

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

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**  
до виконання контрольних робіт  
з дисципліни

# **ХІМІЯ**

*(для студентів 1–2 курсу денної та заочної форм навчання  
за напрямом підготовки 6.060101 – Будівництво)*

**ХАРКІВ**  
**ХНУМГ ім. О. М. Бекетова**  
**2016**

Методичні вказівки до виконання контрольних робіт з дисципліни «Хімія» (для студентів 1 – 2 курсу денної та заочної форм навчання за напрямом підготовки 6.060101 – Будівництво) / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова ; уклад.: І. С. Зайцева, О. О. Мураєва, Н. В. Мокрицька, С. В. Нестеренко, Т. Д. Панайотова. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2016. – 88 с.

Укладачі: І. С. Зайцева,  
О. О. Мураєва,  
Н. В. Мокрицька,  
С. В. Нестеренко,  
Т. Д. Панайотова

Рецензент: канд. техн. наук. О. В. Ромашко

Рекомендовано кафедрою хімії, протокол № 1 від 24. 08. 2015 р.

## ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
1 Основні поняття й закони хімії.....	5
2 Будова атома.....	20
3 Хімічний зв'язок і будова молекул.....	25
4 Термохімія.....	29
5 Хімічна кінетика і рівновага.....	34
6 Розчини. Способи вираження концентрації розчинів .....	39
7 Властивості розчинів неелектролітів і електролітів .....	50
8 Електролітична дисоціація. Обмінні реакції в розчинах електролітів. Гідроліз солей.....	55
9 Окисно-відновні реакції.....	60
10 Електродні потенціали й електрорушійні сили. Гальванічний елемент.....	67
11 Електроліз.....	73
12 Твердість води й методи її усунення.....	77
Додатки.....	83
Таблиця варіантів контрольних завдань.....	84
Список літератури.....	87

## ВСТУП

Виконання контрольної роботи є однією із складових самостійної роботи студента під час вивчення курсу хімії. Безпосередньому виконанню роботи передує вивчення теоретичного матеріалу одночасно з детальним розглядом прикладів розв'язання типових для кожного розділу завдань. Такі приклади наведені на початку відповідного розділу цих вказівок. На цьому етапі і під час виконання завдання можна використовувати навчальні посібники з наведеного в кінці вказівок списку літератури. Не слід переходити до вивчення нових розділів курсу, доки детально не вивчений попередній.

Кожен студент виконує індивідуальний варіант контрольної роботи, відповідний двом останнім цифрам номеру залікової книжки. Номери задач, що входять до визначеного варіанта, наведені в таблиці варіантів контрольних завдань (див. Додаток). Розв'язання завдань і відповіді на теоретичні запитання повинні бути короткі, але чітко обґрунтовані, за винятком тих випадків, коли по суті питання таке мотивування не потрібне, наприклад, коли треба скласти електронну формулу атома, написати рівняння реакції тощо. При розв'язанні завдань необхідно наводити весь хід розв'язання й математичні перетворення.

Контрольна робота повинна бути акуратно оформлена в окремому зошиті, для зауважень і позначень рецензента слід залишати широкі поля. Номери й умови завдань необхідно переписувати в тій послідовності, в якій вони вказані у варіанті контрольної роботи. Робота повинна бути датована, підписана студентом і своєчасно подана на рецензування.

Не зараховану роботу, у якій є істотні помилки, слід виконати повторно відповідно до вказівок рецензента й подати на рецензування разом з не зарахованою роботою. Виправлення потрібно виконати в кінці зошита, а не в рецензованому тексті.

Контрольна робота, яка виконана не за своїм варіантом, викладачем не рецензується й не зараховується.

# 1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ Й ЗАКОНИ ХІМІЇ

## 1.1 Поняття про кількість речовини

Впровадження правил ІЮПАК (IUPAC) та Міжнародної системи одиниць фізичних величин (СІ) і особливо її нової головної одиниці кількості речовини - моля - означає, що ряд термінів, які широко використовуються в хімії, нині не є дійсно необхідними, тим більше, що деякі з цих термінів використовуються в сенсі, який не узгоджується з точним використанням СІ й навіть суперечить їй.

Згідно з системою СІ головною одиницею маси є кілограм (кг), а кількостю речовини – моль, тому використання таких одиниць маси як грам-атом, грам-іон, грам-молекула, грам-моль і відповідних їм одиниць концентрації не допускається.

Згідно з СІ **кількість речовини** — це фізична величина, яка характеризує кількість структурних елементів у даній речовині.

**Моль** – це кількість речовини, яка містить стільки певних умовних частинок (УЧ), скільки атомів міститься в 0,012 кг Карбону-12 ( $^{12}\text{C}$ ).

**УЧ** — це будь-який вид реальних частинок (атоми, молекули, іони, електрони, радикали тощо) або умовно існуючих часток реальних частинок (наприклад,  $1/2\text{Ba}^{2+}$ ,  $1/5\text{KMnO}_4$  тощо).

Отже, головна одиниця вимірювання кількості речовини – моль належить до будь-яких видів частинок або певних груп частинок. Ось чому при використанні терміну «моль» ці частинки треба обов'язково вказувати.

Згідно з міжнародними правилами ІЮПАК( IUPAC) кількість речовини  $X$  позначається символом  $n$  і записується як  $n(X)$ .

Наприклад,

$n(\text{H}_2) = 1$  моль (один моль речовини дигідрогену);

$n(\text{Ca}^{2+}) = 1$  моль (один моль речовини кальцій(2+)- іонів);

$n(\text{C}) = 1$  моль (один моль речовини Карбону).

**Слово «моль» після числа  $i$  у заголовках таблиць не відмінюється.**

## 1.2 Поняття кількості речовини еквівалента, еквівалент, фактор еквівалентності, молярна маса еквівалента

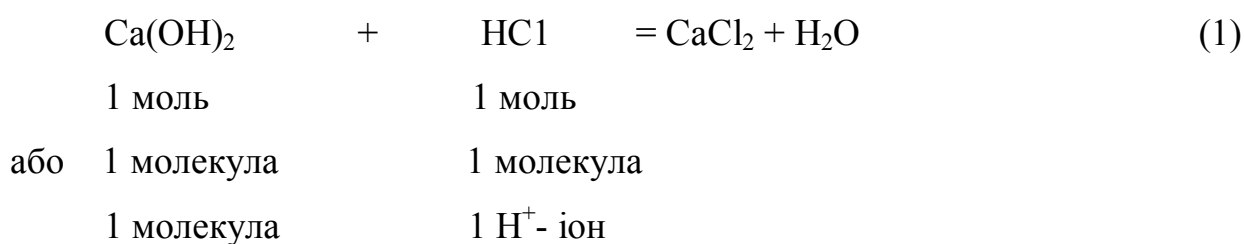
*У зв'язку з введенням у дію системи СІ і вказівок ІЮПАК (IUPAC) використання термінів «грам-еквівалент» і «грам-еквівалент/літр» не припустиме!*

У правилах ІЮПАК відзначається, що поняття еквівалентності речовин, які реагують у хімічних реакціях, було й залишається одним з головних понять хімії й надаються рекомендації щодо використання термінів «еквівалент» і «нормальний» у реакціях кислотно-основної взаємодії, окиснення-відновлення та комплексоутворення.

**Еквівалент речовини** – це реальна або умовна частка цієї речовини, яка в кислотно-основній реакції звільняє один гідроген (1+)- іон або сполучається з ним, а в окисно-відновній реакції приєднує або звільняє один електрон.

Еквівалент речовини змінний і залежить від реакції, у якій ця речовина бере участь.

Наприклад, нехай стехіометрія реакції кальцій дигідроксиду з хлоридною кислотою передається рівнянням (1)



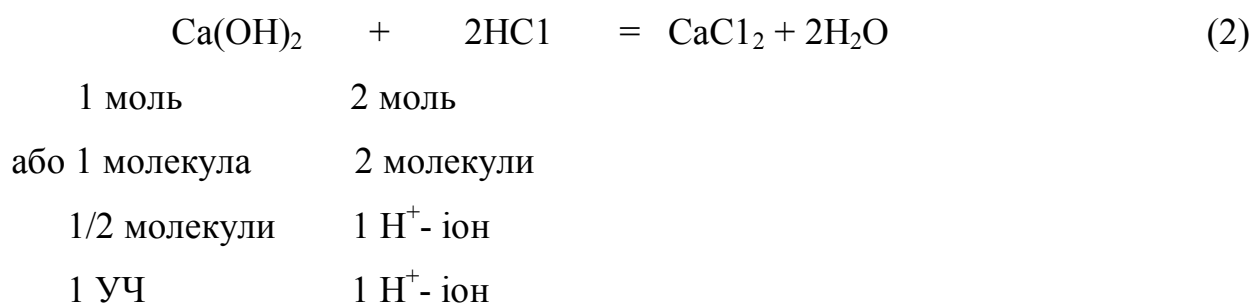
Отже, одна молекула кальцій дигідроксиду реагує з однією молекулою хлоридної кислоти, тобто з одним гідроген (1+)-іоном.

Число, яке показує, яка саме частка реальної частинки речовини X еквівалентна одному гідроген (1+)- іону в даній кислотно-основній реакції, називається **фактором еквівалентності речовини X**. Фактор еквівалентності — це величина безрозмірна. У загальному вигляді фактор еквівалентності речовини X позначається символом  $f_{\text{екв}}(X)$ .

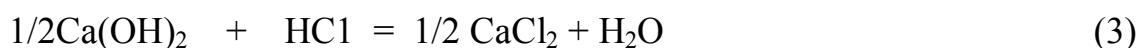
Величина  $f_{\text{екв}}(X)X$  називається **еквівалентом речовини X**, або еквівалентною формою речовини X і є загальною формою позначення всіх частинок, які реагують у кислотно-основних або окисно-відновних реакціях.

У реакції (1) фактор еквівалентності кальцій дигідроксиду дорівнює 1, тобто  $f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)=1$ , а форма запису еквівалента цієї речовини має вигляд  $f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)\text{Ca}(\text{OH})_2=\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Еквівалент – безрозмірна величина.

Якщо кальцій дигідроксид взаємодіє з хлоридною кислотою згідно з рівнянням (2), то на кожен реагуючу частинку кальцій дигідроксиду припадає дві реагуючі частинки хлоридної кислоти, а саме



або на один гідроген (1+)- іон припадає 1 умовна частинка (1 УЧ) кальцій дигідроксиду (3):



З рівняння (3) чітко видно УЧ, які реально не існують. У цьому випадку УЧ — це півмолекули кальцій дигідроксиду ( $1/2 \text{Ca}(\text{OH})_2$ ) чи півмолекули кальцій дихлориду ( $1/2 \text{CaCl}_2$ ).

Звідси випливає, що УЧ – це частки реальних частинок (молекул, атомів, іонів) чи їх груп, які умовно існують.

У реакції (2) чи (3) фактор еквівалентності кальцій дигідроксиду дорівнює  $1/2 (f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2)$ .

Отже, фактор еквівалентності речовини X розраховують на основі стехіометричних коефіцієнтів реакції. Ось чому при визначенні фактора еквівалентності речовини X обов'язково треба вказувати рівняння реакції за участю цієї речовини.

Форма запису еквівалента кальцій дигідроксиду для реакції (2) чи (3) має наступний вигляд:  $f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)\text{Ca}(\text{OH})_2 = \frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2$

Як видно, фактор еквівалентності речовини в реакціях може бути рівним або меншим одиниці. Якщо фактор еквівалентності дорівнює 1, то еквівалент ідентичний самій реагуючій частинці.

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

$$f_{\text{екв}}(\text{X}) = \frac{1}{z}, \quad (4)$$

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

**для основ**  $z$  – це кількість гідроксильних груп, які можуть бути заміщені на кислотний залишок;

**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. Значення  $z$  для речовини в цьому випадку дорівнює кількості прийнятих або відданих електронів молекулою речовини.

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

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

Наприклад, молярна маса речовини еквівалента кальцій дигідроксиду для реакції (1) має таке позначення й величину:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)\text{Ca}(\text{OH})_2) = f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2)$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1 \cdot 74 \text{ г/моль} = 74 \text{ г/моль.}$$



Для реакції (2) чи (3) молярна маса речовини еквівалента кальцій дигідроксиду має наступну форму запису й величину:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)\text{Ca}(\text{OH})_2) = f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2)$$

$$M(1/2\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2 \cdot 74 \text{ г/моль} = 37 \text{ г/моль}.$$

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

$$n(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(f_{\text{екв}}(\text{X}))} \quad (5)$$

Одиницею кількості речовини еквівалента є моль.

Наприклад, кількість речовини еквівалента кальцій дигідроксиду в реакції (2) чи (3):  $n(f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)\text{Ca}(\text{OH})_2) = n(1/2\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1$  моль, тобто 1 моль речовини умовно складається з еквівалентів  $1/2\text{Ca}(\text{OH})_2$ , оскільки в реакції (2) чи (3)  $f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2$ .

**Приклад реакції обміну – осадження:**



1 моль                      1 моль

або 1 молекула              1 молекула

1 молекула              2 Cl<sup>-</sup> – іони

1/2 молекули              1 Cl<sup>-</sup> – іон

У цій реакції одному хлорид-іону еквівалентна 1/2 молекули речовини натрій сульфату(VI). Один хлорид-іон еквівалентний одному гідроген (1+)-іону.

Таким чином, 1/2 молекули  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  еквівалентна одному гідроген (1+)-іону. Це приклад, коли умовна частинка даної речовини в даній реакції якимось іншим чином еквівалентна одному гідроген (1+)-іону.

Тоді  $f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/2$ , еквівалент  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  має форму запису

$$f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4)\text{Na}_2\text{SO}_4 = 1/2\text{Na}_2\text{SO}_4.$$

Тоді молярна маса еквіваленту має форму запису

$$M(1/2\text{Na}_2\text{SO}_4) = f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

$$M(1/2\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/2 \cdot 142 = 71 \text{ г/моль}.$$

**Приклад 1.** Визначити фактори еквівалентності, еквіваленти, та молярні маси еквівалентів для речовин: 1) HCl; 2) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 3) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; 4) KOH; 5) Cu(OH)<sub>2</sub>; 6) Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; 7) Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.

**Розв'язання.** Величина фактора еквівалентності кислот, основ, солей в обмінних реакціях розраховується за формулою (4). Тоді:

$$1) z = 1, f_{\text{екв}}(\text{HCl}) = 1;$$

еквівалент хлоридної кислоти

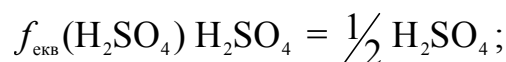


молярна маса еквівалента HCl

$$M(\text{HCl}) = f_{\text{екв}}(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 1 \cdot 35,5 = 35,5 \text{ г/моль.}$$

$$2) z = 2; f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2};$$

еквівалент сульфатної кислоти



молярна маса еквівалента сульфатної кислоти

$$M\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4\right) = f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль.}$$

$$3) z = 3; f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3};$$

еквівалент фосфатної кислоти



молярна маса еквівалента фосфатної кислоти

$$M\left(\frac{1}{3} \text{H}_3\text{PO}_4\right) = f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 98 = 32,7 \text{ г/моль.}$$

$$4) z = 1, f_{\text{екв}}(\text{KOH}) = 1;$$

еквівалент гідроксиду калію



молярна маса еквівалента гідроксиду калію

$$M(\text{KOH}) = f_{\text{екв}}(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) = 1 \cdot 56 = 56 \text{ г/моль.}$$

$$5) z = 2, f_{\text{екв}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2};$$

еквівалент гідроксиду міді

$$f_{\text{екв}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) \text{ Cu}(\text{OH})_2 = \frac{1}{2} \text{ Cu}(\text{OH})_2;$$

молярна маса еквівалента гідроксиду купруму

$$M\left(\frac{1}{2} \text{ Cu}(\text{OH})_2\right) = f_{\text{екв}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль.}$$

$$6) z = 1 \cdot 3 = 3, f_{\text{екв}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3};$$

еквівалент солі

$$f_{\text{екв}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) \text{ Na}_3\text{PO}_4 = \frac{1}{3} \text{ Na}_3\text{PO}_4;$$

молярна маса еквівалента солі

$$M\left(\frac{1}{3} \text{ Na}_3\text{PO}_4\right) = f_{\text{екв}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 164 = 54,7 \text{ г/моль.}$$

$$7) z = 3 \cdot 2 = 6, f_{\text{екв}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6};$$

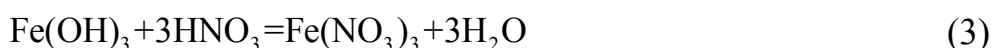
еквівалент солі

$$f_{\text{екв}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) \text{ Cr}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{1}{6} \text{ Cr}_2(\text{SO}_4)_3;$$

молярна маса еквівалента солі

$$M\left(\frac{1}{6} \text{ Cr}_2(\text{SO}_4)_3\right) = f_{\text{екв}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot M(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6} \cdot 392 = 65,3 \text{ г/моль.}$$

**Приклад 2.** Обчислити фактори еквівалентності і молярні маси еквівалентів речовин  $\text{H}_2\text{CO}_3$  і  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  у реакціях:



**Розв'язання.** Величина фактора еквівалентності кислот, основ, солей в обмінних реакціях розраховується за формулою:

$$f_{\text{екв}}(X) = \frac{1}{z},$$

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

для основ  $z$  – це кількість гідроксидних груп, які можуть бути заміщені на кислотний залишок;

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

У реакції (1) тільки один атом водню в  $\text{H}_2\text{CO}_3$  заміщується на натрій, отже  $z = 1$  і  $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 1$ ; молярна маса еквівалента кислоти тоді розраховується як:

$$M(\text{H}_2\text{CO}_3)_{\text{екв}} = f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{H}_2\text{CO}_3) = 1 \cdot 62 = 62 \text{ г/моль}$$

У реакції (2) два атоми водню в кислоті заміщуються на два атоми натрію, отже  $z = 2$  і  $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2}$ . Тоді молярна маса еквівалента кислоти

$$M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{CO}_3\right) = f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{H}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot 62 = 31 \text{ г/моль}$$

У реакції (3) усі три  $\text{OH}^-$  – групи в  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  заміщені на кислотний залишок, отже  $z = 3$  і  $f_{\text{екв}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3}$ . Тоді молярна маса еквівалента

$$M\left(\frac{1}{3}\text{Fe}(\text{OH})_3\right) = f_{\text{екв}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3} \cdot 107 = 35,7 \text{ г/моль}$$

У реакції (4) тільки одна  $\text{OH}^-$  - група в  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  заміщена кислотним залишком, отже  $z = 1$ ,  $f_{\text{екв}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1$ ;

$$M(\text{Fe}(\text{OH})_3)_{\text{екв}} = f_{\text{екв}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1 \cdot 107 = 107 \text{ г/моль.}$$

**Приклад 3.** Визначити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів для окисників і відновників реакції:



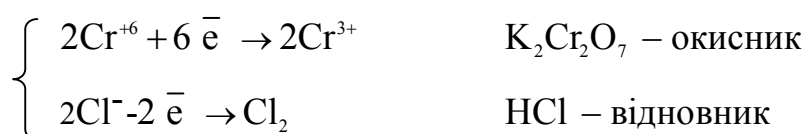
**Розв'язання.** Фактор еквівалентності речовин в окисно-відновних реакціях розраховують за рівнянням

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

де  $z$  – кількість прийнятих або відданих електронів 1 молем речовини.

Для визначення факторів еквівалентності окисників і відновників обов'язково потрібно використовувати схему електронного балансу.

Для **реакції** схема електронного балансу має вигляд:



1 моль  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , що містить  $2\text{Cr}^{+6}$ , приймає 6 електронів, тоді

$$z(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 6, f_{\text{екв}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6};$$

$$M\left(\frac{1}{6}\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\right) = f_{\text{екв}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6} \cdot 294 = 49 \text{ г/моль}.$$

2 іони  $\text{Cl}^-$ , що відповідають 2 молям  $\text{HCl}$ , віддають 2 електрони, тоді очевидно, що 1 моль  $\text{HCl}$  віддає 1 електрон

3

$$z(\text{HCl}) = 1 \quad f_{\text{екв}}(\text{HCl}) = 1$$

$$M(\text{HCl}) = f_{\text{екв}}(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 1 \cdot 36.5 = 36.5 \text{ г/моль}$$

**Приклад 4.** Сульфатна кислота масою 4,9 г прореагувала з гідроксидом калію масою 2,8 г. Визначте молярну масу еквівалента сульфатної кислоти і напишіть рівняння реакції.

**Розв'язання.** За законом еквівалентів речовини взаємодіють і утворюються в кількостях, що дорівнюють кількостям речовин еквівалентів. Наприклад, при взаємодії речовин А і В можна записати:

$$n(f_{\text{екв}}(\text{A})) = n(f_{\text{екв}}(\text{B})) \quad (1)$$

Тоді очевидно, що

$$\frac{m(A)}{M(f_{\text{екв}}(A)A)} = \frac{m(B)}{M(f_{\text{екв}}(B)B)} \quad (2)$$

або

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M(f_{\text{екв}}(A)A)}{M(f_{\text{екв}}(B)B)} \quad (3)$$

Співвідношення (3) є слідством закону еквівалентів (1) – маси речовин, що реагують між собою, пропорційні їх молярним масам еквівалентів.

