівні, то для співвідношення густин двох газів одержуємо:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{M_1}{V_M}}{\frac{M_2}{V_M}} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Отже:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2} = D. \quad (1.8)$$

Відношення  $\rho_1/\rho_2$  позначається літерою  $D$  і називається відносною густиною першого газу за другим, узятим як стандартний зразок, яким зазвичай є водень, кисень або повітря:

$$D = \frac{M_1}{M_2}.$$

**Рівняння стану ідеального газу.** Ідеальним називають газ, для якого можна знехтувати розмірами молекул та силами молекулярної взаємодії. Молекули в такому газі співударяються за законом співударяння пружних куль. Газ може бути в різних станах, тобто деяка маса газу має об'єм  $V$ , тиск  $P$  і температуру  $T$ . Величини  $V$ ,  $P$ ,  $T$ , що характеризують стан газу, називаються термодинамічними параметрами.

Рівняння стану ідеального газу визначає зв'язок між параметрами системи  $P$ ,  $V$  і  $T$  для постійної маси ідеального газу: *добуток тиску цієї маси газу на об'єм, поділений на абсолютну температуру, є величиною сталою*:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}, \text{ або } \frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}, \quad (1.9)$$

де  $P_1$ ,  $V_1$ ,  $T_1$  – тиск, об'єм і температура в стані 1;

$P_2$ ,  $V_2$ ,  $T_2$  – тиск, об'єм і температура в стані 2;

$P_0$ ,  $V_0$ ,  $T_0$  – тиск, об'єм і температура за нормальних умов.

За нормальних умов ( $T_0 = 273,15 \text{ K}$ ,  $P_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$ ) один моль будь-якого газу має об'єм  $V_0 = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ . Підставивши ці дані в рівняння (1.9) отримуємо значення константи  $R$ , яка є однаковою для 1 моль будь-якого газу.

$R$  – це *універсальна газова стала*:

$$R = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \cdot 22,4 \cdot 10^{-3}}{273} = 8,31 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{K)}.$$

Отже, для одного моля газу рівняння (1.9) можна записати як  $PV = RT$ .

Це рівняння називається *рівнянням Клапейрона – Менделєєва*.

Для кількості речовини  $n$ :

$$PV = nRT, \quad (1.10)$$

а з урахуванням того, що  $n = \frac{m}{M}$ , остаточний вираз рівняння Менделєєва – Клапейрона набуває такого вигляду:

$$PV = \frac{m}{M} RT. \quad (1.11)$$

Рівняння стану ідеального газу поєднує в собі три окремі випадки (три газові закони, що описують три ізопроееси). Процеси, що відбуваються в разі сталого значення одного з параметрів стану ( $T$ ,  $V$  або  $P$ ) із певною сталою масою газу, називаються *ізопроеесами*.

**Закон Бойля – Маріотта:** за сталої температури ( $T = \text{const}$ ) об'єм заданої маси газу обернено пропорційний до тиску:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}, \text{ або } PV = \text{const}. \quad (1.12)$$

Індекси 1 і 2 відповідають двом різним умовам. Процес, що відбувається за постійної температури, називається *ізотермічним*.

**Закон Гей-Люссака:** за сталого тиску ( $P = \text{const}$ ) об'єм газу змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}, \text{ або } \frac{V}{T} = \text{const}. \quad (1.13)$$

Процес, що відбувається за постійного тиску, називається *ізобарним* (ізобаричним) процесом.

**Закон Шарля:** за сталого об'єму ( $V = \text{const}$ ) тиск газу змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}, \text{ або } \frac{P}{T} = \text{const}. \quad (1.14)$$

Процес, що відбувається за постійного об'єму, називається *ізохорним* (ізохоричним) процесом.

**Закон парціального тиску Дальтона.** У газових сумішах за невеликих тисків кожен газ поводить себе незалежно від інших. Для них велике значення має поняття парціальних тисків. *Парціальний тиск* – це тиск, який чинив би газ, якби займав весь об'єм суміші за тієї ж температури без інших газів.

Основний закон газових сумішей – **закон Дальтона:** загальний тиск газової суміші, яка складається із газів, які хімічно не взаємодіють один з одним, дорівнює сумі парціальних тисків всіх газів, що входять до неї:

$$P_{\text{заг}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n. \quad (1.15)$$

## Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** Скільки молекул  $\text{O}_2$  міститься у 48 г кисню?

| Дано:                          | Розв'язання                                                                                                                   |
|--------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $m(\text{O}_2) = 48 \text{ г}$ | 1. Розрахуємо кількість молей кисню:                                                                                          |
| $N(\text{O}_2) - ?$            | $n(\text{O}_2) = m/M = 48 \text{ г} : 32 \text{ г/моль} = 1,5 \text{ моль};$                                                  |
|                                | $M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль}.$                                                                             |
|                                | 2. Розрахуємо кількість молекул кисню:                                                                                        |
|                                | $N(\text{O}_2) = n N_A = 1,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} \cdot \text{моль}^{-1} = 9 \cdot 10^{23}.$ |
|                                | Відповідь: $N(\text{O}_2) = 9 \cdot 10^{23}$ молекул кисню.                                                                   |

**Приклад 2.** Яку масу мають 70 л азоту за н. у.?

| Дано:                          | Розв'язання                                                                                                                                   |
|--------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $V(\text{N}_2) = 70 \text{ л}$ | 1. Розрахуємо кількість молей азоту:                                                                                                          |
| $m(\text{N}_2) - ?$            | $n(\text{N}_2) = V / V_m,$<br>де $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$ – молярний об'єм;<br>$n(\text{N}_2) = V / V_m = 70 / 22,4 = 3,125 \text{ моль}.$ |
|                                | 2. Розрахуємо масу азоту:<br>$m(\text{N}_2) = n \cdot M = 3,125 \cdot 28 = 3,125 \cdot 28 = 87,5 \text{ г}.$                                  |
|                                | Відповідь: $m(\text{N}_2) = 87,5 \text{ г}.$                                                                                                  |

**Приклад 3.** Яка кількість речовини міститься в газі, якщо за температури 240 К і під тиском 200 кПа його об'єм дорівнює 40 л?

| Дано:                                            | Розв'язання                                                                                       |
|--------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $T = 240 \text{ К}$                              | Визначимо кількість речовини $n$ , що міститься в газі,                                           |
| $P = 2 \cdot 10^5 \text{ Па}$                    | використовуючи рівняння Менделєєва – Клапейрона (1.10)                                            |
| $V = 40 \text{ л} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$ | $n = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \cdot 10^5 \cdot 4 \cdot 10^{-2}}{8,31 \cdot 240} = 4 \text{ моль}.$ |
| $n - ?$                                          | Відповідь: $n = 4 \text{ моль}.$                                                                  |

**Приклад 4.** Обчисліть масу заліза, що міститься у  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  масою 320 кг.

| Дано:                                       | Розв'язання                                                                                                                                                                                                                                                                           |
|---------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 320 \text{ кг}$ | 1. Визначимо кількість речовини $n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ :                                                                                                                                                                                                                          |
| $M(\text{Fe}) - ?$                          | $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)};$<br>$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ г/моль} = 0,16 \text{ кг/моль};$<br>$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{320}{0,16} = 2 \cdot 10^3 \text{ моль}.$            |
|                                             | 2. Визначимо $n(\text{Fe})$ , що міститься в $2 \cdot 10^3 \text{ моль Fe}_2\text{O}_3$ :<br>1 моль $\text{Fe}_2\text{O}_3$ містить 2 моль Fe;<br>$2 \cdot 10^3 \text{ моль Fe}_2\text{O}_3 - x$ ;<br>$x = 4 \cdot 10^3 \text{ моль};$<br>$n(\text{Fe}) = 4 \cdot 10^3 \text{ моль}.$ |
|                                             | 3. Визначимо масу заліза $m(\text{Fe})$ , що відповідає $4 \cdot 10^3 \text{ моль Fe}$ :<br>$m(\text{Fe}) = M(\text{Fe}) \cdot n(\text{Fe}); M(\text{Fe}) = 0,056 \text{ кг/моль};$<br>$m(\text{Fe}) = 0,056 \text{ кг/моль} \cdot 4 \cdot 10^3 \text{ моль} = 224 \text{ кг}.$       |
|                                             | Відповідь: $m(\text{Fe}) = 224 \text{ кг}.$                                                                                                                                                                                                                                           |

**Приклад 5.** Під час відновлення воднем 10,17 г оксиду двовалентного металу утворилося 2,25 г води, молярна маса еквівалента якої 9,00 г/моль. Обчисліть молярні маси еквівалентів оксиду та металу й атомну масу металу. Чому дорівнює об'єм (н. у.) водню, що прореагував у реакції?

| Дано:                                                                                                                                      | Розв'язання                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                        |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $m(\text{MeO}) = 10,17 \text{ г}$<br>$m(\text{H}_2\text{O}) = 2,25 \text{ г}$<br>$M(1/2\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г/моль}$             | За законом еквівалентів речовини взаємодіють і утворюються в кількостях, що дорівнюють кількостям їхніх речовин еквівалентів.<br>1. Розрахуємо молярну масу еквівалента оксиду. Для цього скористуємося рівнянням (1.6), згідно з яким маси речовин, що реагують між собою, пропорційні їхнім молярним масам еквівалента: $\frac{m(\text{MeO})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO})}{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O})\text{H}_2\text{O})},$ |
| $M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO}) - ?$<br>$M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) - ?$<br>$A(r)\text{Me} - ?$<br>$V(\text{H}_2) - ?$ | $M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO}) = \frac{m(\text{MeO}) \cdot M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O})\text{H}_2\text{O})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{10,17 \cdot 9}{2,25} = 40,7 \text{ г/моль}.$                                                                                                                                                                                                                                                                          |

2. Для визначення молярної маси еквівалента металу використаємо таке співвідношення:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO}) = M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{екв}}(\text{O})\text{O}),$$

де  $\text{Me}$  – метал;

$\text{O}$  – Оксиген.

3. Розрахуємо молярну масу еквівалента Оксигену:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{O})\text{O}) = f_{\text{екв}}(\text{O}) \cdot M(\text{O}) = 1/2 \cdot 16 = 8 \text{ г/моль}.$$

Тоді:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) = M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO}) - M(f_{\text{екв}}(\text{O})\text{O}) = 40,7 - 8 = 32,7 \text{ г/моль}.$$

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) = M(\text{Me}) \cdot f_{\text{екв}}(\text{Me}), \quad \text{оскільки метал двовалентний,}$$

$$f_{\text{екв}}(\text{Me}) = 1/2.$$

Молярна маса металу становить:

$$M(\text{Me}) = M(f_{\text{екв}}(\text{Me})) / f_{\text{екв}}(\text{Me}) = 32,7 : 1/2 = 65,4 \text{ г/моль}.$$

Молярна маса атомів металу кількісно співпадає з відносною атомною масою та дорівнює 65,4 а. о. м. Це метал  $\text{Zn}$ .

3. Розрахуємо об'єм водню, що вступив у реакцію. Молярним об'ємом еквівалента називається об'єм, який займає за певних умов 1 моль еквівалента речовини. Наприклад, за нормальних умов молярний об'єм еквівалента водню дорівнює  $V(1/2\text{H}_2) = V(\text{H}_2) \cdot f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 22,4/2 = 11,2 \text{ л}$ .

Запишемо закон еквівалентів у такому об'ємному вираженні:

$$\frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O})\text{H}_2\text{O})} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V(1/2\text{H}_2)}.$$

Отже, об'єм водню, який вступив у реакцію:

$$V_{H_2} = \frac{m(H_2O) \cdot V(1/2H_2)}{M(f_{\text{екв}}(H_2O)H_2O)} = \frac{2,25 \cdot 11,2}{9} = 2,8, \text{ л.}$$

Відповідь:  $M(1/2Me) = 32,7$  г/моль;  $M(f_{\text{екв}}(MeO)MeO) = 40,7$  г/моль;  
 $Ar(Me) = 65,4$  а. о. м.;  $V_{H_2} = 2,8$  л.

### Завдання 1

1. Під час термічного розкладання 62,5 кг вапняку  $CaCO_3$  отримали 11,2 м<sup>3</sup> карбон(IV) оксиду (н. у.). Визначити вміст домішок (%) у вапняку.
2. Під час розкладання якої маси (г) натрієвої селітри ( $2NaNO_3 = 2NaNO_2 + O_2$ ) утвориться 0,001 моль  $NaNO_2$ ?
3. Відносна густина деякого газу за киснем становить 1,375. Визначити відносну молекулярну масу цього газу.
4. До розчину, що містить 12,6 г  $HNO_3$ , додали розчин, що містить 7,2 г  $NaOH$ . Яка речовина і в якій кількості залишиться у надлишку?
5. Яка маса кисню містить  $10^{10}$  молекул?
6. Який об'єм (л) за нормальних умов займають  $12,5 \cdot 10^{18}$  молекул хлору?
7. Розрахувати масу (г)  $3,5 \cdot 10^{24}$  молекул  $H_2SO_4$ .
8. Розрахувати об'єм 7 г карбону(II) оксиду за температури 7 °C та 10<sup>4</sup> кПа.
9. Молярна маса еквівалента металу складає 56,2 г/моль. Обчислити процентний вміст металу в його оксиді.
10. Під час розкладання якої маси (г) кальцій карбонату утвориться 4,4 дм<sup>3</sup>  $CO_2$ ?
11. Скільки атомів містить 0,1 моль кисню?
12. Газ масою 4 г за н. у. займає об'єм 2,8 л. Визначити молярну масу газу.
13. Розрахувати масу (г) газу  $NH_3$  об'ємом 12 дм<sup>3</sup> (н. у.).
14. Визначити масу 200 л хлору за температури 0 °C та 101,3 кПа.
15. Розрахувати кількість атомів сірки, що міститься у 34,2 г  $Al_2(SO_4)_3$ .
16. На нейтралізацію 1 г основи витрачено 2,14 г  $HCl$ . Обчислити молярну масу еквівалента основи.
17. Скільки моль кисню і азоту міститься в аудиторії розміром 8 м × 4 м × 5 м за температури 22 °C і 100 кПа (повітря містить 21 % кисню та 78 % азоту).
18. До 1 г  $KOH$  додали 1 г  $HNO_3$ . Яка речовина й в якій кількості залишиться не нейтралізованою?
19. Розрахувати кількість атомів кисню, у 0,5 моль  $Na_2SO_4$ .

20. До розчину, що містить 8,5 г  $\text{AgNO}_3$  додали 3,9 г  $\text{BaCl}_2$ . Яка кількість (г)  $\text{AgNO}_3$  залишиться у розчині?
21. Якою кількістю (г)  $\text{NaOH}$  можна замінити 700 г  $\text{KOH}$ ?
22. Який об'єм кисню за 21  $^\circ\text{C}$  і 104,5 кПа виділиться під час розкладання 490 г  $\text{KClO}_3$ ?
23. У закритому балоні ємністю 40 л знаходиться 77 г  $\text{CO}_2$ . Манометр, приєднаний до балона, показує тиск 106,6 кПа. Розрахувати температуру газу в балоні.
24. Скільки грамів кальцію вступило в реакцію з водою, якщо об'єм утвореного водню за температури 25  $^\circ\text{C}$  і 99,3 кПа дорівнює 480 мл?
25. Визначити об'єм кисню, що необхідний для спалювання 700 л  $\text{H}_2\text{S}$ ? Який об'єм  $\text{SO}_2$  при цьому утворюється?

## Завдання 2

Під час взаємодії металу з кислотою виділяється водень. За наведеними даними (табл. 1.1) обчисліть відсутні величини.

Таблиця 1.1 – Варіанти завдань за темою «Основні закони хімії»

| Номер<br>варіанта | Маса<br>металу<br>$m(\text{Me})$ , г | Молярна маса<br>еквівалента металу<br>$M(\frac{1}{z}\text{Me})$ , г/ моль | Маса $\text{H}_2$<br>$m(\text{H}_2)$ , г | Об'єм $\text{H}_2$<br>$V(\text{н. у.})$ , $\text{дм}^3$ |
|-------------------|--------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------|---------------------------------------------------------|
| 1                 | 0,376                                | 8,99                                                                      | –                                        | –                                                       |
| 2                 | –                                    | 28                                                                        | 0,1                                      | –                                                       |
| 3                 | 16,8                                 | –                                                                         | 0,3                                      | –                                                       |
| 4                 | –                                    | 27,9                                                                      | –                                        | 0,7                                                     |
| 5                 | 12                                   | 20,04                                                                     | –                                        | –                                                       |
| 6                 | 2,28                                 | –                                                                         | –                                        | 1,12                                                    |
| 7                 | 3,04                                 | –                                                                         | 0,252                                    | –                                                       |
| 8                 | –                                    | 12,15                                                                     | –                                        | 0,224                                                   |
| 9                 | 0,030                                | –                                                                         | –                                        | 0,032                                                   |
| 10                | 3,0                                  | –                                                                         | –                                        | 5,6                                                     |
| 11                | –                                    | 16,2                                                                      | –                                        | 0,83                                                    |
| 12                | –                                    | 32,69                                                                     | –                                        | 2,5                                                     |

Оксид металу відновлюються воднем. За наведеними даними (табл. 1.2) обчисліть молярну масу еквівалента металу, оксиду металу та величини, яких бракує.

Таблиця 1.2 – Варіанти завдань за темою «Закон еквівалентів»

| Номер<br>варіанта | Маса<br>оксиду<br>$m$ , г | Молярна маса<br>еквівалента<br>оксиду<br>$M_{екв}$ , г/ моль | Молярна маса<br>еквівалента<br>металу<br>$M_{екв}$ , г/моль | Маса $H_2$<br>$m$ , г | Об'єм $H_2$<br>$V$ (н. у.) |
|-------------------|---------------------------|--------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------|-----------------------|----------------------------|
| 13                | 18                        | —                                                            | —                                                           | 0,4                   | —                          |
| 14                | —                         | —                                                            | 59                                                          | 5                     | —                          |
| 15                | 14,4                      | —                                                            | —                                                           | 0,2                   | —                          |
| 16                | 36                        | —                                                            | —                                                           | —                     | 1,12 дм <sup>3</sup>       |
| 17                | 16                        | —                                                            | —                                                           | 0,6                   | —                          |
| 18                | —                         | 28                                                           | —                                                           | —                     | 500 см <sup>3</sup>        |
| 19                | 1,8                       | —                                                            | —                                                           | —                     | 833 см <sup>3</sup>        |
| 20                | —                         | —                                                            | 20                                                          | 25                    | —                          |
| 21                | —                         | 20                                                           | —                                                           | —                     | 10 м <sup>3</sup>          |
| 22                | —                         | —                                                            | 32                                                          | —                     | 6 дм <sup>3</sup>          |
| 23                | —                         | 40                                                           | —                                                           | 12                    | —                          |
| 24                | 12                        | —                                                            | 17                                                          | —                     | 7,9 дм <sup>3</sup>        |
| 25                | —                         | 36                                                           | —                                                           | —                     | 5 дм <sup>3</sup>          |

## ТЕМА 2

### БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

Атом складається із протонів, нейтронів і електронів. У центрі атома знаходиться позитивно заряджене ядро, що складається з протонів і нейтронів. Спільна назва протонів і нейтронів – нуклони. Ядро оточене електронною хмарою, яка займає більшу частину об'єму.

**Протон** – це позитивно заряджена частинка, маса якої дорівнює одній атомній одиниці маси (а. о. м.), а заряд умовно дорівнює +1.

**Нейтрон** – це електронейтральна частинка, маса якої дорівнює одній атомній одиниці маси.

**Електрон** – це негативно заряджена частинка, маса якої дорівнює 0,000 54 а. о. м., а заряд умовно дорівнює –1.

Ядро має позитивний заряд, який дорівнює кількості протонів. Кількість протонів у ядрі атома визначається порядковим номером елемента в періодичній системі. Атом – це електронейтральна частинка. Тому кількість протонів в атомі завжди дорівнює кількості електронів. Отже, *порядковий номер елемента вказує на заряд ядра (тобто на кількість протонів) і на кількість електронів в атомі.*

Маса атома  $A$  (інакше масове число) дорівнює сумі мас усіх частинок, які входять до складу атома. Враховуючи, що маса електронів порівняно з масою протонів і нейтронів незрівнянно мала, можна вважати, що маса атома визначається масою його протонів і нейтронів. Отже:

$$A = Z + N,$$

де  $A$  – масове число;

$Z$  – кількість протонів (порядковий номер елемента);

$N$  – кількість нейтронів.

Наприклад, Калій  $K$ : порядковий номер – 19; кількість протонів – 19; заряд ядра – +19; кількість електронів – 19 (рис. 2.1).

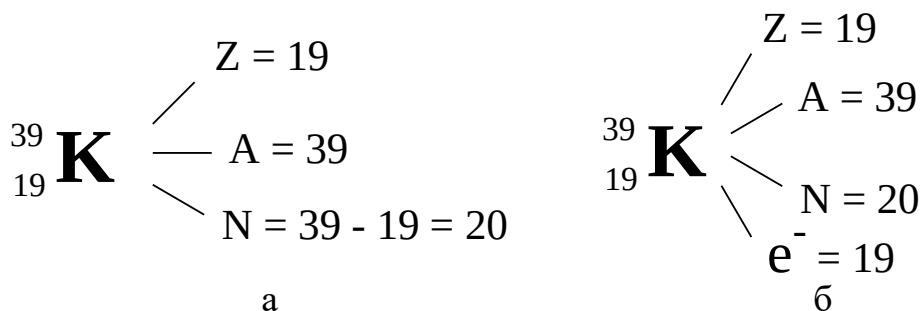


Рисунок 2.1 – Склад ядра та склад атома Калію: а – склад ядра; б – склад атома

Відомо, що кількість протонів характеризує заряд ядра та належність атому до певного хімічного елемента. Якщо атоми одного й того самого елемента мають однаковий заряд ядра (однакову кількість протонів), але різну

масу (різне масове число), їх називають **ізотопами** одного й того самого елемента (рис. 2.2).

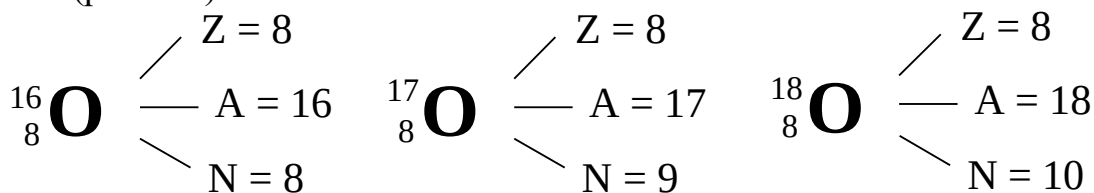


Рисунок 2.2 – Ізотопи Оксигену

Атомна маса елемента в періодичній системі дорівнює середньому арифметичному значенню мас всіх його ізоотопів з урахуванням їх поширеності в природі.

Так, природний Хлор – це суміш 77,35 % ізоотопу  $^{35}_{17}\text{Cl}$  і 22,65 % ізоотопу  $^{37}_{17}\text{Cl}$ . Тому  $Ar(\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 77,35 + 37 \cdot 22,65}{100} = 35,453$ .

Хімічні властивості всіх ізоотопів одного елемента однакові. Отже, хімічні властивості елементів залежать від заряду ядра атома, а не від його атомної маси. Заряд ядра атома – головна характеристика елемента.

**Хімічний елемент** – це сукупність атомів з однаковим зарядом ядра.

Тому **періодичний закон Менделєєва** формулюють у такий спосіб: *властивості елементів, а також утворених ними простих і складних сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їхніх атомів.*

### Будова електронної оболонки атома. Квантові числа

Електронна оболонка – це сукупність електронів в атомі.

Стан електронів в атомі можна уявити у вигляді електронної хмари з певною густиною електричного заряду в різних точках навколо ядра. Прийнято вважати, що електрон займає орбіталь (а не орбіту). Електронні хмари різних електронів знаходяться на різних відстанях від ядра й мають різну форму.

**Атомна орбіталь (АО)** – геометричне уявлення про рух електрона в атомі. Така особлива назва (не орбіта, а орбіталь) свідчить про те, що рух електрона в атомі відрізняється від класичного руху по орбіті й описується законами квантової механіки.

**Атомна орбіталь** – це простір навколо ядра атома, в якому ймовірність знаходження електрона найвища (90–95 %).

Електронну структуру та властивості електронів атома визначають квантові числа.

**1. Головне квантове число  $n$**  визначає енергію електрона в атомі й може набувати значень від 1 до  $\infty$  (тільки цілі, позитивні числа). Чим менше  $n$ , тим більше енергія взаємодії електрона з ядром (тим ближче до ядра знаходиться електрон). Електрони з однаковим значенням  $n$  утворюють енергетичний рівень. Кількість рівнів, на яких перебувають електрони, збігається з номером

періоду, у якому знаходиться елемент у періодичній системі. Номера цих рівнів позначають цифрами 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 (зрідка літерами K, L, M, N, O, P, Q).

**2. Орбітальне (побічне,) квантове число  $l$**  визначає форму орбіталі. Воно може набувати значень тільки цілих чисел від 0 до  $(n - 1)$ , де  $n$  – головне квантове число  $l = 0, 1, 2, 3... (n - 1)$ .

