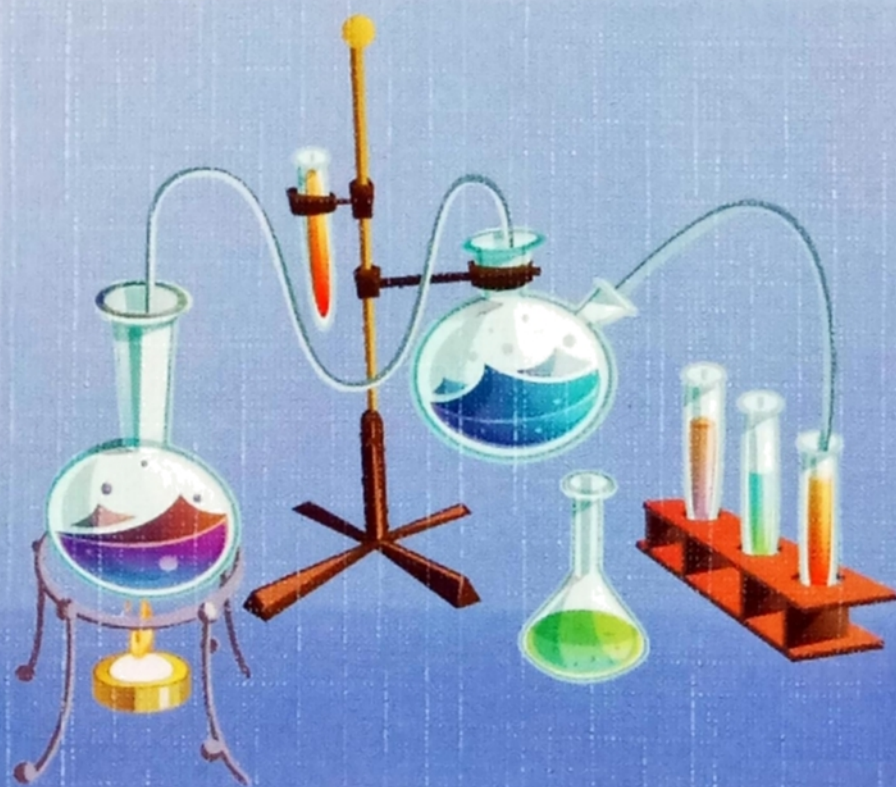


НАВЧАЛЬНО-МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК

Г. Я. Касьяненко

# ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ



Міністерство освіти і науки України  
Сумський державний педагогічний університет  
імені А. С. Макаренка

Кафедра хімії та методики навчання хімії

Г. Я. Касьяненко

## **ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ**

Навчально-методичний посібник  
для самостійної роботи студентів

Суми 2021

УДК 544.653.2/.3(075.8)  
К28

Рекомендовано до друку  
вченою радою Сумського державного педагогічного університету  
імені А. С. Макаренка (протокол № 11 від 26 квітня 2021 року)

**Рецензенти:**

*Н. Н. Чайченко*, доктор педагогічних наук, професор

*Р. М. Пшеничний*, кандидат хімічних наук, доцент  
(Сумський державний університет)

**Касьяненко Г. Я.**

**К28** Загальна хімія: навчально-методичний посібник для самостійної роботи студентів / Г. Я. Касьяненко. – Суми:ФОП Цьома С.П., 2021. – 135 с.

У посібнику викладені основні поняття та закони хімії, хімічної кінетики та термодинаміки хімічних процесів; розглянуті властивості молекулярних розчинів та розчинів електролітів; основи окисно-відновних взаємодій; будову атомів та молекул. Подані приклади розв'язку типових задач. Наведені варіанти контрольних завдань для самостійного виконання студентами.

Посібник містить додатки з довідниковою інформацією, що необхідна для виконання завдань.

Для студентів спеціальностей 014 Середня освіта (хімія) та 102 Хімія.

**УДК 544.653.2/.3(075.8)**

© Касьяненко Г. Я., 2021

© СумДПУ імені А. С. Макаренка, 2021

© ФОП Цьома С.П., 2021

## ЗМІСТ

Передмова .....	5
А. ОСНОВИ ХІМІЧНИХ ЗНАНЬ .....	6
ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ .....	6
Закон збереження маси речовини .....	9
Закон сталості складу речовини .....	9
Закон еквівалентів .....	12
Закон Авогадро .....	15
Закон Бойля – Маріотта .....	16
Закон Гей-Люссака .....	16
Об'єднаний газовий закон .....	16
Закон парціальних тисків газів (закон Дальтона) .....	17
Класи неорганічних сполук .....	17
БУДОВА АТОМА І ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА .....	20
Корпускулярно-хвильові властивості мікросвіту. ....	20
Квантові числа .....	22
Електронні оболонки атомів. ....	24
Періодичний система елементів Д.І.Менделєєва. ....	27
Періодичність властивостей елементів. ....	29
А. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ .....	30
В. ВЗАЄМОДІЯ АТОМІВ. ХІМІЧНІ ПЕРЕТВОРЕННЯ РЕЧОВИН .....	44
ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК .....	44
Метод валентних зв'язків .....	48
Метод молекулярних орбіталей .....	53
Металічний зв'язок. ....	57
ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ .....	58
ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА .....	64
Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції .....	64
Вплив температури на швидкість хімічної реакції .....	66
Хімічна рівновага .....	67
Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє .....	69
В. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ .....	70
С. РОЗЧИНИ .....	79
КІЛЬКІСНИЙ СКЛАД РОЗЧИНІВ .....	79
С. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ .....	83
Д. РІВНОВАГИ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ .....	87
Йонний добуток води. Водневий показник .....	89
Константа розчинності $K_s$ .....	91
Гідроліз солей .....	93
Д. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ .....	96
Е. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ .....	102
Класифікація окисно-відновних реакцій .....	104
Електродні та окисно-відновні потенціали, їх використання .....	105
Вплив різних факторів на напрямок протікання окисно-відновних реакцій .....	110
Вплив концентрацій потенціал-визначальних йонів .....	110

Вплив величини рН розчину .....	111
Вплив температури на напрямок протікання ОВР .....	112
Вплив величини $K_s$ малорозчинного електроліту на напрямок протікання ОВР .....	114
Вплив комплексоутворення на напрямок протікання ОВР .....	115
Е. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ .....	117
F. КООРДИНАЦІЙНІ СПОЛУКИ .....	121
Будова та типи комплексних сполук.....	121
Координаційні сполуки у водних розчинах.....	123
F. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ.....	126
ДОДАТКИ .....	130
1. Термодинамічні константи деяких речовин .....	130
2. Константи дисоціації деяких кислот та основ у водних розчинах .....	131
3. Добуток розчинності деяких малорозчинних у воді сполук.....	132
4. Загальні константи дисоціації та утворення деяких комплексів у водних розчинах .....	132
5. Густина розчинів деяких неорганічних кислот та лугів у воді при 20°C .....	133
6. Стандартні електродні потенціали металів .....	134
7. Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем у водних розчинах.....	134
8. Варіанти контрольних завдань .....	135

## **Передмова**

Поступова інтеграція вітчизняної системи освіти до європейської та світової потребує нових підходів у підготовці кваліфікованих фахівців, що базується на збільшенні організаційного, дидактичного та методичного ресурсу самостійної роботи. Процес реформування та розвитку системи вищої професійної освіти на сучасному етапі характеризується посиленням акцентів на підвищенні ролі самостійної роботи суб'єктів освітнього процесу, що відповідає основним засадам та вимогам Болонського процесу. Особливого значення самостійна робота набуває в умовах дистанційного навчання.

Самостійна робота студента є однією з форм оволодіння навчальним матеріалом поза межами обов'язкових навчальних занять. Вона спрямована на закріплення теоретичних знань, отриманих студентами за час аудиторного навчання, їх поглиблення, набуття і удосконалення практичних навичок та умінь відповідно до програмних результатів навчання за конкретною освітньою програмою.

Зміст запропонованих у цьому посібнику завдань відповідає робочій програмі навчальної дисципліни «Загальна хімія», що є обов'язковим компонентом освітньої програми підготовки вчителя хімії, хіміка-фахівця. Теоретичне викладення основних понять та законів, а також приклади розв'язку типових задач спрямовані на допомогу студенту під час систематизації і структуруванні набутих знань та формування свідомого підходу до вирішення запропонованих практичних завдань.

Виконання завдань самостійної роботи здійснюється у терміни, що відведені розкладом для вивчення відповідної теми (розділу).

## А. ОСНОВИ ХІМІЧНИХ ЗНАНЬ

### ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ.

До найважливіших понять хімії відносяться *хімічний елемент, атом, молекула, йон, речовина, хімічна кількість речовини, моль*.

**Хімічний елемент** – певний вид атомів, що характеризується однаковим зарядом атомних ядер. Наприклад, всі існуючі у Всесвіті атоми із зарядом ядра +1 утворюють хімічний елемент Гідроген (H), всі атоми із зарядом ядра +92 – елемент Уран (U). На сьогодні відомо 118 хімічних елементів.

**Атом** – електронейтральна хімічно неподільна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. Атоми з'єднуються один з одним хімічним зв'язком, утворюючи молекули або кристали речовин. Розміри і маси атомів надзвичайно малі. Наприклад, маси атомів Карбону і Оксигену відповідно дорівнюють  $1,995 \times 10^{-26}$  кг і  $2,658 \times 10^{-26}$  кг. У хімії поряд з абсолютними значеннями мас атомів широко використовуються й значення відносних атомних мас. Вони позначаються  $A_r$  ( $r$  – перша літера слова «relative», що значить «відносний»).

**Відносна атомна маса  $A_r$**  – фізична величина, що дорівнює відношенню середньої маси атомів даного елемента до  $1/12$  частини маси нукліда  $^{12}\text{C}$ .

Якщо маса атома  $^{12}\text{C}$  дорівнює  $1,995 \times 10^{-26}$  кг, то

$$\frac{m_a(^{12}\text{C})}{12} = \frac{1,995 \times 10^{-26} \text{ кг}}{12} = 1,663 \times 10^{-27} \text{ кг}$$

Цю величину називають атомною одиницею маси (а.о.м.) і позначають символом « $u$ » (від англійського «unit», що значить «одиниця»). Таким чином,  $1u = 1,663 \times 10^{-27}$  кг.

Наприклад, відносна атомна маса Оксигену дорівнює:

$$A_r(\text{O}) = \frac{m_a(\text{O})}{1u} = \frac{2,658 \times 10^{-26} \text{ кг}}{1,663 \times 10^{-27} \text{ кг}} = 16.$$

**Молекула** – найдрібніша, здатна до самостійного існування частинка, що зберігає всі хімічні властивості даної речовини. Молекули можуть складатися як з атомів одного елемента, так і з атомів різних елементів. Молекули є носіями складу і хімічних властивостей утворених ними речовин. Розміри і маси молекул також надзвичайно малі. Наприклад, маса однієї молекули води дорівнює



$2,99 \times 10^{-26}$  кг. При проведенні розрахунків у хімії також використовуються відносні молекулярні маси, що позначаються символом  $M_r$ .

**Відносна молекулярна маса  $M_r$**  – фізична величина, що дорівнює відношенню середньої маси молекули речовини до 1/12 частини маси нукліда  $^{12}\text{C}$ .

Наприклад, відносна молекулярна маса води дорівнює

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m_{\text{молекули}}(\text{H}_2\text{O})}{1 \text{ у}} = \frac{2,99 \times 10^{-26} \text{ кг}}{1,663 \times 10^{-27} \text{ кг}} = 18.$$

Значення  $M_r$  речовини завжди дорівнює сумі значень  $A_r$  елементів, що її утворюють, з урахуванням числа їх атомів у молекулі.

**Йон** – одно-, або багатоатомна частинка, що має електричний заряд. Йони поєднуються відповідно до їх зарядів, утворюючи молекули або кристали.

**Речовина** – стійка система частинок (атомів, йонів або молекул), якій притаманні певні фізичні та хімічні властивості.

На цей час відомо біля 23 мільйонів речовин. Всі вони поділяються на 2 групи – речовини молекулярної та немoleкулярної будови.

До речовин молекулярної будови відносяться речовини, що складаються з молекул. Як правило, ці речовини мають низькі температури плавлення (гази, рідини і легкоплавкі тверді речовини). Хімічні формули таких речовин називаються *молекулярними*.

До речовин немoleкулярної будови відносяться речовини, у вузлах кристалічних ґраток яких перебувають атоми або йони. Ці речовини, як правило, мають високі температури плавлення і при кімнатній температурі завжди перебувають у твердому агрегатному стані. До таких речовин поняття «молекула» не може бути застосованим. Замість нього використовується поняття «формульна одиниця речовини». Хімічні формули речовин немoleкулярної будови є найпростішими, або *емпіричними*, формулами.

**Формульна одиниця складної речовини немoleкулярної будови** – умовна (нездатна до самостійного існування) група атомів або йонів, склад якої відповідає емпіричній формулі даної речовини.

Якщо речовина немoleкулярної будови складається з атомів декількох елементів, наприклад  $\text{SiO}_2$ , її формульною одиницею є умовна частинка, що складається з 1-го атома Si і 2-х атомів O. Вона є



умовною тому, що в кристалі Силіцій(IV) оксиду немає окремих молекул  $\text{SiO}_2$ , він складається з безлічі атомів названих елементів. Але весь кристал можна умовно розділити на групи атомів, у кожній з яких буде один атом Si і два атоми O. Таким чином, формульна одиниця цього оксиду – умовна, реально не існуюча частинка « $\text{SiO}_2$ ».

Якщо речовина немалекулярної будови утворює йонну кристалічну ґратку, наприклад NaCl, його формульною одиницею буде умовна частинка, що складається з одного йону  $\text{Na}^+$  і одного йону  $\text{Cl}^-$ . Вона є умовною тому, що в кристалі Натрій хлориду немає молекул NaCl, оскільки він складається з йонів. Але весь цей кристал можна умовно розділити на групи йонів, у кожній з яких буде 1 йон  $\text{Na}^+$  і 1 йон  $\text{Cl}^-$ . Отже, формульною одиницею Натрій хлориду є умовна частинка, що складається з 2-х йонів.

До складних речовин немалекулярної будови *не можна* застосовувати поняття «відносна молекулярна маса». Оскільки структурними одиницями таких речовин є не молекули, а умовні формульні одиниці, до них доцільно застосовувати термін «відносна формульна маса». Вона позначається  $M_{f,r}(X)$ .

**Відносна формульна маса  $M_{f,r}(X)$**  – величина, що дорівнює відношенню маси однієї формульної одиниці речовини  $X$  до  $1/12$  частини маси нукліда  $^{12}\text{C}$ .

Значення  $M_{f,r}$  дорівнює сумі значень  $A_r$  елементів з урахуванням числа їх атомів у формульній одиниці.

Найважливішими кількісними характеристиками будь-якої речовини є її хімічна кількість, маса і об'єм.

**Кількість речовини** – величина, що пропорційна числу структурних одиниць (атомів, молекул або формульних одиниць), що містяться в даній порції речовини. Хімічна кількість речовини позначається символом «**n**». Одиницею хімічної кількості речовини є *моль*.

**Моль** – така кількість речовини, у якій міститься  $6,02 \times 10^{23}$  її структурних одиниць, тобто стільки, скільки міститься атомів у  $0,012$  кг вуглецю, що представлений ізотопом  $^{12}\text{C}$ .

Число  $6,02 \times 10^{23}$  моль $^{-1}$  називається *сталю Авогадро* і позначається символом  $N_A$ .

**Маса речовини, взятої в кількості 1 моль, називається молярною масою** даної речовини. Вона позначається символом **M** і виражається в кг/моль або г/моль.

Маса речовини кількісно дорівнює добутку її кількості і молярної маси:  $m(X) = n(X) \times M(X)$

Об'єм газоподібної речовини, взятої в кількості 1 моль, називається **молярним об'ємом речовини**. Він позначається символом  $V_m$  і виражається в л/моль або  $\text{дм}^3/\text{моль}$ .

Об'єм газу за даного тиску і температури є добутком його кількості та молярного об'єму, виміряного за тих самих умов:  $V(X) = n(X) \times V_m(X)$ .

Таким чином, кількість речовини  $X$ , число її структурних одиниць, маса і об'єм (для газів) пов'язані між собою співвідношенням:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{V_m(X)} = \frac{N(X)}{N_A}.$$

До найважливіших законів хімії відносяться закон збереження маси речовини, закон сталості складу речовини, закон еквівалентів і закони газового стану.

### **Закон збереження маси речовини**

*Маса вихідних речовин, що хімічно взаємодіють між собою, дорівнює масі речовин, що утворюються в результаті цієї реакції.*

З погляду атомно-молекулярного вчення в ході реакції відбувається лише перерозподіл атомів, але не змінюється їх загальна кількість. Тому загальна маса всіх атомів також не змінюється. Цей закон лежить в основі розрахунків за рівняннями реакцій.

### **Закон сталості складу речовини**

*Будь-яка складна речовина молекулярної будови незалежно від способів її одержання має постійний якісний та кількісний склад.*

Тобто, в процесі утворення молекули звичайно бере участь невелике число атомів, які сполучаються завжди в чітко визначеному кількісному співвідношенні. Тому кількісний склад утворених молекул, а отже, і склад речовин молекулярної будови є постійним. У процесах же утворення кристалів немoleкулярної (атомної або йонної) будови бере участь дуже велика кількість частинок, які поєднуються не завжди у визначеному кількісному співвідношенні. Тому кількісний

склад атомних або йонних кристалів, які при цьому утворюються, може бути змінним залежно від способів їх одержання. Кількісний склад складних речовин зручно виражати через масові частки елементів.

*Масова частка елемента в речовині – число, що показує, яку частину від загальної маси речовини становить маса атомів даного елемента.*

Масова частка позначається символом «*w*» і виражається або в частках одиниці, або у відсотках (наприклад 0,35, або 35%). Масові частки елементів *A* і *B* у складній речовині  $A_xB_y$  розраховуються за формулами:

$$w(A) = \frac{x \cdot A_r(A)}{M_r(A_xB_y)}; \quad w(B) = \frac{y \cdot A_r(B)}{M_r(A_xB_y)}$$

При цьому сума значень масових часток елементів, що входять до складу речовини, завжди дорівнює 1, або 100 %.

**Приклад 1.** Визначити найпростішу формулу одного з оксидів Нітрогену, у якому масова частка Оксигену дорівнює 63,15 %.

*Розв'язок:*

1) Нехай маса оксиду  $N_xO_y$  дорівнює 100 г. Розрахуємо маси атомів Нітрогену та Оксигену в оксиді:

а)  $m(O) = m(N_xO_y) \cdot w(O) = 100 \text{ г} \cdot 0,6315 = 63,15 \text{ г}$

б)  $m(N) = m(N_xO_y) - m(O) = 100 \text{ г} - 63,15 \text{ г} = 36,85 \text{ г}$

2) Знайдемо хімічні кількості атомів Нітрогену та Оксигену:

а)  $n(N) = \frac{m(N)}{M(N)} = \frac{36,85 \text{ г}}{14 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 2,632 \text{ моль};$

б)  $n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{63,15 \text{ г}}{16 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 3,947 \text{ моль}.$

3) Знайдемо молярне співвідношення Нітрогену та Оксигену в оксиді:

$$n(N) : n(O) = 2,632 \text{ моль} : 3,947 \text{ моль} = 2 \text{ моль} : 3 \text{ моль}.$$

Отже, формула оксиду –  $N_2O_3$ .

**Приклад 2.** Невідому речовину масою 6 г спалили в надлишку кисню і одержали вуглекислий газ масою 8,8 г і воду масою 3,6 г. Визначити молекулярну формулу згорілої речовини, якщо відносна густина її пари за повітрям дорівнює 3,103.

*Розв'язок:*

Оскільки в результаті згоряння речовини утворилися вуглекислий газ і вода, робимо висновок, що до її складу входять Карбон, Гідроген і, можливо, Оксиген.

1) Розрахуємо масу Карбону в утвореному  $\text{CO}_2$ :

$$M(\text{CO}_2) = 12 \text{ г/моль} + 2 \cdot 16 \text{ г/моль} = 44 \text{ г/моль};$$

44 г ( $\text{CO}_2$ ) містять 12 г (C)

8,8 г ( $\text{CO}_2$ ) —  $x$  г (C);  $x = 2,4$  г (C).

2) Розрахуємо масу Гідрогену у воді, що утворилася:  $M(\text{H}_2\text{O}) =$

$$1 \cdot 2 \text{ г/моль} + 16 \text{ г/моль} = 18 \text{ г/моль};$$

18 г ( $\text{H}_2\text{O}$ ) містять 2 г (H)

3,6 г ( $\text{H}_2\text{O}$ ) —  $y$  г (H);  $y = 0,4$  г (H).

3) Знайдемо суму мас Карбону та Гідрогену, що входили до складу вихідної речовини:  $m(\text{C}) + m(\text{H}) = 2,8$  г.

4) Оскільки сума мас C і H (2,8 г) менше маси згорілої речовини (6 г), робимо висновок, що до її складу входив також і Оксиген, маса якого дорівнює  $m(\text{O}) = 6 - 2,8 = 3,2$  г.

5) Визначимо найпростіше молярне співвідношення C, H і O у вихідній речовині, тобто його найпростішу формулу:

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} : \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = 1 : 2 : 1$$

Таким чином, найпростіша (емпірична) формула речовини –  $\text{CH}_2\text{O}$ .

Слід зазначити, що найпростіша формула речовини відображає лише найменше числове співвідношення атомів елементів у ній. Молекулярна ж формула речовини відбиває реальне число атомів кожного елемента в молекулі і є результатом множення індексів у декілька разів.

6) Розрахуємо значення молярної маси вихідної речовини за її відносною густиною:

$$M_1(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 29 \cdot D_{(\text{пов.})} = 29 \cdot 3,103 = 90 \text{ г/моль}$$

7) Розрахуємо значення молярної маси вихідної речовини за її найпростішою формулою:

$$M_2(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 + 16 = 30 \text{ г/моль}.$$

8) Оскільки значення  $M_1$  більше значення  $M_2$  в 3 рази, то для знаходження молекулярної формули речовини всі індекси в її найпростішій формулі потрібно збільшити втричі. Таким чином, істинна формула –  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ .

## Закон еквівалентів

*Речовини вступають в хімічні реакції і утворюються в результаті такої взаємодії в еквівалентних кількостях.*

Спочатку розглянемо визначення понять: *хімічний еквівалент, еквівалентне число, фактор еквівалентності, молярна маса еквівалента, молярний об'єм еквіваленту та кількість речовини еквіваленту.*

**Хімічний еквівалент** – реальна або умовна частинка речовини, що у кислотно-основній реакції еквівалентна (тобто хімічно рівноцінна) одному йону  $H^+$ , а в окисно-відновній реакції – одному електрону.

Реальна частинка – молекула, атом або йон, умовна частинка певна частина (половина, третина і т.д.) молекули, атому або йону.

**Еквівалентне число  $Z$**  – число йонів  $H^+$  у кислотно-основній реакції або число електронів в окисно-відновній реакції, що еквівалентне (хімічно рівноцінне) одній частинці (формульній одиниці) речовини  $X$ .

**Фактор еквівалентності  $f$**  – число, що вказує на частку формульної одиниці речовини  $X$ , яка еквівалентна одному йону  $H^+$  у кислотно-основній реакції або одному електрону в окисно-відновній реакції.

Фактор еквівалентності пов'язаний із еквівалентним числом співвідношенням:

$$f = \frac{1}{Z}.$$

**Молярна маса еквіваленту речовини  $E_m$**  – маса 1 моль еквіваленту цієї речовини. Одиниця виміру – г/моль або кг/моль. Молярна маса еквівалента речовини  $X$  пов'язана з молярною масою речовини  $X$  співвідношенням:

$$E_m(X) = \frac{M(X)}{Z} = M(X) \cdot f.$$

З іншого боку, молярна маса еквіваленту речовини  $X$  дорівнює відношенню маси речовини  $X$  до відповідної хімічної кількості еквіваленту цієї речовини.

**Хімічна кількість еквіваленту речовини  $X$**  – величина, що дорівнює відношенню маси речовини  $X$  до молярної маси її еквіваленту. Одиниця виміру – моль.

**Молярний об'єм еквіваленту газу  $X$  ( $V_E$ )** – об'єм 1 моль еквівалентів газоподібної речовини  $X$ . Одиниця виміру – л/моль або м<sup>3</sup>/моль.

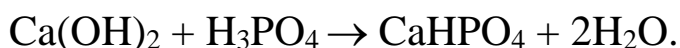
Молярний об'єм еквівалента газу  $X$  пов'язаний з молярним об'ємом газу  $X$  співвідношенням:

$$V_E = \frac{V_m}{Z}.$$

Разом з тим, молярний об'єм еквіваленту газу  $X$  є відношенням об'єму газу  $X$  до відповідної хімічної кількості еквівалентів речовини:

$$V_E = \frac{V(X)}{n_E}.$$

**Приклад 1.** Визначити еквівалентне число, фактор еквівалентності, еквівалент і молярну масу еквіваленту ортофосфатної кислоти у реакції:



*Розв'язок:*

1) Знаходимо еквівалентне число  $Z$ . У цій реакції від однієї молекули  $\text{H}_3\text{PO}_4$  відщеплюються 2 йони  $\text{H}^+$  або, інакше кажучи, одній молекулі кислоти еквівалентні (хімічно рівноцінні) два йони  $\text{H}^+$ . Тому еквівалентне число  $Z = 2$ .

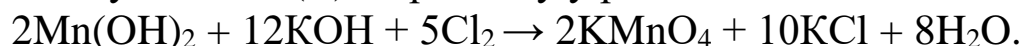
2) Знаходимо фактор еквівалентності і визначаємо еквівалент кислоти. За визначенням:  $f = \frac{1}{Z} = \frac{1}{2}$ .

Це значить, що одному йону  $\text{H}^+$  за цією реакцією відповідає 1/2 частина (половина) молекули кислоти, що і є її хімічним еквівалентом.

3) Знаходимо молярну масу еквіваленту кислоти:

$$E_m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}.$$

**Приклад 2.** Визначити еквівалент і розрахувати молярну масу еквіваленту Манган (II) гідроксиду у реакції:



*Розв'язок:*

1) Знаходимо еквівалентне число для  $\text{Mn(OH)}_2$ :

Оскільки у формульній одиниці цього гідроксиду міститься атом Мангану в ступені окиснення +2, а у формульній одиниці  $\text{KMnO}_4$  – у ступені окиснення +7, робимо висновок, що 1 частинці  $\text{Mn(OH)}_2$

відповідають 5 електронів. Це значить, що еквівалентне число Манган гідроксиду за наведеною реакцією дорівнює 5.

2) Знаходимо фактор еквівалентності Манган(II) гідроксиду і визначаємо його хімічний еквівалент:

$$f = \frac{1}{z} = \frac{1}{5}.$$

В даній хімічній реакції еквівалентом  $Mn(OH)_2$  є умовна частинка –  $1/5$  частина його формульної одиниці.

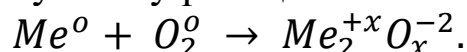
3) Розрахуємо значення молярної маси еквіваленту Манган(II) гідроксиду:

$$E_m = \frac{M}{z} = M \cdot f = 17,8 \text{ г/моль}$$

**Приклад 3.** Невідомий метал масою 10,0 г спалили в кисні і одержали оксид металу масою 18,89 г. Визначити метал.

*Розв'язок:*

Напишемо загальну схему реакції:



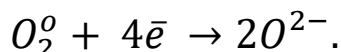
Відповідно до закону еквівалентів хімічна кількість еквіваленту металу дорівнює хімічній кількості еквіваленту кисню:

$$n_E(Me) = n_E(O_2).$$

1) Знайдемо масу кисню, що вступив у реакцію:

$$m(O_2) = m(\text{оксиду}) - m(\text{металу}) = 18,89 \text{ г} - 10,0 \text{ г} = 8,89 \text{ г}.$$

2) Знайдемо молярну масу еквівалента молекулярного кисню. При утворенні оксиду кожна молекула кисню приєднує 4 електрони і перетворюється в 2 оксид-йони:



Тоді: 4 електронам відповідає 1 молекула  $O_2$ ,

1 електрону — x молекул, звідки  $x = 1/4$ .

Це значить, що хімічним еквівалентом кисню в даній реакції є умовна частинка – четверта частина молекули ( $f = 1/4$ ).

Знайдемо значення молярної маси еквівалента кисню:

$$E_m = \frac{M(O_2)}{4} = \frac{32}{4} = 8 \text{ г/моль}.$$

3) Підставимо числові значення величин у вираз закону еквівалентів:

$$E_m(Me) = \frac{m(Me) \cdot E_m(O_2)}{m(O_2)} = \frac{10 \cdot 8}{8,89} = 9 \text{ г/моль}.$$



4) Для металу еквівалентне число  $Z$  дорівнює ступеню його окиснення в сполуці. Оскільки

$$M(Me) = E_m(Me) \cdot \frac{1}{Z}(Me), \text{ то при}$$

$$z = 1 \quad M(Me) = 9 \text{ г/моль};$$

$$z = 2 \quad M(Me) = 18 \text{ г/моль};$$

$$z = 3 \quad M(Me) = 27 \text{ г/моль}.$$

Одновалентного металу з молярною масою 9 г/моль і двовалентного металу з молярною масою 18 г/моль не існує. Тривалентний метал з молярною масою 27 г/моль – Алюміній (Al).

### Закон Авогадро

*У рівних об'ємах різних газів за однакових зовнішніх умов (тиску і температури) міститься однакове число молекул.*

При рішенні завдань використовуються 3 наслідки із цього закону.

1) За нормальних умов (тиску 101,325 кПа і температурі 0°C або 273 К) 1 моль будь-якого газу займає об'єм, що близький до 22,4 л. Він називається *молярним об'ємом газу за нормальних умов* і позначається  $V_m$ . Одиниці виміру – л/моль або м<sup>3</sup>/моль.

Молярний об'єм газу дорівнює відношенню об'єму газу до відповідної хімічної кількості цієї речовини:

$$V_m = \frac{V_{\text{газу}}}{n_{\text{газу}}}.$$

2) Відносна густина газу  $X$  за газом  $Y$  –  $D_Y(X)$  - безрозмірна величина, що дорівнює відношенню молярних мас даних газів:

$$D_Y(X) = \frac{M(X)}{M(Y)}.$$

Вона показує, у скільки разів газ  $X$  легший або важчий за газ  $Y$ , якщо їхні об'єми однакові. Наприклад, відносна густина амоніаку за воднем:

$$D_{H_2}(NH_3) = \frac{M(NH_3)}{M(H_2)} = \frac{17 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 8,5.$$

Якщо потрібно знайти значення відносної густини газу ( $X$ ) за повітрям, то молярну масу газу  $X$  ділять на середню молярну масу повітря  $M_{\text{пов.}}$ , що дорівнює 29 г/моль.

*Середньою молярною масою* газової суміші ( $M_{\text{сер.}}$ ) називають масу суміші, об'єм якої за н.у. дорівнює 22,4 л. Вона пов'язана з молярними масами газів співвідношенням:

$$M_{\text{сер.}}(\text{суміші}) = \varphi(X) \cdot M(X) + \varphi(Y) \cdot M(Y).$$

Тут  $\varphi(X)$  і  $\varphi(Y)$  – об'ємні частки газів у суміші,  $M(X)$  і  $M(Y)$  – молярні маси газів.

3) Густина газу ( $\rho$ ) – величина, що є відношенням його молярної маси до молярного об'єму. Наприклад, густина повітря за н.у. дорівнює:

$$\rho(\text{пов.}) = \frac{M_{\text{пов.}}}{V_m} = \frac{29 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,295 \text{ г/л.}$$

### **Закон Бойля – Маріотта**

*При постійній температурі об'єм даної порції газу обернено пропорційний його тиску.*

Це значить, що при збільшенні тиску газу в декілька разів його об'єм зменшується в стільки ж разів. Тому, добуток тиску газу на його об'єм при сталій температурі є сталою величиною:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 = \text{const.}$$

### **Закон Гей-Люссака**

*При постійному тиску об'єм даної порції газу прямо пропорційний його абсолютній температурі.*

Це значить, що при збільшенні абсолютної температури газу в декілька разів його об'єм збільшується в стільки ж разів. Тому відношення об'єму газу до його абсолютної температури при постійному тиску є постійною величиною:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{const.}$$

### **Об'єднаний газовий закон**

*Добуток величини тиску даної порції газу на величину його об'єму, віднесений до значення абсолютної температури, є сталою величиною:*

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1} = \text{const.}$$

Це рівняння називається *рівнянням Клапейрона*. Його часто використовують для розрахунку об'єму газу за нормальних умов, якщо відомо його значення за інших умов.

Якщо хімічна кількість газу дорівнює 1 моль, то значення дробу  $\frac{pV}{T}$  є постійною величиною і називається універсальною газовою сталою ( $R$ ). У випадку, коли тиск газу виражається в Па, а об'єм – у м<sup>3</sup>, то  $R$  приймає значення 8,314 Дж/моль·К. З урахуванням цього для 1 моль газу можна записати:

$$\frac{pV}{T} = R, \text{ або } pV = RT.$$

Якщо ж хімічна кількість газуваної речовини дорівнює  $n$  моль, то:

$$pV = nRT.$$

Це рівняння називається *рівнянням Клапейрона - Менделєєва*.

### **Закон парціальних тисків газів (закон Дальтона)**

*Загальний тиск суміші газів, що не вступають у хімічну взаємодію, дорівнює сумі парціальних тисків кожного з них:*

$$P_{\text{суміші}} = p_1 + p_2 + \dots + p_n.$$

**Парціальний тиск газу ( $p_i$ )** - тиск, що чинив би цей газ, якби він один за тих самих умов займав весь об'єм газової суміші.

Парціальний тиск газу в суміші пропорційний його об'ємній частці:

$$p_i = P_{\text{суміші}} \cdot \varphi_i.$$

### **Класи неорганічних сполук**

Всі речовини поділяються на прості та складні. *Простими* називаються речовини, що складаються з атомів одного елементу, а *складними* – до складу яких входять атоми двох чи більшої кількості елементів.

#### **Бінарні сполуки**

Назви бінарних сполук утворюються з назви більш електропозитивного елементу та латинського кореня назви більш електронегативного елемента із суфіксом *-ид* (*-id*). Якщо більш

електропозитивний елемент може перебувати в різних ступенях окиснення, то ступінь окиснення вказується в дужках (арабськими або римськими цифрами).

*Галогеніди:* NaCl – Натрій хлорид, HI – Гідроген йодид, OF<sub>2</sub> – Оксиген(+2) флуорид, FeBr<sub>2</sub> – Ферум(+2) бромід.

*Оксиди:* Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – Алюміній оксид, P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> – Фосфор(V) оксид, CO – Карбон(II) оксид та ін.

Бінарні сполуки, що містять групу атомів O<sub>2</sub><sup>2-</sup> (–O–O–) називаються *пероксидами*: H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> – Гідроген пероксид, BaO<sub>2</sub> – Барій пероксид.

*Халькогеніди: (сульфіди, селеніди, телуриди):* CuS – Купрум(+2) сульфід, Cu<sub>2</sub>Se – Купрум(I) селенід, Na<sub>2</sub>Te – Натрій телурид.

Аналогічно називаються й інші бінарні сполуки, наприклад: *фосфіди* – Ca<sub>3</sub>P<sub>2</sub>; *карбіди* – CaC<sub>2</sub>; *гідриди* – Mg<sub>2</sub>H та ін.

Традиційно до бінарних (псевдобінарних) сполук відносять речовини, що мають у своєму складі, крім атомів деякого елемента, йонні похідні гідрогенвмісних сполук Нітрогену: NH<sub>4</sub>Cl – амоній хлорид; KNH<sub>2</sub> – Калій амід; Na<sub>2</sub>NH – Натрій імід.

До псевдобінарних сполук відносять ще ряд речовин, що містять стійкі угруповання атомів різних елементів, наприклад ціанід-йони – CN<sup>-</sup>, бісмутил-йон – BiO<sup>+</sup>, стибіл-йон – SbO<sup>+</sup>.

За функціональними ознаками більшість зазначених бінарних сполук є солями або солеподібними сполуками, окрім оксидних і гідрогенвмісних сполук.

Оксиди поділяються на несолетвірні і солетвірні. Несолетвірні оксиди не взаємодіють ні з кислотами, ні з основами (CO, NO, N<sub>2</sub>O). Солетвірні оксиди діляться на *основні*, *кислотні* та *амфотерні*.

### ***Багатоелементні сполуки***

До цього типу неорганічних речовин відноситься більшість сполук, які мають у своєму складі електронегативні та електропозитивні складові, що містять більше одного елемента.

*Основи.* Основами називаються складні речовини, що складаються з атомів металу та однієї або декількох гідроксогруп.

Вони є твердими кристалічними речовинами. Основна хімічна властивість основ – здатність взаємодіяти з кислотами і кислотними оксидами з утворенням солей. Основи лужних (Li, Na, K, Rb, Cs) і

лужноземельних металів (Ca, Sr, Ba) розчинні у воді і називаються *лугами*. Систематичні назви цього типу сполук складаються із назви катіону металу з вказанням його ступеню окиснення (якщо це необхідно) та слова гідроксид:

LiOH – Літій гідроксид; Ba(OH)<sub>2</sub> – Барій гідроксид; Fe(OH)<sub>3</sub> – Ферум(III) гідроксид; Re(OH)<sub>4</sub> – Реній(IV) гідроксид.

*Кислоти*. Це складні речовини, що складаються з кислотних залишків і одного або декількох атомів Гідрогену, здатних заміщуватись на атоми металів.

Кислоти досить різноманітні як за агрегатним станом (газоподібні, рідкі, тверді), так і за фізико-хімічними властивостями. Більшість кислот добре розчинні у воді. Їх найважливіша хімічна властивість – здатність утворювати солі при взаємодії з основами і основними оксидами.

Число атомів Гідрогену у молекулі кислоти, що здатні заміщуватися на метал, визначає *основність кислоти*. HNO<sub>3</sub> – одноосновна, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – двоосновна, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – трьохосновна, H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – чотирьохосновна, CH<sub>3</sub>COOH – одноосновна кислоти.

Неорганічні кислоти поділяються на оксигенвмісні (*оксокислоти*) типу H<sub>x</sub>E<sub>y</sub>O<sub>z</sub> та «безкисневі» типу H<sub>x</sub>X<sub>y</sub>, де E – кислототвірний елемент; X – атоми галогенів, халькогенів і деяких інших елементів.

Продукти заміщення в молекулах оксокислот атомів Оксигену на групу –O–O– називаються *пероксокислотами* (H<sub>2</sub>SO<sub>5</sub>), а продукти заміщення Оксигену на атоми Сульфуру – *тіокислотами* (H<sub>3</sub>PS<sub>4</sub>).

*Солі* є продуктами заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал або групи OH<sup>–</sup> основи на кислотний залишок.