Для гідроксиду калію завжди  $z = 1$  і отже  $f_{\text{екв}}(\text{KOH}) = 1$ . Розрахуємо молярну масу еквівалента гідроксиду калію:  
 $M(\text{KOH}) = f_{\text{екв}}(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) = 1 \cdot 56 = 56 \text{ г/моль}$ .

Запишемо закон еквівалентів для реагуючих речовин

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{KOH}}} = \frac{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(f_{\text{екв}}(\text{KOH})\text{KOH})} \quad (4)$$

Розрахуємо молярну масу еквівалента сульфатної кислоти, виходячи з рівняння (4)

$$M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M(f_{\text{екв}}(\text{KOH})\text{KOH})}{m(\text{KOH})} = \frac{4.9 \cdot 56}{2.8} = 98 \text{ г/моль}$$

Знаходимо фактор еквівалентності сульфатної кислоти:

$$f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{98}{98} = 1$$

Отже, у цій реакції лише один атом гідрогену (1+) в молекулі сульфатної кислоти заміщується на метал. Тому реакція йде за рівнянням:



**Відповідь:**  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$ .

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

**Розв'язання.** За законом еквівалентів речовини взаємодіють і утворюються в кількостях, що дорівнюють кількостям їх речовин еквівалентів.

Для розв'язання задачі скористуємося слідством із закону еквівалентності, згідно з яким маси речовин, що реагують між собою, пропорційні їх молярним масам еквіваленту

$$\frac{m_{\text{окси́ду}}}{m_{\text{води}}} = \frac{M(f_{\text{екв}}(\text{окси́ду})\text{окси́д})}{M(f_{\text{екв}}(\text{води})\text{води})} \quad (1)$$

З рівняння (1) розрахуємо молярну масу еквіваленту оксиду металу

$$M(f_{\text{екв}}(\text{окси́ду})\text{окси́д}) = \frac{m_{\text{окси́ду}} \cdot M(f_{\text{екв}}(\text{води})\text{води})}{m_{\text{води}}} = \frac{10.17 \cdot 9}{2.25} = 40.7 \text{ г/моль}$$

Для визначення молярної маси еквіваленту металу використаємо співвідношення

$$M(f_{\text{екв}}(\text{окси́ду})\text{окси́д}) = M(f_{\text{екв}}(\text{Ме})\text{Ме}) + M(f_{\text{екв}}(\text{О})\text{О}), \quad (2)$$

де Ме – метал; О – кисень.

Розрахуємо молярну масу еквіваленту кисню

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

Тоді з рівняння (2) витікає, що

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Ме})\text{Ме}) = M(f_{\text{екв}}(\text{окси́ду})\text{окси́д}) - M(f_{\text{екв}}(\text{О})\text{О}) = 40.7 - 8 = 32.7 \text{ г/моль}$$

Оскільки  $M(f_{\text{екв}}(\text{Ме})\text{Ме}) = M(\text{Ме}) \cdot f_{\text{екв}}(\text{Ме})$ , (де  $f_{\text{екв}}(\text{Ме})$  – фактор еквівалентності металу), то знаючи (з умов задачі), що метал двовалентний (отже  $f_{\text{екв}}(\text{Ме}) = \frac{1}{2}$ ), можна розрахувати молярну масу атомів металу

$$M(\text{Ме}) = M(f_{\text{екв}}(\text{Ме})\text{Ме}) / f_{\text{екв}}(\text{Ме}) = 32.7 : \frac{1}{2} = 65.4 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса атомів металу чисельно співпадає з відносною атомною масою і дорівнює 65,4 а.о.м. – цей метал Zn. Оксид цинку – ZnO.

Молярним об'ємом еквіваленту називається об'єм, який займає за даних умов 1 моль еквівалента речовини. Наприклад, за нормальних умов молярний об'єм еквіваленту кисню дорівнює  $V(\frac{1}{4}\text{O}_2) = V(\text{O}_2) \cdot f_{\text{екв}}(\text{O}_2) = 22.4/4 = 5.6 \text{ л}$

(де  $V(\text{O}_2)$  – молярний об'єм, що дорівнює 22.4 л;  $f_{\text{екв}}(\text{O}_2) = 1/4$ ), а молярний об'єм еквіваленту водню відповідно буде

$$V(1/2\text{H}_2) = V(\text{H}_2) \cdot f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 22.4/2 = 11.2 \text{ л} \quad (f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 1/2).$$

Запишемо закон еквівалентів в об'ємному виразі

$$\frac{m_{\text{води}}}{M(f_{\text{екв}}(\text{води})\text{вода})} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V(1/2\text{H}_2)} \quad (3)$$

З рівняння (3) розрахуємо, який об'єм водню вступив у реакцію

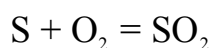
$$V_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{води}} \cdot V(1/2\text{H}_2)}{M(f_{\text{екв}}(\text{води})\text{вода})} = \frac{2.25 \cdot 11.2}{9} = 2.8 \text{ л(н.у.)}$$

**Відповідь:**  $M(1/2 \text{металу}) = 32.7 \text{ г/моль}$ ;  $M(f_{\text{екв}}(\text{оксиду})\text{оксид}) = 40.7 \text{ г/моль}$ ;

$Ar(\text{металу}) = 65.4 \text{ а.о.м.}$ ;  $V_{\text{H}_2} = 2.8 \text{ л(н.у.)}$ .

**Приклад 6.** При згорянні сірки в кисні утворилося 12,8 г  $\text{SO}_2$ . Скільки еквівалентів кисню витрачено на цю реакцію? Чому дорівнюють молярні маси еквіваленту сірки і її оксиду?

**Розв'язання.** Запишемо рівняння реакції



Розрахуємо молярні маси еквівалентів кисню, диоксиду Сульфуру й сірки. Оскільки

$$f_{\text{екв}}(\text{O}_2) = 1/4; f_{\text{екв}}(\text{SO}_2) = 1/4; f_{\text{екв}}(\text{S}) = 1/4,$$

Тоді

$$M(1/4\text{O}_2) = f_{\text{екв}}(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 1/4 \cdot 32 = 8 \text{ г/моль};$$

$$M(1/4\text{SO}_2) = f_{\text{екв}}(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2) = 1/4 \cdot 64 = 16 \text{ г/моль};$$

$$M(1/4\text{S}) = f_{\text{екв}}(\text{S}) \cdot M(\text{S}) = 1/4 \cdot 32 = 8 \text{ г/моль}$$



За законом еквівалентів визначимо масу кисню, що прореагувала

$$\frac{m_{\text{O}_2}}{m_{\text{SO}_2}} = \frac{M(\frac{1}{4}\text{O}_2)}{M(\frac{1}{4}\text{SO}_2)},$$
$$m_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{SO}_2} \cdot M(\frac{1}{4}\text{O}_2)}{M(\frac{1}{4}\text{SO}_2)} = \frac{12.8 \cdot 8}{16} = 6.4 \text{ г}$$

Розрахуємо кількість молей еквіваленту кисню, витраченого на реакцію

$$n(\frac{1}{4}\text{O}_2) = \frac{m_{\text{O}_2}}{M(\frac{1}{4}\text{O}_2)} = \frac{6.4}{8} = 0.8 \text{ моль}$$

**Відповідь:**  $M(\frac{1}{4}\text{O}_2) = 8 \text{ г/моль}$ ;  $M(\frac{1}{4}\text{SO}_2) = 16 \text{ г/моль}$ ;  $M(\frac{1}{4}\text{S}) = 8 \text{ г/моль}$ ;  
 $n(\frac{1}{4}\text{O}_2) = 0.8 \text{ моль}$ .

**Приклад 7.** З 1,3 гідроксиду металу виходить 2,85 г сульфату цього ж металу. Обчисліть молярну масу еквіваленту металу.

**Розв'язання.** Молярну масу еквіваленту гідроксиду металу можна представити як суму молярних мас еквівалентів металу і гідроксогрупи, тобто

$$M(f_{\text{екв}}(\text{гідр.})\text{гідроксид}) = M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{екв}}(\text{OH}^-)\text{OH}^-).$$

Молярну масу еквівалента сульфату металу можна представити як суму молярних мас еквівалентів металу (Me) і сульфат-іона, тобто

$$M(f_{\text{екв}}(\text{сульфату})\text{сульфат}) = M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{екв}}(\text{SO}_4^{2-})\text{SO}_4^{2-}).$$

За законом еквівалентів

$$\frac{m_{\text{гідроксиду}}}{m_{\text{сульфату}}} = \frac{M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{екв}}(\text{OH}^-)\text{OH}^-)}{M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{екв}}(\text{SO}_4^{2-})\text{SO}_4^{2-})}$$

Розрахуємо еквівалентні маси гідроксид – і сульфат – іонів. Оскільки

$$f_{\text{екв}}(\text{OH}^-) = 1, \text{ а } f_{\text{екв}}(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{1}{2}, \text{ тоді}$$

$$M(\text{OH}^-) = M(\text{OH}^-) \cdot f_{\text{екв}}(\text{OH}^-) = 17 \cdot 1 = 17 \text{ г/моль};$$

$$M(\frac{1}{2}\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{SO}_4^{2-}) \cdot f_{\text{екв}}(\text{SO}_4^{2-}) = 96 \cdot \frac{1}{2} = 48 \text{ г/моль}.$$

Тоді

$$\frac{1.3\text{г}}{2.85\text{г}} = \frac{M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me})+17\text{г/моль}}{M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me})+48\text{г/моль}} \Rightarrow$$
$$M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) = 9\text{г/моль.}$$

**Відповідь:** молярна маса еквіваленту металу 9 г/моль.

### ЗАВДАННЯ

1. На відновлення 7,09 г оксиду двовалентного металу потрібно 2,24 л водню (н. у.). Обчисліть молярні маси еквівалентів оксиду й металу. Чому дорівнює атомна маса металу?

2. Одна і та ж маса металу з'єднується з 1,591 г галогену і 70,2 см<sup>3</sup> кисню (н. у.). Обчисліть молярну масу еквіваленту галогену.

3. Напишіть рівняння реакцій Al(OH)<sub>3</sub> із з хлоридною і сульфатною кислотою, при яких утворюються наступні сполуки алюмінію: а) дигідроксохлорид; б) гідроксодихлорид; в) трихлорид; г) сульфат, а також обчисліть фактор еквівалентності і молярну масу еквівалента Al(OH)<sub>3</sub> у кожній реакції.

4. Яка маса металу, молярна маса еквіваленту якого 12,16 г/ моль, взаємодіє з 310 см<sup>3</sup> кисню (н. у)?

5. З 3,85 г нітрату металу отримали 1,6 г його гідроксиду. Обчисліть молярну масу еквівалента металу.

6. Молярна маса еквіваленту тривалентного металу дорівнює 9 г/моль. Обчисліть атомну масу металу, молярну масу еквіваленту його оксиду й відсотковий вміст кисню в оксиді.

7. З 1,35 г оксиду металу виходить 3,15 г його нітрату. Обчисліть молярну масу еквіваленту металу.

8. Речовина містить 39,0 % Сульфуру, молярна маса еквіваленту якого 16 г/моль, і Арсен. Обчисліть молярну масу еквіваленту та валентність Арсену, складіть формулу цієї речовини.

9. Оксид тривалентного елемента містить 31,58 % Оксигену. Обчисліть молярну масу еквіваленту й атомну масу цього елемента.

10. Обчисліть фактор еквівалентності і молярну масу еквіваленту  $H_3PO_4$  у реакціях утворення: а) гідрофосфату натрію; б) дигідрофосфату натрію; у) орто-фосфату натрію.

11. Один оксид Мангану містить 22,56 % оксигену, а інший – 50,50 %. Обчисліть молярні маси еквівалентів Мангану в цих оксидах і складіть їх формули.

12. При взаємодії 3,24 г тривалентного металу з кислотою виділилося 4,03 л Гідрогену (н. у.). Обчисліть молярну масу еквіваленту та атомну масу металу.

13. Їдким калієм подіяли на розчини: а) дигідрофосфату калію; б) дігідроксонітрату вісмуту (+3). Напишіть рівняння реакцій, визначте молярні маси еквівалентів сполук.

14. У 2,48 г оксиду одновалентного металу міститься 1,84 г металу. Обчисліть молярні маси еквівалентів металу і його оксиду.

15. В оксидах Нітрогену на два атоми Нітрогену припадає: а) п'ять; б) чотири; в) три; г) два атоми Оксигену. Обчисліть молярну масу еквіваленту Нітрогену в оксидах і молярні маси еквівалентів його оксидів.

16. Чому дорівнює молярна маса еквіваленту води при взаємодії її з: а) з натрієм; б) з оксидом натрію.

17. На нейтралізацію 0,943 г фосфатної кислоти  $H_3PO_3$  витрачено 1,291 г КОН. Обчисліть молярну масу еквіваленту кислоти і її основність.

18. При відновленні 1,2 г оксиду металу Гідрогеном утворилося 0,27 г води. Обчисліть молярні маси еквівалентів оксиду і металу.

19. Надлишком хлоридної кислоти подіяли на розчини: а) гідрокарбонату кальцію; б) гідроксодихлориду алюмінію. Напишіть рівняння реакцій цих речовин з хлоридною кислотою й визначте їх фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів в цих реакціях.

20. При окисненні 16,74 г двохвалентного металу утворилося 21,54 г оксиду. Обчисліть молярні маси еквівалентів металу і його оксиду. Чому дорівнює маса одного моля атомів металу.

## 2 БУДОВА АТОМУ

**Приклад 1.** За допомогою головного, орбітального й магнітного квантових чисел описати підрівні  $3p$  і  $3f$ , вказати кількість атомних орбіталей у цих підрівнях.

**Розв'язання.** Для підрівня  $3p$   $n = 3$ ,  $l = 1$ ,  $m_l = -1, 0, +1$ , отже, кількість орбіталей (число можливих значень  $m$ ) дорівнює 3.

Для підрівня  $5f$   $n = 5$ ,  $l = 3$ ,  $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ , отже, кількість орбіталей (число можливих значень  $m_l$ ) дорівнює 7.

**Приклад 2.** Які підрівні в яких електронних рівнях мають суму головного й орбітального квантових чисел, рівну 5? В якій послідовності вони заповнюються електронами?

**Розв'язання.** Суму  $(n+1)$  можуть мати  $5s$  ( $n = 5$ ,  $l = 0$ ),  $4p$  ( $n = 4$ ,  $l = 1$ ) і  $3d$  ( $n = 3$ ,  $l = 2$ ) підрівні. За правилом Клечковського при однакових значеннях суми  $(n+1)$  першим заповнюється той підрівень, для якого значення головного квантового числа якнайменше. Таким чином, послідовність заповнення повинна бути наступною:  $3d > 4p > 5s$ .

**Приклад 3.** Для електронних структур  $3p^2 4s^2$  і  $4d^{12} 5s^2$  вказати неможливі й причину неможливості їх реалізації в незбудженому стані атому.

**Розв'язання.** Структура  $3p^2 4s^2$  неможлива тому, що, згідно з правилом Клечковського, на  $4s$ - підрівень ( $4 + 0 = 4$ ) електрони не можуть потрапити доти, доки повністю не заповнений  $3p$ - підрівень ( $3 + 1 = 4$ ), який може містити 6 електронів.

Структура  $4d^{12} 5s^2$  неможлива тому, що найбільша місткість  $d$ - підрівня – 10 електронів, оскільки на  $d$ - підрівні тільки п'ять орбіталей.

**Приклад 4.** Напишіть електронні й електронографічні формули атомів  $Cl$  і  $Mn$ , укажіть, до якого електронного сімейства ( $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ ) вони належать, порівняйте максимально можливу валентність цих елементів і металічні (неметалічні) їх властивості.

**Розв’язання.** Написати електронну формулу елемента - це означає, виходячи з принципу Паулі й правил Хунда й Клечковського, розподілити електрони, що належать атому даного елемента, за рівнями і підрівнями.

Електронна формула атома Cl, що має 17 електронів, має вигляд  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

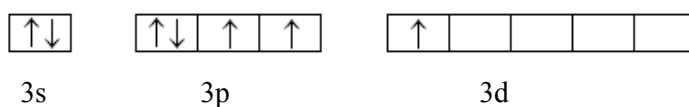
Електронна оболонка, що закінчується на  $ns^2 np^6$  (де  $n$  – ціле число), дуже стійка. Її електрони не здатні взаємодіяти з електронами інших атомів при утворенні хімічного зв’язку. Такі оболонки нагадують оболонки інертних газів. Тому в атомі Хлору електрони  $1s^2 2s^2 2p^6$  повторюють стійку оболонку попереднього Хлору інертного газу Неону. Тоді електронну формулу Хлору можна представити в скороченому вигляді:  $[Cl] 3s^2 3p^5$ .

Скорочена електронна формула дозволяє виділити «валентні» електрони, тобто електрони, здатні до участі в утворенні хімічних зв’язків. Таким чином, в атома Хлору сім валентних електронів.

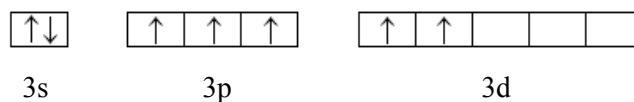
Для наочного уявлення про валентні можливості цих електронів в основному й збудженому стані складають графічні електронні формули. Ці формули показують розподіл електронів не тільки за рівнями і підрівнями, але і за орбіталями. Запишемо графічну формулу атому Хлору в основному (незбудженому) стані:



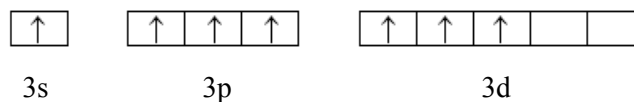
Валентність елемента визначається кількістю неспарених електронів, отже, в основному стані Хлор виявляє валентність 1. При збудженні атому можливі переходи електронів у межах власного рівня, якщо є вакантні орбіталі. Так, в атомі Хлору при збудженні можливі переходи одного із спарених електронів, потім іншого із спарених електронів р- підрівня і нарешті одного s-електрона на d- підрівень, відповідно до чого валентність Хлору буде:



(валентність Хлору III)

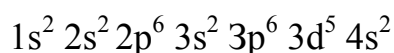


(валентність Хлору V)



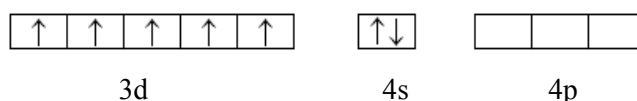
(валентність Хлору VII)

Аналогічно, електронна формула Мангану, що має порядковий номер 25:



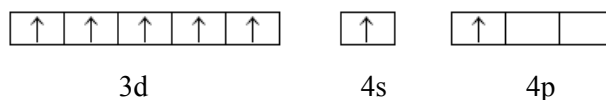
Скорочена електронна формула:  $[\text{Mn}] 3d^5 4s^2$ .

Графічна електронна формула Мангану в основному (незбудженому) стані:



(валентність Мангану V)

У збудженому стані:



(валентність Мангану VII)

Як видно з цих формул, максимальна валентність Мангану, як і Хлору, дорівнює 7. Тому Манган і Хлор можуть утворювати схожі сполуки з Оксигеном, у яких і Хлор і Манган проявляють вищий ступінь окиснення +7 ( $\text{Cl}_2\text{O}_7$  і  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ). У цих сполуках і Хлор, і Манган проявляють неметалічні властивості. Разом з тим, Манган, маючи на зовнішньому 4s-підрівні два електрони, може їх віддавати, утворюючи сполуки із ступенем окиснення +2, які мають чітко виражені металічні властивості. Оскільки Манган не здатний приєднувати електрони, то він, на відміну від Хлору, сполук з Гідрогеном не утворює. Таким чином, Хлор – типовий неметал, а Манган може проявляти як металічні, так і неметалічні властивості.

Щоб відповісти на питання, до якого електронного сімейства (s-, p-, d-, f) відноситься даний елемент, треба встановити за графічною електронною формулою, який підрівень заповнюється останнім. Так, у Хлору останнім заповнюється p- підрівень, отже, Хлор – p- елемент, у Мангану останнім заповнюється d- підрівень, отже, Манган – d-елемент.

### ЗАВДАННЯ

21. За допомогою головного, орбітального й магнітного квантових чисел описати підрівні 5s і 4p, вказати кількість атомних орбіталей у цих підрівнях.

22. Напишіть електронні й електронографічні формули елементів з порядковими номерами 16 і 34, вкажіть їх валентність в основному й збудженому станах, до якого електронного сімейства належать ці елементи, порівняйте їх властивості.

23. Які орбіталі 4d або 5s, 3d або 4p заповнюються електронами раніше й чому?

24. Описати, користуючись значеннями головного, орбітального й магнітного квантових чисел підрівні 3d і 4s, вказати можливу кількість атомних орбіталей у цих підрівнях.

25. Серед електронних структур  $4s^1$ ,  $3p^8$ ,  $5d^{11}$  вказати неможливі й обґрунтувати неможливість їх реалізації.

26. Складіть електронні й електронографічні формули елементів з порядковими номерами 35 і 43, вкажіть валентність в основному й збудженому стані, до якого електронного сімейства вони належать, на підставі електронної будови порівняйте їх властивості.

27. Чи можлива реалізація електронних структур  $3p^6 4s^1$  і  $3s^0 3p^1$  в незбудженому атомі і чому?

28. Скільки і які значення може приймати магнітне квантове число при значенні орбітального квантового числа, що дорівнює: а)  $l = 0$ ; б)  $l = 1$ ; в)  $l = 2$ ? Відповіді обґрунтувати.