Крім числових, орбітальне квантове число  $l$  має і літерні позначення:

|                                                          |          |          |          |          |          |
|----------------------------------------------------------|----------|----------|----------|----------|----------|
| Числове позначення орбітального квантового числа ( $l$ ) | 0        | 1        | 2        | 3        | 4        |
| Літерне позначення                                       | <i>s</i> | <i>p</i> | <i>d</i> | <i>f</i> | <i>g</i> |

Електрони з однаковим значенням  $l$  утворюють підрівень. Підрівні позначаються літерами *s, p, d, f, ...*. Кількість енергетичних підрівнів дорівнює номеру певного енергетичного рівня, тобто значенню головного квантового числа. Так, на першому енергетичному рівні ( $n = 1$ ) є один підрівень (*s*), на другому енергетичному рівні ( $n = 2$ ) можливі тільки два підрівні (*s* і *p*), для яких  $l = 0$  (*s*-підрівень),  $l = 1$  (*p*-підрівень), на третьому ( $n = 3$ ) – три підрівні (*s, p* і *d*) тощо. Кількість енергетичних підрівнів дорівнює номеру певного енергетичного рівня, тобто значенню головного квантового числа  $n$ .

Підрівні відрізняються один від одного енергією зв'язку електрона з ядром.

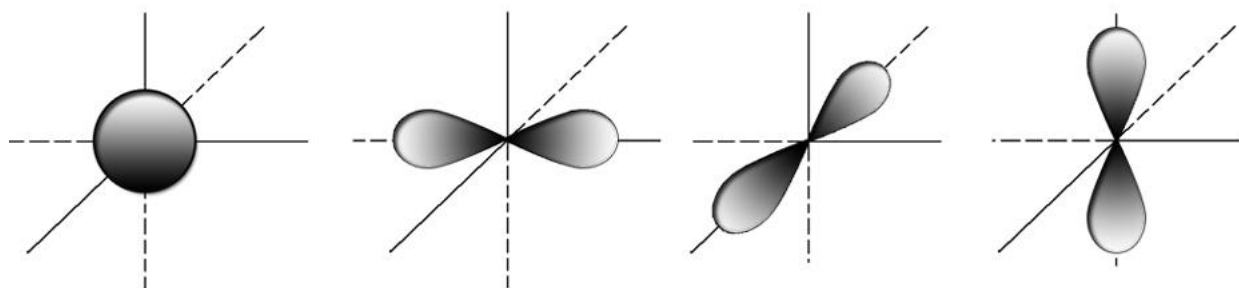
*Орбіталі одного підрівня ( $l = \text{const}$ ) мають однакову енергію та форму: s-орбіталь має сферичну форму, p-орбіталь має форму гантелі (вісімки), d-і f-орбіталі мають складніші форми.*

Позначення орбіталі містить номер енергетичного рівня й літеру, що відповідає певному підрівню: 1*s*- або 3*d*-орбіталь.

Отже, енергія електрона в атомі залежить не тільки від значення головного квантового числа  $n$ , але й від значення орбітального числа  $l$ . А це означає, що **енергія електрона в атомі визначається сумою значень головного й орбітального квантових чисел  $n + l$ .**

**3. Магнітне квантове число  $m_l$**  характеризує орієнтацію атомної орбіталі в магнітному полі й може у межах певного підрівня набувати значень цілих чисел від  $-l$  до  $+l$ , зокрема значення нуль. Тобто  $m_l$  для цього значення  $l$  буде мати  $(2l + 1)$  значень. Так, якщо  $l = 0$  (це *s*-орбіталь) можливе тільки  $m_l = 0$ . Це означає, що *s*-орбіталь має однакову орієнтацію відносно трьох осей координат (рис. 2.3, а). Якщо  $l = 1$  (*p*-орбіталь), то  $m_l$  може набувати трьох значень:  $-1, 0, +1$ .

Це означає, що можуть існувати три *p*-орбіталі ( $p_x, p_y, p_z$ ) з орієнтацією за координатними осями  $x, y, z$  (рис. 2.3, б). Якщо  $l = 2$ , то (*d*-орбіталь)  $m_l$  може набувати п'яти значень:  $-2, -1, 0, +1, +2$ . Це означає, що може існувати п'ять *d*-орбіталей тощо.



s-орбіталь

а

$p_x$ -орбіталь

$p_y$ -орбіталь

$p_z$ -орбіталь

б

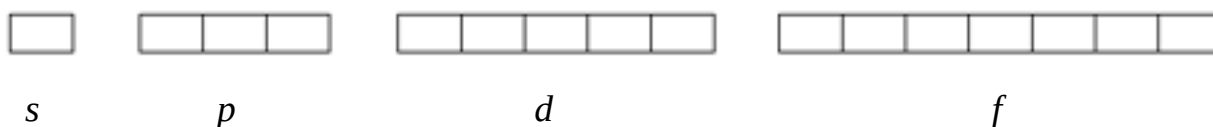
Рисунок 2.3 – Зображення атомних орбіталей: а – s-орбіталь; б – p-орбіталь

Магнітне квантове число визначає кількість значень орбіталей на підрівні, що дорівнює кількості значень  $m_\ell$  (табл. 2.1).

Таблиця 2.1 – Кількість орбіталей на підрівні

| Орбітальне квантове число ( $l$ ) | Магнітне квантове число ( $m_\ell$ ) | Число орбіталей з даним значенням ( $2l + 1$ ) |
|-----------------------------------|--------------------------------------|------------------------------------------------|
| 0 (s)                             | 0                                    | 1                                              |
| 1 (p)                             | -1, 0, +1                            | 3                                              |
| 2 (d)                             | -2, -1, 0, +1, +2                    | 5                                              |
| 3 (f)                             | -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3            | 7                                              |

Орбіталі зображують у вигляді енергетичних комірок, кількість яких на певному підрівні визначається кількістю значень магнітного квантового числа  $m_l = 2l + 1$ :



**4. Спінове квантове число  $m_s$**  може набувати тільки двох значень  $+1/2$  і  $-1/2$ . Вони відповідають двом можливим і протилежним один одному напрямкам власного магнітного моменту електрона, що називають спіном (від англ. «spin» – «веретено»). Для позначення електронів із різними спінами використовують символи:  $\uparrow$  і  $\downarrow$ .

Отже, стан електрона в атомі визначається значеннями всіх чотирьох квантових чисел, які характеризують енергію електрона, його спін, форму електронної хмари та її орієнтацію у просторі.

### Електронні й електронографічні формули

Будову електронних оболонок атомів записують із допомогою електронних формул.

**Електронна формула** – це форма запису електронної будови атома елемента з розподілом електронів за рівнями та підрівнями.

Напишемо електронну будову атома Гідрогену, при цьому скористаємося такою формою запису (рис. 2.4).

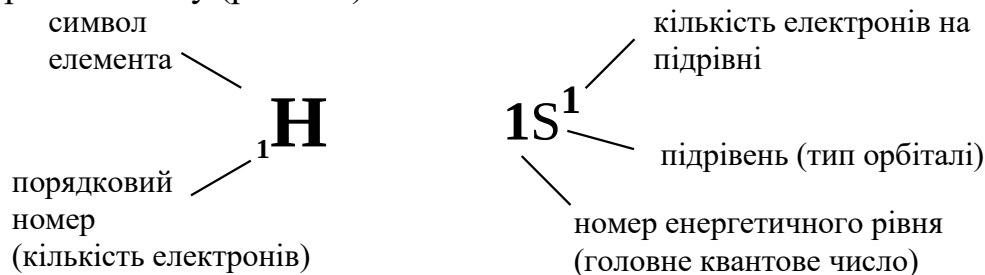


Рисунок 2.4 – Електронна будова атома Гідрогену

Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів визначається обов’язковими правилами.

**Принцип Паулі:** *в атомі не може існувати двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.* Наслідком цього правила є те, що на одній орбіталі не може перебувати понад два електрони з протилежно спрямованими спінами:

–  $\boxed{\uparrow}$  – неспарений електрон;

–  $\boxed{\uparrow\downarrow}$  – спарені електрони (з антипаралельними або протилежно спрямованими спінами).

Використовуючи принцип Паулі, можна розрахувати максимальну кількість електронів на енергетичному рівні й підрівні (табл. 2.2).

Таблиця 2.2 – Максимальна кількість електронів на енергетичному підрівні

| Підрівень | Кількість орбіталей | Максимальна кількість електронів |
|-----------|---------------------|----------------------------------|
| <i>S</i>  | 1                   | 2                                |
| <i>P</i>  | 3                   | 6                                |
| <i>D</i>  | 5                   | 10                               |
| <i>F</i>  | 7                   | 14                               |

Максимальна кількість електронів  $N$  на енергетичному рівні обчислюється за такою формулою:

$$N = 2n^2,$$

де  $n$  – головне квантове число.

**Правило Гунда:** *сумарне спінове число електронів заданого підрівня повинно бути максимальним.*

Наприклад: на  $2p$ -підрівні потрібно розмістити три електрони ( $2p^3$ ). Можливі два варіанти розміщення:

1)  $\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$  – сумарний спін дорівнює  $3/2$ , відповідає правилу Гунда;

2)  $\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\phantom{\uparrow}}$  – сумарний спін дорівнює  $1/2$ , не відповідає правилу

Гунда.

Стабільному стану електрона в атомі відповідає мінімальне значення його енергії. Будь-який інший його стан є збудженим, нестабільним, з якого електрон самовільно переходить у стан із більш низьким рівнем енергії. Тому *послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів визначається правилом найменшого запасу енергії*. За принципом мінімуму енергії першими (в основному стані атома) заповнюються електронами орбіталі з найменшим запасом енергії. Це положення уточнюється правилом Клечковського.

### Правила Клечковського:

1) заповнення електронних підрівнів зі збільшенням порядкового номера атома елемента відбувається від меншого значення суми  $(n + l)$  до більшого значення суми  $(n + l)$ ;

2) за однакових значень суми  $(n + l)$  заповнюються спочатку енергетичні підрівні з меншим значенням головного квантового числа  $n$ .

Для того, щоб написати електронну формулу атома, необхідно знати його порядковий номер у таблиці Менделєєва (він відповідає кількості електронів) і номер періоду (вказує на кількість енергетичних рівнів).

Наприклад, напишемо електронну формулу азоту (порядковий номер сім, період – другий). В атомі азоту 7 електронів знаходяться на двох енергетичних рівнях. Ми вже знаємо, що на 1-му рівні є тільки один підрівень, який називається  $s$ -підрівень, і на ньому можуть знаходитися максимально два електрони:  $1s^2$ . На 2-му рівні є два підрівні –  $s$  і  $p$ :  $2s^2p$ . На другому енергетичному рівні нам потрібно розмістити  $7 - 2 = 5$  електронів:  $2s^22p^3$ . Електронну будову атома Нітрогену можна записати з допомогою такої формули (рис. 2.5):  ${}_7\text{N} : 1s^22s^22p^3$ .

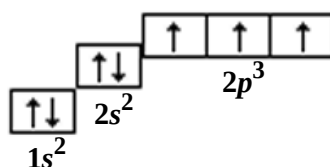


Рисунок 2.5 – Графічна електронна формула Нітрогену

У графічній електронній формулі Нітрогену три електрони на  $2p$ -підрівні розміщуємо так, щоб сумарний спін був максимальним.

Складніше заповнюються електронні оболонки атомів елементів четвертого періоду, кожен із яких має чотири енергетичних рівня. Запишемо, наприклад, електронну формулу та схему електронної структури атома Калію (рис. 2.6):

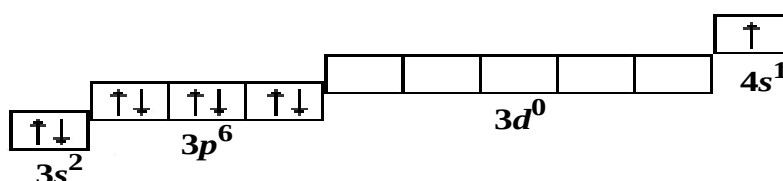
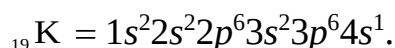


Рисунок 2.6 – Графічна електронна формула атома Калію

На третьому енергетичному рівні є три підрівні:  $s$ ,  $p$  і  $d$ , але після заповнення  $3p$ -орбіталі заповнюватися буде не  $3d$ , а  $4s$ -орбіталь. Це відбувається відповідно до правила Клечковського. Справді, для  $3d$ -підрівня ( $n = 3$ ,  $l = 2$ ), тож сума дорівнює  $(n + l) = 5$ , а для  $4s$ -підрівня  $n = 4$ ,  $l = 0$ , отже,  $n + l = 4$ . Оскільки енергія  $4s$ -підрівня менша, ніж  $3d$ -підрівня, то це означає, що  $4s$ -підрівень буде заповнюватися раніше.

З урахуванням правил Клечковського послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів атомів елементів набуде такого вигляду:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 7p.$$

**Періодична система елементів (таблиця Менделєєва)** – класифікація хімічних елементів, що дозволяє виявити залежність їхніх властивостей від кількості протонів у атомному ядрі. Спочатку система розроблена хіміком Д. І. Менделєєвим на підставі відкритого ним у 1869 році періодичного закону залежності властивостей елементів від атомної маси та є його графічним вираженням.

Періодична система складається з періодів і груп.

**Період** – це горизонтальний ряд. Усього в таблиці 7 періодів. Перший, другий і третій періоди (1, 2, 3) складаються з одного ряду й називаються малими. Четвертий, п'ятий і шостий періоди складаються із двох рядів і називаються великими. Сьомий період складається з одного ряду (незакінчений).

**Група** – це вертикальний стовпець. Усього вісім груп. Номер групи позначено римськими цифрами (I, II, III ...). Кожна група складається із двох підгруп: головної (A) і побічної (B).

У головну підгрупу (A) входять елементи малих і великих періодів.

У побічну підгрупу (B) входять елементи тільки великих періодів.

Наприклад, у першому періоді розташовані тільки два елементи: Гідроген і Гелій. У першій групі (I):

– головна підгрупа (I A): H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr;

– побічна підгрупа (I B): Cu, Ag, Au.

Розташування хімічного елемента в періодичній системі визначається будовою атома та його властивостями.

**Порядковий номер елемента** визначає заряд ядра атома й кількість електронів.

**Номер періоду** – кількість енергетичних рівнів.

**Номер групи** – кількість електронів у зовнішньому електронному шарі атома. Усього груп вісім. Кількість електронів у зовнішньому шарі всіх атомів не більше восьми.

Залежно від того, який підрівень заповнюється електронами останнім, елементи поділяють так: *s-елементи*, *p-елементи*, *d-елементи* і *f-елементи* (електронні сімейства).

Максимальна кількість електронів на *s*-орбіталі – два. Тому в кожному періоді є два *s*-елементи. Максимальна кількість електронів на *p*-орбіталі – шість. Тому в кожному періоді (крім першого й сьомого) є шість *p*-елементів. Максимальна кількість *d*-елементів – десять, *f*-елементів – чотирнадцять.

Структура періодичної системи елементів визначається електронною будовою атомів.

### Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** Ядро атома елемента має 16 протонів і 16 нейтронів.

Визначити:

- а) кількість електронів в атомі;
- б) порядковий номер елемента;
- в) атомну масу елемента.

Записати електронну формулу атома й назвати елемент.

#### Розв'язання

Оскільки кількість протонів у атомі дорівнює кількості електронів, то даний елемент містить 16 електронів.

Заряд ядра дорівнює кількості протонів у атомі й відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі. Отже, порядковий номер елемента – 16, це – сірка (S).

Відносна атомна маса елемента дорівнює сумі протонів і нейтронів:

$$Ar(S) = 16 + 16 = 32 \text{ (а. о. м.)}.$$

Електронна формула сірки:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ .

Електронну орбіталь графічно зображають у вигляді квадрата, а електрони – у вигляді стрілок. Так, записана вище електронна формула Сульфуру набуває вигляду (рис. 2.7).

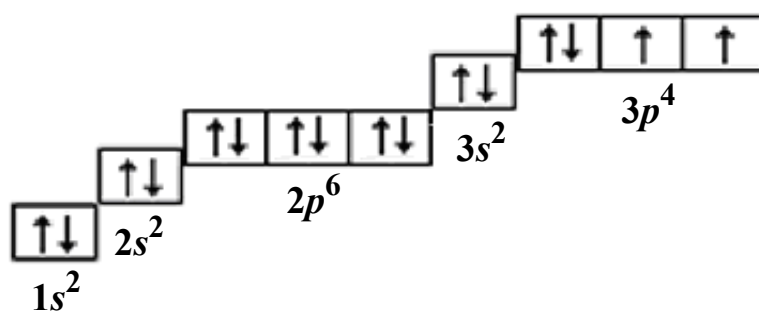


Рисунок 2.7 – Графічна електронна формула Сульфуру

**Приклад 2.** Визначити місце в періодичній системі елемента, атоми якого мають електронну структуру  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ .

#### Розв'язання

Цей елемент знаходиться у IV періоді, бо його електрони розміщені на чотирьох енергетичних рівнях. Сума електронів – 24, отже, порядковий номер

елемента теж 24. Сума електронів  $3d^5 4s^1$  дорівнює 6, що відповідає номеру групи цього елемента. Це – хром (Cr).

### Завдання 1

Для наведених у таблиці 2.3 пар елементів необхідно:

- скласти електронні й електронографічні формули;
- дати порівняльну характеристику хімічних властивостей елементів;
- визначити, до якого електронного сімейства (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) належать елементи;
- вказати, яку валентність мають ці елементи в основному і збудженому стані;
- скласти формули вищих оксидів елементів і вказати їхній характер (кислотний, основний, амфотерний).
- зазначити, який із двох елементів має більшу електронегативність.

Таблиця 2.3 – Варіанти завдань за темою «Електронна будова атомів»

| Номер<br>варіанта | Назва елемента    | Номер<br>варіанта | Назва елемента     |
|-------------------|-------------------|-------------------|--------------------|
| 1                 | 2                 | 3                 | 4                  |
| 1                 | силіцій, титан    | 14                | телур, молібден    |
| 2                 | фосфор, ванадій   | 15                | калій, мідь        |
| 3                 | хром, сірка       | 16                | срібло, йод        |
| 4                 | манган, хлор      | 17                | цирконій, германій |
| 5                 | арсен, ніобій     | 18                | арсен, ванадій     |
| 6                 | селен, молібден   | 19                | ітрій, галій       |
| 7                 | Титан, Германій   | 20                | бром, манган       |
| 8                 | рубідій, срібло   | 21                | сірка, молібден    |
| 9                 | скандій, галій    | 22                | стронцій, цинк     |
| 10                | ванадій, арсен    | 23                | йод, технецій      |
| 11                | алюміній, скандій | 24                | кальцій, цинк      |
| 12                | натрій, хлор      | 25                | селен, хром        |
| 13                | бром, технецій    | 26                | залізо, калій      |

### Завдання 2

Серед наведених електронних конфігурацій (табл. 2.4) вказати неможливі. Пояснити причину неможливості їх реалізації у незбудженому стані атома.

Таблиця 2.4 – Варіанти завдань за темою «Правила складання електронних формул»

| Номер<br>варіанта | Електронні конфігурації | Номер<br>варіанта | Електронні конфігурації |
|-------------------|-------------------------|-------------------|-------------------------|
| 1                 | 2                       | 3                 | 4                       |
| 1                 | $2d^3; 4p^2$            | 14                | $4p^2; 3f^{10}$         |
| 2                 | $4s^3; 5d^8$            | 15                | $4d^{14}; 4f^5$         |
| 3                 | $2d^1; 3d^4 4s^2$       | 16                | $4p^4; 3s^3$            |
| 4                 | $2p^2 3s^1; 3d^3$       | 17                | $3p^5; 1d^3$            |
| 5                 | $4f^{11}; 3p^8$         | 18                | $2d^5; 3s^2$            |
| 6                 | $4p^3; 2f^1$            | 19                | $5p^4 6s^1; 4f^{14}$    |
| 7                 | $4s^1; 4p^7$            | 20                | $4s^4; 3d^8$            |
| 8                 | $3d^{12}; 5p^6$         | 21                | $3p^5; 3f^5$            |
| 9                 | $1p^3; 3d^3$            | 22                | $3d^{10}; 4p^8$         |
| 10                | $1d^2; 4p^5$            | 23                | $3d^{11}; 4f^{12}$      |
| 11                | $3p^6; 3s^0 3p^1$       | 24                | $2f^{13}; 3p^3$         |
| 12                | $2p^4; 3d^{10} 4s^0$    | 25                | $2p^6; 2d^4$            |
| 13                | $3f^3; 2p^5$            | 26                | $3s^3; 3p^3$            |

### Завдання 3

Зазначити, у яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи містяться елементи, якщо відома будова зовнішніх електронних оболонок атомів (табл. 2.5). Навести назви елементів, вказати кількість протонів, електронів і нейтронів в атомах.

Таблиця 2.5 – Варіанти завдань за темою «Будова атома та періодична система хімічних елементів»

| Номер<br>варіанта | Будова зовнішніх<br>електронних оболонок | Номер<br>варіанта | Будова зовнішніх<br>електронних оболонок |
|-------------------|------------------------------------------|-------------------|------------------------------------------|
| 1                 | 2                                        | 3                 | 4                                        |
| 1                 | $2p^6 3s^2; 4s^2 4p^5$                   | 14                | $6s^2 6p^3; 3d^{10} 4s^1$                |
| 2                 | $3d^{10} 4s^2; 6s^2 6p^1$                | 15                | $2p^6 3s^2; 3d^6 4s^2$                   |
| 3                 | $3d^6 4s^2; 5p^6 6s^1$                   | 16                | $4p^6 5s^1; 5d^1 6s^2$                   |
| 4                 | $3s^2 3p^2; 2p^6 3s^1$                   | 17                | $6d^2 7s^2; 4d^8 5s^1$                   |
| 5                 | $4d^5 5s^2; 4s^2 4p^6$                   | 18                | $5d^3 6s^2; 6p^6 7s^2$                   |
| 6                 | $5d^2 6s^2; 3p^6 4s^2$                   | 19                | $4s^2 4p^4; 3d^7 4s^2$                   |
| 7                 | $5p^6 6s^2; 6s^2 6p^2$                   | 20                | $3d^8 4s^2; 5s^2 5p^3$                   |
| 8                 | $5d^4 6s^2; 4d^{10} 5s^2$                | 21                | $5p^6 6s^1; 5d^5 6s^2$                   |
| 9                 | $6s^2 6p^5; 2s^2 2p^4$                   | 22                | $5s^2 5p^2; 6p^6 7s^2$                   |
| 10                | $3p^6 4s^1; 5d^5 6s^2$                   | 23                | $3s^2 3p^3; 5s^2 5p^6$                   |
| 11                | $5s^2 5p^5; 5d^7 6s^2$                   | 24                | $5d^2 6s^2; 1s^2 2s^2$                   |
| 12                | $4p^6 5s^2; 3d^4 4s^2$                   | 25                | $5s^2 5p^1; 4d^2 5s^2$                   |
| 13                | $3s^2 3p^5; 1s^2 2s^1$                   | 26                | $3s^2 3p^4; 6s^2 6p^1$                   |

## Завдання 4

Написати електронні формули таких іонів (табл. 2.6).

Таблиця 2.6 – Варіанти завдань за темою «Електронна будова іонів»

| Номер варіанта | Будова зовнішніх електронних оболонок | Номер варіанта | Будова зовнішніх електронних оболонок |
|----------------|---------------------------------------|----------------|---------------------------------------|
| 1              | 2                                     | 3              | 4                                     |
| 1              | Mg <sup>2+</sup> , I <sup>-</sup>     | 14             | Ca <sup>2+</sup> ; Te <sup>2-</sup>   |
| 2              | Fe <sup>2+</sup> , O <sup>2-</sup>    | 15             | Mo <sup>2+</sup> , F <sup>-</sup>     |
| 3              | Ca <sup>2+</sup> , S <sup>2-</sup>    | 16             | P <sup>3-</sup> , Be <sup>2+</sup>    |
| 4              | Mn <sup>2+</sup> , Br <sup>-</sup>    | 17             | Sc <sup>3+</sup> , Cl <sup>-</sup>    |
| 5              | Fe <sup>3+</sup> , N <sup>3-</sup>    | 18             | Li <sup>+</sup> , F <sup>-</sup>      |
| 6              | Cu <sup>2+</sup> , F <sup>-</sup>     | 19             | Cr <sup>3+</sup> , Br <sup>-</sup>    |
| 7              | Ba <sup>2+</sup> , Cl <sup>-</sup>    | 20             | Al <sup>3+</sup> , S <sup>2-</sup>    |
| 8              | Cr <sup>3+</sup> , P <sup>3-</sup>    | 21             | H <sup>+</sup> , Te <sup>2-</sup>     |
| 9              | Pb <sup>2+</sup> , I <sup>-</sup>     | 22             | Co <sup>2+</sup> , P <sup>3-</sup>    |
| 10             | Sn <sup>2+</sup> , O <sup>2-</sup>    | 23             | Cl <sup>-</sup> , Al <sup>3+</sup>    |
| 11             | Mg <sup>2+</sup> , Cl <sup>-</sup> ;  | 24             | Br <sup>-</sup> ; Bi <sup>3+</sup>    |
| 12             | N <sup>3-</sup> , Na <sup>+</sup>     | 25             | O <sup>2-</sup> , Ca <sup>2+</sup>    |
| 13             | Al <sup>3+</sup> , S <sup>2-</sup> ;  | 26             | Fe <sup>3+</sup> , S <sup>2-</sup>    |

## ТЕМА 3

### ХІМІЧНА КІНЕТИКА Й ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Розділ хімії, що вивчає швидкість перебігу хімічних реакцій, називається **хімічною кінетикою**.

Хімічна кінетика вивчає як гомогенні, так і гетерогенні реакції.

Гомогенні реакції відбуваються в однорідному середовищі (гомогенній системі) в усьому об'ємі системи.