Залежно від ступеню заміщення йону Гідрогену в кислотах або OH<sup>–</sup> групи в основах, солі, що утворюються при цьому, класифікуються на *кислі* – типу NaHSO<sub>3</sub>, Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, *середні* (повне заміщення H<sup>+</sup> і OH<sup>–</sup>) – типу Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, і *основні* – типу Fe(OH)Cl, (CuOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Розрізняють також *подвійні солі*, що утворені двома різними за хімічною природою катіонами і одним кислотним залишком (KA1(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, KCr(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>), *змішані*, що утворені одним катіоном і двома різними кислотними залишками (CaClOCl або CaOCl<sub>2</sub>, Sr(HS)Cl) та *комплексні солі* ([Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]ClO<sub>4</sub>, K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]).

Більшість неорганічних солей є сполуками з йонною кристалічною структурою і відносно високими температурами плавлення та кипіння. Багато солей добре розчинні у воді.

Традиційні назви солей складаються з назв катіонів у називному відмінку та аніонів (кислотних залишків).

## БУДОВА АТОМА І ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН.

### Корпускулярно-хвильові властивості мікросвіту.

Двоїста природа мікросвіту була вперше встановлена для світла. З одного боку, для світла характерні такі явища як інтерференція та дифракція, що можуть бути пояснені тільки з позицій його хвильової природи. З іншого боку, явище фотоефекту з позицій цієї теорії описати неможливо. Це можна зробити, припустивши для світла корпускулярну (від лат. *corpusculum* – частинка) природу. В 1905 р. Ейнштейн висловив думку, згідно з якою світло випускається у вигляді частинок, названих фотонами або квантами. Кожний фотон має енергію:

$$E = h\nu,$$

де  $\nu$  – частота коливань,  $h$  – стала Планка.

З корпускулярної природи світла випливало, що фотони повинні мати певну масу. Маса спокою фотона дорівнює нулю, а при русі фотон здобуває динамічну масу. Для обчислення цієї маси Ейнштейн запропонував рівняння еквівалентності маси та енергії:

$$E = mc^2.$$

Поєднавши наведені співвідношення одержимо:

$$mc^2 = h\nu.$$

Підставляючи в цю рівність  $c/\lambda$  замість частоти  $\nu$  і враховуючи, що для фотона швидкість руху  $v$  дорівнює швидкості світла  $c$ , одержимо основне рівняння хвильової механіки (рівняння де Бройля, 1924):

$$\lambda = h/mv.$$

У теорію Н.Бора принцип квантування був введений довільно. У ній в основному використовувалися закони класичної механіки. Відкриття хвильових властивостей електрона, фотоефект, дослід з абсолютно чорним тілом привели до створення нового розділу фізики – квантової механіки. Найбільша роль у її створенні належить Е. Шредінгеру та В. Гейзенбергу.

У квантовій механіці для опису поведінки електрона в атомі вихідними є два положення:

- 1) рух електрона носить хвильовий характер;
- 2) наші знання про поведінку електрона мають імовірнісний (або статистичний) характер.

Відповідно до *принципу невизначеності* Гейзенберга ніколи не можна одночасно встановити місце знаходження частинки та її швидкість:

$$\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{2\pi m} \text{ або } \Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}.$$

Найкраще, що можна зробити в цьому випадку, це вказати ймовірність, з якою частинка буде перебувати в області простору (елементі об'єму):

$$\Delta V = \Delta x \cdot \Delta y \cdot \Delta z.$$

В 1926 р. Е. Шредінгер запропонував рівняння, у яке для опису поведінки електрона в атомі була введена хвильова функція  $\psi$ . Для одноелектронного атома Гідрогену рівняння Шредінгера може бути виражене таким чином:

$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} \cdot (E - U) \psi = 0.$$

де  $E$  – повна енергія електрона,  $U$  – потенційна енергія електрона,  $m$  – маса електрона,  $h$  – стала Планка,  $\psi$  – хвильова функція,  $\nabla^2$  – оператор Лапласа (символ операції подвійного диференціювання за координатами  $x$ ,  $y$  та  $z$ ).

Фізичний зміст хвильової функції визначити важко, а от квадрат її модуля  $|\psi|^2$  визначає ймовірність знаходження електрона в даній області простору.

Рівняння Шредінгера має точні розв'язки для атому Гідрогену та гідрогеноподібних атомів (тобто для систем, що складаються із ядра і одного електрона). З розв'язку цього рівняння для атома Гідрогену випливало, що поведінка електрона в атомі описується чотирма квантовими числами.



## Квантові числа

1.  $n$  – Головне квантове число, набуває значення цілих чисел від 1 до  $\infty$ . Однак незбуджені атоми відомих на сьогодні елементів не містять електрони, для опису яких необхідні  $n > 7$ .

*Стан електрона, що характеризується певним значенням головного квантового числа, називають енергетичним рівнем електрона в атомі.*

*Головне квантове число визначає загальну енергію електрона на даному рівні.*

Найменшу енергію електрон має на першому рівні, зі збільшенням  $n$  енергія електрона зростає.

*Головне квантове число відображає також віддаленість електрона від ядра і визначає розмір електронної хмари.*

При цьому, чим більше  $n$ , тим далі від ядра перебуває в атомі електрон.

Оскільки електронна хмара не має чітко окреслених у просторі границь, за розміри електронної хмари приймаються розміри сферичної *граничної поверхні*, окресленої таким чином, щоб вона включала 90% заряду й маси електрона.

2.  $l$  – Орбітальне квантове число. При даному  $n$   $l$  набуває значення цілих чисел від 0 до  $(n-1)$ .

*Стан електрона, що відповідає певному значенню  $l$ , називається енергетичним підрівнем.*

Таким чином, енергетичні рівні підрозділяються на підрівні. Число підрівнів дорівнює номеру рівня.

Наприклад,

$$n = 1 \quad l = 0$$

$$n = 2 \quad l = 0, 1$$

$$n = 3 \quad l = 0, 1, 2$$

$$n = 4 \quad l = 0, 1, 2, 3$$

$$s \quad p \quad d \quad f$$

Для числових значень  $l$  прийняті літерні позначення:  $s(l=0)$ ,  $p(l=1)$ ,  $d(l=2)$ ,  $f(l=3)$ .

*Орбітальне квантове число визначає енергію електрона на підрівні й форму електронної хмари.*

3.  $m_l$  – Магнітне квантове число. При даному  $l$   $m_l$  приймає значення всіх цілих чисел від  $-l$  через нуль до  $+l$ .

Магнітне квантове число визначає орієнтацію електронної хмари в просторі.

Даному значенню  $l$  відповідає  $(2l+1)$  способів розташування електронної хмари в просторі.

$s (l=0)$	$m_l=0$	$2l+1=1$
$p (l=1)$	$m_l=-1,0,1$	$2l+1=3$
$d (l=2)$	$m_l=-2,-1,0,1,2$	$2l+1=5$
$f (l=3)$	$m_l=-3,-2,-1,0,1,2,3$	$2l+1=7$

Стан електрона в атомі, що характеризується певними значеннями  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  (тобто певними розмірами, формою і орієнтацією в просторі електронної хмарини) одержало назву *атомної орбіталі* (квантової комірки, енергетичного стану).

Таким чином, *s-стану* завжди відповідає тільки одна орбіталь, *p-стану* – три орбіталі, *d-стану* – п'ять орбіталей, *f-стану* – сім орбіталей.

4.  $m_s$  – Спінове квантове число (спін).

Вивчення тонкої структури атомних спектрів показало, що електрони в атомах відрізняються ще однією характеристикою – власним моментом кількості руху (спіном).

Цей момент породжується, як показали Уленбек і Гаудсміт, особливим рухом електрона, який тільки дуже умовно можна описати як рух навколо власної осі. Спін, як і інші характеристики руху мікрочастинок, не має справжніх механічних аналогій і принципово не може бути пов'язаний з якою-небудь наочною моделлю.

Обертання електрона навколо своєї осі слід розуміти лише в тому розумінні, що електрон має власний момент. Цей власний момент описується спіновим квантовим числом. Значення спінового моменту кількості руху дорівнює  $\pm h/2\pi$ , тобто  $\pm 1/2$  в одиницях  $h/2\pi$ . Тому спінове квантове число може мати тільки два значення:  $+1/2$  ( $\uparrow$ ) і  $-1/2$  ( $\downarrow$ ). Напівцілий спін електронів є настільки ж фундаментальною властивістю електронів, як їх маса й електричний заряд.

Таким чином, чотири квантові числа повністю характеризують стан електрона в атомі, і ніяких інших характеристик, незалежних від цих квантових чисел, бути не може.

**Електронні оболонки атомів.**

Сукупність електронів, що оточують ядро, називається електронною оболонкою атома.

Електрони в оболонці розташовуються в порядку зростання їх енергії з урахуванням принципу Паулі і правила Гунда (Хунда).

**Принцип Паулі:** в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями чотирьох квантових чисел.

Заборона Паулі є відображенням особливої взаємодії між електронами, що не має механічної аналогії. І сама ця заборона не має ніяких аналогів серед законів і принципів класичної механіки.

Із принципу Паулі випливає:

1. Кожна атомна орбіталь може бути зайнята не більш, ніж двома електронами, спіни яких мають протилежні знаки (антипаралельні спіни).

Спарені електрони не вносять ніякого внеску в сумарний магнітний момент атома. Відомо, що магнітні моменти атомів або молекул з неспареними електронами часто пропорційні числу неспарених електронів.

2. Максимальне число електронів на енергетичному рівні дорівнює подвоєному значенню квадрата головного квантового числа  $2n^2$ .

Обмеженість числа електронів у кожному рівні, яка випливає із принципу Паулі, призводить до висновку про неминучу періодичність у побудові електронних оболонок атомів з періодичністю у зміні всіх їх властивостей:

$n = 1$	$2n^2 = 2$
$n = 2$	$2n^2 = 8$
$n = 3$	$2n^2 = 18$
$n = 4$	$2n^2 = 32$

Отримані числа збігаються із числом елементів у відповідних періодах періодичної системи.

3. Максимальне число електронів в межах підрівня дорівнює:

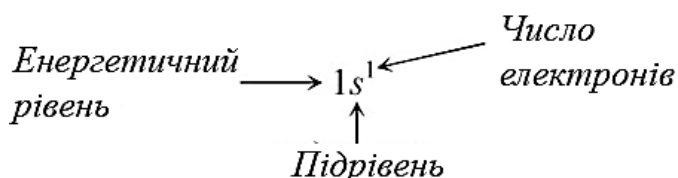
$$X_l = 2(2l + 1).$$

$s (l=0)$	$X_s = 2$
$p (l=1)$	$X_p = 6$

$d (l=2)$	$X_d = 10$
$f (l=3)$	$X_f = 14$

Принцип Паулі теоретично обґрунтовує періодичний закон і періодичну систему елементів.

Існує певна форма запису стану електрона в атомі. Наприклад, для основного стану атома Гідрогену вона має такий вигляд:

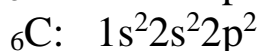
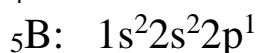
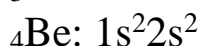
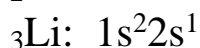


Це означає, що на першому енергетичному рівні на s-підрівні перебуває один електрон. Існує й інша форма запису розподілу електронів за підрівнями – за допомогою квантових комірок.

Орбіталь у цьому випадку прийнято умовно позначати квадратами, а електрони – стрілками  $\uparrow$  чи  $\downarrow$ , залежно від знаку спіна. Тоді електронну будову атома Гідрогену можна зобразити так:



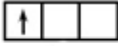
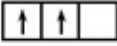
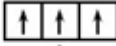
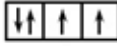
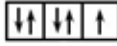

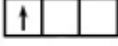
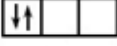
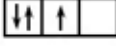
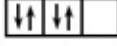
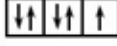
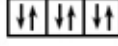
Електронна будова атомів з більшим числом електронів:



Правило Хунда визначає послідовність заповнення орбіталей електронами в межах одного підрівня.

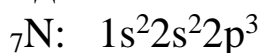
**Правило Хунда** формулюється так: «У межах одного підрівня електрони розташовуються на орбіталях таким чином, щоб їх сумарний спін був максимальним, тобто на підрівні має бути максимальне число неспарених електронів».

Розглянемо виконання цього правила на прикладі заповнення p-підрівня:

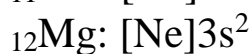
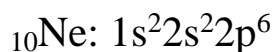
<i>I варіант</i>						
<i>Сумарний spin</i>	1/2	1	3/2	1	1/2	0
<i>II варіант</i>						
<i>Сумарний spin</i>	1/2	0	1/2	0	1/2	0

Відповідно до правила Хунда заповнення орбіталей відбувається за першим варіантом, тобто спочатку електрони займають усі вільні орбіталі та тільки потім відбувається їх спарювання.

І далі:



.....



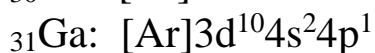
.....



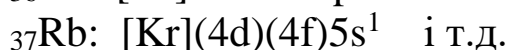
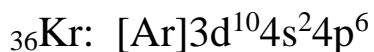
${}_{19}\text{K}: [\text{Ar}](3d)4s^1$  (починає заповнюватися підрівень 4s і пропускається 3d, тому що це більш енергетично вигідно. Імовірність знаходження 4s-електрона поблизу ядра більша, ніж 3d-електрона.)



.....



.....



Послідовність заповнення атомних орбіталей залежно від значень головного та орбітального квантових чисел підпорядковується **правилам Клечковського**.

**Перше правило:** при збільшенні заряду ядра атома послідовне заповнення електронних орбіталей відбувається від орбіталей з меншим значенням суми головного і орбітального квантових чисел ( $n+l$ ) до орбіталей з більшим значенням цієї суми.

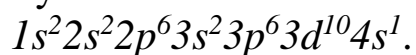
Дійсно, для 3d-орбіталей ( $n=3, l=2$ ) сума  $(n+l)=5$ , а для 4s орбіталі ( $n=4, l=0$ ) – дорівнює 4. Отже, 4 s-підрівень повинен заповнюватися раніше, ніж 3d-підрівень.

**Друге правило:** при однакових значеннях суми  $(n+l)$  заповнення орбіталей відбувається в порядку зростання значень головного квантового числа  $n$ .

Відповідно до цього правила у випадку  $(n+l)=5$  спочатку повинен заповнюватися підрівень 3d ( $n=3$ ), потім – підрівень 4p ( $n=4$ ) і, нарешті, підрівень 5s ( $n=5$ ).

В атомах деяких елементів відбувається «проскакування» електрона із зовнішнього s- на d- підрівень попереднього шару.

**Приклад.** Електронна будова атома Купруму виражається формулою



Аналогічне «проскакування» електрона із зовнішнього s- на d- підрівень попереднього шару відбувається і в атомах аналогів Купруму – Аргентуму та Ауруму. Це явище пов'язане із підвищеною енергетичною стійкістю електронних структур, що відповідають повністю або наполовину заповненим енергетичним підрівням.

Перехід електрона в атомі Купруму з 4s на 3d-підрівень приводить до утворення повністю заповненого d-підрівня і тому є енергетично вигідним.

Цим пояснюється «проскакування» одного 4 s-електрона в атомі Хрому ( $z=24$ ) на 3d-підрівень, у результаті якого атом Хрому набуває стійкої електронної структури ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ ) з наполовину заповненим 3d-підрівнем. Аналогічний перехід 5s електрона на 4d-підрівень відбувається і в атомі Молібдену ( $z=42$ ).

## Періодичний система елементів Д.І.Менделєєва.

Періодичний закон відкритий Д.І.Менделєєвим в 1869 році.

Сучасне формулювання періодичного закону:

*Періодична зміна властивостей елементів та утворених ними сполук залежить від періодично повторюваної подібної структури електронної оболонки їх атомів.*

Це формулювання розкриває причину періодичної зміни властивостей елементів.

Наочним вираженням періодичного закону є періодична система елементів.

У періодичній системі кожний елемент має свій порядковий номер, зміст якого на сьогодні чітко визначений: *цей номер дорівнює заряду ядра атома і числу електронів в оболонці атома.*

Періодична система в найбільш яскравій формі відбиває взаємозв'язок усіх хімічних елементів. Хімічні елементи, будучи якісно відмінними один від одного індивідуальними субстанціями, у той же час становлять впорядковану множину, що підкоряється внутрішнім взаємозв'язкам всіх елементів між собою.

Сучасний варіант періодичної системи затверджений Міжнародним союзом з теоретичної (чистої) і прикладної хімії – ІЮПАК (IUPAC) – в 1989 році.

Система елементів складається з періодів (горизонтальні рядки) і груп (вертикальні стовпці).

Періодів у системі сім: 1 – 3 – малі, інші – великі, сьомий – незавершений. *Номер періоду вказує на число рівнів в атомі даного елемента.*

Груп у сучасному варіанті системи – 18, вони позначаються арабськими цифрами. Групи поєднують елементи за ознакою хімічної подібності. Багато груп мають тривіальні назви, так, елементи першої групи називаються лужними металами, елементи другої групи (починаючи з Кальцію) – лужноземельними металами, елементи 16-ої групи – халькогенами, елементи 17-ої групи – галогенами.

У системі можна виділити чотири області, що відповідають s-, p-, d- і f-елементам.

Інші особливості розглянутого варіанта періодичної системи: дво(три) мовність із додатковими латинськими назвами (відмінними від англійських), наявність альтернативних англо-американських [Na, K, W, Hg], і американських [Al, Cs, S] назв. У таблицю включені затверджені ІЮПАК в 1997 р. назви елементів з № 101 по 109, виправлені атомні маси.

У запропоновану систему для кожного елемента введені також дві альтернативні величини електронегативності (ЕН) атомів і основні фізичні параметри відповідних простих речовин (температури плавлення та кипіння). Використання даних з електронегативності важливо, зокрема, для виправлення застарілих помилкових назв і написання формул бінарних сполук. Зокрема, гідрогенвмісні бінарні



сполуки елементів другого періоду  $\text{H}_4\text{C}$ ,  $\text{H}_3\text{N}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$  згідно зі значеннями ЕН (для Гідрогену  $\sim 2,1 \div 2,2$ ; для інших елементів – від 2,5 для Карбону до 4 для Флуору) є відповідно карбідом, нітридом, оксидом і флуоридом Гідрогену. Відповідно до цього наведені написання формул аміаку і метану більш слушні, ніж традиційні ( $\text{NH}_3$  і  $\text{CH}_4$ ).

### Періодичність властивостей елементів.

Багато властивостей елементів залежать від електронної конфігурації, і в їх зміні в міру зростання порядкового номера елемента спостерігається періодичність. До таких властивостей атомів елементів належать: атомний радіус, енергія йонізації, спорідненість до електрона, електронегативність, ступінь окиснення, оптичні та магнітні властивості. Ці величини дозволяють передбачити та пояснити хімічні властивості елементів, що також закономірно змінюються зі зростанням порядкового номера і є періодично повторюваними в елементів однієї групи.

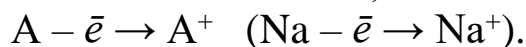
*Радіуси нейтральних атомів.* Найбільші радіуси мають атоми лужних металів, що є найсильнішими відновниками. У міру збільшення порядкового номера в періодах радіуси атомів поступово зменшуються. Найменші радіуси мають галогени, що характеризуються найбільшою окисною активністю. Серед перехідних елементів (d-елементів) також спостерігається зменшення радіусів атомів, однак неоднomanітно і незначною мірою в порівнянні зі зменшенням, що спостерігається для типових елементів. Причина в тому, що в перехідних елементів електрони, що додаються, входять у внутрішній  $(n-1)d$ -шар.

У шостому періоді в атомів лантаноїдів при загальному зменшенні радіусів, що приводить до стискання атомів – ефекту, який називається лантаноїдною контракцією (лантаноїдним стисненням), – в атомів елементів № 63 та № 70 спостерігається збільшення радіусів, викликане тим, що електрони наполовину або повністю заповнюють 4f-підрівень ( $f^7$  і  $f^{14}$ ).

У групах s-, p- і в третій групі d-елементів радіуси атомів зростають зверху вниз. У групах d-елементів, крім третьої групи, радіуси змінюються не монотонно: від першого елемента в групі до другого радіус атома трішки збільшується, а від другого до третього –

практично не змінюється, що обумовлюється впливом лантаноїдної контракції.

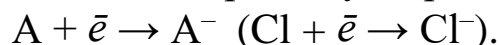
**Енергія йонізації атомів ( $I$ )** дорівнює енергії, яку необхідно затратити, щоб перенести один електрон з атома ( $A$ ) в нескінченність (при цьому утворюється позитивний йон):



Вимірюється енергія йонізації в кДж/моль чи еВ/моль і служить кількісною характеристикою відновної активності елементів.

У періодах зліва направо енергія йонізації, загалом, зростає, відновна активність зменшується. У групах s-, p- і в третій групі d-елементів зверху донизу величина  $I$  зменшується, а відновна активність зростає. У групах d-елементів, крім третьої групи, енергія йонізації зменшується, як правило, у зворотному напрямку, тобто знизу догори, і відповідно посилюються відновні властивості.

**Спорідненість до електрона ( $E$ )** – енергія, яка виділяється при приєднанні до атома одного електрона з утворенням негативного йону:



Вимірюється енергія спорідненості до електрона в кДж/моль, еВ/моль. Служить кількісною характеристикою окисної активності елементів.

Спорідненість до електрона зростає зі зменшенням радіуса, тобто в періодах зліва направо і в групах неметалів – знизу доверху. У цих же напрямках збільшується окисна активність елементів.

**Електронегативність ( $EN$ )** визначається як *здатність атомів у молекулі або кристалі притягувати електрони*. Загальне прагнення атома до приєднання електрона визначається арифметичною напівсумою значень енергії йонізації та спорідненості до електрона. Оцінювати електронегативність має сенс тільки для елементів, що мають окисну активність. У періодах  $EN$  зростає зліва направо; у групі  $EN$  більша у елемента, розташованого вище (з меншим порядковим номером).

Найбільш електронегативним із усіх елементів є Флуор.

## ***A. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ***

A1. Сформулюйте визначення понять: хімічний елемент, атом, молекула, йон, речовина. Скільки хімічних елементів відомо на цей час? У чому полягають розходження між поняттями «елемент» і

- «проста речовина»? Які характеристики властиві елементу, а які – простій речовині?
- A2. Що характеризують відносна атомна і відносна молекулярна маси? Що є атомною одиницею маси? Яке значення вона приймає і як позначається? Чому число простих речовин (~ 550) набагато більше числа відомих хімічних елементів? Чим обумовлене це явище?
- A3. Чим відрізняються речовини молекулярної будови від речовин немoleкулярної будови? Які фізичні властивості притаманні тим і іншим речовинам? Які частинки є їхніми структурними одиницями?
- A4. Чим визначається хімічна кількість речовини? Сформулюйте визначення поняття *моль*. Який фізичний зміст сталої Авогадро і чому дорівнює її значення?
- A5. Що таке молярна маса речовини? Як вона пов'язана з масою речовини і її хімічною кількістю? Які значення набуває молярна маса і у яких одиницях вона вимірюється?
- A6. Що таке молярний об'єм газу? Як він пов'язаний з об'ємом газу і його хімічною кількістю? Чому для різних газів за однакових умов значення молярного об'єму однакове?
- A7. Сформулюйте закон збереження маси речовини. Як можна інтерпретувати цей закон з погляду атомно-молекулярного вчення?
- A8. Сформулюйте закон сталості складу речовини. Для яких сполук він чинний і чому? Які речовини відносяться до речовин постійного, а які – до речовин змінного складу? Наведіть приклади.
- A9. Чим відрізняються емпіричні (найпростіші) формули речовин від молекулярних (істинних) формул?
- A10. Сформулюйте закон еквівалентів. Дайте визначення поняттям еквівалент, еквівалентне число, фактор еквівалентності, молярна маса еквівалента, молярний об'єм еквівалента.
- A11. Які частинки називаються реальними, а які – умовними? Наведіть приклади. Чому еквівалентами однієї і тієї ж речовини можуть бути різні її частки? Поясніть на конкретних прикладах.
- A12. Чому молярна маса еквіваленту однієї і тієї ж речовини може мати різні значення?
- A13. Сформулюйте закон Авогадро. До речовин у якому агрегатному стані він може бути застосовний і чому?
- A14. Сформулюйте найважливіші наслідки із закону Авогадро. Які

- умови вважаються нормальними і чому дорівнює молярний об'єм газу за цих умов? У яких одиницях він виражається?
- A15. Що характеризує відносна густина одного газу за іншим? Як розраховується густина газу і який її фізичний зміст?
- A16. Що характеризує середня молярна маса суміші газів? Як вона розраховується?
- A17. Сформулюйте закони Бойля – Маріотта та Гей-Люсака, запишіть їх математичні вирази.
- A18. Сформулюйте об'єднаний газовий закон і запишіть його математичний вираз. При яких розрахунках він використовується?
- A19. Запишіть рівняння Клапейрона – Менделєєва. Який фізичний зміст універсальної газової сталої? Які значення вона може приймати і від чого залежить її величина?
- A20. Який тиск називається парціальним тиском газу? Як він пов'язаний із загальним тиском газової суміші? Сформулюйте закон парціальних тисків газів.
- A21. Газ об'ємом 9,52 л при нормальних умовах має масу 18,7 г. Обчислити значення маси однієї молекули даного газу.
- A22. Молекула речовини має масу  $1,628 \cdot 10^{-25}$  кг. Визначте значення маси цієї речовини, якщо її кількість дорівнює 0,35 моль.
- A23. Чому дорівнює кількість речовини, якщо її маса дорівнює 19,6 г, а маса однієї молекули цієї речовини дорівнює  $1,628 \cdot 10^{-25}$  кг?
- A24. Скільки молекул міститься в бензені масою 0,78 г; в Сульфур(IV) оксиді масою 0,64 г; в амоніаку об'ємом 3,36 л за н.у.?
- A25. Скільки атомів міститься в пропані об'ємом 4,48 л (н.у.); Фосфор(V) оксиді масою 28,4 г; воді масою 3,6 г; озоні об'ємом 13,44 л (н.у.); мідному купоросі, якщо його хімічна кількість дорівнює 0,55 моль?
- A26. Скільки йонів міститься в амоній сульфаті масою 26,4 г; у Кальцій гідрокарбонаті масою 16,2 г; у Барій гідроксонітраті масою 21,6 г; в Магній ацетаті, якщо його хімічна кількість дорівнює 0,835 моль?
- A27. Газ, відносна густина якого за повітрям дорівнює 0,6, міститься у посудині об'ємом 20 л при температурі 20°C і тиску  $1,038 \cdot 10^5$  Па. Обчислити значення маси цього об'єму газу.
- A28. Визначити масу пари метилбензену (толуолу) в приміщенні об'ємом 30,0 м<sup>3</sup> при температурі 25°C, якщо її тиск дорівнює 2972 Па.

- A29. Обчислити масу вапняку, при прожарюванні якого виділяється вуглекислий газ, що займає об'єм 25,0 л при температурі 15°C і тиску 104000 Па.
- A30. Зі зразка технічного Калій хлорату масою 5,0 г був отриманий кисень, об'єм якого при температурі 20°C і тиску 111,9 кПа дорівнює 0,7 л. Обчислити значення масової частки домішок у вихідному зразку Калій хлорату.
- A31. Після вибуху суміші водню з киснем загальним об'ємом 0,02 л (н.у.) залишився кисень об'ємом 0,0032 л (н.у.). Обчислити значення об'ємних часток газів у вихідній суміші.
- A32. Зі скількох атомів складаються молекули ртуті, якщо значення відносної густини її пари за повітрям дорівнює 6,92?
- A33. За деякої температури густина пари сірки за азотом дорівнює 9,14. Зі скількох атомів складається молекула сірки за цих умов?
- A34. У балоні місткістю 12,0 л перебуває кисень під тиском  $1,52 \cdot 10^7$  Па при температурі 19°C. Який об'єм займе цей кисень за н.у.? Чому дорівнює маса газу в балоні?
- A35. Сталевий балон наповнений азотом під тиском  $1,2 \cdot 10^7$  Па при температурі 17°C. Гранично допустимий тиск, що витримує балон, дорівнює  $2,0 \cdot 10^7$  Па. До якої максимальної температури можна нагрівати балон?
- A36. У посудину об'ємом 3,0 л, з якої було попередньо викачане повітря, при температурі 27°C ввели водень об'ємом 0,25 л і азот об'ємом 1,2 л (н.у.). Обчислити тиск усередині посудини.
- A37. Газоподібний вуглеводень масою 26,2 г змішаний з гелієм, об'ємна частка якого в отриманій суміші складає 10 %. При температурі 27°C і тиску  $1,21 \cdot 10^5$  Па ця суміш займає об'єм 20 л. Визначити формулу вуглеводню, що міститься в суміші.
- A38. У повітрі парціальні тиски газів становлять: азоту – 79034 Па; кисню - 21279 Па; аргону - 983 Па; вуглекислого газу – 30 Па. Обчислити значення об'ємних часток цих газів у повітрі.
- A39. Невідомий газ складу  $\text{EH}_3$  масою 0,855 г при температурі 26°C і тиску 98,45 кПа займає об'єм 0,277 л. Обчислити значення масової частки елемента Е в газі.
- A40. Відносна густина газоподібної речовини за киснем дорівнює 0,875. Обчислити масу даної речовини, якщо:  
а) її об'єм при температурі 22°C і тиску 105,5 кПа дорівнює 18,2 л;  
б) її хімічна кількість складає 0,6 моль;

- в) число її молекул дорівнює  $1,55 \cdot 10^{22}$ .
- A41. Обчислити значення об'єму (н.у.) еквімолярної суміші водню з киснем, у якій маса водню дорівнює 10 г.
- A42. Обчислити значення маси атома елементу X, якщо газоподібна проста речовина  $X_2$  масою 14,2 г при температурі  $35^\circ\text{C}$  і тиску 102,38 кПа займає об'єм 5,0 л.
- A43. Який об'єм при температурі  $27^\circ\text{C}$  і тиску  $1 \cdot 10^5$  Па займає газ масою 1,0 г, якщо значення його відносної густини за воднем дорівнює 32?
- A44. Об'ємна частка Гідроген сульфід у суміші з невідомим гідрогенгалогенідом дорівнює 0,2, а масова частка Гідрогену у суміші 1,676 %. Обчислити значення густини цієї суміші за н.у.
- A45. Суміш метану, чадного газу та етану загальним об'ємом 100 мл (н.у.) спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вуглекислий газ об'ємом 160 мл (н.у.) і вода масою 0,161 г. Обчислити значення відносної густини вихідної суміші за повітрям.
- A46. Суміш пропану, метану і Карбон (II) оксиду загальним об'ємом 0,5 л (н.у.) спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворився вуглекислий газ об'ємом 0,65 л (н.у.). Обчислити значення об'ємної частки пропану у вихідній суміші.
- A47. Розрахувати значення об'єму повітря (н.у.), необхідного для повного згоряння суміші водню з ацетиленом (етином) загальним об'ємом 120 л (н.у.), якщо відносна густина даної суміші за воднем дорівнює 2,09.
- A48. Суміш метану, етену і етину спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вуглекислий газ об'ємом 8,96 л (н.у.) і вода масою 9,0 г. Обчислити значення маси вихідної суміші.
- A49. Маса колби ємністю 222 мл, заповненої невідомим газом при температурі  $17^\circ\text{C}$  і тиску 100,22 кПа, дорівнює 47,876 г. Маса цієї ж колби, заповненої повітрям за тих самих умов, дорівнює 47,608 г. Обчислити значення молярної маси невідомого газу.
- A50. Маса колби, заповненої невідомим газом при температурі  $19^\circ\text{C}$  і тиску 102,135 кПа, дорівнює 52,48 г. Маса цієї ж колби, заповненої за тих самих умов повітрям, дорівнює 52,91 г. Маса колби, заповненою водою, дорівнює 346 г. Обчислити значення молярної маси невідомого газу.
- A51. У суміші газів їхні об'ємні частки становлять: вуглекислого газу 20 %; чадного газу 15 %; водню 30 %; водяної пари 35 %.

- Обчислити значення маси цієї суміші, якщо її об'єм при температурі  $25^{\circ}\text{C}$  і тиску  $100,1\text{ кПа}$  дорівнює  $1\text{ л}$ .
- A52. У посудині об'ємом  $6,0\text{ л}$  змішали водень об'ємом  $2,0\text{ л}$ , який знаходився під тиском  $125\text{ кПа}$ , з метаном об'ємом  $8,0\text{ л}$ , який знаходився під тиском  $135\text{ кПа}$ . Обчислити значення тиску отриманої суміші. Чому дорівнює її відносна густина за гелієм?
- A53. У суміші вуглекислого і чадного газів їх парціальні тиски відповідно дорівнюють  $185,5\text{ кПа}$  та  $15,5\text{ кПа}$ . Обчислити значення об'єму, що буде займати зазначена суміш масою  $25,0\text{ г}$  при температурі  $100^{\circ}\text{C}$  і тиску  $105,5\text{ кПа}$ .
- A54. У закритій посудині об'ємом  $0,5\text{ м}^3$  при температурі  $20^{\circ}\text{C}$  знаходиться суміш, що складається з вуглекислого газу масою  $0,2\text{ кг}$ , кисню масою  $0,4\text{ кг}$  і метану масою  $0,15\text{ кг}$ . Обчислити значення парціальних тисків газів у суміші.
- A55. У газометрі над водою при температурі  $20^{\circ}\text{C}$  і тиску  $98500\text{ Па}$  перебуває кисень об'ємом  $8,0\text{ л}$ . Який об'єм водню (н.у.) прореагує з киснем із газометра, якщо тиск насиченої водяної пари при  $20^{\circ}\text{C}$  дорівнює  $2335\text{ Па}$ ?
- A56. У посудині об'ємом  $8,0\text{ л}$  була приготовлена суміш із азоту об'ємом  $5\text{ л}$ , що перебував під тиском  $150\text{ кПа}$ , і кисню об'ємом  $10\text{ л}$ . Під яким тиском перебував кисень до змішування, якщо загальний тиск суміші дорівнює  $125\text{ кПа}$ ?
- A57. Невідомий метал розчинили в надлишку хлоридної кислоти, у результаті чого утворилася сіль масою  $2,72\text{ г}$  і виділився газ, об'єм якого при температурі  $19^{\circ}\text{C}$  і тиску  $104\text{ кПа}$  становив  $4,667\text{ л}$ . Визначити метал і обчислити значення його маси.
- A58. Метал масою  $4,8\text{ г}$  витіснив з розчину сульфатної кислоти водень об'ємом  $4,104\text{ л}$ , зібраний над водою при температурі  $27^{\circ}\text{C}$  і тиску  $104,3\text{ кПа}$ . Обчислити значення маси утвореної при цьому солі, якщо тиск насиченої водяної пари при зазначеній температурі дорівнює  $2,3\text{ кПа}$ .
- A59. Метал масою  $0,604\text{ г}$  витіснив із розчину кислоти водень об'ємом  $581\text{ мл}$ , який був зібраний над водою при температурі  $18^{\circ}\text{C}$  і тиску  $105,6\text{ кПа}$ . Визначити вихідний метал, якщо тиск насиченої водяної пари при зазначеній температурі дорівнює  $2,1\text{ кПа}$ .
- A60. Розрахувати значення молярної маси еквіваленту металу і визначити метал, якщо його масова частка в оксиді дорівнює  $60\%$ .
- A61. Невідомий метал масою  $11,20\text{ г}$  утворює хлорид масою  $24,75\text{ г}$ .



- Обчислити масу цього металу, що необхідна для одержання водню об'ємом 25,00 л при температурі 22°C і тиску 98,8 кПа.
- А62. На відновлення оксиду деякого металу масою 3,6 г витрачений водень, об'єм якого при температурі 25°C і тиску 98,55 кПа дорівнює 1982 мл. Обчислити значення молярної маси еквіваленту металу і визначити метал.
- А63. Оксид невідомого металу масою 0,80 г перетворили в сульфат цього ж металу масою 2,68 г. Розрахувати масу хлориду металу, яку можна одержати з вихідного оксиду масою 10 г.
- А64. Визначити еквівалент, розрахувати значення молярної маси і молярного об'єму еквіваленту (н.у.) сірководню в кожній із реакцій:
- а)  $2\text{H}_2\text{S} + (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 = 2\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{S}$ ;
  - в)  $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$ ;
  - г)  $\text{H}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{SO}_2$
- А65. Визначити еквівалент і розрахувати значення молярної маси еквіваленту Алюміній сульфату в кожній із реакцій:
- а)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{KOH} = 2\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + 3\text{K}_2\text{SO}_4$ ;
  - б)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 = 3\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ ;
  - в)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{KOH} = 2\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$ .
- А66. Розрахувати значення кількості еквівалентів фосфатної кислоти в кожній із реакцій, якщо її маса в кожному випадку дорівнює 19,6 г:
- а)  $4\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ;
  - б)  $2\text{H}_3\text{PO}_4 + (\text{CaOH})_3\text{PO}_4 = 3\text{CaHPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ .
- А67. Для осадження всього хлору, що міститься в хлориді металу масою 0,666 г, витрачений Аргентум нітрат масою 1,088 г. Обчислити значення молярної маси еквіваленту металу та визначити цей метал.
- А68. Невідомий метал масою 4,086 г витискує із розчину кислоти водень об'ємом 1,400 л (н.у.). Цей же метал такої ж маси повністю реагує із сіллю Плюмбуму масою 20,707 г. Визначити невідомий метал і обчислити значення молярної маси еквіваленту солі Плюмбуму.
- А69. При пропусканні Гідроген сульфіді крізь розчин, що містить хлорид невідомого металу масою 13,45 г, утворився осад сульфіді цього металу масою 9,55 г. Визначити невідомий метал і обчислити значення об'єму (н.у.) Гідроген сульфіді, що прореагував.
- А70. Розрахувати значення маси алюмінію, необхідного для повного

- витіснення ртуті з розчину, у якому хімічна кількість еквіваленту Меркурій(I) нітрату дорівнює 0,25 моль.
- A71. При згорянні металу масою 10,0 г утворився оксид цього металу масою 18,88 г. Визначити ступінь окиснення металу в отриманому оксиді.
- A72. Невідомий метал масою 12,0 г сполучається із киснем масою 4,8 г. Цей же метал масою 5 г сполучається з одним із галогенів масою 20 г. Визначити хімічні формули оксиду і галогеніду, які при цьому утворюються.
- A73. У результаті взаємодії оксиду металу із сульфатною кислотою утворилися середня сіль масою 3,92 г і вода масою 0,54 г. Визначити масу нітрату металу, який можна одержати із вихідного оксиду масою 5,00 г.
- A74. Метал, молярна маса еквіваленту якого дорівнює 27,9 г/моль, витіснив із розчину сульфатної кислоти водень об'ємом 700 мл (н.у.). Обчислити масу металу, що вступив у реакцію, і масу солі, що утворилася.
- A75. Молярна маса еквіваленту деякого елемента дорівнює 24,99 г/моль. Обчисліть:
- а) значення масової частки Оксигену в оксиді цього елемента;
  - б) значення об'єму водню (н.у.), необхідного для відновлення зазначеного оксиду масою 4,95 г.
- A76. Масові частки галогену в галогеніді металу і кисню в оксиді цього ж металу рівні відповідно 64,5 % і 15,4 %. Визначте хімічну формулу галогеніду металу.
- A77. Невідомий метал А масою 13 г витіснив з розчину солі метал Б масою 23,74 г, який, у свою чергу, витіснив з розчину кислоти водень об'ємом 5,03 л при температурі 28°C і тиску 99,5 кПа. Визначити метали А і Б.
- A78. Визначити найпростішу формулу речовини, до складу якої входять Натрій (29,11 %), Сульфур (40,51 %) і Оксиген.
- A79. Визначити найпростішу формулу речовини, при повному розкладанні якої утворилися амоніак масою 3,4 г, вода масою 3,6 г і вуглекислий газ об'ємом 4,48 л (н.у.).
- A80. Невідому органічну речовину масою 12 г спалили в кисні і одержали вуглекислий газ об'ємом 13,44 л (н.у.) і воду масою 14,4 г. Визначити молекулярну формулу вихідної речовини, якщо відносна густина її пари за воднем дорівнює 30.