29. У чому полягає принцип Паулі? Чи можливі електронні конфігурації  $3p^5 4s^2$ ,  $3d^{12} 4s^2$ ,  $3p^6 4s^2 4p^3$ ?

30. Які підрівні й у яких електронних рівнях мають значення  $n+l=4$ ?

У якій послідовності вони заповнюються електронами?

31. Чим пояснюється можливість або неможливість наступних електронних конфігурацій: а)  $4s^3$  ; б)  $5d^8$ ; в)  $3p^9$ ?

32. Вказати можливу кількість орбіталей в  $3d$  і  $5f$  підрівнях, виходячи з обмежень, що накладаються головним квантовим числом на значення орбітального й магнітного квантових чисел.

33. Для електронних структур  $2d^3$  і  $3d^4 4s^2$  вказати можливі і неможливі. Відповідь обґрунтувати.

34. Скласти електронні й електронографічні формули елементів з порядковими номерами 15 і 33. Вказати валентність в основному й збудженому стані, до якого електронного сімейства належать ці елементи, на підставі електронної будови порівняти їх головні властивості (метал або неметал).

35. Для яких підрівнів можливе значення  $(n+1) = 7$  і в якій послідовності заповнюватимуться ці підрівні?

36. Обґрунтувати можливість або неможливість існування електронних конфігурацій  $1s^2 1p^3$  і  $3d^3 4s^2$ , користуючись уявленнями про дозволені значення квантових чисел.

37. За допомогою головного, орбітального й магнітного квантових чисел вказати кількість орбіталей в  $2p$  і  $5d$  – підрівнях, розрахувати максимальну кількість електронів на підрівнях.

38. Чим відрізняється послідовність у заповненні орбіталей в атомах d-елементів від послідовності їх заповнення в атомах s- і p- елементів, як це пояснюється згідно правилу Клечковського? Навести приклади.

39. Написати електронні й електронографічні формули елементів з порядковими номерами 19 і 29 (в останнього елементу спостерігається провал одного s-електрона на d-підрівень попереднього рівня), до яких електронних сімейств належать ці елементи, порівняйте їх металічні властивості.

40. Складіть електронну і електронографічну формулу елемента з порядковим номером 46, враховуючи, що знаходячись у п'ятому періоді, атоми цього елемента не містять жодного електрона на п'ятому енергетичному рівні. Які властивості можна припустити в цього елемента, виходячи з його електронної будови?



### 3 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ

**Приклад 1.** Що слід розуміти під ступенем окиснення атома? Визначити ступінь окиснення Нітрогену в сполуках  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{N}_2$ .

**Розв'язання.** Ступінь окиснення – це умовний електричний заряд (в одиницях заряду електрону), який мав би даний атом, якби кожна загальна пара електронів, яка зв'язує його з іншими атомами, повністю змістилася до більш електронегативного атома. Інакше, під ступенем окиснення (x) розуміють умовний заряд атома, який обчислюється, виходячи з припущення, що молекула складається тільки з іонів.

При розрахунку ступенів окиснення виходять з електронегативності речовини: сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює нулю.

Ступінь окиснення може бути позитивним, негативним, нульовим. Він вказується арабською цифрою із знаком плюс або мінус над символом атому.

Деякі атоми мають постійний ступінь окиснення. Так, Гідроген у більшості сполуках має ступінь окиснення +1 і лише у сполуках з деякими металами він дорівнює -1, наприклад  $\text{KH}$  або  $\text{MgH}_2$ ; Оксиген звичайно проявляє ступінь окиснення -2 (окрім пероксидів, у яких ступінь окиснення оксигену -1). Ступінь окиснення атомів у простих речовинах дорівнює нулю.

Розрахуємо ступінь окиснення нітрогену в запропонованих сполуках.

Позначимо ступінь окиснення Нітрогену через x, тоді, враховуючи, що ступінь окиснення Гідрогену +1, а Оксигену -2, одержимо:

$\text{NH}_3$	$x+3(+1)=0$	$x=-3$ ;
$\text{HNO}_3$	$x+(+1)+3(-2)=0$	$x=+5$ ;
$\text{N}_2\text{O}$	$2x+(-2)=0$	$x=+1$ ;
$\text{NaNO}_2$	$x+(+1)+2(-2)=0$	$x=+3$ ;
$\text{NH}_2\text{OH}$	$x+3(+1)+(-2)=0$	$x=-1$ ;
$\text{N}_2$	проста речовина	$x=0$ ;

**Приклад 2.** Пояснити механізм утворення молекули  $\text{SiF}_4$  й іона  $\text{SiF}_6^{2-}$ .

**Розв'язання.** Електронна конфігурація атома Силіцію (Si)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .

Електронна будова валентних орбіталей атому Силіцію в незбудженому стані відповідає схемі:



При збудженні атом Силіцію переходить в стан  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ , а електронна будова його валентних орбіталей відповідає схемі:



Чотири неспарені електрони збудженого атому Силіцію можуть брати участь в утворенні чотирьох ковалентних зв'язків за звичним механізмом з атомами Флуору (F) ( $1s^2 2s^2 2p^5$ ), що мають по одному неспареному електрону, з утворенням молекули  $\text{SiF}_4$ .

Для утворення іона  $\text{SiF}_6^{2-}$  до молекули  $\text{SiF}_4$  повинні приєднатися два іони Флуору ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ), усі валентні електрони яких спарені. Зв'язок здійснюється за донорно-акцепторним механізмом за рахунок пари електронів кожного іона Флуору й двох вакантних 3d- орбіталей атому Силіцію.

**Приклад 3.** Як змінюється міцність зв'язку атому Гідрогену в ряду  $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$ ?

**Розв'язання.** У даному ряді розміри валентних електронних хмар елементів O, S, Se, Te зростають, що призводить до зменшення ступеня їх перекриття з електронною хмарою Гідрогену і до віддалення ділянки перекриття від ядра відповідного елемента. Це викликає зменшення тяжіння ядер взаємодіючих атомів до області перекриття електронних хмар, тобто призводить до зменшення міцності зв'язку. Крім того, зростає екранування ядер елементів у послідовності O – S – Se – Te внаслідок збільшення числа проміжних електронних шарів.

Таким чином, при переході від Оксигену до Телуру міцність зв'язку Гідроген-елемент зменшується.

**Приклад 4.** У чому полягає відмінність  $\sigma$ - і  $\pi$ - зв'язків?

**Розв'язання.**  $\sigma$  – зв'язком називається ковалентний зв'язок, при якому перекриття електронних хмар відбувається по лінії, що зв'язує центри атомів, що з'єднуються.  $\pi$ - зв'язки утворюються за рахунок перекриття р- або d-електронних хмар по обидві сторони від лінії з'єднання атомів.

**Приклад 5.** Вказати типи хімічних зв'язків у молекулах наступних речовин:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{LiH}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ .

**Розв'язання.** У сполуках  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{CH}_4$  – ковалентний полярний зв'язок;

$\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  – ковалентний неполярний зв'язок;

$\text{LiH}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaF}_2$  – іонний зв'язок;

$\text{Na}$  – металічний зв'язок.

## ЗАВДАННЯ

41. Складіть електронні схеми будови молекул  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CCl}_4$ . У яких молекулах ковалентний зв'язок є полярним? Як метод валентних зв'язків пояснює кутову будову молекули  $\text{H}_2\text{S}$ ?

42. Який хімічний зв'язок називається координаційним або донорно-акцепторним? Розберіть будову комплексу  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ . Вкажіть донор і акцептор. Як метод валентних зв'язків пояснює тетраедричну будову цього іона?

43. Що слід розуміти під ступенем окиснення атому? Визначити ступінь окиснення атому Карбону і його валентність, зумовлену кількістю неспарених електронів, у сполуках  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{CO}_2$ .

44. Який хімічний зв'язок називається іонним? Який механізм його утворення? Які властивості іонного зв'язку відрізняють його від ковалентного? Наведіть два приклади типових іонних сполук, напишіть рівняння перетворення відповідних іонів у нейтральні атоми.

45. Який хімічний зв'язок називається водневим? Між молекулами яких речовин він утворюється? Чому  $\text{H}_2\text{O}$  й  $\text{HF}$ , маючи меншу молярну масу, плавляться і киплять при вищій температурі, ніж їх аналоги?

46. Чим відрізняється структура кристалів  $\text{NaCl}$  від структури кристалів натрію? Який вид зв'язку має місце в цих кристалах? Які кристалічні решітки мають натрій і хлорид натрію? Чому дорівнює координаційне число натрію в цих решітках?

47. Що називається електричним моментом диполя? Яка з молекул  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  або  $\text{HI}$  має найбільший момент диполя? Чому?

48. Які кристалічні структури називаються іонними, атомними, молекулярними й металічними? Кристали яких речовин - алмазу, хлориду натрію, оксиду Карбону(IV), цинку мають указані структури?

49. Розподіліть електрони атому Сульфуру за квантовими комірками. Скільки неспарених електронів мають його атоми в нормальному й збудженому станах? Чому при цьому дорівнює валентність Сульфуру?

50. Як метод валентних зв'язків пояснює лінійну будову молекул  $\text{BeCl}_2$  і тетраедричну  $\text{CH}_4$ .

51. Які ковалентні зв'язки називаються  $\sigma$  - зв'язком і  $\pi$  - зв'язком? Розберіть на прикладі будови молекули Нітрогену.

52. Скільки неспарених електронів має атом Хлору в нормальному й збудженому станах? Розподіліть ці електрони по квантових комірках. Чому дорівнює валентність Хлору в нормальному й збудженому станах?

53. Який хімічний зв'язок називають ковалентним? Чим можна пояснити спрямованість ковалентного зв'язку? Як метод валентних зв'язків пояснює будову молекули води?

54. Який ковалентний зв'язок називається  $\sigma$ -зв'язком і  $\pi$ -зв'язком? Що служить кількісною мірою полярності ковалентного зв'язку? Складіть електронні схеми будови молекул  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HI}$ . Які з них є диполями?

55. Який спосіб утворення ковалентного зв'язку називається донорно-акцепторним? Які хімічні зв'язки є в іонах  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{BF}_4^-$ ? Вкажіть донор і акцептор.

56. Скільки  $\sigma$  і  $\pi$  – зв'язків у молекулах  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{HF}$ ? Наведіть схематичну будову цих молекул.

57. Вказати, до якого атому зміщені електронні пари в молекулах  $\text{NH}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{HI}$ .

58. Наведіть приклади, коли один і той ж елемент може утворювати різні види зв'язку: іонний, ковалентний полярний, ковалентний неполярний.

59. Наведіть валентні схеми утворення хімічних зв'язків у молекулах  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .

60. У якій молекулі –  $\text{BF}_3$  або  $\text{NH}_3$  – значення дипольного моменту більше і чому?

#### 4 ТЕРМОХІМІЯ

**Приклад 1.** Реакція горіння етану виражається термохімічним рівнянням:  $\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})} + 3,5\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{п})}$ ;  $\Delta H_{298}^0 = -1559,87$  кДж/моль. Обчисліть тепловий ефект утворення етану.

**Розв'язання.** Використовуємо слідство із закону Гесса: стандартний тепловий ефект хімічної реакції  $\Delta H_{298}^0$  дорівнює різниці сум теплот (ентальпій) утворення продуктів реакції і вихідних речовин

$$\Delta H_{298}^0 = \sum n \Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{продуктів}) - \sum n \Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{вихідних речовин}),$$

де  $n$  – стехіометричні коефіцієнти для даної реакції;

$\Delta H_{\text{f},298}^0$  – стандартна теплота (ентальпія) утворення речовини.

$$\Delta H_{298}^0 = 2\Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{CO}_2) + 3\Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{C}_2\text{H}_6) - 3,5\Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{O}_2).$$

З урахуванням того, що ентальпії утворення простих речовин (у даному випадку молекул кисню) дорівнюють нулю, одержуємо

$$\Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{C}_2\text{H}_6) = 2\Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{CO}_2) + 3\Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_{298}^0.$$

Значення ентальпій утворення Карбону(IV) оксиду і води знаходимо в довідниковій таблиці 1 (див. Додаток). Тоді

$$\Delta H_{f,298}^0(\text{C}_2\text{H}_6) = 2(-393,51) + 3(-285,84) - (-1559,87) = -84,67 \text{ кДж/ моль.}$$

**Відповідь:**  $\Delta H_{f,298}^0(\text{C}_2\text{H}_6) = -84,67 \text{ кДж/ моль.}$

**Приклад 2.** Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції  $1/2\text{Na}_2\text{O}_{(к)} + 1/2\text{H}_2\text{O}_{(р)} = \text{NaOH}_{(к)}$ , якщо відомі стандартні ентальпії утворення речовин.

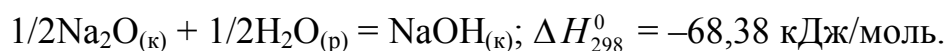
**Розв'язання.** З урахуванням слідства із закону Гесса (див. попереднє завдання) можна записати

$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{f,298}^0(\text{NaOH}) - 1/2\Delta H_{f,298}^0(\text{Na}_2\text{O}) - 1/2\Delta H_{f,298}^0(\text{H}_2\text{O}).$$

Підставивши значення стандартних ентальпій утворення речовин з урахуванням їх агрегатних станів, одержимо для 1 моль NaOH:

$$\Delta H_{298}^0 = -426,60 - 1/2(-430,60) - 1/2(-285,84) = -68,38 \text{ кДж/моль.}$$

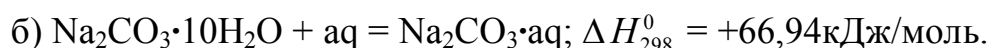
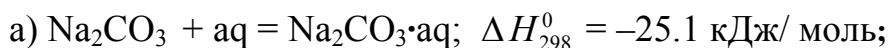
Отже, термохімічне рівняння реакції має вигляд



**Відповідь:**  $\Delta H_{298}^0 = -68,38 \text{ кДж/моль.}$

**Приклад 3.** Розчинення 1 моль безводної солі  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  у достатньо великій кількості води супроводжується виділенням 25,1 кДж теплоти, тоді як при розчиненні у воді кристалогідрату  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  поглинається 66,94 кДж теплоти. Обчисліть теплоту утворення кристалогідрату.

**Розв'язання.** Запишемо термохімічне рівняння реакцій (розчинник – воду – умовно позначимо через aq)



Якщо відняти рівняння б) від рівняння а), одержимо теплоту утворення кристалогідрату:

$$\Delta H_{f,298}^0(\text{кристалогідрату}) = -25,1 - (+66,94) = -99,05 \text{ кДж/моль.}$$

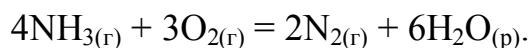
Отже, термохімічне рівняння утворення кристалогідрату має наступний вигляд



**Відповідь:**  $\Delta H_{298}^0 = -92.04 \text{ кДж/моль.}$

**Приклад 4.** При взаємодії газоподібного аміаку з киснем здобули газоподібний азот і воду в рідкому стані. При цьому виділилося 766 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції і порівняйте наведене значення теплового ефекту із розрахованим за законом Гесса. Скільки молей кисню вступило в реакцію.

**Розв'язання.** Складемо рівняння реакції



На підставі слідства із закону Гесса розрахуємо тепловий ефект реакції (дані з ентальпій утворення див. у табл. 1 Додатку)

$$\Delta H_{298}^0 = 2\Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{N}_2) + 6\Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{NH}_3) - 3\Delta H_{\text{f},298}^0 (\text{O}_2);$$

$$\Delta H_{298}^0 = 2 \cdot 0 + 6(-285,8) - 4(-46,2) - 3 \cdot 0 = -1530 \text{ кДж/моль.}$$

За умовами задачі в результаті реакції виділилося 766 кДж теплоти, розрахункове значення  $-1530 \text{ кДж}$ , отже, у результаті реакції виділилося у два рази менше теплоти ( $1530/766 = 2$ ). Це означає, що в реакцію вступило не 3, а 1,5 моль  $\text{O}_2$ .

**Відповідь:** 1,5 моль  $\text{O}_2$ .

## ЗАВДАННЯ

61. Обчисліть тепловий ефект реакції відновлення  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  металевим алюмінієм.

62. Газоподібний етиловий спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  можна добути при взаємодії етилену  $\text{C}_2\text{H}_4$  і водяної пари. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції і розрахуйте її тепловий ефект.

63. При взаємодії газоподібних сірководню і Карбону(IV) оксиду утворюються пари води і сірковуглець. Складіть термохімічне рівняння і розрахуйте тепловий ефект реакції.

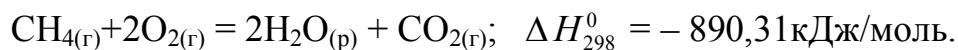
64. Напишіть термохімічне рівняння реакції між  $\text{CO}_{(г)}$  і  $\text{H}_{2(г)}$ , внаслідок якої утворюються  $\text{CH}_{4(г)}$  і  $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ . Скільки теплоти виділилося в результаті цієї реакції?

65. При згорянні газоподібного етану ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) утворюється Карбону (IV) оксид  $_{(г)}$  і вода у рідкому стані  $_{(р)}$ . Напишіть термохімічне рівняння реакції і розрахуйте кількість теплоти при згорянні  $1\text{ м}^3$  (н. у.) етану.

66. Напишіть термохімічне рівняння і розрахуйте тепловий ефект реакції при згорянні 5 моль газоподібного аміаку. Продукти згоряння – пари води і газоподібний Нітрогену(II) оксид (NO).

67. У результаті реакції між газоподібними метаном ( $\text{CH}_4$ ) з сірководнем утворюються газоподібні сірковуглець ( $\text{CS}_2$ ) і водень. Напишіть термохімічне рівняння реакції і розрахуйте її тепловий ефект.

68. Розрахуйте теплоту утворення метану, виходячи з таких рівнянь:



Одержане значення порівняйте з табличним.

69. Теплота розчинення безводного  $\text{SrCl}_2$  дорівнює  $-47,7$  кДж, а теплота розчинення кристалогідрату  $\text{SrCl}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  дорівнює  $+30,96$  кДж. Обчисліть теплоту гідратації стронцій хлориду.

70. При згорянні етиловий спирт утворює пари води і Карбону(IV) оксид. Розрахуйте теплоту утворення  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(р)}$ , якщо при згорянні  $11,5$  г спирту виділяється  $308,71$  кДж теплоти.

71. Сумісна присутність пари аміаку і хлоридної кислоти веде до утворення аерозолі  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції і розрахуйте її тепловий ефект, виходячи з  $10$  л газоподібного аміаку за н. у.



72. Теплота пароутворення рідкого метанолу (CH<sub>3</sub>OH) дорівнює +37,4 кДж. Яка кількість теплоти виділиться у процесі згоряння 1 моль метанолу, якщо продуктами реакції є газоподібний Карбону(IV) оксид і пари води?

73. Розрахуйте теплоту утворення Ca(OH)<sub>2</sub>, виходячи з наступних рівнянь:



74. При взаємодії трьох моль газоподібного N<sub>2</sub>O із газоподібним аміаком утворюються газоподібний азот і пари води. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції і розрахуйте теплоту утворення N<sub>2</sub>O, якщо тепловий ефект реакції взаємодії N<sub>2</sub>O з NH<sub>3</sub> дорівнює –877,76 кДж/моль.

75. При одержанні 37 г кристалічного кальцій гідроксиду із кристалічного кальцій оксиду та рідкої води виділяється 32,53 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції і розрахуйте теплоту утворення CaO.

76. Газоподібний аміак при згорянні утворює газ азот і пари води. При цьому тепловий ефект реакції –1530,28 кДж/моль. Розрахуйте теплоту утворення газоподібного аміаку.

77. Теплота розчинення Купрум(II)сульфату (CuSO<sub>4</sub>) та мідного купоросу CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O відповідно дорівнюють –66,11 кДж і +11,72 кДж. Обчисліть теплоту гідратації CuSO<sub>4</sub>.

78. Тепловий ефект згоряння рідкого бензолу з утворенням газоподібного Карбону(IV) оксиду та пари води дорівнює –3135,58 кДж/моль. Складіть термохімічне рівняння реакції і розрахуйте теплоту утворення бензолу.

79. При згорянні рідкого бензолу утворюються газоподібний Карбону(IV) оксид та пара води. Розрахуйте тепловий ефект цієї реакції, якщо теплота пароутворення рідкого бензолу дорівнює + 33,9 кДж/моль?

80. При взаємодії кристалів Фосфору (V) хлориду з парами води утворюються рідкий POCl<sub>3</sub> (р) і газоподібний HCl (г). Реакція супроводжується виділенням 111,4 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння реакції.

## 5 ХІМІЧНА КІНЕТИКА І РІВНОВАГА

**Приклад 1.** Реакція перебігає за рівнянням  $2 \text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ . Константа швидкості цієї реакції при  $500^\circ\text{C}$  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 вихідну швидкість реакції та швидкість її, коли прореагувало 40% NO.

**Розв'язання.** Згідно з основним законом хімічної кінетики вихідна швидкість прямої реакції дорівнює

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

де  $k$  – константа швидкості реакції.