Гетерогенні реакції відбуваються в неоднорідному середовищі (гетерогенній системі) – між речовинами, які перебувають у різних фазах. Хімічна взаємодія у цьому разі відбувається на межі розподілу фаз.

Швидкість реакції характеризується зміною молярної концентрації будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу.

Для гомогенної реакції формулу можна записати так:

$$V = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau} \text{ [моль/(л·с)]},$$

де V – швидкість реакції;

c<sub>1</sub> і c<sub>2</sub> – молярні концентрації однієї з реагуючих речовин у різні моменти часу τ<sub>1</sub> і τ<sub>2</sub> відповідно.

Знаки «+» і «-» вказують, за якою з речовин визначають швидкість реакції: якщо за вихідною, то ставлять знак «-» (концентрація вихідних речовин під час перебігу реакції зменшується, Δc < 0, проте швидкість завжди величина позитивна), якщо за кінцевою – знак «+».

Швидкість хімічної реакції залежить від природи реагуючих речовин, їхньої концентрації, температури, а також від наявності **каталізатора** (речовина, яка прискорює реакцію, а сама при цьому не змінюється), або **інгібітора** (речовина, яка сповільнює реакцію).

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин визначається за законом дії мас (закон К. М. Гульдберга і П. Вааге): *швидкість хімічної реакції за сталої температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.*

Для реакції  $aA + bB \rightarrow cC + dD$  закон дії мас можна записати так:

$$V = k[A]^a[B]^b,$$

де  $[A]$  та  $[B]$  – молярні концентрації речовин А та В;

$a$  і  $b$  – стехіометричні коефіцієнти;

$k$  – коефіцієнт пропорційності, що називають константою швидкості реакції.

Для гетерогенних реакцій у вираз швидкості концентрація твердих речовин не входить.

Наприклад, для реакції  $C_{(тв)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$  швидкість реакції записується як:

$$V = k[O_2].$$

Константа швидкості ( $k$ ) реакції відповідає швидкості реакції за концентрацій реагуючих речовин, що дорівнюють 1 моль/л.

Із підвищенням температури швидкість хімічних реакцій здебільшого зростає. Згідно з правилом Вант-Гоффа: у разі підвищення температури системи на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій зростає в 2–4 рази, або математично:

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

де  $V_{t_2}$  та  $V_{t_1}$  – швидкості реакції відповідно за початкової  $t_1$  і кінцевої  $t_2$  температур;

$\gamma$  – температурний коефіцієнт швидкості реакції, кількісне значення якого може бути цілим або дробовим.

**Хімічна рівновага в оборотних реакціях. Оборотної реакції відбуваються як у прямому, так і в зворотному напрямку:**

1)  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  (оборотна реакція);

2)  $aA + bB \rightarrow cC + dD$  (пряма реакція);

3)  $cC + dD \rightarrow aA + bB$  (зворотна реакція);

4)  $V_{пр} = k_{пр}[A]^a[B]^b$ ;  $V_{зв} = k_{зв}[C]^c[D]^d$ .

**Хімічна рівновага** – це такий стан системи, за якого швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими ( $V_{пр} = V_{зв}$ ). Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її константа.

Для оборотної реакції

$$K = \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{зв}}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b},$$

де  $K$  – константа хімічної рівноваги;

$[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$ ,  $[D]$  – рівноважні концентрації (концентрації, що встановлюються в стані хімічної рівноваги) компонентів.

Для гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі.

Константа хімічної рівноваги визначає глибину перебігу процесу в момент досягнення стану рівноваги.

Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги визначається за правилом, яке було назване **принципом Ле Шательє**: *якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, подіяти ззовні, то в системі відбудуватимуться зміни, які послаблюють цю дію*.

На стан хімічної рівноваги впливають такі чинники: концентрація реагуючих речовин, температура, тиск (тільки для газових систем).

**Вплив концентрації на стан рівноваги.** За принципом Ле Шательє, додавання до системи однієї з вихідних речовин спричиняє зміщення рівноваги у бік утворення продуктів реакції, тобто вправо ( $V_{\text{пр.}} > V_{\text{зв.}}$ ). Додавання продуктів реакції зміщує рівновагу у бік утворення вихідних речовин, тобто вліво ( $V_{\text{зв.}} > V_{\text{пр.}}$ ).

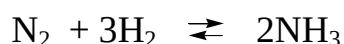
**Вплив температури на стан рівноваги.** За принципом Ле Шательє, під час нагрівання системи, що перебуває у стані рівноваги, остання зміщується у бік того з двох протилежно спрямованих процесів, який супроводжується поглинанням теплоти (у бік **ендотермічної реакції**). Охолодження сприяє зміщенню рівноваги у бік реакції, яка супроводжується виділенням теплоти (**екзотермічна реакція**):

1)  $A + B \rightarrow C; +Q (-\Delta H)$  – екзотермічна реакція;

2)  $A + B \rightarrow C; -Q (+\Delta H)$  – ендотермічна реакція

**Вплив тиску на стан рівноваги.** Тиск впливає на стан рівноваги тільки у газових системах, якщо реакція відбувається зі зміною об'ємів реагуючих речовин у газоподібному стані. Згідно з принципом Ле Шательє, підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги у напрямку процесу, який супроводжується зменшенням об'єму (зменшенням кількості молекул газів), а зниження тиску спричиняє зміщення рівноваги у протилежний бік.

Наприклад, для реакції



у разі підвищення тиску рівновага зміщується у бік зменшення кількості молекул газів, тобто в бік прямої реакції.

### Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** Реакція перебігає за рівнянням  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ . Константа швидкості цієї реакції за температури  $500^\circ\text{C}$  дорівнює 0,18. Вихідні концентрації реагуючих речовин були:  $[\text{NO}]_0 = 0,12$  моль/л і  $[\text{O}_2]_0 = 0,27$  моль/л. Обчисліть початкову швидкість реакції та її швидкість, коли прореагувало 40 % NO.

#### Розв'язання

Згідно з основним законом хімічної кінетики вихідна швидкість прямої реакції дорівнює

$$V_0 = k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]_0 = 0,18 \cdot 0,12^2 \cdot 0,27 = 7 \cdot 10^{-4} \text{ моль(л}\cdot\text{с)}^{-1},$$

де  $k$  – константа швидкості реакції.

На момент, коли прореагувало 40 % NO, зменшення концентрації NO становить  $0,12 \cdot 0,4 = 0,048$  моль/л, а концентрації  $\text{O}_2$ , відповідно до стехіометрії – 0,024 моль/л. Отже, поточні концентрації реагентів дорівнюють:

$$[\text{NO}] = [\text{NO}]_0 - 0,048 = 0,12 - 0,048 = 0,072 \text{ моль/л};$$

$$[\text{O}_2] = [\text{O}_2]_0 - 0,024 = 0,27 - 0,024 = 0,246 \text{ моль/л}.$$

Тоді поточна швидкість реакції становить:

$$V = k[\text{NO}]^2 [\text{O}_2] = 0,18 \cdot 0,072^2 \cdot 0,246 = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль(л}\cdot\text{с)}^{-1}.$$

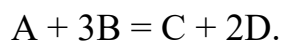
**Приклад 2.** Швидкість гомогенної реакції за температури  $10^\circ\text{C}$  дорівнює  $2,36 \cdot 10^{-2}$  моль(л·с)<sup>-1</sup>. Визначте швидкість цієї реакції за температури  $60^\circ\text{C}$ , якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,3.

#### Розв'язання

Відповідно до емпіричного правила Вант-Гоффа швидкість реакції за температури  $60^\circ\text{C}$  становить:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10} = 2,36 \cdot 10^{-2} \cdot 2,3^{(60 - 10)/10} = 1,52 \text{ моль(л}\cdot\text{с)}^{-1}.$$

**Приклад 3.** Гомогенна реакція відбувається за рівнянням



Рівноважні концентрації реагентів:  $[\text{A}] = 0,31$  моль/л;  $[\text{B}] = 0,16$  моль/л;  $[\text{C}] = 0,22$  моль/л. Константа рівноваги дорівнює 33,51. Визначте рівноважну концентрацію реагенту D, а також вихідні концентрації реагентів A і B.

## Розв'язання

За законом діючих мас Гульдберга – Вааге константа хімічної рівноваги цієї реакції дорівнює:

$$K_p = \frac{[C] \cdot [D]^2}{[A] \cdot [B]^3}.$$

Рівноважна концентрація реагенту D дорівнює:

$$[D] = \sqrt{\frac{K_p [A][B]^3}{[C]}} = \sqrt{\frac{33,51 \cdot 0,31 \cdot 0,16^3}{0,22}} = 0,44 \text{ моль/л.}$$

Відповідно до стехіометрії рівняння реакції зменшення концентрації реагенту A в процесі реакції дорівнює 0,22 моль/л, а зменшення концентрації реагенту B – 0,66 моль/л. Отже, вихідні концентрації цих реагентів:

$$[A]_0 = [A] + 0,22 = 0,31 + 0,22 = 0,53 \text{ моль/л,}$$

$$[B]_0 = [B] + 0,66 = 0,16 + 0,66 = 0,82 \text{ моль/л.}$$

## Завдання для виконання

1. У скільки разів треба підвищити тиск у газовій суміші, щоб швидкість реакції  $2A + B = C$  збільшилася у 8 разів?

2. Під час нагрівання  $NO_2$  у закритій посудині до певної температури рівновага реакції  $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$  встановилася за таких концентрацій:  $[NO_2] = 0,06$  моль/л,  $[NO] = 0,24$  моль/л,  $[O_2] = 0,12$  моль /л. Знайти константу рівноваги за цієї температури й вихідну концентрацію  $NO_2$ .

3. Зазначити, якими змінами концентрацій реагуючих речовин можна зсунути вправо рівновагу реакції  $CO_2 + C \rightleftharpoons 2CO$ ? Яким тепловим ефектом супроводжується утворення CO у цій реакції, якщо підвищення температури зміщує рівновагу вправо?

4. Як зміниться швидкість реакції  $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}$ , якщо:

- а) збільшити тиск у системі в 3 рази;
- б) зменшити об'єм системи в 3 рази;
- в) підвищити концентрацію NO в 3 рази?

5. У скільки разів зміниться швидкість реакції  $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow A_2B_{(г)}$ , якщо:

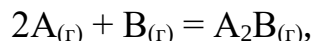
- а) концентрацію речовини A збільшити в 2 рази;
- б) концентрацію речовини A збільшити в 8 разів;
- в) концентрацію речовини B збільшити в 4 рази;
- г) концентрацію речовини A збільшити в 2 рази, а концентрацію речовини B зменшити в 2 рази?

6. Реакція  $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} = COCl_{2(г)}$  відбувається у закритій посудині місткістю 40 л. У рівноважній суміші міститься 5,6 г CO, 14,2 г  $Cl_2$  та 19,8 г  $COCl_2$ . Визначити константу рівноваги.

7. Константа рівноваги реакції  $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)}$  за температури 400 °C дорівнює 0,1 л/моль. Рівноважні концентрації водню та аміаку

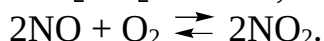
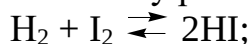
становлять 0,2 моль/л та 0,08 моль/л відповідно. Визначити вихідну концентрацію азоту, якщо перетворення відбувається у закритому реакторі.

8. У скільки разів необхідно збільшити концентрацію речовини В у системі



щоб у разі зменшення концентрації речовини А в 4 рази швидкість прямої реакції не змінилася?

9. Визначити, як зміниться швидкість прямої та зворотної реакцій у зазначених нижче рівноважних системах у разі збільшення тиску вдвічі:



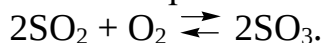
Чи вплине така зміна тиску на стан рівноваги цих систем?

10. Написати вираз для константи рівноваги такої гомогенної системи:  
 $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ . Як зміниться швидкість прямої реакції утворення аміаку, якщо:

а) збільшити концентрацію водню в 3 рази;

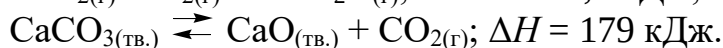
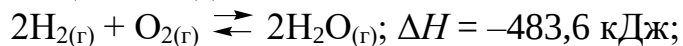
б) зменшити концентрацію азоту в 2 рази?

11. Написати вираз для константи рівноваги гомогенної системи



Як зміниться швидкість прямої реакції утворення  $SO_3$ , якщо збільшити концентрацію  $SO_2$  в 3 рази?

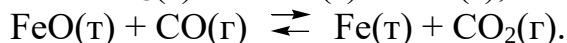
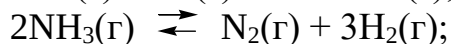
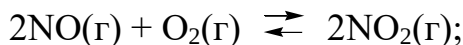
12. Як вплине на стан рівноваги реакцій *підвищення тиску і температури*, якщо реакції виглядають так:



13. Як зміниться швидкість реакції у газовій фазі в разі зміни температури від 100 °С до 70 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює трьом?

14. Як зміниться швидкість прямої реакції  $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$ , якщо концентрація  $CO = 0,3$  моль/л збільшилася до 1,2 моль/л, а концентрація  $Cl_2 = 0,2$  моль/л збільшилася до 0,6 моль/л?

15. Написати вирази для констант рівноваги кожної з наведених реакційних систем:



16. Визначити константу рівноваги реакції  $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ , якщо вихідна концентрація  $N_2O_4$  становила 0,08 моль/л, а до моменту настання рівноваги дисоціювало 50 %  $N_2O_4$ .

17. Написати вираз для константи рівноваги гомогенної системи

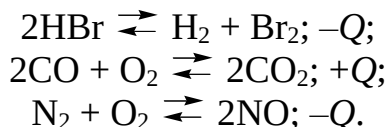


Як варто змінити температуру й тиск, щоб підвищити вихід водню? Пряма реакція утворення водню – ендотермічна.

18. Рівновага реакції  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$  встановилася за таких концентрацій реагуючих речовин:  $[\text{SO}_2] = 0,1$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,05$  моль/л,  $[\text{SO}_3] = 0,9$  моль/л. Розрахувати, як зміниться швидкість прямої й зворотної реакцій, якщо зменшити об'єм, який займають гази, вдвічі. Чи зміститься при цьому рівновага? Відповідь дати на підставі розрахунку.

19. У рівноважній системі  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$  встановилися такі концентрації:  $[\text{HI}]_{\text{рівн}} = 5,64$  моль/л;  $[\text{H}_2]_{\text{рівн}} = 5,28$  моль/л;  $[\text{I}_2]_{\text{рівн}} = 0,2$  моль/л. Визначити константу рівноваги і вихідні концентрації реагентів.

20. Як вплине підвищення тиску за незмінної температури на стан рівноваги таких систем:



У який бік змістяться рівноваги в разі підвищення температури? Написати вираз для швидкостей прямих реакцій в кожній системі.

21. Фосфор(V) хлорид дисоціює під час нагрівання за рівнянням



За певної температури з 2 моль  $\text{PCl}_5$ , що перебувають у закритій посудині об'ємом 10 л, зазнає розкладання 1,5 моль. Обчислити константу рівноваги за цієї температури.

22. Рівняння реакції має такий вигляд:  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ . Концентрації вихідних речовин:  $[\text{NO}] = 0,03$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,05$  моль/л. Як зміниться швидкість реакції, якщо збільшити концентрацію кисню до 0,10 моль/л, а концентрацію NO до 0,06 моль/л?

23. За певної температури рівновага гомогенної реакції  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$  встановилась за таких концентрацій реагентів:  $[\text{NO}] = 0,2$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,1$  моль/л;  $[\text{NO}_2] = 0,1$  моль/л. Визначити константу рівноваги та вихідні концентрації реагентів.

24. Концентрації речовин, що беруть участь у реакції  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$  дорівнюють:  $[\text{N}_2] = 0,80$  моль/л;  $[\text{H}_2] = 1,5$  моль/л;  $[\text{NH}_3] = 0,10$  моль/л. Обчислити концентрацію водню й аміаку, якщо  $[\text{N}_2] = 0,5$  моль/л.

25. Гомогенна реакція відбувається за рівнянням  $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{COCl}_2(\text{г})$ . Обчислити вихідну концентрацію хлору у системі, якщо рівноважні концентрації становлять:  $[\text{Cl}_2] = 0,3$  моль/л;  $[\text{CO}] = 0,3$  моль/л;  $[\text{COCl}_2] = 1,5$  моль/л.

## ТЕМА 4

### ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТЕРМОДИНАМІКИ

**Хімічна термодинаміка** – це наука, що вивчає перехід енергії з однієї форми в іншу; енергетичні ефекти, що супроводжують хімічні та фізичні процеси; можливість і напрямок перебігу того чи іншого процесу.

Стан системи та зміни, що відбуваються в ній, характеризують із допомогою так званих термодинамічних функцій (характеристик) – внутрішньої енергії  $U$ , ентальпії  $H$ , ентропії  $S$ , енергії Гіббса  $G$  тощо.

Для будь-якого процесу справедливий закон збереження енергії:

$$Q = \Delta U + A.$$

Це означає, що підведена до системи теплота  $Q$  у загальному випадку витрачається на зміну її внутрішньої енергії  $\Delta U$  і на виконання роботи  $A$ .

Під внутрішньою енергією системи  $U$  потрібно розуміти загальний її запас, тобто енергію поступального й обертального руху молекул, енергію внутрішньомолекулярних коливань атомів і атомних груп, енергію руху електронів в атомах, внутрішньоядерну енергію, тобто усі види енергії, окрім кінетичної та потенціальної енергії системи загалом. Під величиною  $A$  розуміють роботу, що протидіє всім силам, які діють на систему (зовнішній тиск, електричне і магнітне поля тощо).

Суму внутрішньої енергії і добутку об'єму речовини на зовнішній тиск називають **ентальпією** та позначають літерою  $H$ :

$$H = U + pV.$$

Наукове і практичне значення має зміна ентальпії  $\Delta H = H_2 - H_1$ .

Якщо при цьому виконується тільки робота розширення, і система перебуває за сталого тиску, то  $A = p(V_2 - V_1) = p\Delta V$ .

Звідси можна записати:

$$\begin{aligned}\Delta H &= \Delta U + p\Delta V, \\ Q_p &= \Delta U + p\Delta V = \Delta H,\end{aligned}$$

де  $Q_p$  – теплота, яку поглинула система за умови сталості тиску.

Зміну ентальпії під час перебігу різних процесів визначають так само, як і зміну внутрішньої енергії, тільки визначення проводять за умови сталості тиску. Так, під час нагрівання речовини

$$\Delta U = Q_v = nC_v\Delta T \text{ і } \Delta H = Q_p = nC_p\Delta T,$$

де  $n$  – кількість моль речовини, моль;

$C_v$  – мольна теплоємність речовини за умови сталості об'єму, Дж/(моль · К);

$C_p$  – мольна теплоємність речовини за умови сталості тиску Дж/(моль · К).

Зміна ентальпії у хімічних реакціях відповідає взятій із протилежним знаком величині теплового ефекту реакції, що відбувається за умов сталості температури й тиску.

Розділ хімічної термодинаміки, який розглядає дослідження теплових ефектів, називається **термохімією**.

Основою термохімічних розрахунків є **закон Гесса**: *тепловий ефект реакції не залежить від проміжних стадій, а визначається тільки початковим і кінцевим станом системи.*

У термохімії процеси записують із допомогою **термохімічних рівнянь**, що на відміну від хімічних рівнянь доповнені вказівками про агрегатні стани речовин і даними про тепловий ефект реакції  $\Delta H$ . Якщо  $\Delta H > 0$  ( $Q < 0$ ), то теплота поглинається і реакція – **ендотермічна**. Якщо  $\Delta H < 0$  ( $Q > 0$ ), то теплота виділяється і реакція – **екзотермічна**.

Тепловий ефект реакції, розрахований відносно одного моля сполуки за температури 298,15 К (25 °С) і тиску 101 325 Па (1 атм), називають **стандартним тепловим ефектом**  $\Delta H_{298}^0$ .

Стандартна теплота утворення  $\Delta H_{f,298}^0$  (f – formation) хімічної сполуки – це зміна ентальпії (тепловий ефект) у процесі утворення одного моля цієї сполуки за стандартних умов. Стандартні теплоти утворення відомі для багатьох речовин.

Із допомогою стандартних теплот утворення можна визначити тепловий ефект реакції. За стандартних умов згідно з наслідком із закону Гесса: **тепловий ефект реакції** дорівнює різниці між алгебраїчною сумою теплот утворення продуктів реакції, помножених на стехіометричні коефіцієнти, та алгебраїчною сумою теплот утворення вихідних речовин, помножених на стехіометричні коефіцієнти:

$$\Delta H_{298}^0 = \sum_i n_i \Delta H_{f,298,i}^0 (\text{продукти}) - \sum_i n_i \Delta H_{f,298,i}^0 (\text{вихідні реч.}),$$

де  $n_i$  – стехіометричні коефіцієнти рівняння реакції.

Ентропія  $S$  – це термодинамічна функція, яка є кількісною мірою невпорядкованості цієї системи. Чим більша ентропія, тим вище ступінь невпорядкованості. Зміну ентропії  $\Delta S$  у хімічних процесах за стандартних умов обчислюють аналогічно обчисленню  $\Delta H$  за законом Гесса:

$$\Delta S_{298}^0 = \sum_i n_i S_{298,i}^0 (\text{продукти}) - \sum_i n_i S_{298,i}^0 (\text{вихідні реч.}),$$

де  $S_{298}^0$  – стандартні ентропії речовин за  $T = 298,15$  К і  $p = 101\,325$  Па.

Із метою вирішення питання про можливість перебігу реакції визначають зміну енергії Гіббса. За умов  $p = \text{const}$  і  $T = \text{const}$  –  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ .

Умовою можливості самодовільного перебігу реакції у прямому напрямку є  $\Delta G_{p,T} < 0$ .

### Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** Визначити можливість самодовільного перебігу реакції  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  за стандартних умов. Записати термохімічне рівняння.

#### Розв'язання

Реакція самовільно перебігає в прямому напрямку, якщо  $\Delta G_{p,T} < 0$ .

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

За стандартних умов  $\Delta G_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 - T\Delta S_{298}^0$  ( $T = 298$  К).

$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{f,298}^0 (\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - [\Delta H_{f,298}^0 (\text{Al}_2\text{O}_3) + 3\Delta H_{f,298}^0 (\text{SO}_3)].$$

Згідно з даними таблиці (дод. А, табл. А.1) маємо:

$$\Delta H_{298}^0 = -3\,434 - (-1\,675 - 3 \cdot 395,2) = -753,3 \text{ кДж.}$$

$$\Delta S_{298}^0 = S_{298}^0(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - [S_{298}^0(\text{Al}_2\text{O}_3) + 3S_{298}^0(\text{SO}_3)] = 239,2 - (50,94 + 3 \cdot 256,23) = -580,43 \frac{\text{Дж}}{\text{К}}.$$

$$\Delta H_{298}^0 = -753,3 \text{ кДж}; \Delta S_{298}^0 = -580,43 \frac{\text{Дж}}{\text{К}} = -0,58 \frac{\text{кДж}}{\text{К}}.$$

$$\Delta G_{298}^0 = -753,3 - 298 \cdot (-0,58) = -580,46 \text{ кДж.}$$

У разі  $\Delta G_{298}^0 < 0$  можливий самодовільний перебіг реакції у прямому напрямку. Термохімічне рівняння цієї реакції має такий вигляд:



### Завдання для виконання

Для наведених нижче реакцій (табл. 4.1) обчислити зміни ентальпії, ентропії, а також енергії Гіббса. Чи можуть за стандартних умов за температури 298 К самовільно відбуватися реакції у прямому напрямку? (Значення стандартних термодинамічних величини для простих речовин і сполук наведені у табл. А1, дод. А)

Таблиця 4.1 – Варіанти завдань за темою «Основні поняття термодинаміки»

| Номер варіанта | Рівняння реакцій                                                                                      |
|----------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1              | 2                                                                                                     |
| 1              | $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$                              |
| 2              | $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_{2(\text{г})}$                                                 |
| 3              | $\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$                             |
| 4              | $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{г})}$                                      |
| 5              | $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$                                                            |
| 6              | $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$                               |
| 7              | $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$                                                            |
| 8              | $\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$                               |
| 9              | $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$                                                              |
| 10             | $4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2$                          |
| 11             | $2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}_{\text{г}} = 4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2$                           |
| 12             | $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$                                                     |
| 13             | $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_2$                          |
| 14             | $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})}$                                         |
| 15             | $\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 = \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$                          |
| 16             | $2\text{CO} + \text{SO}_2 = 1/2\text{S}_{2(\text{г})} + 2\text{CO}_2$                                 |
| 17             | $1/2\text{S}_{2(\text{г})} + 2\text{CO}_2 = \text{SO}_2 + 2\text{CO}$                                 |
| 18             | $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$                                                                 |
| 19             | $1/2\text{S}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{SO}_2 + 2\text{H}_2$            |
| 20             | $\text{CH}_3\text{CHO}_{(\text{г})} + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{г})}$        |
| 21             | $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{г})} = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ |
| 22             | $\text{C}_2\text{H}_6 = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$                                            |
| 23             | $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$                                                |
| 24             | $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$                                                              |
| 25             | $\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 = \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$                          |

## ТЕМА 5 РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ СКЛАДУ РОЗЧИНІВ

Розчин – це гомогенна система, що складається з двох або більше компонентів, вміст яких можна змінювати в певних межах без порушення однорідності. Один із компонентів називають речовиною, інший – розчинником.

Розчинність – властивість речовини розчинятися у воді або іншому розчиннику. У воді можуть розчинятися тверді речовини (сіль, цукор), рідини (спирт) і газоподібні речовини (сірководень, аміак). Розчинність виражають масою речовини, яку за заданої температури можна розчинити в 100 г розчинника або кількістю розчиненої речовини в 1 л розчину (моль/л).