- А81. При повному згорянні невідомої речовини масою 7,3 г в кисні були отримані вуглекислий газ масою 17,6 г, вода масою 9,9 г і азот об'ємом 1,12 л (н.у.). Визначити молекулярну формулу речовини, якщо відносна густина її пари за повітрям дорівнює 2,517.
- А82. Одну з гідрогенвмісних сполук Нітрогену спалили в кисні і отримали воду, маса якої в 1,286 рази більша за масу утвореного при цьому азоту. Визначити найпростішу формулу вихідної речовини.
- А83. При термічному розкладанні одного з оксидів Мангану були отримані оксид  $Mn_3O_4$  масою 22,9 г і кисень об'ємом 2,24 л (н.у.). Визначити найпростішу формулу вихідного оксиду.
- А84. Густина газоподібного Бор гідриду (бороводню) дорівнює густині азоту (виміряні за однакових умов). Визначити його хімічну формулу, якщо масова частка Бору в ньому дорівнює 78,2 %.
- А85. В органічній речовині масові частки елементів становлять: Карбону - 37,21 %; Гідрогену - 7,75 %; Хлору - 55,04 %. Пари цієї речовини масою 1,29 г при температурі 28°C і тиску 100,05 кПа займають об'єм 0,5 л. Визначити хімічну формулу речовини.
- А86. Визначити найпростішу формулу речовини, у якій масові частки елементів становлять: Калій - 26,53 %; Хром - 35,37 %; Оксиген - 38,10%.
- А87. У невідомій речовині масова частка Бору дорівнює 40,3 %, Гідрогену - 7,5 % і Нітрогену - 52,2 %. Пара цієї речовини масою 6,78 г при температурі 60°C і тиску 101,3 кПа займає об'єм, рівний 2,3 л. Визначте молекулярну формулу сполуки.
- А88. Невідому сполуку Гідрогену з Нітрогеном масою 0,24 г спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вода масою 0,27 г і азот об'ємом 168 мл (н.у.). Визначити молекулярну формулу вихідної речовини, якщо густина її пари за н.у. дорівнює 1,424 г/л.
- А89. Невідому органічну речовину масою 0,145 г спалили в надлишку кисню, одержавши при цьому 0,330 г вуглекислого газу масою і 0,135 г води. Визначити молекулярну формулу вихідної речовини, якщо відносна густина її пари за воднем дорівнює 29.
- А90. Невідому бромвмісну речовину масою 0,752 г спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вуглекислий газ (0,352 г) і вода (0,144 г). Бром масою 1,255 г, що входив до складу вихідної речовини, був повністю переведений у Аргентум бромід, маса якого виявилася рівною 2,510 г. Визначити молекулярну

- формулу речовини, якщо відносна густина її пари за киснем дорівнює 5,875.
- A91. При термічному розкладанні Манган(IV) оксиду масою 0,435 г виділився кисень і утворився інший оксид Мангану масою 0,382 г. Яка формула отриманого оксиду?
- A92. Невідому сульфурвмісну речовину масою 0,222 г спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вуглекислий газ масою 0,396 г і вода масою 0,162 г. Весь Сульфур, що містився у вихідній речовині масою 0,074 г, був повністю переведений в Барій сульфат, маса якого склала 0,1165 г. Визначити молекулярну формулу вихідної речовини, якщо відносна густина її пари за повітрям дорівнює 5,1.
- A93. Який об'єм озонованого кисню, з об'ємною часткою озону 10%, необхідний для повного спалювання пропану об'ємом 42 л (н.у.)?
- A94. Сплав міді зі сріблом масою 8,56 г розчинили в надлишку розчину нітратної кислоти. З отриманого розчину була виділена суміш Аргентум нітрату із тригідратом Купрум (II) нітрату загальної маси 27,6 г. Обчислити значення масових часток металів у вихідній суміші.
- A95. Масові частки кадмію та цинку в їхньому сплаві становлять відповідно 10 і 90 %. Яка маса цього сплаву повинна бути розчинена в хлоридній кислоті з метою одержання водню об'ємом 100 л при температурі 19°C і тиску 98,455 кПа?
- A96. Написати формули оксидів, що відповідають зазначеним гідроксидам:  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ ,  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
- A97. Складіть рівняння хімічних реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:  
а)  $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$ ;  
б)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2$ .
- A98. Які із зазначених газів вступають у хімічну взаємодію з розчином лугу:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
- A99. Які солі можна одержати, маючи у своєму розпорядженні  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ? Написати рівняння реакцій і назвати отримані солі.
- A100. З якими з перерахованих нижче речовин буде реагувати хлоридна кислота:  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ? Скласти відповідні рівняння хімічних реакцій.

- A101. Які із зазначених речовин реагують із Натрій гідроксидом:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ? Скласти рівняння хімічних реакцій.
- A102. Напишіть рівняння хімічних реакцій, що свідчать про основні властивості  $\text{FeO}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ,  $\text{HgO}$ ,  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ .
- A103. Напишіть рівняння хімічних реакцій, що доводять кислотний характер  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{P}_4\text{O}_6$ ,  $\text{CrO}_3$ .
- A104. Назвіть солі:  $\text{SbCl}_2\text{NO}_3$ ,  $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{CrO}_4$ ,  $(\text{AlOH})\text{SO}_4$ ,  $\text{Cd}(\text{HS})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .
- A105. Написати рівняння хімічних реакцій утворення  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  у результаті взаємодії:
- а) основного та кислотного оксидів;
  - б) основи і кислотного оксиду;
  - в) основного оксиду і кислоти;
  - г) основи і кислоти.
- A106. Назвати солі:  $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SbO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ,
- A107.  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ ,  $\text{CrOH}\text{SO}_4$ ,  $\text{NaHS}$ .
- A108. Наведіть приклади оксидів, які під час взаємодії з водою утворюють дві кислоти. Як взаємодіють із розчином Кальцій гідроксиду оксиди  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;  $\text{N}_2\text{O}_5$ ;  $\text{NO}_2$ ?
- A109. Здійснити перетворення через проміжний продукт:  $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ ;  $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO}$ ;  $\text{MnBr}_2 \rightarrow \text{MnO}$ . Як можна для одного й того ж елемента з одного оксиду отримати інший, наприклад:  $\text{CuO}$  з  $\text{Cu}_2\text{O}$ ;  $\text{FeO}$  з  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  з  $\text{P}_4\text{O}_6$ ;  $\text{MnO}$  з  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ;  $\text{NO}_2$  з  $\text{NO}$ ?
- A110. На якому розходженні у властивостях може бути заснований поділ наступних оксидів:  $\text{BaO}$  і  $\text{MgO}$ ;  $\text{PbO}$  і  $\text{ZnO}$ ;  $\text{SiO}_2$  і  $\text{Na}_2\text{O}$ ;  $\text{MnO}$  і  $\text{ZnO}$ ;  $\text{FeO}$  і  $\text{SiO}_2$ ?
- A111. Чим визначається основність кислот? Наведіть приклади кислот різної основності і напишіть їх графічні формули. Як потрібно розглядати будову молекули ортофосфатної(+3) (фосфітної) кислоти  $\text{H}_3\text{PO}_3$ , виходячи із того, що вона поводить себе як двоосновна?
- A112. На прикладі мета-, орто-, поліфосфатних кислот покажіть, чим відрізняються їх формули одна від іншої і за яких умов відбуваються їхні взаємні перетворення?
- A113. Які сполуки утворюються при термічному розкладанні наступних кислот або дії на них зневоджувальних засобів:  $\text{HNO}_2$ ;

- HCl;  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{WO}_4$ ;  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ;  $\text{HBO}_2$ ;  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ;  $\text{HAsO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$ ?
- A114. З якими з перерахованих речовин взаємодіє хлоридна кислота:  $\text{CaO}$ ;  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;  $\text{AgNO}_3$ ;  $\text{SO}_3$ ;  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{CuSO}_4$ ;  $\text{FeS}$ ;  $\text{FeO}$ ;  $\text{Cu}$ ;  $\text{Zn}$ ?
- A115. Основні властивості якого гідроксиду виражені сильніше і чому:  $\text{As}(\text{OH})_3$  чи  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  чи  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  чи  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  чи  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ?
- A116. Визначте масу Натрій гідроксиду, що може бути отриманий з морської солі масою 1 т за умови, що масова частка Натрій хлориду в ній становить 0,95 %.
- A117. Знайдіть масову частку Натрій гідроксиду, що перетворився в карбонат за рахунок поглинання  $\text{CO}_2$  повітря, якщо маса вихідної твердої речовини зросла з 200 до 232,5 г. Чому дорівнює об'єм (н.у.) поглиненого при цьому  $\text{CO}_2$ ?
- A118. У якому об'ємному відношенні повинні бути змішані розчини  $\text{H}_3\text{PO}_4$  і  $\text{NaOH}$  однакової молярної концентрації для отримання Натрій гідро- та дигідрофосфату?
- A119. Напишіть рівняння реакцій, які послідовно протікають при поступовому додаванні:
- а)  $\text{NaOH}$  до розчину Цинк гідросульфату;
  - б) сульфатної кислоти до свіжеосадженого Алюміній гідроксиду.
- A120. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких наведені нижче солі можуть бути переведені в середні:  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ ,  $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ ,  $\text{FeOH}\text{SO}_4$ ,  $(\text{BiOH})\text{SO}_4$ .
- A121. Які із солей  $\text{BaClNO}_3$ ,  $\text{KNa}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $(\text{BiO})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  взаємодіють із: а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , б)  $\text{NaOH}$ ? Назвіть вихідні солі і продукти можливих реакцій, зобразіть їх графічні формули.
- A122. Якими способами можна одержати з однієї солі іншу:
- а)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbSO}_4$ ,
  - б)  $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$ ,
  - в)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$ ,
  - г)  $\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{BaCrO}_4$ ,
  - д)  $\text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,
  - е)  $\text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaCl}_2$ ?
- A123. Напишіть рівняння реакцій, які протікають у водному розчині між  $\text{FeS}$  і  $\text{HCl}$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  і  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NaHSO}_4$  і  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$  і  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .
- A124. Термічним розкладанням яких солей можна одержати три оксиди в різних агрегатних станах?
- A125. Напишіть рівняння реакцій, що протікають у водному розчині між такими речовинами:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  і  $\text{NO}_2$ ;  $\text{NH}_3$  і  $\text{SO}_2$ ;  $\text{CaCl}_2$  і

$\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і  $\text{FeOH}\text{SO}_4$ ;  $\text{CaHAsO}_3$  і  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  і  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  і  $\text{KOH}$ ;  $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$  і  $\text{BaCl}_2$ .

A126. За допомогою яких реакцій можна здійснити наступні перетворення:

а)  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ ;

б)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeNO}_3\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ ;

в)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$ ;

г)  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeOH}\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeClSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$ ;

д)  $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}$ .

A127. Вкажіть основні характеристики (масу, заряд і відносні розміри) елементарних частинок, що входять до складу атома. Дайте визначення понять: *масове число, атомний номер, ізотопи, ізобари, ізотони, нукліди*.

A128. Що таке радіоактивність? Які її причини? Наведіть приклади основних типів радіоактивних перетворень.

A129. Поясніть причини корпускулярно-хвильової двоякості мікрооб'єктів.

A130. Що така електронна хмара, хвильова функція, електронна густина, атомна орбіталь? У чому розходження понять *орбіталь* і *орбіта*?

A131. Який зміст мають квантові числа, що характеризують стан електрона в атомі? Які числові значення вони можуть приймати?

A132. Дайте тлумачення понять: *електронна оболонка, енергетичний рівень, електронний шар, підрівень, атомна орбіталь*. Що таке *ефективний заряд ядра*?

A133. Поясніть основні принципи розподілу електронів по орбіталях в атомі.

A134. Дайте формулювання правила Клечковского. Як воно визначає порядок заповнення атомних орбіталей (АО)? Які АО мають

однакові значення суми  $n + 1$ , що дорівнює 3, 4, 5, 6 або 7?

A135. Напишіть формули електронних конфігурацій атомів La, W, Hg, U, Cd, елементів з атомними номерами 112, 120. Зобразіть графічно структуру їх двох останніх енергетичних рівнів.

A136. Які розходження в поняттях *нукліди* та *ізотопи*? Чим відрізняється радіонуклід від стабільного нукліда того ж елемента? Наведіть приклади.

A137. Що є головною характеристикою атома? Дайте сучасну

- характеристику періодичного закону і розкрийте його фізичний зміст.
- A138. Які основні типи зображення періодичної системи елементів? Укажіть їхні подібності та відмінності.
- A139. Розкрийте фізичний зміст номера періоду, номера групи в різних варіантах періодичної системи (коротко- та довгоперіодному)?
- A140. Що таке *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи? Яке їхнє розташування в періодах і групах? Які максимальні ємності періодів?
- A141. У чому проявляється подібність і розходження елементів головних і побічних підгруп? Пояснити поняття *елементи-аналоги*.
- A142. Які фактори визначають характер зміни хімічних властивостей елементів у періодах і групах?
- A143. Дати тлумачення понять: *ефективний, ковалентний, йонний, ван-дер-ваальсовий, металічний, орбітальний радіуси*. У чому їхня подібність і розходження?
- A144. Які радіуси відповідають за змістом поняттю *атомний радіус*? Пояснить, як впливають на величину атомного радіуса наступні фактори: ефективний заряд ядра, конфігурація зовнішнього електронного шару, число електронних шарів, тип хімічного зв'язку і його кратність.
- A145. Що таке *потенціал йонізації і енергія йонізації*? Від яких факторів залежить його величина?
- A146. Побудуйте графічну залежність та проаналізуйте зміну першого йонізаційного потенціалу в елементів другого періоду.
- A147. Дайте визначення поняття *спорідненість до електрона*. Які фактори визначають величину спорідненості до електрона? Як можна пояснити різні знаки цієї характеристики для різних елементів?
- A148. Чи можуть існувати у вільному стані аніони  $O^{2-}$ ,  $S^{2-}$ ,  $N^{3-}$ ? Чому? Дайте обґрунтовану відповідь.
- A149. Що таке *електронегативність*? Яку здатність атома вона характеризує? Які принципи побудови шкали електронегативностей елементів? Як змінюється ця характеристика у періодах і групах періодичної системи?



## В. ВЗАЄМОДІЯ АТОМІВ. ХІМІЧНІ ПЕРЕТВОРЕННЯ РЕЧОВИН

### ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.

Молекули речовин є складною системою атомних ядер та електронів. Атоми в молекулі втримуються переважно силами електростатичного характеру. У цьому випадку говорять, що вони зв'язані хімічним зв'язком. Хімічний зв'язок здійснюється s- і p-електронами зовнішнього, а також d-електронами передостаннього шару. Хімічний зв'язок характеризується наступними параметрами:

1. Довжиною зв'язку – між'ядерною відстанню між двома хімічно зв'язаними атомами.

2. Валентним кутом – кутом між уявними лініями, що проходять через центри хімічно зв'язаних атомів.

3. Енергією зв'язку – мінімальною кількістю енергії, необхідної для його руйнування у газоподібному стані.

4. Кратністю зв'язку – числом електронних пар, за допомогою яких реалізується хімічний зв'язок між атомами.

Атом у молекулі – поняття умовне, тому що його енергетичний і електронний стан докорінно відрізняється від стану ізолюваного атома.

Залежно від симетрії електронних хмарин, у результаті перекривання яких утворюється хімічний зв'язок, сумарна електронна хмарина буде мати різну симетрію, відповідно до якої зв'язок поділяють на три види:  $\sigma$ -,  $\pi$ - і  $\delta$ - зв'язки.

**$\sigma$ -Зв'язок** здійснюється при перекриванні хмарин уздовж лінії, що з'єднує центри атомів, при цьому максимальна електронна густина досягається в між'ядерному просторі і має циліндричну симетрію щодо лінії, що з'єднує центри атомів.

s-Електрони, в силу кульової симетрії своєї орбіталі, завжди беруть участь в утворенні  $\sigma$ -зв'язку. Вони утворюють  $\sigma$ -зв'язок в результаті перекривання з такими електронами іншого атома: s-,  $p_x$ -,  $d_{x^2-y^2}$ - електронами. З електронами, що перебувають на інших орбіталях, наприклад,  $p_y$  або  $p_z$ , виникнення хімічного зв'язку неможливо, оскільки відбувається перекривання в областях, де електронна густина має протилежні знаки. Можливість утворення  $\sigma$ -зв'язку s-електронами

не вичерпується, він може утворюватися у випадку перекривання й інших електронних хмар, таких, як двох  $p_x$  або  $p_x$  і  $d_{x^2-y^2}$  (рис. 1).

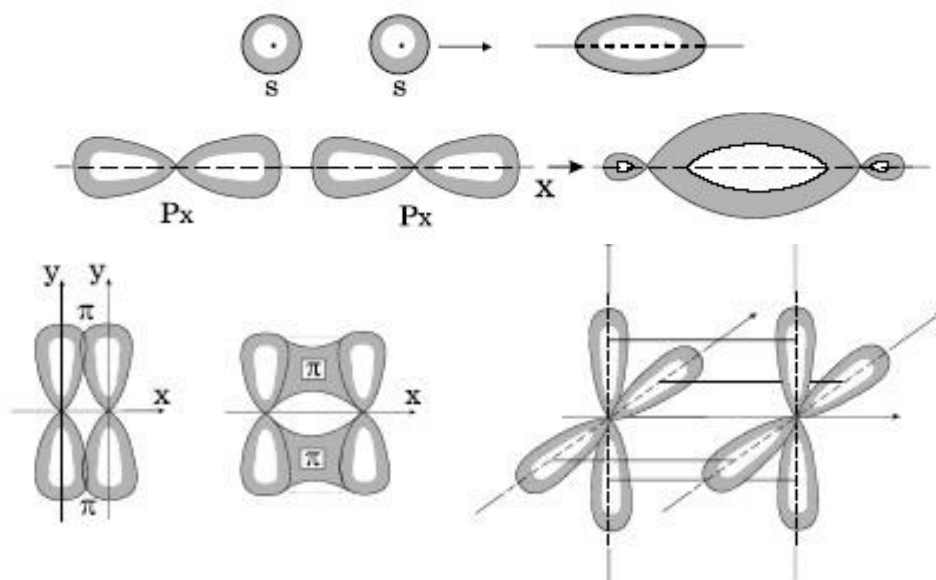


Рисунок 1 – Деякі приклади утворення  $\sigma$ -,  $\pi$ - і  $\delta$ -зв'язків.

**$\pi$ -Зв'язки** виникають при перекриванні електронних хмарин над і під лінією, що з'єднує центри атомів. Сумарні електронні хмарини також симетрично розташовані щодо цієї осі, але вони не мають циліндричної симетрії, як у випадку  $\sigma$ -зв'язку. У силу свого просторового розташування  $\pi$ -зв'язок утворюють електрони на таких парах орбіталей, як  $p_y - p_y$ ,  $p_z - p_z$ ,  $p_y - d_{xy}$ .

**$\delta$ -Зв'язок** утворюють виключно  $d$ -електрони за рахунок перекривання всіх чотирьох пелюсток електронних хмарин, розташованих у паралельних площинах. Таке можливо, коли в утворенні зв'язку беруть участь  $d_{xy}-d_{xy}$ ,  $d_{xz}-d_{xz}$ ,  $d_{yz}-d_{yz}$ -електрони.

Вище була розглянута класифікація хімічних зв'язків, виходячи із симетрії електронних хмарин. Існує й інший підхід до класифікації хімічного зв'язку, заснований на характері розподілу електронної густини між атомами в молекулі, тобто хімічний зв'язок розглядається з погляду приналежності електронної пари тому або іншому атому. Можливі три випадки:

1) Електронна пара зв'язує в молекулі два однакові атоми. У цьому випадку вона рівною мірою належить їм обом. У молекулі немає поділу центрів тяжіння позитивного й негативного зарядів. Вони збігаються, і такий зв'язок називається *ковалентним неполярним*.

2) Якщо ж електронна пара з'єднує два різні атоми, то вона зміщується у бік більш електронегативного атома. Центри тяжіння позитивного і негативного зарядів не співпадають, утворюється *ковалентний полярний зв'язок*.

3) Третій випадок пов'язаний з повною передачею електронної пари у володіння одного із атомів. Це відбувається при взаємодії двох атомів, що різко відрізняються за електронегативністю, тобто здатністю утримувати електронну пару у своєму електричному полі. При цьому атом, що віддав електрони, стає позитивно зарядженим йоном, а атом, що прийняв їх, – негативним. У цьому випадку утворюється *йонний зв'язок*.

Характер зв'язку багато в чому визначає фізико-хімічні властивості речовин.

Речовини, молекули яких характеризуються ковалентним неполярним зв'язком, можуть у твердому стані утворювати молекулярні й атомні кристалічні ґратки.

У *молекулярних ґратках* спостерігається дуже слабка міжмолекулярна взаємодія. У вузлах кристалічної ґратки молекули утримуються за рахунок утворення в них миттєвих і наведених диполів. Поділ центрів тяжіння негативних і позитивних зарядів у молекулі відбувається внаслідок обертання пари електронів і розташування її в якийсь момент часу за одним із ядер. Такий стан у молекулі спостерігається дуже короткий час. Тому такий диполь зветься *миттєвим*. Однак цього часу буває достатньо для того, щоб індукувати диполь на іншій молекулі. *Сили, що зв'язують молекули за рахунок утворення миттєвих і наведених диполів, часто називають ван-дер-ваальсовими*. У загальному випадку до ван-дер-ваальсових сил відносять будь-які сили міжмолекулярної взаємодії: орієнтаційної, індукційної, дисперсійної. Ван-дер-ваальсові сили є дуже слабкими, внаслідок чого молекулярну кристалічну ґратку легко зруйнувати незначним нагріванням. Усі речовини, що мають молекулярні кристалічні ґратки, мають низькі температури плавлення та кипіння. Ван-дер-ваальсова взаємодія зростає зі збільшенням кількості електронів у молекулі, тому що підвищується ймовірність утворення миттєвих мікродиполів. У молекулі водню присутня одна пара електронів, тому він і має найнижчу температуру кипіння. Молекули кисню та азоту відрізняються за вмістом електронів на одну пару. Їхні температури кипіння відрізняються на 130 °С.

Прості речовини із *атомною кристалічною ґраткою*, навпаки, характеризуються дуже високими температурами плавлення та кипіння. У цьому випадку нескінченне число атомів з'єднане *неполярними ковалентними зв'язками* в гігантську молекулу. Енергія розриву ковалентного неполярного зв'язку велика. Тому, щоб зруйнувати таку кристалічну ґратку, потрібні більші енергетичні витрати. Разом з цим, якщо речовина характеризується однаковою міжатомною відстанню між сусідніми атомами в кристалічній ґратці за різними напрямками простору, вона буде мати дуже високу твердість. Прикладом є алмаз.

Температури плавлення і кипіння речовин, у молекулі яких атоми зв'язані ковалентним полярним зв'язком, і які мають молекулярну ґратку, також низькі, але вищі, ніж у речовин з неполярними молекулами. Здебільшого – це гази при кімнатній температурі. Прикладом може служити гідрогенхлорид, дигідрогенсульфід та ін. Прямої залежності між величиною дипольного моменту і температурою кипіння не спостерігається. Швидше за все, вона визначається молекулярною масою сполуки, за винятком амоніаку, води та гідрогенфлуориду. Ці сполуки в ряді їм подібних мають найвищі температури плавлення та кипіння, різке їх збільшення пояснюється утворенням між молекулами *водневих зв'язків*.

Атоми Нітрогену, Оксигену та Флуору є найбільш електронегативними атомами. Вони сильно зміщують електронну густину у гетероатомній молекулі до себе. У результаті цього у Гідрогену утворюється практично вільна орбіталь, а, наприклад, в атома Флуору є вільна електронна пара. З'являється можливість утворення між молекулами додаткових (*водневих*) зв'язків за донорно-акцепторним механізмом, що призводить до існування не тільки в рідкій, але й газовій фазі молекул складу  $(\text{HF})_n$  і  $(\text{H}_2\text{O})_n$ . Наявністю таких молекул пояснюється аномальне підвищення температур кипіння та плавлення гідрогенфлуориду та води у порівнянні із аналогічними гідрогенвмісними сполуками інших елементів у відповідній групі.

Найбільші температури плавлення та кипіння мають речовини з *йонними кристалічними ґратками*. Це пояснюється сильною електростатичною взаємодією позитивних і негативних йонів. Сили ж відштовхування однойменних йонів значно менші, оскільки вони розташовані на більших відстанях один від одного. Внаслідок цього всі

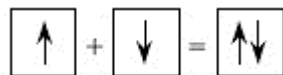
речовини з йонними кристалічними ґратками, мають високі значення енергій їх утворення. Йонний зв'язок здійснюється в галогенідах, оксидах і в солях типу нітратів, сульфатів та ін. Для руйнування йонних кристалів потрібна значна теплова енергія, що й визначає високі температури плавлення та кипіння, які, у свою чергу, будуть залежати від заряду йонів, їх радіусів та електронної підкладки. Чим більший заряд і менший радіус йону, тим вищою є температура плавлення. Іншою властивістю йонних речовин є здатність утворювати йонні розплави, що добре проводять електричний струм.

Отже, можна зробити висновок, що фізико-хімічні властивості сполук суттєво залежать від природи хімічного зв'язку в них.

Електронна пара, що утворює хімічний зв'язок, є узагальненою для двох ядер. У цьому випадку рух кожного електрона буде описуватися новою хвильовою функцією, що є розв'язком рівняння Шредінгера для цієї системи. Ця хвильова функція відрізняється від атомних функцій і називається молекулярною функцією, яка відповідає певній молекулярній орбіталі. Молекулярні орбіталі характеризуються певними значеннями повної енергії системи. У молекулі, як і в атомі, існує послідовність енергетичних рівнів. Однак, чіткий розв'язок рівняння Шредінгера для них одержати практично неможливо і тому звертаються до наближених методів розрахунків, що відрізняються один від іншого способом задання молекулярної хвильової функції. Найбільш широкого поширення набули два методи: *метод валентних зв'язків* (ВЗ) і *метод молекулярних орбіталей* (ЛКАО–МО).

### Метод валентних зв'язків.

У методі валентних зв'язків хімічний зв'язок розглядається як двоелектронний та двоцентровий, тобто пара електронів, що утворюють зв'язок, локалізована в просторі між двома атомами і перебуває в їх загальному користуванні. Можливі **два механізми** утворення загальної електронної пари. Перший називається **обмінними** і полягає в спарюванні двох електронів, що належать різним атомам та мають протилежні спіни:



Другий механізм, який називається **донорно-акцепторним**, приводить до утворення хімічного зв'язку за рахунок надання одним атомом у загальне користування пари електронів, а іншим – вільної

орбіталі. Атом, що надає електронну пару, називається *донором*, а атом, що має вільну орбіталь, – *акцептором*. Схема утворення зв'язку в цьому випадку виглядає таким чином:



Розглянемо можливості прогнозування складу хімічних сполук між Гідрогеном та елементами другого періоду Періодичної системи: Li, Be, B, C, N, O, F.

Оскільки в атомі Гідрогену є тільки один електрон, утворення зв'язку буде відбуватися за обмінним механізмом. Атом Літію на 2 s-підрівні має один неспарений електрон і, отже, сполука повинна мати склад LiH. В атомі Берилію цей підрівень заповнений і немає жодного неспареного електрона, отже, Берилій не повинен був би утворювати хімічних зв'язків. У Бору та наступних за ним елементів (C, N, O, F) відбувається послідовне заповнення 2 p-підрівня, і атоми цих елементів будуть мати певне число неспарених електронів. Якщо при утворенні зв'язків ураховувати тільки наявність неспарених електронів, то для цих елементів можна очікувати утворення лише таких гідрогенвмісних сполук: BH, CH<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, HF. Звідси витікає, що застосовуючи тільки обмінний механізм утворення хімічного зв'язку, можна вступити в протиріччя з експериментальними даними: Берилій утворює сполуку з Гідрогеном складу BeH<sub>2</sub>, гідрогенвмісні сполуки Бору також мають інший склад, а найпростіша сполука Карбону з Гідрогеном – CH<sub>4</sub>.

Усунути це протиріччя можна припустивши, що атоми елементів другого періоду при утворенні молекул знаходяться у збудженому стані, тобто відбувається розпарювання s-електронів і перехід їх на p-підрівень. Але тут виникає інша невідповідність із дослідними даними. Оскільки енергії s- і p-електронів різні, то й енергії утворених ними хімічних зв'язків мають відрізнятися, а, отже, подібні зв'язки E–H повинні мати різну довжину та міцність (залежно від того, орбіталі якого типу беруть участь у їх утворенні).

Погодити теорію та експеримент можна, увівши припущення про усереднення енергій s- і p-підрівнів і утворенні нових рівнів, на яких енергії електронів, що перебувають уже на орбіталях іншого типу, однакові. Якщо це так, то за правилом Хунда, в атомі з'являється максимальне число неспарених електронів. Ця гіпотеза одержала назву *явища гібридизації*, а орбіталі, що утворюються в результаті

усереднення *енергій* підрівнів, називаються гібридними. Природно, що при цьому змінюються і форма електронних хмарин, і їх розташування в просторі. Залежно від того, які орбіталі беруть участь в утворенні гібридних орбіталей, розглядають різні типи гібридизації і просторової конфігурації утворених гібридних орбіталей (рис. 2).

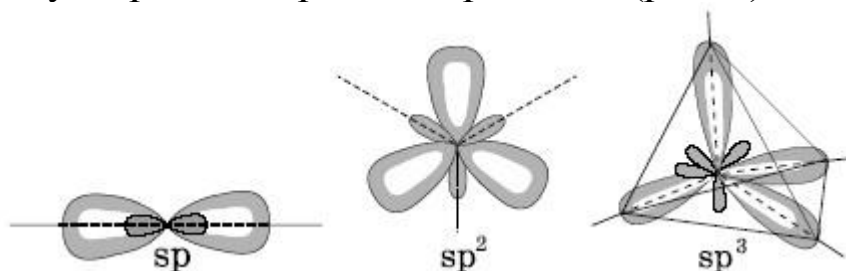


Рисунок 2 – Типи гібридизації атомних орбіталей

Число утворених гібридних орбіталей дорівнює загальному числу орбіталей, що вступили в гібридизацію. Залежно від того, які орбіталі взаємодіють між собою, розглядають кілька типів гібридизації:

**$sp$ -Гібридизація.** У цьому випадку взаємодіють  $s$ - і одна  $p$ -орбіталі; в результаті утворюються дві орбіталі нового типу, які називаються  $sp$ -гібридними. Ці орбіталі мають форму, показану на рис. 2, осі їх лежать на одній прямій, утворюючи кут  $180^\circ$ . В утворенні зв'язків у молекулі  $\text{BeH}_2$  беруть участь  $sp$ -гібридні орбіталі атома Берилію і молекула має лінійну будову.

**$sp^2$ -Гібридизація.** У взаємодію вступають  $s$ - і дві  $p$ -орбіталі, в результаті чого утворюються три орбіталі нового типу, які називаються  $sp^2$ -гібридними. Осі цих орбіталей лежать в одній площині, і кути між ними становлять  $120^\circ$ . Наприклад, атом Бору в молекулі  $\text{BF}_3$  перебуває в  $sp^2$ -гібридному стані, і ця молекула має форму правильного трикутника з атомом Бору в центрі.

**$sp^3$ -Гібридизація.** У цьому випадку вихідними є  $s$ - і три  $p$ -орбіталі. У результаті гібридизації утворюються чотири нові орбіталі –  $sp^3$ -гібридні. Осі цих орбіталей спрямовані від центру до вершин тетраедра, кути між осями дорівнюють  $109^\circ 28'$ .  $\text{CH}_4$  – молекула метану, де реалізується цей тип гібридизації, має тетраедричне розташування атомів Гідрогену.

У молекулі амоніаку ( $\text{NH}_3$ ) атом Нітрогену також перебуває в  $sp^3$ -гібридному стані, три пари електронів є загальними з атомами Гідрогену і беруть участь в утворенні зв'язків, а одна електронна пара («неподілена електронна пара») належить тільки атому Нітрогену. Для

передбачення геометрії молекули амоніаку атом Нітрогену слід помістити в центр тетраедра, атоми Гідрогену – у три вершини, а неподілену електронну пару – у четверту вершину. Природно, положення цієї електронної пари експериментальними методами зафіксувати неможливо, знаходять лише положення атомів Гідрогену та Нітрогену. Усе це призводить до того, що молекула амоніаку має пірамідальну форму (рис. 2)

Аналогічно можна розглянути будову молекули води. У ній дві неподілені електронні пари Оксигену займають дві вершини тетраедра, а дві інші зайняті атомами Гідрогену, що приводить до кутової форми молекули води.

Описувати геометрію молекули HF із цих позицій не має змісту. Зрозуміло, що вона буде лінійною, оскільки через дві точки (центри атомів) можна провести одну пряму лінію.

Неподілена електронна пара утворює більш розмиту «електронну хмарину», ніж зв'язуюча (усуспільнена, загальна), тому вона *займає більший об'єм*, призводячи до зменшення валентних кутів у порівнянні з тетраедричними.

Валентні електрони розташовуються не тільки на *s*- і *p*-орбіталях, але і на *d*. Останні також беруть участь в утворенні гібридних орбіталей. Здійснюються два випадки гібридизації за участю *d*-орбіталей:  $sp^3d^2$  і  $sp^3d$ . У першому випадку молекула реалізує октаедричну будову, а в другому утворюється тригональна біпіраміда.

Припущення про утворення гібридних орбіталей є великим досягненням теорії валентних зв'язків. Однак, уявлення про гібридизацію атомних орбіталей не описує всі можливі просторові конфігурації молекул, що зустрічаються в природі.

Більш загальну теорію просторової будови молекул запропонували Р.Гіллеспі та Р.Найхолм (1957), виходячи із чисто електростатичних уявлень. Основні положення **теорії відштовхування валентних електронних пар (ВВЕП)** полягають у наступному:

1. Геометрія молекули чи йону визначається винятково числом електронних пар на валентній оболонці центрального атома.

2. Електронні пари займають таке розташування на валентній оболонці атома, при якому вони максимально віддалені одна від іншої, тобто електронні пари поведуться так, ніби вони взаємно відштовхувалися. Геометричні багатогранники, що реалізуються при цьому, описуються формулою Декарта-Ейлера:



«число вершин + число граней – число ребер = 2».

3. Область простору, яку займає незв'язуюча неподілена пара електронів має більші розміри, ніж та область, яка зайнята зв'язуючою електронною парою.

4. Розмір області простору, зайнятою зв'язуючою парою електронів, зменшується зі збільшенням електронегативності ліганда та зі зменшенням електронегативності центрального атома.

5. Дві електронні пари подвійного зв'язку займають більшу область простору, ніж одна електронна пара простого зв'язку.

Позначення, використані для опису геометричної конфігурації молекул:

A – багатовалентний атом,  
 X – атоми, пов'язані з атомом A,  
 n – число атомів X,  
 E – неподілена пара електронів,  
 m – кількість неподілених електронних пар.

Тоді формула молекули за Гіллеспі записується так:  $AX_nE_m$ . Геометрія молекули залежить від суми  $n + m$ . Число n, що визначає кількість атомів X, безпосередньо приєднаних до атома A, дорівнює і його координаційному числу. Кожна електронна пара приймається за точковий заряд. Центральний атом A міститься в центрі сфери деякого радіуса, який для однотипних приєднаних атомів X дорівнює довжині зв'язку A–X. На поверхні сфери розташовуються точкові електронні пари. Застосовуючи правило максимального віддалення електронних пар на сфері одна від іншої, можна вивести геометрію найпростіших молекул і йонів, поступово збільшуючи суму поділених і неподілених пар.

Однак, теорія валентних зв'язків і максимального відштовхування валентних електронних пар (ВВЕП) можуть лише прогнозувати геометрію молекул. Пояснити ж багато інших експериментальні фактів вони не в змозі. Ці методи непридатні для описання електрондефіцитних молекул, таких як борогідриди, з непарним числом електронів. Вони також не в змозі пояснити колір сполук і їх магнітні властивості.

## Метод молекулярних орбіталей

Більшу прогнозовану силу має метод молекулярних орбіталей (МО). У ньому молекула розглядається як єдина система ядер і електронів. Останні перебувають у загальному користуванні всіх ядер атомів, що утворюють молекулу. Таким чином, метод МО хімічний зв'язок розглядає як багатоцентровий та багатоелектронний. У цьому випадку для наближеного розв'язку рівняння Шредінгера хвильова функція, що відповідає молекулярній орбіталі, задається як лінійна комбінація атомних орбіталей, тобто як сума та різниця атомних хвильових функцій з коефіцієнтами, що вказують на частку їх внеску в перекривання електронних хмар. При додаванні атомних утворюються молекулярні орбіталі:

$$\psi_+ = c_1\psi_1 + c_2\psi_2,$$

$$\psi_- = c_3\psi_1 - c_4\psi_2.$$

Отриманий метод одержав назву лінійної комбінації атомних орбіталей (ЛКАО МО).

У методі ЛКАО МО для утворення стійкої молекулярної орбіталі необхідно, щоб енергії атомних орбіталей були близькі між собою. Крім того, потрібно, щоб їх симетрія не відрізнялася суттєво. При дотриманні цих двох вимог коефіцієнти  $c_1$  і  $c_2$  повинні бути близькими за своїми значеннями, а це, у свою чергу, забезпечує максимальне перекривання орбіталей. Утворюється молекулярна орбіталь, енергія якої знижується відносно енергій вихідних атомних орбіталей. Така молекулярна орбіталь називається *зв'язувальною*. Хвильова функція, що відповідає зв'язувальній орбіталі, отримується у результаті додавання хвильових функцій з однаковим знаком. Електронна густина при цьому концентрується між ядрами, і хвильова функція набуває позитивного значення.