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

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

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

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

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

**Розв'язання.** Відповідно до емпіричного правила Вант-Гоффа швидкість реакції при температурі  $60^\circ\text{C}$  складає

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

**Приклад 3.** Константа швидкості реакції  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$  при температурі 574 К дорівнює  $8,56 \cdot 10^{-2}$  л(моль·хв.)<sup>-1</sup>, а при температурі 497К –  $3,6 \cdot 10^{-4}$  л (моль·хв.)<sup>-1</sup>. Обчисліть енергію активації реакції й константу швидкості її при температурі 512 К.

**Розв'язання.** Згідно з рівнянням Арреніуса, запишемо вираз для енергії активації

$$k_{T_2} = k_0 \cdot e^{-E_{\text{акт}}/RT_2},$$

$$k_{T_1} = k_0 \cdot e^{-E_{\text{акт}}/RT_1},$$

де  $k_{T_2}$ ,  $k_{T_1}$  – константи швидкості реакцій, відповідно при температурах  $T_2$  і  $T_1$ ;  $k_0$  – предекспоненціальний множник;  $E_{\text{акт}}$  – енергія активації реакції, Дж/моль.

$$k_{T_2}/k_{T_1} = e^{E_{\text{акт}}(T_2-T_1)/RT_1T_2};$$

$$E_{\text{акт}} = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \cdot \ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{8,31 \cdot 574 \cdot 497}{574 - 497} \cdot \ln \frac{8,56 \cdot 10^{-2}}{3,6 \cdot 10^{-4}} = 1,69 \cdot 10^5 \text{ Дж/моль.}$$

Оскільки відома енергія активації реакції, можна знайти предекспоненціальний множник у рівнянні Ареніуса

$$k_0 = k_{T_2} \cdot e^{E_{\text{акт}}/RT_2} = 8,56 \cdot 10^{-2} \cdot e^{1,69 \cdot 10^5 / 8,31 \cdot 574} = 2,08 \cdot 10^{14} \text{ л(моль} \cdot \text{хв.)}^{-1}$$

Константа швидкості реакції при температурі 512К дорівнює:

$$k_{T_3} = k_0 \cdot e^{-E_{\text{акт}}/RT_3} = 2,08 \cdot 10^{14} \cdot e^{-1,69 \cdot 10^5 / 8,31 \cdot 512} = 1,17 \cdot 10^{-3} \text{ л(моль} \cdot \text{хв.)}^{-1}$$

**Приклад 4.** Гомогенна реакція перебігає за рівнянням



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

**Розв'язання.** За законом діючих мас Гульдберга-Вааге константа хімічної рівноваги реакції (1)

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

Рівноважна концентрація реагенту D дорівнює

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

Відповідно до стехіометрії рівняння реакції зменшення концентрації реагента А в ході реакції дорівнює 0,22 моль/л, а зменшення концентрації реагента В – 0,66 моль/л. Отже, вихідні концентрації цих реагентів складають відповідно:

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

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

### ЗАВДАННЯ

81. Константа рівноваги реакції  $\text{FeO}_{(к)} + \text{CO}_{(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$  при деякій температурі дорівнює 0,5. Визначте рівноважні концентрації CO і CO<sub>2</sub>, якщо вихідні концентрації дорівнюють:  $[\text{CO}]_0 = 0,05$  моль/л,  $[\text{CO}_2] = 0,01$  моль/л.

82. Визначте температурний коефіцієнт Вант - Гоффа реакції, швидкість якої при 34<sup>0</sup>С дорівнює  $1,48 \cdot 10^{-3}$  моль(л·с)<sup>-1</sup>, а при 73<sup>0</sup>С  $0,36$  моль(л·с)<sup>-1</sup>.

83. Реакція перебігає за рівнянням  $\text{SO}_2\text{Cl}_2 = \text{SO}_2 + \text{Cl}_2$ . При температурі 552<sup>0</sup>К. Константа швидкості цієї реакції дорівнює  $61 \cdot 10^{-5}$  хв.<sup>-1</sup>, а при температурі 593<sup>0</sup>К дорівнює  $1,32 \cdot 10^{-3}$  хв.<sup>-1</sup>. Визначте енергію активації цієї реакції, а також константу швидкості при температурі 688<sup>0</sup>К.

84. Реакція перебігає за рівнянням  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ . Вихідні концентрації реагентів:  $[\text{A}]_0 = 0,10$  моль/л і  $[\text{B}]_0 = 0,40$  моль/л. Константа хімічної рівноваги дорівнює 1,0. Визначте рівноважні концентрації реагентів А, В, С, D.

85. Реакція перебігає за рівнянням  $A+B \rightleftharpoons 2C + 2D$ . Вихідні концентрації реагентів  $[A]_0 = 0,26$  моль/л і  $[B]_0 = 0,18$  моль/л, а рівноважні концентрації  $[A]_p = 0,16$  моль/л і  $[B]_p = 0,08$  моль/л. Знайдіть константу хімічної рівноваги, а також рівноважні концентрації C і D.

86. Реакція перебігає за рівнянням  $N_2 + O_2 = 2NO$ . Концентрації вихідних речовин до початку реакції складали:  $[N_2] = 0,049$  моль/л і  $[O_2] = 0,01$  моль/л. Обчисліть концентрації цих речовин на мить, коли концентрація NO дорівнює 0,005 моль/л.

87. Як зміниться швидкість реакції, що перебігає в газовій фазі, якщо зменшити температуру на 36°C. Температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції 3,2?

88. Рівновага гомогенної системи  $4 HCl_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(r)} + 2Cl_{2(r)}$  встановилася за наступних концентрацій реагуючих речовин:  $[HCl] = 0,20$  моль/л;  $[O_2] = 0,32$  моль/л;  $[H_2O] = 0,14$  моль/л;  $[Cl_2] = 0,14$  моль/л. Обчисліть вихідні концентрації хлороводню і кисню.

89. Реакція перебігає за рівнянням  $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ . Концентрація вихідних речовин:  $[NO] = 0,03$  моль/л;  $[O_2] = 0,05$  моль/л. Як зміниться швидкість реакції, якщо збільшити концентрацію кисню до 0,10 моль/л і концентрацію NO до 0,06 моль/л?

90. Константа рівноваги гомогенної системи  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  при температурі 400°C дорівнює 0,1. Рівноважні концентрації водню і аміаку відповідно дорівнюють 0,2 і 0,08 моль/л. Обчисліть рівноважну і вихідну концентрації азоту.

91. Напишіть вираз для константи рівноваги гомогенної системи  $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ . Як зміниться швидкість прямої реакції (утворення  $SO_3$ ), якщо збільшити концентрацію  $SO_2$  у три рази?

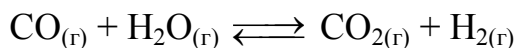
92. Обчисліть, у скільки разів зменшиться швидкість реакції, яка перебігає в газовій фазі, якщо знизити температуру від 120 до 80°C. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3.

93. Реакція перебігає за рівнянням  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ . Константа швидкості цієї реакції при  $508^\circ\text{C}$  дорівнює 0,16. Вихідні концентрації реагуючих речовин:  $[\text{H}_2] = 0,04$  моль/л;  $[\text{I}_2] = 0,05$  моль/л. Обчисліть вихідну швидкість реакції і швидкість, коли  $[\text{H}_2] = 0,03$  моль/л.

94. Вихідні концентрації  $\text{NO}$  і  $\text{Cl}_2$  у гомогенній системі  $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$  складають відповідно 0,5 і 0,2 моль/л. Обчисліть константу рівноваги, якщо на момент рівноваги прореагувало 20%  $\text{NO}$ .

95. Окиснення сірки і оксиду Сульфуру(IV) оксиду перебігає за рівняннями:  
а)  $\text{S}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{SO}_2(\text{г})$ ; в)  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$ . Як зміняться швидкості цих реакцій, якщо об'єми кожної з систем зменшити в чотири рази?

96. Константа рівноваги гомогенної системи



за деякої температури дорівнює 1. Обчисліть рівноважні концентрації усіх реагуючих речовин, якщо вихідні концентрації:  $[\text{CO}] = 0,10$  моль/л;  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40$  моль/л.

97. Реакція перебігає за рівнянням  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ . Концентрації речовин, що беруть участь у ній, були:  $[\text{N}_2] = 0,80$  моль/л;  $[\text{H}_2] = 1,5$  моль/л;  $[\text{NH}_3] = 0,10$  моль/л. Обчисліть концентрацію водню і аміаку, коли  $[\text{N}_2] = 0,5$  моль/л.

98. За деякої температури рівновага гомогенної системи  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$  встановилася за наступних концентрацій реагуючих речовин:  $[\text{NO}] = 0,2$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,1$  моль/л;  $[\text{NO}_2] = 0,1$  моль/л. Обчисліть константу рівноваги і вихідні концентрації  $\text{NO}$  і  $\text{O}_2$ .

99. Як зміниться швидкість реакції, що перебігає в газовій фазі, при підвищенні температури на  $60^\circ\text{C}$ , якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2?

100. Дві реакції перебігають при  $30^\circ\text{C}$  з однаковою швидкістю. Температурний коефіцієнт швидкості першої реакції дорівнює 2, а другої – 4. Знайдіть відношення швидкостей цих реакцій при  $90^\circ\text{C}$ .

## 6 РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ

**Концентрація** – 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;

$m_p$  – маса розчину, г;

$m(Y)$  – маса розчинника, г;

$V_p$  – об'єм розчину, л;

$\rho_p$  – 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

**1. Масова частка речовини в розчині** –  $\omega(X)$  – це відношення маси розчиненої речовини  $m(X)$ , що міститься в розчині до загальної маси цього розчину  $m_p$ .

$$\text{Форма запису: } \omega(X) = \frac{m(X)}{m_p} \text{ або } \omega(X) = \frac{m(X)}{m_p} \cdot 100\% \quad (1)$$

Одиниця вимірювання відносна. Допускається виражати масову частку речовини в частках одиниці або відсотках.  $\omega(X)$  в % називається також відсотковою концентрацією й 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 ( $H_2SO_4$ ) масою 100 г міститься речовина  $H_2SO_4$  масою 20 г.

**2. Молярна або мольна частка розчиненої речовини X у розчині** — це відношення кількості речовини X (в молях), що міститься у цьому розчині, до загальної кількості речовин у розчині (в молях).

Форма запису

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)} = \frac{m(X) / M(X)}{m(X) / M(X) + m(Y) / M(Y)}, \quad (2)$$

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

$n(X)$  – кількість молів розчиненої речовини X;

$n(Y)$  – кількість молів розчинника Y.

Одиниця вимірювання відносна.

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

**3. Молярна концентрація речовини X у розчині** — це відношення кількості речовини  $n(X)$ , що міститься у розчині, до об'єму ( $V_p$ ) цього розчину.

Молярна концентрація речовини показує скільки молів розчиненої речовини міститься в  $1 \text{ дм}^3$  розчину.

У СІ основною одиницею молярної концентрації є моль/м<sup>3</sup>, а для практичного користування — моль/дм<sup>3</sup> або моль/л.

Форма запису

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_p} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_p} \quad (3)$$



Наприклад, молярна концентрація речовини натрій хлориду (NaCl) у розчині записується наступним чином:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V_p} = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{X}) \cdot V_p}, \text{ моль/дм}^3.$$

Розчин з молярною концентрацією розчиненої речовини, рівною 1 моль/дм<sup>3</sup>, називається одномолярним розчином і позначається 1 М розчин; 0,1 моль/дм<sup>3</sup> називається децимолярним розчином (0,1 М розчин); 0,01 моль/дм<sup>3</sup>, називається сантимольярним (0,01 М розчин); 0,001 моль/дм<sup>3</sup> називається мілімолярним (0,001 М розчин).

Для розчинів і газів дозволяється також позначення молярної концентрації речовини за допомогою квадратних дужок, у яких записується формула відповідної речовини.

Наприклад,  $[\text{O}_2] = 0,01 \text{ моль/дм}^3$ .

*Термін «молярна концентрація» повністю охоплює термін «молярність».*

*Тому термін «молярність розчину» не рекомендується використовувати.*

*Наприклад, не можна говорити «молярність розчину сульфатної кислоти (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) 1М».*

*Не допускається скорочення М для позначення одиниць вимірювання молярної концентрації. Не слід писати  $C(\text{HCl}) = 0,1\text{М}$ .*

**4 Молярна концентрація еквівалента у розчині або нормальна концентрація** (застаріла назва «еквівалентна» концентрація) — це відношення числа моль еквівалентів ( $n(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X})$ ) у розчині до об'єму цього розчину речовини ( $V_p$ ).

Форма запису має наступний вигляд:

$$c(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = \frac{n(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X})}{V_p} = \frac{m(\text{X})}{M(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) \cdot V_p}. \quad (4)$$

Одиниця вимірювання молярної концентрації еквівалента є моль/м<sup>3</sup>, а для практичного користування — моль/дм<sup>3</sup> або моль/л.

Наприклад, для сульфатної кислоти молярна концентрація еквівалента записується наступним чином:  $c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V_p}$ .

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

Розчин з  $c(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = 1$  моль/дм<sup>3</sup> називається однонормальним розчином речовини X, тобто розчин, що містить 1 моль речовини еквівалента в 1 дм<sup>3</sup>, з  $c(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup> – децинормальним розчином, з  $c(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = 0,01$  моль/дм<sup>3</sup> – сантинормальним розчином, з  $c(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) = 0,001$  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.

*Не допускається скорочення н. або N для позначення одиниць вимірювання молярної концентрації еквівалента. Не слід писати  $c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = 0,1$  н. Використання термінів «грам-еквівалент» і «грам-еквівалент/літр» також не допускається*

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

Термін «нормальність» не рекомендується використовувати.

Використання розчинів з нормальною концентрацією на практиці чи поняття «нормальний» розчин в розрахунках обов'язково вимагає знань рівнянь відповідних реакцій.

Між молярною концентрацією речовини X у розчині і нормальною концентрацією речовини X у розчині є зв'язок.

$$c(f_{\text{екв}}(X)X) = \frac{c(X)}{f_{\text{екв}}(X)} \quad (5)$$

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

**5 Моляльність розчиненої речовини в розчині** (застаріла назва «моляльна концентрація» розчиненої речовини) – це відношення кількості речовини  $n(X)$  (в молях), що міститься у розчині, до маси  $m$  розчинника Y (в кг) цього розчину.

Форма запису:

$$b(X/Y) = \frac{n(X)}{m(Y)} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m(Y)} \quad (6)$$

Одиниця вимірювання моль/кг.

Наприклад, моляльність HCl у водному розчині записується так:

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

**6 Титр розчину** – це маса речовини X, яка міститься в одному  $\text{см}^3$  розчину.

Форма запису

$$T(X) = \frac{m(X)}{V_p} \quad (7)$$

Одиниці вимірювання:  $\text{кг}/\text{см}^3$ , для практичного користування  $\text{г}/\text{см}^3$ ,  $\text{г}/\text{мл}$  (остання –несистемна).

**Приклад 1.** У 320 г води міститься 40г кальцій хлориду, густина розчину дорівнює  $1,08 \text{ г}/\text{см}^3$ . Визначте відсоткову, молярну і нормальну концентрації, моляльність і молярну частку розчиненої речовини, а також титр розчину.

**Розв'язання.** 1. Розрахуємо відсоткову концентрацію кальцій хлориду в розчині

$$\omega(\text{CaCl}_2)\% = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{m(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{40}{40 + 320} \cdot 100\% = 11,1\%,$$

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

Спочатку розрахуємо об'єм розчину

$$V_p = \frac{m_p}{\rho_p} = \frac{40 + 320}{1,08} = 333,3 \text{ мл} = 0,3333 \text{ л.}$$

Тоді молярна концентрація хлориду кальцію буде

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

Скорочено молярна концентрація може записуватися (наприклад, для цієї задачі) у вигляді 1,08 М.

3. Розрахуємо молярну концентрацію еквівалента або нормальну концентрацію кальцій хлориду в розчині

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

Скорочено молярна концентрація еквівалента може записуватися (наприклад, для цієї задачі) у вигляді 2,16 н. або 2,16 N.

Молярну концентрацію еквівалента можна розрахувати в інший спосіб – а саме, використовуючи рівняння (5), яке описує зв'язок між молярною та нормальною концентраціями

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

Розрахунок молярних мас еквівалентів речовин і факторів еквівалентності для різних класів неорганічних сполук детально наведений у розділі 1 (приклади 1-4).

4. Розрахуємо молярність кальцій хлориду в розчині

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

5. Розрахуємо мольну або молярну частку хлориду кальцію в розчині

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

6. Розрахуємо титр розчину хлориду кальцію

$$T(\text{CaCl}_2) = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{V_p} = \frac{40}{333,3} = 0,12 \text{ г/см}^3.$$

**Відповідь:**  $\omega(\text{CaCl}_2)\% = 11,1\%$ ;  $c(\text{CaCl}_2) = 1,08 \text{ моль/л}$ ;  $c\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) =$   
 $= 2,16 \text{ моль/л}$ ;  $b\left(\frac{\text{CaCl}_2}{\text{H}_2\text{O}}\right) = 1,13 \text{ моль/кг}$ ;  $\chi(\text{CaCl}_2) = 0,02$ ;  $T(\text{CaCl}_2) =$   
 $= 0,12 \text{ г/см}^3$ .

**Приклад 2.** На нейтралізацію 31 дм<sup>3</sup> 0,16 н. розчину лугу потрібно 217 дм<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти. Чому дорівнює молярна концентрація еквівалента й титр розчину сульфатної кислоти?

**Розв'язання.** За повної нейтралізації фактор еквівалентності сульфатної кислоти  $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$  а фактор еквівалентності лугу завжди дорівнює 1.

При використанні розчинів нормальної концентрації діє правило, згідно з яким у рівних об'ємах розчинів рівних нормальних концентрацій містяться еквівалентні кількості речовин, які реагують між собою без залишку. Якщо нор-

мальні концентрації не рівні, то об'єми розчинів реагуючих речовин обернено пропорційні їх концентраціям, тобто

$$n(\text{лугу}) = n\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right), \quad (1)$$

а отже тоді справедливе й таке рівняння

$$c(\text{лугу}) \cdot V_{\text{лугу}} = c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \quad (2)$$

Тоді, виходячи з рівняння (2) нормальна концентрація сульфатної кислоти дорівнює

$$c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{c(\text{лугу}) \cdot V_{\text{лугу}}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{0,16 \cdot 31}{217} = 0,023 \text{ моль/л.}$$

Титр розчину кислоти складає

$$T(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right)}{1000} = \frac{0,023 \cdot 49}{1000} = 1,13 \cdot 10^{-3} \text{ г/см}^3.$$

Молярна маса еквівалента сульфатної кислоти дорівнює

$$M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль.}$$

**Відповідь:**  $c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = 0,023 \text{ моль/л; } T(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,13 \text{ г/см}^3.$

**Приклад 3.** До 4 л 1,16 М розчину карбонату натрію (густина 1,105 г/см<sup>3</sup>) додали 2600 г 5%-вого розчину натрій карбонату. Чому дорівнює молярність натрій карбонату в розчині після зливання двох розчинів?

**Розв'язання.** Маса Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> у першому розчині розраховується за рівнянням молярної концентрації

$$m_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V_p = 1,16 \cdot 106 \cdot 4 = 492 \text{ г,}$$

де  $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$  – молярна маса Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Маса води в першому розчині дорівнює

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = m_p - m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = V_p \cdot \rho_p - m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 4000 \cdot 1,105 - 492 = 3928 \text{ г.}$$

Маса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  у другому розчині

$$m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2600 \cdot 0,05 = 130 \text{ г},$$

а маса води в ньому

$$m_2(\text{H}_2\text{O}) = 2600 - 130 = 2470 \text{ г}.$$

Тоді загальна маса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  у розчині, який отримали при змішуванні двох розчинів, складає

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) + m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 492 + 130 = 622 \text{ г},$$

а загальна маса води після зливання розчинів дорівнює

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_1(\text{H}_2\text{O}) + m_2(\text{H}_2\text{O}) = 3928 + 2470 = 6398 \text{ г}.$$

Молярність карбонату натрію тоді буде

$$b\left(\frac{\text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{H}_2\text{O}}\right) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 1000}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{622 \cdot 1000}{106 \cdot 6398} = 0,92 \text{ моль/кг}.$$

**Відповідь:**  $b\left(\frac{\text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{H}_2\text{O}}\right) = 0,92 \text{ моль/кг}.$

**Приклад 4.** Який об'єм 50%-вого (за масою) розчину  $\text{KI}$  з густиною  $1,538 \text{ г/см}^3$  потрібен для приготування 4 л 0,7 М розчину  $\text{KI}$ ?

**Розв'язання.** 1. З рівняння для молярної концентрації

$$c(\text{KI}) = \frac{m(\text{KI})}{M(\text{KI}) \cdot V_p},$$

розрахуємо масу  $\text{KI}$ , яка необхідна для приготування 4 л 0,7 М розчину.

$$m(\text{KI}) = c(\text{KI}) \cdot M(\text{KI}) \cdot V_p = 0,7 \cdot 56 \cdot 4 = 156,8 \text{ г},$$

де  $M(\text{KI}) = 56 \text{ г/моль}$  (молярна маса  $\text{KI}$ )

2. Розрахуємо масу 50%-вого розчину  $\text{KI}$ , яка містить 156,8 г  $\text{KI}$ . Складемо пропорцію, виходячи з фізичного змісту відсоткової концентрації

$\frac{100}{X} = \frac{50}{156,8}$ , (де  $X$  – маса 50%-вого розчину, яка містить 156,8 г чистої речовини KI). Тоді

$$X = m_{50\%} = \frac{156,8 \cdot 100}{50} = 313,6 \text{ г.}$$

3. Розрахуємо об'єм цього розчину

$$V_{50\%} = \frac{m_{50\%}}{\rho_p} = \frac{313,6}{1,538} = 203,9 \text{ мл.}$$

Отже, для приготування 4 л 0,7 М розчину KI потрібно 203,9 мл 50%-вого розчину KI.