У природі немає абсолютно нерозчинних речовин. Усі речовини за розчинністю у воді ділять на три групи: добре розчинні, малорозчинні, практично нерозчинні. Останні називають нерозчинними речовинами. Якщо в 100 г води розчиняється більше 1 г речовини, то таку речовину називають добре розчинною (р). Якщо в 100 г води розчиняється менше 1 г речовини – малорозчинною (м), якщо розчиняється менше 0,01 г речовини – нерозчинною (н).

Під час розчинення речовин можуть утворитися насичені, ненасичені та пересичені розчини. Розчин, у якому на 100 г розчинника доводиться маса розчиненої речовини, що дорівнює його розчинності, називається *насиченим*. Розчин, в якому на 100 г розчинника припадає розчиненої речовини менше, ніж його розчинність за заданої температури, називається *ненасиченим*. У такому розчині за таких же умов міститься менше розчиненої речовини, ніж у насиченому. Для деяких твердих речовин можливе існування пересичених розчинів. Розчин, у якому на 100 г розчинника доводиться розчиненої речовини більше, ніж його розчинність за заданої температури, називається *пересиченим*. Пересичені розчини отримують охолодженням розчинів, насичених за більш високої температури. Пересичені розчини нестійкі. Вони існують тільки в стані спокою.

Склад розчину визначає концентрація розчиненої речовини.

**Концентрація речовини в розчині** – це найважливіша характеристика будь-якого розчину. Вона визначає вміст речовини в одиниці маси або об'єму розчину (іноді розчинника).

**Позначення:**

- $X$  – розчинена речовина;
- $m(X)$  – маса речовини, г;
- $m_{\text{р-ну}}$  – маса розчину, г;
- $m(Y)$  – маса розчинника, г;
- $V_{\text{р-ну}}$  – об'єм розчину, л;
- $\rho_{\text{р-ну}}$  – густина розчину, г/см<sup>3</sup>;
- $n(X)$  – кількість речовини, моль;
- $f_{\text{екв}}(X)$  – фактор еквівалентності речовини;
- $n(f_{\text{екв}}(X)X)$  – кількість речовини еквівалента, моль;
- $M(X)$  – молярна маса речовини, г/моль;
- $M(f_{\text{екв}}(X)X)$  – молярна маса еквівалента речовини, г/моль.

ІЮПАК рекомендує використовувати кілька способів вираження кількісного складу розчинів, які ґрунтуються на сталості маси розчину, розчиненої речовини, розчинника чи об'єму розчину.

### Способи вираження кількісного складу розчинів

**Масова частка речовини в розчині ( $\omega(X)$ )** – це відношення маси розчиненої речовини  $m(X)$ , що міститься в розчині, до загальної маси цього розчину  $m_{p-ну}$ . Форма запису виглядає так:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ну}}, \text{ або } \omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ну}} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Одиниця вимірювання відносна. Допускається виражати масову частку речовини у частках одиниці або відсотках.  $\omega(X)$ , яка виражена у відсотках, називається також відсотковою концентрацією та дорівнює масі речовини в 100 г розчину.

Наприклад, масова частка речовини  $H_2SO_4$  у розчині сульфатної кислоти дорівнює 20 %. Це означає, що у розчині сульфатної кислоти масою 100 г міститься речовина  $H_2SO_4$  масою 20 г.

**Молярна або мольна частка розчиненої речовини  $X$  у розчині** – це концентрація, яка виражена відношенням кількості речовини  $X$ , що міститься у розчині, до загальної кількості речовин у розчині. Форма запису виглядає так:

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)} = \frac{m(X)/M(X)}{m(X)/M(X) + m(Y)/M(Y)},$$

де  $\chi(X)$  – молярна або мольна частка розчиненої речовини  $X$ ;

$n(X)$  – кількість розчиненої речовини  $X$ , моль;

$n(Y)$  – кількість речовини розчинника  $Y$ , моль.

Одиниця вимірювання відносна.

Допускається виражати молярну або мольну частку в таких же одиницях, як і масову частку розчиненої речовини у розчині.

**Молярна концентрація речовини  $X$  у розчині ( $c(X)$ )** визначає кількість моль розчиненої речовини, яка міститься в 1 л ( $dm^3$ ) розчину; виражається у моль/ $m^3$ , моль/ $dm^3$ , моль/л. На практиці найчастіше використовують одиниці моль/л (моль/ $dm^3$ ).

Молярна концентрація речовини  $X$  дорівнює відношенню кількості речовини  $n(X)$ , що міститься в розчині, до об'єму цього розчину ( $V_{p-ну}$ ):

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{p-ну}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{p-ну}}, \text{ моль/л}.$$

Наприклад, молярна концентрація речовини натрій хлориду ( $NaCl$ ) у розчині записується так:

$$c(NaCl) = \frac{n(NaCl)}{V_{p-ну}} = \frac{m(NaCl)}{M(X) \cdot V_{p-ну}}, \text{ моль/}dm^3.$$

Розчин, в одному літрі якого міститься один моль розчиненої речовини, називається одномолярним і позначається як 1 М. Розчин з молярною

концентрацією речовини 0,1 моль/л називається децимолярним і позначається як 0,1 М. Наприклад:

- 1 М (NaOH) – одномолярний розчин натрій гідроксиду;
- 0,1 М (NaOH) – децимолярний розчин натрій гідроксиду;
- 0,01 М (NaOH) – сантимольярний розчин натрій гідроксиду;
- 0,001 М (NaOH) – мілімолярний розчин натрій гідроксиду.

Для позначення молярної концентрації речовини іноді використовують квадратні дужки, в яких записується формула відповідної речовини. Наприклад:  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,01$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,1$  моль/л.

**Молярна концентрація еквівалента у розчині або нормальна концентрація** ( $c\left(\frac{1}{z}X\right)$ ) визначає кількість моль еквівалентів речовини, що міститься в 1 л (1 дм<sup>3</sup>) розчину, виражається у моль/л, моль/дм<sup>3</sup>. Дорівнює відношенню кількості моль еквівалентів  $n\left(\frac{1}{z}X\right)$  речовини, що міститься у розчині, до об'єму цього розчину ( $V_{\text{р-ну}}$ ):

$$c\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z}X\right)}{V_{\text{р-ну}}}, \text{ моль/дм}^3, \quad c\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z}X\right)}{V_{\text{р-ну}}}, \text{ моль/дм}^3.$$

$$\frac{1}{z} = f_{\text{екв}}(X).$$

Наприклад, для сульфатної кислоти молярна концентрація еквівалента записується так:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V_{\text{р-ну}}}.$$

За рекомендаціями ІЮПАК, якщо 1 моль речовини еквівалента  $f_{\text{екв}}(X)X$  розчинено в 1 дм<sup>3</sup> розчину, то саме цей розчин можна назвати нормальним розчином.

Розчин, який містить 1 моль речовини еквівалента в 1 дм<sup>3</sup> (тобто  $c(f_{\text{екв}}(X)X) = 1$  моль/дм<sup>3</sup>) називається однонормальним розчином речовини X. Якщо  $c(f_{\text{екв}}(X)X) = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup> – децинормальним розчином. Розчин із  $c(f_{\text{екв}}(X)X) = 0,01$  моль/дм<sup>3</sup> – сантимормальним розчином. Із  $c(f_{\text{екв}}(X)X) = 0,001$  моль/дм<sup>3</sup> – мілінормальним розчином речовини X.

Замість позначення одиниці вимірювання кількості речовини еквівалента моль/дм<sup>3</sup> допускається скорочення н., або N, наприклад 0,1 н. HCl.

Використання термінів «нормальний» розчин і «нормальна» концентрація має сенс лише тоді, коли фактор еквівалентності менший за одиницю. У тих випадках, коли фактор еквівалентності дорівнює одиниці, необхідно використовувати виключно термін «молярний» розчин і «молярна» концентрація. Наприклад, для 2 М розчину NaOH ( $f_{\text{екв}}=1$ ) не потрібно використовувати вираз 2 н. NaOH.

Між молярною та нормальною концентраціями речовини X у розчині є зв'язок:

$$c(f_{\text{екв}}(X)X) = \frac{c(X)}{f_{\text{екв}}(X)}, \text{ або } c\left(\frac{1}{z}X\right) = z \cdot c(X).$$

Наприклад: 1 М розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відповідає 2 н. розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$ ); 0,06 М розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відповідає 0,12 н. розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$ ); 0,1 н. розчин  $\text{KMnO}_4$  ( $f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5}$ ) відповідає 0,02 М розчину  $\text{KMnO}_4$ .

Для обчислень, пов'язаних із взаємодією речовин в розчинах, зручно послуговуватися законом еквівалентів для розчинів: *об'єми розчинів речовин, що вступають в хімічну реакцію, обернено пропорційні їхнім молярним концентраціям еквівалента:*

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_2}{c_1}, \text{ або } c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2,$$

де  $c_1$  і  $c_2$  – молярна концентрація еквівалента речовини 1 і речовини 2 відповідно, моль /л;

$V_1$  і  $V_2$  – об'єми розчинів речовин 1 і 2, л.

**Моляльність розчиненої речовини в розчині ( $b(X/Y)$ )** визначає кількість моль речовини X, що міститься в 1 кг розчинника Y; дорівнює відношенню кількості речовини  $n(X)$ , що міститься у розчині, до маси  $m$  розчинника Y; виражається у моль/кг. Форма запису виглядає так:

$$b(X/Y) = \frac{n(X)}{m(Y)} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де  $m(X)$  – маса речовини, г;

$m(Y)$  – маса розчинника, кг;

$M(X)$  – молярна маса речовини, г/моль.

Інша форма запису:

$$b(X/Y) = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де  $m(X)$  – маса речовини, г;

$m(Y)$  – маса розчинника, г;

$M(X)$  – молярна маса речовини, г/моль.

Наприклад, моляльність  $\text{HCl}$  у водному розчині записується так:

$$b(\text{HCl}/\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{HCl})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}, \text{ моль/кг.}$$

### Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** У 320 г води міститься 40 г кальцій хлориду, густина розчину дорівнює 1,08 г/см<sup>3</sup>. Визначити масову частку, молярну концентрацію та

молярну концентрацію еквівалента, моляльність і молярну частку розчиненої речовини.

### Розв'язання

Розрахуємо масову частку кальцій хлориду в розчині за такою формулою:

$$\omega(\text{CaCl}_2) = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{m(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{40}{40 + 320} = 0,111 = 11,1 \, \%$$

2. Розрахуємо молярну концентрацію кальцій хлориду в розчині ( $c(\text{CaCl}_2)$ ) за такою формулою:

$$c(\text{CaCl}_2) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) V_{\text{р-ну}}},$$

де  $m(\text{CaCl}_2) = 40 \text{ г}$ ;

$M(\text{CaCl}_2) = 40 + 71 = 111 \text{ г/моль}$ ;

$$V_{\text{р-ну}} = \frac{m_{\text{р-ну}}}{\rho_{\text{р-ну}}} = \frac{40 + 320}{1,08} = 333,3 \text{ мл} = 0,333 \text{ л}.$$

Молярна концентрація кальцій хлориду дорівнює:

$$c(\text{CaCl}_2) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) V_{\text{р-ну}}} = \frac{40}{111 \cdot 0,3333} = 1,08 \text{ моль/л}.$$

Розрахуємо молярну концентрацію еквівалента кальцій хлориду в розчині за такою формулою:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = \frac{n\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right)}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) \cdot V_{\text{р-ну}}} = \frac{40}{111 \cdot 0,5 \cdot 0,3333} = 2,16 \text{ моль/л}.$$

Молярну концентрацію еквівалента можна розрахувати в інший спосіб, а саме, використовуючи зв'язок між молярною та нормальною концентраціями:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = \frac{c(\text{CaCl}_2)}{f_{\text{екв}}(\text{CaCl}_2)} = \frac{1,08}{\frac{1}{2}} = 2,16 \text{ моль/л}.$$

4. Розрахуємо моляльність кальцій хлориду в розчині за такою формулою:

$$b\left(\frac{\text{CaCl}_2}{\text{H}_2\text{O}}\right) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{40}{111 \cdot 0,32} = 1,13 \text{ моль/кг}.$$

5. Розрахуємо мольну або молярну частку кальцій хлориду в розчині за такою формулою:

$$\begin{aligned} \chi(\text{CaCl}_2) &= \frac{n(\text{CaCl}_2)}{n(\text{CaCl}_2) + n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{CaCl}_2)/M(\text{CaCl}_2)}{m(\text{CaCl}_2)/M(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O})} = \\ &= \frac{40/111}{40/111 + 320/18} = 0,02. \end{aligned}$$

**Приклад 2.** У трьох склянках міститься по 100 мл 0,1 М розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  густина якого  $\rho = 1,012$  г/мл. До першої склянки додали 60 мл води, до другої – 10 г сухої речовини  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , а з третьої випаровуванням видалили 20 г води. Як змінилася масова частка натрій сульфату у кожній склянці?

### Розв'язання

Для визначення масової частки вихідного розчину  $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4)$  спочатку необхідно обчислити масу розчину  $m_{\text{р-ну}}$  і масу речовини  $m(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ :

$$m_{\text{р-ну}} = \rho \cdot V_{\text{р-ну}} = 1,012 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 101,2 \text{ г};$$

$$c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{р-ну}}} \text{ моль/л},$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = c(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{р-ну}};$$

$$c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль/л};$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль};$$

$$V_{\text{р-ну}} = 100 \text{ мл} = 0,1 \text{ л};$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,1 \cdot 142 \cdot 0,1 = 1,42 \text{ г}.$$

Масова частка вихідного розчину визначається за такою формулою:

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{р-ну}}} = \frac{1,42}{101,2} = 0,014 = 1,4 \text{ \%}.$$

Після того, як у першу склянку долили воду, маса отриманого розчину збільшилася на величину, рівну масі доданої води:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл} \cdot 60 \text{ мл} = 60 \text{ г},$$

тобто маса першого розчину  $m_{\text{р-ну}(1)} = m_{\text{р-ну}} + m(\text{H}_2\text{O}) = 101,2 \text{ г} + 60 \text{ г} = 161,2 \text{ г}$ , а масова частка речовини у ньому дорівнює:

$$\omega_1 = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{р-ну}(1)}} = \frac{1,42}{161,2} = 0,0088 = 0,88 \text{ \%}.$$

Отже, у першій склянці масова частка солі зменшилася у  $\frac{\omega}{\omega_1} = \frac{0,014}{0,0088} = 1,6$  рази.

У другій склянці після додавання 10 г сухої речовини  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  змінилася і маса розчину, і маса речовини:

$$m_{\text{р-ну}(2)} = m_{\text{р-ну}} + 10 \text{ г} = 101,2 \text{ г} + 10 \text{ г} = 111,2 \text{ г},$$

а маса речовини в ньому

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4)_{(2)} = 1,42 \text{ г} + 10 \text{ г} = 11,42 \text{ г}.$$

Масова частка солі у другому розчині визначається за такою формулою:

$$\omega_2 = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)_{(2)}}{m_{\text{р-ну}(2)}} = \frac{11,42}{111,2} = 0,1027 = 10,27 \text{ \%}$$

Масова частка солі у другому розчині зросла у  $\frac{\omega_2}{\omega} = \frac{0,1027}{0,014} = 7,3$  рази.

Маса розчину у третій склянці після випаровування 20 г води дорівнює:

$$m_{\text{р-ну}(3)} = m_{\text{р-ну}} - 20 = 101,2 \text{ г} - 20 \text{ г} = 81,2 \text{ г}.$$

Беручи до уваги, що маса речовини не змінилася, обчислимо масову частку солі у третьому розчині за такою формулою:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4)_{(2)} = m(\text{Na}_2\text{SO}_4)_{(3)};$$

$$\omega_3 = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)_{(3)}}{m_{p-\text{ну}(3)}} = \frac{11,42}{81,2} = 0,0175 = 1,75 \text{ \%}.$$

Отже, у третьому розчині масова частка солі теж зросла у  $\frac{\omega_3}{\omega} = \frac{0,0175}{0,014} = 1,25$  рази.

### Завдання для виконання

1. Який об'єм розчину сульфатної кислоти з масовою часткою речовини  $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 80 \text{ \%}$  і густиною  $1,7 \text{ г/см}^3$  буде потрібний для приготування  $200 \text{ г}$  розчину з масовою часткою сульфатної кислоти  $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10 \text{ \%}$ ? Визначте масу води, яка необхідна для приготування розчину.

2. У якій кількості води необхідно розчинити  $2$  моль натрій хлориду, щоб отримати розчин з масовою часткою солі  $\omega(\text{NaCl}) = 25 \text{ \%}$ ?

3. Скільки води потрібно додати до  $300 \text{ г}$  розчину, в якому масова частка речовини становить  $50 \text{ \%}$ , щоб отримати розчин з масовою часткою речовини  $\omega = 15 \text{ \%}$ ?

4. Розрахувати молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента і моляльність  $16 \text{ \%}$  розчину алюміній хлориду, густина якого дорівнює  $1,149 \text{ г/см}^3$ .

5. Розрахувати наважку залізного купоросу ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ), яка потрібна для приготування  $100 \text{ см}^3$   $0,05 \text{ М}$  розчину  $\text{FeSO}_4$ ?

6. Який об'єм  $0,3 \text{ н.}$  розчину кислоти потрібний для нейтралізації  $40 \text{ см}^3$  розчину лугу, що містить  $0,32 \text{ г NaOH}$ ?

7. Розрахувати молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента і мольну частку ортофосфатної кислоти у розчині з  $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 49 \text{ \%}$ . Густина розчину дорівнює  $1,33 \text{ г/см}^3$ .

8. Який об'єм розчину хлоридної кислоти, в якому  $\omega(\text{HCl}) = 35 \text{ \%}$ , а густина розчину  $\rho = 1,174 \text{ г/см}^3$ , потрібний для приготування  $500 \text{ см}^3$   $0,1 \text{ М}$  розчину  $\text{HCl}$ ?

9. Змішали  $200 \text{ см}^3$   $10 \text{ \%}$  ( $\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$ ) і  $100 \text{ см}^3$   $40 \text{ \%}$  ( $\rho = 1,43 \text{ г/см}^3$ ) розчинів  $\text{NaOH}$ . Розрахувати молярну і відсоткову концентрації  $\text{NaOH}$  в одержаному розчині.

10. Яку масу води необхідно додати до  $200 \text{ г}$   $20 \text{ \%}$  розчину  $\text{KOH}$ , щоб одержати  $8 \text{ \%}$  розчин  $\text{KOH}$ ?

11. Який об'єм  $15 \text{ \%}$  розчину натрій гідроксиду густиною  $1,16 \text{ г/см}^3$  можна приготувати із  $2 \text{ л}$  його  $33 \text{ \%}$  розчину густиною  $1,36 \text{ г/см}^3$ ?

12. Для осадження у вигляді  $\text{AgCl}$  усього срібла, яке міститься в  $100 \text{ см}^3$  розчину  $\text{AgNO}_3$ , знадобилося  $50 \text{ см}^3$   $0,2 \text{ н}$  розчину  $\text{HCl}$ . Визначити концентрацію  $\text{AgNO}_3$  в розчині. Яка маса осаду  $\text{AgCl}$  утворилася?

13. Із 5 кг 20 % розчину під час охолодження виділилося 500 г солі. Чому дорівнює процентна концентрація охолодженого розчину?

14. Обчислити молярну концентрацію і молярну концентрацію еквівалента 10 % розчину  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Густина розчину  $1,25 \text{ г/см}^3$ .

15. До 3 л 10 % розчину  $\text{HNO}_3$  густиною  $1,054 \text{ г/см}^3$  додали 1,5 л води. Розрахувати відсоткову і молярну концентрації розчину, що утворився.

16. Визначити масу води та масу 60 % розчину цукру, які необхідні для приготування 600 г 20 % розчину цукру.

17. Змішали  $200 \text{ см}^3$  0,4 М і  $200 \text{ см}^3$  0,2 М розчинів хлоридної кислоти. Розрахувати масу розчиненої речовини в одержаному розчині.

18. Яку масу  $\text{KOH}$  необхідно додати до 200 г 8 % розчину  $\text{KOH}$ , щоб одержати 20 % розчин  $\text{KOH}$ ?

19. Який об'єм 96 % розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) потрібний для приготування  $200 \text{ см}^3$  0,05 М розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

20. Яка маса кристалогідрату  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  знадобиться для приготування  $1 \text{ дм}^3$  0,1 М розчину  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ?

21. Розрахуйте масову частку  $\text{HNO}_3$  у 5 М розчині нітратної кислоти. Густина розчину  $\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$ .

22. Із 300 г 10 % розчину  $\text{NaCl}$  випаровуванням видалили 100 г води. Розрахувати масову частку  $\text{NaCl}$  в одержаному розчині.

23. На нейтралізацію  $50 \text{ см}^3$  0,12 н розчину лугу витрачено  $120 \text{ см}^3$  розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Визначити молярну і молярну концентрацію еквівалента  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в розчині.

24. Розрахувати молярну концентрацію еквівалента і молярну концентрацію  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в розчині, густина якого  $1,052 \text{ г/см}^3$ ,  $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,08$ .

25. Розрахувати молярну концентрацію і молярну концентрацію еквівалента кальцій хлориду в 10 % розчині, густина якого  $1,083 \text{ г/см}^3$ .

26. В якому об'ємі 1 М розчину і в якому об'ємі 1 н розчину міститься  $114 \text{ г}$   $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ?

27. Які маси кристалогідрату натрій сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  і води потрібно взяти, щоб отримати розчин масою 71 г, у якому  $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2$ ?

## ТЕМА 6

### РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

**Електролітами** називають речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Провідниками електричного струму в розчинах є позитивно заряджені (катіони) і негативно заряджені (аніони) частинки – іони. Вони утворюються внаслідок дисоціації молекул відповідного електроліту. До електролітів належать розчини кислот, основ і солей.

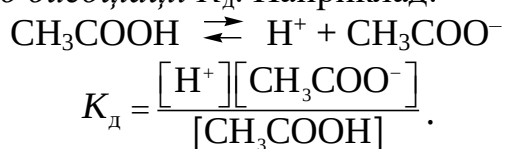
**Електролітична дисоціація** – процес розпаду молекул електроліту на іони під впливом полярних молекул розчинника. Дисоціація – процес оборотний. Електроліти різною мірою дисоціюють на іони. Кількісно повноту

перебігу процесу дисоціації характеризують константою дисоціації і **ступенем дисоціації**  $\alpha$ , який дорівнює відношенню кількості молекул електроліту, що розпалися на іони у розчині ( $n$ ), до загальної кількості молекул ( $N$ ):

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

Величина ступеня дисоціації залежить від природи розчиненої речовини і природи розчинника, від температури та концентрації розчину. Значення  $\alpha$  знаходиться в інтервалі  $0 \leq \alpha \leq 1$  або  $0 \% \leq \alpha \leq 100 \%$ . За величиною ступеня дисоціації у розчинах із молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль/л електроліти поділяють на сильні ( $\alpha > 30 \%$ ) і слабкі ( $\alpha < 3 \%$ ). До сильних електролітів належать майже всі розчинні солі, луги, деякі кислоти ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HClO}_4$  тощо).

Оскільки процес дисоціації є оборотним, то для нього, як і для будь-якого оборотного процесу, можна записати константу рівноваги, яка в цьому випадку називається *константою дисоціації*  $K_d$ . Наприклад:



Величина  $K_d$  залежить тільки від природи речовин і температури.

Для **слабких електролітів** зв'язок між молярною концентрацією ( $c$ ), ступенем дисоціації ( $\alpha$ ) і константою дисоціації ( $K_d$ ) має такий вигляд:

$$K_d = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha},$$

де  $c$  – молярна концентрація електроліту, моль/л;

$\alpha$  – ступінь дисоціації.

Це рівняння є математичним виразом *закону розведення Оствальда*.

Для більшості слабких електролітів  $\alpha \ll 1$ , тому рівняння можна спростити:

$$K_d \approx c \cdot \alpha^2, \text{ звідки } \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}}.$$

Це рівняння виражає залежність ступеня дисоціації слабого електроліту від концентрації (зі збільшенням концентрації розчину ступінь дисоціації електроліту зменшується). Підвищення температури приводить до збільшення ступеня дисоціації.

Для розчинів сильних електролітів рівняння Оствальда застосовувати не можна, а для характеристики властивостей цих розчинів використовують поняття **активності**  $a$  (замість концентрації  $c$ ).

$$a = f \cdot c,$$

де  $a$  – активність іона;

$c$  – фактична концентрація;

$f$  – коефіцієнт активності (вносить поправку на взаємодію певного іона з навколишнім середовищем).

Для дуже розведених розчинів  $f \approx 1$  і  $a = c$ .