При відніманні атомних орбіталей енергія молекулярної орбіталі зростає. Ця орбіталь називається *розслаблювальною*. Електронна густина у цьому випадку розташовується за ядрами, а між ними дорівнює нулю. Хвильова функція у двох електронних хмарах, що утворилися, має протилежні знаки, що добре видно зі схеми утворення зв'язувальної та розслаблювальної орбіталей, наведених на рис. 3.

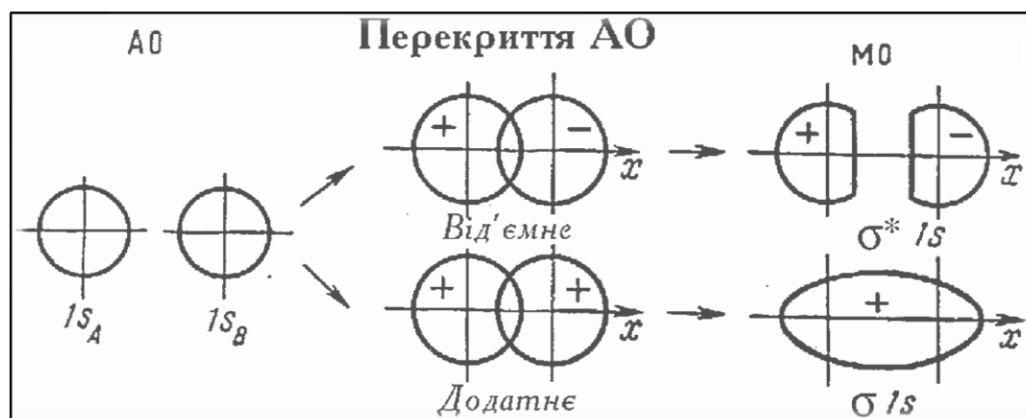


Рисунок 3 – Схема утворення зв'язувальної та розслаблювальної молекулярних орбіталей.

Якщо атомна орбіталь одного з атомів внаслідок великої різниці в енергії або симетрії не може взаємодіяти з атомною орбітальною іншого атома, то вона переходить в енергетичну схему молекулярних орбіталей молекули з енергією, що відповідає атомній. Орбіталь такого типу називається **незв'язувальною**.

Класифікація орбіталей на  $\sigma$  або  $\pi$  здійснюється відповідно до симетрії їх електронних хмарин аналогічно  $\sigma$ - і  $\pi$ -зв'язкам у методі валентних зв'язків:  $\sigma$ -орбіталь має таку симетрію електронної хмари, при якій поворот її навколо осі, що з'єднує ядра, на  $180^\circ$  приводить до орбіталі, що за формою не відрізняється від первісної. Знак хвильової функції при цьому не змінюється. У випадку ж  $\pi$ -орбіталі при повороті її на  $180^\circ$  знак хвильової функції змінюється на протилежний. Звідси випливає, що s-електрони атомів при взаємодії між собою можуть утворювати тільки  $\sigma$ -орбіталі, а три p-орбіталі атома – одну  $\sigma$ - і дві  $\pi$ -орбіталі, причому  $\sigma$ -орбіталь виникає при взаємодії  $p_x$  атомних орбіталей, а  $\pi$ -орбіталь – при взаємодії  $p_y$  і  $p_z$ . Молекулярні  $\pi$ -орбіталі повернені відносно між'ядерної осі на  $90^\circ$ . Тут спостерігається повна аналогія з методом валентних зв'язків.

Для того щоб відрізнити зв'язувальні та розслаблювальні орбіталі, а також їх походження, прийнята наступна система позначень. Зірочкою позначаються розслаблювальні орбіталі, а без зірочки – зв'язувальні. Після позначення молекулярної орбіталі пишеться позначення атомної орбіталі, якій молекулярна зобов'язана своїм походженням, наприклад,  $\pi_{2p_y}^*$  (або у спрощеному вигляді:  $\pi_y^*$ ). Це

означає, що молекулярна розслаблювальна орбіталь  $\pi$ -типу утворилася при взаємодії  $2p_y$ -атомних орбіталей (рис. 4):

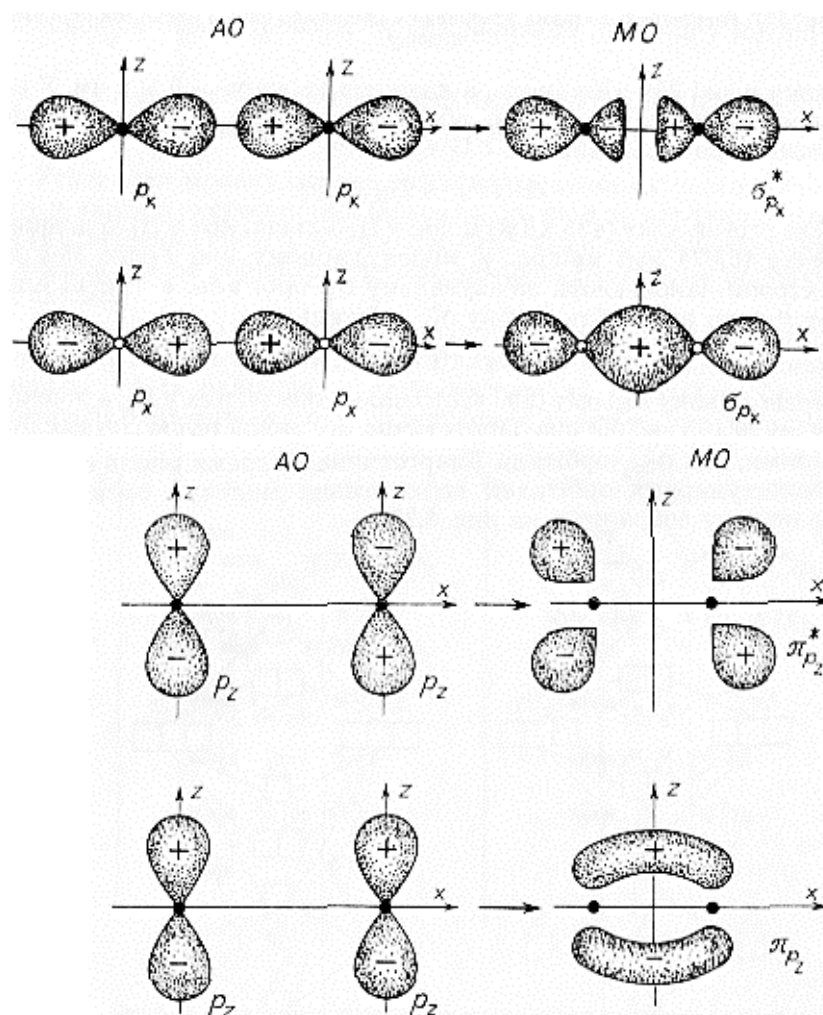


Рисунок 4 – Схема утворення зв'язувальних та розслаблювальних молекулярних орбіталей для 2 р-атомних орбіталей.

При розгляді електронної будови молекули з позицій методу молекулярних орбіталей (МО) потрібно керуватися наступними правилами:

1. Електрони в молекулі, як і в атомі, займають відповідні орбіталі, які характеризуються своїм набором квантових чисел;
2. Число утворених молекулярних орбіталей дорівнює числу атомних орбіталей що взяли участь у їхньому утворенні;
3. Розподіл електронів за молекулярними орбіталями, як і в атомі, підкоряється принципу найменшої енергії, принципу Паулі та правилу Хунда;

4. Для молекул, утворених атомами одного хімічного елемента (гомоядерних), вираз в енергії за рахунок утворення зв'язувальної орбіталі компенсується підвищенням енергії розслаблювальної орбіталі.

На енергетичній діаграмі обидві орбіталі розташовуються симетрично щодо атомних орбіталей (рис. 5).

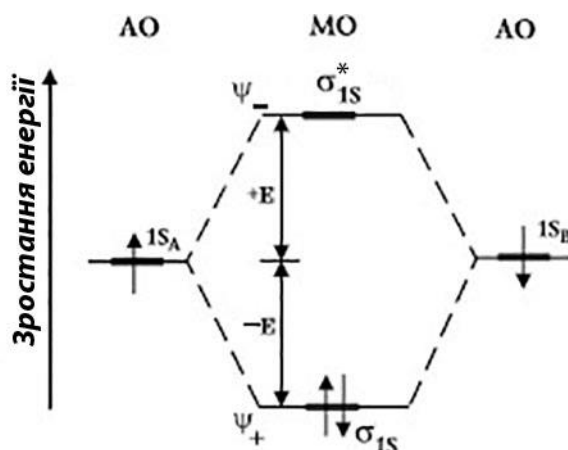


Рисунок 5 – Енергетична діаграма молекулярних орбіталей для гомоядерних молекул (на прикладі молекули водню)

5. У гетероядерних (різноелементних) молекулах зв'язувальні орбіталі за енергією ближчі до орбіталей більш електронегативного атома (В), а розслаблювальні – ближче до орбіталі менш електронегативного атома (А). Різниця в енергіях вихідних атомних орбіталей ( $b$ ) дорівнює полярності зв'язку. Ця різниця є мірою йонності зв'язку, а різниця в енергіях між зв'язувальною орбіталлю і атомною орбіталлю більш електронегативного атома визначає ковалентність зв'язку (рис. 6).

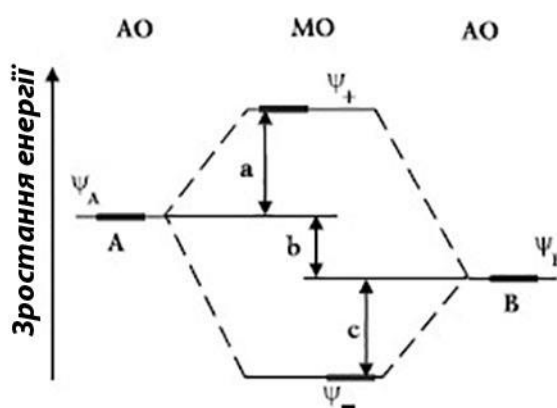


Рисунок 6 – Енергетична діаграма молекулярних орбіталей гетероядерної молекули.

6. Порядок (кратність) хімічного зв'язку дорівнює половині різниці числа електронів, розташованих на зв'язувальних і розслаблювальних орбіталях.

### Металічний зв'язок.

На відміну від йонних і ковалентних сполук метали відрізняються високою електропровідністю та теплопровідністю. Висока електропровідність металів указує на те, що електрони можуть вільно рухатися у всьому його об'ємі. Іншими словами метал можна розглядати як кристал, у вузлах решітки якого розташовані йони, зв'язані електронами, що перебувають у загальному користуванні, тобто в металах має місце сильно нелокалізований хімічний зв'язок. Сукупність електронів, що забезпечують цей зв'язок, називають *електронним газом*.

Більш загальний підхід до уявлень про йонні, ковалентні і металічні кристали можна одержати, застосовуючи до них підходи методу молекулярних орбіталей. Припустимо, що тверде тіло є єдиною молекулою, що утворена великим числом атомів. Зовнішні орбіталі цих атомів при взаємодії утворюють зв'язувальні і незв'язувальні молекулярні орбіталі, що поєднані в окремі енергетичні зони (рис. 7).

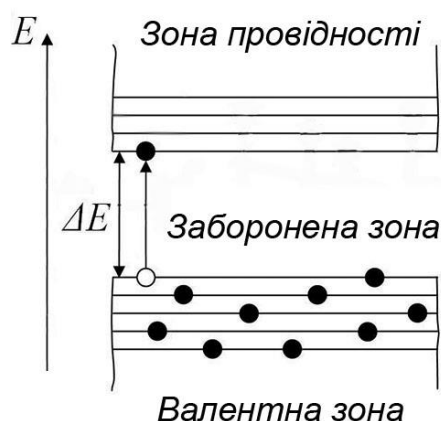


Рисунок 7 – Схема розміщення енергетичних зон

Енергетична зона, утворена зв'язувальними молекулярними орбіталями, називається **валентною зоною**. Зона, що поєднує незв'язувальні орбіталі, називається **зоною провідності**. Енергетичні відмінності електронів у межах зони малі, і зміну їх енергії в зоні можна розглядати як безперервну смугу енергії. Між зоною провідності і валентною зоною відсутні які-небудь рівні енергій. Тому

там електрони перебувати не можуть. *Енергетична зона, що розділяє валентну зону та зону провідності, називається **забороненою зоною**.*

Електропровідність у твердому тілі забезпечується здоланням електронами забороненої зони, тобто протікання електричного струму забезпечується переходом електронів з валентної зони в зону провідності. Залежно від ширини забороненої зони ( $\Delta E$ ) всі тверді тіла можна розділити на три класи: *діелектрики, напівпровідники і провідники* (метали). Для діелектриків (ізоляторів) ширина забороненої зони становить більше 3 електронвольт (eV). У напівпровідників вона не перевищує 3 eV. У металах, внаслідок перекривання валентної зони та зони провідності, заборонена зона практично відсутня ( $\Delta E=0$ ).

## ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

***Термодинаміка*** вивчає закономірності обміну енергією між системою і зовнішнім середовищем, можливість, напрямок і межі довільного протікання хімічних процесів.

***Система*** – сукупність речовин або частинок, реально чи умовно відокремлених від зовнішнього середовища. Розрізняють гомогенні та гетерогенні системи. ***Гомогенні*** системи складаються з однієї фази, ***гетерогенні*** системи – із двох чи більшого числа фаз. ***Фаза*** – це частина системи, однорідна у всіх її точках за хімічним складом та властивостями і відділена від інших фаз системи поверхнею поділу.

Хімічна система характеризується певними ***параметрами***. До параметрів системи відносяться температура  $T$ , тиск  $p$ , об'єм  $V$ , маса  $m$  і концентрація  $c$ .

Термодинамічний стан системи описується ***функціями стану***, які однозначно визначаються через параметри стану  $p$ ,  $V$  і  $T$ . Зміна хоча б одного з них спричиняє зміну всіх функцій стану системи. Останні не залежать від шляху та часу процесу, що привели систему до даного стану. До функцій стану (які називаються також ***термодинамічними потенціалами***) відносяться:

$U$  – внутрішня енергія;

$H$  – ентальпія;

$S$  – ентропія;

$G$  – енергія Гіббса (вільна енергія).

**Внутрішня енергія системи  $U$**  – це її повна енергія, що складається з кінетичної і потенційної енергії всіх частинок системи (молекул, атомів, ядер, електронів). Оскільки повний облік всіх складових неможливий, то при термодинамічному вивченні системи достатньо знати лише зміну її внутрішньої енергії при переході з одного стану ( $U_1$ ) до іншого ( $U_2$ ):

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

Більшість хімічних реакцій протікає при постійному тиску (*ізобарні процеси*) і система може обмінюватися енергією (теплотою  $Q$ ) з навколишнім середовищем і виконувати роботу  $A$  проти сил зовнішнього тиску або, навпаки, над системою може бути виконана робота:

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

У загальному вигляді робота

$$A = p(V_1 - V_2) = p\Delta V$$

Якщо над системою виконується робота, то вона вважається *позитивною*, а якщо система сама виконує роботу, то така робота вважається *негативною*:

$$A = -p\Delta V$$

Тому при  $p = \text{const}$ :

$$\Delta U = Q_p - p\Delta V$$

або

$$U_2 - U_1 = Q_p - p(V_2 - V_1).$$

Звідки

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Функція  $U + pV$ , позначена через  $H$ , називається *ентальпією*. Ентальпія є функцією стану і має розмірність енергії (кДж).

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

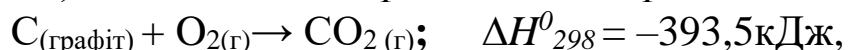
Тепловий ефект реакції при постійному тиску і температурі відповідає зміні ентальпії системи в ході реакції. Він залежить від природи реагентів і продуктів, їхнього фізичного стану, умов проведення реакції ( $T$ ,  $p$ ), а також від кількості речовин, що беруть участь у реакції.

Звичайно термодинамічні величини визначають за *стандартних умов*:  $p = 101,325 \text{ кПа}$  та  $T = 298 \text{ К}$  ( $25^\circ\text{C}$ ).



Стандартна ентальпія реакції утворення 1 моль даної речовини із простих речовин, що перебувають у стандартних станах, називається стандартною ентальпією утворення цієї речовини, наприклад:  $\Delta H_{298}^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$ . Ентальпія утворення простих речовин, які є стійкими за стандартних умов, приймається рівною нулю.

Хімічні рівняння, в яких зазначені зміни ентальпії (теплові ефекти реакцій), називаються *термохімічними рівняннями*:



або



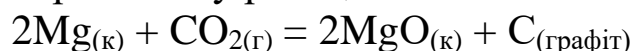
Якщо в результаті реакції теплота виділяється ( $Q > 0$ ), то ентальпія системи знижується ( $\Delta H < 0$ ). Така реакція називається *екзотермічною*. Реакція, що протікає з поглинанням теплоти ( $Q < 0$ ), тобто з підвищенням ентальпії системи ( $\Delta H > 0$ ), називається *ендотермічною*.

**Основним законом термохімії є закон Гесса:** *тепловий ефект реакції визначається тільки початковим і кінцевим станом системи та не залежить від шляху переходу системи з одного стану до іншого.*

**Наслідок із закону Гесса:** *стандартний тепловий ефект реакції дорівнює сумі стандартних теплот утворення продуктів реакції за вирахуванням суми стандартних теплот утворення вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:*

$$\Delta H_{298}^0(\text{реакції}) = \sum \Delta H_{298}^0(\text{продуктів}) - \sum \Delta H_{298}^0(\text{вих. речовин})$$

**Приклад 1.** Користуючись табличними даними про стандартні ентальпії утворення речовин у реакції



обчислити  $\Delta H_{298}^0$  реакції.

*Розв'язок:*

Виходячи з табличних даних про ентальпії утворення  $\text{CO}_2$  і  $\text{MgO}$  та з огляду на те, що стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю, знаходимо величину зміни стандартної ентальпії реакції:

$$\begin{aligned} \Delta H_{298}^0(\text{реакції}) &= 2 \cdot \Delta H_{298}^0(\text{MgO}) - \Delta H_{298}^0(\text{CO}_2) = \\ &= -601,8 \cdot 2 + 393,5 = -810,1 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

**Приклад 2.** Виходячи з теплоти утворення газоподібного Карбон(IV) оксиду ( $\Delta H_{298}^0(\text{CO}_2) = -393,5$  кДж/моль) і термохімічного рівняння

$\text{C}_{(\text{графіт})} + 2\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{N}_{2(\text{г})}; \quad \Delta H_{298}^0(\text{реакції}) = -557,5 \text{ кДж}$   
обчислити теплоту утворення  $\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$ .

*Розв'язок:*

$\Delta H_{298}^0(\text{реакції}) = (\Delta H_{298}^0(\text{CO}_2) + 0) - (2 \cdot \Delta H_{298}^0(\text{N}_2\text{O}) + 0),$   
звідки

$$2 \cdot \Delta H_{298}^0(\text{N}_2\text{O}) = \Delta H_{298}^0(\text{CO}_2) - \Delta H_{298}^0(\text{р-ції}) = \\ = -393,5 - (-557,5) = 164 \text{ кДж.}$$

Отже,  $\Delta H_{298}^0(\text{N}_2\text{O}) = 164/2 = 82$  кДж/моль.

Напрямок, у якому мимовільно протікає хімічна реакція, визначається спільною дією двох факторів: 1) *тенденцією до переходу системи в стан з найменшою внутрішньою енергією* (у випадку ізобарних процесів – з найменшою ентальпією); 2) *тенденцією до досягнення найбільш ймовірного стану, тобто стану, що може бути реалізовано найбільшим числом рівноймовірних способів (мікростанів).*

Мірою першої із цих тенденцій для ізобарних процесів служить зміна ентальпії в хімічній реакції: негативний знак  $\Delta H_{298}^0$  вказує на зменшення, а позитивний - на зростання ентальпії системи.

Мірою ймовірності (невпорядкованості, безладдя) стану системи в термодинаміці прийнято вважати *ентропію*  $S$  – величину, пропорційну логарифму числа рівноймовірних мікростанів (термодинамічна ймовірність), через які може бути реалізований даний макростан:

$$S = k \ln W,$$

де  $k$  – стала Больцмана;

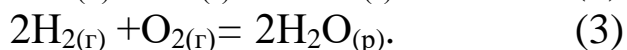
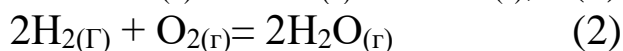
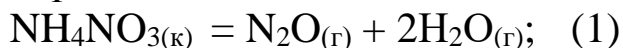
$W$  – термодинамічна ймовірність.

Одиниця виміру ентропії – Дж/моль·К.

Ентропія зростає при переході речовини із кристалічного стану до рідкого та з рідкого до газуватого, при розчиненні кристалів, при розширенні газів, при хімічних взаємодіях, що приводять до збільшення числа часток, і насамперед часток у газоподібному стані. Навпаки, всі процеси, у результаті яких упорядкованість системи

зростає (конденсація, полімеризація, зменшення об'єму, зменшення числа часток), супроводжуються зменшенням ентропії.

**Приклад 3.** Не роблячи обчислень, визначити знак зміни ентропії в наступних реакціях:



*Розв'язок:*

У реакції (1) 1 моль речовини в кристалічному стані утворює 3 моль газів, отже,  $\Delta S_1 > 0$ . У реакціях (2) і (3) зменшується як загальне число молей, так і число молей газуватих речовин, так що  $\Delta S_2 < 0$  і  $\Delta S_3 < 0$ . При цьому  $\Delta S_2$  має більш негативне значення, ніж  $\Delta S_3$ , тому що  $S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}) < S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})})$ .

Для ентропії справедливе твердження, аналогічне розглянутому вище для  $\Delta H$ : *зміна ентропії системи в результаті хімічної реакції ( $\Delta S$ ) дорівнює сумі ентропій продуктів реакції за винятком суми ентропій вихідних речовин.* Як і при обчисленні ентальпії, зміну ентропії знаходять із урахуванням стехіометричних коефіцієнтів у рівнянні хімічної реакції.

**Стандартна ентропія простих речовин, на відміну від ентальпії утворення простих речовин, не дорівнює нулю (!).**

Функцією стану, що одночасно відображає вплив обох згаданих вище тенденцій на напрямок мимовільного протікання хімічних процесів, служить *ізобарно-ізотермічний потенціал (вільна енергія) Гіббса*, який пов'язаний з ентальпією та ентропією співвідношенням

$$G = H - TS,$$

де  $T$  – абсолютна температура.

Енергія Гіббса має ту ж розмірність, що і ентальпія, і тому звичайно виражається в Дж або кДж.

Для *ізобарно-ізотермічних процесів* (тобто процесів, що протікають при постійних температурі та тиску) зміна енергії Гіббса дорівнює:

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

Як і у випадку  $\Delta H$  і  $\Delta S$ , зміна енергії Гіббса  $\Delta G$  у результаті хімічної реакції (енергія Гіббса реакції) дорівнює сумі енергій Гіббса утворення продуктів реакції за винятком суми енергій Гіббса утворення вихідних речовин (з урахуванням числа молей речовин, що беруть участь у реакції).

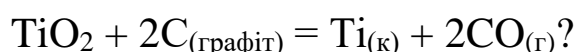
Енергію Гіббса утворення речовини відносять до 1 моля цієї речовини і звичайно виражають у кДж/моль.

При сталих температурі і тиску хімічні реакції можуть мимовільно протікати тільки в тому напрямку, який супроводжується зменшенням енергії Гіббса системи ( $\Delta G < 0$ ). Це є умовою принципової можливості здійснення даного процесу.

У наведеній нижче таблиці показані можливість і умови протікання реакції при різних поєднаннях знаків  $\Delta H$  і  $\Delta S$ .

Знак зміни функції			Принципова можливість і умови протікання реакції
$\Delta H$	$\Delta S$	$\Delta G$	
–	+	–	Можлива за будь-якої температури
+	–	+	Принципово неможлива
–	–	$\pm$	Можлива за низької температури
+	+	$\pm$	Можлива за високої температури

**Приклад 4.** Користуючись довідниковими даними встановити, чи можливе при температурах 298 К і 2500 К відновлення Титан(IV) оксиду до вільного металу за схемою:



Залежністю  $\Delta H^\circ$  і  $\Delta S^\circ$  від температури знехтувати.

Розв'язок:

Знаходимо табличні значення  $\Delta G^\circ_{\text{утв.}}$  (кДж/моль) при 298 К для  $\text{TiO}_2$  (–888,6) і  $\text{CO}$  (–137,1). Тоді для розглянутої реакції:

$$\Delta G^\circ_{298} = -137,1 \cdot 2 - (-888,6) = 614,4 \text{ кДж.}$$

Оскільки  $\Delta G^\circ_{298} > 0$ , відновлення  $\text{TiO}_2$  при 298 К неможливе.

Для розрахунку  $\Delta G_{2500}$  скористаємося рівнянням

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

При цьому використовуємо значення  $\Delta H^\circ$  і  $S^\circ$  для складових хімічної реакції при 298 К. Для розрахунку  $\Delta H^\circ$  і  $\Delta S^\circ$  реакцій необхідно знайти табличні значення  $\Delta H^\circ_{\text{утв.}}$   $\text{TiO}_2$  (–943,9 кДж/моль) і  $\text{CO}$  (–110,5 кДж/моль), а також значення  $S^\circ_{\text{утв.}}$   $\text{TiO}_2$  (50,3 Дж/моль·К),  $\text{C}$  (5,7 Дж/моль·К),  $\text{Ti}$  (30,6 Дж/моль·К) і  $\text{CO}$  (197,5 Дж/моль·К). Тоді для розглянутої реакції:

$$\Delta H^\circ = -110,5 \cdot 2 - (-943,9) = 722,9 \text{ кДж};$$

$$\Delta S^\circ = 30,6 + 197,5 \cdot 2 - 50,3 - 5,7 \cdot 2 = 363,9 \text{ Дж/К}.$$

Тепер знаходимо  $\Delta G_{2500}$  реакції, виражаючи  $\Delta S^\circ$  у кДж/(моль·К):

$$\begin{aligned} \Delta G_{2500} &= 722,9 - 2500 \cdot 363,9/1000 = \\ &= 722,9 - 909,8 = -186,9 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Таким чином  $\Delta G_{2500} < 0$ . Отже, відновлення  $\text{TiO}_2$  графітом при 2500 К можливе.

## ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

### Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції

*Швидкість гомогенної хімічної реакції – це величина, що дорівнює зміні концентрації (звичайно молярної) будь-якого учасника реакції в одиницю часу.*

Середня швидкість хімічної реакції  $v_{\text{сер.}}$  в інтервалі часу від  $t_1$  до  $t_2$  визначається співвідношенням:

$$v_{\text{сер.}} = \left| \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} \right| = \left| \frac{\Delta c}{\Delta t} \right|.$$

*Основні фактори, що впливають на швидкість гомогенної хімічної реакції:*

- природа реагуючих речовин;
- концентрація; тиск (якщо в реакції беруть участь гази);
- температура;
- каталізатор.

Всі хімічні реакції за стадійністю поділяються на елементарні і складні. Більшість хімічних реакцій є складними процесами, що протікають у кілька стадій, тобто складаються з декількох елементарних процесів.

Для елементарних реакцій справедливий **закон діючих мас**: швидкість елементарної хімічної реакції при даній температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції у загальному вигляді  $aA + bB \rightarrow \dots$  її швидкість, відповідно до закону діючих мас, виражається співвідношенням:

$$v = k c_A^a c_B^b$$

де  $c_A$  і  $c_B$  – молярні концентрації реагуючих речовин  $A$  і  $B$ ;  $k$  – константа швидкості даної реакції. Константа швидкості гомогенної хімічної реакції дорівнює швидкості хімічної реакції при концентраціях реагуючих речовин  $C_A = C_B = 1$  моль/л (фізичний зміст константи). Константа швидкості гомогенної реакції залежить від природи реагуючих речовин, температури та каталізатора.

Оскільки більшість хімічних реакцій є складними, тобто, такими що мають безліч проміжних стадій, то в такому випадку закон діючих мас чинний тільки для кожної окремої стадії.

Для гетерогенних реакцій у рівняння закону діючих мас входять концентрації не всіх реагентів, а тільки **газоватих або розчинених**. Так, для реакції горіння вугілля  $C_{(к)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)}$  рівняння швидкості має вигляд  $v = k c(O_2)$ .

**Приклад 1.** Для реакції  $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}$ , що протікає в газовій фазі, константа швидкості дорівнює 0,8. Розрахуйте: а) початкову швидкість реакції, якщо вихідні концентрації речовин рівні:  $c(NO) = 0,4$  моль/л,  $c(O_2) = 0,3$  моль/л; б) швидкість цієї реакції в момент, коли прореагує 25 % NO.

*Розв'язок:*

а) Відповідно до закону діючих мас, швидкість даної реакції описується рівнянням:  $v = k \cdot c^2(NO) \cdot c(O_2)$ . Отже, швидкість реакції в початковий момент часу буде дорівнювати:

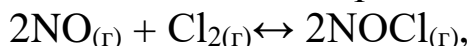
$$v_0 = 0,8 \cdot 0,4^2 \cdot 0,3 = 0,0384 \text{ (моль/л} \cdot \text{с)}.$$

б) Швидкість цієї реакції в момент, коли прореагує 25 % NO описується рівнянням:  $v_I = k \cdot c_I^2(NO) \cdot c_I(O_2)$ , де  $c_I(NO)$  і  $c_I(O_2)$  – нові концентрації NO і  $O_2$  (після того, як прореагувало 25 % NO).

Виходячи з рівняння реакції, розрахуємо  $c_I(NO)$  і  $c_I(O_2)$ .

25% NO становить:  $\Delta c(\text{NO}) = 0,4 \cdot 0,25 = 0,1$  моль/л, тоді  $c_1(\text{NO}) = c_0(\text{NO}) - \Delta c(\text{NO}) = 0,4 - 0,1 = 0,3$  моль/л. У відповідності зі стехіометричними коефіцієнтами рівняння реакції, зменшення концентрації  $\text{O}_2$  дорівнює  $\Delta c(\text{O}_2) = \Delta c(\text{NO}):2 = 0,1:2 = 0,05$  моль/л. Таким чином,  $c_1(\text{O}_2) = c_0(\text{O}_2) - \Delta c(\text{O}_2) = 0,3 - 0,05 = 0,25$  моль/л. Отже,  $v_1 = 0,8 \cdot 0,3^2 \cdot 0,25 = 0,018$  моль/л  $\cdot$  с.

### **Приклад 2.** Як зміниться швидкість реакції



якщо: а) збільшити тиск у реакційній посудині у два рази; б) зменшити об'єм посудини в 4 рази?

*Розв'язок:*

а) Відповідно до закону діючих мас, швидкість даної реакції описується рівнянням:  $v = k \cdot c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{Cl}_2)$ . Оскільки збільшення тиску приводить до пропорційного збільшення концентрацій газоподібних речовин, концентрації реагентів у нових умовах будуть рівні:  $c_1(\text{NO}) = 2c_0(\text{NO})$ ,  $c_1(\text{Cl}_2) = 2c_0(\text{Cl}_2)$ . Константа швидкості реакції при збільшенні тиску не змінюється, і швидкість реакції в нових умовах буде дорівнює:

$$v_1 = k \cdot c_1^2(\text{NO}) \cdot c_1(\text{Cl}_2) = k \cdot (2c_0(\text{NO}))^2 \cdot (2c_0(\text{Cl}_2)) = 8kc_0^2(\text{NO}) \cdot c_0(\text{Cl}_2).$$

Звідси витікає, що

$$\frac{v_1}{v} = \frac{8kc_0^2(\text{NO})c_0(\text{Cl}_2)}{kc_0^2(\text{NO})c_0(\text{Cl}_2)} = 8.$$

Швидкість реакції збільшиться в 8 разів.

б) Зменшення об'єму посудини в 4 рази призводить до відповідного збільшення концентрацій реагентів. Таким чином,

$$c_2(\text{NO}) = 4 \cdot c_0(\text{NO}), \text{ а } c_2(\text{Cl}_2) = 4 \cdot c_0(\text{Cl}_2).$$

Вирішуючи задачу за аналогією з попередньою, одержимо:

$$\frac{v_2}{v} = 64,$$

тобто зменшення об'єму посудини в 4 рази приведе до збільшення швидкості в 64 рази.

### **Вплив температури на швидкість хімічної реакції**

Залежність швидкості хімічної реакції від температури наближено визначається емпіричним *правилом Вант-Гоффа*: при

підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість більшості хімічних реакцій збільшується в 2-4 рази (в  $\gamma$  разів):

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

Де  $v_{T_1}$  і  $v_{T_2}$  швидкості реакції відповідно при температурах  $T_1$  і  $T_2$ ;  $\gamma$  – температурний коефіцієнт швидкості реакції, що обчислюється за експериментальними даними і набуває значення для більшості реакцій від 2 до 4. Для окремої реакції  $\gamma$  – величина практично постійна при  $\Delta T \leq \approx 100^\circ$ .

За допомогою правила Вант-Гоффа можна лише наближено оцінити вплив температури на швидкість реакції. Більш точний опис залежності швидкості реакції від температури здійснений в рамках теорії активних зіткнень Арреніуса.

У теорії активації вплив *температури і каталізатора* на швидкість хімічної реакції описується наступним рівнянням для константи швидкості хімічної реакції:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

де  $A$  – постійний множник, який не залежить від температури і визначається природою реагуючих речовин;  $R$  – універсальна газова стала;  $E_a$  – енергія активації;  $e$  – основа натурального логарифма.

Як витікає із рівняння Арреніуса, константа швидкості хімічної реакції тим більша, чим менша енергія активації.

**Приклад 3.** Температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції дорівнює 2,1. У скільки разів зросте швидкість реакції при збільшенні температури в реакційній посудині з 15 до 38°C?

*Розв'язок:*

Згідно з правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}; \quad \frac{v_{38^\circ}}{v_{15^\circ}} = 2,1^{2,3} = 5,5.$$

### Хімічна рівновага

Хімічні реакції, у результаті яких вихідні речовини повністю перетворюються в продукти реакції, називаються *необоротними*. Реакції, що йдуть одночасно у двох протилежних напрямках (прямому та зворотному), називаються *оборотними*.



В оборотних реакціях стан системи, при якому швидкості прямої та зворотної реакції рівні, називається *станом хімічної рівноваги*. Хімічна рівновага є динамічною, тобто її встановлення не означає припинення реакції. У загальному випадку для будь-якої оборотної реакції  $aA + bB \leftrightarrow dD + eE$ , незалежно від її механізму, виконується співвідношення:

$$K = \frac{c_D^d c_E^e}{c_A^a c_B^b}.$$

В стані істинної хімічної рівноваги добуток концентрацій продуктів реакції, віднесений до добутку концентрацій вихідних речовин (у степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам), при даній температурі є сталою величиною, яка називається *константою рівноваги (K)*.

**Приклад 4.** Знайдіть константу рівноваги реакції  $2A + B \leftrightarrow 2D$ , що протікає в газовій фазі в закритій посудині, якщо вихідні концентрації  $A$  і  $B$  рівні відповідно 0,6 моль/л і 0,4 моль/л, а до моменту настання рівноваги прореагувало 25% речовини  $B$ . Розрахуйте зміну тиску в системі у порівнянні із вихідним.

*Розв'язок:*

Напишемо вираз для константи рівноваги цієї реакції:

$$K = \frac{c_D^2}{c_A^2 c_B}.$$

Визначимо рівноважні концентрації речовин.

До моменту настання рівноваги прореагувало 25% речовини  $B$ , отже,  $\Delta c_B = 0,25 \cdot 0,4 = 0,1$  моль/л. Рівноважна концентрація речовини  $B$  ( $c_B$ ) відповідно дорівнює:  $0,4 - 0,1 = 0,3$  (моль/л).

У відповідності з рівнянням реакції,  $\Delta c_A = 2 \cdot \Delta c_B = 2 \cdot 0,1 = 0,2$  (моль/л). Отже, рівноважна концентрація речовини  $A$  дорівнює:  $c_A = 0,6 - 0,2 = 0,4$  моль/л.

Відповідно до рівняння реакції, кількість речовини  $D$ , що утворилася, дорівнює кількості речовини  $A$ , що прореагувала. Тому  $\Delta c_D = 0,2$  моль/л. Оскільки в початковий момент речовина  $D$  була відсутня, то її рівноважна концентрація дорівнює:

$$c_D = 0 + \Delta c_D = 0 + 0,2 = 0,2 \text{ (моль/л)}.$$

Підставивши знайдені рівноважні концентрації речовин  $A$ ,  $B$  і  $D$  у вираз для константи рівноваги, одержимо

$$K = \frac{0,2^2}{0,4^2 \cdot 0,3} = 0,83.$$

Зміна тиску в системі пропорційна зміні сумарної концентрації газоподібних речовин. Таким чином,

$$\frac{p}{p^0} = \frac{c_A + c_B + c_D}{c_A^0 + c_B^0} = \frac{0,4 + 0,3 + 0,2}{0,6 + 0,4} = 0,9.$$

Отже, тиск у системі в момент рівноваги буде становити 90 % від вихідного.

**Приклад 5.** У системі  $A_{(г)} + B_{(г)} \leftrightarrow 2D_{(г)}$  рівноважні концентрації становлять:  $c_A = 0,4$  моль/л;  $c_B = 0,9$  моль/л;  $c_D = 0,6$  моль/л. Знайдіть константу рівноваги реакції та вихідні концентрації  $A$  і  $B$  (речовина  $D$  у вихідній суміші відсутня).

*Розв'язок:*

Константа рівноваги для даної реакції дорівнює:

$$K = \frac{c_D^2}{c_A c_B} = \frac{0,6^2}{0,4 \cdot 0,9} = 1.$$

Відповідно до рівняння реакції, на утворення 2 моль речовини  $D$  необхідно по 1 молю речовин  $A$  і  $B$ . Оскільки у результаті реакції утворилося 0,6 моль/л речовини  $D$ , то на її утворення витрачено по 0,3 моль/л речовин  $A$  і  $B$ . Таким чином вихідна концентрація речовини  $A$  дорівнює:  $c_A^0 = 0,4 + 0,3 = 0,7$  (моль/л), а вихідна концентрація речовини  $B$  дорівнює:  $c_B^0 = 0,9 + 0,3 = 1,2$  (моль/л).