**Відповідь:** 203,9 мл.

## ЗАВДАННЯ

101. Обчисліть молярну і нормальну концентрації, молярність і мольну частку розчиненої речовини, титр 8%-вого (за масою) розчину нітратної кислоти, густина розчину 1,043 г/см<sup>3</sup>.

102. Обчисліть відсоткову, нормальну концентрації, молярність і мольну частку розчиненої речовини, титр 1,598 М розчину їдкого натру, густина розчину 1,065 г/см<sup>3</sup>.

103. Обчисліть відсоткову і молярну концентрації, молярність і мольну частку розчиненої речовини, титр 1,925 н. розчину амонію хлориду, густина розчину 1,071 г/см<sup>3</sup>.

104. Обчисліть відсоткову, молярну, нормальну концентрації, мольну частку розчиненої речовини і титр розчину сульфатної кислоти, молярність якої 1,134 моль/1000 г води, а густина розчину 0,943 г/см<sup>3</sup>.

105. Обчисліть відсоткову, молярну, нормальну концентрації, молярність і титр розчину алюмінію нітрату, у якому мольна частка розчиненої речовини дорівнює 0,0044, а густина розчину 1,032 г/см<sup>3</sup>.



106. Обчисліть відсоткову, молярну, нормальну, моляльну концентрації і мольну частку розчиненої речовини розчину кальцію гідроксиду, титр якого дорівнює  $0,132 \text{ г/см}^3$ , а густина розчину  $0,943 \text{ г/см}^3$ .

107. Змішали 300 г 20%-вого і 500 г 40%-вого розчину натрію хлориду. Чому дорівнює відсоткова, молярна і нормальна концентрації одержаного розчину?

108. Який об'єм 30%-вого розчину калію нітрату (густина  $1,31 \text{ г/см}^3$ ) потрібен для приготування 7 л 3%-вого розчину (густина  $1,03 \text{ г/см}^3$ )?

109. До 3 л 10%-вого розчину нітратної кислоти (густина розчину  $1,054 \text{ г/см}^3$ ) додали 5 л 2%-вого розчину тієї ж кислоти густиною  $1,009 \text{ г/см}^3$ . Обчисліть відсоткову, молярну, нормальну концентрації одержаного розчину.

110. Який об'єм 0,3 н. розчину кислоти потрібен для нейтралізації розчину, що містить 0,32 г їдкою натру в  $40 \text{ дм}^3$  розчину?

111. З 10 кг 20%-вого розчину при охолодженні виділилося 400 г солі. Чому дорівнює відсоткова концентрація охолодженого розчину?

112. Змішали 247 г 62%-вого і 145 г 18%-вого розчину сульфатної кислоти. Яка відсоткова концентрація після змішування?

113. Для осадження у вигляді Аргентум хлориду всього Аргентуму, що міститься в  $100 \text{ дм}^3$  розчину Аргентум нітрату, потрібно  $50 \text{ дм}^3$  0,2 н. розчину хлоридної кислоти. Чому дорівнює нормальна концентрація розчину Аргентум нітрату? Скільки грамів Аргентум хлориду випало в осад?

114. Чому дорівнює нормальна концентрація 30%-вого розчину магнію хлориду, густина якою  $1,328 \text{ г/см}^3$ ? До 1 л цього розчину додали 5 л води. Обчисліть відсоткову, молярну та нормальну концентрацію одержаного розчину.

115. Обчисліть молярну, нормальну і моляльну концентрації 16%-вого розчину алюмінію хлориду, густина якого  $1,149 \text{ г/см}^3$ .

116. На нейтралізацію 1 л розчину, що містить 1,4 г їдкою калію, потрібен  $50 \text{ дм}^3$  розчину кислоти. Обчисліть нормальну концентрацію розчину кислоти.

117. З 700 г 60%-вої сульфатної кислоти випаровуванням видалили 200 г води. Чому дорівнює відсоткова концентрація розчину, що залишився?

118. Скільки грамів нітратної кислоти міститься в розчині, якщо на нейтралізацію його потрібно 35 дм<sup>3</sup> 0,4 М розчину їдкого натру? Чому дорівнює титр розчину їдкого натру?

119. Змішали 10 см<sup>3</sup> 10%-вого розчину нітратної кислоти (густина 1,056 г/см<sup>3</sup>) і 100 см<sup>3</sup> 30%-вого розчину нітратної кислоти (густина 1,184 г/см<sup>3</sup>). Обчисліть відсоткову, молярну і нормальну концентрації одержаного розчину.

120. Обчисліть нормальну концентрацію і молярність сульфатної кислоти 20,8%-вого розчину сульфатної кислоти, густина якого 1,12 г/см<sup>3</sup>. Скільки грамів кислоти міститься в 4 л цього розчину?

## 7 ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ І ЕЛЕКТРОЛІТІВ

**Приклад 1.** При 315 К тиск насиченої пари над водою дорівнює 8,2 кПа (61,5 мм рт. ст.). На скільки знизиться тиск пари за вказаної температури, якщо в 540 г води розчинити 36 г глюкози C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>.

**Розв'язання.** Згідно з законом Рауля відносно зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює молярній (мольній) частці розчиненої речовини  $\chi(X)$

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\Delta P}{P_0} = \chi(X) = \frac{m(X)/M(X)}{m(X)/M(X) + m(Y)/M(Y)} \quad (\text{закон Рауля})$$

$$\text{Тоді } \Delta P = P_0 \cdot \chi(X) = 8,2 \cdot \frac{30/180}{30/180 + 540/18} = 0,054 \text{ кПа,}$$

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

$\chi(X)$  – молярна частка розчиненої речовини ;  $m(X)$  – маса розчиненої речовини, г;  $m(Y)$  – маса розчинника (води), г;  $M(X)$  – молярна маса розчиненої речовини (для глюкози 180 г/моль);  $M(Y)$  – молярна маса розчинника (для води 18 г/моль).

**Приклад 2.** За якої температури буде кристалізуватися 5%-вий розчин етилового спирту C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>ОН?

**Розв'язання.** Згідно з слідством із закону Рауля зниження температури кристалізації розчину пропорційне молярності речовини в розчині

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t = k \cdot b(X/Y) = k \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)} = 1,86 \cdot \frac{5 \cdot 1000}{46 \cdot 95} = 2,13^\circ\text{C},$$

де  $t_0$  – температура кристалізації чистого розчинника,  $^\circ\text{C}$ ;  $t$  – температура кристалізації розчину,  $^\circ\text{C}$ ;  $K$  – криоскопічна константа (для води  $1,86$  град·кг /моль);  $b(X/Y)$  – молярність речовини, моль/кг;  $m(X)$  – маса розчиненої речовини, г;  $m(Y)$  – маса розчинника, г;  $M(X)$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль (для етилового спирту  $46$  г/моль).

Вода кристалізується при  $0^\circ\text{C}$ , отже, температура кристалізації розчину буде  $t = 0 - \Delta t_{\text{кр}} = 0 - 2,13 = -2,13^\circ\text{C}$ .

**Приклад 3.** Обчисліть відсоткову концентрацію водного розчину гліцерину  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ , якщо відомо, що цей розчин кипить при  $100,39^\circ\text{C}$ .

**Розв'язання.** Температура кипіння чистої води  $100^\circ\text{C}$ , отже, підвищення температури кипіння розчину ( $\Delta t_{\text{кип}}$ ) складає

$100,39 - 100 = 0,39^\circ\text{C}$ . Згідно з слідством із закону Рауля

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot b(X/Y) = E \cdot \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де  $E$  – ебуліоскопічна константа (для води  $E = 0,52$  град·кг /моль);

$M(X)$  – молярна маса гліцерину, дорівнює  $92$  г/моль; усю решту позначень дивись у попередній задачі.

Визначимо масу гліцерину, що міститься в  $1000$  г води

$$m(X) = \frac{\Delta t_{\text{кип}} \cdot M(X)}{E} = \frac{0,39 \cdot 92}{0,52} = 69 \text{ г.}$$

Щоб визначити відсоткову концентрацію розчину гліцерину, треба розрахувати, скільки грамів гліцерину міститься в  $100$  грамах розчину

$1069$  г розчину ( $1000$  г води +  $69$  г гліцерину) містить  $69$  г речовини;

$100$  г розчину містить  $X$  г речовини.

Звідси 
$$X = \frac{60 \cdot 100}{1069} = 6,45 \text{ г.}$$

Отже, відсоткова концентрація розчину складає  $6,45\%$ .

**Приклад 4.** При 25°C осмотичний тиск розчину, що містить 2,8 г високомолекулярної органічної сполуки в 200 мл розчину, дорівнює 0,7 кПа. Знайдіть молекулярну масу розчиненої речовини.

**Розв'язання.** Осмотичний тиск розчину розраховується за рівнянням Вант-Гоффа

$$P_{\text{осм.}} = c(X) \cdot R \cdot T = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_p} RT \text{ (кПа)},$$

де  $c(X)$  – молярна концентрація речовини, моль/л;  $R$  – універсальна газова стала, дорівнює 8,31 Дж/(моль·К);  $T$  – температура, К;  $m(X)$  – маса розчиненої речовини, г;  $M(X)$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;  $V_p$  – об'єм розчину, л.

Розрахуємо молярну масу розчиненої речовини

$$M(X) = \frac{m(X) \cdot R \cdot T}{P_{\text{осм.}} \cdot V_p} = \frac{2,8 \cdot 8,31 \cdot 298}{0,7 \cdot 0,2} = 4,95 \cdot 10^4 \text{ г/моль.}$$

Отже молекулярна маса речовини дорівнює  $M_r = 4,95 \cdot 10^4$  а.о.м.

**Приклад 5.** При розчиненні гідроксиду натрію масою 12 г у воді масою 100 г температура кипіння води збільшилася на 2,65 °С. Яка ступінь дисоціації гідроксиду натрію відповідає цим даним?

**Розв'язання.** Для розчинів електролітів вираз рівняння для  $\Delta t_{\text{кип}}$  має вигляд

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

де  $i$  – ізотонічний коефіцієнт; усю решту позначень дивись приклад 3.

З наведеного рівняння розрахуємо ізотонічний коефіцієнт

$$i = \frac{\Delta t_{\text{кип}} \cdot M(X) \cdot m(Y)}{E \cdot m(X) \cdot 1000} = \frac{2,65 \cdot 40 \cdot 100}{0,52 \cdot 12 \cdot 1000} = 1,7$$

Розрахуємо ступінь дисоціації NaOH. Ступінь дисоціації ( $\alpha$ ) пов'язана з ізотонічним коефіцієнтом рівнянням

$$\alpha = \frac{i-1}{z-1} = \frac{1,7-1}{2-1} = 0,7 \text{ або } 70\%.$$

де  $z$  – кількість іонів, на які розпадається електроліт, для NaOH  $z = 2$ .

## ЗАВДАННЯ

121. Визначте зниження тиску пари розчинника над водним розчином речовини, молярна маса якого 60 г/ моль, якщо відсоткова концентрація розчину 5,6% (за масою), а тиск пари над чистим розчинником 3,17 кПа.

122. Визначте зниження температури кристалізації 1,8%-вого розчину неелектроліту з молярною масою 46 г/моль у бензолі. Кріоскопічна стала бензолу 5,2.

123. Знайдіть молярну масу неелектроліту і відсоткову концентрацію його розчину, що містить 33 г розчиненої речовини в 851 г бензолу, якщо підвищення температури кипіння розчину дорівнює 1,08°C. Ебуліоскопічна стала бензолу 2,57.

124. Обчисліть осмотичний тиск при 22°C розчину неелектроліту з молярною масою 342 г/моль, що містить 18 г розчиненої речовини в 287 г води, якщо густина розчину дорівнює 1,03 г/см<sup>3</sup>.

125. Чому дорівнює при 17°C осмотичний тиск розчину, який містить 2,26 г натрій сульфату в розчині об'ємом 200 мл, якщо ізотонічний коефіцієнт розчину дорівнює 2,5?

126. Знайдіть масу розчиненої в 370 г води глюкози C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> і відсоткову концентрацію її розчину, пониження температури кристалізації якого дорівнює 0,34°C. Кріоскопічна стала води 1,86.

127. Обчисліть підвищення температури кипіння 2,5% (за масою) розчину карбаміду CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> в діетиловому ефірі. Ебуліоскопічна стала діетилового ефіру дорівнює 2,02.

128. Визначте молярну масу неелектроліту, якщо розчин, що містить 4 г його в 193 г води (густина розчину 1,02 г/см<sup>3</sup>), за температури 305 К має осмотичний тиск 291,6 кПа.

129. Чому дорівнює ізотонічний коефіцієнт розчину кальцій нітрату, якщо його молярна концентрація еквіваленту 0,5 моль/л, а осмотичний тиск за 0°C дорівнює 1,474·10<sup>5</sup> Па?

130. Скільки грамів глюкози  $C_6H_{12}O_6$  повинно знаходитися в 0,5 літрах розчину, щоб його осмотичний тиск (при цій же температурі) був таким же як розчину, в 1 л якого міститься 9,2 г гліцерину  $C_3H_5(OH)_3$  ?

131. При якій температурі кипітиме 50%-вий (за масою) водний розчин натрій сульфату, якщо ступінь дисоціації солі 60%? Ебуліоскопічна стала води 0,52.

132. В якому відношенні повинні знаходитися маса води та етилового спирту, щоб при їх змішуванні одержати розчин, що кристалізується при мінус  $20^{\circ}C$ .

133. До 100 мл 0,5 М водного розчину сахарози  $C_6H_{12}O_6$  додали 200 мл води. Чому дорівнює осмотичний тиск одержаного розчину при  $25^{\circ}C$ ?

134. Знайдіть ступінь дисоціації  $NH_4Cl$  у розчині, для приготування якого 1,07 г солі розчинили в воді об'ємом 200 мл, а температура кипіння цього розчину  $100,09^{\circ}C$ .

135. При розчиненні 3,24 г сірки в 40 г бензолу температура кипіння розчину підвищилася на  $0,81^{\circ}C$ . Із скількох атомів сірки складається молекула сірки в розчині?

136. Температура кипіння водного розчину сахарози  $C_6H_{12}O_6$  дорівнює  $101,4^{\circ}C$ . Розрахуйте молярність і масову частку сахарози в розчині. При якій температурі замерзає цей розчин? Кріоскопічна стала води 1,86, ебуліоскопічна стала води 0,52.

137. Обчисліть температуру кипіння 5%-вого розчину нафталіну  $C_{10}H_8$  в бензолі. Температура кипіння бензолу  $80,2^{\circ}C$ . Ебуліоскопічна стала бензолу 2,57.

138. Скільки грамів фенолу  $C_6H_5OH$  необхідно розчинити в 125 г бензолу, щоб температура кристалізації розчину була нижчою за температуру кристалізації бензолу на  $1,7^{\circ}C$ ? Кріоскопічна стала бензолу 5,1.

139. Обчисліть температуру кипіння 15%-вого водного розчину пропілового спирту  $C_3H_7OH$ , якщо відомо, що ебуліоскопічна стала води 0,52.

140. Визначте температуру кристалізації 2%-вого розчину метилового спирту  $CH_3OH$ , якщо відомо, що кріоскопічна стала води 1,86.

## 8 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ. ОБМІННІ РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

**Приклад 1.** Визначте ступінь дисоціації оцтової кислоти в розчині, що містить 20 г кислоти в 1440 г води (густина розчину  $0,996 \text{ г/см}^3$ ), якщо константа дисоціації оцтової кислоти дорівнює  $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

**Розв'язання.** За законом розбавлення Оствальда константа дисоціації:

$$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot c(X)}{1-\alpha}, \quad (1)$$

$$\text{або } K_d = \alpha^2 c(X) \text{ при } \alpha \ll 1, \quad (2)$$

де  $\alpha$  – ступінь дисоціації оцтової кислоти;  $c(X)$  - молярна концентрація оцтової кислоти, моль/л.

Молярну концентрацію оцтової кислоти в розчині розраховуємо за формулою

$$c(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_p} = \frac{m(X) \cdot \rho \cdot 1000}{M(X)(m(X) + m(Y))}, \quad (3)$$

де  $m(X)$  – маса оцтової кислоти, г;  $m(Y)$  – маса води, г;  $M(X) = 60 \text{ г/моль}$  – молярна маса оцтової кислоти, г/моль;  $V_p$  – об'єм розчину, л;  $\rho$  – густина розчину,  $\text{г/см}^3$ .

Тоді, з урахуванням рівняння (3), ступінь дисоціації оцтової кислоти складе

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c(X)}} = \sqrt{\frac{K_d \cdot M(X) \cdot (m(X) + m(Y))}{m(X) \cdot \rho \cdot 1000}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 60 \cdot (20 + 1440)}{20 \cdot 0,996 \cdot 1000}} = 9 \cdot 10^{-4}.$$

**Приклад 2.** Обчисліть концентрацію іонів водню і значення рН в 0,3М розчині нітратної кислоти, якщо при температурі  $25^\circ\text{C}$  константа дисоціації її дорівнює  $4 \cdot 10^{-4}$ .

**Розв'язання.** Електролітична дисоціація нітратної кислоти перебігає за рівнянням  $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$ .

Ступінь дисоціації нітратної кислоти, як слабого електроліту, розраховуємо за 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 водню в розчині слабкої нітратної кислоти:

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot c(\text{HNO}_2) = 3,65 \cdot 10^{-2} \cdot 0,3 = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

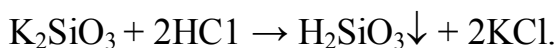
Значення водневого показника складає

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

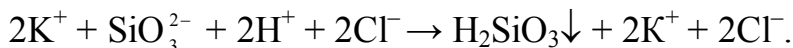
**Приклад 3.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах: а)  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  і  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{NaHCO}_3$  і  $\text{HNO}_3$ .

**Розв'язання.** а) реакція незворотна, оскільки в результаті реакції виділяється осад силікатної кислоти.

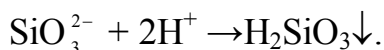
Рівняння реакції в молекулярному вигляді



Рівняння реакції в іонно-молекулярному вигляді

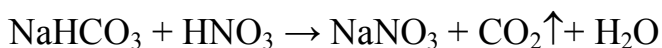


Реакція у скороченому іонно-молекулярному вигляді

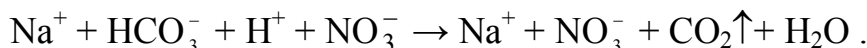


б) реакція незворотна, оскільки в результаті реакції виділяється газ  $\text{CO}_2$  і утворюється слабкий електроліт  $\text{H}_2\text{O}$ .

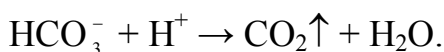
Рівняння реакції в молекулярному вигляді



Рівняння реакції в іонно-молекулярному вигляді:



Рівняння в скороченому вигляді

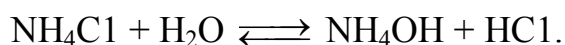


**Приклад 4.** Складіть молекулярні і іонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: а)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

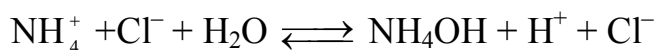


**Розв'язання.** а) Хлорид амонію ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) – сіль, утворена слабкою основою  $\text{NH}_4\text{OH}$  і сильною кислотою  $\text{HCl}$ , гідроліз йде за катіоном.

У молекулярному вигляді



В іонно-молекулярному вигляді (*сильні електроліти слід записувати в іонному, а слабкі – у молекулярному вигляді*)

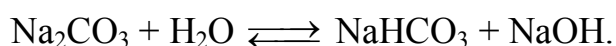


У скороченому вигляді

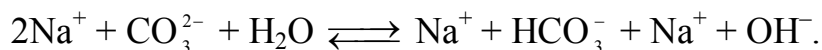


б) карбонат натрію  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – сіль, утворена лугом  $\text{NaOH}$  і слабкою кислотою  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Гідроліз йде за аніоном.

**I ступінь гідролізу** (у молекулярному вигляді)



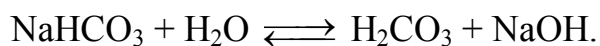
В іонно-молекулярному вигляді



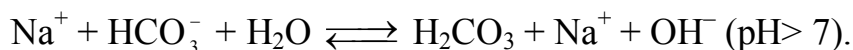
У скороченому вигляді



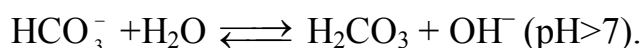
**II ступінь гідролізу** (у молекулярному вигляді)



В іонно-молекулярному вигляді



У скороченому вигляді



Оскільки  $K_{\text{д}}(\text{I}) \gg K_{\text{д}}(\text{II})$ , то гідроліз карбонату натрію практично завершується за першим ступенем.

## ЗАВДАННЯ

141. Визначити константу дисоціації гідроксиду амонію в розчині, що містить 8,3 г його в 822 г води (густина розчину  $0,994 \text{ г/см}^3$ ), якщо ступінь дисоціації дорівнює 0,008.