Коефіцієнт активності можна розрахувати за рівнянням

$$\lg f = -0,5z^2\sqrt{I},$$

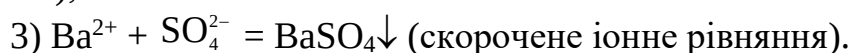
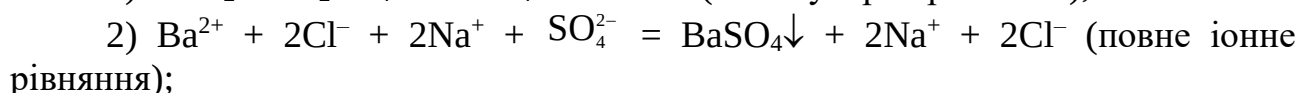
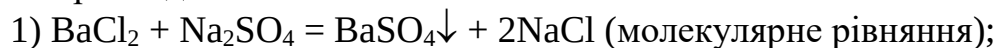
де  $z$  – заряд іона;

$I$  – іонна сила розчину, яка визначається як половина суми добутків квадратів зарядів іонів на їхню концентрацію:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i c_i z_i^2.$$

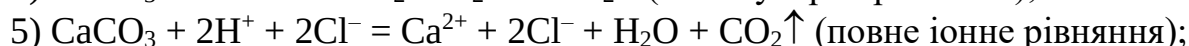
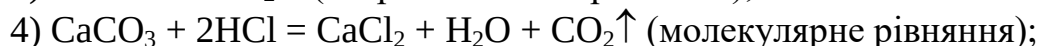
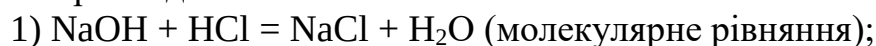
Хімічні реакції, що відбуваються в розчинах електролітів, можна зображувати у вигляді молекулярних та іонних рівнянь.

Наприклад:



Під час складання іонного рівняння в молекулярному стані залишають осад, слабкий електроліт і летку сполуку, воду.

Наприклад:



**Колігативні властивості розчинів** – це властивості, які залежать від кількості частинок розчиненої речовини у розчині й не залежать від хімічної природи розчиненої речовини.

До колігативних властивостей розведених розчинів нелетких речовин належать зниження тиску пари над розчином, підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинів порівняно з чистим розчинником, осмотичний тиск у розчині.

**Тиск пари над розчином.** Тиск насиченої пари розчинника над розчином  $P$  дорівнює добутку його тиску над чистим розчинником  $P_0$  на мольну частку розчинника  $\chi_1$  (закон Рауля):  $P = P_0 \cdot \chi_1$ .

Тиск пари розчинника над розчином  $P$  менший, ніж над чистим розчинником  $P_0$ . Різницю між цими величинами називають *зниженням тиску пари над розчином*:  $\Delta P = P_0 - P$ .

Відношення величини зниження тиску пари над розчином до тиску насиченої пари над розчинником називають *відносним зниженням тиску пари над розчином*:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\Delta P}{P_0}.$$

Залежність зниження тиску пари нелетких речовин над розчинами від їхніх концентрацій підпорядковується **закону Рауля**: *відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини*. Закон Рауля можна виразити таким рівнянням:

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \chi_2,$$

де  $\chi_2$  – мольна частка розчиненої речовини.

**Температура замерзання (кристалізації) розчину** відповідає моменту виділення з нього першого кристала твердої фази (кристалізація розчинника). Температура кристалізації розчину нижча, ніж температура кристалізації розчинника.

Різниця між температурами кристалізації розчинника  $t_0$  і розчину  $t$  називається зниженням температури кристалізації розчину:

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t.$$

Згідно з наслідком із закону Рауля, *зниження температури кристалізації розчину пропорційне молярності розчиненої речовини в розчині*:

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t = i \cdot K \cdot b(X) = i \cdot K \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де  $t_0$  – температура кристалізації чистого розчинника, °C;

$t$  – температура кристалізації розчину, °C;

$K$  – криоскопічна константа (для води 1,86 °C/моль);

$b(X)$  – молярність розчиненої речовини, моль/кг;

$m(X)$  – маса розчиненої речовини, г;

$m(Y)$  – маса розчинника, г;

$M(X)$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

$i$  – ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа.

Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа визначають за таким рівнянням:

$$i = 1 + \alpha(k - 1),$$

де  $\alpha$  – ступінь дисоціації;

$k$  – кількість іонів, на які дисоціює одна молекула електроліту.

Наприклад:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ ,  $k = 5$ .

**Температура кипіння розчину** – це температура, за якої тиск її насиченої пари стає таким, що дорівнює зовнішньому тиску. Температура кипіння розчину вища, ніж температура кипіння чистого розчинника.

Різниця між температурами кипіння розчину  $t$  і розчинника  $t_0$  називається підвищенням температури кипіння розчину:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = t - t_0.$$

Згідно з наслідком із закону Рауля підвищення температури кипіння розчину пропорційне молярності розчиненої речовини у розчині:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = t - t_0 = i \cdot E \cdot b(X) = i \cdot E \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де  $t_0$  – температура кипіння чистого розчинника, °C;

$t$  – температура кипіння розчину, °C;

$E$  – ебуліоскопічна константа (для води 0,52 °C/моль);  
 $b(X)$  – моляльність розчиненої речовини, моль/кг;  
 $m(X)$  – маса розчиненої речовини, г;  
 $m(Y)$  – маса розчинника, г;  
 $M(X)$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;  
 $i$  – ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа.

**Осмотичний тиск у розчині.** Осмос – це одностороння дифузія молекул розчинника у розчин крізь напівпроникну мембрану, або дифузія розчинника із розчину з меншою концентрацією у розчин із більшою концентрацією.

Тиск, який потрібно прикласти до розчину, щоб осмос припинився, називається **осмотичним тиском**.

Вант-Гофф встановив, що осмотичний тиск не залежить від природи компонентів, що містяться у розчині, і збільшується пропорційно концентрації розчиненої речовини  $c(X)$  і температурі  $T$ . Коефіцієнт пропорційності  $R$  – це універсальна газова стала, отже:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot c(X) \cdot R \cdot T = i \cdot \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{р-ну}}} RT \text{ кПа},$$

де  $P_{\text{осм}}$  – осмотичний тиск розчину, кПа;

$c(X)$  – молярна концентрація розчиненої речовини, моль/л;

$R$  – універсальна газова стала, що дорівнює 8,314 Дж/(моль·К);

$T$  – температура, К;

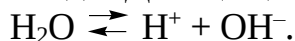
$m(X)$  – маса розчиненої речовини, г;

$M(X)$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

$V_{\text{р-ну}}$  – об'єм розчину, л.

### Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник

Чиста вода є дуже слабким електролітом, який незначною мірою проводить електричний струм. Насправді, за температури 25 °C її ступінь електролітичної дисоціації дорівнює  $1,8 \cdot 10^{-9}$ , тобто дисоціює тільки одна молекула з 555 000 000 молекул води. Дисоціацію води можна записати так:



Застосувавши до цієї реакції закон діючих мас, напишемо рівняння для константи дисоціації води:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}.$$

Іонний добуток води тоді буде дорівнювати  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_w$ ,

оскільки за температури 25 °C  $K_d = 1,8 \cdot 10^{-16}$ , а  $[\text{H}_2\text{O}] = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000\text{г}}{18\text{г} / \text{моль} \cdot 1\text{л}} = 55,56 \text{ моль/л}$ , то добуток  $K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \text{const} = 10^{-14}$ .

**$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$  – іонний добуток води**

У нейтральному середовищі (чиста вода)  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  моль/л.

У кислому середовищі  $[H^+] > [OH^-]$  (наприклад,  $[H^+] = 10^{-6}, 10^{-5}, 10^{-4}$  моль/л).

У лужному середовищі  $[H^+] < [OH^-]$  (наприклад,  $[H^+] = 10^{-8}, 10^{-9}, 10^{-10}$  моль/л).

Зручніше оперувати не концентраціями іонів  $H^+$  або  $OH^-$  (дуже малі дробові числа), а від'ємними логарифмами цих величин.

**Водневий показник рН** – від'ємний десятковий логарифм молярної концентрації іонів  $H^+$ :

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

**Гідроксидний показник рОН** – від'ємний десятковий логарифм молярної концентрації іонів  $OH^-$ :

$$pOH = -\lg[OH^-].$$

Якщо, наприклад,  $[H^+] = 10^{-7}$ , то  $pH = -\lg 10^{-7} = 7$ . Тому в нейтральному водному розчині  $pH = 7$ , у кислому –  $pH < 7$ , у лужному –  $pH > 7$ .

Взаємозв'язок рН і рОН описується рівнянням  **$pH + pOH = 14$** .

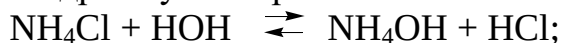
### Гідроліз солей

Слово «гідроліз» буквально означає «розкладання водою». Гідролізом називається усяка взаємодія речовини з водою обмінного характеру, під час якої складники частини речовини з'єднуються зі складниками води. Гідролізуватися можуть хімічні сполуки різних класів: солі, вуглеводи, білки, ефіри, жири тощо.

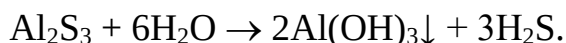
Гідроліз солі є результатом взаємодії іонів солі з молекулами води, що утворюють їх гідратні оболонки.

*Реакція обміну між іонами розчиненої солі та іонами води, внаслідок якої утворюється слабкий електроліт, називається **гідролізом солі**.*

Більшість реакцій гідролізу – оборотні:



Якщо основа чи кислота, що утворюють сіль, є не тільки слабкими електролітами, але й малорозчинними, або нестійкими та розкладаються з утворенням летких продуктів, то в цьому випадку гідроліз солі відбувається незворотно, наприклад:



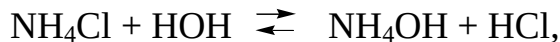
Здатність солей гідролізуватися залежить від властивостей іонів, що утворюють сіль, і від зовнішніх факторів (температури, концентрації солі в розчині).

Варто підкреслити, що солі, які утворені сильними кислотами й сильними основами (наприклад,  $NaCl$ ,  $KNO_3$ ,  $BaCl_2$ ,  $K_2SO_4$ ,  $NaClO_4$  тощо) не зазнають гідролізу. Під час розчинення у воді вони розпадаються на катіони сильних основ і аніони сильних кислот, які не здатні в разі взаємодії з водою утворити

молекули слабких електролітів. Водні розчини таких солей мають нейтральну реакцію середовища ( $pH = 7$ ).

### Гідроліз за катіоном

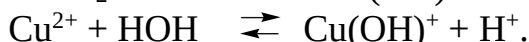
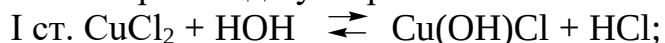
Солі, що утворені слабкими основами й сильними кислотами, гідролізуються за катіоном:



або в іонному вигляді:



Гідроліз солей, до складу яких входять багатовалентні катіони, відбувається ступінчасто через стадії утворення основних солей:

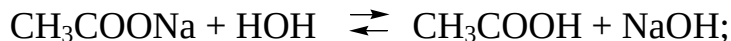


Накопичення іонів  $H^+$  зміщує рівновагу в бік вихідних речовин, тому гідроліз майже повністю припиняється на перших стадіях. Повнішому гідролізу сприяє розведення розчину та підвищення температури. У такому випадку можна враховувати гідроліз і за другим ступенем.

Водні розчини солей, утворених слабкими основами й сильними кислотами, мають кислу реакцію середовища ( $pH < 7$ ).

### Гідроліз за аніоном

Солі, що утворені слабкими кислотами і сильними основами, гідролізуються за аніоном:



або в іонному вигляді:



Отже,  $CH_3COO^-$ , як іони слабкої кислоти взаємодіють із водою, відтягують від неї Гідроген, утворюючи слабкий електроліт (ацетатну кислоту).

Гідроліз солей, до складу яких входять багатовалентні аніони, відбувається ступінчасто:

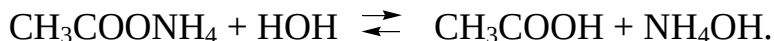


За другим ступенем гідроліз відбувається значно меншою мірою.

Водні розчини солей, утворених слабкими кислотами й сильними основами, мають лужну реакцію середовища ( $pH > 7$ ).

### Гідроліз за катіоном і аніоном

Солі, що утворені слабкими основами і слабкими кислотами, гідролізуються і за катіоном, і за аніоном. Гідроліз може відбуватися значною мірою:



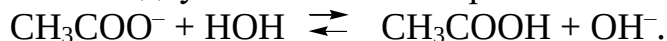
Реакція розчинів таких солей залежить від відносної сили кислоти й основи, які утворилися (від їхніх констант дисоціації). Розчин ацетату амонію має нейтральну реакцію середовища, оскільки  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) \approx K_d(\text{NH}_4\text{OH})$ .

Якщо  $K_d(\text{основи}) > K_d(\text{кислоти})$ , то  $\text{pH} > 7$ , у випадку  $K_d(\text{основи}) < K_d(\text{кислоти})$  –  $\text{pH} < 7$ .

Кількісно гідроліз оцінюють за ступенем і константою гідролізу.

**Ступінь гідролізу ( $h$ )** показує частку гідролізованих молекул і визначається відношенням кількості молів солі, що зазнали гідролізу, до загальної кількості молів солі. Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації та температури розчину. Із розведенням і підвищенням температури розчину ступінь гідролізу солі зростає. Повніше характеризує гідроліз **константа гідролізу ( $K_r$ )**, яка є константою рівноваги щодо реакції гідролізу.

Наприклад, для  $\text{CH}_3\text{COONa}$  (сіль утворена сильною основою та слабкою кислотою), гідроліз якого відбувається за таким рівнянням:



Згідно з законом діючих мас, можна записати константу гідролізу  $K_r$  у такому вигляді:

$$K_r = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}. \quad (6.1)$$

Помножимо чисельник і знаменник рівняння (6.1) на  $[\text{H}^+]$ , тоді з урахуванням того, що  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$ , рівняння буде мати вигляд:

$$K_r = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_d(\text{CH}_3\text{COOH})}.$$

Для  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (сіль утворена сильною кислотою та слабкою основою)

$K_r$  буде розраховуватися як  $K_r = \frac{K_w}{K_d(\text{NH}_4\text{OH})}$ .

Для  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  (сіль утворена слабкими кислотою та основою)  $K_r$  буде

розраховуватися як  $K_r = \frac{K_w}{K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot K_d(\text{NH}_4\text{OH})}$ .

### Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** Обчислити концентрацію іонів гідрогену і значення  $\text{pH}$  в 0,3 М розчині нітритної кислоти, якщо за температури 25 °С константа дисоціації її дорівнює  $4 \cdot 10^{-4}$ .

### Розв'язання

Електролітична дисоціація нітритної кислоти відбувається за рівнянням  $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$ .

Ступінь дисоціації нітритної кислоти як слабкого електроліту розраховуємо за таким рівнянням:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c(\text{HNO}_2)}} = \sqrt{\frac{4 \cdot 10^{-4}}{0,3}} = 3,65 \cdot 10^{-2}.$$

Концентрація іонів Гідрогену в розчині слабкої нітритної кислоти  $[\text{H}^+] = \alpha \cdot c(\text{HNO}_2) = 3,65 \cdot 10^{-2} \cdot 0,3 = 1,1 \cdot 10^{-2}$  моль/л.

Значення водневого показника:  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(1,1 \cdot 10^{-2}) = 1,96$ .

**Приклад 2.** За якої температури буде кристалізуватися 5 % розчин натрій хлориду? Вважати  $\alpha = 1$ , криоскопічна константа води  $K = 1,86$ .

### Розв'язання

Зниження температури кристалізації розчину пропорційне моляльності розчиненої речовини в розчині:

$$\Delta t_{\text{кр}} = (t_0 - t) = i \cdot K \cdot b(\text{X}) = i \cdot K \cdot \frac{m(\text{X}) \cdot 1000}{M(\text{X}) \cdot m(\text{Y})}.$$

Для реакції  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ ,  $k = 2$ , тоді ізотонічний коефіцієнт розраховується як  $i = 1 + \alpha(k - 1) = 1 + 1(2 - 1) = 2$ .

$\omega(\text{NaCl}) = 5\%$ . Якщо вважати, що маса розчину 100 г, то  $m(\text{NaCl}) = 5$  г,  $m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 5 = 95$  г.  $M(\text{NaCl}) = 58$  г/моль.

$$\Delta t_{\text{кр}} = 2 \cdot 1,86 \cdot \frac{5 \cdot 1000}{58 \cdot 95} = 3,375^\circ\text{C}.$$

Вода кристалізується за температури  $0^\circ\text{C}$ , отже, температура кристалізації розчину буде  $t = 0 - \Delta t_{\text{кр}} = 0 - 3,375 = -3,375^\circ\text{C}$ .

### Завдання для виконання

**Завдання 1.** Для наведених нижче речовин (табл. 6.1):

- скласти рівняння дисоціації;
- розрахувати ступінь дисоціації, pH розчину, ізотонічний коефіцієнт (для багатоосновних кислот розрахунок проводити за константою дисоціації першого ступеня);
- для кислот розрахувати концентрацію йонів  $\text{H}^+$ , для основ – йонів  $\text{OH}^-$ .

Таблиця 6.1 – Варіанти завдань за темою «Розчини електролітів»

| Номер<br>варіанта | Формула<br>речовини                 | Назва<br>речовини    | Константа<br>дисоціації за<br>першим<br>ступенем $K_1$ | Концентрація,<br>моль/л |
|-------------------|-------------------------------------|----------------------|--------------------------------------------------------|-------------------------|
| 1                 | $\text{H}_2\text{CO}_3$             | карбонатна кислота   | $4,4 \cdot 10^{-7}$                                    | 0,001                   |
| 2                 | $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$   | бензоатна кислота    | $6,1 \cdot 10^{-5}$                                    | 0,1                     |
| 3                 | $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$   | масляна кислота      | $1,5 \cdot 10^{-5}$                                    | 0,01                    |
| 4                 | $\text{NH}_4\text{OH}$              | амоній гідроксид     | $1,7 \cdot 10^{-5}$                                    | 0,01                    |
| 5                 | $\text{HClO}$                       | гіпохлоритна кислота | $5,0 \cdot 10^{-8}$                                    | 0,01                    |
| 6                 | $\text{H}_2\text{SO}_3$             | сульфітна кислота    | $1,6 \cdot 10^{-2}$                                    | 0,1                     |
| 7                 | $\text{HCN}$                        | ціанідна кислота     | $7,2 \cdot 10^{-10}$                                   | 0,01                    |
| 8                 | $\text{AgOH}$                       | аргентум гідроксид   | $5,0 \cdot 10^{-5}$                                    | 0,001                   |
| 9                 | $\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}$ | саліцилатна кислота  | $1,1 \cdot 10^{-3}$                                    | 0,001                   |
| 10                | $\text{HBO}_2$                      | метаборатна кислота  | $7,5 \cdot 10^{-10}$                                   | 0,01                    |
| 11                | $\text{H}_3\text{BO}_3$             | ортоборатна кислота  | $5,8 \cdot 10^{-10}$                                   | 0,01                    |
| 12                | $\text{LiOH}$                       | літій гідроксид      | $6,8 \cdot 10^{-2}$                                    | 0,1                     |
| 13                | $\text{H}_2\text{S}$                | сульфідна кислота    | $1,1 \cdot 10^{-7}$                                    | 0,001                   |
| 14                | $\text{HF}$                         | фторидна кислота     | $7,2 \cdot 10^{-4}$                                    | 0,1                     |
| 15                | $\text{HBrO}$                       | гіпобромітна кислота | $4,4 \cdot 10^{-7}$                                    | 0,01                    |
| 16                | $\text{H}_3\text{PO}_4$             | ортофосфатна кислота | $7,1 \cdot 10^{-3}$                                    | 0,01                    |
| 17                | $\text{H}_3\text{PO}_3$             | ортофосфітна кислота | $7,1 \cdot 10^{-2}$                                    | 0,1                     |
| 18                | $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$    | оксалатна кислота    | $5,4 \cdot 10^{-2}$                                    | 0,1                     |
| 19                | $\text{HNO}_2$                      | нітритна кислота     | $4 \cdot 10^{-4}$                                      | 0,001                   |
| 20                | $\text{CH}_3\text{COOH}$            | ацетатна кислота     | $9,6 \cdot 10^{-4}$                                    | 0,1                     |
| 21                | $\text{Pb}(\text{OH})_2$            | плюмбум гідроксид    | $1,8 \cdot 10^{-5}$                                    | 0,001                   |
| 22                | $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$   | пропіонатна кислота  | $1,3 \cdot 10^{-5}$                                    | 0,1                     |
| 23                | $\text{HCOOH}$                      | форміатна кислота    | $1,8 \cdot 10^{-4}$                                    | 0,001                   |
| 24                | $\text{H}_2\text{TeO}_4$            | телуратна кислота    | $2,5 \cdot 10^{-8}$                                    | 0,01                    |
| 25                | $\text{HIO}_3$                      | йодатна кислота      | $2,3 \cdot 10^{-11}$                                   | 0,01                    |

**Завдання 2.** За даними таблиці 6.2 ( $V_{p-ну.}$  – об’єм розчину,  $m(X)$  – маса розчиненої речовини,  $\rho$  – густина розчину,  $t$  – температура розчину,  $\alpha$  – ступінь електролітичної дисоціації речовини), розрахувати температури кипіння, замерзання й осмотичний тиск розчинів відповідних солей.

Таблиця 6.2 – Варіанти завдань за темою «Визначення колігативних властивостей електролітів»

| Номер варіанта | Формула розчиненої речовини (X)                 | $V_{p-ну.}$ , Л | $m(X)$ , г | $\rho$ , г/см <sup>3</sup> | $\alpha$ | $t$ , °C |
|----------------|-------------------------------------------------|-----------------|------------|----------------------------|----------|----------|
| 1              | CuSO <sub>4</sub>                               | 1               | 31,9       | 1,200                      | 0,90     | 0        |
| 2              | NaCl                                            | 2               | 58,44      | 1,010                      | 0,90     | 20       |
| 3              | MgCl <sub>2</sub>                               | 3               | 28,5       | 1,020                      | 0,90     | 0        |
| 4              | ZnSO <sub>4</sub>                               | 4               | 159,55     | 1,010                      | 0,90     | 25       |
| 5              | CuCl <sub>2</sub>                               | 5               | 272,26     | 1,06                       | 0,90     | 0        |
| 6              | Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> | 6               | 399,69     | 1,016                      | 0,90     | 21       |
| 7              | Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>               | 7               | 1 325,59   | 1,120                      | 0,90     | 20       |
| 8              | AgNO <sub>3</sub>                               | 8               | 141,89     | 1,080                      | 0,90     | 25       |
| 9              | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>                  | 9               | 88,20      | 1,001                      | 0,90     | 20       |
| 10             | HCl                                             | 10              | 365,00     | 1,010                      | 0,90     | 15       |
| 11             | HNO <sub>3</sub>                                | 9               | 56,70      | 1,010                      | 0,90     | 20       |
| 12             | BaCl <sub>2</sub>                               | 8               | 166,60     | 1,030                      | 0,85     | 0        |
| 13             | NiSO <sub>4</sub>                               | 7               | 108,30     | 1,030                      | 0,95     | 25       |
| 14             | Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>               | 6               | 198,70     | 1,050                      | 0,90     | 20       |
| 15             | KCl                                             | 5               | 372,77     | 1,020                      | 0,95     | 20       |
| 16             | K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>   | 4               | 124,96     | 1,100                      | 0,80     | 20       |
| 17             | KI                                              | 3               | 498,02     | 1,025                      | 0,90     | 25       |
| 18             | KMnO <sub>4</sub>                               | 2               | 31,61      | 1,008                      | 0,85     | 20       |
| 19             | NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>                 | 1               | 70,00      | 1,010                      | 0,90     | 0        |
| 20             | K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>                 | 3               | 58,26      | 1,003                      | 0,95     | 15       |
| 21             | Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>                 | 4               | 50,41      | 1,001                      | 0,90     | 20       |
| 22             | NH <sub>4</sub> Cl                              | 2               | 10,69      | 1,002                      | 0,90     | 25       |
| 23             | K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>                  | 5               | 69,075     | 1,001                      | 0,95     | 0        |
| 24             | AlCl <sub>3</sub>                               | 6               | 638,154    | 1,025                      | 0,85     | 20       |
| 25             | ZnCl <sub>2</sub>                               | 7               | 95,390     | 1,002                      | 0,90     | 0        |

**Завдання 3.** Для наведених нижче солей (табл.6.3) :

- скласти рівняння гідролізу;
- вказати значення рН (більше, менше або дорівнює 7) у розчині солі;
- розрахувати константу гідролізу солі, використовуючи значення констант дисоціації слабких електролітів наведених у завданні 1.

Таблиця 6.3 – Варіанти завдань за темою «Гідроліз солей»

| Номер варіанта | Речовина                                        | Номер варіанта | Речовина                            | Номер варіанта | Речовина                             |
|----------------|-------------------------------------------------|----------------|-------------------------------------|----------------|--------------------------------------|
| 1              | Na <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>                 | 10             | NaF                                 | 19             | NH <sub>4</sub> Cl                   |
| 2              | K <sub>2</sub> S                                | 11             | NH <sub>4</sub> I                   | 20             | KCN                                  |
| 3              | (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | 12             | C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> COONa | 21             | C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOK   |
| 4              | NaNO <sub>2</sub>                               | 13             | K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>      | 22             | NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>      |
| 5              | Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>                 | 14             | LiF                                 | 23             | C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> OHCOOK |
| 6              | NaBO <sub>2</sub>                               | 15             | KF                                  | 24             | K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>       |
| 7              | NH <sub>4</sub> F                               | 16             | Na <sub>2</sub> S                   | 25             | K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>       |
| 8              | Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>                 | 17             | Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>     | 26             | KNO <sub>2</sub>                     |
| 9              | NH <sub>4</sub> Br                              | 18             | NaHCO <sub>3</sub>                  | 27             | CH <sub>3</sub> COONa                |

## ТЕМА 7 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

**Окисно-відновні реакції** – це реакції, що супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

**Ступінь окиснення** – це умовний заряд атома в молекулі, обчислений із припущенням, що молекула складається з іонів і загалом електронейтральна.