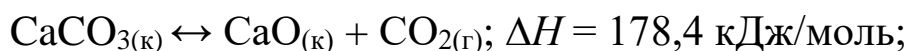
### Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє

Зміна умов (температура, тиск, концентрація), за яких система перебуває в стані хімічної рівноваги ( $v_{пр.} = v_{зв.}$ ), викликає зсув рівноваги. У результаті неоднакової зміни швидкостей прямої та зворотної реакцій із зміною умов через деякий час у системі встановлюється нова хімічна рівновага, що відповідає новим умовам. Перехід із одного рівноважного стану до іншого і називається *зсувом положення рівноваги*.

Напрямок зсуву хімічної рівноваги в результаті зміни зовнішніх умов визначається принципом Ле-Шательє: *якщо на систему, що перебуває в стані хімічної рівноваги, здійснити зовнішній вплив, то це буде сприяти протіканню того із двох протилежних процесів, що послаблює зовнішній вплив.*

### **Приклад 6.**

В який бік зміститься хімічна рівновага в системі



- а) при введенні в систему вуглекислого газу;
- б) при введенні в систему Кальцій оксиду;
- в) при збільшенні тиску;
- г) при збільшенні температури ?

*Розв'язок:*

Відповідно до принципу Ле-Шательє, рівновага в системі зміщується таким чином, щоб зменшити ефект зовнішнього впливу.

а) Введення вуглекислого газу приводить до підвищення концентрації  $\text{CO}_2$ . Для ослаблення цього впливу рівновага в системі повинна зміститися вліво.

б) Введення твердого Кальцій оксиду не змінює концентрацію  $\text{CaO}$  у фазі  $\text{CaO}_{(\text{к})}$ , і хімічна рівновага не зміщується.

в) Збільшення тиску приводить до збільшення концентрації  $\text{CO}_{2(\text{г})}$  і практично ніяк не впливає на концентрації твердих компонентів. Рівновага зсувається вліво.

г) Збільшення температури може бути скомпенсоване ендотермічним процесом. Оскільки саме пряма реакція протікає з поглинанням тепла, рівновага в системі зміщується вправо.

## **В. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ**

В1. Що таке *хімічний зв'язок*? Вкажіть умови його утворення та основні параметри. Яка природа хімічного зв'язку? Зв'язувальна та розслаблювальна? область в молекулі.

В2. Схарактеризуйте основні типи хімічного зв'язку. Укажіть подібність і розходження між ними.

В3. Схарактеризуйте *ковалентний зв'язок*. Назвіть і проілюструйте конкретними прикладами основні способи утворення ковалентного

зв'язку.

В4. Схарактеризуйте основні положення методу валентних зв'язків. Недоліки цієї теорії.

В5. Поясніть механізм утворення  $\sigma$ -,  $\pi$ -, і  $\delta$ -зв'язків. Які орбіталі можуть брати участь в їх утворенні?

В6. Що таке *кратність зв'язку*? Який вона впливає на довжину та міцність зв'язку між атомами. Наслідки делокалізації  $\pi$ -зв'язку.

В7. Які умови утворення полярного і неполярного ковалентного зв'язку? Пояснити поняття «*ефективний заряд атома*» на конкретних прикладах.

В8. Що таке *електричний диполь*? У якому співвідношенні перебувають довжина диполя і довжина зв'язку у двоатомній молекулі? Електричний момент диполя молекули.

В9. Що є мірою полярності зв'язку? Проаналізуйте в порівняльному плані полярність молекул  $\text{CO}_2$  і  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NH}_3$  і  $\text{NF}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{H}_2\text{S}$ .

В10. Дайте пояснення концепції *гібридизації*. Поясніть основні умови стійкої гібридизації. Для атомів яких елементів гібридизація можлива як реальне явище? Чому?

В11. Які вам відомі типи гібридизації і геометричні структури, що їм відповідають?

В12. Концепція відштовхування валентних електронних пар (ВВЕП) і геометрія молекули.

В13. Загальні положення теорії молекулярних орбіталей (МО) та характеристика методу ЛКАО–МО.

В14. Побудуйте наближену енергетичну діаграму двоатомної молекули (молекулярного йону).

№ варіанту	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Молекула (частинка)	$\text{O}_2^+$	$\text{CO}$	$\text{N}_2^+$	$\text{O}_2^{2-}$	$\text{NO}^+$	$\text{N}_2^{2-}$	$\text{O}_2^{2+}$	$\text{B}_2$	$\text{N}_2^{3-}$	$\text{NO}$

№ варіанту	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Молекула (частинка)	$\text{C}_2^{2-}$	$\text{O}_2$	$\text{CO}^+$	$\text{C}_2$	$\text{C}_2^-$	$\text{Li}_2^{2+}$	$\text{Be}_2^+$	$\text{Be}_2^{2+}$	$\text{B}_2^-$	$\text{BF}$

Схарактеризуйте її магнітні властивості. Чи є ця молекула полярною? Подайте її електронну формулу. Обчисліть порядок зв'язку у молекулі та оцініть її стійкість.

В15. Визначте валентність і ступінь окиснення Нітрогену та Карбону в молекулах:  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,

$C_2H_2$ ,  $CO_2$ ,  $CO$ ? Чи завжди названі величини корелюють між собою (співпадають)?

B16. Проаналізуйте наступні молекулярні структури (встановіть характер розподілу валентних електронів, тип гібридизації центральних атомів, валентні кути, полярність, валентність і ступінь окиснення окремих атомів):

№ варіанту	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Молекула (частинка)	CO	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O	NO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	BF <sub>3</sub>	NH <sub>3</sub>	NF <sub>3</sub>

№ варіанту	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Молекула (частинка)	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HN <sub>3</sub>	SO <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	BF <sub>4</sub> <sup>-</sup>	BF

B17. Дайте визначення *йонного зв'язку*. Яка його природа та механізм утворення? Що таке *частка йонності зв'язку*?

B18. Перелічіть і поясніть основні характеристики йонного зв'язку. Вкажіть, у чому його подібність і відмінність у порівнянні з ковалентним зв'язком? Чим визначається значення координаційного числа в йонних сполуках?

B19. Схарактеризуйте *металічний зв'язок*, його природу і механізм утворення.

B20. Зазначте три типи міжмолекулярної взаємодії. У чому полягають їх особливості

B21. Розгляньте механізм утворення водневого зв'язку, його відмінність від хімічного ковалентного зв'язку та міжмолекулярної взаємодії.

B22. Як впливає наявність водневого зв'язку на фізичні та хімічні властивості речовин? Поясніть на прикладі зміни властивостей речовин у рядах HF – HI; H<sub>2</sub>O – H<sub>2</sub>Te; NH<sub>3</sub> – SbH<sub>3</sub>; CH<sub>4</sub> – SnH<sub>4</sub>.

B23. Дайте визначення поняттям: *система, фаза, середовище, макро- і мікростан системи*. Характеристика гомогенної та гетерогенної систем.

B24. Схарактеризуйте термодинамічні системи за характером обміну теплотою з навколишнім середовищем. Наведіть приклади.

B25. Які два фактори визначають самодовільне протікання хімічних реакцій у даному напрямку? Дайте їм характеристики.

B26. Назвіть основні термодинамічні величини, що характеризують стан системи. Чому вони мають назву *функцій*

стану?

- В27. Розгляньте зміст понять *внутрішня енергія системи* і *ентальпія*. Наведіть приклади реакцій, в яких  $\Delta H > \Delta U$  і  $\Delta U > \Delta H$ .
- В28. Які фактори визначають величину зміни ентальпії реакції? Як залежить ця величина від енергії активації, шляху та умов протікання процесу, присутності каталізаторів?
- В29. Чи можуть бути екзотермічними процеси дисоціації молекул на атоми, йони; ендотермічними — процеси утворення молекул з атомів, радикалів, з інших молекул?
- В30. Закон Гесса та наслідки з нього. Який зв'язок між тепловим ефектом (ентальпією) реакції і ентальпіями утворення вихідних речовин і продуктів реакції?
- В31. Чим можна пояснити самодовільне протікання деяких реакцій з поглинанням тепла ( $\Delta H > 0$ )?
- В32. Напрямок мимовільного протікання процесів в ізольованих системах. Відповідь обґрунтуйте.
- В33. Термодинамічне визначення *ентропії*. Не проводячи розрахунку, обґрунтовано визначте знак зміни ентропії в ході таких процесів:  
 а)  $2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(р)} + 2\text{SO}_{2(г)}$ ;  
 в)  $\text{MgO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{MgCO}_{3(к)}$ ;  
 г) лід  $\rightarrow$  вода  $\rightarrow$  пар;  
 д)  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(р-н)} = \text{CH}_3\text{COO}^-_{(р-н)} + \text{H}^+_{(р-н)}$ .
- В34. Ізобарно-ізотермічний потенціал *Гіббса*. Яке співвідношення між величиною зміни енергії Гіббса і величинами зміни ентальпії та ентропії системи?
- В35. Чому  $\Delta G$  може розглядатися як критерій самодовільності протікання хімічної реакції? Чи можливі випадки, коли реакції з  $\Delta G < 0$  практично не відбуваються? Дайте пояснення та наведіть приклади.
- В36. Без математичних розрахунків обґрунтуйте, які з реакцій утворення оксидів Нітрогену і за якої температури (високої чи низької) можуть протікати довільно:  
 а)  $2\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{N}_2\text{O}_{(г)}$  ;  $\Delta H^\circ_{298} > 0$   
 б)  $\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{(г)}$  ;  $\Delta H^\circ_{298} > 0$   
 в)  $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(к)}$  ;  $\Delta H^\circ_{298} < 0$   
 г)  $\text{NO}_{(г)} + \text{NO}_{2(г)} = \text{N}_2\text{O}_{3(к)}$  ;  $\Delta H^\circ_{298} < 0$
- В37. Перший закон термодинаміки і тепловий ефект хімічної реакції.

Поясніть вираз:  $Q = -\Delta H$ . Чому дорівнює тепловий ефект ізобарного процесу?

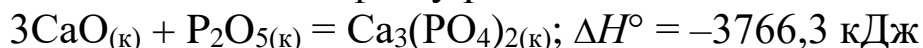
В38. При сполученні 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж.

Обчисліть молярну теплоту утворення Ферум (II) сульфід.

В39. Визначити стандартну ентальпію ( $\Delta H^\circ_{298}$ ) утворення  $\text{PH}_3$ , виходячи з рівняння:

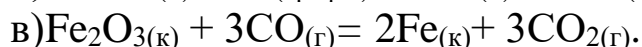
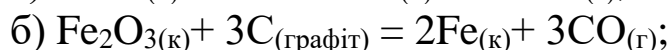
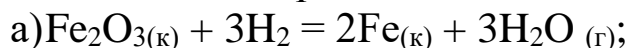


В40. Виходячи з теплового ефекту реакції

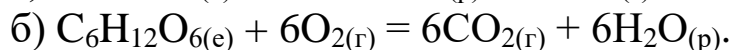
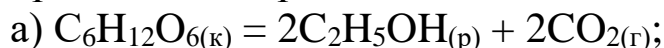


визначити  $\Delta H^\circ_{298}$  утворення Кальцій ортофосфату.

В41. Порівняти  $\Delta H^\circ_{298}$  реакції відновлення Ферум(+3) оксиду різними відновниками при 298 К:



В42. Обчислити значення  $\Delta H^\circ$  для реакцій перетворення глюкози, що протікають в організмі:



Яка із цих реакцій постачає організму більше енергії?

В43. Визначте значення  $\Delta G^\circ_{298}$ ,  $\Delta H^\circ_{298}$  і  $\Delta S^\circ_{298}$  для нижчеподаних реакцій і встановіть температурні умови їх здійснення в прямому напрямку:

№ варіанту	Хімічна реакція
1	$2\text{Zn}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} + 4\text{NaOH}_{(\text{к})} = 2\text{Na}_2\text{ZnO}_{2(\text{к})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
2	$2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = 2\text{NaHSO}_{3(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
3	$2\text{MnO}_{2(\text{к})} + 4\text{KOH}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{K}_2\text{MnO}_{4(\text{к})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
4	$\text{MnO}_{2(\text{к})} + 4\text{HCl}_{(\text{г})} = \text{Cl}_{2(\text{г})} + \text{MnCl}_{2(\text{к})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
5	$\text{N}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})} = \text{NH}_4\text{NO}_{2(\text{к})}$
6	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$
7	$4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}$
8	$2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$
9	$\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{CaCO}_{3(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}$
10	$\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{NO}_{(\text{г})}; \text{NO}_{2(\text{г})}$
11	$\text{N}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{р})} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_{2(\text{к})}$

12	$\text{N}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{р})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_{3(\text{к})}$
13	$2\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{р})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
14	$\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{NH}_{3(\text{г})} = \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв.})}$
15	$\text{N}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{р})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{HNO}_{3(\text{р})}$
16	$2\text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(\text{к})} = 2\text{CuO}_{(\text{к})} + 4\text{NO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$
17	$\text{NiO}_{(\text{к})} + \text{Pb}_{(\text{к})} = \text{Ni}_{(\text{к})} + \text{PbO}_{(\text{к})}$
18	$2\text{FeS}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{FeO}_{(\text{к})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$
19	$\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
20	$\text{MnO}_{2(\text{к})} + 2\text{KOH}_{(\text{к})} + \text{KNO}_{3(\text{к})} =$ $= \text{K}_2\text{MnO}_{4(\text{к})} + \text{KNO}_{2(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$

- В44. Що називається швидкістю хімічної реакції? Які фактори та яким чином впливають на швидкість хімічної реакції?
- В45. Як швидкість хімічної реакції залежить від концентрацій реагентів? Сформулюйте основний закон хімічної кінетики – закон діючих мас – і вкажіть умови його застосування.
- В46. Напишіть математичні вирази закону діючих мас для наступних реакцій:
- $2\text{NOCl}_{(\text{г})} = 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})};$
  - $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}.$
- В47. Від яких факторів залежить константа швидкості реакції? Який її фізичний зміст?
- В48. Поясніть вплив тиску на швидкість хімічної реакції?
- В49. Як впливає підвищення (зниження) температури на швидкість хімічної реакції?
- В50. Що таке температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції?
- В51. Чому швидкість хімічної реакції з підвищенням температури зростає набагато сильніше, ніж число зіткнень молекул?
- В52. Які молекули називаються активними? Що таке енергія активації і активований комплекс? Яке співвідношення величин енергії хімічних зв'язків у реагуючих молекулах і енергії активації реакції?
- В53. Приведіть наближену енергетичну діаграму співвідношення енергії активації і теплового ефекту реакції. Як пояснити, що тепловий



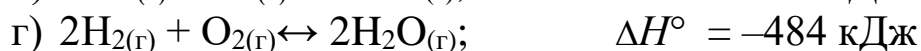
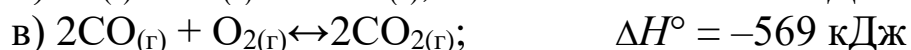
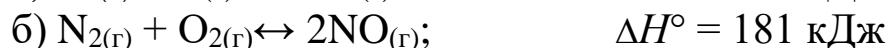
- ефект реакції не залежить від її енергії активації?
- В54. Як впливає величина енергії активації на швидкість хімічної реакції? Чи можливі реакції з енергією активації, що дорівнює нулю?
- В55. Який взаємозв'язок між константою швидкості реакції і її енергією активації?
- В56. Як впливає величина енергії активації на температурний коефіцієнт швидкості реакції?
- В57. Які речовини називаються каталізаторами? У чому полягає принцип дії каталізатора? Схарактеризуйте види каталізу.
- В58. Який вплив каталізатора на величину енергії активації хімічної реакції? Поясніть із використанням енергетичної діаграми.
- В59. На практичному прикладі поясніть сутність теорії проміжних продуктів (активованій комплекс).
- В60. Напишіть математичні вирази закону діючих мас для реакцій, що йдуть за схемами:
- а)  $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightarrow AB_{2(г)}$ ,      в)  $2A_{(р)} + B_{(р)} \rightarrow A_2B_{(р)}$ ;  
б)  $A_{(т)} + B_{(к)} \rightarrow AB_{(г)}$ ,      г)  $A_{(р)} + B_{(к)} \rightarrow D_{(р)} + E_{(к)}$ .
- В61. Розрахуйте, як зміниться швидкість реакції  $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow 2C_{(г)}$ , якщо:
- а) збільшити концентрацію речовини  $A$  в 2 рази;  
б) збільшити концентрацію речовини  $B$  у 2 рази;  
в) збільшити тиск у системі у два рази;  
г) збільшити об'єм системи у два рази?
- В62. Початкові концентрації реагентів становлять:  $c_A^0 = 0,06$  моль/л і  $c_B^0 = 0,10$  моль/л. Розрахуйте, як зміниться швидкість реакції  $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow 2D_{(г)}$  у порівнянні з початковою в момент, коли прореагує 10 % речовини  $B$ .
- В63. У посудину об'ємом 2 л ввели 0,032 г  $O_2$  і 0,030 г  $NO$ . Розрахуйте, як зміниться швидкість реакції  $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}$  у порівнянні з початковою в момент, коли прореагує 20 %  $NO$ .
- В64. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,1. Обчисліть, як зміниться швидкість реакції, якщо: а) збільшити температуру в системі з 18°C до 43°C: б) зменшити температуру у системі з 55°C до 8°C?
- В65. При підвищенні температури на 40 °C швидкість реакції

зростає в 16,8 рази. Визначити температурний коефіцієнт швидкості реакції.

В66. При зменшенні температури з 95 °С до 40°С швидкість реакції зменшилася в 97 разів. Визначите температурний коефіцієнт швидкості реакції.

В67. На скільки градусів необхідно змінити температуру в системі реагуючих речовин, щоб швидкість реакції збільшилася в 120 разів, якщо температурний коефіцієнт дорівнює 3,2?

В68. У який бік зміститься рівновага в системах:

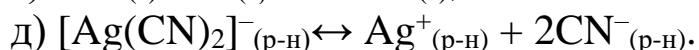
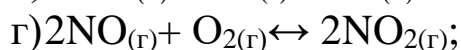
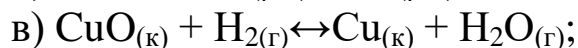
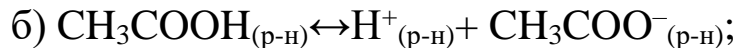
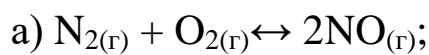


- при збільшенні тиску;

- при збільшенні об'єму системи;

- при охолодженні системи.

В69. Запишіть математичний вираз для константи рівноваги в системі:



В70. Стандартна ентальпія утворення  $\text{PCl}_{5(\text{г})}$  дорівнює 464 кДж/моль. Які умови необхідно створювати для збільшення практичного виходу  $\text{PCl}_5$  при його синтезі із простих речовин?

В71. Хімічна рівновага  $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$  встановилася при концентраціях Нітроген(+2) оксиду, кисню та Нітроген(+4) оксиду, рівних відповідно 0,08; 0,03 і 0,02 моль/л. Обчислити константу рівноваги і вихідні концентрації Нітроген(+2) оксиду і кисню, якщо у вихідній системі  $\text{NO}_2$  був відсутній.

В72. Обчислити константу рівноваги реакції  $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ , якщо початкова концентрація  $\text{N}_2\text{O}_4$  була 0,06 моль/л, а до моменту настання рівноваги продисоціювало 50%  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

В73. Як зміниться тиск у системі  $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ , якщо початкові концентрації азоту та водню в системі відповідно становили 0,2 і 0,6 моль/л, а до моменту настання рівноваги прореагувало 20% азоту? Визначите константу рівноваги в даній

системі за цих умов.

В74. Константа рівноваги гомогенної системи  $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$  при температурі  $400^\circ\text{C}$  дорівнює 0,1. Рівноважні концентрації водню та аміаку відповідно рівні 0,2 і 0,08 моль/л. Обчисліть рівноважну і початкову концентрації азоту, якщо у вихідній системі аміак був відсутній.

В75. При  $1000^\circ\text{C}$  константа рівноваги системи  $\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$  дорівнює 0,5. Обчисліть рівноважні концентрації  $\text{CO}$  і  $\text{CO}_2$ , якщо їхні початкові концентрації становили відповідно 0,05 і 0,01 моль/л.

В76. Константа рівноваги  $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$  дорівнює одиниці. Визначити, скільки відсотків  $\text{CO}_2$  перетвориться в  $\text{CO}$ , якщо змішати 1 моль  $\text{CO}_2$  і 5 моль  $\text{H}_2$ .

В77. Константа рівноваги  $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$  дорівнює одиниці. Визначити, у яких об'ємних співвідношеннях були змішані  $\text{CO}_2$  і  $\text{H}_2$ , якщо до моменту настання рівноваги в реакцію вступило 80 % початкової кількості водню?

В78. Для реакції  $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HBr}_{(\text{г})}$  при деякій температурі константа рівноваги дорівнює 1,0. Визначити об'ємний склад рівноважної системи, якщо вихідна суміш складалася з 0,3 моль водню і 0,2 моль бром.

В79. У замкненій посудині протікає реакція  $\text{AB}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})}$ . Константа рівноваги дорівнює 0,04, а рівноважна концентрація речовини А дорівнює 0,02 моль/л. Знайдіть початкову концентрацію речовини АВ, а також ступінь розкладання цієї речовини.

В80. Визначте константу рівноваги реакції  $2\text{NO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})}$  при  $25^\circ\text{C}$ , виходячи із значення зміни ізобарно-ізотермічного потенціалу системи в результаті реакції.  $\Delta G^\circ_{298}(\text{N}_2\text{O}_4) = 93,8 \text{ кДж/моль}$ ;  $\Delta G^\circ_{298}(\text{NO}_2) = 51,8 \text{ кДж/моль}$ .

## С. РОЗЧИНИ

### КІЛЬКІСНИЙ СКЛАД РОЗЧИНІВ

**Розчином** називають гомогенну систему змінного складу, що складається із двох або більшої кількості речовин. Речовини, що складають розчин, називаються компонентами розчину. Розчини бувають газоподібні, рідкі і тверді.

Найбільш широке практичне застосування мають саме рідкі водні розчини. Будь-який розчин складається з розчинених речовин і розчинника, хоча ці поняття певною мірою умовні. Звичайно розчинником вважають той компонент, що у розчині перебуває в тому ж агрегатному стані, що й до розчинення. Наприклад, у водному розчині глюкози (тверда речовина) розчинником є вода, а суміш спирту (рідина) і води (рідина) можна назвати залежно від кількості компонента розчином спирту у воді або води в спирті.

У розчинах електролітів незалежно від співвідношення компонентів та їхнього агрегатного стану електроліти завжди розглядаються як розчинені речовини.

Властивості розчину визначаються його якісним та кількісним складом. На практиці *кількісний склад розчинів* виражають за допомогою наступних величин: а) **безрозмірних** – масова, об'ємна й молярна частки; б) **розмірних** – масова концентрація речовини, молярна концентрація речовини (молярність), молярна концентрація еквівалентів речовини (нормальність), молярна концентрація (молярність).

**Масова частка розчиненої речовини ( $w$ )** виражається в частках одиниці, відсотках (%), проміллі (‰; тисячна частина) і в мільйонних частках (млн<sup>-1</sup>). Масова частка дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}} \times 100\%.$$

**Об'ємна частка розчиненої речовини ( $\varphi$ )** виражається в частках одиниці або відсотках (%) і дорівнює відношенню об'єму рідкої або газуватої речовини  $V_i$  до загального об'єму розчину або суміші  $V$ :

$$\varphi = \frac{V_i}{V_{\text{заг.}}} \times 100\%.$$

Наприклад, якщо масова частка HCl у розчині 30%, то це значить, що в 100 г розчину міститься 30 г HCl і 70 г розчинника. Якщо об'ємна частка O<sub>2</sub> у повітрі становить 21% – це значить, що в 100 л повітря міститься 21 л кисню, тощо.

**Молярна частка розчиненої речовини ( $x$ )** виражається в частках одиниці або відсотках (%) і є відношенням хімічної кількості розчиненої речовини до сумарного числа моль всіх компонентів розчину:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_{\text{заг.}}} \times 100\%.$$

**Масова концентрація речовини  $T(X)$ , або титр**, виражається у кг/дм, г/см<sup>3</sup>, г/л, г/мл, мг/мл. Титр дорівнює відношенню маси розчиненої речовини  $X$  до об'єму розчину  $V$ :

$$T = \frac{m_{\text{р.р.}}}{V_{\text{р-ну}}}.$$

**Молярна концентрація речовини  $C_M$**  звичайно виражається в моль/л. Дорівнює відношенню хімічної кількості розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$C_M = \frac{n_{\text{р.р.}}}{V_{\text{р-ну}}}.$$

**Молярна концентрація еквівалентів речовини (еквівалентна концентрація, нормальність)  $C_E$**  виражається також в моль/л і є часткою від ділення хімічної кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$C_E = \frac{n_{E(\text{р.р.})}}{V_{(\text{р-ну})}}.$$

**Моляльність розчину  $C_m$  (моль/кг)** дорівнює відношенню хімічної кількості розчиненої речовини до маси розчинника:

$$C_m = \frac{n_{(\text{р.р.})}}{m_{(\text{р-ка})}}.$$

**Коефіцієнт розчинності (розчинність) речовини  $S$**  – максимальна маса речовини, що здатна розчинитися в 100 г розчинника при даній температурі з утворенням насиченого розчину. **Розчинністю** також називають молярну концентрацію речовини в його насиченому розчині.

**Приклад 1.** Які об'єми води і розчину  $\text{BaCl}_2$  з масовою часткою солі 10% і густиною 1,09 г/мл, будуть потрібні для приготування нового розчину об'ємом 1 л з масовою часткою солі 2% і густиною 1,012 г/мл?

*Розв'язок:*

а) Обчислимо масу отриманого розчину об'ємом 1 л:

$$m(\text{р-ну}) = 1000 \text{ мл} \cdot 1,012 \text{ г/мл} = 1012 \text{ г};$$

б) Обчислимо масу  $\text{BaCl}_2$  в отриманому розчині  $m(\text{BaCl}_2)$ :

в 100 г розчину міститься 2 г речовини ( $\text{BaCl}_2$ ),

в 1012 г —  $x$  г ( $\text{BaCl}_2$ ),

$$\frac{100}{1012} = \frac{2}{x}; \quad x = 20,2 \text{ (г)}.$$

Обчислимо масу вихідного розчину, що містить 20,2 г Барій хлориду:

в 100 г розчину міститься 10 г  $\text{BaCl}_2$ ,

в  $y$  г — 20,2 г  $\text{BaCl}_2$ ,

$$y = 202 \text{ (г)}.$$

Обчислимо об'єм вихідного розчину масою 202 г:

$$V_{\text{р-ну}} = \frac{m_{\text{р-ну}}}{\rho_{\text{р-ну}}} = \frac{202}{1,09} \approx 185 \text{ (мл)}.$$

Маса доданої води складає:  $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну}) - m(\text{р-ну } \text{BaCl}_2) = 1012 - 202 = 810 \text{ г}$ , оскільки густина води за кімнатної температури близька до одиниці, то  $V(\text{H}_2\text{O}) \approx 810 \text{ мл}$ .

**Приклад 2.** Знайдіть масу води та мідного купоросу ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), що необхідні для приготування розчину об'ємом 1 л з масовою часткою  $\text{CuSO}_4$  8% і густиною 1,084 г/см<sup>3</sup>.

*Розв'язок:*

Маса отриманого розчину буде становити:

$$m(\text{р-ну}) = V(\text{р-ну}) \cdot \rho(\text{р-ну}) = 1000 \cdot 1,084 = 1084 \text{ г}.$$

Обчислимо масу  $\text{CuSO}_4$  у цьому розчині:

$$m(\text{CuSO}_4) = w(\text{CuSO}_4) \cdot m(\text{р-ну}) = 0,08 \cdot 1084 = 86,7 \text{ г}.$$

Обчислимо масу мідного купоросу, що містить 86,7 г  $\text{CuSO}_4$ :

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 160 + 90 = 250 \text{ г/моль}$$

в 250 г купоросу міститься 160 г  $\text{CuSO}_4$ ,

в  $x$  г — 86,7 г  $\text{CuSO}_4$ ,  $x = 135,5 \text{ г}$ .

Маса води складає:  $m(\text{H}_2\text{O}) = 1084 - 135,5 = 948,5 \text{ г}$ .

**Приклад 3.** Які об'єми розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 96%, густиною 1,84 г/мл і води необхідно взяти для приготування розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  об'ємом 100 мл з масовою часткою 15 % і густиною 1,10 г/см<sup>3</sup>.

*Розв'язок:*

Знайдемо масу 100 мл 15 % розчину:

$$m(\text{р-ну}) = V(\text{р-ну}) \cdot \rho(\text{р-ну}) = 100 \cdot 1,10 = 110 \text{ г.}$$

$$\text{Маса } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ у цьому розчині } m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{15 \cdot 110}{100} = 16,5 \text{ г.}$$

Знайдемо масу 96 % розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , що містить 16,5 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$m_1(\text{р-ну}) = \frac{100 \cdot 16,5}{96} = 17,19 \text{ г.}$$

Знаючи масу розчину і густину, знайдемо його об'єм:

$$V_1(\text{р-ну}) = \frac{m(\text{р-ну})}{\rho(\text{р-ну})} = \frac{17,19}{1,84} = 9,34 \text{ мл.}$$

Обчислимо масу води, необхідну для приготування розчину:  
 $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну}) - m_1(\text{р-ну}) = 110 - 17,19 = 92,81 \text{ г.}$

Так як густина води при кімнатній температурі близька до одиниці, то обчислюємо об'єм доданої води:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{92,81}{1} = 92,81 \text{ мл.}$$

**Приклад 4.** Який об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 80% і густиною 1,732 г/мл буде потрібно для приготування 250 мл розчину молярної концентрації еквівалента  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,5 моль/л?

*Розв'язок:*

Молярна маса еквівалента сульфатної кислоти:

$$E_m = \frac{M}{z} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

Кількість еквівалента  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у розчині, який необхідно приготувати:

0,5 моль еквівалентів  $\text{H}_2\text{SO}_4$  міститься в 1000 мл розчину,

$x$  моль еквівалентів  $\text{H}_2\text{SO}_4$  міститься в 250 мл розчину,

$$x = 0,125 \text{ моль.}$$

Маса  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у розчині, який необхідно приготувати:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,125 \cdot 49 = 6,125 \text{ г.}$$

Маса вихідного розчину, що містить 6,125 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

в 100 г розчину міститься 80 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,

в  $y$  г — 6,125 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,

$$y = 7,66 \text{ г.}$$

Обчислимо об'єм вихідного розчину сульфатної кислоти:

$$V = \frac{m(p - n_y)}{\rho(p - n_y)} = \frac{7,66}{1,732} = 4,4 \text{ мл.}$$

**Приклад 5.** Розчинність (коефіцієнт розчинності) Калій нітрату при  $60^\circ\text{C}$  і  $20^\circ\text{C}$  відповідно дорівнює 110,1 та 31,6 г в 100 г води. Яка маса Калій нітрату випаде в осад при охолодженні від  $60$  до  $20^\circ\text{C}$  насиченого при  $60^\circ\text{C}$  розчину цієї солі масою 40 г?

*Розв'язок:*

Маса насиченого розчину при  $60^\circ\text{C}$  дорівнює:

$$m(p - n_y) = 100 + 110,1 = 210,1 \text{ г.}$$

Маса Калій нітрату в цьому розчині:

в розчині масою 210,1 г міститься  $\text{KNO}_3$  масою 110,1 г;

в розчині масою 40 г міститься  $\text{KNO}_3$  масою  $x$  г,

$$x = m(\text{KNO}_3) = \frac{110,1 \cdot 40}{210,1} = 20,96 \text{ г.}$$

Маса води в 40 г розчину буде дорівнювати:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 40 - 20,96 = 19,04 \text{ г.}$$

Обчислимо масу  $\text{KNO}_3$  у насиченому розчині при  $20^\circ\text{C}$  в 19,04 г  $\text{H}_2\text{O}$ :

в 100 г  $\text{H}_2\text{O}$  розчиняється 31,6 г  $\text{KNO}_3$ ,

в 19,4 г —  $y$  г  $\text{KNO}_3$ ,

$$y = m(\text{KNO}_3) = 6,02 \text{ г.}$$

При охолодженні виділиться осад Калій нітрату масою:

$$m(\text{KNO}_3) = 20,96 \text{ г} - 6,02 \text{ г} = 14,96 \text{ г.}$$

### С. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

- С1. Дайте визначення поняття *розчин*. Класифікація розчинів.
- С2. Поясніть з погляду молекулярно-кінетичних уявлень процес розчинення твердих, рідких і газоподібних речовин у воді.
- С3. Чим відрізняється розчин від механічної суміші? Від хімічних сполук?



- C4. Чи можна вважати, що об'єм розчину дорівнює сумі об'ємів розчинника та розчиненої речовини?
- C5. Які фактори визначають тепловий ефект розчинення?
- C6. Як впливає природа розчиненої речовини та розчинника на розчинність? Які ще фактори впливають на розчинність речовин?
- C7. Наведіть приклади газів, що мають незначну і дуже велику розчинність у воді. Чим це пояснюється?
- C8. Як впливають температура та тиск на розчинність газів у воді?
- C9. Чи може бути насичений розчин розведеним, а концентрований – ненасиченим?
- C10. Як можна одержати та зберегти пересичений розчин?
- C11. Що відбудеться з насиченими, пересиченими і ненасиченим розчинами Купрум (+2) сульфату при внесенні в кожний з них декількох кристалів мідного купоросу?
- C12. Що таке кристалогідрати? Наведіть приклади.
- C13. Як змінюється розчинність речовин зі зміною температури?
- C14. Які основні способи вираження складу розчинів?
- C15. Що таке масова частка речовини в розчині?
- C16. Яка концентрація називається молярною; еквівалентною?
- C17. Як знайти еквівалент кислоти, основи, солі?
- C18. Як перерахувати молярну концентрацію на масову частку речовини в розчині? Знайдіть масову частку  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в 2,8 М розчині, якщо його густина дорівнює  $1140 \text{ кг/м}^3$ .
- C19. Як перерахувати масову частку речовини в розчині на його еквівалентну концентрацію (нормальність)? Знайдіть еквівалентну концентрацію розчину  $\text{HCl}$  з масовою часткою 36 %, якщо його густина дорівнює  $1,18 \text{ г/мл}$ .
- C20. Які співвідношення існують між еквівалентними концентраціями реагуючих речовин та об'ємами їх розчинів?
- C21. Який об'єм розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією  $0,5 \text{ моль/л}$  можна приготувати з  $15 \text{ мл}$   $2,5$  молярного розчину?
- C22. Густина розчину з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  15 % дорівнює  $1,105 \text{ г/см}^3$ . Обчислити: а) молярну концентрацію; б) еквівалентну концентрацію; в) молярність розчину.
- C23. Обчислити масу сахарози, необхідну для приготування розчину масою  $200 \text{ г}$ , молярність якого  $0,05 \text{ моль/кг}$ .
- C24. Обчислити хімічну кількість гексагідрату Кальцій хлориду, яку

- необхідно взяти для приготування розчину Кальцій хлориду об'ємом 200 мл з масовою часткою солі 5,55 % і густиною 1 г/см<sup>3</sup>.
- С25. В якому об'ємі розчину Купрум сульфату ( $\rho = 1,05$  г/см<sup>3</sup>) з масовою часткою солі 10 % необхідно розчинити 25 г мідного купоросу, щоб одержати 20 % розчин  $\text{CuSO}_4$ ?
- С26. До 100 мл розчину ( $\rho = 1,00$  г/см<sup>3</sup>) Натрій сульфату з еквівалентною концентрацією 0,3 моль/л додали 200 мл розчину ( $\rho = 1,05$  г/см<sup>3</sup>) цієї солі з молярною концентрацією 0,54 моль/л. Обчислити молярну та еквівалентну концентрації солі в отриманому розчині.
- С27. До якого об'єму необхідно розбавити 100 мл розчину хлоридної кислоти з масовою часткою 36 % ( $\rho = 1,18$  г/см<sup>3</sup>), щоб одержати 20 % розчин ( $\rho = 1,1$  г/см<sup>3</sup>) і яка буде його молярна концентрація?
- С28. Який об'єм амоніаку (н.у.) необхідно розчинити в 200 мл води для одержання розчину з масовою часткою амоніаку 10%.
- С29. Обчислити  $c(\text{HNO}_3)$ , якщо на нейтралізацію її розчину об'ємом 200 мл витрачається суміш карбонатів, що складається з  $\text{K}_2\text{CO}_3$  масою 4,14 г і  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  масою 2,12 г.
- С30. Який об'єм підкисленого розчину Калій перманганату з еквівалентною концентрацією 0,01 моль/л буде потрібний для кількісного визначення Феруму в наважці кристалогідрату  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  масою 0,96 г?
- С31. Який об'єм розчину нітратної кислоти ( $\rho = 1,25$  г/мл) з її масовою часткою 40 % необхідно додати до 500 мл розчину ( $\rho = 1,05$  г/см<sup>3</sup>) з молярною часткою кислоти 0,028, щоб одержати розчин з масовою часткою  $\text{HNO}_3$  20 %?
- С32. Змішали 100 мл розчину сульфатної кислоти ( $\rho = 1,0$  г/см<sup>3</sup>) з еквівалентною концентрацією 0,2 моль/л і 200 мл її розчину з молярною часткою 0,29 ( $\rho = 1,605$  г/см<sup>3</sup>). Обчислити масову частку  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в отриманому розчині.
- С33. Які об'єми розчину Магній нітрату з молярною концентрацією 2 моль/л і розчину Хром(III) нітрату з молярною концентрацією 1 моль/л необхідно взяти для приготування суміші оксидів Магнію та Хрому масою 51,2 г з молярною часткою  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , що дорівнює 0,1?
- С34. Суміш міді і Купрум(+2) оксиду з масовою часткою металічної міді 30% обробили розчином нітратної кислоти з масовою часткою 0,2 і густиною розчину 1,1 г/мл. При цьому виділився Нітроген(II) оксид об'ємом 2,24 л (н.у.). Обчисліть масу суміші та

- об'єм витраченого розчину кислоти.
- C35. Обчисліть об'єм (н.у.) Сульфур(+4) оксиду, з якого можна отримати 400 мл розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 20 % ( $\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$ ).
- C36. Для перекристалізації Калій нітрат був розчинений у воді масою 200 г при  $80^\circ\text{C}$  до одержання насиченого розчину, який потім остудили до  $0^\circ\text{C}$ . Обчислити масу солі, що викристалізувалася при цьому. Які неминучі втрати Калій нітрату відносно вихідного зразка, якщо його коефіцієнт розчинності при  $80^\circ\text{C}$  дорівнює 170 г, а при  $0^\circ\text{C}$  – 17 г в 100 г води?
- C37. Коефіцієнти розчинності  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  при  $60^\circ\text{C}$  і  $10^\circ\text{C}$  відповідно дорівнюють 90 г і 46 г в 100 г води. Яку масу чистого Плюмбум нітрату можна одержати при охолодженні його насиченого розчину від  $60$  до  $10^\circ\text{C}$ , якщо на приготування насиченого розчину було витрачено 200 мл води? Якою буде масова частка солі в маточному розчині?
- C38. У насиченому при  $90^\circ\text{C}$  розчині масова частка  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  складає 45,2%. Який коефіцієнт розчинності Калій дихромату при цій температурі?
- C39. Знайдіть масу  $\text{KClO}_3$ , що виділилася із розчину масою 200 г з масовою часткою солі 32% при охолодженні його до  $0^\circ\text{C}$ . Яка буде масова частка солі в маточному розчині, якщо її коефіцієнт розчинності при  $0^\circ\text{C}$  дорівнює 3,3 г?
- C40. Є розчин, що містить одночасно сульфатну та нітратну кислоти. Визначте масову частку кожної з кислот у розчині, якщо при нейтралізації 10 г цього розчину витрачається 12,5 мл ( $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$ ) розчину Натрій гідроксиду з масовою часткою 19 %, а при додаванні до 10 г такого ж розчину надлишку Барій хлориду утвориться осад масою 2,33 г.
- C41. Якої маси гексагідрат Кальцій хлориду необхідно додати до розчину Натрій карбонату об'ємом 47 мл ( $\rho = 1,08 \text{ г/мл}$ ) з масовою часткою солі 25 %, щоб одержати розчин, в якому масова частка Натрій карбонату дорівнює 10%?
- C42. Сплав рівних по масі міді, заліза та цинку загальною масою 6 г помістили в розчин масою 150 г з масовою часткою хлоридної кислоти 15%. Розрахуйте масові частки всіх речовин в отриманому розчині.