142. Обчислити молярну концентрацію і концентрацію іонів водню у водному розчині мурашиної кислоти  $\text{НСООН}$ , рН якого дорівнює 3, а константа дисоціації кислоти  $1,8 \cdot 10^{-4}$ .

143. Визначити густина розчину ціанідної кислоти, що містить 12 г  $\text{HCN}$  в 1238 г води, якщо ступінь дисоціації кислоти  $4,6 \cdot 10^{-5}$ , а константа дисоціації при  $25^\circ\text{C}$  рівна  $7,9 \cdot 10^{-10}$ .

144. Знайдіть молярну концентрацію і концентрацію гідроксид-іонів у водному розчині гідроксиду амонію, гідроксидний показник якого  $\text{pOH} = 3$ , а константа дисоціації  $\text{NH}_4\text{OH}$  при  $25^\circ\text{C}$  дорівнює  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

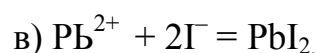
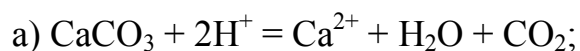
145. Обчисліть ступінь дисоціації масляної кислоти  $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$  у розчині, що містить 5 г кислоти в 996 г води ( густина розчину  $1,0 \text{ г/см}^3$  ), якщо константа дисоціації кислоти дорівнює  $1,5 \cdot 10^{-5}$ .

146. Визначити молярну концентрацію і водневий показник водного розчину фторидної кислоти, якщо концентрація іонів водню дорівнює  $5 \cdot 10^{-2}$  моль/л, а константа дисоціації кислоти при  $25^\circ\text{C}$  складає  $6,6 \cdot 10^{-4}$ .

147. Скільки води потрібно додати до 300мл 0,2М розчину оцтової кислоти, щоб ступінь її дисоціації подвоївся?

148. Складіть молекулярні і іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між: а)  $\text{Cd}$  і  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  і  $\text{NaOH}$ ; в)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  і  $\text{CoCl}_2$ .

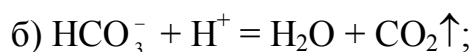
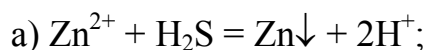
149. Складіть молекулярні рівняння реакцій, що описуються іонно-молекулярними рівняннями:



150. Які з речовин: NaCl, NiSO<sub>4</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> буде взаємодіяти з розчином гідроксиду натрію? Виразіть ці реакції молекулярними й іонно-молекулярними рівняннями.

151. Складіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакцій у розчинах між: а) FeCl<sub>3</sub> і KOH; б) NiSO<sub>4</sub> і (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S; в) MgCO<sub>3</sub> і HNO<sub>3</sub>.

152. Складіть молекулярні рівняння реакцій, що описуються іонно-молекулярними рівняннями:



153. Яка з речовин: KHCO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH, NiSO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>S – взаємодітиме з розчином сульфатної кислоти? Виразіть ці реакції молекулярними й іонно-молекулярними рівняннями.

154. Які з солей NaBr, Na<sub>2</sub>S, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CoCl<sub>2</sub> піддаються гідролізу? Складіть іонно-молекулярні рівняння гідролізу відповідних солей. Вкажіть рН середовища.

155. При змішуванні розчинів FeCl<sub>3</sub> і Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> кожна з цих солей гідролізується незворотно до кінця. Опишіть цей сумісний гідроліз іонно-молекулярними і молекулярними рівняннями.

156. Яке значення рН (>7<) мають розчини солей Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>S, CuSO<sub>4</sub>? Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

157. Які з солей RbCl, Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, Ni(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> піддаються гідролізу? Складіть іонно-молекулярні і молекулярні рівняння гідролізу солей. Вкажіть рН середовища.

158. Яке значення рН (>7<) мають розчини наступних солей: K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>S? Складіть іонно-молекулярні і молекулярні рівняння гідролізу солей.

159. Складіть іонно-молекулярні й молекулярні рівняння гідролізу солей CH<sub>3</sub>COONa, ZnSO<sub>4</sub>, Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>. Яке значення рН мають розчини цих солей?

160. Складіть іонно-молекулярні й молекулярні рівняння гідролізу солей Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, CuCl<sub>2</sub>, K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. Яке значення рН мають розчини цих солей?

## 9 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

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

**Окиснення** – це процес віддавання електронів атомом, молекулою або іоном. Атоми, молекули або іони, що віддають електрони, називаються **відновниками**, самі ж вони окислюються.

**Відновлення** – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном. Атоми, молекули або іони, що приєднують електрони, називаються **окислювачами (окисниками)**, самі ж вони відновлюються.

**Приклад 1.** Визначте ступінь окиснення хлору в наступних 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 водню й лужних металів дорівнює  $+1$ , кисню  $-2$ , а сумарний ступінь окиснення будь-якої сполуки є нульовим, одержимо:

$$\text{Cl}_2\text{O} \quad 2x + (-2) = 0 \quad x = +1;$$

$$\text{HCl} \quad (+1) + x = 0 \quad x = -1;$$

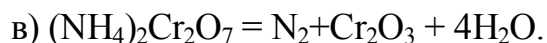
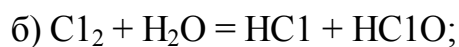
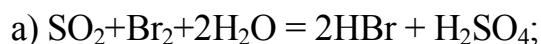
$$\text{NaClO} \quad (+1) + x + (-2) = 0 \quad x = +1;$$

$$\text{KClO}_4 \quad (+1) + x + 4(-2) = 0 \quad x = +7;$$

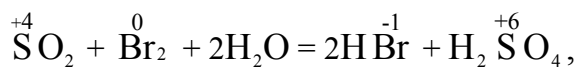
$$\text{HClO}_3 \quad (+1) + x + 3(-2) = 0 \quad x = +5.$$

Ступінь окиснення атома позначається арабською цифрою із знаком «+» або «-» і ставиться над символом хімічного елемента. Наприклад,  $\overset{+1}{\text{Cl}}_2\text{O}$ ;  $\text{Na}\overset{+1}{\text{Cl}}\text{O}$ ;  $\text{K}\overset{+7}{\text{Cl}}\text{O}_4$ .

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



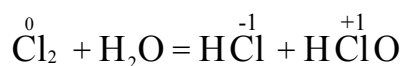
**Розв'язання.** Реакція (а) належить до реакцій міжмолекулярного окиснення-відновлення. У речовинах реакції знаходимо елементи, що змінюють ступінь окиснення (ступінь окиснення записується над елементом)



Тоді



Реакція (б) належить до реакцій диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення)

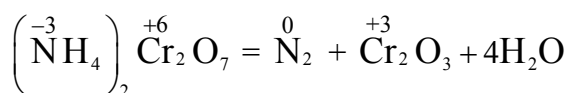


Запишемо дві напівреакції



З реакцій видно, що  $\text{Cl}_2$  одночасно є і відновником і окисником.

Реакція (в) належить до реакцій внутрішньо-молекулярного окиснення-відновлення



Запишемо дві напівреакції:



### **Правила складання рівнянь електронного балансу**

При складанні рівнянь електронного балансу виходять з того, що:

а) сума електронів, які беруть участь в реакції відновлення, дорівнює сумі електронів, які беруть участь в реакції окиснення;

б) алгебраїчна сума ступенів окиснення окремих атомів, відповідних молекул, дорівнює нулю;

в) визначають речовини, в яких атоми змінюють свій ступінь окиснення;

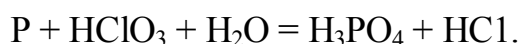
г) занотовують рівняння електронного балансу, в яких розраховується кількість електронів, які віддає відновник і приймає окисник;

д) зрівнюють число приєднаних і відданих електронів введенням множників, виходячи з найменшого загального кратного для коефіцієнтів у процесах окиснення й відновлення;

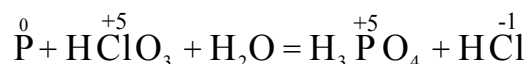
е) знайдені коефіцієнти підставляють у рівняння реакції перед відповідними формулами речовин у лівій і правій частинах.

ж) підбирають коефіцієнти для решти учасників реакції.

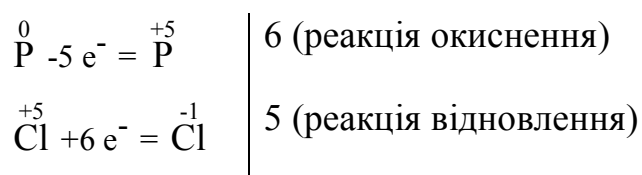
**Приклад 3.** Методом електронного балансу розставте коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції:



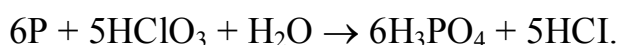
**Розв'язання.** На початку складання рівняння реакції визначаємо елементи, що змінили ступінь окиснення, і складаємо електронний баланс процесів окиснення й відновлення



Ступінь окиснення змінюють Фосфор і Хлор. Складаємо електронні рівняння



$\overset{0}{\text{P}}$  – відновник;  $\overset{+5}{\text{Cl}}$  – окисник. Найменше загальне кратне дорівнює 30. Знайдені коефіцієнти підставляємо до рівняння реакції



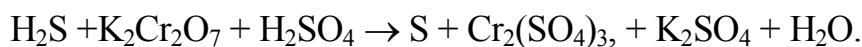
Порівняння лівої і правої частин рівняння показує, що для повного матеріального балансу в лівій частині перед  $\text{H}_2\text{O}$  треба виставити коефіцієнт 9.

Тоді в остаточному вигляді має місце наступне рівняння:

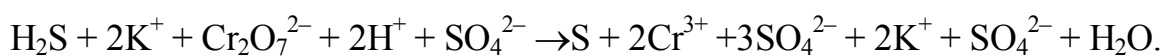


## Складання окисно-відновних реакцій методом напівреакцій

**Приклад 4.** Методом напівреакцій визначити стехіометричні коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції

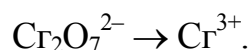
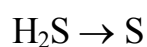


**Розв'язання.** Метод напівреакцій ґрунтується на складанні іонних рівнянь для процесів окиснення і відновлення з подальшим їх підсумовуванням у загальне рівняння, оскільки в розчинах електrolітів реакції протікають не між окремими елементами, а між іонами. Тому наведену вище реакцію слід записати в наступному вигляді

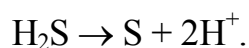


Речовини  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{H}_2\text{O}$  записані в молекулярній формі, оскільки є слабкими електролітами.

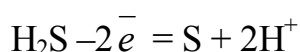
Очевидно, що в розчині (у кислому середовищі  $\text{H}^+$ ) протікають процеси окиснення  $\text{H}_2\text{S}$  до  $\text{S}$  і відновлення  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  до  $\text{Cr}^{3+}$ . Запишемо схеми цих реакцій



У правильно складених реакціях повинна зберігатись кількість атомів і кількість електричних зарядів у вихідних речовинах і продуктах реакції. Тоді для збереження матеріального балансу схема першого рівняння реакції повинна мати наступний вигляд



Для зрівнювання зарядів треба від лівої частини схеми рівняння відняти два електрони, після чого стрілку можна замінити на знак рівності

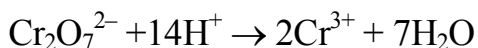


Це перша напівреакція.

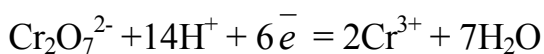
Слід пам'ятати, що в окисно-відновних реакціях велику роль відіграє характер середовища (кисле, лужне, нейтральне). У кислому середовищі надлишок кисню в

іони забирається іонами  $H^+$ , недолік - компенсується водою; у лужному середовищі і нейтральному середовищі надлишок кисню в іоні забирається водою, недолік - компенсується  $OH^-$  іонами.

Розглянемо другу схему реакції. Оскільки реакція протікає в кислому середовищі, то схема її матеріального балансу виглядатиме наступним чином

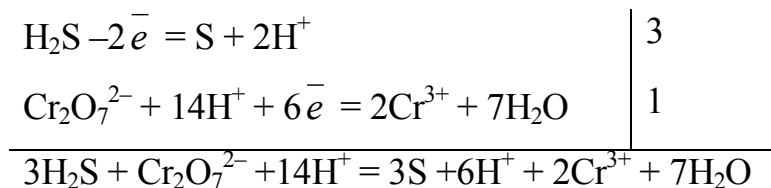


Для зрівнювання зарядів лівої і правої частин треба до лівої частини схеми (заряд +12) додати 6 електронів, щоб це відповідало заряду правої частини (+6)

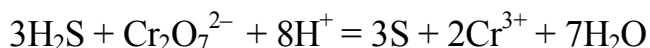


Це друга напівреакція.

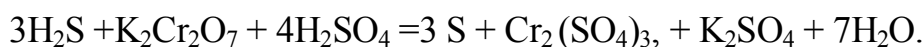
Для складання загального рівняння треба скласти ліві й праві частини обох рівнянь, попередньо зрівнявши кількість відданих і одержаних електронів, виходячи з найменшого кратного, яке дорівнює 6



Привівши подібні члени ( $H^+$ ), маємо



Тоді остаточно молекулярне рівняння має вигляд



## ЗАВДАННЯ

161. Визначити ступінь окиснення фосфору в сполуках :  $H_3PO_4$ ,  $Ca_3P_2$ ,  $H_3PO_3$ ,  $PH_3$ ,  $Na_2HPO_4$ .

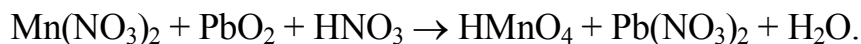
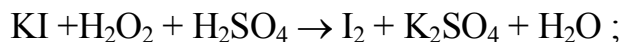
162. Які з наведених речовин можуть виявляти тільки окисні властивості, тільки відновні властивості або ті та інші одночасно:  $KClO_3$ ,  $SO_2$ ,  $Na_2S$ ,  $HI$ ,  $Fe$ ,  $HNO_3$ ,  $Cl_2$ ?

163. Манган утворює ряд сполук:  $KMnO_4$ ,  $K_2MnO_4$ ,  $MnO_2$ ,  $Mn_3O_4$ ,  $MnO$ .



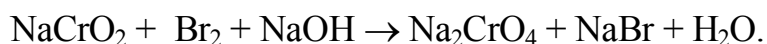
В яких з перелічених сполук манган може виявляти тільки відновні властивості, тільки окисні властивості або ті та інші одночасно?

164. За допомогою методу електронного балансу визначте коефіцієнти в рівняннях :



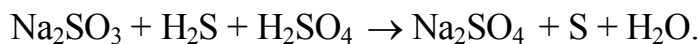
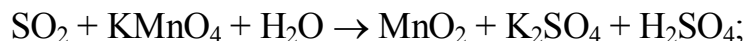
Вкажіть окисник і відновник.

165. За допомогою методу напівреакцій визначте коефіцієнти в рівняннях :



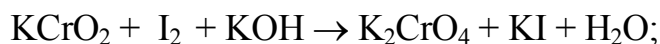
Вкажіть окисник і відновник.

166. За допомогою методу напівреакцій розставте коефіцієнти в рівняннях :



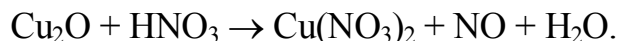
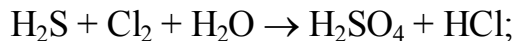
Вкажіть окисник і відновник.

167. Складіть електронні рівняння й визначте стехіометричні коефіцієнти реакцій:



Вкажіть окисник і відновник.

168. За допомогою методу напівреакцій зрівняйте реакції:



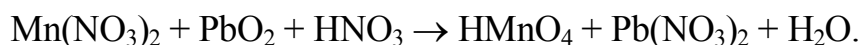
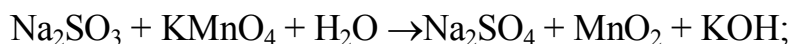
Вкажіть окисник і відновник.

169. За допомогою методу напівреакцій зрівняйте реакції:



Вкажіть окисник і відновник.

170. За допомогою методу напівреакцій зрівняйте реакції:



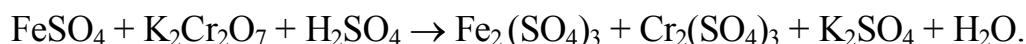
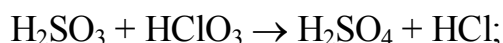
Вкажіть окисник і відновник.

171. За допомогою методу напівреакцій зрівняйте реакції:

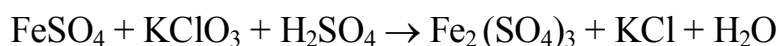
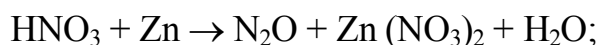


Вкажіть окисник і відновник.

172. Методом електронного балансу розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій, вкажіть окисник і відновник:

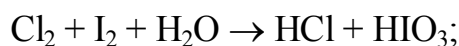


173. За допомогою методу напівреакцій зрівняйте реакції:



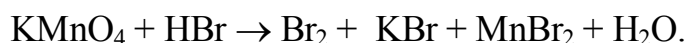
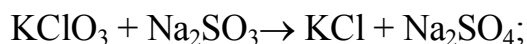
Вкажіть окисник і відновник.

174. За допомогою методу напівреакцій зрівняйте реакції:



Вкажіть окисник і відновник.

175. Методом електронного балансу визначте коефіцієнти в рівняннях реакцій, вкажіть окисник і відновник:

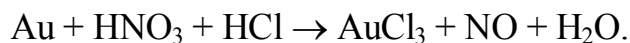
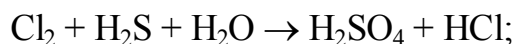


176. За допомогою методу напівреакцій зрівняйте рівняння реакцій:



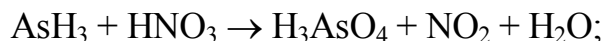
Вкажіть окисник і відновник.

177. За допомогою методу напівреакцій зрівняйте рівняння реакцій:



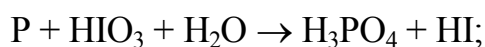
Вкажіть окисник і відновник.

178. За допомогою методу напівреакцій зрівняйте рівняння реакцій:



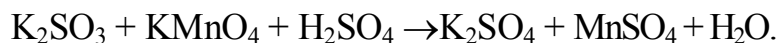
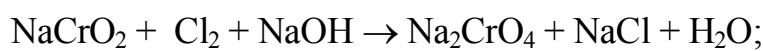
Вкажіть окисник і відновник.

179. За допомогою методу напівреакцій розставте коефіцієнти в реакціях:



Вкажіть окисник і відновник.

180. За допомогою методу напівреакцій розставте коефіцієнти в реакціях:



Вкажіть окисник і відновник.

## 10 ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ Й ЕЛЕКТРОРУШІЙНІ СИЛИ.

### ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ

**Приклад 1.** Гальванічний елемент складений із залізного і срібного електродів. Концентрація іонів заліза(II) 1 моль/л, іонів срібла 0,01 моль/л. Який метал є анодом, який катодом? Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, яка описує роботу даного гальванічного елементу, наведіть схему елементу й розрахуйте ЕРС.

**Розв'язання.** У відповідності з міжнародною угодою про знаки електродних сил та електродних потенціалів будь-яку електрохімічну систему записують наступним чином: спочатку записується символ металу електрода, потім

розчин, що містить відповідну сіль і знаходиться з ним у контакті, далі – інший розчин, який знаходиться у контакті з іншим електродом, і, нарешті, символ металу іншого електроду. Символ металу електроду відділяють від символів розчину однією вертикальною рисою, а назви компонентів розчинів розділяють двома вертикальними рисками (за умови, що дифузійний потенціал між ними повністю усунуто). При позначенні електрохімічної системи (гальванічного елемента) зліва записують негативний електрод, справа – позитивний.

Схема даного гальванічного елемента



Визначимо електродні потенціали цих металів за умови заданих концентрацій. Електродний потенціал металу ( $\varphi$ ) залежить від концентрації його іонів у розчині, згідно з рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{z} \lg c(X),$$

де  $\varphi^0$  – стандартний електродний потенціал металу, В;  $z$  – число електронів, що беруть участь у процесі;  $c(X)$  – молярна концентрація іонів металу в розчині, моль/л. Значення  $\varphi^0$  дивись у таблиці 2 (додатки).

Тоді для електродних потенціалів заліза й срібла маємо

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

$$\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,8 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = +0,74 \text{В}.$$

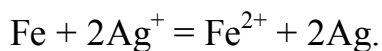
Залізо має менше значення електродного потенціалу і є анодом, на якому протікає процес окиснення



Срібло, потенціал якого вище, ніж потенціал заліза, є катодом, на якому протікає процес відновлення



Рівняння окисно-відновної реакції, яка описує роботу цього гальванічного елемента, одержимо, склавши рівняння анодного (1) і катодного (2) процесів



Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів катода й анода

$$\text{ЕРС} = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = 0,74 - (-0,44) = 1,18 \text{ В}.$$

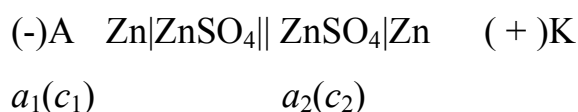
**Приклад 2.** Гальванічний елемент складений з двох цинкових електродів. Концентрація іонів цинку в розчинах дорівнює 0,1 і 0,001 моль/л. Визначте анод і катод гальванічного елемента, опишіть його роботу й розрахуйте ЕРС.

**Розв'язання.** Гальванічний елемент, у якому роботу електричного струму одержують внаслідок довільного вирівнювання концентрацій між двома розчинами одного й того ж електроліту, називають концентраційним.