Ступінь окиснення, на відміну від валентності, може мати позитивне, негативне, нульове і дробове значення. Це значення зі знаком плюс чи мінус перед арабською цифрою зазначається над символом елемента:  $\overset{+3}{Al}$ ,  $\overset{-1}{Cl}$ ,  $\overset{0}{H_2}$ ,  $\overset{+1}{Na}$ ,  $\overset{-1/2}{O_2}$ .

У разі позначення заряду іона спочатку пишеться число, а потім – знак; заряд іона записують праворуч від нього:  $Al^{3+}$ ,  $Cl^{-}$ .

### Розрахунок ступеня окиснення

Під час обчислення ступенів окиснення елементів варто пам'ятати таке:

1. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу молекули, завжди дорівнює нулю, а у багатоатомних іонах сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює заряду іона.

2. Ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю:

$\overset{0}{O_2}$ ,  $\overset{0}{Na}$ ,  $\overset{0}{Cl_2}$ ,  $\overset{0}{S}$ .

3. Атоми металів у сполуках проявляють позитивний ступінь окиснення.

Ступінь окиснення лужних металів в усіх сполуках дорівнює +1, а лужноземельних +2.

4. Ступінь окиснення Гідрогену дорівнює +1 (крім гідридів металів NaH, BaH<sub>2</sub> тощо, де ступінь окиснення Гідрогену –1).

5. Ступінь окиснення Оксигену у сполуках дорівнює –2. Винятком є пероксидні сполуки, де Оксиген має ступінь окиснення –1: H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>; надпероксиди (–1/2): KO<sub>2</sub>; оксиген дифторид (+2): OF<sub>2</sub>.

6. Флуор в усіх сполуках має ступінь окиснення – 1.

У загальному випадку величину та знак ступеня окиснення атомів визначають, порівнюючи електронегативності елементів, які входять до складу сполуки. Найбільш електронегативний атом має негативний ступінь окиснення, водночас атом із меншою електронегативністю – позитивний ступінь окиснення.

**Окиснення** – це процес віддачі електронів атомом, молекулою або іоном, унаслідок чого ступінь окиснення елементів, що втратили електрони, зростає:



Атоми, молекули або іони, що віддають електрони, називаються **відновниками**, самі ж вони окиснюються.

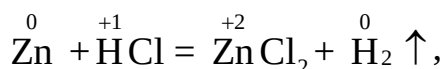
**Відновлення** – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном, унаслідок чого ступінь окиснення елементів, що приєднали електрони, зменшується:



Атоми, молекули або іони, що приєднують електрони, називаються **окисниками**, самі ж вони відновлюються.

### Класифікація окисно-відновних реакцій

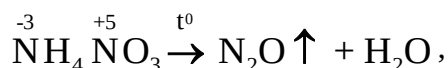
**Міжмолекулярні реакції** – реакції, в яких елемент-окисник і елемент-відновник входять до складу різних молекул, наприклад:



де Zn – відновник;

HCl – окисник.

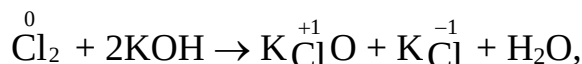
**Внутрішньомолекулярні реакції** – реакції, в яких елемент-окисник і елемент-відновник входять до однієї і тієї самої молекули, наприклад:



де  $\overset{-3}{\text{N}}$  – відновник;

$\overset{+5}{\text{N}}$  – окисник.

**Реакції диспропорціонування або самоокислення-самовідновлення:** в них один і той самий елемент відіграє і роль окисника, і роль відновника, наприклад:



де  $\overset{0}{\text{Cl}}_2$  – і відновник, і окисник.

Для визначення стехіометричних коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій використовують метод електронного балансу або метод напівреакції.

Алгоритм складання реакції методом електронного балансу наведено в прикладі 3, а метод напівреакцій розглянуто в прикладі 4.

### Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** Визначте ступінь окиснення хлору в таких сполуках:  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ .

#### Розв'язання

Позначимо ступінь окиснення хлору через  $x$ . Пам'ятаючи, що ступінь окиснення Гідрогену й лужних металів дорівнює +1, Оксигену – 2, а сумарний ступінь окиснення будь-якої сполуки є нульовим, одержимо:

- 1)  $\text{Cl}_2\text{O}$ :  $2x + (-2) = 0$ ,  $x = +1$ ;
- 2)  $\text{HCl}$ :  $(+1) + x = 0$ ,  $x = -1$ ;
- 3)  $\text{NaClO}$ :  $(+1) + x + (-2) = 0$ ,  $x = +1$ ;
- 4)  $\text{KClO}_4$ :  $(+1) + x + 4(-2) = 0$ ,  $x = +7$ ;
- 5)  $\text{HClO}_3$ :  $(+1) + x + 3(-2) = 0$ ,  $x = +5$ .

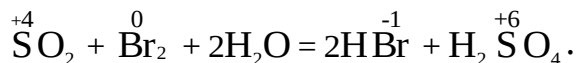
Ступінь окиснення атома позначається арабською цифрою зі знаком «+» або «–» і ставиться над символом хімічного елемента:  $\overset{+1}{\text{Cl}}_2\text{O}$ ;  $\text{Na}\overset{+1}{\text{Cl}}\text{O}$ ;  $\text{K}\overset{+7}{\text{Cl}}\text{O}_4$ ;  $\overset{+5}{\text{HClO}}_3$ .

**Приклад 2.** Які речовини і за рахунок яких елементів виконують роль окисників і відновників у цих реакціях:

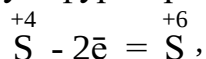
- а)  $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- б)  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$ ;
- в)  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ .

#### Розв'язання

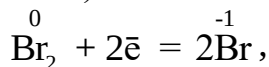
Реакція  $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$  належить до реакцій міжмолекулярного окиснення-відновлення. Знаходимо елементи, що змінюють ступінь окиснення:



Ступінь окиснення змінюють Сульфур і Бром.

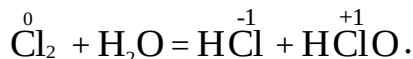


де  $\overset{+4}{S}$  – відновник (реакція окиснення).

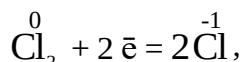


де  $\overset{0}{Br_2}$  – окисник (реакція відновлення).

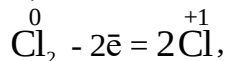
Реакція  $Cl_2 + H_2O = HCl + HClO$  належить до реакцій диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення):



Запишемо дві напівреакції:



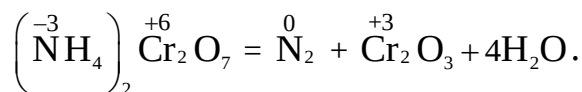
де  $Cl_2$  – окисник (реакція відновлення);



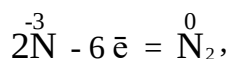
де  $Cl_2$  – відновник (реакція окиснення).

$Cl_2$  одночасно є і відновником, і окисником.

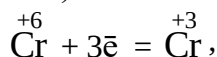
Реакція  $(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$  належить до реакцій внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення:



Запишемо дві напівреакції:

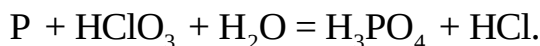


де  $\overset{-3}{N}$  – відновник (реакція окиснення).



де  $\overset{+6}{Cr}$  – окисник (реакція відновлення).

**Приклад 3.** Методом *електронного* балансу розставити коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції:



### Розв'язання

Під час складання рівнянь методом електронного балансу виходять з того, що сума електронів, які беруть участь в реакції відновлення, дорівнює сумі електронів, які беруть участь в реакції окиснення;

Алгоритм складання рівнянь методом електронного балансу такий:

- записують схему окисно-відновної реакції;
- визначають атоми елементів, які змінюють свій ступінь окиснення;
- записують рівняння окиснення та відновлення, в яких розраховують кількість електронів, відданих відновником і приєднаних окисником;

г) зрівнюють кількості прийнятих і відданих електронів введенням множників, з огляду на найменше спільне кратне, для коефіцієнтів (кількість електронів) у процесах окиснення й відновлення;

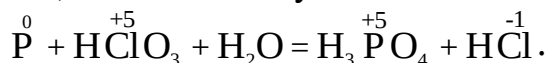
д) знайдені коефіцієнти підставляють у рівняння реакції перед відповідними формулами речовин у лівій і правій частинах;

е) підбирають коефіцієнти для решти учасників реакції.

Скористаємося наведеним вище алгоритмом для конкретної реакції:

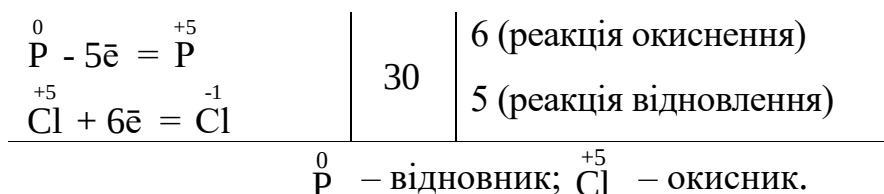


Визначимо елементи, що змінили ступінь окиснення:



Ступінь окиснення змінюють Фосфор і Хлор.

Напишемо рівняння окиснення та відновлення, в яких розраховують кількість електронів, відданих відновником і прийнятих окисником:

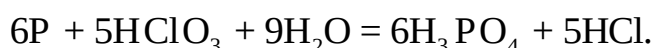


*Розрахунок коефіцієнтів у рівнянні реакції.* Кількість електронів, прийнятих окисником повинна дорівнювати кількості електронів, відданих відновником. Тому знаходимо *найменше спільне кратне* для кількості відданих і прийнятих електронів (для чисел 6 і 5 це число 30). Ділимо найменше спільне кратне на кількість електронів і одержуємо множники – коефіцієнти для кожного з рівнянь. Отже, перше рівняння потрібно помножити на 6, а друге – на 5.

Знайдені коефіцієнти підставляємо в рівняння реакції:



Підбираємо коефіцієнти для решти учасників реакції. Порівняння лівої та правої частин рівняння показує, що для повного матеріального балансу в лівій частині перед  $\text{H}_2\text{O}$  треба виставити коефіцієнт 9. Тоді в остаточному вигляді отримуємо таке рівняння:



Правильність значень підібраних коефіцієнтів перевіряють за балансом атомів Оксигену: в лівій частині кількість атомів Оксигену 24, у правій – також 24.

### Завдання для виконання

Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у наведених окисно-відновних реакціях (табл. 7.1); вказати відновник і окисник; реакції окиснення та відновлення:

Таблиця 7.1 – Варіанти завдань за темою «Окисно-відновні реакції»

| Номер варіанта | Схема окисно-відновної реакції                                                                                                                                                                                                                                                                                           |
|----------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1              | 2                                                                                                                                                                                                                                                                                                                        |
| 1              | 1) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$                                                                                            |
| 2              | 1) $\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$                                                                                 |
| 3              | 1) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{FeCl}_2 + \text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$                                                     |
| 4              | 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$                                          |
| 5              | 1) $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$<br>2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$    |
| 6              | 1) $\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$<br>2) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$                                                                     |
| 7              | 1) $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$                                                          |
| 8              | 1) $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{CO}_2$<br>2) $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$                                                                               |
| 9              | 1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$<br>2) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$                                                                                                            |
| 10             | 1) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{PtCl}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$                                                                                                                       |
| 11             | 1) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$    |
| 12             | 1) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$                                                                                              |
| 13             | 1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$                                                       |
| 14             | 1) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$                                           |
| 15             | 1) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{KCl}$                                                                                                               |
| 16             | 1) $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{SO}_2 + \text{HBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2$                                    |
| 17             | 1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |

Продовження таблиці 7.1

| 1  | 2                                                                                                                                                                                                                                                                                          |
|----|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 18 | 1) $\text{HNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$                                           |
| 19 | 1) $\text{KI} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{CuI} + \text{KCl}$<br>2) $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$                                                              |
| 20 | 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{HCl} + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$                                                                                |
| 21 | 1) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{HCl} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$                                                                                    |
| 22 | 1) $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$                                                  |
| 23 | 1) $\text{KNO}_2 + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{HCl}$<br>2) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$                                                                                                       |
| 24 | 1) $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2$<br>2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 25 | 1) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$<br>2) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$                      |

## ТЕМА 8 МЕТАЛИ. ФІЗИЧНІ Й ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

### Загальні відомості про метали

Метали складають більшість елементів періодичної системи. Із відкритих 118 хімічних елементів 96 – метали. Історично склався геохімічний поділ металів на чорні (залізо Fe, марганець Mn, хром Cr) і кольорові (решта металів).

Насправді існує багато класифікацій металів – залежно від характерної ознаки, яка розглядається (за поширенням у природі, за фізичними властивостями тощо). При цьому один і той самий метал може одночасно належати до різних класифікаційних груп. З точки зору хімії найважливішою є класифікація на підставі електронної будови атомів.

До металів належать:

- s-елементи – лужні та лужноземельні метали, а також Магній (Mg) і Берилій (Be);

- p-елементи – Алюміній (Al), Галій (Ga), Індій (In), Талій (Tl) (головна підгрупа III групи), Германій (Ge), Олово (Sn), Свинець (Pb) (головна підгрупа IV групи), Бісмут Bi (головна підгрупа V групи), Полоній Po (головна підгрупа VI групи);

- d-елементи – елементи побічних підгруп I–VIII груп періодичної системи;

- f-елементи – лантаноїди та актиноїди.

Усім металам властиві такі **загальні фізичні ознаки**:

- за звичайних умов усі метали (за винятком ртуті) є твердими кристалічними речовинами;
- низька електронегативність порівняно з неметалами;
- металевий блиск;
- висока електро- та теплопровідність;
- пластичність та ковкість;
- висока температура плавлення (крім лужних металів та ртуті).

Такі спільні фізичні властивості металів обумовлені наявністю у них особливого типу хімічного зв'язку – *металевого (металічного)*. Більшість металів мають кристалічну структуру, яку можна подати у вигляді кристалічної ґратки, у вузлах якої знаходяться атоми або позитивні іони, а у міжвузлях – валентні електрони («електронний газ»), які здійснюють зв'язок між іонами і легко пересуваються усередині кристалу (рис. 8.1). Навіть невелике збудження приводить до міграції електронів. Цим пояснюється висока тепло- і електропровідність металів.

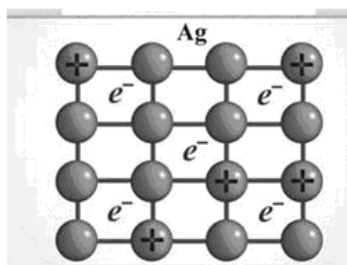
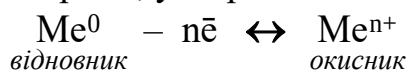


Рисунок 8.1 – Кристалічна ґратка металу

### Хімічні властивості металів

Атоми елементів-металів на зовнішньому енергетичному рівні містять невелику кількість електронів – від одного до трьох, зрідка – чотири. Намагаючись набутися стійкої електронної конфігурації інертних газів, металічні елементи легко віддають електрони, утворюючи катіони:



За своїми хімічними властивостями всі метали є відновниками. Чим менше електронів міститься на зовнішньому енергетичному рівні і чим більший радіус атома, тим легше атом металічного елемента перетворюється на відповідний катіон. За цієї причини, в періодах зі збільшенням заряду атомного ядра, металічні властивості зменшуються, а в групах, у головних підгрупах (зверху вниз) – збільшуються.

Ученим М. М. Бекетовим на основі експериментальних дослідів був складений витискувальний ряд (ряд напруг) металів, який характеризує відновну активність металів:

### *Відновні властивості металів знижуються*

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H<sub>2</sub>, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

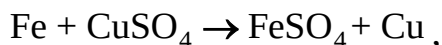
### *Окисні властивості іонів металів зростають*

Ряд активностей металів дозволяє прогнозувати перебіг хімічних реакцій за участі металів:

1. Зліва направо відновні (металеві) властивості металів зменшуються – найсильнішим відновником є літій, а найслабшим – золото.

2. Зліва направо окисні властивості іонів металів зростають, тож іон Au<sup>3+</sup> – найсильніший окисник, а іон Li<sup>+</sup> – найслабший окисник.

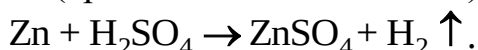
3. Метали (крім лужних і лужноземельних) витісняють наступні в ряду метали з водних розчинів їхніх солей. Наприклад, залізо може витіснити мідь з розчинів її солей



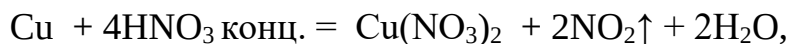
проте Cu залізо з FeSO<sub>4</sub> витіснити не буде.

Більш активні лужні і лужноземельні метали, занурені в розчини солей інших металів, будуть реагувати безпосередньо з водою.

4. Метали, що стоять у ряді напруг лівіше водню, здатні витіснити його з розчинів розведених кислот (крім кислот-окислювачів):



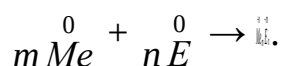
Із кислотами – сильними окисниками метали реагують незалежно від їхнього положення в ряду активності, при цьому відновлюється не водень, а кислотоутворювальний елемент:



*Метали від літію до алюмінію прийнято вважати сильними або активними відновниками, від титану до плюмбуму – відновниками середньої активності, а розташовані у ряді напруг після водню – слабкими або малоактивними відновниками.*

Метали здатні реагувати з неметалами, водою, кислотами і солями. У всіх цих випадках метали є відновниками, вони окислюються.

**Взаємодія металів з елементами-неметалами (E) з утворенням відповідної бінарної сполуки згідно з такою схемою:**



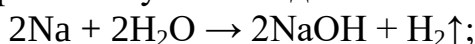
Легкість взаємодії залежить від відновної здатності металу та окисної активності неметалу – чим значнішими вони є, тим легше відбувається взаємодія. У таблиці 8.1 наведені реакції взаємодії металів із неметалами.

Таблиця 8.1 – Взаємодія металів із неметалами

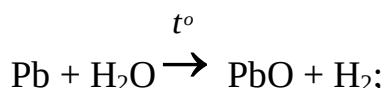
| Реагент | Рівняння реакції                                                                                                                                                                | Продукт                    | Метали, що реагують                                         |
|---------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------|-------------------------------------------------------------|
| Водень  | $2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaNH}$                                                                                                                              | Гідрид                     | Метали ІА і ІІА груп (окрім Be)                             |
| Кисень  | $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$<br>$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$<br>$2\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{O}_2$ | Оксид<br>Оксид<br>Пероксид | Усі, крім золота, срібла та платинових металів (платиноїди) |
| Хлор    | $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$<br>$2\text{Au} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AuCl}_3$                                                                   | Хлорид                     | Усі                                                         |
| Сірка   | $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$                                                                                                                                   | Сульфід                    | Усі, крім золота і платиноїдів                              |
| Азот    | $6\text{Na} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{N}$<br>$2\text{Al} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{AlN}$                                                                 | Нітрид                     | Лужні, лужноземельні, магній                                |
| Фосфор  | $3\text{Ca} + 2\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$                                                                                                                      | Фосфід                     | Більшість                                                   |
| Вуглець | $\text{Mg} + 2\text{C} \rightarrow \text{MgC}_2$<br>$4\text{Al} + 3\text{C} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3$                                                                  | Карбід                     | Більшість                                                   |
| Кремній | $2\text{Ca} + \text{Si} \rightarrow \text{Ca}_2\text{Si}$                                                                                                                       | Силіцид                    | Більшість                                                   |

**Взаємодія металів із водою:**

а) *активні* метали, що знаходяться в ряду активності металів до Mg, реагують із водою з утворенням лугів та водню:



б) метали *середньої* активності від Al до H<sub>2</sub> реагують із водою в більш жорстких умовах (наприклад, під час нагрівання) з утворенням оксидів і водню:

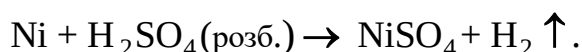
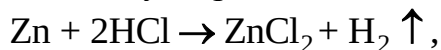


в) *малоактивні* метали, які містяться після H<sub>2</sub> у ряді напруг металів, із водою не реагують ні за яких умов.

**Взаємодія металів із кислотами.** Продукти взаємодії металів з кислотами залежать від активності металу, виду і концентрації кислоти, температури.

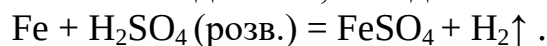
Кислоти умовно можна розподілити на дві групи:

*I група* – кислоти, що мають невисоку окислювальну здатність: HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(розб.), H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>S, CH<sub>3</sub>COOH. У них окисником є іони H<sup>+</sup>. Під час взаємодії цих кислот із металами утворюються солі й виділяється водень:



Із кислотами першої групи реагують метали, що перебувають в ряду активності лівіше водню.

Метали, які мають *змінний* ступінь окиснення, хлоридною та розведеною сульфатною кислотами окиснюються зазвичай до *нижчих* ступенів окиснення, наприклад, залізо Fe окиснюється до Fe<sup>2+</sup>, а не до Fe<sup>3+</sup>:

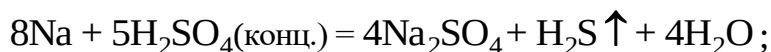


Плюмбум практично не взаємодіє з хлоридною та розведеною сульфатною кислотами, оскільки на його поверхні утворюється щільна нерозчинна плівка хлориду або сульфату плюмбуму(II).

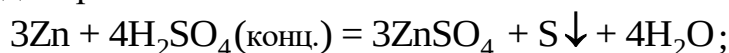
*II група* – кислоти, що володіють високою окислювальною здатністю:  $\text{HNO}_3$  (розв.),  $\text{HNO}_3$  (конц.),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.). У цих кислотах окисниками є кислотоутворювальний елемент.

У **концентрованій сульфатній кислоті** окисником є сульфат-іон  $\text{SO}_4^{2-}$ , в якому Сульфур знаходиться в ступені окиснення +6. Залежно від активності металу, сульфатна кислота може відновлюватися до гідроген сульфід  $\text{H}_2\text{S}$ , сірки  $\overset{0}{\text{S}}$  або сульфур(IV) оксиду  $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$ :

а) у результаті взаємодії *активних* металів із концентрованою сульфатною кислотою утворюються сіль, вода й переважно  $\text{H}_2\text{S}$ :



б) метали *середньої* активності відновлюють концентровану сульфатну кислоту переважно до сірки:



в) *малоактивні* метали відновлюють концентровану сульфатну кислоту переважно до  $\text{SO}_2$ , наприклад:



г) метали *змінної* валентності концентрованою сульфатною кислотою окиснюються зазвичай до вищого ступеня окиснення, наприклад:

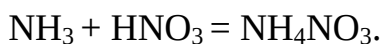


Благородні метали з концентрованою сульфатною кислотою не взаємодіють ні за яких умов.

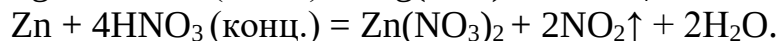
Метали (Al, Fe, Cr, Ni, Ti, V тощо) за звичайних умов не взаємодіють із концентрованою сульфатною кислотою (пасивуються). Тому, наприклад, концентровану сульфатну кислоту можна зберігати в ємностях зі звичайної нелегованої сталі.

*Чим лівіше в ряді напруг знаходиться метал, тим повніше відновлюється сульфатна кислота.*

Окисником в **нітратній кислоті** є нітрат-іони  $\text{NO}_3^-$  із Нітрогеном у ступені окиснення +5. У результаті взаємодії металів із нітратною кислотою водень не виділяється. Нітратна кислота окиснює усі метали, за винятком найбільш неактивних (Au, Pt). У результаті реакції утворюються сіль, вода і продукти відновлення Нітрогену(+5):  $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_4^+$ ,  $\overset{0}{\text{N}}_2$ ,  $\overset{+1}{\text{N}}_2\text{O}$ ,  $\overset{+2}{\text{N}}\text{O}$ ,  $\overset{+3}{\text{HNO}}_2$ ,  $\overset{+4}{\text{NO}}_2$ . Вільний амоніак не виділяється, оскільки він взаємодіє з нітратною кислотою, утворюючи нітрат амонію:

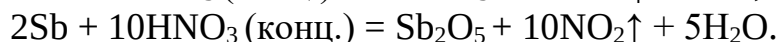
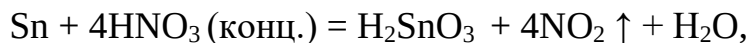


У результаті взаємодії металів із *концентрованою* нітратною кислотою (30–60 %  $\text{HNO}_3$ ) продуктом відновлення  $\text{HNO}_3$  є переважно нітроген(IV) оксид, незалежно від природи металу, наприклад:



Метали змінної валентності під час взаємодії з концентрованою нітратною кислотою окиснюються до вищого ступеня окиснення. Метали, які окиснюються до ступеня окиснення +4 і вище, утворюють кислоти або оксиди.

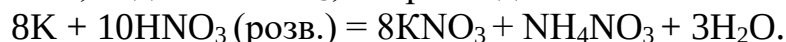
Наприклад:



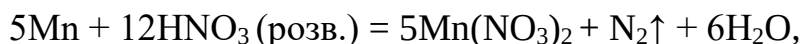
У концентрованій нітратній кислоті пасивуються алюміній, хром, залізо, нікель, кобальт, титан і деякі інші метали. Після обробки нітратною кислотою ці метали не взаємодіють і з іншими кислотами.

У результаті взаємодії металів із *розведеною* нітратною кислотою продукт її відновлення залежить від відновних властивостей металу: чим активніший метал, тим більшою мірою відновлюється нітратна кислота.