- C43. Змішали розчин об'ємом 40 мл ( $\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$ ) Калій дигідрофосфату з молярною концентрацією солі 0,25 моль/л і розчин масою 40 г Натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 1,5 %. Знайдіть масові частки речовин в отриманому розчині.
- C44. До розчину масою 200 г з масовою часткою Кальцій хлориду 5% додали Натрій карбонат масою 12,7 г. Крізь суміш, що утворилася, пропустили вуглекислий газ об'ємом 1,12 л (н.у.). Визначите масу отриманого осаду і масові частки речовин у розчині, що утворився.
- C45. До розчину об'ємом 40,3 мл ( $\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$ ) з масовою часткою нітратної кислоти 37,8% додали розчин Калій гідроксиду з масовою часткою КОН 33,6% до повної нейтралізації. Яка маса солі, що випала в осад при охолодженні розчину до  $0^\circ\text{C}$ , якщо в насиченому розчині при цій температурі масова частка солі становить 11,6 %?
- C46. Для одержання скла суміш поташу та вапняку прожарили із кремнеземом, а газ, що виділювався, поглинули розчином Барій гідроксиду об'ємом 125 мл густиною  $1,1 \text{ г/см}^3$ . При цьому випав осад масою 4,925 г, причому газ із лугом реагував у співвідношенні 1:1. Визначте масову частку лугу та об'єм поглинутого газу.
- C47. На розчинення суміші міді та Купрум (+2) оксиду масою 18 г витрачено 50 г розчину з  $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 90\%$ . Обчисліть масу міді у вихідній суміші.

## D. РІВНОВАГИ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.

*Електроліти, що дисоціюють в розчинах не повністю, називаються слабкими електролітами.* У їхніх розчинах встановлюється рівновага між недисоційованими молекулами вихідної речовини та йонами, що утворилися в результаті дисоціації. Наприклад, у водному розчині ацетатної кислоти встановлюється рівновага:



константа якої (константа дисоціації) пов'язана з рівноважними концентраціями відповідних частинок співвідношенням:

$$K_d = \frac{c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

**Ступенем дисоціації  $\alpha$**  електроліту називається частка його молекул, що продисоціювали, тобто відношення числа молекул, що розпалися на йони, до загального числа молекул, введених у розчин:

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис.}}}{N_{\text{заг.}}} = \frac{c_{\text{дис.}}}{c_{\text{заг.}}}$$

Оскільки  $c_{\text{дис.}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{H}^+) = c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ ,

то

$$\alpha = \frac{c_{\text{H}^+}}{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{c_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

Позначимо для спрощення загальну концентрацію ацетатної кислоти літерою  $c$ , ( $c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = c$ ).

Тоді рівноважні концентрації становлять:

$$c_{\text{H}^+} = c_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \alpha \cdot c;$$

$$c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = c - \alpha \cdot c = (1 - \alpha)c.$$

Після їх підстановки у вираз для константи дисоціації одержуємо рівняння, що виражає *закон розведення Оствальда*:

$$K = \frac{c^2 \alpha^2}{(1 - \alpha)c} = \frac{c \alpha^2}{1 - \alpha}.$$

Якщо  $\alpha \ll 1$ , то при наближених обчисленнях можна прийняти, що  $1 - \alpha \approx 1$ . Тоді вираз закону розведення спрощується:

$$K = \alpha^2 c, \text{ звідки } \alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}.$$

Останнє співвідношення показує, що при розведенні розчину (тобто при зменшенні концентрації слабкого електроліту) ступінь дисоціації електроліту зростає.

**Приклад 1.** Визначте концентрації йонів і недисоційованих молекул у 0,01 М водному розчині HF. Ступінь дисоціації HF у цих умовах дорівнює 25 %.

*Розв'язок:*

Запишемо рівняння електролітичної дисоціації HF:



За умовою завдання, ступінь дисоціації HF дорівнює 25%, тому концентрації кожного з йонів  $\text{H}^+$  і  $\text{F}^-$  становлять  $0,25 \cdot 0,01 = 0,0025 = 2,5 \cdot 10^{-3}$  (моль/л). Концентрація недисоційованих молекул HF становить:  $C_{\text{HF}} = 0,01 - 0,0025 = 0,0075$  (моль/л)  $= 7,5 \cdot 10^{-3}$  (моль/л).

**Приклад 2.** Чому дорівнює ступінь електролітичної дисоціації ацетатної кислоти в її 0,2 М водному розчині? Яка концентрація йонів  $H^+$  у цьому розчині?  $K_{дис.}(CH_3COOH) = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

*Розв'язок:*

Запишемо математичний вираз закону розведення Оствальда:

$$K = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Оскільки в наших умовах  $\alpha \ll 1$ , то можна скористатися спрощеною формою:  $K = \alpha^2 c$ , звідки

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}} = \sqrt{\frac{1,76 \cdot 10^{-5}}{0,2}} = 9,4 \cdot 10^{-3}, \text{ або } 0,94\%.$$

Концентрація йонів  $H^+$  дорівнює:

$$c(H^+) = \alpha \cdot c = 9,4 \cdot 10^{-3} \cdot 0,2 = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

### Йонний добуток води. Водневий показник

Вода, як слабкий електроліт, незначною мірою дисоціює, утворюючи йони гідроксонію (гідратовані протони) та гідроксид-йони:



або у спрощеному вигляді



Цьому процесу відповідає константа дисоціації:

$$K = \frac{c_{H^+} \cdot c_{OH^-}}{c_{H_2O}} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (при } 25^\circ C.)$$

Оскільки ступінь дисоціації води дуже мала, то рівноважна концентрація недисоційованих молекул води з достатньою точністю дорівнює загальній концентрації води: 55,56 моль/л. Тоді вираз для константи дисоціації води можна перетворити наступним чином:

$$c_{H^+} \cdot c_{OH^-} = K \cdot c_{H_2O} = K_w, \text{ або } K_{H_2O}.$$

Константа  $K_w$  називається йонним добутком води.

Для води і розведених водних розчинів при незмінній температурі  $K_w$  – величина постійна. При  $25^\circ C$   $K_w = 10^{-14}$ .

Оскільки дисоціація води – ендотермічний процес, то з ростом температури дисоціація посилюється, і значення  $K_w$  зростає.

У чистій воді концентрації йонів Гідрогену та гідроксид-йонів однакові і при 25°C становлять  $10^{-7}$  моль/л.

Розчини, у яких концентрації протонів та гідроксид-йонів однакові, називаються нейтральними розчинами. У нейтральних розчинах  $c_{H^+} = c_{OH^-} = 10^{-7}$  моль/л.

У кислих розчинах  $c_{H^+} > 10^{-7}$  моль/л і  $c_{H^+} > c_{OH^-}$ , а в лужних розчинах  $c_{H^+} < 10^{-7}$  моль/л і  $c_{H^+} < c_{OH^-}$ .

Замість концентрацій йонів  $H^+$  і  $OH^-$  зручніше користуватися їх десятковими логарифмами, узятими зі зворотним знаком; ці величини позначаються символами рН і рОН і називаються відповідно водневим і гідроксидним показниками:

$$pH = -\lg c_{H^+}; \quad pOH = -\lg c_{OH^-}.$$

Зокрема, для води при 25°C:

$$pH = pOH = -\lg 10^{-7} = 7.$$

Отже, у нейтральних розчинах:

$$pH = pOH = 7, \text{ а сума } pH + pOH = 14.$$

У кислих розчинах  $pH < 7$ , а в лужних розчинах  $pH > 7$ .

**Приклад 3.** Визначити рН водного розчину  $H_2SO_4$  з концентрацією 0,02 моль/л.

*Розв'язок:*

Оскільки сульфатна кислота в розведеному розчині дисоціює повністю:  $H_2SO_4 \leftrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$ , то концентрація йонів  $H^+$  буде дорівнює  $c(H^+) = \alpha \cdot c \cdot 2 = 1 \cdot 0,02 \cdot 2 = 0,04$  моль/л.

Звідси

$$pH = -\lg c(H^+) = -\lg 0,04 = 1,4.$$

Із рівності  $pH + pOH = 14$  витікає, що  $pOH = 14 - 1,4 = 12,6$ .

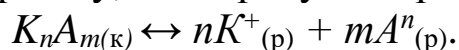
**Приклад 4.** Розрахуйте молярну концентрацію  $HCl$ , якщо водневий показник водного розчину гідрогенхлориду дорівнює 1,85.

*Розв'язок:*

Оскільки  $pH = 1,85$ , значить  $-\lg c(H^+) = 1,85$ ;  $\lg c(H^+) = -1,85$ . Звідси  $c(H^+) = 1,4 \cdot 10^{-2}$  моль/л. Так як хлоридна кислота є сильною одноосновною кислотою, то її концентрація  $c(HCl) = 1,4 \cdot 10^{-2}$  моль/л.

### Константа розчинності $K_s$

Розглянемо гетерогенну систему – насичений розчин малорозчинного електроліту, що перебуває в рівновазі зі своїм осадом:



Для твердої фази (осаду)  $c(K_n A_m) = \text{const}$ , і математичний вираз константи даної рівноваги має вигляд:

$$K_s = c_{K^{m+}}^n \cdot c_{A^{n-}}^m.$$

Така константа рівноваги називається **константою розчинності ( $K_s$ )**, або **добутком розчинності (ДР)**:

$$K_s \equiv \text{ДР} = c_{K^{m+}}^n \cdot c_{A^{n-}}^m$$

Таким чином, у насиченому розчині малорозчинного електроліту добуток концентрацій його йонів у ступенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам, при даній температурі – величина постійна.

Константа (добуток) розчинності характеризує порівняльну розчинність однотипних речовин: чим більша  $K_s$  (ДР) деякої речовини, тим більша її розчинність.

Умови утворення осаду:

$$\text{ДК} = c_{K^{m+}}^n \cdot c_{A^{n-}}^m > K_s(\text{ДР})_{K_n A_m},$$

де ДК – добуток концентрацій йонів, що перебувають у даному розчині.

Розчин, у якому створюється ця умова, – **пересичений** щодо даного електроліту, з нього буде випадати осад.

Ця умова може досягатися, наприклад, введенням однойменного йону в насичений розчин  $K_n A_m$ .

Умова розчинення осаду:  $\text{ДК} < \text{ДР}_{K_n A_m}$ .

Розчин у цьому випадку **ненасичений**, кристали малорозчинного електроліту  $K_n A_m$  при введенні до нього будуть розчинятися.

Умови  $\text{ДК} < \text{ДР}_{K_n A_m}$  можна досягти, доливаючи досить велику кількість розчинника або ж зв'язуючи в малодисоційовані частинки ті йони, які осад  $K_n A_m$  посиляє в розчин. За величиною  $K_s$  (ДР) може бути знайдена розчинність речовини  $S$  (англ.: *solubility*), моль/л. Для бінарних електролітів, наприклад,  $\text{BaSO}_4$  ( $\text{ДР} = 1,1 \cdot 10^{-10}$ ), розчинність  $S = c(\text{Ba}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-})$ , тому

$$K_s = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = S^2,$$

$$\text{звідки } S = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} \cong 10^{-5} \text{ моль/л.}$$



**Приклад 5.** Константа розчинності  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  дорівнює  $1,6 \cdot 10^{-5}$  (при  $25^\circ\text{C}$ ). Визначити розчинність цієї солі в моль/л і в г/л.

*Розв'язок:*

Сіль дисоціює за схемою:  $\text{Ag}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ . Позначимо розчинність солі через  $S$  (моль/л). Тоді  $c(\text{Ag}^+) = 2S$ , а  $c(\text{SO}_4^{2-}) = S$ .

$$K_s(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = c^2(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = (2s)^2 \cdot s = 4s^3.$$

Звідси

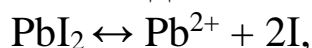
$$S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4}} = \sqrt[3]{4 \cdot 10^{-6}} \cong 1,6 \cdot 10^{-2} \left( \frac{\text{моль}}{\text{л}} \right).$$

Оскільки молярна маса  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  дорівнює 312 г/моль, то розчинність  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  у г/л буде дорівнює  $1,6 \cdot 10^{-2} \cdot 312 = 5$  г/л.

**Приклад 6.** Розчинність  $\text{PbI}_2$  при  $20^\circ\text{C}$  дорівнює  $6,5 \cdot 10^{-4}$  моль/л. Розрахувати ДР( $\text{PbI}_2$ ) при  $20^\circ\text{C}$ .

*Розв'язок:*

Так як розчинність  $\text{PbI}_2$  дорівнює  $6,5 \cdot 10^{-4}$  моль/л, то концентрація йонів  $\text{Pb}^{2+}$  у насиченому розчині солі буде такою ж, тобто  $6,5 \cdot 10^{-4}$  моль/л, а концентрація  $\text{I}^-$ -йонів – вдвічі більшою:



тобто з 1 моль  $\text{PbI}_2$  при дисоціації утвориться 2 моль  $\text{I}^-$ .

$$\text{Тоді ДР}(\text{PbI}_2) = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{I}^-) = 6,5 \cdot 10^{-4} \cdot (2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-4})^2 = 1,1 \cdot 10^{-9}.$$

**Приклад 7.** Змішали рівні об'єми 0,001 М розчинів  $\text{CaCl}_2$  і  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Чи утвориться осад  $\text{CaSO}_4$ ?  $\text{ДР}(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$ .

*Розв'язок:*

Відомо, що осад солі утвориться, якщо добуток концентрацій відповідних йонів солі в момент змішування буде більше добутку розчинності цієї солі. Тому що при змішуванні рівних об'ємів двох солей концентрація кожної солі зменшується вдвічі, то в момент змішування концентрації солей у нашому випадку будуть рівні 0,0005 моль/л. Концентрації йонів  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{SO}_4^{2-}$  у цей же момент також будуть дорівнювати по 0,0005 моль/л. Отже:

$$c_{\text{Ca}^{2+}} \cdot c_{\text{SO}_4^{2-}} = 2,5 \cdot 10^{-7},$$

що значно менше за  $K_s(\text{CaSO}_4)$ . А це значить, що осад не утвориться.

**Приклад 8.** Порівняти розчинність  $\text{AgCl}$  при  $25^\circ\text{C}$  у воді та у 0,1 М розчині  $\text{NaCl}$ .  $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$ .

*Розв'язок:*

Нехай розчинність  $\text{AgCl}$  за цих умов у воді дорівнює  $S$ . Тоді  $c(\text{Ag}^+) = c(\text{Cl}^-) = S$  (див. приклад 1).

$$K_s(\text{AgCl}) = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-) = S^2;$$

$$S = \sqrt{K_s} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Нехай розчинність  $\text{AgCl}$  в 0,1 М розчині  $\text{NaCl}$  дорівнює  $S_1$ , тоді  $c(\text{Ag}^+) = S_1$ , а  $c(\text{Cl}^-) = S_1 + 0,1$  (моль/л). Підставимо ці значення у вираз для константи розчинності (добутку розчинності)  $\text{AgCl}$ :

$$K_s(\text{AgCl}) = S_1(S_1 + 0,1) = 1,8 \cdot 10^{-10}.$$

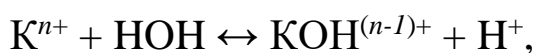
Оскільки  $0,1 \gg S_1$ , то  $S_1 + 0,1 \approx 0,1$  і попередній вираз можна спростити:  $S_1 \cdot 0,1 = 1,8 \cdot 10^{-10}$ . Звідси,  $S_1 \cdot 0,1 = 1,8 \cdot 10^{-11}$ .

Порівнюємо розчинність  $\text{AgCl}$  у воді та в 0,1 М розчині  $\text{NaCl}$ . В 0,1 М розчині  $\text{NaCl}$  розчинність  $\text{AgCl}$  буде менше в:

$$\frac{S}{S_1} = \frac{1,34 \cdot 10^{-5}}{1,8 \cdot 10^{-11}} = 7,4 \cdot 10^5 \text{ разів.}$$

## Гідроліз солей

**Гідроліз солі** - процес взаємодії солі з водою, що приводить до утворення малодисоційованих частинок (молекул або йонів). Гідроліз солей якісно можна розглядати як результат поляризаційної взаємодії йонів солі з їхньою гідратною оболонкою і спрощено подати наступними схемами:



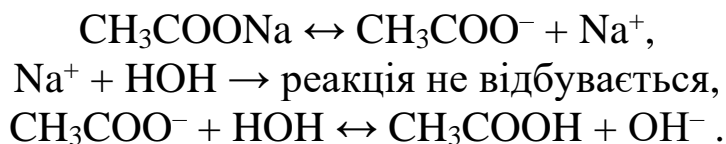
Гідроліз обумовлений утворенням малодисоційованих частинок  $\text{KOH}^{(n-1)+}$  і  $\text{HA}^{(n-1)-}$ .

Чим більший заряд і менший радіус йонів солі, тим сильніша їх поляризаційна взаємодія з водою, слабкіша дисоціація частинок  $\text{KOH}^{(n-1)+}$  і  $\text{HA}^{(n-1)-}$ , що утворюються, а значить гідроліз відбувається більшою мірою.

Поляризуючий вплив на молекули води невеликий у катіонів лужних і лужноземельних металів, однозарядних аніонів, наприклад  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ , у деяких двозарядних, наприклад  $\text{SO}_4^{2-}$ . Тому солі, утворені аніоном сильної кислоти і катіоном сильної основи, гідролізу не піддаються.

Можливі наступні випадки гідролізу солей: гідроліз за аніоном, за катіоном, за катіоном і аніоном одночасно.

**Гідроліз за аніоном.** Йому піддаються солі, утворені катіоном сильної основи і аніоном слабкої кислоти ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$  і ін.). При гідролізі створюється лужне середовище ( $\text{pH} > 7$ ). Наприклад:

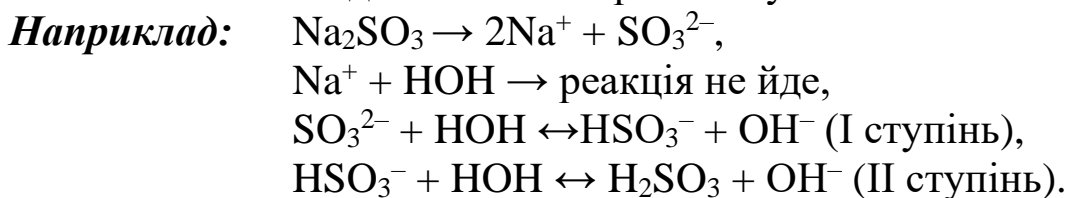


Молекулярне рівняння гідролізу –

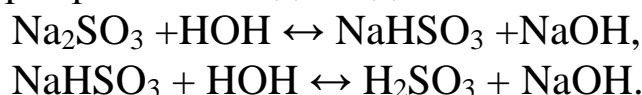


Даний процес оборотний, рівновага гідролізу сильно зміщена вліво, оскільки  $K_\text{a}(\text{H}_2\text{O}) < K_\text{a}(\text{CH}_3\text{COOH})$ .

Гідроліз багатозарядного аніона протікає стадійно і за звичайних умов головним чином йде тільки за першим ступенем.

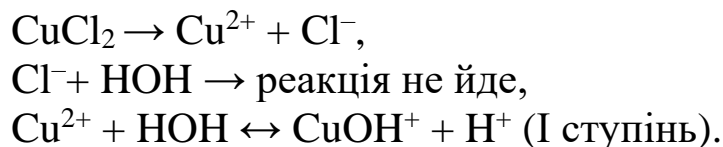


Молекулярні рівняння відповідно мають вигляд:

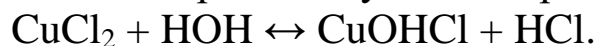


**Гідроліз за катіоном.** Йому піддаються солі, утворені катіоном слабкої основи і аніоном сильної кислоти ( $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  та ін.). Середовище внаслідок гідролізу кисле ( $\text{pH} < 7$ ).

**Наприклад:**



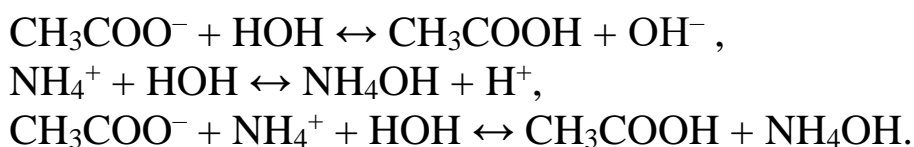
Молекулярне рівняння першого ступеню гідролізу



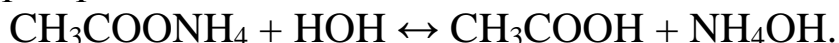
Гідролізом за другим ступенем за звичайних умов можна знехтувати.

**Гідроліз за катіоном і аніоном.** За катіоном і аніоном гідролізують солі, утворені катіоном слабкої основи та аніоном слабкої кислоти. Наприклад:





Молекулярне рівняння:

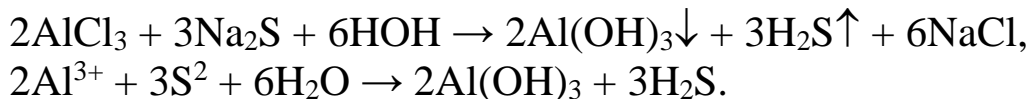


Гідроліз у цьому випадку протікає досить інтенсивно. Протони та гідроксид-йони, які утворюються в ході гідролізу, зв'язуються в молекули  $\text{H}_2\text{O}$ , що також підсилює гідроліз і за катіоном, і за аніоном. Реакція середовища залежить від співвідношення констант дисоціації кислоти та основи, що утворюються при цьому. У наведеному випадку  $\text{pH} \sim 7$ , тому що  $K_\text{a}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \approx K_\text{a}(\text{CH}_3\text{COOH})$ .

Якщо кислота і основа, що утворюються в процесі гідролізу, виходять із зони протікання реакції (у вигляді осаду або газу), то гідроліз може протікати практично необоротно. Так, наприклад,  $\text{Al}_2\text{S}_3$  при контакті з водою повністю перетворюється в малорозчинний Алюміній гідроксид та у газоподібний Гідроген сульфід:



З цієї ж причини, змішуючи водні розчини  $\text{AlCl}_3$  і  $\text{Na}_2\text{S}$ , не можна одержати  $\text{Al}_2\text{S}_3$ :



Через взаємне посилення гідролізу за катіоном і за аніоном (спільного гідролізу) у водному розчині також неможливо синтезувати карбонати Алюмінію, Хрому(III), Феруму(III), Хром(III) сульфід, деякі інші солі.

**Кількісні характеристики гідролізу.** Кількісно гідроліз солі характеризується *ступенем гідролізу  $h$*  і *константою гідролізу  $K_\text{h}$*  ( $K_\text{Г}$ ).

$$h = \frac{c_\text{гідр.}}{c_\text{заг.}}$$

де  $c_\text{гідр.}$  - концентрація гідролізованої частини солі;

$c_\text{заг.}$  - загальна концентрація розчиненої солі.

Для гідролізу за аніоном слабкої кислоти в загальному вигляді  $\text{A}^- + \text{HOH} \leftrightarrow \text{HA} + \text{OH}^-$  у першому наближенні справедливим є:

$$K_\text{Г} = \frac{K_\text{w}}{K_\text{к-ти}}.$$

Тут  $K_\text{к-ти}$  - константа дисоціації тієї слабкої кислоти, що утворюється в результаті гідролізу.

Для гідролізу за катіоном  $K^+ + \text{НОН} \leftrightarrow \text{КОН} + \text{H}^+$  аналогічно:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_{\text{ОСНОВИ}}}.$$

Для гідролізу за катіоном та аніоном



$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_{\text{К-ТИ}} \cdot K_{\text{ОСНОВИ}}}.$$

Кожний ступінь гідролізу багатозарядних йонів характеризується своєю  $K_{\Gamma}$ . Так, ступеневі константи гідролізу двозарядного аніону наступні:

$$K_{1\Gamma} = \frac{K_w}{K_{2\text{ К-ТИ}}}, K_{2\Gamma} = \frac{K_w}{K_{1\text{ К-ТИ}}}; \quad K_{1\Gamma} > K_{2\Gamma}.$$

де  $K_{1\text{ К-ТИ}}$  і  $K_{2\text{ К-ТИ}}$  - константи дисоціації кислоти за 1 і 2 ступенем. Зі співвідношень витікає: **чим слабкіша кислота (основа), що утворює сіль, тим сильніше сіль гідролізує, і більша її константа гідролізу.** Гідроліз – процес ендотермічний, тому при підвищенні температури  $K_{\Gamma}$  зростає.

Для гідролізу за катіоном або за аніоном залежність між  $h$  та  $c$  описується виразом, аналогічним до закону розведення Оствальда:

$$K_{\Gamma} = ch^2 \quad \text{або} \quad h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{c}}.$$

тобто, розведення розчину солі підсилює її гідроліз.

Якщо сіль гідролізується одночасно і за катіоном і за аніоном, то концентрація солі в розчині практично не впливає на  $h$ :

$$h \approx \sqrt{K_{\Gamma}}.$$

Відповідно до принципу Ле-Шательє, гідроліз за катіоном підсилюється ( $h$  збільшується) при додаванні основи до розчину солі, а гідроліз за аніоном підсилюється при додаванні кислоти.

## **D. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ**

- D1. Який стан реакційної системи називається хімічною рівновагою?
- D2. Як визначити момент настання хімічної рівноваги?
- D3. Чи можна вважати сталість концентрацій реагентів у системі

- доказом істинності хімічної рівноваги?
- D4. Що таке константа хімічної рівноваги? Який її фізичний зміст?
- D5. Запишіть математичні вирази констант рівноваги для систем:
- а)  $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- б)  $2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{FeCl}_{3(\text{к})}$
- D6. Який вплив температури, тиску, концентрації і присутності каталізатора на величину константи хімічної рівноваги?
- D7. Який вплив температури, тиску, концентрації і присутності каталізатора на стан хімічної рівноваги?
- D8. Сформулюйте принцип Ле-Шательє.
- D9. У яку сторону зміститься рівновага  $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ ;  $\Delta H = -113$  кДж при: а) зменшенні тиску; б) введенні в систему кисню; в) підвищенні температури?
- D10. У якому напрямку відбудеться зсув рівноваги  $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + 4\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 3\text{Fe}_{(\text{к})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$  при: а) введенні в систему водню; б) введенні в систему прожареного Кальцій оксиду; в) збільшенні тиску?
- D11. Які реакції відносяться до фотохімічних?
- D12. Наведіть приклади нерозгалужених і розгалужених ланцюгових реакцій.
- D13. Яке значення фотохімічних реакцій для живої природи?
- D14. У чому полягає сутність теорії електролітичної дисоціації (йонізації)?
- D15. Від чого залежить розпад на йони в процесі розчинення речовин у воді?
- D16. Чи розрізняються механізми дисоціації (при розчиненні у воді) речовин з йонним і ковалентним типами зв'язків?
- D17. Що таке діелектрична стала розчинника і який її вплив на процес йонізації електроліту?
- D18. У чому полягає якісна відмінність процесів йонізації сильних і слабких електролітів?
- D19. Як можна кількісно охарактеризувати дисоціацію електролітів?
- D20. Що характеризує константа дисоціації електроліту?
- D21. Від яких факторів залежить ступінь дисоціації слабого електроліту?

- D22. Який зв'язок між ступенем дисоціації і концентрацією слабого електроліту?
- D23. Чому для характеристики дисоціації сильних електролітів застосовують термін *уявний ступінь дисоціації*!
- D24. Що таке активність і коефіцієнт активності?
- D25. Дайте визначення кислот, основ і солей з погляду теорії електролітичної дисоціації.
- D26. Характеристичні ознаки сильних основ і сильних кислот.
- D27. Як змінюються кислотно-основні властивості гідроксидів у періодах та групах Періодичної системи?
- D28. У який бік зміститься рівновага дисоціації ацетатної кислоти при додаванні: а) Натрій ацетату; б) води; в) Гідроген хлориду; г) Натрій гідроксиду?
- D29. Додаванням яких речовин можна а) підсилити або б) послабити дисоціацію амоніаку у водному розчині?
- D30. Які електроліти дисоціюють ступінчасто? Чому величини констант кожного наступного ступеня дисоціації різко зменшуються?
- D31. Який взаємозв'язок між концентраціями йонів гідроксонію і гідроксид-йонів у водних розчинах?
- D32. Що називається водневим (чи гідроксидним) показником?
- D33. У яких одиницях необхідно виражати концентрації йонів при обчисленні рН (рОН)?
- D34. Які речовини можуть служити індикаторами? Які забарвлення лакмусу, фенолфталеїну та метилового оранжевого в розчинах кислот і лугів?
- D35. Перелічіть умови, при яких реакції обміну в розчинах протікають практично необоротно і до кінця.
- D36. Напишіть в йонно-молекулярній формі рівняння реакцій у розчинах між:
- Кальцій хлоридом і Натрій гідрокарбонатом;
  - Кальцій фосфатом і хлоридною кислотою;
  - мідним купоросом і сірководнем.
- D37. Які механізми гідролізу солі за катіоном і за аніоном?
- D38. Які фактори впливають на процес гідролізу солі?
- D39. Яким є вплив природи солі, її концентрації в розчині, температури і рН середовища на ступінь гідролізу?
- D40. Додаванням яких речовин можна а) послабити або б) підсилити

процес гідролізу солі? Наведіть приклади.

D41. Якою може бути реакція середовища у водному розчині солі, що утворена слабкою основою і слабкою кислотою?

D42. Яка реакція середовища у водному розчині:

- (i) а) амоній сульфід;
- (ii) б) Алюміній йодиду;
- (iii) в) Калій сульфіту?

D43. Напишіть математичні вирази для констант гідролізу:

- а) Натрій ацетату; б) амоній хлориду.

D44. Які йони піддаються ступінчастому гідролізу? Приведіть приклади.

D45. У яких випадках гідроліз солі, утвореної слабкою основою і слабкою кислотою, протікає повністю і необоротно? Наведіть приклади, користуючись таблицею розчинності.

D46. Що називається константою розчинності  $K_s$  (добутком розчинності ДР)?

D47. Для яких речовин застосовується поняття  $K_s$ ?

D48. Напишіть математичний вираз  $K_s$  (ДР) для Кальцій флуориду.

Чи зміниться величина ДР( $\text{CaF}_2$ ) при додаванні в насичений розчин  $\text{CaF}_2$  наступних речовин:

- i) а) сухого Калій флуориду;
- ii) б) сухого Кальцій хлориду?
- iii) Як додавання цих речовин впливає на розчинність  $\text{CaF}_2$ ?

D49. У яких одиницях виражаються концентрації йонів при розрахунку ДР?

D50. Які умови утворення осадів? Чи завжди випадає осад при зливанні розчинів повареної солі і Аргентум нітрату?

D51. Порівнявши величини  $K_s$  (ДР), оцініть можливість протікання реакцій:

- а)  $\text{AgCl} + \text{KI} \rightarrow \text{AgI} + \text{KCl}$ ;
  - б)  $\text{AgI} + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{KI}$ ;
- $\text{ДР}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$ ;  $\text{ДР}(\text{AgI}) = 1,1 \cdot 10^{-16}$ .

D52. Чому осад солей слабких кислот звичайно розчиняються в сильних кислотах?

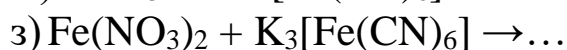
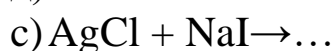
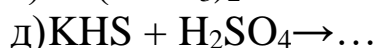
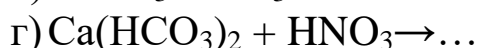
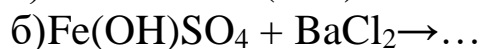
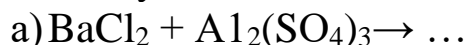
D53. Чому Купрум(II) сульфід, на відміну від Манган(II) сульфід, нерозчинний у хлоридній кислоті?

D54. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації наступних речовин:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,



$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})\text{NO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$ .

D55. Напишіть рівняння реакцій (у молекулярній і йонно-молекулярній формах), що протікають у водних розчинах між наступними сполуками:



D57. Визначте молярні концентрації йонів у наступних водних розчинах:  $0,1\text{M}$   $\text{HNO}_3$ ;  $0,1\text{M}$   $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $0,01\text{M}$   $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;  $0,2\text{M}$   $\text{AlCl}_3$ ;  $0,2\text{M}$   $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

D58. Ступінь електролітичної дисоціації  $\text{HNO}_2$  в  $0,01\text{M}$  водному розчині дорівнює 0,2. Розрахуйте концентрації частинок  $\text{H}^+$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{HNO}_2$  у цьому розчині.

D59. Чому дорівнює перша константа дисоціації карбонатної кислоти, якщо ступінь дисоціації її за першою стадією в розчині, що містить  $4,3 \cdot 10^{-3}$  моль/л кислоти, дорівнює 0,1.

D60. При якій молярній концентрації ацетатної кислоти 90% її буде перебувати в розчині в недисоційованому стані?  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

D61. Визначте концентрації йонів  $\text{H}^+$  в  $0,1\text{M}$  розчинах наступних кислот:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

D62. Як зміниться концентрація  $\text{H}^+$  і ступінь дисоціації ацетатної кислоти, якщо в 1 л.  $0,1\text{M}$   $\text{CH}_3\text{COOH}$  розчинити 2,24 л гідрогенхлориду (умови нормальні). Зміною об'єму розчину знехтувати.

D63. Визначте концентрацію йонів  $\text{H}^+$  і ступінь дисоціації ацетатної кислоти в її 10% розчині ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ ).

D64. Визначте рН розчинів, у яких концентрації  $\text{H}^+$  (у моль/л) рівні: а) 0,05; б)  $4,1 \cdot 10^{-3}$ ; в)  $8,7 \cdot 10^{-11}$ .

D65. Визначте рН і рОН розчинів, у яких концентрації  $\text{OH}^-$  (моль/л) становлять: а) 0,004; б)  $1,8 \cdot 10^{-5}$ ; в)  $6,4 \cdot 10^{-12}$ .

D66. Визначте рН наступних водних розчинів: а)  $0,002\text{M}$   $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

б)  $0,001M$   $Ba(OH)_2$ .

D67. Визначте рН водного розчину сульфатної кислоти, якщо  $w(H_2SO_4) = 1\%$ , густина розчину  $\rho = 1,005$  г/см<sup>3</sup>.

D68. Визначте рН і рОН водного розчину, що містить  $0,2$  моль/л  $NH_3 \cdot H_2O$ .

D69. Визначте рН і рОН водного розчину оцтової кислоти, якщо  $w(CH_3COOH) = 1\%$  і густина розчину дорівнює  $1$  г/см<sup>3</sup>.

D70. Обчисліть константу дисоціації слабкої одноосновної кислоти, якщо розчин, що містить  $0,2$  моль/л кислоти, має рН =  $4,15$ .

D71. Визначте рН і рОН розчину, що містить  $0,15$  моль/л вітаміну С (аскорбінової кислоти). Константа дисоціації аскорбінової кислоти (слабка одноосновна органічна кислота) дорівнює  $8 \cdot 10^{-5}$ .

D72. Розрахуйте  $c(H^+)$  у шлунковому соку та у крові людини, якщо рН шлункового соку і крові здорової людини рівні відповідно  $1,5$  і  $7,4$ .

D73. Як зміниться рН  $0,2M$   $CH_3COOH$ , якщо розчинити  $16,4$  г Натрій ацетату в  $1$  л цього розчину?

D74. На підставі табличних даних з величин добутків розчинності  $AgCl$ ,  $AgBr$ ,  $Ag$  і  $Ag_2S$  розрахуйте розчинності цих солей (у моль/л і в г/л).

D75. Яка маса (г) йонів  $Ag^+$  міститься в  $200$  мл насиченого розчину  $Ag_2SO_4$ ?  $DP(Ag_2SO_4) = 1,6 \cdot 10^{-5}$ .

D76. У скільки разів зменшиться концентрація  $Pb^{2+}$  у насиченому розчині  $PbCl_2$ , якщо в  $200$  мл такого розчину додатково розчинити  $1$  моль  $NaCl$ ?

D77. Чи випадає осад, якщо змішати  $200$  мл розчину  $AgNO_3$  з концентрацією  $c(AgNO_3) = 2,5 \cdot 10^{-3}$  моль/л і  $300$  мл розчину  $CaCl_2$  з концентрацією  $c(CaCl_2) = 0,005$  моль/л?

D78. Напишіть рівняння гідролізу в молекулярній і йонно-молекулярній формах за кожною стадією для наступних солей:  $AlI_3$ ,  $K_3PO_4$ ,  $ZnSO_4$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $NH_4CN$ ,  $NH_4HCO_3$ ,  $Al_2Se_3$ .

D79. Приготовлені  $0,1M$  розчини наступних речовин:  $KCl$ ,  $NH_4I$ ,  $NaCN$ . Розрахуйте ступені гідролізу солей і рН цих розчинів.

D80. Порівняйте здатність до гідролізу солей:

- |                                |                                |
|--------------------------------|--------------------------------|
| а) $FeCl_2 - FeCl_3$ ;         | б) $Na_2CO_3 - Na_2SiO_3$ ;    |
| в) $NaHCO_3 - Na_2CO_3$ ;      | г) $Be(NO_3)_2 - Mg(NO_3)_2$ ; |
| д) $Na_2CO_3 - (NH_4)_2CO_3$ ; | е) $Na_2S - Na_2Se$ .          |

D81. Яке середовище (кисле, лужне, нейтральне) водного розчину кожної з наступних солей:  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{KHSO}_3$ ,  $\text{Cs}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{RbH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{HCOONH}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})\text{Cl}$ ? Відповідь обґрунтувати.