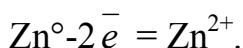
Найпростіший концентраційний елемент з перенесенням іонів складається з двох однойменних електродів, занурених до розчинів електролітів із різною активністю (концентрацією) іонів, які визначають потенціал гальванічного елемента.

Анодом буде електрод, занурений у розчин із меншою концентрацією його іонів, катодом – електрод із більшою концентрацією його іонів у розчині.

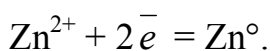
Схема цього гальванічного елемента



Оскільки  $c_1 < c_2$ , лівий електрод зарядиться негативно, на ньому відбувається розчинення цинку



На катоді йде процес відновлення іонів цинку й осаджування цинку на електроді



Сумарний процес формально можна уявити як перенос іонів цинку з більш концентрованого розчину (II) до менш концентрованого розчину (I)  
 $Zn^{2+}(II) \rightarrow Zn^{2+}(I)$ .

Розрахуємо електродні потенціали анода й катода

$$\varphi_A = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = -0,85 \text{ В.}$$

$$\varphi_K = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = -0,79 \text{ В.}$$

ЕРС гальванічного елементу

$$ЕРС = \varphi_K - \varphi_A = -0,79 - (-0,85) = 0,06 \text{ В.}$$

**Приклад 3.** Магнієву пластинку занурили до розчину солі магнію. При цьому електродний потенціал магнію виявився рівним  $-2,41$  В. Розрахуйте концентрацію іонів магнію (моль/л).

**Розв'язання.** Подібні задачі розв'язують за допомогою рівняння Нернста

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{z} \lg c(\text{Mg}^{2+});$$

$$-2,41 = -2,37 + \frac{0,059}{2} \lg c(\text{Mg}^{2+});$$

$$-0,04 = 0,0295 \lg c(\text{Mg}^{2+});$$

$$\lg c(\text{Mg}^{2+}) = -\frac{0,04}{0,0295} = -1,3793;$$

$$c(\text{Mg}^{2+}) = 4,17 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

### ЗАВДАННЯ

181. Опишіть роботу і розрахуйте ЕРС гальванічного елементу, складеного з нікелевого і стандартного водневого електродів;  $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$  моль/л.

182. За якої концентрації іонів  $\text{Fe}^{2+}$  (моль/л) потенціал залізного електрода буде на  $0,020$  В меншим його стандартного електродного потенціалу.

183. Збільшиться, зменшиться або залишиться незмінною маса нікелевої пластинки у процесі взаємодії її з розчинами: а)  $\text{CuCl}_2$ ; б)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ , в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ? Чому? Складіть електронні й молекулярні рівняння відповідних реакцій.

184. Гальванічний елемент складається зі свинцевого і водневого електродів з концентрацією іонів  $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,1$  моль/л;  $c(\text{H}^+) = 0,01$  моль/л. Складіть схему цього гальванічного елемента, напишіть рівняння окисно-відновних реакцій, розрахуйте його ЕРС.

185. Потенціал срібного електрода в розчині  $\text{AgNO}_3$  склав 95% від величини його стандартного електродного потенціалу. Чому дорівнює концентрація іонів  $\text{Ag}^+$  в моль/л?

186. Складіть схему, напишіть рівняння електродних процесів і розрахуйте ЕРС гальванічного елемента, складеного з пластин нікелю і магнію, занурених у розчини своїх солей з концентрацією  $[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Ni}^{2+}] = 1$  моль/л. Чи зміниться величина ЕРС, якщо концентрацію кожного з іонів знизити до 0,01 моль/л?

187. Гальванічний елемент складений з двох залізних електродів, занурених у розчини  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ;  $c_1(\text{Fe}^{2+}) = 0,1$  моль/л;  $c_2(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$  моль/л. Складіть схему такого елемента, опишіть реакції, що відбуваються на електродах, розрахуйте його ЕРС.

188. Складіть схему гальванічного елемента, в основі якого лежить реакція, що проходить за рівнянням  $\text{Mn} + \text{ZnCl}_2 = \text{MnCl}_2 + \text{Zn}$ . Напишіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Розрахуйте ЕРС елемента, якщо  $c(\text{Mn}^{2+}) = 0,01$  моль/л,  $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,001$  моль/л.

189. Гальванічний елемент складений з двох свинцевих пластинок, занурених у розчини  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  з концентрацією іонів свинцю  $c_1 = 0,1$  моль/л і  $c_2 = 1$  моль/л. Складіть схему гальванічного елемента, опишіть реакції, що проходять у ньому. Розрахуйте ЕРС цього елемента.

190. Складіть схеми двох гальванічних елементів, у одному з яких кобальт є анодом, а в іншому – катодом. Напишіть для кожного з цих елементів електронні рівняння реакцій, що проходять на аноді й катоді.

191. Який гальванічний елемент називається концентраційним? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається з нікелевих електродів, занурених, перший – в 0,01н., другий – в 0,1н. розчини  $\text{NiCl}_2$

192. Гальванічний елемент складається із залізного і мідного електродів, занурених у розчини  $\text{FeCl}_2$  і  $\text{CuCl}_2$  відповідно  $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$  моль/л,  $c(\text{CuCl}_2) = 0,001$  моль/л. Складіть схему, опишіть роботу й розрахуйте ЕРС такого елемента.

193. Гальванічний елемент складається з двох цинкових електродів, занурених у розчини  $\text{ZnSO}_4$ ;  $c_1(\text{Zn}^{2+}) = 0,1$  моль/л;  $c_2(\text{Zn}^{2+}) = 0,001$  моль/л. Складіть схему, опишіть роботу й розрахуйте ЕРС даного елемента.

194. Мангановий електрод у розчині його солі має потенціал  $-1,23\text{В}$ . Розрахуйте концентрацію іонів  $\text{Mn}^{2+}$  у моль/л.

195. Гальванічний елемент складається із залізного і свинцевого електродів, занурених у розчини  $\text{FeSO}_4$  і  $\text{PbSO}_4$  відповідно  $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,1$  моль/л;  $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,001$  моль/л. Складіть схему, опишіть роботу й розрахуйте ЕРС цього елемента.

196. При якій умові працюватиме гальванічний елемент, електроди якого зроблені з одного і того ж металу? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, у якому один нікелевий електрод занурений у  $0,01\text{ М}$  розчин, інший нікелевий електрод – до  $1\text{ М}$  розчину  $\text{NiCl}_2$ .

197. Складіть схеми двох гальванічних елементів, у одному з яких цинк був би анодом, а в іншому – катодом. Напишіть для кожного з них електронні рівняння анодного й катодного процесів.

198. Цинкова й мідна пластини з'єднані зовнішнім провідником і занурені в розчин сульфатної кислоти. Складіть схему цього гальванічного елемента й напишіть рівняння напівреакцій, що протікають на аноді й катоді.

199. Складіть схему, запишіть рівняння реакцій процесів, що проходять на аноді і катоді, розрахуйте ЕРС гальванічного елемента, який складається з манганової та олов'яної пластин, занурених у розчини їх солей з концентрацією  $c(\text{Sn}^{2+}) = c(\text{Mn}^{2+}) = 0,001$  моль/л. Чи зміниться ЕРС цього елемента, якщо концентрацію кожного з іонів збільшити в однакову кількість разів.

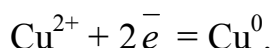
200. Які хімічні процеси протікають на електродах при зарядці й розрядці свинцевого акумулятора.



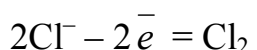
## 11 ЕЛЕКТРОЛІЗ

**Приклад 1.** Як відбувається електроліз водного розчину  $\text{CuCl}_2$  з інертними (вугільними) електродами? Скільки грамів міді виділиться на катоді під час електролізу вказаного розчину протягом 2 годин за сили струму 3А?

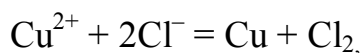
**Розв'язання.** У ряді напруг мідь розташована після водню ( $\varphi^\circ = +0,34 \text{ В}$ ), тому на катоді відновлюватимуться іони  $\text{Cu}^{2+}$  і виділятиметься мідь



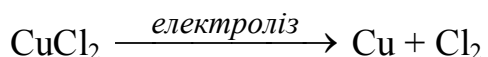
На аноді окиснюватимуться хлорид-іони і виділятиметься газ хлор



Сумарне рівняння



або в молекулярній формі



Масу міді (г), що виділилася, можна розрахувати згідно з об'єднаним законом Фарадея

$$m = \frac{M(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) \cdot I \cdot \tau}{F}, \quad (1)$$

де  $M(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X})$  – молярна маса еквівалента речовини, г/моль;

$I$  – сила струму, А;

$\tau$  – тривалість електролізу, с;

$F$  – Число Фарадея, дорівнює 96500 Кл/моль.

Фактор еквівалентності міді дорівнює  $\frac{1}{2}$ . Молярна маса еквівалента міді в  $\text{CuCl}_2$  дорівнює  $M(\frac{1}{2}\text{Cu}) = 63,54 \cdot \frac{1}{2} = 31,77 \text{ г/моль}$ .

Після підстановки у формулу (1) відповідних значень параметрів, одержимо

$$m = \frac{31,77 \cdot 3 \cdot 7200}{96500} = 7,11 \text{ г}.$$

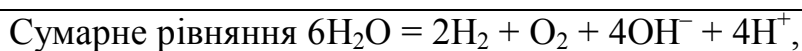
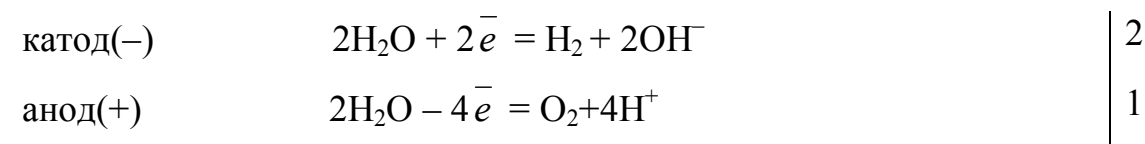
**Приклад 2.** Як перебігає електроліз водного розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  з інертними електродами? Який об'єм газу (н. у.) виділиться на аноді при проходженні через розчин струму силою 1 А протягом 1 години?

**Розв'язання.** Рівняння дисоціації сульфату натрію



Оскільки  $\varphi_{\text{Na}^+/\text{Na}}^0 = -2,71\text{В}$ , то катіони  $\text{Na}^+$  не будуть відновлюватися на катоді, а відновлюватиметься вода; кисневмісний аніон  $\text{SO}_4^{2-}$  не буде окислюватися на аноді, а окислюватиметься вода. У прикатодному просторі середовище стає лужним через накопичення іонів  $\text{Na}^+$  і  $\text{OH}^-$ , а біля аноду середовище підкислюватиметься внаслідок утворення сульфатної кислоти з іонів  $\text{H}^+$  і  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Рівняння реакцій, що протікають на електродах



Отже, електроліз водного розчину сульфату натрію зводиться до електролізу води, а кількість розчиненої солі залишається незмінною, вона лише створює струмопровідне середовище.

Об'єм кисню ( $V$ ), що виділився на аноді, може бути знайдений за формулою

$$V = \frac{I \cdot V(f_{\text{екв}}(\text{газу})_{\text{газ}}) \cdot \tau}{96500},$$

де  $V(f_{\text{екв}}(\text{газу})_{\text{газ}})$  – молярний об'єм еквівалента газу, що виділився.

Для кисню  $V(1/4 \text{O}_2) = 22,4 / 4 = 5,6\text{л/моль}$ .

Після підстановки у формулу чисельних значень, одержимо

$$V = \frac{1,5 \cdot 5,6 \cdot 3600}{96500} = 0,31\text{л}.$$

**Приклад 3.** Розрахуйте, чому дорівнює молярна маса еквіваленту металу, якщо при електролізі розчину хлориду цього металу витрачено 3880 Кл електрики й на катоді виділяється 11,742 г металу.

**Розв'язання.** З формули (1) розрахуємо молярну масу еквівалента металу

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot F}{I \cdot \tau} = \frac{11,42 \cdot 96500}{3880} = 29,35 \text{ г/моль},$$

де  $I \cdot \tau = Q = 3880 \text{ Кл}$ .

### ЗАВДАННЯ

201. Складіть схеми електролізу водних розчинів  $\text{BaCl}_2$  і  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

202. Які процеси відбуваються біля катода і анода при електролізі водного розчину  $\text{ZnCl}_2$ , якщо анод вугільний і якщо анод цинковий?

203. При проходженні струму силою 1,5 А протягом 30 хв. через розчин солі тривалентного метала на катоді виділилося 1,07 г металу. Визначте атомну масу металу.

204. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах при електролізі водного розчину  $\text{KCl}$  і розплаву  $\text{KCl}$ .

205. Якою повинна бути сила струму, щоб при пропусканні його через розплав  $\text{MgCl}_2$  на катоді виділилося 6 г магнію за 5 годин? Яка кількість газу при цьому виділиться на аноді?

206. Обчисліть масу нікелевого анода після пропускання струму силою 2,5 А протягом 45 хв. через розчин нікелевої солі, якщо до початку електролізу маса анода складала 40 г.

207. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах при електролізі розчину  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  для випадків вугільного та алюмінієвого анодів.

208. Чому дорівнює сила струму, якщо при електролізі розчину  $\text{MgCl}_2$  протягом 20 хв. на катоді виділилося 8,4 л водню (н. у.). Розрахуйте масу речовини, що виділилася на аноді.

209. Скільки часу потрібно проводити електроліз розбавленого розчину сульфатної кислоти при силі струму 10 А, щоб одержати 2,24 л водню (н. у.).

210. Визначте молярну масу еквівалента олова, якщо відомо, що при силі струму 2,5 А з розчину  $\text{SnCl}_2$  за 30 хвилин виділяється 2,77 г олова.

211. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах при електролізі розчину  $\text{KNO}_3$ , якщо анод цинковий.

212. Як протікає електроліз водного розчину  $\text{ZnSO}_4$  із застосуванням електродів з цинку?

213. Електроліз розчину сульфату певного металу проводили при силі струму 6 А протягом 45 хвилин, внаслідок чого на катоді виділилося 5,49 г металу. Обчисліть молярну масу еквівалента металу.

214. Скільки часу проводять електроліз розчину електроліту при силі струму 5 А, якщо на катоді виділяється 0,1 еквівалентної маси речовини? Скільки речовини виділиться на аноді?

215. Скільки грамів води розклалося при електролізі розчину  $\text{K}_2\text{SO}_4$  при силі струму 10 А протягом 3 годин?

216. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах при електролізі розчинів  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{NiSO}_4$ . В обох випадках анод вугільний.

217. Складіть схеми електролізу водного розчину  $\text{CuSO}_4$ , якщо: а) анод вугільний; б) анод мідний. Скільки міді розчиниться на мідному аноді при проходженні через розчин струму силою 4 А протягом 3 годин?

218. Чим відрізняється електроліз розплаву  $\text{NaOH}$  від електролізу його водного розчину? Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються при електролізі. Визначте масу речовини, що виділилася на катоді при протіканні через розплав  $\text{NaOH}$  струму силою 4 А протягом 1,5 годин.

219. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються при електролізі розчину  $\text{CuSO}_4$  з цинковим анодом. Розрахуйте зменшення маси цинкового електроду, якщо через розчин  $\text{CuSO}_4$  пропустили струм силою 6 А протягом 2,5 годин.

220. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину HCl з вугільним анодом.

221. Розрахуйте масу і об'єм (н. у.) продукту, що утворюється на аноді при пропусканні струму силою 2 А протягом 3 годин.

## 12 ТВЕРДІСТЬ ВОДИ Й МЕТОДИ ЇЇ УСУНЕННЯ

**Твердість води** зумовлена наявністю у воді іонів кальцію і магнію або їх добре розчинних солей.

Розрізняють карбонатну (тимчасову) і некарбонатну (постійну) твердість води.

**Карбонатна (тимчасова) твердість** ( $T_{\text{кар}}$ ) води зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів кальцію і магнію –  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  і  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ . Карбонатна твердість називається тимчасовою тому, що може бути усунена кип'ятінням.

**Некарбонатна (постійна) твердість** ( $T_{\text{пост}}$ ) води зумовлена солями кальцію і магнію всіх інших кислот, окрім вугільної (наприклад, хлоридами, сульфатами, нітратами тощо). Ця твердість не може бути усунена кип'ятінням.

Загальна твердість води дорівнює сумі карбонатної і некарбонатної твердості води.

Кількісно твердість води виражають одиницями твердості. За одиницю твердості приймають твердість води в одному літрі якої втримується один ммоль еквівалент іонів  $\text{Ca}^{2+}$  або  $\text{Mg}^{2+}$ . Одна одиниця твердості відповідає масовій концентрації іонів  $\text{Ca}^{2+}$ , рівній 20,4 мг/л або іонів  $\text{Mg}^{2+}$ , рівній 12,15 мг/л.

Форма запису:  $T = 5 \text{ ммоль/л } (\frac{1}{2} \text{Ca}^{2+})$ . На практиці більш поширеною в застосуванні одиницею твердості води є ммоль-екв/л або просто мекв/л.

Тоді,  $5 \text{ ммоль/л } (\frac{1}{2} \text{Ca}^{2+}) = 5 \text{ ммоль-екв/л} = 5 \text{ мекв/л}$ .

Загальна формула для розрахунку твердості води

$$T = \frac{n(f_{\text{екв}}(X)X) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(f_{\text{екв}}(X)X) V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль/л або ммоль-екв/л} \quad (1)$$

де  $X$  – іон кальцію(магнію) чи його сіль;

$n(f_{\text{екв}}(X)X)$  – кількість моль еквівалентів іона або солі;

$f_{\text{екв}}(X)$  – фактор еквівалентності іона або солі;

$m$  – маса іону або солі, г;

$M(f_{\text{екв}}(X)X)$  – молярна маса еквівалента іону або солі, г/ моль;

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

Згідно з ДЕРЖСТАНДАРТОМ 2874-82 для питної води загальна твердість води повинна бути  $\leq 7$  ммоль-екв/л.

**Приклад 1.** В 10 л води розчинено 2,43 г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  3 г  $\text{MgSO}_4$ . Розрахуйте всі види твердості води.

**Розв'язання.** Виходячи з умов задачі можна розрахувати: твердість карбонатну ( $T_{\text{кар}}$ ), твердість постійну ( $T_{\text{пост}}$ ) і твердість загальну ( $T_{\text{заг}}$ ).

1. Розрахуємо карбонатну твердість води.

Карбонатна твердість води ( $T_{\text{кар}}$ ) зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів кальцію і магнію –  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  та  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ . У даній задачі карбонатна твердість зумовлена наявністю гідрокарбонату кальцію. Фактор еквівалентності солі  $f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 1/2$ . Тоді

$$T_{\text{кар}} = \frac{m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) \cdot 1000}{M(1/2 \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2,43 \cdot 1000}{81,1 \cdot 10} = 3 \text{ ммоль/л}$$

$$T_{\text{кар}}(1/2 \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 3 \text{ ммоль-екв/л,}$$

де 81,1 г/моль – молярна маса еквівалента  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , що розраховується як  $M(1/2 \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) \cdot f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 162,2 \cdot 1/2 = 81,1$  г/ моль

2. Розрахуємо постійну твердість води.

Твердість постійна (некарбонатна) ( $T_{\text{пост}}$ ) зумовлена вмістом у воді солі  $\text{MgSO}_4$ . Фактор еквівалентності солі  $f_{\text{екв}}(\text{MgSO}_4) = 1/2$ . Тоді

$$T_{\text{пост}} = \frac{m(\text{MgSO}_4) \cdot 1000}{M(1/2 \text{MgSO}_4) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{3,0 \cdot 1000}{60,1 \cdot 10} = 5 \text{ ммоль/л}$$

$$T_{\text{пост}}(1/2 \text{MgSO}_4) = 5 \text{ ммоль-екв/л,}$$

де 60,1 г/моль – молярна маса еквівалента  $\text{MgSO}_4$ , що розраховується як

$$M(1/2 \text{MgSO}_4) = M(\text{MgSO}_4) \cdot f_{\text{екв}}(\text{MgSO}_4) = 120,20 \cdot 1/2 = 60,10 \text{ г/моль.}$$

3. Розрахуємо загальну твердість води:

$$T_{\text{заг}} = T_{\text{кар}} + T_{\text{пост}} = 3 + 5 = 8 \text{ ммоль/л.}$$

**Приклад 2.** Скільки грамів  $\text{CaSO}_4$  міститься в  $1 \text{ м}^3$  води, якщо твердість води, зумовлена присутністю цієї солі, дорівнює 4 ммоль-екв/л?

**Розв'язування.** Розрахуємо молярну масу еквівалента  $\text{CaSO}_4$ .

Фактор еквівалентності солі  $f_{\text{екв}}(\text{CaSO}_4) = 1/2$ . Тоді

$$M(1/2 \text{CaSO}_4) = M(\text{CaSO}_4) \cdot f_{\text{екв}}(\text{CaSO}_4) = 136,14 \cdot 1/2 = 68,07 \text{ г/моль.}$$

З рівняння (1) знайдемо масу сульфату кальцію

$$m(\text{CaSO}_4) = \frac{T \cdot M(1/2 \text{CaSO}_4) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}}{1000} = \frac{4 \cdot 68,07 \cdot 1000}{1000} = 272,29 \text{ г.}$$

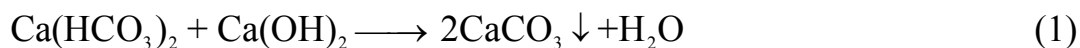
**Приклад 3.** Для усунення твердості води до 100 л води додали 12 г гашеного вапна й 9,5 г кальцинованої соди. Розрахуйте, яка твердість води була усунена.