*Активні* метали відновлюють розведену нітратну кислоту максимально, тобто утворюється сіль, вода і  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , наприклад:



Метали *середньої* активності під час взаємодії з розведеною нітратною кислотою утворюють сіль, воду і азот або  $\text{N}_2\text{O}$ . Чим лівіше метал в цьому інтервалі (чим ближче до алюмінію), тим ймовірніше утворення азоту, наприклад:

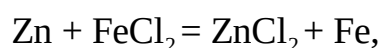
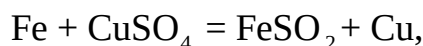


*Малоактивні* метали під час взаємодії з розведеною нітратною кислотою утворюють сіль, воду і оксид нітрогену(II), наприклад:



Але рівняння реакцій у цих прикладах є умовними, оскільки насправді виходить суміш сполук Нітрогену. Крім того, чим вищою є активність металу і нижчою концентрація кислоти, тим нижчим є ступінь окиснення Нітрогену в тому продукті, якого утворюється більше за інших.

**Взаємодія металів із солями.** Більш активні метали здатні витіснити менш активні з водних розчинів їхніх солей:



## Завдання для виконання

Таблиця 8.2 – Варіанти завдань за темою «Хімічні властивості металів»

| Номер варіанта | Схема перетворень                                                                                                                              |
|----------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1              | 2                                                                                                                                              |
| 1              | $\text{Be} \rightarrow \text{BeCl}_2 \rightarrow \text{Be(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Be(OH)}_4] \rightarrow \text{BeSO}_4$           |
| 2              | $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$                                               |
| 3              | $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO}$                                |
| 4              | $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4$                                         |
| 5              | $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)Cl} \rightarrow \text{FeCl}_2$ |
| 6              | $\text{Co} \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_3$                                                  |
| 7              | $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$                             |
| 8              | $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2$                             |
| 9              | $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_3$                                              |
| 10             | $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$                             |
| 11             | $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Na[Al(OH)}_4]$            |
| 12             | $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$                  |
| 13             | $\text{Sr} \rightarrow \text{Sr(OH)}_2 \rightarrow \text{SrCO}_3 \rightarrow \text{SrSO}_4$                                                    |
| 14             | $\text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$                                    |
| 15             | $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2$                       |
| 16             | $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Na[Al(OH)}_4]$                                 |
| 17             | $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cd(OH)}_2 \rightarrow \text{CdSO}_4$                                                |
| 18             | $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$                         |
| 19             | $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba(HCO}_3)_2$                        |
| 20             | $\text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$                                 |
| 21             | $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$                        |
| 22             | $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$                 |
| 23             | $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$                      |
| 24             | $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2$                                               |
| 25             | $\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}$                              |

## ТЕМА 9 ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

### Електродні потенціали. Механізм їх виникнення

Більшість металів мають кристалічну структуру, яку можна подати у вигляді кристалічної ґратки, у вузлах якої знаходяться позитивні іони, а в міжвузлях – валентні електрони («електронний газ»), які здійснюють зв'язок між іонами і легко пересуваються всередині кристалу (рис. 9.1).

Усі метали більшою чи меншою мірою розчиняються у воді. Якщо занурити металеву пластинку у воду, то позитивно заряджені катіони металу, які знаходяться у поверхневому шарі металу, гідратуються полярними молекулами води й переходять у розчин. У результаті поверхня металу набуває надлишкового негативного заряду, а розчин довкола металу – позитивного. Гідратовані позитивні катіони металу електростатично притягуються до негативно зарядженої пластинки, в результаті чого на межі «метал – рідина» утворюється **подвійний електричний шар (ПЕШ)**, що характеризується деякою різницею електростатичних потенціалів. Через деякий час між пластиною та розчином встановлюється *окисно-відновна рівновага*: кількість іонів, які залишають ґратку металу, дорівнює кількості іонів, які повертаються на метал:



Під час занурення металів у розчини їхніх солей, також виникає подвійний електричний шар, але залежно від активності металів можливі два різні механізми його утворення (рис. 9.1, а):

1. Для *активних* металів (Mg, Al, Fe, Zn), які мають високі відновні властивості, переважає пряма реакція, внаслідок чого пластини цих металів заряджаються негативно (рис. 3, а).

2. Для *малоактивних* металів (Cu, Hg, Ag, Au), які мають надзвичайно слабкі відновлювальні властивості, а їхні катіони (відповідно  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Au}^{3+}$ ), навпаки, мають високу окиснювальну здатність, більш характерним є зворотний процес – катіони металів із розчину переходять на пластинку, відновлюючись і осаджуючись на ній. Внаслідок цього пластина заряджається позитивно, а концентрація катіонів біля неї стає набагато меншою, ніж в об'ємі розчину. Із цієї причини розчин біля поверхні набуває негативного заряду за рахунок надлишку аніонів. Отже, на межі поділу метал-розчин також виникає ПЕШ (рис. 9.1, б).

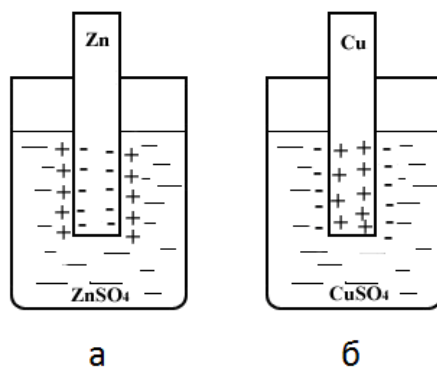


Рисунок 9.1 – Схема виникнення подвійного електричного шару на межі поділу метал – розчин:

а – активні метали; б – малоактивні метали

Потенціал, що встановлюється в умовах рівноваги електродної реакції, називається **рівноважним електродним потенціалом**.

Різницю (стрибок) потенціалів у граничному шарі, що виникає між металом і рідкою фазою, називають **електродним потенціалом**, який має певне значення для кожної окисно-відновної пари, що складається з металу та іону цього металу. Потенціал металу в розчині його солі записують як  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$  (у чисельнику – окиснена форма металу ( $\text{Me}^{n+}$ ), у знаменнику – відновлена форма іона ( $\text{Me}$ ), риска – поверхня розділу). Потенціалу приписують той знак, який виникає на металі в подвійному електричному шарі.

Абсолютні значення потенціалів визначити неможливо, тому визначають їх відносні значення, порівнюючи з потенціалом стандартного електрода. Стандартним обрано **водневий електрод**, потенціал якого умовно вважається рівним нулю.

**Стандартний електродний потенціал металу**  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$  – це потенціал, який виникає під час занурення металу в розчин, в якому концентрація (активність) іонів металу рівна 1 моль/л. Визначається стандартний електродний потенціал за стандартних умов ( $T = 298 \text{ K}$ ,  $P = 101,3 \text{ кПа}$ ) щодо стандартного водневого електрода.

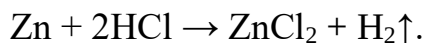
Розташовуючи метали в порядку збільшення їхніх стандартних електродних потенціалів, одержують **електрохімічний ряд напруг металів (ряд стандартних електродних потенціалів)**:

|                            |                            |                            |                            |                            |                            |                            |                            |                            |
|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|
| $\text{Li}^+/\text{Li}$    | $\text{K}^+/\text{K}$      | $\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}$ | $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$ | $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$ | $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$ | $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ | $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ | $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$ |
| -3,02                      | -2,92                      | -2,87                      | -2,34                      | -1,67                      | -1,05                      | -0,76                      | -0,44                      | -0,40                      |
| $\text{Co}^{2+}/\text{Co}$ | $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$ | $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ | $\text{H}_2/2\text{H}^+$   | $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ | $\text{Ag}^+/\text{Ag}$    | $\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}$ | $\text{Au}^{3+}/\text{Au}$ | .                          |
| -0,28                      | -0,14                      | -0,13                      | 0                          | +0,34                      | +0,80                      | +1,20                      | +1,49                      |                            |

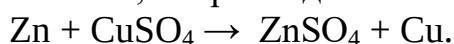
З аналізу цього ряду випливає декілька важливих **висновків**:

1. Чим менша алгебраїчна величина електродного потенціалу металу, тим вища відновлювальна здатність атомів металу і тим нижча окиснювальна здатність його іонів;

2. Метали, які розміщені у ряді напруг до  $\text{H}_2$ , витісняють водень із кислот-неокисників ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , розведена  $\text{H}_2\text{SO}_4$  тощо), наприклад:



3. Метали (крім лужних і лужноземельних) витісняють наступні в ряду метали з водних розчинів їхніх солей, наприклад:



Величину електродного потенціалу металу можна розрахувати за рівнянням Нернста:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln[\text{Me}^{n+}], \quad (9.1)$$

де  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$  – стандартний електродний потенціал металу, В;

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

$T$  – температура, К;

$F$  – стала Фарадея, що дорівнює 96 485,35 Кл/моль;

$n$  – кількість електронів, які беруть участь в електрохімічному процесі;

$[Me^{n+}]$  – молярна концентрація іона в розчині.

Якщо в рівняння (10.1) підставити числові значення констант  $R$ ,  $F$  і перейти від натуральних логарифмів до десяткових, то за температури  $T = 298$  К отримаємо

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi_{Me^{n+}/Me}^0 + \frac{0,059}{n} \lg[Me^{n+}]. \quad (10.2)$$

Із рівняння Нернста випливає, що зі збільшенням концентрації іонів металу в розчині електродний потенціал зміщується в позитивний бік, а зі зменшенням – у негативний. Тому електродні потенціали одного й того самого металу можуть залежно від концентрації його іонів мати різні значення. На цьому ґрунтується робота концентраційних гальванічних елементів.

### **Гальванічні елементи**

**Гальванічними елементами** називаються пристрої, в яких хімічна енергія окисно-відновних реакцій, що відбуваються в них, перетворюється на електричну. Дія будь-якого гальванічного елемента заснована на перебігу в ньому просторово розділених окисно-відновних реакцій.

У найпростішому випадку хімічний гальванічний елемент складається з двох різних **електродів** – металевих пластин, занурених у розчини їхніх солей. Електроди з'єднані через вольтметр металевим провідником.

Електрод, на якому відбувається реакція окиснення, називається **анодом**. Електрод, на якому відбувається реакція відновлення, називається **катодом**.

*Щоб визначити, який електрод у гальванічному елементі відіграє роль анода, а який – катода, необхідно порівняти значення електродних потенціалів відповідних електрохімічних систем.*

**Анодом** є електрод, виготовлений із більш активного металу, електродний потенціал якого має більш від'ємне значення. Анод – негативний електрод, у схемах гальванічних елементів він позначається знаком мінус (**–**)**A**.

**Катодом** є електрод, виготовлений з менш активного металу, електродний потенціал якого має більш додатне значення. Катод – позитивний електрод, він позначається знаком плюс **K(+)**.

Прикладом найвідомішого гальванічного елемента є мідно-цинковий елемент або елемент Якобі – Даніеля, що складається з цинкового електрода, зануреного у водний розчин  $ZnSO_4$  і мідного електрода, зануреного в розчин  $CuSO_4$  (рис.9.2). Для запобігання перемішування розчини розділені напівпроникною поруватою перетинкою-мембраною, через яку можуть проходити тільки іони. Часто замість перетинки застосовується U-подібний електролітичний (сольовий) місток, заповнений агар-агаром (рослинна желеподібна речовина), змішаним із  $KCl$ . Він створює контакт між двома розчинами. Металеві провідники, що з'єднують електроди з вольтметром, замикають зовнішній електричний ланцюг.

Перед початком роботи гальванічного елемента в обох розчинах кількість катіонів чітко відповідає кількості аніонів. Під час роботи гальванічного елемента в прианодний розчин  $\text{ZnSO}_4$  безупинно надходять катіони  $\text{Zn}^{2+}$ , внаслідок чого він повинен заряджатися позитивно. З іншого боку, катіони  $\text{Cu}^{2+}$ , що містяться у прикатодному розчині, переміщуються до катода і відновлюються на ньому, тому за рахунок надлишкової, некомпенсованої кількості іонів  $\text{SO}_4^{2-}$  цей розчин має заряджатися негативно. Однак насправді цього не відбувається, оскільки електронейтральність розчинів забезпечується переходом іонів  $\text{SO}_4^{2-}$  через сольовий місток (або через порувату перетинку-мембрану) з прикатодного простору в прианодний, тоді як надлишкові катіони навпаки рухаються у протилежному напрямку.

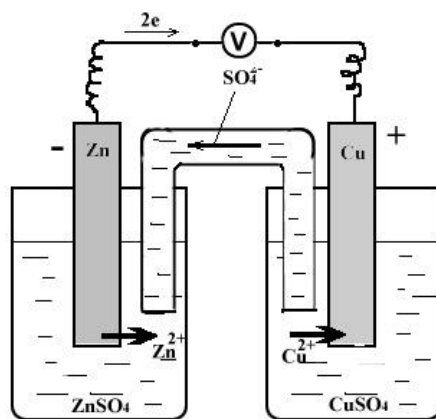
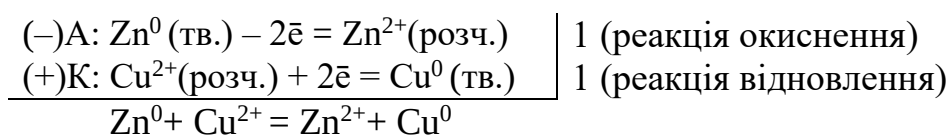


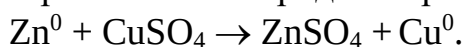
Рисунок 9.2 – Гальванічний елемент Якобі – Даніеля

Порівнюючи потенціали металів  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$  і  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}$  очевидно, що в цинково-мідному гальванічному елементі  $\text{Zn}$  – анод, а  $\text{Cu}$  – катод. Якщо зовнішній ланцюг замкнути, то на аноді почнеться процес окиснення цинку:  $\text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ . Катіони  $\text{Zn}^{2+}$  поступово будуть переходити в розчин, а цинковий електрод почне заряджатися негативно. Накопичені на аноді електрони будуть перетікати по зовнішньому провіднику на мідний катод, що приведе до відновлення іонів  $\text{Cu}^{2+}$ :  $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$ .

Сумарна реакція, що характеризує роботу цинково-мідного елемента може бути отримана шляхом алгебраїчного складання двох реакцій, що відбуваються на електродах:



Молекулярне хімічне рівняння електродних процесів:



Отже, за рахунок перебігу цієї окисно-відновної хімічної реакції в цинково-мідному гальванічному елементі утворюється безперервний потік електронів (електричний струм). Цей процес відбуватиметься доти, доки не розчиниться весь цинк, або не буде використана вся сіль  $\text{CuSO}_4$ .

**Схема гальванічного елемента.** Для позначення гальванічних елементів часто використовується символічний запис – схема, що надзвичайно спрощує їх опис. Схему цинково-мідного гальванічного елемента, зображеного на рисунку 9.2, можна записати у такому вигляді:



Зліва завжди записується анод  $\text{Zn}|\text{ZnSO}_4$  (або  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}$ ) – негативний електрод **(-)A**, на якому відбувається процес окислення. Праворуч записується катод  $\text{CuSO}_4|\text{Cu}$  (або  $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ ) – позитивний електрод **K(+)**, на якому відбувається процес відновлення. Однією вертикальною рисою позначається межа поділу між електродом і розчином солі, в який він занурений, а двома – між розчинами солей. **Електрорушійна сила** гальванічного елемента (ЕРС) дорівнює різниці потенціалів електродів, до того ж від більш позитивного потенціалу віднімають більш негативний:

$$ЕРС = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}},$$

де  $\varphi_{\text{к}}$  – рівноважний електродний потенціал катода;

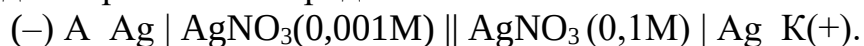
$\varphi_{\text{а}}$  – рівноважний електродний потенціал анода.

Одиниця вимірювання *ЕРС* – вольти (В). Електрорушійна сила гальванічного елемента завжди позитивна.

Розглянутий вище елемент Якобі – Даніеля належить до *хімічних* гальванічних елементів, у яких ЕРС виникає внаслідок різної хімічної природи електродів та хімічних перетворень компонентів системи.

Поширені також *концентраційні* гальванічні елементи, які побудовані з однакових електродів, занурених у розчини одного і того ж самого електроліту різної концентрації. У таких гальванічних елементах джерелом електричної енергії є енергія перенесення речовини з розчину з більшою концентрацією іонів у розчин із меншою концентрацією. Анодом у концентраційних елементах є електрод, занурений в електроліт із меншою концентрацією, а катодом – електрод, занурений в електроліт з більшою концентрацією. У схемах таких елементів обов'язково зазначаються концентрації розчинів солей.

Прикладом концентраційного гальванічного може бути елемент, складений із двох срібних електродів:



Електрод, занурений у розведений розчин, надсилає до нього йони срібла і заряджається негативно. На електроді, зануреному в концентрований розчин, іони срібла осаджуються, заряджаючи його позитивно, тобто на обох електродах відбуваються процеси, спрямовані на вирівнювання концентрацій.

### Приклади розв'язання задач

**Приклад 1.** Розрахувати потенціал магнію, який занурений у 0,01 М розчин  $\text{MgSO}_4$ .

### Розв'язання

Розрахунок електродного потенціалу здійснюють за рівнянням Нернста:

$$\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Mg}^{2+}] = -2,36 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -2,422 \text{ В.}$$

**Приклад 2.** Скласти схему гальванічного елемента, в якому електродами є залізна пластина, занурена у розчин ферум(II) сульфату з молярною концентрацією 0,1 моль/л, і мідна пластинка, занурена у розчин купрум(II) хлориду з молярною концентрацією 0,01 моль/л. Який метал буде анодом, а який – катодом? Написати рівняння окисно-відновних реакцій на електродах і визначити ЕРС.

### Розв'язання

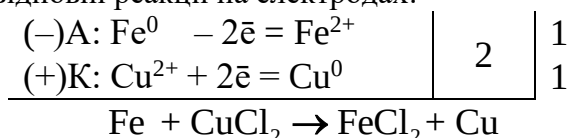
Визначаємо анод і катод:

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В.}$$

Очевидно, що в залізно-мідному гальванічному елементі Fe – анод, а Cu – катод. Напишемо схему гальванічного елемента:



Окисно-відновні реакції на електродах:



Електрорушійну силу гальванічного елемента розраховують як

$$E = \varphi_K - \varphi_A = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}};$$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = 0,34 - 0,059 = 0,281 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,44 - 0,0295 = -0,4105 \text{ В};$$

$$E = 0,281 - (-0,4105) = 0,6915 \text{ В} \approx 0,69 \text{ В.}$$

### Завдання до виконання

#### Завдання 1

1. Скласти схему гальванічного елемента із зазначених електродів (табл.9.1).
2. Вказати анод і катод.
3. Написати рівняння окисно-відновних реакцій на аноді, катоді та сумарної реакції.
4. Визначити ЕРС гальванічного елемента.
5. Вказати напрямок руху електронів у зовнішньому колі.

Таблиця 9.1 – Варіанти завдань за темою «Гальванічні елементи»

| Номер варіанта | Найменування металів | Концентрація іонів металів у розчині, моль/л              |
|----------------|----------------------|-----------------------------------------------------------|
| 1              | 2                    | 3                                                         |
| 1              | Мідь, алюміній       | $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$  |
| 2              | Залізо, алюміній     | $c(\text{Fe}^{2+}) = 1$ ; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,01$      |
| 3              | Кобальт, свинець     | $c(\text{Co}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$   |
| 4              | Олово, магній        | $c(\text{Sn}^{2+}) = 0,1$ ; $c(\text{Mg}^{2+}) = 1$       |
| 5              | Залізо, нікель       | $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,001$  |
| 6              | Цинк, свинець        | $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,001$  |
| 7              | Олово, марганець     | $c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Mn}^{2+}) = 1$      |
| 8              | Магній, свинець      | $c(\text{Mg}^{2+}) = 1$ ; $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$      |
| 9              | Цинк, нікель         | $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,001$  |
| 10             | Марганець, залізо    | $c(\text{Mn}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Fe}^{2+}) = 1$      |
| 11             | Олово, нікель        | $c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$   |
| 12             | Свинець, мідь        | $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,0001$ |
| 13             | Цинк, мідь           | $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,001$  |
| 14             | Срібло, манган       | $c(\text{Ag}^{+}) = 1$ ; $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$       |
| 15             | Нікель, магній       | $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Mg}^{2+}) = 1$      |
| 16             | Цинк, срібло         | $c(\text{Zn}^{2+}) = 1$ ; $c(\text{Ag}^{+}) = 0,1$        |
| 17             | Олово, цинк          | $c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$   |
| 18             | Нікель, алюміній     | $c(\text{Ni}^{2+}) = 1$ ; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$     |
| 19             | Залізо, цинк         | $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Zn}^{2+}) = 1$      |
| 20             | Мідь, олово          | $c(\text{Cu}^{2+}) = 1$ ; $c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$      |
| 21             | Цинк, кобальт        | $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Co}^{2+}) = 1$      |
| 22             | Олово, свинець       | $c(\text{Sn}^{2+}) = 1$ ; $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$      |
| 23             | Кобальт, алюміній    | $c(\text{Co}^{2+}) = 0,01$ ; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$  |
| 24             | Нікель, магній       | $c(\text{Ni}^{2+}) = 1$ ; $c(\text{Mg}^{2+}) = 0,01$      |
| 25             | Марганець, олово     | $c(\text{Mn}^{2+}) = 1$ ; $c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$      |

## ТЕМА 10 КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ. ЗАХИСТ ВІД КОРОЗІЇ

**Корозія** – самодовільний процес руйнування металів або сплавів на їхній основі під впливом навколишнього середовища. Внаслідок корозії метал

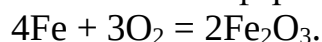
переходить в окиснений стан і втрачає характерні для нього механічні властивості. Корозія – це хімічний окисно-відновний процес.

Корозійні процеси класифікують за різними ознаками:

- за механізмом реакцій взаємодії метала з середовищем (хімічна та електрохімічна корозія);
- за умовами перебігу (газова корозія, корозія в рідинах-неелектролітах, корозія у водних розчинах електролітів, атмосферна корозія, аераційна корозія, підземна корозія, корозія під дією блукаючих струмів, корозія під механічною напругою);
- за характером корозійних руйнувань: рівномірна, нерівномірна, структурно-виборча, плямами, виразками, пітінг або точками, межкристалітна, транскристалітна або ножова.

### Типи корозії

**Хімічна корозія** – це процес руйнування металів за рахунок хімічної взаємодії металевої поверхні з навколишнім середовищем, який не супроводжується виникненням електрохімічних (електродних) процесів на межі фаз. Найчастіше це окиснення металів сухими газами – окисниками ( $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $SO_2$ ,  $NO_2$  тощо), тому таку корозію ще називають *газовою*. До хімічної корозії належить і корозія в розчинах неелектролітів. Цей вид корозії відбувається зазвичай рівномірно по всій поверхні металу. У зв'язку з цим хімічна корозія менш небезпечна, ніж електрохімічна. Типовим прикладом хімічної корозії є окиснення металів в атмосфері сухого кисню:



**Електрохімічна корозія** – це процес руйнування металів, який виникає в разі їхнього контакту з розчинами електролітів із виникненням електричного струму.

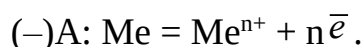
Руйнування металу відбувається за рахунок утворення на його поверхні гальванічних пар (мікрогальванічних елементів).

Причиною утворення короткозамкнених мікрогальванічних елементів може бути :

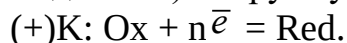
- наявність домішок у металі;
- енергетична неоднорідність його поверхні, що спричинена неоднорідністю хімічного або фазового складу як самого металу, так і навколишнього корозійного середовища;
- механічний стан металу.

Наявність енергетичної неоднорідності на сусідніх ділянках металевої поверхні призводить до того, що ділянка з більш негативним електродним потенціалом стає анодом, а з більш позитивним – катодом.

На аноді відбувається окислення і розчинення (руйнування) металу за такою схемою:



Електрони, що залишилися в металі, переміщуються з анода на катод (більш позитивно поляризована ділянка) і беруть участь у процесі відновлення:



Речовини-окисники (Ох), які відновлюються на катодних ділянках називаються *деполяризаторами*, а реакція їх відновлення – *деполяризацією*.

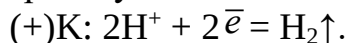
Найпоширенішими окисниками (деполяризаторами) навколишнього середовища є молекули розчиненого у воді кисню ( $O_2$ ), самі молекули води ( $H_2O$ ) і катіони гідрогену ( $H^+$ ). Зазвичай у корозійному середовищі наявні всі три деполяризатори. Який із них буде визначати перебіг катодного процесу залежить від співвідношення їхніх концентрацій.

Розрізняють два види процесів деполяризації – з виділенням водню (воднева деполяризація) і поглинанням кисню (киснева деполяризація).

#### *Воднева деполяризація*

Воднева деполяризація супроводжується відновленням на катодних ділянках водню.

У кислому і нейтральному середовищі ( $pH \leq 7$ ) деполяризація відбувається за участі іонів гідрогену:



Потенціал, що відповідає цьому електродному процесу, розраховують як  $\Phi = -0,059 \cdot pH$ . Очевидно, що чим вище pH, тим менша кількість металів зазнає корозії:

– якщо  $pH = 0$  (*сильно кисле середовище*), то  $\Phi = 0$  В – кородують усі метали, що містяться в ряді напруг лівіше водню (від літію до свинцю);

– якщо  $pH = 7$  (*нейтральне середовище*), то  $\Phi^0 = -0,059 \cdot pH = -0,059 \cdot 7 = -0,413$  В.