D82. Приведіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій, що протікають у водних розчинах між Натрій карбонатом та:

а) Ферум(+3) хлоридом; б) Алюміній сульфатом; в) Хром(+3) нітратом; Купрум(+2) хлоридом. Які продукти реакції будуть утворюватися, якщо Натрій карбонат замінити на Натрій гідрокарбонат?

## Е. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

*До окисно-відновних відносяться реакції, що протікають зі зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.*

**Ступінь окиснення** – умовний заряд атома, обчислений виходячи із допущення, що речовина складається з йонів.

Оскільки таке допущення є умовним, поняття *ступінь окиснення* носить також умовний характер і є величиною формальною, що не відбиває реального розподілу зарядів між атомами. Однак це поняття широко використовується при складанні рівнянь окисно-відновних реакцій (ОВР).

Ступені окиснення елементів приймають значення від -4 до +8 відповідно до правил:

1. Ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює 0.
2. Гідроген у більшості своїх сполук перебуває в ступені окиснення +1. Однак, у сполуках з лужними та лужноземельними металами (гідриди активних металів) він проявляє ступінь окиснення -1.
3. Оксиген у переважній більшості сполук перебуває в ступені окиснення -2. У пероксидах він проявляє ступінь окиснення -1, наприклад,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ . Позитивні ступені окиснення Оксиген проявляє лише у сполуках із Флуором, наприклад,  $\text{OF}_2$ .
4. Флуор у сполуках завжди проявляє тільки один ступінь окиснення, що дорівнює -1.
5. Елементи групи I-A (лужні метали) у сполуках завжди проявляють ступінь окиснення +1.

6. Елементи групи II-A (Be, Mg, лужноземельні метали), а також Zn і Cd у сполуках завжди проявляють ступінь окиснення рівну +2.

7. Алюміній у сполуках проявляє ступінь окиснення +3. Ступені окиснення інших елементів можуть мати змінні значення і розраховуються, виходячи з того, що сума ступенів окиснення елементів у молекулі або формульній одиниці дорівнює нулю, а в йоні – його заряду.

У ході будь-якої ОВР одночасно протікають 2 процеси – окиснення і відновлення. З погляду електронної теорії, *окиснення – процес віддачі електронів, у ході якого ступінь окиснення атома підвищується, а відновлення – процес приєднання електронів, у ході якого ступінь окиснення атома знижується.*

Частинки, які в ході реакції *віддають* електрони, називаються *відновниками*. Частинки, які в ході реакції *приєднують* електрони, називаються *окисниками*.

Таким чином, у ході ОВР *відновник, віддаючи електрони, окиснюється, а окисник, приймаючи електрони, відновлюється*. При цьому число електронів, відданих відновником, завжди дорівнює числу електронів, прийнятих окисником.

Окисно-відновні властивості речовин можна визначити, виходячи зі значень ступенів окиснення елементів, що входять до їх складу:

1. Якщо до складу речовини входять атоми елемента в *мінімальному* ступені окиснення, то вона може проявляти тільки *відновні* властивості.

2. Якщо до складу речовини входять атоми елемента в *максимальному* ступені окиснення, то вона може проявляти тільки *окисні* властивості.

3. Якщо до складу речовини входять атоми елемента в *проміжному* ступені окиснення, то вона може проявляти як *відновні*, так і *окисні* властивості.

#### **Найважливіші відновники:**

а) прості речовини – всі метали і деякі неметали, наприклад,  $H_2$ , C, Si,  $P_4$  та ін.;

б) гідрогеновмісні сполуки лужних і лужноземельних металів, а також гідрогеновмісні сполуки деяких неметалів, наприклад:  $NH_3$ ,

HBr, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te, NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, AsH<sub>3</sub>, SbH<sub>3</sub>, SiH<sub>4</sub>, SnH<sub>4</sub>;

в) оксиди елементів, атоми яких перебувають у проміжному ступені окиснення. Це оксиди ряду неметалів - CO, SO<sub>2</sub>, NO, P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, а також нижчі оксиди деяких *p*- і *d*-елементів - SnO, FeO, CrO, VO і відповідні їм солі, наприклад, SnCl<sub>2</sub>, FeSO<sub>4</sub> та ін;

г) деякі оксигенвмісні кислоти і їх солі, до складу яких входять атоми елементів у проміжних ступенях окиснення, наприклад, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> і їх солі, а також тіосульфати (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), дисульфіти (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>5</sub>), дитіоніти (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>4</sub>), нітрити;

д) деякі органічні речовини, наприклад, спирти, альдегіди, деякі карбонові кислоти (H-COOH, HOOC-COOH), вуглеводи (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>).

### **Найважливіші окисники:**

а) прості речовини – галогени, озон, кисень, сірка;

б) оксиди деяких *p*- і *d*-елементів у їх високих ступенях окиснення, наприклад, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, ClO<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, SO<sub>3</sub>, SeO<sub>3</sub>, SeO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, NO<sub>2</sub>, PbO<sub>2</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, MnO<sub>2</sub>, CrO<sub>3</sub>, V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>;

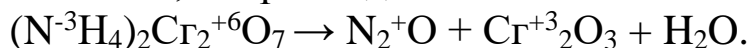
в) оксигенвмісні кислоти деяких *p*- і *d*-елементів у їх високих ступенях окиснення, наприклад, HClO<sub>3</sub>, H<sub>5</sub>IO<sub>6</sub>, HIO<sub>3</sub>, HBrO<sub>4</sub>, HBrO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SeO<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, HMnO<sub>4</sub> і солі цих кислот. До окисників відносяться також оксигенвмісні кислоти галогенів, у яких вони проявляють і більш низькі ступені окиснення, наприклад, HClO, HClO<sub>2</sub>, а також їх солі;

г) Гідрогенпероксид H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, пероксиди лужних і лужноземельних металів (Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, BaO<sub>2</sub>).

## **Класифікація окисно-відновних реакцій**

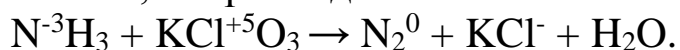
1. Класифікація за вмістом відновника і окисника в одній або в декількох вихідних речовинах:

а) якщо відновник і окисник містяться в одній вихідній речовині, то ОВР відноситься до реакцій **внутрішньо-молекулярного окиснення-відновлення**, наприклад:



У цій реакції атоми окисника (Cr<sup>+6</sup>) і відновника (N<sup>-3</sup>) входять до складу формульної одиниці однієї речовини;

б) якщо відновник і окисник містяться в різних вихідних речовинах, то ОВР відноситься до реакцій **міжмолекулярного окиснення-відновлення**, наприклад:



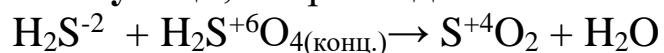
У цій реакції окисник ( $\text{Cl}^{+5}$ ) і відновник ( $\text{N}^{-3}$ ) перебувають у різних речовинах.

2. Класифікація за характером зміни ступеня окиснення атомів одного елемента:

а) якщо у вихідній речовині атоми елемента перебувають в одному ступені окиснення, а в продуктах реакції – у двох інших (більш високому та більш низькому відносно вихідного ступеня окиснення), то відповідні ОВР відносяться до реакцій **диспропорціонування** або **дисмутації**, наприклад:



б) якщо у вихідних речовинах один і той же елемент перебуває у двох різних ступенях окиснення, а в продукті реакції – тільки в одному (проміжному відносно вихідних ступенів окиснення), то відповідні ОВР є реакціями **конмутації**, наприклад:



### Електродні та окисно-відновні потенціали, їх використання

Кількісною характеристикою окисно-відновних властивостей речовин у водних розчинах є значення електродних або окисно-відновних потенціалів відповідних напівреакцій. **Електродний потенціал** є різницею потенціалів, що виникає на межі поділу *електрод – розчин електроліту*. Абсолютні значення потенціалів експериментально визначити неможливо, тому на практиці використовуються їхні відносні значення, виміряні відносно стандартного водневого електрода, потенціал якого умовно прирівнюється до нуля. *Потенціали, виміряні за стандартних умов (концентрації йонів рівні 1 моль/л, тиск водню дорівнює 101,325 кПа, температура +25°C) називаються стандартними електродними або стандартними окисно-відновними потенціалами та позначаються символом  $\varphi^\circ$  (або  $E^\circ$ ).* Їхні значення використовуються для характеристики реакцій, що протікають у стандартних умовах. Якщо

ж реакція протікає в інших умовах, то для її опису використовують рівноважні потенціали  $\varphi$ , які розраховуються за рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{c_{ox}}{c_{red}}.$$

У цьому рівнянні:

$R$  - універсальна газова стала;

$T$  - абсолютна температура;

$n$  - число електронів, що беруть участь у напівреакції;

$F$  - стала Фарадея ( $\sim 96500$  Кл/моль);

$c_{red}$  - концентрація відновленої форми елемента, у якій він перебуває в більш низькому ступені окиснення;

$c_{ox}$  - концентрація окисненої форми елемента, у якій він перебуває в більш високому ступені окиснення.

З рівняння Нернста витікає, що величина потенціалу залежить від концентрацій відновленої та окисненої форм елемента. Якщо в реакції бере участь метал, то величина його електродного потенціалу залежить лише від концентрації йонів цього металу (його окисненої форми) у розчині. Концентрація самого металу (відновленої форми), як величина постійна, у рівняння Нернста не підставляється. Крім того, якщо в напівреакції беруть участь йони  $H^+$  або  $OH^-$ , їх концентрації також впливають на величину потенціалу.

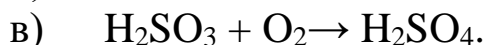
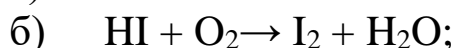
Використовуючи значення електродних або окисно-відновних потенціалів напівреакцій, можна виконати наступні операції:

1. Оцінити окисно-відновні властивості відповідних речовин.
2. Передбачити принципову можливість здійснення реакції в зазначеному напрямку.
3. Визначити напрямок протікання реакції.
4. Вибрати найбільш ймовірну реакцію з декількох можливих.
5. Розрахувати значення константи хімічної рівноваги даної реакції.

Сформулюємо відповідні правила та розглянемо їх застосування на конкретних прикладах.

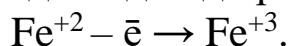
***Більш сильними відновними властивостями володіє речовина, якій відповідає напівреакція з більш низьким значенням потенціалу. Більш сильними окисними властивостями характеризується речовина, якій відповідає напівреакція з більш високим значенням потенціалу.***

**Приклад 1.** Визначите, який з відновників проявляє найбільш сильні відновні властивості за стандартних умов у реакціях:

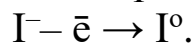


*Розв'язок:*

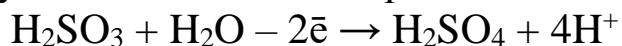
1. Визначаємо, які речовини в даних реакціях відновниками. У реакції «а» відновником є  $\text{FeSO}_4$ , оскільки у Феруму ступінь окиснення підвищується від +2 до +3 відповідно до рівняння напівреакції:



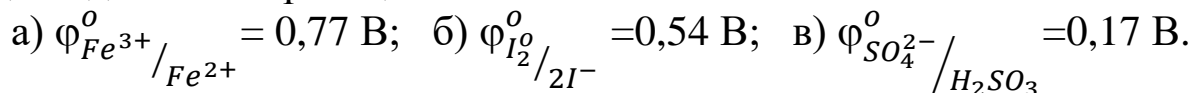
У реакції «б» відновником є  $\text{HI}$ , оскільки в Йоду ступінь окиснення підвищується відповідно до рівняння напівреакції:



У реакції «в» відновником є  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , оскільки в Сульфурі ступінь окиснення збільшується відповідно до рівняння напівреакції:



2. Знаходимо табличні значення стандартних потенціалів відповідних напівреакцій:



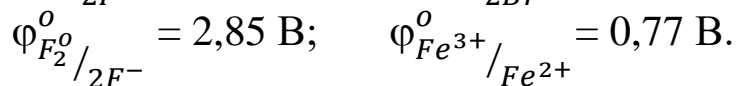
3. Знаходимо найбільш сильний відновник. Оскільки найменшим є значення потенціалу в напівреакції окиснення сульфітної кислоти, то ця речовина і буде найбільш сильним відновником.

**Протікання окисно-відновної реакції в даному напрямку можливе лише тоді, коли потенціал відновлення окисника більший за потенціал окиснення відновника, що використовуються в даній реакції.**

**Приклад 2.** Визначити, чи можна використовувати в стандартних умовах солі Феруму (III) для окиснення іонів  $\text{F}^-$ ,  $\text{Br}^-$  і  $\text{I}^-$  до простих речовин? Відповідь підтвердити розрахунками.

*Розв'язок:*

1. Знаходимо табличні значення  $\varphi^0$  напівреакцій:





2. Оскільки значення  $\varphi_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0$  більше за значення  $\varphi_{I_2/2I^-}^0$ , то йони  $Fe^{3+}$  здатні окиснити йодид-йони до простої речовини  $I_2$ . Отже, із зазначених аніонів тільки йони  $I^-$  будуть окиснюватися йонами Феруму(III).

**Будь-яка ОВР завжди протікає в тому напрямку, якому відповідає позитивне значення різниці потенціалів  $E$  (електрорушійна сила – ЕРС) окисника та відновника.**

Однак необхідно пам'ятати, що в даному напрямку реакція протікає практично необоротно при різниці потенціалів  $E$ , більшій або рівній 0,4 В. Якщо ж різниця потенціалів є меншою за 0,4 В, то ОВР протікає оборотно і напрямок реакції визначається умовами її проведення.

**Приклад 3.** Встановити, в якому напрямку можливе мимовільне протікання реакції:



Розв'язок:

1. Знаходимо значення  $\varphi^0$  напівреакцій:

$$\varphi_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}^0 = 0,15 \text{ В} \qquad \varphi_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 = 0,77 \text{ В}$$

2. Оскільки значення  $\varphi^0$  напівреакції за участю йонів Феруму більше значення  $\varphi^0$  напівреакції за участю йонів Стануму, то йони  $Fe^{3+}$  будуть окиснювати йони  $Sn^{2+}$  з утворенням відповідно йонів  $Fe^{2+}$  і  $Sn^{4+}$ . Це відповідає протіканню зазначеної реакції справа наліво.

**Із всіх можливих ОВР найбільш ймовірною буде та реакція, якій відповідає максимальне значення різниці потенціалів окисника та відновника.**

**Приклад 4.** Використовуючи значення  $\varphi^0$  напівреакцій, визначити найбільш ймовірний продукт відновлення йодат-йонів сульфітною кислотою:

- а)  $IO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightarrow I^- + 3H_2O$ ,  $\varphi^0 = 1,08 \text{ В}$ ;
- б)  $IO_3^- + 6H^+ + 5e^- \rightarrow 1/2 I_2 + 3H_2O$ ,  $\varphi^0 = 1,19 \text{ В}$ ;
- в)  $IO_3^- + 5H^+ + 4e^- \rightarrow HIO + 2H_2O$ ,  $\varphi^0 = 1,14 \text{ В}$ ;
- г)  $SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow H_2SO_3 + H_2O$ ,  $\varphi^0 = 0,17 \text{ В}$ .

Розв'язок:

1. Оскільки значення потенціалу напівреакції «г» менше значень

потенціалів напівреакцій «а», «б» і «в», то сульфід-йони будуть відновниками стосовно йодат-йонів.

2. Для кожної з напівреакцій «а», «б» і «в» знайдемо різницю між її потенціалом і потенціалом напівреакції «г»:

$$E^{\circ}_1 = \varphi^{\circ}(\text{а}) - \varphi^{\circ}(\text{г}) = 1,08 \text{ В} - 0,17 \text{ В} = 0,91 \text{ В};$$

$$E^{\circ}_2 = \varphi^{\circ}(\text{б}) - \varphi^{\circ}(\text{г}) = 1,19 \text{ В} - 0,17 \text{ В} = 1,02 \text{ В};$$

$$E^{\circ}_3 = \varphi^{\circ}(\text{в}) - \varphi^{\circ}(\text{г}) = 1,14 \text{ В} - 0,17 \text{ В} = 0,97 \text{ В}.$$

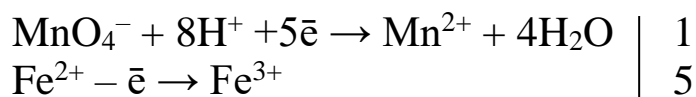
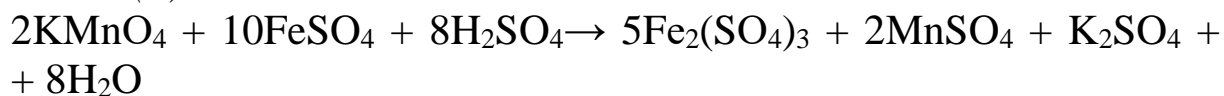
3. Максимальне значення  $E^{\circ}_2$  відповідає різниці між потенціалами напівреакцій «б» і «г». Отже, сульфідна кислота буде відновлювати йодат-йони до вільного йоду.

**Чим більше значення ЕРС ( $E^{\circ}$ ) реакції, тим більше значення константи хімічної рівноваги і тим сильніше остання зміщена в бік утворення продуктів.**

**Приклад 5.** Розрахувати значення константи хімічної рівноваги для реакції окиснення Ферум(II) сульфату Калій перманганатом в середовищі сульфатної кислоти, в якому концентрації всіх потенціал-визначальних йонів становлять 1 моль/л.

*Розв'язок:*

1. Складемо рівняння даної ОВР, розставимо коефіцієнти і знайдемо число електронів, відданих відновником та приєднаних окисником( $n$ ).



З рівнянь йонно-електронного балансу видно, що число електронів, відданих відновником і прийнятих окисником, тобто число  $n$  у рівнянні Нернста, дорівнює 5.

Знайдемо табличні значення стандартних потенціалів напівреакцій окиснення йонів Феруму (а) і відновлення перманганат-йонів у кислому середовищі (б):

$$\text{а) } \varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,77 \text{ В};$$

$$\text{б) } \varphi^{\circ}_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51 \text{ В}$$

2. Розрахуємо значення  $E^{\circ}$  реакції:

$$E^{\circ} = \varphi^{\circ}_{\text{ox}} - \varphi^{\circ}_{\text{red}} = \varphi^{\circ}_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} - \varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 1,51 - 0,77 = 0,74 \text{ (В)}.$$

3. Обчислимо значення константи рівноваги за стандартних умов:

$$-\Delta G_{p-ції}^0 = nFE^0 = RT \cdot \ln K, \quad \text{тоді}$$

$$\ln K = \frac{nFE^0}{RT}, \quad \text{звідки} \quad K = e^{\frac{nFE^0}{RT}} = 2,718^{\frac{5 \cdot 96500 \cdot 0,74}{8,314 \cdot 298}} = 4 \cdot 10^{62};$$

де  $e$  – основа натурального логарифма.

Таке величезне значення константи рівноваги свідчить про те, що дана реакція протікає у прямому напрямку практично необоротно.

### **Вплив різних факторів на напрямок протікання окисно-відновних реакцій**

*Окисно-відновна реакція протікає в тому напрямку, в якому здійснюється напівреакція з більше високим значенням потенціалу. Тому фактори, що впливають на величину потенціалу, впливають і на напрямок протікання ОВР.*

До таких факторів відносяться:

- 1) концентрація потенціал-визначальних йонів;
- 2) величина рН розчину;
- 3) температура розчину;
- 4) величина ДР малорозчинного продукту реакції;
- 5) величина константи нестійкості комплексного йону, що утворюється.

Розглянемо характер впливу кожного із цих факторів на напрямок протікання ОВР:

### **Вплив концентрацій потенціал-визначальних йонів**

Змінюючи значення концентрацій йонів у розчині, можна змінити напрямок протікання ОВР.

**Приклад 6.** Визначити напрямок протікання реакції



при наступних значеннях концентрацій йонів:

а)  $c(\text{Pb}^{2+}) = 1$  моль/л;  $c(\text{Sn}^{2+}) = 1$  моль/л.

б)  $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,15$  моль/л;  $c(\text{Sn}^{2+}) = 1,5$  моль/л.

*Розв'язок:*

1) Розрахуємо значення рівноважних електродних потенціалів для випадку «а» і визначимо напрямок реакції:

$$\begin{aligned}\varphi_{Pb^{2+}/Pb^0} &= \varphi_{Pb^{2+}/Pb^0}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{c_{Pb^{2+}}}{1} = \\ &= -0,13 + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln 1 = -0,13 \text{ В.}\end{aligned}$$

Аналогічно знаходимо значення потенціалу Стануму:

$$\varphi_{Sn^{2+}/Sn^0} = -0,14 + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln 1 = -0,14 \text{ В.}$$

Оскільки значення електродного потенціалу Плюмбуму більше, ніж в Стануму, то йони Плюмбуму будуть окисниками відносно Стануму і зазначена реакція буде протікати **зліва направо**.

2) Розрахуємо значення рівноважних потенціалів для випадку «б» і визначимо напрямок реакції:

$$\begin{aligned}\varphi_{Pb^{2+}/Pb^0} &= \varphi_{Pb^{2+}/Pb^0}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{c_{Pb^{2+}}}{1} = \\ &= -0,13 + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln 0,15 = -0,15 \text{ В;}\end{aligned}$$

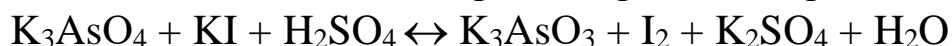
$$\varphi_{Sn^{2+}/Sn^0} = -0,14 + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln 1,5 = -0,13 \text{ В.}$$

У цьому випадку електродний потенціал більший в Стануму, тому його йони будуть окисниками відносно Плюмбуму і ця ОВР за вказаних умов буде протікати **справа наліво**.

### Вплив величини рН розчину

Змінюючи значення рН розчину, можна змінити напрямок протікання ОВР, якщо в ній беруть участь йони  $H^+$  або  $OH^-$ .

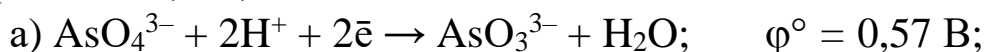
**Приклад 7.** Чи зміниться напрямок протікання реакції в системі



при зміні рН розчину від 0 до 8, за умови, що концентрації йонів  $I^-$ ,  $AsO_4^{3-}$ ,  $AsO_3^{3-}$ , і молекул  $I_2$  у розчині дорівнюють 1 моль/л?

*Розв'язок:*

1. Наведена ОВР здійснюється шляхом протікання двох напіреакцій, **а) і б)**:



Оскільки в напівреакції «а» беруть участь йони Гідрогену, її потенціал залежить від величини рН розчину. У напівреакції «б» йони  $H^+$  не беруть участь, тому її потенціал не залежить від величини рН.

2. Розрахуємо значення потенціалу напівреакції «а» при рН, що дорівнює нулю, і визначимо напрямок ОВР.

Якщо рН розчину дорівнює 0, то концентрація протонів дорівнює 1 моль/л. Тоді:

$$\begin{aligned}\varphi_{AsO_4^{3-}/AsO_3^{3-}} &= \varphi_{AsO_4^{3-}/AsO_3^{3-}}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{c_{AsO_4^{3-}} \cdot c_{H^+}^2}{c_{AsO_3^{3-}}} = \\ &= 0,57 + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln \frac{1 \cdot 1^2}{1} = 0,57 \text{ В.}\end{aligned}$$

Оскільки при рН, рівному нулю, потенціал напівреакції «а» більший за потенціал напівреакції «б», арсенат-йони будуть проявляти окисні, а йодид-йони – відновні властивості, і зазначена реакція в цілому протікає *зліва направо*.

3. Розрахуємо значення потенціалу напівреакції «а» при рН = 8 і визначимо напрямок ОВР:

Якщо рН розчину дорівнює 8, то концентрація протонів становить  $1 \cdot 10^{-8}$  моль/л. Тоді:

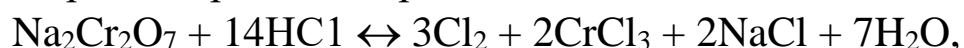
$$\varphi_{AsO_4^{3-}/AsO_3^{3-}} = 0,57 + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln \frac{1 \cdot (1 \cdot 10^{-8})^2}{1} = 0,097 \text{ В.}$$

Оскільки при рН = 8, потенціал напівреакції *а)* менший потенціалу напівреакції *б)*, то арсеніт-аніони  $AsO_3^{3-}$  будуть проявляти відновні, а молекули  $I_2$  – окисні властивості. Це значить, що в даних умовах зазначена реакція протікає *справа наліво*.

### Вплив температури на напрямок протікання ОВР

З рівняння Нернста видно, що величина електродного потенціалу залежить і від значення температури. Тому, змінюючи температуру розчину, можна змінити напрямок протікання деяких ОВР.

**Приклад 8.** Показати, як впливає зміна температури від 25 °С до 90 °С на напрямок протікання реакції:



якщо концентрації йонів  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  і  $\text{Cr}^{3+}$  дорівнюють 1 моль/л, концентрація хлоридної кислоти дорівнює 1,32 моль/л, а парціальний тиск хлору – 101325 Па.

*Розв'язок:*

1. Зазначена реакція складається із двох напівреакцій:



2. Розрахуємо значення потенціалів напівреакцій «а» і «б» при температурі 25 °С і визначимо напрямок протікання ОВР, враховуючи, що концентрація молекулярного хлору в розчині у цьому випадку є сталою величиною:

$$\begin{aligned} \text{а) } \varphi_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}} &= \varphi_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{c_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \cdot c_{\text{H}^+}^{14}}{c_{\text{Cr}^{3+}}^2} = \\ &= 1,333 + \frac{8,314 \cdot 298}{6 \cdot 96500} \cdot \ln \frac{1 \cdot 1,32^{14}}{1^2} = 1,350 \text{ В}. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{б) } \varphi_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} &= \varphi_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{1}{c_{\text{Cl}^-}^2} = \\ &= 1,359 + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln \frac{1}{1,32^2} = 1,352 \text{ В}. \end{aligned}$$

Оскільки в цьому випадку різниця потенціалів  $E$  виявилася менше 0,4 В, у системі встановлюється хімічна рівновага. Але, з огляду на більш високе значення потенціалу напівреакції **б**), робимо висновок, що при 25°С більш сильними окисними властивостями володіє хлор і що зазначена рівновага зміщена **вліво**.

3. Розрахуємо значення напівреакцій при 90°С і визначимо напрямок зсуву рівноваги:

$$\text{а) } \varphi_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}} = 1,333 + \frac{8,314 \cdot 363}{6 \cdot 96500} \cdot \ln \frac{1 \cdot 1,32^{14}}{1^2} = 1,353 \text{ В};$$

$$\text{б) } \varphi_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,359 + \frac{8,314 \cdot 363}{2 \cdot 96500} \cdot \ln \frac{1}{1,32^2} = 1,350 \text{ В}.$$

Таким чином, при температурі 90°С більш високе значення потенціалу в напівреакції **а**). Це значить, що більш сильні окисні

властивості проявляють йони  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  і рівновага реакції в цілому зміщена *вправо*.

### Вплив величини $K_s$ малорозчинного електроліту на напрямок протікання ОВР

Якщо в *результаті* ОВР утворюється малорозчинний продукт, то концентрація утворюючих його йонів у розчині різко зменшується. Внаслідок цього змінюється потенціал відповідної напівреакції, що може привести до зміни напрямку ОВР.

**Приклад 9.** Визначити напрямок протікання хімічних реакцій при 25 °С у системах:



якщо концентрації Гідроген хлориду та Гідроген йодиду в розчині становлять 1 моль/л, а тиск водню дорівнює 101325 Па.

*Розв'язок:*

1. Розрахуємо концентрацію йонів Аргентуму в розчині над осадом  $\text{AgCl}$ , допустивши, що концентрація хлорид-йонів у розчині дорівнює концентрації  $\text{HCl}$  і становить 1 моль/л:

$$c_{\text{Ag}^+} = \frac{K_s(\text{AgCl})}{c_{\text{Cl}^-}} = \frac{1,8 \cdot 10^{-10}}{1} = 1,8 \cdot 10^{-10} \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

2. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу Аргентуму в цьому розчині:

$$\begin{aligned} \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} &= \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln c_{\text{Ag}^+} = \\ &= 0,8 \text{ В} + \frac{8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 298 \text{ К}}{96500 \frac{\text{Кл}}{\text{моль}}} \cdot \ln (1,8 \cdot 10^{-10}) = 0,224 \text{ В}. \end{aligned}$$

3. Визначимо напрямок реакції «а»:

Оскільки за вказаних умов потенціал водню дорівнює нулю, а потенціал Аргентуму дорівнює 0,225 В, то йони Аргентуму будуть виступати окисниками відносно водню і рівновага реакції *а)* зміщено *вліво*. Тому металічне срібло не розчиняється у хлоридній кислоті.

4. Розрахуємо концентрацію йонів Аргентуму в розчині над осадом  $\text{AgI}$ , допустивши, що концентрація йодид-йонів дорівнює концентрації  $\text{HI}$  і становить 1 моль/л:

$$c_{Ag^+} = \frac{K_S(AgI)}{c_{I^-}} = \frac{8,3 \cdot 10^{-17}}{1} = 8,3 \cdot 10^{-17} \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

5. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу Аргентуму в цьому розчині:

$$\varphi_{Ag^+/Ag^0} = 0,8 + \frac{8,314 \cdot 298}{96500} \cdot \ln(8,3 \cdot 10^{-17}) = -0,15 \text{ В}.$$

6. Визначимо напрямок реакції «б»:

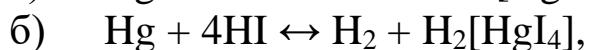
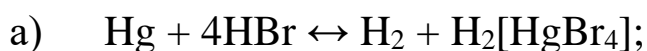
Оскільки в розчині HI потенціал Аргентуму менший за потенціал Гідрогену (0 В), то срібло буде окиснюватися йонами Гідрогену і рівновага реакції **б)** практично повністю зміщена **вліво**.

Таким чином, металічне срібло витісняє водень із розчину йодидної кислоти.

### Вплив комплексоутворення на напрямок протікання ОВР

Якщо в результаті ОВР утворюються комплексні сполуки, в яких роль комплексоутворювача відіграють потенціал-визначальні йони, то концентрація цих йонів у розчині різко зменшується. Внаслідок цього потенціали відповідних напівреакцій змінюються, що може привести до зміни напрямку ОВР.

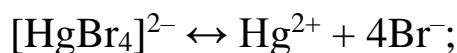
**Приклад 10.** Визначити напрямок протікання реакцій при 25 °С у системах:



якщо концентрації HBr і HI у розчинах рівні 2 моль/л, концентрації йонів  $[\text{HgBr}_4]^{2-}$  і  $[\text{HgI}_4]^{2-}$  – 1 моль/л, тиск водню дорівнює 101 325 Па.

*Розв'язок:*

1. Розрахуємо концентрацію йонів  $\text{Hg}^{2+}$ , що утворюються в результаті дисоціації йонів  $[\text{HgBr}_4]^{2-}$ . При цьому допускаємо, що концентрація йонів  $\text{Br}^-$  у розчині дорівнює концентрації HBr і становить 2 моль/л:



$$K_{\text{H}}([\text{HgBr}_4]^{2-}) = \frac{c_{\text{Hg}^{2+}} \cdot c_{\text{Br}^-}^4}{c_{[\text{HgBr}_4]^{2-}}} = 2 \cdot 10^{-22}.$$

Звідси:



$$c_{\text{Hg}^{2+}} = \frac{K_{\text{H}} \cdot c_{[\text{HgBr}_4]^{2-}}}{c_{\text{Br}^-}^4} = 1,25 \cdot 10^{-23} \text{ (моль/л)}.$$

2. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу  $\varphi_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}^0}$  при цій концентрації йонів  $\text{Hg}^{2+}$ :

$$\begin{aligned} \varphi_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}^0} &= \varphi_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}^0}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln c_{\text{Hg}^{2+}} = \\ &= 0,85 + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln (1,25 \cdot 10^{-23}) = 0,173 \text{ В} \end{aligned}$$

3. Розрахуємо значення потенціалу  $\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2^0}$  допустивши, що концентрація йонів  $\text{H}^+$  дорівнює концентрації  $\text{HI}$  і становить 2 моль/л:

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2^0} = 0 + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln 2^2 = 0,018 \text{ В}$$

4. Визначимо напрямок протікання реакції *а*). Оскільки в цьому випадку більш високим є значення потенціалу Меркурію, то йони  $\text{Hg}^{2+}$ , окиснюють молекули водню і реакція «а» протікає *справа наліво*.

5. Розрахуємо концентрацію йонів  $\text{Hg}^{2+}$ , що утворюються в результаті дисоціації йонів  $[\text{HgI}_4]^{2-}$ . При цьому допускаємо, що концентрація йодид-йонів у розчині дорівнює концентрації  $\text{HI}$  і становить 2 моль/л:

$$\begin{aligned} [\text{HgI}_4]^{2-} &\leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-; \\ K_{\text{H}}([\text{HgI}_4]^{2-}) &= \frac{c_{\text{Hg}^{2+}} \cdot c_{\text{I}^-}^4}{c_{[\text{HgI}_4]^{2-}}} = 2 \cdot 10^{-22}. \end{aligned}$$

Звідси:

$$c_{\text{Hg}^{2+}} = \frac{K_{\text{H}} \cdot c_{[\text{HgI}_4]^{2-}}}{c_{\text{I}^-}^4} = 9,25 \cdot 10^{-32} \text{ (моль/л)}.$$

6. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу  $\varphi_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}^0}$  при знайдений концентрації йонів  $\text{Hg}^{2+}$ :

$$\varphi_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}^0} = 0,85 + \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln(9,25 \cdot 10^{-32}) = -0,067 \text{ В}.$$

7. Визначимо напрямок протікання реакції **б**). Оскільки в даному випадку більшим є значення потенціалу водню, то йони  $H^+$  окиснюються ртуть і реакція «б» протікає **зліва направо**.

З цієї ж причини мідь витискує водень із водних розчинів ціанідів.

### **Е. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ**

- Е1. Що таке *ступінь окиснення*? Які значення вона може приймати? Чому дорівнює сума ступенів окиснення атомів у молекулі; в йоні?
- Е2. Які реакції відносяться до окисно-відновних?
- Е3. У чому полягає сутність *процесів окиснення і відновлення*? Як змінюються значення ступенів окиснення атомів у результаті цих процесів?
- Е4. Як залежать окисно-відновні властивості речовин від значень ступенів окиснення атомів, що входять до їх складу?
- Е5. Наведіть приклади типових відновників.
- Е6. Які речовини є типовими окисниками?
- Е7. Наведіть приклади речовин, які залежно від умов можуть проявляти як окисні, так і відновні властивості?
- Е8. Як класифікуються окисно-відновні реакції? Чим відрізняються реакції міжмолекулярного окиснення - відновлення від реакцій внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення; реакції дисмутації від реакцій конмутації?
- Е9. Що є кількісною характеристикою окисно-відновних властивостей речовин? Що таке стандартний електродний (окисно-відновний) потенціал?
- Е10. Які потенціали називаються рівноважними? Як вони пов'язані зі стандартними електродними потенціалами? Від яких факторів залежить величина рівноважного потенціалу?
- Е11. Як пов'язані між собою окисно-відновні властивості речовин та значення електродних потенціалів відповідних напівреакцій?
- Е12. Як оцінюється принципова можливість протікання ОВР у зазначеному напрямку?
- Е13. Як визначається напрямок протікання ОВР?
- Е14. Як можна визначити найбільш ймовірну ОВР із декількох можливих реакцій?
- Е15. Яка залежність константи хімічної рівноваги ОВР від значень електродних потенціалів напівреакцій?

Е16. Які фактори впливають на напрямок протікання ОВР? Охарактеризуйте вплив кожного з них.

Е17. Закінчити рівняння реакцій йонно-електронним методом (методом напівреакцій), указати окисник і відновник:

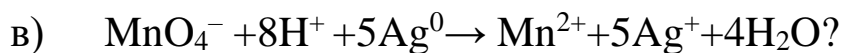
№ варіанту	Схема реакції
1	$\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{P}_4 + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PH}_3 + \text{Sr}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
4	$\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4 + [(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4]$
5	$\text{Al} + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{Al}(\text{ClO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{FeS}_2 + \text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
8	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{P}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10	$\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \dots$
11	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{BrO}_3)_2 + \dots$
12	$\text{KMnO}_4 + \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
13	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AsH}_3 + \dots$
14	$\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
15	$\text{NO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \dots$
16	$\text{Se} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SeO}_3 + \dots$
17	$\text{P}_4\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \dots$
18	$\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow \dots$
19	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \dots$
20	$\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

Е18. Визначити напрямок протікання за стандартних умов наступних реакцій:

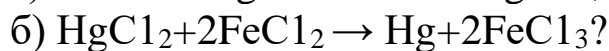
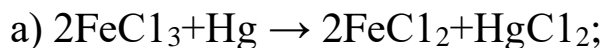
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{HI} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O};$
- $2\text{FeCl}_3 + \text{Cu} \leftrightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2;$
- $\text{SnCl}_4 + 2\text{KI} \leftrightarrow \text{SnCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{KCl}.$

Е19. Чи можуть протікати за стандартних умов реакції:

- $\text{MnO}_4^- + \text{Ag}^0 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{Ag}^+;$
- $\text{MnO}_4^- + 3\text{Ag} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + 3\text{Ag}^+ + 4\text{OH}^-;$

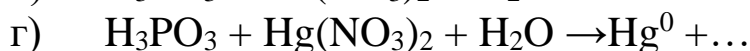
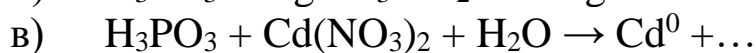
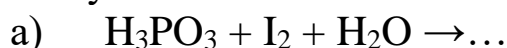


Е20. У водному розчині  $c(\text{Hg}^{2+}) = 0,01$  моль/л,  $c(\text{Fe}^{3+}) = 0,01$  моль/л,  $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,001$  моль/л. Яка з реакцій може протікати самодовільно:



Е21. Чи можна Ферум(III) хлоридом у розчині окиснити Натрій сульфід до сірки; до Натрій сульфіту; до Натрій сульфату? Проведіть відповідні розрахунки. Складіть рівняння можливої ОВР.

Е22. Чи буде окиснюватися фосфітна кислота при стандартних умовах за наступними схемами?



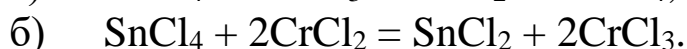
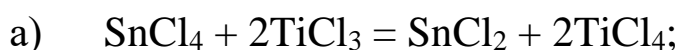
Складіть рівняння можливих реакцій.