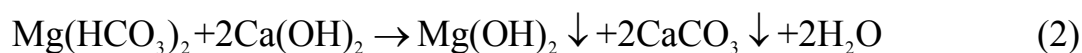
**Розв'язання.** Для усунення твердості води використовують вапняно-содовий метод. У цьому методі користуються двома реагентами – гашене вапно  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  та кальцінована сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Гашене вапно  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  застосовують:

а) для усунення карбонатної твердості води;

б) для переведення постійної магнієвої в постійну кальцієву твердість води





Кальциновану соду ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) використовують для усунення некарбонатної (постійної) кальцієвої твердості води



1. Розрахуємо карбонатну твердість води.

З рівнянь (1) і (2) очевидно, що

$n(\frac{1}{2}\text{гідрокарбонатів}) = n(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2)$ . Тоді, беручи до уваги те, що  $f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$ , а  $M(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{M}{2} = \frac{74}{2} = 37\text{г/моль}$ , рівняння (1)

набуває наступного вигляду

$$T_{\text{кар}} = \frac{n(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot 1000}{M(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{12 \cdot 1000}{37 \cdot 100} = 3,2\text{ммоль-екв/л}$$

2. Розрахуємо некарбонатну твердість води.

З рівняння (4) очевидно, що  $n(\frac{1}{2}\text{некарбонатів}) = n(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3)$

Тоді, беручи до уваги те, що  $f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2}$ , а  $M(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M}{2} = \frac{106}{2} = 53\text{г/моль}$ , рівняння (1) набуває вигляду

$$T_{\text{некар}} = \frac{n(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 1000}{M(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{9,5 \cdot 1000}{53 \cdot 100} = 1,8\text{ммоль-екв/л}$$

3. Розрахуємо загальну твердість води, що була усунена

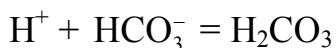
$$T_{\text{заг}} = T_{\text{кар}} + T_{\text{пост}} = 3,2 + 1,8 = 5,0\text{ ммоль-екв/л.}$$

Таким чином, вапняно-содовим методом було усунено 5 одиниць твердості води.

**Приклад 4.** На титрування 100 мл води, що містить гідрокарбонат кальцію, витрачено 2,5 мл 0,12 н розчин хлоридної кислоти. Розрахувати карбонатну твердість води.



**Розв'язання.** Реакція між хлоридною кислотою й гідрокарбонат-іоном:



Оскільки фактори еквівалентності іонів  $\text{H}^+$  і  $\text{HCO}_3^-$  дорівнюють одиниці, то у точці еквівалентності, коли весь гідрокарбонат-іон вступить в реакцію з  $\text{HCl}$ , буде мати місце рівняння  $n(\text{H}^+) = n(\text{HCO}_3^-)$  або, виходячи з фізичного сенсу молярної концентрації ( $c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V_p}$ ), правомірним є і інше співвідношення

$$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = c(\text{HCO}_3^-) \cdot V(\text{HCO}_3^-).$$

Тоді молярна концентрація гідрокарбонат-іонів

$$c(\text{HCO}_3^-) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{HCO}_3^-)} = \frac{0,12 \cdot 2,5}{100} = 0,003 \text{ моль/л}$$

Таким чином, у 1 л досліджуваної води міститься 0,003 моль або 3 ммоль гідрокарбонат-іонів, а оскільки ці аніони зв'язані в еквівалентному співвідношенні з іонами кальцію та магнію, то це означає, що карбонатна твердість води також дорівнює 3 ммоль /л.

## ЗАВДАННЯ

221. В 1 м<sup>3</sup> води міститься 120 г сульфату магнію, та 245 г гідрокарбонату кальцію. Розрахуйте всі види твердості води.

222. Вода, що містить тільки гідрокарбонат магнію, має твердість 3,5 ммоль-екв/л. Скільки грамів гідрокарбонату магнію міститься в 200 л цієї води?

223. Розрахуйте карбонатну твердість води, знаючи, що для реакції із гідрокарбонатом кальцію, що міститься в 200 дм<sup>3</sup> води, потрібно 15 дм<sup>3</sup> 0,08 н. розчину  $\text{HCl}$ .

224. У 1 л води міститься 36,47 мг іонів магнію й 50,1 мг іонів кальцію. Чому дорівнює твердість цієї води?

225. Скільки грамів карбонату натрію потрібно додати до 400 л води, щоб усунути твердість, що дорівнює 3 ммоль-екв/л?

226. Вода, що містить тільки гідрокарбонат кальцію, має твердість 7 ммоль-екв/л. Скільки грамів цієї солі міститься в 300 л цієї води?

227. Розрахуйте твердість води, знаючи, що в 600 л її міститься 165,7 г гідрокарбонату кальцію й 61,2 г сульфату магнію.

228. Для усунення твердості води за вапняно-содовим методом до 1 м<sup>3</sup> води додали 100 г гашеного вапна та 106 г кальцинованої соди. Розрахуйте всі види твердості води. Запишіть рівняння реакцій.

229. Твердість води, у якій розчинений тільки гідрокарбонат кальцію, дорівнює 4 ммоль-екв/л. Який об'єм 0,1 н. розчину хлоридної кислоти потрібний для реакції з гідрокарбонатом кальцію, що міститься в 75 дм<sup>3</sup> цієї води?

230. До 100 л води додали 12,95 г гідроксиду кальцію. На скільки одиниць знизилася карбонатна твердість води?

231. Скільки грамів карбонату натрію треба додати до 0,1 м<sup>3</sup> води, щоб усунути твердість, яка дорівнює 4 ммоль-екв/л?

232. Які іони потрібно видалити з природної води, щоб зробити її м'якою? Введенням яких реагентів можна пом'якшити воду? Складіть рівняння відповідних реакцій.

233. Чому дорівнює карбонатна твердість води, якщо в 1 л її міститься 0,292 г гідрокарбонату магнію й 0,2025 г гідрокарбонату кальцію?

234. Скільки грамів гідроксиду кальцію треба додати до 275 л води, щоб усунути її карбонатну твердість, яка дорівнює 5,5 ммоль-екв/л?

235. Чому твердість води, зумовлена присутністю у воді гідрокарбонатів кальцію й магнію, називається тимчасовою? Які хімічні реакції відбуватимуться: а) при кип'ятінні води, що містить гідрокарбонат кальцію й магнію; б) при додаванні до води гашеного вапна; в) при додаванні до води гідроксиду натрію?

236. На титрування 40 мл води, що містить гідрокарбонат кальцію, витрачено 2 мл 0,05 н. розчину соляної кислоти. Розрахуйте карбонатну твердість води.

237. Скільки грамів K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> потрібно додати до 500 л води, щоб усунути її карбонатну твердість, рівну 5 ммоль-екв/л?

238. У чому полягає іонообмінний спосіб усунення твердості води?

239. В 1 л води міститься 24 мг іонів магнію й 58 мг іонів кальцію. Розрахуйте загальну твердість води.

240. Твердість води, що містить тільки гідрокарбонат кальцію дорівнює 2 ммоль-екв/л. Визначити масу гідрокарбонату кальцію в 1 л води.

## ДОДАТКИ

**Таблиця 1** – Стандартні ентальпії утворення  $\Delta H_{f,298}^0$  деяких речовин

Речовина	Стан	$H_{f,298}^0$ кДж/моль	Речовина	Стан	$H_{f,298}^0$ кДж/моль
CS <sub>2</sub>	г	+ 115.28	CH <sub>3</sub> OH	г	- 201.17
NO	г	+ 90.37	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	г	- 235.31
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	г	+ 82.93	H <sub>2</sub> O	г(пар)	- 241.83
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	г	+ 52.28	H <sub>2</sub> O	р	- 285.84
H <sub>2</sub> S	г	+ 20.15	CO <sub>2</sub>	г	- 393.51
NH <sub>3</sub>	г	- 46.19	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	т	- 822.10
CH <sub>4</sub>	г	- 74.85	Ca(OH) <sub>2</sub>	т	- 986.50
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	г	- 84.67	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	т	- 1669.80
HCl	г	- 92.31	NH <sub>4</sub> Cl	т	- 315.39
CO	г	- 110.52			

**Таблиця 2** – Стандартні електродні потенціали  $\varphi^0$  деяких металів у водних розчинах при 25<sup>0</sup>С

Елемент	Електродний процес	$\varphi^0$ , В
Ag	$Ag^+ + e^- = Ag$	+ 0,80
Co	$Co^{2+} + 2e^- = Co$	- 0,28
Cu	$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$	+ 0,34
Fe	$Fe^{2+} + 2e^- = Fe$	- 0,44
H	$2H^+ + 2e^- = H_2$	0
Mg	$Mg^{2+} + 2e^- = Mg$	- 2,36
Mn	$Mn^{2+} + 2e^- = Mn$	- 1,18
Ni	$Ni^{2+} + 2e^- = Ni$	- 0,25
Pb	$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	- 0,13
Sn	$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$	- 0,14
Zn	$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$	- 0,76

**Таблиця варіантів контрольних завдань**

<b>Номер варіанта</b>	<b>Номери завдань, що належать певному варіанту</b>
01	1, 21, 41, 61, 81, 101, 121, 141, 161, 181, 201, 221
02	2, 22, 42, 62, 82, 102, 122, 142, 162, 182, 202, 222
03	3, 23, 43, 63, 83, 103, 123, 143, 163, 183, 203, 223
04	4, 24, 44, 64, 84, 104, 124, 144, 164, 184, 204, 224
05	5, 25, 45, 65, 85, 105, 125, 145, 165, 185, 205, 225
06	6, 26, 46, 66, 86, 106, 126, 146, 166, 186, 206, 226
07	7, 27, 47, 67, 87, 107, 127, 147, 167, 187, 207, 227
08	8, 28, 48, 68, 88, 108, 128, 148, 168, 188, 208, 228
09	9, 29, 49, 69, 89, 109, 129, 149, 169, 189, 209, 229
10	10, 30, 50, 70, 90, 110, 130, 150, 170, 190, 210, 230
11	11, 31, 51, 71, 91, 111, 131, 151, 171, 191, 211, 231
12	12, 32, 52, 72, 92, 112, 132, 152, 172, 192, 212, 232
13	13, 33, 53, 73, 93, 113, 133, 153, 173, 193, 213, 233
14	14, 34, 54, 74, 94, 114, 134, 154, 174, 194, 214, 234
15	15, 35, 55, 75, 95, 115, 135, 155, 175, 195, 215, 235
16	16, 36, 56, 76, 96, 116, 136, 156, 176, 196, 216, 236
17	17, 37, 57, 77, 97, 117, 137, 157, 177, 197, 217, 237
18	18, 38, 58, 78, 98, 118, 138, 158, 178, 198, 218, 238
19	19, 39, 59, 79, 99, 119, 139, 159, 179, 199, 219, 239
20	20, 40, 60, 80, 100, 120, 140, 160, 180, 200, 220, 240
21	1, 22, 43, 64, 85, 106, 127, 148, 169, 190, 211, 223
22	2, 23, 44, 65, 86, 107, 128, 149, 170, 191, 212, 224
23	3, 24, 45, 66, 87, 108, 129, 150, 171, 192, 213, 225
24	4, 25, 46, 67, 88, 109, 130, 151, 172, 193, 214, 226
25	5, 26, 47, 68, 89, 110, 131, 152, 173, 194, 215, 227
26	6, 27, 48, 69, 90, 111, 132, 153, 174, 195, 216, 228
27	7, 28, 49, 70, 91, 112, 133, 154, 175, 196, 217, 229
28	8, 29, 50, 71, 92, 113, 134, 155, 176, 197, 218, 230
29	9, 30, 51, 72, 93, 114, 135, 156, 177, 198, 219, 231
30	10, 31, 52, 73, 94, 115, 136, 157, 178, 199, 220, 232
31	11, 32, 53, 74, 95, 116, 137, 158, 179, 200, 201, 221
32	12, 33, 54, 75, 96, 117, 138, 159, 180, 181, 202, 222
33	13, 34, 55, 76, 97, 118, 139, 160, 161, 182, 203, 223
34	14, 35, 56, 77, 98, 119, 140, 141, 162, 183, 204, 224
35	15, 36, 57, 78, 99, 120, 121, 142, 163, 184, 205, 225
36	16, 37, 58, 79, 100, 101, 122, 143, 164, 185, 206, 226
37	17, 38, 59, 80, 81, 102, 123, 144, 165, 186, 207, 227
38	18, 39, 60, 65, 86, 107, 128, 145, 166, 187, 208, 228
39	19, 40, 44, 66, 87, 108, 129, 146, 167, 188, 209, 229
40	20, 23, 45, 67, 88, 109, 130, 147, 168, 189, 210, 230

Номер варіанта	Номери завдань, що належать певному варіанту
41	2, 24, 46, 68, 89, 110, 131, 148, 170, 190, 201, 231
42	3, 25, 47, 69, 90, 111, 132, 149, 171, 191, 202, 232
43	4, 26, 48, 70, 91, 112, 133, 150, 172, 192, 203, 233
44	5, 27, 49, 71, 92, 113, 134, 151, 173, 193, 204, 234
45	6, 28, 50, 72, 93, 114, 135, 152, 174, 194, 205, 235
46	7, 29, 51, 73, 94, 115, 136, 153, 175, 195, 206, 236
47	8, 30, 52, 74, 95, 116, 137, 154, 176, 196, 207, 237
48	9, 31, 53, 75, 96, 117, 138, 155, 177, 197, 208, 238
49	10, 32, 54, 76, 97, 118, 139, 156, 178, 198, 209, 239
50	11, 33, 55, 77, 98, 119, 140, 157, 179, 199, 210, 240
51	12, 34, 56, 78, 99, 120, 122, 158, 180, 200, 211, 221
52	13, 35, 57, 79, 100, 103, 121, 159, 169, 182, 212, 222
53	14, 36, 58, 80, 85, 104, 123, 160, 161, 183, 213, 223
54	15, 37, 59, 61, 84, 105, 124, 141, 162, 184, 214, 224
55	16, 38, 60, 62, 83, 106, 125, 143, 163, 185, 215, 225
56	17, 33, 41, 63, 82, 101, 126, 142, 164, 186, 216, 226
57	18, 40, 42, 61, 81, 102, 127, 144, 165, 187, 217, 227
58	19, 21, 43, 62, 87, 103, 128, 145, 166, 188, 218, 228
59	20, 22, 41, 63, 88, 104, 129, 146, 167, 189, 219, 229
60	1, 24, 42, 64, 89, 105, 130, 147, 168, 190, 220, 230
61	3, 25, 43, 65, 90, 106, 131, 148, 169, 191, 201, 231
62	4, 26, 44, 66, 91, 107, 132, 149, 170, 192, 202, 232
63	5, 27, 45, 67, 92, 108, 133, 150, 171, 193, 203, 233
64	6, 28, 46, 68, 93, 109, 134, 151, 172, 194, 204, 234
65	7, 29, 47, 69, 94, 110, 135, 152, 173, 195, 205, 235
66	8, 30, 48, 70, 95, 111, 136, 153, 174, 196, 206, 236
67	9, 31, 49, 71, 96, 112, 137, 154, 175, 197, 207, 237
68	10, 32, 50, 72, 97, 113, 138, 155, 176, 198, 208, 238
69	11, 33, 51, 73, 98, 114, 139, 156, 177, 199, 209, 239
70	12, 34, 52, 74, 99, 115, 140, 157, 178, 200, 210, 240
71	13, 35, 53, 75, 100, 116, 121, 158, 179, 181, 211, 221
72	14, 36, 54, 76, 86, 117, 122, 159, 180, 182, 212, 222
73	15, 37, 55, 77, 85, 118, 123, 160, 162, 183, 213, 223
74	16, 38, 56, 78, 84, 119, 124, 142, 161, 184, 214, 224
75	17, 39, 57, 79, 83, 120, 125, 141, 163, 185, 215, 225
76	18, 40, 58, 80, 82, 101, 126, 143, 164, 186, 216, 226
77	19, 23, 59, 61, 81, 102, 127, 144, 165, 187, 217, 227
78	20, 21, 60, 62, 100, 103, 128, 145, 166, 188, 218, 228
79	4, 22, 51, 63, 99, 104, 129, 146, 167, 189, 219, 229
80	5, 23, 52, 64, 98, 105, 130, 147, 168, 190, 220, 230
81	6, 24, 53, 65, 97, 106, 131, 148, 169, 191, 221, 231

<b>Номер варіанта</b>	<b>Номери завдань, що належать певному варіанту</b>
<b>82</b>	<b>7, 25, 54, 66, 96, 107, 132, 149, 170, 192, 222, 232</b>
<b>83</b>	<b>8, 26, 55, 67, 95, 108, 133, 150, 171, 193, 213, 233</b>
<b>84</b>	<b>9, 27, 56, 68, 94, 109, 134, 151, 172, 194, 214, 234</b>
<b>85</b>	<b>10, 28, 57, 69, 93, 110, 135, 152, 173, 195, 215, 235</b>
<b>86</b>	<b>11, 29, 58, 70, 93, 111, 136, 153, 174, 196, 216, 236</b>
<b>87</b>	<b>12, 30, 59, 71, 92, 112, 137, 154, 175, 197, 217, 237</b>
<b>88</b>	<b>13, 31, 60, 72, 90, 113, 138, 155, 176, 198, 218, 238</b>
<b>89</b>	<b>14, 32, 41, 73, 89, 114, 139, 156, 177, 199, 219, 239</b>
<b>90</b>	<b>15, 33, 42, 74, 88, 115, 140, 157, 178, 200, 220, 240</b>
<b>91</b>	<b>16, 34, 43, 75, 87, 116, 131, 158, 179, 181, 201, 221</b>
<b>92</b>	<b>17, 35, 44, 76, 86, 117, 132, 159, 180, 182, 202, 222</b>
<b>93</b>	<b>18, 36, 45, 77, 85, 118, 133, 140, 161, 183, 203, 223</b>
<b>94</b>	<b>19, 37, 46, 78, 84, 119, 134, 141, 162, 184, 204, 224</b>
<b>95</b>	<b>20, 38, 47, 79, 83, 120, 135, 142, 163, 185, 205, 225</b>
<b>96</b>	<b>1, 39, 48, 80, 82, 110, 136, 143, 164, 186, 206, 226</b>
<b>97</b>	<b>2, 40, 49, 61, 81, 111, 137, 144, 165, 187, 207, 227</b>
<b>98</b>	<b>3, 24, 50, 62, 100, 112, 138, 145, 166, 188, 208, 228</b>
<b>99</b>	<b>4, 25, 51, 63, 99, 113, 139, 146, 167, 189, 209, 229</b>
<b>100</b>	<b>5, 26, 52, 64, 98, 114, 140, 147, 168, 190, 210, 230</b>

## Список використаної літератури

1. Глинка Н. Л. Общая химия. [Текст] / Москва : 1975 – 1988. – 719 с.
2. Курс химии. Ч. 1. [Текст] / Под ред. Г. А. Дмитриева и др. Москва : – 1971.
3. Курс химии. Ч. 2. [Текст] / Под ред. Л. Ф. Алабышева. Москва : – 1969.
4. Курс химии. Ч. 2. [Текст] / Под ред. В. А. Киреева. Москва : – 1974.
5. Курс химии. Ч. 2. [Текст] / Под ред. Г. П. Лучинского и В. И. Семишина.
6. Фролов В. В. Химия. [Текст] / Москва : 1979.
7. Харин А. Н., Катаев Н. А., Харина Л. Т. Курс химии. [Текст] / Москва : – 1975.
8. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. [Текст] / Москва : – 1981.
9. Левант Г. Е., Райцин Г. А. Практикум по общей химии. [Текст] / Москва : – 1981.
10. Абкин Г. Л. Задачи и упражнения по общей химии. [Текст] / Москва : – 1971.

*Навчальне видання*

## МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання контрольних робіт  
з дисципліни

# **Х І М І Я**

*(для студентів 1–2 курсу денної та заочної форм навчання  
за напрямом підготовки 6.060101 – Будівництво)*

Укладачі: **ЗАЙЦЕВА** Інна Сергіївна,  
**МУРАЄВА** Ольга Олексіївна,  
**МОКРИЦЬКА** Наталя Володимирівна,  
**НЕСТЕРЕНКО** Сергій Вікторович,  
**ПАНАЙОТОВА** Тетяна Дмитрівна

Відповідальний за випуск *І. С. Зайцева*

За авторською редакцією

Комп'ютерне верстання *І. В. Волосожарова*

План 2015, поз.122М

---

Підп. до друку 30.05.2016р.  
Друк на ризографі.  
Зам. №

Формат 60 x 84/16  
Ум. друк. арк. 3,7  
Тираж 50 пр.

Видавець і виготовлювач:  
Харківський національний університет  
міського господарства імені О. М. Бекетова,  
вул. Революції, 12, Харків, 61002  
Електронна адреса: [rectorat@kname.edu.ua](mailto:rectorat@kname.edu.ua)  
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:  
ДК № 4705 від 28.03.2014 р.