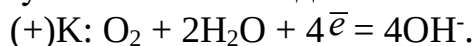
За таких умов іони гідрогену, що містяться у воді або в нейтральному водному середовищі, можуть окислювати тільки ті метали, значення потенціалів яких менші за  $-0,413$  В, тобто метали від початку ряду електрохімічних потенціалів до кадмію. А оскільки кадмій і метали, які стоять поруч із ним у ряді напруг металів, мають на своїй поверхні захисну оксидну плівку – вони не здатні окиснюватися іонами гідрогену.

Воднева деполяризація протікає у тих випадках, коли доступ кисню, як більш сильного окислювача, до поверхні металу обмежений. Це може мати місце під товстим шаром води або в кислих розчинах, в яких розчинність кисню дуже низька.

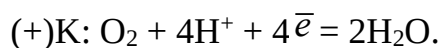
#### *Киснева деполяризація*

Киснева деполяризація обумовлена відновленням атмосферного кисню, розчиненого в корозійному середовищі. Корозія металів із кисневою деполяризацією є найбільш поширена у прісній та морській воді, сольових розчинах, у землі та вологій атмосфері повітря. Схема кисневої деполяризації суттєво залежить від pH середовища.

У насиченому киснем *нейтральному та лужному середовищі* ( $pH \geq 7$ ) деполяризація протікає за участі кисню і води:



У насиченому киснем *кислому середовищі* ( $pH < 7$ ) деполяризація протікає за участі кисню та іонів гідрогену:



В обох випадках потенціал катодної реакції  $\varphi_K = 1,23 - 0,059\text{pH}$ .

Розглянемо три випадки кисневої деполяризації у різних середовищах:

– якщо  $\text{pH} = 14$  (сильно лужне середовище), то  $\varphi_K = 1,23 - 0,059\text{pH} = 1,23 - 0,059 \cdot 14 = 0,404 \text{ В}$ ;

– якщо  $\text{pH} = 7$  (нейтральне середовище), то  $\varphi_K = 1,23 - 0,059\text{pH} = 1,23 - 0,059 \cdot 7 = 0,817 \text{ В}$ ;

– якщо  $\text{pH} = 0$  (сильно кисле середовище), то  $\varphi_K = 1,23 - 0,059\text{pH} = 1,23 - 0,059 \cdot 0 = 1,23 \text{ В}$ .

Вочевидь, що корозія з кисневою деполяризацією є найбільш небезпечною в кислому середовищі (для наведеного прикладу розчинений у воді кисень може окислювати метали, потенціал яких менше ніж  $1,23 \text{ В}$ ). У цьому випадку кородують практично усі метали, за винятком золота.

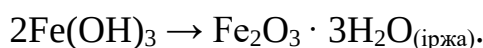
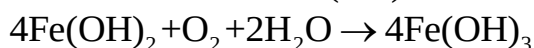
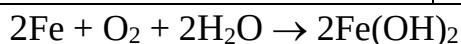
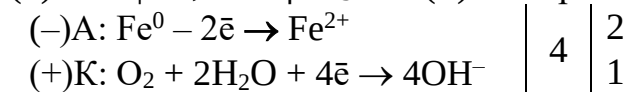
Окрім того, необхідно підкреслити, що загалом корозія з кисневою деполяризацією є значно більш небезпечною, ніж корозія з водневою деполяризацією – кородує значно більша кількість металів.

До електрохімічної корозії належить атмосферна, контактна корозія, корозія у вологому ґрунті.

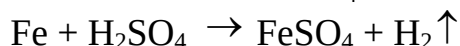
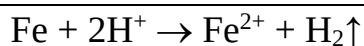
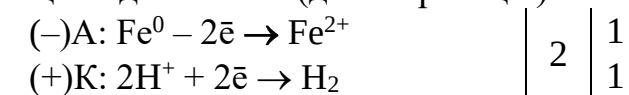
**Атмосферна корозія** – окиснення металів киснем, розчиненим у водяній плівці, яка утворюється внаслідок конденсації води на поверхні металу.

Розглянемо схему атмосферної корозії чавуну і сталі:

(-)A Fe | O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O | Fe<sub>3</sub>C K (+) – мікрогальванопара



**Контактна корозія** відбувається, коли в електролітичному середовищі контактують різні метали. Розглянемо, наприклад, контактну корозію заліза і міді в кислому середовищі (-)A Fe | H<sup>+</sup> | Cu K(+). Залізо, як більш активний метал, буде анодом, на ньому буде відбуватися реакція окиснення (руйнування) заліза, а мідь, як менш активний метал, буде катодом, на ньому буде відбуватися реакція відновлення (деполяризація) іонів гідрогену:



Швидкість контактної корозії тим більша, чим більша різниця потенціалів контактуючих металів.

### Корозія у вологому ґрунті



Незахищені металічні конструкції, заглиблені у вологий ґрунт (опори, труби, деталі фундаментів), швидко руйнуються. Причиною електрохімічної корозії є нерівномірна аерація заглибленої частини конструкції. Ближче до поверхні концентрація кисню в ґрунтовій воді вища, отже, утворюється концентраційна гальванічна пара.

Речовини, які прискорюють корозію металів, називають *активаторами корозії* ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ).

Електрохімічну корозію, крім інертних домішок, можуть спричиняти електричні струми сторонніх джерел (блукаючі струми). Блукаючий струм, потрапляючи в підземну металеву конструкцію, проходить по ній; та частина конструкції, в яку входить струм, відіграє роль катода, а протилежна частина конструкції зазнає корозії (вона – анод).

### Методи захисту металів від корозії

Сучасний захист металів від корозії базується на таких методах:

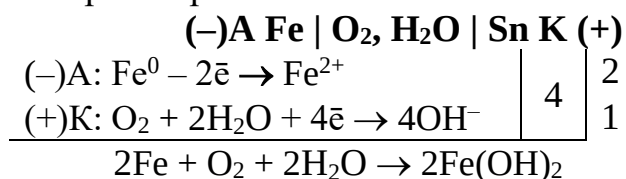
- підвищення хімічного опору конструкційних матеріалів;
- ізоляція поверхні металу від агресивного середовища;
- зниження агресивності виробничого середовища;
- зниження корозії накладанням зовнішнього струму (електрохімічний захист).

Широко застосовують такі основні види захисту металевих конструкцій від корозії:

1. *Створення сплавів з антикорозійними властивостями* – один із найважливіших напрямків боротьби проти корозійних втрат. Додаванням до складу сталі близько 12 % хрому здобувають нержавіючу сталь, стійку до корозії. Домішки нікелю, кобальту й міді посилюють антикорозійні властивості сталі, оскільки підвищується схильність сплавів до пасивації. Перспективним є також перехід у деяких конструкціях від металевих до хімічно стійких матеріалів (пластичні високополімерні матеріали, скло, кераміка тощо).

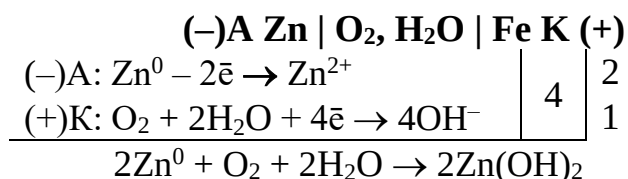
2. *Захисні покриття* – ізоляція поверхні металів від агресивного середовища шляхом нанесення неметалічних (лакофарбних, керамічних, пластиків тощо) та металічних покриттів, які можуть бути анодними і катодними.

*Катодні покриття* роблять із металів, які мають більший електродний потенціал (менш активні) у певному середовищі, ніж основний метал, наприклад, олов'яне покриття на поверхні заліза (*луджене залізо*). Проте незначне порушення суцільності покриття робить його навіть шкідливим. У місці порушення суцільності покриття проникає агресивне середовище і утворюється гальванічна пара, в якій основний метал (залізо) відіграє роль анода й швидко руйнується, катодом стає олово, на якому починає відбуватися відновлення деполяризатора:



Крім олова як катодні покриття використовують також мідь, нікель та інші метали.

*Анодні покриття* виготовляють із металів, які мають менший електродний потенціал (більш активні) у певному середовищі, ніж основний метал. Дія такого покриття не припиняється навіть після порушення його цілісності. Суть захисту металевих виробів анодним покриттям полягає в тому, що в середовищі саме покриття стає анодом і руйнується. У разі пошкодження покриття виникають гальванічні пари, в яких метал виробу відіграє роль катода й не руйнується. Наприклад, для заліза таким покриттям є цинк (*оцинковане залізо*):



Цинкові покриття широко використовують для захисту труб, резервуарів від впливу води та гарячих рідин.

Металеві покриття розділяються також за способом їх отримання (електролітичне осадження, хімічне осадження, гаряче і холодне нанесення, термодифузійна обробка, металізація напиленням).

3. *Зміна складу агресивного середовища, застосування інгібіторів корозії.* Прикладами такої обробки можуть слугувати: нейтралізація або знекиснення корозійних середовищ, а також застосування різних інгібіторів корозії.

*Інгібіторами корозії* називають речовини, невеликі домішки яких до корозійного середовища сповільнюють корозію металів. Найчастіше це органічні речовини – аміни, уротропін, формалін тощо. Дія інгібіторів полягає в тому, що на поверхні металу вони утворюють адсорбційну плівку, яка ізолює метал від середовища.

4. *Електрохімічні методи* – протекторний та катодний захист. Шляхом катодної або анодної поляризації від стороннього джерела струму або приєднанням до конструкції, що захищається, протекторів, потенціал металу зміщується до значень, за яких сильно сповільнюється або повністю припиняється корозія.

Суть *протекторного захисту* полягає в тому, що до об'єкта захисту провідником приєднують протектор – лист із більш активного металу (Mg, Al). У результаті утворюється гальванічна пара, в якій металева конструкція буде катодом, а повільно буде окислюватись протектор. Протектором захищають об'єкти від корозії на відстанях до 50 м.

У разі катодного захисту об'єкт сполучають провідником із негативним полюсом джерела постійного струму невеликої напруги, а позитивний полюс заземлюють або сполучають зі шматком металобрухту. Радіус дії катодного захисту досягає 2 000 м.

### Завдання для виконання

*Значення стандартних електродних потенціалів наведені в додатку А (табл. А.2)*

## Завдання 1

1. З метою захисту від корозії цинковий виріб вкрили оловом. Яке це покриття: анодне чи катодне? Напишіть рівняння атмосферної корозії цього виробу в разі порушення цілісності покриття.

2. Як впливає контакт олова з цинком, свинцем і міддю на швидкість корозії олова в кислих розчинах? У якому випадку швидкість корозії олова сповільнюється? Контакт з яким із металів збільшує швидкість корозії олова?

3. Нікель знаходиться у контакті з золотом у вологому повітрі, насиченому сірководнем. Який метал зазнає корозії? Складіть електронні рівняння катодного і анодного процесів, що протікають у разі корозії металу.

4. Деталь виготовлена зі сплаву, до складу якого входять алюміній і хром. Який із компонентів сплаву буде руйнуватися в разі електрохімічної корозії? Відповідь підтвердьте рівняннями анодного і катодного процесу корозії в вологому повітрі.

5. Чи можна з'єднувати алюмінієві листи мідними заклепками? Опишіть корозію цієї пари металів у водному розчині  $\text{CuCl}_2$ .

6. У розчин хлоридної кислоти занурили цинкову пластинку і цинкову пластинку частково вкриту міддю. У якому випадку корозія цинку протікає інтенсивніше? Чому? Опишіть процес корозії в обох випадках.

7. Залізний виріб вкрили міддю. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу під час руйнування покриття у хлоридній кислоті. Які продукти корозії утворюються?

8. Описати атмосферну корозію оцинкованого заліза в разі часткового порушення цілісності покриття у вологому повітрі.

9. Описати корозію лудженого заліза у випадку часткового порушення цілісності покриття в середовищі з  $\text{pH} = 4$ .

10. Наведіть приклади металу, придатного для протекторного захисту нікелю. Напишіть рівняння електрохімічної корозії в середовищі волого повітря.

11. Сплав містить залізо й нікель. Який із названих компонентів буде руйнуватися у воді, насиченій  $\text{CO}_2$ ? Наведіть рівняння анодного і катодного процесів.

12. Залізо вкрито хромом. Який із металів буде кородувати в разі порушення поверхневого шару покриття в атмосфері промислового району, де вологе повітря містить, зокрема, карбон(IV) оксид, сульфур(IV) оксид, сірководень? Складіть схеми відповідних хімічних реакцій.

13. З метою захисту від корозії залізний виріб вкрили кобальтом. Яке це покриття: анодне чи катодне? Напишіть рівняння атмосферної корозії цього виробу під час порушення цілісності покриття.

14. Деталь зроблена зі сплаву, до складу якого входить магній і нікель. Який із компонентів сплаву буде руйнуватися під час електрохімічної корозії? Відповідь підтвердьте рівняннями анодного та катодного процесу корозії:

а) у кислому середовищі;

б) у вологому повітрі.

15. Сплав містить олово і цинк. Який із названих компонентів буде руйнуватися під час атмосферної корозії? Наведіть рівняння анодного і катодного процесів.

16. Яке покриття: нікелеве або цинкове надійніше захистить залізний виріб від корозії? Чому? Напишіть рівняння корозії в кислому середовищі для обох випадків.

17. Із метою захисту від корозії залізний виріб вкрили магнієм. Яке це покриття: анодне чи катодне? Напишіть рівняння анодного і катодного процесів корозії в разі порушення цілісності покриття за умови, що виріб знаходиться в водному розчині  $\text{ZnSO}_4$ .

18. Як відбувається атмосферна корозія лудженої міді? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

19. Пояснити, чому небажаний контакт алюмінієвих і мідних проводів в електричних ланцюгах, що працюють у вологому повітрі? Описати процеси, що відбуваються при цьому.

20. Яке покриття: позолочене або цинкове надійніше захистить залізний виріб від корозії? Чому? Напишіть рівняння корозії в кислому середовищі для обох випадків.

21. Мідь не витісняє водень із хлоридної кислоти, але якщо до шматочка міді доторкнутися залізним дротиком, то на міді починає бурхливо виділятися водень. Чому? Напишіть електронні рівняння.

22. Кілька залізних пластин вкрили для захисту від корозії сріблом, міддю, нікелем, цинком, оловом. Вкажіть анодні і катодні покриття. Опишіть процеси, що відбуваються під час корозії посрібленого заліза у випадку часткового порушення цілісності покриття у кислому середовищі.

23. Сплав містить хром і мідь. Який із названих компонентів буде руйнуватися в разі атмосферної корозії? Наведіть рівняння анодного і катодного процесів.

24. Деталь зроблена зі сплаву, до складу якого входять цинк і мідь. Який з компонентів сплаву буде руйнуватися в разі електрохімічної корозії? Відповідь підтвердіть рівняннями анодного і катодного процесу корозії в середовищі з  $\text{pH} = 3$ .

25. Чому частини алюмінієвих виробів не можна з'єднувати мідними заклепками? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії у нейтральному середовищі. Які продукти корозії утворюються?

## СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНИХ ДЖЕРЕЛ

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підручник / Н. В. Романова. – Київ : Ірпінь : ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
2. Основи загальної хімії : підручник / [В. С. Телегус та ін.]. – Львів : Світ, 2000. – 424 с.
3. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посіб. / В. І. Кириченко. – Київ : Вища шк., 2005. – 639 с.
4. Хімія : навч. посіб. / [Слободяник М. С. та ін.] ; за ред. М. С. Слободяник. – Київ : Либідь, 2003. – 352 с.
5. Гречанюк В. Г. Загальна та неорганічна хімія: навч. посіб. / В. Г. Гречанюк, Т. В. Вітовецька, В. Ю. Апанасенко. – Київ : КНУБА, 2024. – 128 с.
6. Хімія : підручник / В. Ф. Шульгін, В. С. Слободяник, В. О. Павленко [та ін.]. – Харків : Фоліо, 2014. – 958 с.
7. Назарко І. С. Загальна хімія : навч. посіб. для студентів технічних спеціальностей / І. С. Назарко, О. І. Вічко. – Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2019. – 192 с.
8. Корозія металів. Захист від корозії [Електрон. ресурс] – Електрон. текст. дані. – Режим доступу: <https://chem.teset.sumdu.edu.ua/media/documents/Koroz.pdf>, вільний (дата звернення: 12.05.2026) – Назва з екрана.

# ДОДАТОК А

## Довідкові дані

Таблиця А.1 – Стандартні термодинамічні величини для простих речовин і сполук ( $\Delta H_{f,298}^0$  – стандартні ентальпії утворення,  $S_{298}^0$  – стандартні ентропії)

| Речовина                                        | $\Delta H_{f,298}^0$ , кДж/моль | $S_{298}^0$ , Дж/мольК |
|-------------------------------------------------|---------------------------------|------------------------|
| Cl <sub>2</sub>                                 | 0                               | 223,0                  |
| CO <sub>(г)</sub>                               | -110,5                          | 197,4                  |
| CO <sub>2(г)</sub>                              | -393,51                         | 213,6                  |
| COCl <sub>2(г)</sub>                            | -223,0                          | 289,2                  |
| CaCO <sub>3(т)</sub>                            | -1 206                          | 92,9                   |
| CaO <sub>(т)</sub>                              | -635,1                          | 39,7                   |
| Ca(OH) <sub>2(т)</sub>                          | -986,2                          | 83,4                   |
| H <sub>2(г)</sub>                               | 0                               | 130,6                  |
| HCl <sub>(г)</sub>                              | -92,30                          | 186,7                  |
| H <sub>2</sub> O <sub>(г)</sub>                 | -241,84                         | 188,74                 |
| MgO <sub>(т)</sub>                              | -601,24                         | 26,94                  |
| Mg(OH) <sub>2(т)</sub>                          | -924,66                         | 63,14                  |
| N <sub>2(г)</sub>                               | 0                               | 191,5                  |
| NH <sub>3(г)</sub>                              | -46,19                          | 192,5                  |
| NH <sub>4</sub> Cl <sub>(т)</sub>               | -315,39                         | 94,56                  |
| NO <sub>(г)</sub>                               | 90,37                           | 210,62                 |
| NO <sub>2(г)</sub>                              | 33,89                           | 240,45                 |
| N <sub>2</sub> O <sub>4(г)</sub>                | 9,37                            | 304,3                  |
| O <sub>2(г)</sub>                               | 0                               | 205,03                 |
| S <sub>2(г)</sub>                               | 129,1                           | 227,7                  |
| SO <sub>2(г)</sub>                              | -296,9                          | 248,1                  |
| SO <sub>2</sub> Cl <sub>2(г)</sub>              | -358,7                          | 311,3                  |
| SO <sub>3(г)</sub>                              | -395,2                          | 256,23                 |
| CH <sub>4(г)</sub>                              | -74,85                          | 186,19                 |
| C <sub>2</sub> H <sub>4(г)</sub>                | 52,28                           | 219,4                  |
| C <sub>2</sub> H <sub>6(г)</sub>                | -84,67                          | 229,5                  |
| C <sub>6</sub> H <sub>6(г)</sub>                | 82,93                           | 269,2                  |
| C <sub>6</sub> H <sub>12(г)</sub>               | -123,1                          | 298,2                  |
| CH <sub>3</sub> OH <sub>(г)</sub>               | -201,2                          | 239,7                  |
| C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH <sub>(г)</sub> | -235,3                          | 282,0                  |
| CH <sub>3</sub> CHO <sub>(г)</sub>              | -166,0                          | 264,2                  |

Таблиця А.2 – Стандартні електродні потенціали ( $\varphi^0$ ) у водних розчинах за температури 25 °С

| Електрод                   | $E^0$ , В | Електрод                           | $E^0$ , В   |
|----------------------------|-----------|------------------------------------|-------------|
| $\text{Li}^+/\text{Li}$    | -3,02     | $\text{Co}^{2+}/\text{Co}$         | -0,28       |
| $\text{Rb}^+/\text{Rb}$    | -2,99     | $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$         | -0,25       |
| $\text{K}^+/\text{K}$      | -2,92     | $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$         | -0,14       |
| $\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}$ | -2,90     | $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$         | -0,13       |
| $\text{Sr}^{2+}/\text{Sr}$ | -2,89     | $\text{H}^+/\frac{1}{2}\text{H}_2$ | <b>0,00</b> |
| $\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}$ | -2,87     | $\text{Sb}^{3+}/\text{Sb}$         | +0,20       |
| $\text{Na}^+/\text{Na}$    | -2,71     | $\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}$         | +0,23       |
| $\text{La}^{3+}/\text{La}$ | -2,37     | $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$         | +0,34       |
| $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$ | -2,34     | $\text{Cu}^+/\text{Cu}$            | +0,52       |
| $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$ | -1,67     | $\text{Ag}^+/\text{Ag}$            | +0,80       |
| $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$ | -1,05     | $\text{Pd}^{2+}/\text{Pd}$         | +0,83       |
| $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ | -0,76     | $\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$         | +0,86       |
| $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$ | -0,71     | $\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}$         | +1,20       |
| $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ | -0,44     | $\text{Au}^{3+}/\text{Au}$         | +1,49       |
| $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$ | -0,40     |                                    |             |

Таблиця А.3 – Таблиця розчинності кислот, основ і солей у воді

| Аніони                                                                                                                                                          | Катіони        |                              |                                   |                 |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                                      |                  |                  |                  |                  |                  |                  |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------|------------------------------|-----------------------------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|--------------------------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
|                                                                                                                                                                 | H <sup>+</sup> | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> | Na <sup>+</sup><br>K <sup>+</sup> | Ag <sup>+</sup> | Mg <sup>2+</sup> | Ca <sup>2+</sup> | Sr <sup>2+</sup> | Ba <sup>2+</sup> | Zn <sup>2+</sup> | Cu <sup>2+</sup> | Sn <sup>2+</sup> | Pb <sup>2+</sup> | Co <sup>2+</sup><br>Ni <sup>2+</sup> | Mn <sup>2+</sup> | Cd <sup>2+</sup> | Fe <sup>2+</sup> | Fe <sup>3+</sup> | Al <sup>3+</sup> | Cr <sup>3+</sup> |
| OH <sup>-</sup>                                                                                                                                                 | –              | P                            | P                                 | –               | M                | M                | M                | P                | H                | H                | H                | H                | H                                    | H                | H                | H                | H                | H                | H                |
| F <sup>-</sup>                                                                                                                                                  | P              | P                            | P                                 | P               | H                | H                | H                | H                | H                | H                | P                | H                | M                                    | M                | P                | H                | H                | M                | M                |
| Cl <sup>-</sup>                                                                                                                                                 | P              | P                            | P                                 | H               | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | M                | P                                    | P                | P                | P                | P                | P                | P                |
| Br <sup>-</sup>                                                                                                                                                 | P              | P                            | P                                 | H               | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | M                | P                                    | P                | P                | P                | P                | P                | P                |
| I <sup>-</sup>                                                                                                                                                  | P              | P                            | P                                 | H               | P                | P                | P                | P                | P                | –                | P                | H                | P                                    | P                | P                | P                | –                | P                | P                |
| S <sup>2-</sup>                                                                                                                                                 | P              | –                            | P                                 | H               | –                | –                | P                | P                | H                | H                | H                | H                | H                                    | H                | H                | H                | –                | –                | –                |
| SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                                                                                                                                   | P              | P                            | P                                 | H               | H                | H                | H                | H                | H                | H                | –                | H                | H                                    | H                | H                | H                | –                | –                | –                |
| SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>                                                                                                                                   | P              | P                            | P                                 | M               | P                | M                | H                | H                | P                | P                | P                | H                | P                                    | P                | P                | P                | P                | P                | P                |
| NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                                                                                                                                    | P              | P                            | P                                 | P               | P                | P                | P                | P                | P                | P                | –                | P                | P                                    | P                | P                | P                | P                | P                | P                |
| CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                                                                                                                                   | P              | P                            | P                                 | M               | M                | H                | H                | H                | H                | –                | –                | H                | H                                    | H                | H                | H                | –                | –                | –                |
| SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                                                                                                                                  | H              | –                            | P                                 | H               | H                | H                | H                | H                | H                | –                | –                | H                | H                                    | H                | H                | H                | H                | H                | H                |
| PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>                                                                                                                                   | P              | P                            | P                                 | H               | H                | H                | H                | H                | H                | H                | H                | H                | H                                    | H                | H                | H                | H                | H                | H                |
| CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>                                                                                                                                | P              | P                            | P                                 | P               | P                | P                | P                | P                | P                | P                | –                | P                | P                                    | P                | P                | P                | –                | P                | –                |
| Примітка. <b>P</b> – розчиняється у воді, <b>M</b> – мало розчиняється, <b>H</b> – не розчиняється, <b>риска</b> – не існує або у водному розчині розпадається. |                |                              |                                   |                 |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                                      |                  |                  |                  |                  |                  |                  |

*Електронне навчальне видання*

Методичні рекомендації  
до виконання самостійної роботи  
з навчальної дисципліни

**«ХІМІЯ»**

*(для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної та заочної  
форм навчання зі спеціальності G19 – Будівництво та цивільна інженерія)*

Укладачі: **ПАНАЙОТОВА** Тетяна Дмитрівна,  
**ЗАЙЦЕВА** Інна Сергіївна

Відповідальний за випуск *Т. Д. Панайотова*  
Редактор *Б. О. Хільська*  
Комп'ютерне верстання *Т. Д. Панайотова, І. В. Волосожарова*

План 2026, поз. 178М

---

Підп. до друку 12.08.2026. Формат 60 × 84/16.  
Ум. друк. арк. 4,9.

Видавець і виготовлювач:  
Харківський національний університет  
міського господарства імені О. М. Бекетова,  
вул. Чорноглазівська, 17, Харків, 61002.  
Електронна адреса: office@kname.edu.ua  
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:  
ДК № 8386 від 14.07.2025.