Е23. Чи можна за стандартних умов приготувати розчин, що містив би одночасно:



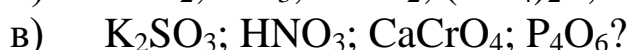
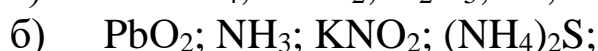
Проведіть відповідні розрахунки. Складіть рівняння можливих ОВР.

Е24. Розрахуйте значення констант рівноваги реакцій за стандартних умов:



В якій з наведених реакцій відбувається більш повне відновлення йонів Стануму?

Е25. Які із зазначених нижче речовин можуть проявляти тільки окисні властивості; тільки відновні; як окисні, так і відновні властивості:

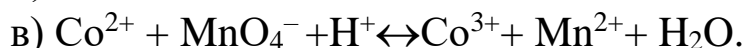
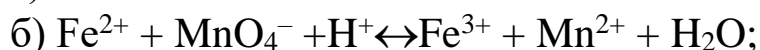


Е26. Оцініть можливість протікання ОВР між речовинами:

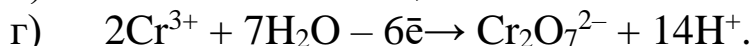
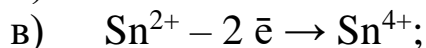
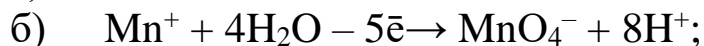
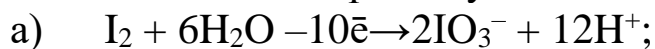


Написати рівняння можливих ОВР, розставити коефіцієнти.

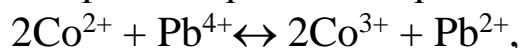
Е27. В якому напрямку протікають зазначені реакції за стандартних умов:



Е28. Чи можна використовувати Плюмбум(+4) оксид як окисник для здійснення в стандартних умовах зазначених реакцій:



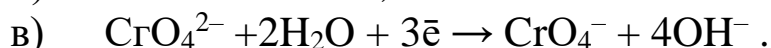
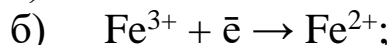
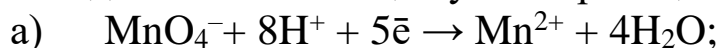
Е29. Визначити напрямок протікання реакції в системі



якщо концентрації йонів рівні:



Е30. Як впливає зниження величини рН розчину на величину окисно-відновного потенціалу напівреакції:

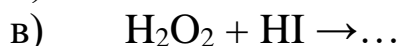
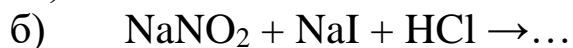


Е31. За допомогою відповідних розрахунків покажіть, як зміниться потенціал напівреакції  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$  при збільшенні рН розчину від 0 до 2, якщо концентрації йонів  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  і  $\text{Cr}^{3+}$  становлять 1 моль/л.

Е32. Який з окисників –  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{PbO}_2$  чи  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  за стандартних умов є найбільш ефективним відносно  $\text{HCl}$  при одержанні хлору? Проведіть відповідні розрахунки, складіть рівняння реакцій за участю зазначених окисників, розставте коефіцієнти.

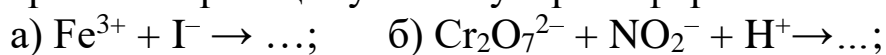
Е33. Електродний потенціал цинку, поміщеного в розчин Цинк нітрату, дорівнює -0,85 В. Обчислити значення молярної концентрації йонів Цинку в даному розчині.

Е34. Визначите найбільш ймовірні продукти реакцій (умови стандартні):



Е35. Допишіть наведені нижче схеми, у яких зазначені йони тільки вихідних речовин. Підберіть коефіцієнти та напишіть

відповідні рівняння реакцій у молекулярній формі:



Е36. Розрахуйте масу Калій перманганату, необхідного для приготування розчину об'ємом 0,5 дм<sup>3</sup> із молярною концентрацією еквівалента даної солі 0,025 моль/л, якщо відомо, що приготовлений розчин буде використаний для окиснення в нейтральному середовищі.

Е37. Обчисліть молярну концентрацію еквівалентів Калій дихромату в розчині з масовою часткою його 10% і густиною розчину 1070 кг/м<sup>3</sup>, якщо дихромат-йон відновлюється до  $\text{Cr}^{3+}$ .

## Г. КООРДИНАЦІЙНІ СПОЛУКИ

Найбільш великий і різноманітний клас неорганічних речовин становлять комплексні, або координаційні сполуки (КС). Останнім часом у науковій літературі поряд з терміном *комплексні сполуки* часто вживається тотожний йому термін *координаційні сполуки*. Однак, термін *комплексна сполука* в науковій хімічній літературі продовжує широко застосовуватися. Сьогодні його частіше застосовують до йонів – «*комплексний йон*». Процес утворення комплексних сполук називають процесом *комплексоутворення*. У міру того, як до координаційних відносили всі нові типи сполук, ставало усе складніше дати їм однозначне визначення. Безумовно, бездоганне визначення координаційній сполуці дати дуже важко. Проте, запропонуємо наступне: *Координаційними називаються сполуки, у вузлах кристалічних ґраток яких перебувають комплексні частинки, що здатні до самостійного існування в розчинах*. Ці частинки утворені за рахунок координації електронодефіцитним атомом або катіоном (акцептори електронів) електронейтральних частинок або аніонів (донори електронів).

### Будова та типи комплексних сполук

Будова і властивості координаційних сполук пояснюються координаційною теорією, основи якої були закладені в 1893 році А. Вернером. Він дійшов висновку, що до складу комплексної сполуки входить складна частинка, що складається із **центрального атома**, який також називають **комплексоутворювачем** (йон металу), навколо

якого розташовуються (координуються) нейтральні молекули або аніони, що називаються **лігандами**. Число координованих лігандів найчастіше дорівнює 6, 4 або 2. Координація лігандів біля центрального атома здійснюється за рахунок утворення хімічних зв'язків. Ці зв'язки називають **координаційними зв'язками**. Кількість координаційних зв'язків, які утворює один ліганд із комплексоутворювачем називається **дентатністю** ліганду (моно-, ди-, три- тетрадентатний і т.д.). Загальне число хімічних зв'язків, що утворює центральний атом із лігандами, називається **координаційним числом** комплексоутворювача.

Будова окремих комплексних сполук розглянута в таблиці:

Структурний елемент	Комплексна сполука			
	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$	$\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
Внутрішня сфера	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$	$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$
Зовнішня сфера	$\text{Cl}^-$	$\text{K}^+$	—	$\text{K}^+$
Центральний атом	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Ag}^+$	$\text{Pt}^{2+}$	$\text{Ag}^+$
Ліганд	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CN}^-$	$\text{NH}_3; \text{Cl}^-$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
Дентатність	1	1	1,1	2
Координаційне число	6	2	4	4

Сукупність центрального атому та оточуючих його лігандів була названа Вернером **внутрішньою сферою комплексу**. У формулах координаційних сполук її беруть у квадратні дужки. Усе, що перебуває за квадратними дужками, становить **зовнішню сферу**. Залежно від знаку заряду внутрішньої сфери розрізняють **аніонні** комплекси, наприклад  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$  (Калій тетраціаноцинкат), де внутрішня сфера  $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$  — **аніон**; **катионні** комплекси —  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  (тетраамінокупрум(II) сульфат), де внутрішня сфера  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  — **катион**; і **електронеутральні** комплекси  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^0$  (платинадіамінодихлорид). Електронеутральні комплексні сполуки не

мають зовнішньої сфери. Заряд внутрішньої сфери дорівнює алгебраїчній сумі заряду центрального йону та заряду лігандів.

При координації змінюються властивості як лігандів, так і йону металу-комплексоутворювача. Часто координовані ліганди та йон металу неможливо виявити в розчині комплексної сполуки за допомогою хімічних реакцій, характерних для них у вільному (некоординованому) стані, тому що вони перебувають у зв'язаному стані в складі комплексної частки.

### Координаційні сполуки у водних розчинах

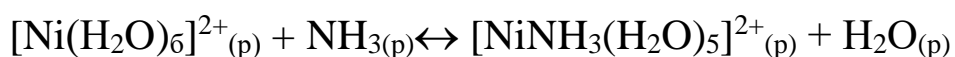
При розчиненні кристалічної координаційної сполуки у воді його кристалічна ґратка руйнується, а координаційна сфера та зовнішньосферні йони гідратуються дипольними молекулами води. Цей процес протікає по механізму дисоціації сильних електролітів. Наприклад:



Комплексний йон у водному розчині не характеризується абсолютною стійкістю. Ліганди його координаційної сфери можуть заміщуватися молекулами води, які також можуть бути лігандами. Аналогічно при взаємодії аквакомплексу з іншими лігандами в розчині може відбуватися поступове заміщення молекул води координаційної сфери аквакомплексу на ці ліганди. Такий процес у хімії комплексів називається *лігандним обміном*.

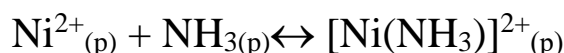
Розглянемо взаємодію газоподібного амоніаку з водним розчином солі Ніколу. У водному розчині катіон  $\text{Ni}^{2+}$  існує у вигляді комплексного йону  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Взаємодія цього аквакомплексу з амоніаком відбувається в шість стадій, кожна з яких є оборотною реакцією і характеризується власною константою рівноваги. *Константи рівноваги* кожної зі стадій утворення комплексної частинки є окремими *константами утворення*.

На кожній стадії місце однієї молекули води у внутрішній сфері займає одна молекула амоніаку:



Звичайно для простоти запису формули молекул води в рівняннях подібних реакцій опускають:





і окрема (для даної стадії) константа утворення (константа рівноваги) комплексного йону записується таким чином:

$$K_{1 \text{ утв.}} = \frac{c_{[\text{Ni}(\text{NH}_3)]^{2+}}}{c_{\text{Ni}^{2+}} \cdot c_{\text{NH}_3}}, \text{ і т. д.,}$$

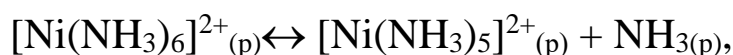
а загальна  $K_{\text{утв.}}$  для  $i$ -стадій:

$$K_{i \text{ утв.}} = \frac{c_{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_i]^{2+}}}{c_{\text{Ni}^{2+}} \cdot c_{\text{NH}_3}^i}, \text{ або } K_{i \text{ утв.}} = K_1 \cdot K_2 \cdot \dots \cdot K_i.$$

Реакція, зворотна реакції комплексоутворення (дисоціація комплексу) є реакцією лігандного обміну, в якій ліганди комплексного йону заміщуються молекулами розчинника:



або:



Для реакції дисоціації комплексного йону константу рівноваги називають *константою нестійкості*  $K_{\text{н.}}$  за кожною стадією, наприклад:

$$K_{1 \text{ н.}} = \frac{c_{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5]^{2+}} \cdot c_{\text{NH}_3}}{c_{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}}}, \text{ причому } K_1 > K_2 > \dots > K_i.$$

Добуток окремих констант нестійкості дає загальну константу нестійкості:  $K_{\text{н.}} = K_1 \cdot K_2 \cdot \dots \cdot K_i$ . Константи утворення і нестійкості - це взаємно обернені величини:

$$K_{\text{утв.}} = \frac{1}{K_{\text{н.}}}$$

Константи утворення і нестійкості внутрішньої сфери слабо залежать від температури.

**Приклад 1.** Напишіть координаційну формулу, укажіть координаційне число і заряд комплексоутворювача, заряд внутрішньої сфери та вираз константи нестійкості такої комплексної сполуки: Кальцій гексанітритокобальтат(+3).

*Розв'язок:*

В умові наведена назва аніонної комплексної сполуки. Лігандом є нітрит-йон, а центральним іоном –  $\text{Co}^{3+}$ . Внутрішня сфера –  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ , отже формула комплексної сполуки така:  $\text{Ca}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ .

Координаційне число - 6

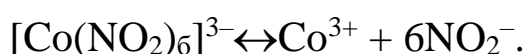
Заряд комплексоутворювача - 3+

Заряд внутрішньої сфери - 3–

Рівняння первинної дисоціації (як сильного електроліту):



Загальне рівняння вторинної дисоціації (слабкий електроліт):



Вираз для загальної константи нестійкості має вигляд:

$$K_{\text{н.}} = \frac{c_{\text{Co}^{3+}} \cdot c_{\text{NO}_2^-}^6}{c_{[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}}}.$$

**Приклад 2.** Чи можна зруйнувати комплексний йон  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+$  з його молярною концентрацією в розчині 0,1 моль/л, додаванням рівного об'єму розчину  $\text{KCl}$  з такою ж концентрацією при наявності в кінцевому розчині надлишку амоніаку з його молярною концентрацією 10 моль/л?

*Розв'язок:*

1. Розрахуємо молярну концентрацію йонів  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+$  у розчині після додавання рівного об'єму розчину  $\text{KCl}$ . Оскільки об'єм вихідного розчину збільшився в 2 рази, то молярна концентрація йонів  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+$  зменшилася в 2 рази і становить 0,05 моль/л.

2. Розрахуємо молярну концентрацію йонів  $\text{Ag}^+$  в отриманому розчині. Оскільки концентрацією амоніаку, що утворився при дисоціації комплексного йону, можна знехтувати, допускаємо, що концентрація амоніаку в отриманому розчині дорівнює його надлишковій концентрації і становить 10 моль/л. Концентрацію йонів  $\text{Ag}^+$ , яку необхідно знайти, позначимо через  $x$ :



Значення концентрацій йонів підставимо у вираз константи нестійкості комплексного йону:

$$K_{\text{н.}} = \frac{c_{\text{Ag}^+} \cdot c_{\text{NH}_3}^2}{c_{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}} = 1 \cdot 10^{-8} = \frac{x \cdot 10^2}{0,05}.$$

Звідси  $x = 5 \cdot 10^{-12}$  моль/л.

3. Розрахуємо значення ДК йонів  $\text{Ag}^+$  і  $\text{Cl}^-$  в отриманому розчині:

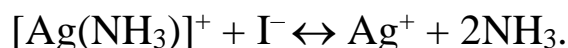
$$\text{ДК} = c_{\text{Ag}^+} \cdot c_{\text{Cl}^-} = 5 \cdot 10^{-12} \cdot 0,1 = 5 \cdot 10^{-13}.$$

4. Оскільки значення ДК менше значення  $K_s(\text{ДР})_{\text{AgCl}} = 1 \cdot 10^{-10}$ , то осад  $\text{AgCl}$  не випадає і комплекс  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  за цих умов хлорид-йонами не руйнується.

**Приклад 3.** Чи буде руйнуватися комплексний йон  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  в умовах прикладу 2 при заміні  $\text{KCl}$  на  $\text{KI}$ ?

*Розв'язок:*

Напишемо рівняння реакції взаємодії комплексного йону з йодид-аніонами:



$K_s(\text{ДР})_{\text{AgI}} = 1 \cdot 10^{-16}$ . Оскільки  $5 \cdot 10^{-13} > 1 \cdot 10^{-16}$ , то осад  $\text{AgI}$  випадає, а це значить, що комплексний йон  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  за цих умов руйнується йодид-йонами.

## **F. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ**

- F1. Від чого залежить величина координаційного числа комплексоутворювача?
- F2. Чим зумовлена дентатність лігандів?
- F3. У чому полягають розбіжності між комплексними сполуками і подвійними солями?
- F4. Які фактори впливають на стійкість комплексних сполук у розчинах?
- F5. Що називається хелатним ефектом і яка його природа?
- F6. Як можна пояснити високу токсичність солей важких металів?
- F7. Чому за допомогою комплексонів можна послабити токсичну дію йонів важких металів на організм людини?
- F8. Що собою становить гем крові? Чому гемоглобін рівноцінно взаємодіє як з киснем, так і з чадним газом?

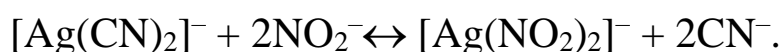
- F9. З розчину солі складу  $\text{PtCl}_4 \times 6\text{NH}_3$  Аргентум нітрат осаджує весь хлор у вигляді Аргентум хлориду, а з розчину солі  $\text{PtCl}_4 \times 3\text{NH}_3$  – тільки  $\frac{1}{4}$  його частину. Записати координаційні формули і дати назви цих солей, визначити координаційне число Платини в кожній з них. Як будуть дисоціювати ці речовини в розчині?
- F10. Дві координаційних сполуки Кобальту однакової емпіричної формули  $\text{CoBrSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$ . Відмінності між ними проявляються у реакціях їх взаємодії в розчинах з  $\text{BaCl}_2$  і  $\text{AgNO}_3$ . Одна сіль дає осад тільки з Барій хлоридом, а інша – лише з Аргентум нітратом. Напишіть: координаційні формули, дайте назви обох солей і наведіть рівняння їх електролітичної дисоціації (йонізації).
- F11. До розчину, що містить 0,2335 г аддукту  $\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$ , долили у достатній кількості розчин  $\text{AgNO}_3$ . Маса утвореного осаду 0,1435 г. Визначте координаційну формулу комплексу і дайте йому назву.
- F12. Напишіть у молекулярній та йонно-молекулярній формах рівняння обмінних реакцій, що відбуваються між: а)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  і  $\text{CuSO}_4$ ; б)  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$  і  $\text{FeSO}_4$ ; в)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  і  $\text{AgNO}_3$ , маючи на увазі, що координаційні солі, що утворюються, нерозчинні у воді. Приведіть їх назви.
- F13. Напишіть рівняння реакцій утворення комплексних кислот і основ при взаємодії:  $\text{PtCl}_4$  і  $\text{HCl}$ ;  $\text{AgCl}$  і  $\text{HCl}$ ;  $\text{PbCl}_2$  і  $\text{HCl}$ ;  $\text{SiF}_4$  і  $\text{HF}$ ;  $\text{Fe}(\text{CN})_2$  і  $\text{HCN}$ ;  $\text{BF}_3$  і  $\text{HF}$ ;  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  і  $\text{NH}_3$ ;  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  і  $\text{NH}_3$ . Приведіть рівняння електролітичної йонізації отриманих сполук.
- F14. Напишіть координаційні формули наступних комплексних сполук:
- а) Калій гексанітритокобальтат(III);
  - б) амоній амміннітротетрахлорокобальтат(III);
  - в) Галій(+3) трифлуорогідроксоберилат;
  - д) амоній тетратіоціанодіамінхромат(III).
- Вкажіть координаційне число комплексоутворювача і заряд внутрішньої сфери кожного комплексу.
- F15. Наведіть назви наступних сполук:  $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ ;  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})_2\text{NH}_3\text{Cl}]\text{Cl}$ ;  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{CN}]\text{Br}_2$ ;  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{NO}_3$ ;  $(\text{NH}_4)_2[\text{Rh}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$ ;  $\text{Na}_2[\text{PdI}_4]$ ;

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ . Напишіть вирази для констант нестійкості комплексів і вкажіть координаційні числа комплексоутворювачів.

F16. Як пояснити, що комплексний йон  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  руйнується вже при підкисленні розчину, а аналогічний йон  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  зберігається навіть при дії концентрованої хлоридної кислоти?

F17. Чому при однаковому молярному надлишку реагенту:  
а) осад  $\text{AgCl}$  не розчиняється в хлоридній кислоті, але розчиняється в розчині амоніаку; б) осад  $\text{AgI}$  не розчиняється в розчині амоніаку, але розчиняється в розчині Натрій ціаніду?

F18. Чим визначається можливість заміни одних лігандів у координаційній сполуці на інші? Визначте напрямок реакції у водному розчині:



F19. Чи можна з амоніачного комплексу Аргентуму дією відповідних лігандів одержати  $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$  і  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ? Відповідь мотивуйте.

F20. Поясніть процес розчинення осадів амфотерних гідроксидів у кислотах і лугах як перетворення одних комплексів в інші. Допишіть рівняння:

- а)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{осад}$
- б)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{OH}^-_{(\text{надл.})} \rightarrow \dots$
- в)  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + 3\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{осад}$
- г)  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{надл.})} \rightarrow \dots$

F21. Допишіть наведені нижче рівняння реакцій. Вкажіть, до якого типу відноситься кожна з них і чим визначається її напрямленість?

№ варіанту	Схема реакції
1	$\text{K}_2[\text{CuCl}_4] + \text{NH}_3 \rightarrow \dots$
2	$\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \dots$
3	$\text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \dots$
4	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \dots$
5	$\text{Fe}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightarrow \dots$
6	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$
7	$[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-} + \text{Cu}^+ \rightarrow \dots$
8	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
9	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{SO}_3)_4]^{6-} + \dots$

10	$\text{CoSO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] + \text{NO} + \dots$
11	$[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-} + \text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{N}_2 + \dots$
12	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \dots$
13	$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^- + \text{CN}^- \rightarrow \dots$
14	$[\text{HgBr}_4]^{2-} + \text{I}^- \rightarrow \dots$
15	$[\text{HgI}_4]^{2-} + \text{CN}^- \rightarrow \dots$
16	$\text{Ag}^+ + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
17	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \dots \rightarrow \text{AgI} + \dots$
18	$\text{AgI} + \text{CN}^- \rightarrow \dots$
19	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \dots \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \dots$
20	$\text{Fe}(\text{OH})^{2+} + \text{CN}^- \rightarrow \dots$

**ДОДАТКИ****1. Термодинамічні константи деяких речовин**

Таблиця містить дані про стандартні ентальпії ( $\Delta H^\circ$ ) та вільні енергії Гіббса ( $\Delta G^\circ$ ) утворення сполук з елементів за стандартних умов у кДж/моль, а також абсолютні ентропії ( $S^\circ$ ) сполук у Дж/(К • моль).

Речовина	$\Delta H^\circ$	$\Delta G^\circ$	$S^\circ$	Речовина	$\Delta H^\circ$	$\Delta G^\circ$	$S^\circ$
AgCl	-127,2	-109,9	+96,2	KI	-327,6	-322,3	+ 104,35
AlCl <sub>3</sub>	-704,6	-629,0	+ 109,4	KClO <sub>3</sub>	-391,2	-289,9	+142,97
Al(OH) <sub>3</sub>	-1315	-1157	+70,1	KMnO <sub>4</sub>	-813,4	-713,8	+ 171,71
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	-1676,8	-1583,3	+50,95	KNO <sub>3</sub>	-493,2	-393,1	+ 132,93
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	-3444,1	-3102,9	+239,4	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	-1433,7	-1316,4	+175,7
BaCO <sub>3</sub>	-1217,1	-1137,2	+ 113,0	LiCl	-408,3	-384,0	+59,3
BaCl <sub>2</sub>	-859,1	-811,4	+123,8	MgCl <sub>2</sub>	-641,1	-591,6	+89,8
BaO	-553,9	-525,4	+70,5	MgO	-601,8	-569,6	+26,9
BaSO <sub>4</sub>	-1474,2	-1363,2	+132,3	N <sub>2</sub>	0	0	+199,9
C	+1,828	+2,834	+2,37	NH <sub>3</sub>	-46,19	-16,7	+192,6
(алмаз)				NO	+90,31	+80,6	+210,7
C	0	0	+5,740	NO <sub>2</sub>	+33	+51,5	+240,2
(графіт)				NaCl	-411,1	-384,0	+72,12
CO	-110,6	-137,2	+197,7	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	-1137,5	-1047,5	+136,4
CO <sub>2</sub>	-393,8	-394,6	+213,8	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	-1384,6	-1266,8	+149,5
CaC <sub>2</sub>	-59,9	-64,9	+70,0	O <sub>2</sub>	0	0	+205,0
CaCO <sub>3</sub>	-1207,7	-1129,6	+91,6	O <sub>3</sub>	-142,3	-162,7	+238,8
CaCl <sub>2</sub>	-796,3	-748,9	+104,7	H <sub>2</sub> O (г)	-241,98	-228,8	+188,9
CaO	-635	-603,6	+39,7	H <sub>2</sub> O (р)	-286,0	-237,4	+70,0
Ca(OH) <sub>2</sub>	-986,8	-899,2	+83,4	P (біл.)	0	0	+41,1
Cl <sub>2</sub>	0	0	+222,9	P (черв.)	-17,6	-12,13	+22,8
HCl (г)	-92,4	-94,5	+186,9	PCl <sub>3</sub>	-287,02	-260,5	+311,7
CuCl <sub>2</sub>	-215,7	-171,5	+108,2	PCl <sub>5</sub>	-374,89	-305,4	+364,5
CuSO <sub>4</sub>	-771,4	-662,2	+109,3	SO <sub>2</sub>	-297,2	-300,41	+248,2
Fe	0	0	+27,2	SO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	-391,2	-305,0	+216,3
FeCl <sub>3</sub>	-399,7	-334,2	+142,4	H <sub>2</sub> S	-21	-33,8	+205,7
FeO	-265,0	-244,5	+60,8	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	-814,2	-690,3	+ 156,9
FeSO <sub>4</sub>	-929,5	-825,5	+121,0	SiO <sub>2</sub>	-911,6	-857,2	+41,9
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	-822,7	-740,8	+87,5	ZnCl <sub>2</sub>	-415,33	-369,6	+111,54
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	-1117,9	-1014,8	+146,3	ZnS	-205,6	-200,85	+57,78
H <sub>2</sub>	0	0	+130,7	ZnO	-348,0	-318,2	+43,9
KCl	-435,9	-408,0	+82,56	ZnSO <sub>4</sub>	-978,6	-871,6	+124,7
KBr	-392,2	-379,2	+96,4	SrSO <sub>4</sub>	-1444,7	-1334,3	+121,7

## 2. Константи дисоціації деяких кислот та основ у водних розчинах

Формула	$K_{\text{дис.}}$	Формула	$K_{\text{дис.}}$
$\text{HAlO}_2$	$6 \times 10^{-13}$	$\text{HN}_3$	$2,6 \times 10^{-5}$
$\text{H}_3\text{AsO}_3$	$5,7 \times 10^{-10}$	$\text{HNO}_2$	$5,13 \times 10^{-4}$
$\text{H}_3\text{AsO}_4$	(I) $5,6 \times 10^{-3}$ (II) $1,05 \times 10^{-7}$	$\text{HNO}_3$	$4,36 \times 10^{-16}$
$\text{H}_3\text{BO}_3$	(I) $5,98 \times 10^{-10}$ (II) $1,8 \times 10^{-13}$	$\text{H}_2\text{O}$	$2,4 \times 10^{-12}$
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$1,8 \times 10^{-4}$	$\text{H}_3\text{PO}_2$	$7,9 \times 10^{-2}$
$\text{HBr}$	$1 \times 10^{+9}$	$\text{H}_3\text{PO}_3$	(I) $1,6 \times 10^{-2}$ (II) $6,3 \times 10^{-7}$
$\text{HBrO}$	$2,5 \times 10^{-9}$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	(I) $7,6 \times 10^{-3}$ (II) $6,2 \times 10^{-8}$ (III) $4,2 \times 10^{-13}$
$\text{HBrO}_3$	$2 \times 10^{-1}$	$\text{H}_2\text{S}$	(I) $1,05 \times 10^{-7}$ (II) $1,23 \times 10^{-13}$
$\text{HCN}$	$6,2 \times 10^{-10}$	$\text{H}_2\text{SO}_3$	(I) $1,58 \times 10^{-2}$ (II) $6,31 \times 10^{-8}$
$\text{HCNS}$	$1,4 \times 10^{-1}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	(I) $1 \times 10^{+3}$ (II) $1,2 \times 10^{-2}$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	(I) $4,45 \times 10^{-7}$ (II) $4,68 \times 10^{-11}$	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$2,5 \times 10^{-1}$
$\text{HCOOH}$	$1,77 \times 10^{-4}$	$\text{H}_2\text{Se}$	(I) $1,7 \times 10^{-4}$ (II) $1,0 \times 10^{-11}$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,76 \times 10^{-5}$	$\text{H}_2\text{SeO}_3$	(I) $2,45 \times 10^{-3}$ (II) $4,79 \times 10^{-9}$
$\text{HCl}$	$1 \times 10^{+7}$	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	(I) $2,2 \times 10^{-10}$ (II) $1,6 \times 10^{-12}$
$\text{HClO}$	$5,0 \times 10^{-8}$	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	(I) $1,3 \times 10^{-10}$ (II) $1,6 \times 10^{-12}$
$\text{HClO}_2$	$1,1 \times 10^{-2}$	$\text{H}_2\text{Te}$	(I) $2,29 \times 10^{-3}$ (II) $6,76 \times 10^{-13}$
$\text{HClO}_3$	$\approx 10^{+3}$	$\text{LiOH}$	$6,75 \times 10^{-1}$
$\text{HClO}_4$	$\approx 10^{+8}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	(II) $2,5 \times 10^{-3}$
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$1,8 \times 10^{-1}$	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	(II) $5,0 \times 10^{-4}$
$\text{HF}$	$6,67 \times 10^{-4}$	$\text{NH}_3 \times \text{H}_2\text{O}$	$1,79 \times 10^{-5}$
$\text{HI}$	$1 \times 10^{+11}$	$\text{N}_2\text{H}_4 \times \text{H}_2\text{O}$	$1,2 \times 10^{-6}$
$\text{HIO}$	$2,3 \times 10^{-11}$	$\text{NaOH}$	$5,9$
$\text{HIO}_3$	$1,7 \times 10^{-1}$	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	(II) $2,5 \times 10^{-5}$
$\text{HIO}_4$	$2,5 \times 10^{-2}$	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	(I) $9,55 \times 10^{-4}$ (II) $3,0 \times 10^{-8}$
$\text{HMnO}_4$	$2 \times 10^2$	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	(II) $1,5 \times 10^{-1}$
$\text{H}_2\text{TeO}_3$	(I) $1,35 \times 10^{-4}$ (II) $2,00 \times 10^{-11}$	$\text{TlOH}$	$> 1 \times 10^{-1}$
$\text{AgOH}$	$5,0 \times 10^{-3}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$4,4 \times 10^{-5}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	(III) $1,38 \times 10^{-9}$		
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	(II) $2,3 \times 10^{-1}$		
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	(II) $4,3 \times 10^{-2}$		
$\text{Co}(\text{OH})_2$	(II) $4 \times 10^{-5}$		
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	(II) $3,4 \times 10^{-7}$		
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	(II) $1,3 \times 10^{-4}$		
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	(II) $1,82 \times 10^{-11}$		
$\text{Hg}(\text{OH})_2$	(I) $4,0 \times 10^{-12}$		
$\text{La}(\text{OH})_3$	(III) $5,2 \times 10^{-4}$		



**3. Добуток розчинності деяких малорозчинних у воді сполук**

Сполука	$K_s$ (ДР)	Сполука	$K_s$ (ДР)
AgBr	$6,3 \times 10^{-13}$	Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	$1,5 \times 10^{-18}$
AgCN	$1,4 \times 10^{-16}$	HgS (чорн.)	$1,6 \times 10^{-52}$
AgCNS	$1,1 \times 10^{-12}$	Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$3,98 \times 10^{-3}$
AgCl	$1,78 \times 10^{-10}$	MgCO <sub>3</sub>	$2,1 \times 10^{-5}$
AgI	$8,3 \times 10^{-15}$	Mg(OH) <sub>2</sub>	$6,8 \times 10^{-12}$
Ag <sub>2</sub> S	$6,3 \times 10^{-50}$	Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1,0 \times 10^{-13}$
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$1,6 \times 10^{-5}$	Mn(OH) <sub>2</sub>	$2,3 \times 10^{-13}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$5,7 \times 10^{-32}$	MnS (зел.)	$2,5 \times 10^{-13}$
AuCl <sub>3</sub>	$3,2 \times 10^{-25}$	NiCO <sub>3</sub>	$1,3 \times 10^{-7}$
BaCO <sub>3</sub>	$4,9 \times 10^{-9}$	Ni(OH) <sub>2</sub>	$1,6 \times 10^{-4}$
BaF <sub>2</sub>	$1,7 \times 10^{-6}$	NiS	$9,3 \times 10^{-22}$
BaSO <sub>3</sub>	$8,0 \times 10^{-7}$	PbCO <sub>3</sub>	$3,3 \times 10^{-14}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \times 10^{-10}$	PbCl <sub>2</sub>	$1,7 \times 10^{-5}$
CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \times 10^{-9}$	PbS	$2,5 \times 10^{-27}$
CaSO <sub>4</sub>	$2,4 \times 10^{-5}$	PbSO <sub>4</sub>	$1,7 \times 10^{-8}$
Cd(OH) <sub>2</sub>	$2,2 \times 10^{-14}$	PtCl <sub>4</sub>	$8,0 \times 10^{-29}$
CdS	$7,9 \times 10^{-27}$	PtS	$8,0 \times 10^{-73}$
Cr(OH) <sub>3</sub>	$6,3 \times 10^{-31}$	Sc(OH) <sub>3</sub>	$8,7 \times 10^{-28}$
Cu(OH) <sub>2</sub>	$5,6 \times 10^{-20}$	SnS	$2,5 \times 10^{-27}$
(CuOH) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$1,7 \times 10^{-34}$	SrSO <sub>4</sub>	$3,2 \times 10^{-7}$
CuS	$1,4 \times 10^{-36}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$2,3 \times 10^{-17}$
FeCO <sub>3</sub>	$2,5 \times 10^{-11}$	ZnCO <sub>3</sub>	$1,45 \times 10^{-11}$
FeS	$5,0 \times 10^{-18}$	ZnS	$1,6 \times 10^{-24}$

**4. Загальні константи дисоціації та утворення деяких комплексів у водних розчинах**

Комплекс	$K_{дис}$	$K_{утв}$	Комплекс	$K_{дис}$	$K_{утв}$
AgBr <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$7,8 \times 10^{-8}$	$2,2 \times 10^7$	Cu(CN) <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$1,0 \times 10^{-24}$	$1,0 \times 10^{24}$
Ag(CN) <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$1,1 \times 10^{-22}$	$9,1 \times 10^{21}$	Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> <sup>+</sup>	$1,4 \times 10^{-11}$	$7,1 \times 10^{10}$
AgCl <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$5,6 \times 10^{-6}$	$1,8 \times 10^5$	Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> <sup>2+</sup>	$1,0 \times 10^{-13}$	$1,0 \times 10^{13}$
AgI <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$1,8 \times 10^{-12}$	$5,5 \times 10^{11}$	Cu(OH) <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$7,6 \times 10^{-17}$	$1,3 \times 10^{16}$
Ag(NCS) <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$2,7 \times 10^{-8}$	$3,7 \times 10^7$	Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>4-</sup>	$1,0 \times 10^{-36}$	$1,0 \times 10^{36}$
Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> <sup>+</sup>	$5,8 \times 10^{-8}$	$1,7 \times 10^7$	Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>3-</sup>	$1,0 \times 10^{-45}$	$1,0 \times 10^{45}$
Ag(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$1,4 \times 10^{-3}$	$6,8 \times 10^2$	Fe(NCS) <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$1,4 \times 10^{-4}$	$7,1 \times 10^3$
Ag(OH) <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$1,0 \times 10^{-4}$	$9,8 \times 10^3$	Fe(NCS) <sub>6</sub> <sup>3-</sup>	$2,0 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^5$
Ag(S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> <sup>3-</sup>	$7,1 \times 10^{-15}$	$1,4 \times 10^{14}$	HgBr <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$1,0 \times 10^{-21}$	$1,0 \times 10^{21}$
AlF <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	$2,1 \times 10^{-21}$	$4,8 \times 10^{20}$	Hg(CN) <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$1,2 \times 10^{-39}$	$9,3 \times 10^{38}$
Al(OH) <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$1,0 \times 10^{-33}$	$1,0 \times 10^{33}$	HgCl <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$8,5 \times 10^{-16}$	$1,2 \times 10^{15}$
Au(CN) <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$5,0 \times 10^{-39}$	$2,0 \times 10^{38}$	HgI <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$1,5 \times 10^{-30}$	$6,8 \times 10^{29}$
AuCl <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$5,0 \times 10^{-22}$	$2,0 \times 10^{21}$	Hg(NCS) <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$1,0 \times 10^{-22}$	$1,0 \times 10^{22}$
Au(NCS) <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$1,0 \times 10^{-42}$	$1,0 \times 10^{42}$	Mg(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> <sup>2+</sup>	$1,0 \times 10^{-64}$	$1,0 \times 10^{64}$

Комплекс	$K_{дис}$	$K_{утв}$	Комплекс	$K_{дис}$	$K_{утв}$
$Cd(CN)_4^{2-}$	$1,4 \times 10^{-18}$	$7,1 \times 10^{-17}$	$Ni(CN)_4^{2-}$	$1,0 \times 10^{-31}$	$1,0 \times 10^{31}$
$CdCl_4^{2-}$	$9,3 \times 10^{-3}$	$1,1 \times 10^2$	$Ni(NH_3)_6^{2+}$	$8,3 \times 10^{-9}$	$1,2 \times 10^8$
$Cd(NCS)_4^{2-}$	$1,2 \times 10^{-3}$	$8,1 \times 10^2$	$PbBr_4^{2-}$	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^3$
$Cd(NH_3)_4^{2+}$	$2,8 \times 10^{-7}$	$3,6 \times 10^6$	$PbBr_4^{2-}$	$1,2 \times 10^{-4}$	$8,3 \times 10^3$
$Cd(OH)_4^{2-}$	$5,5 \times 10^{-10}$	$1,8 \times 10^9$	$PtCl_4^{2-}$	$2,5 \times 10^{-17}$	$4,0 \times 10^{16}$
$Co(CN)_6^{3-}$	$1,0 \times 10^{-64}$	$1,0 \times 10^{64}$	$Zn(CN)_4^{2-}$	$2,4 \times 10^{-20}$	$4,2 \times 10^{19}$
$Co(NCS)_4^{2-}$	$5,5 \times 10^{-3}$	$1,8 \times 10^2$	$Zn(NH_3)_4^{2+}$	$2,0 \times 10^{-9}$	$5,0 \times 10^8$
$Co(NH_3)_6^{3+}$	$6,2 \times 10^{-36}$	$1,8 \times 10^{35}$	$Zn(OH)_4^{2-}$	$2,0 \times 10^{-18}$	$5,0 \times 10^{17}$

### 5. Густина розчинів деяких неорганічних кислот та лугів у воді при 20°C

Густина, г/см <sup>3</sup>	Вміст розчиненої речовини, мас. частка (%)				
	HCl	HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	KOH	NaOH
1,000	0,360	0,3296	0,261	0,197	0,159
1,010	2,364	2,164	1,731	1,295	1,04
1,020	4,388	3,982	3,242	2,38	1,94
1,030	6,433	5,784	4,746	3,48	2,84
1,040	8,490	7,530	6,237	4,58	3,74
1,050	10,52	9,259	7,704	5,66	4,65
1,060	12,51	10,97	9,129	6,74	5,56
1,070	14,50	12,65	10,56	7,82	6,47
1,080	16,47	14,31	11,96	8,89	7,38
1,090	18,43	15,95	13,36	9,96	8,28
1,100	20,39	17,58	14,73	11,03	9,19
1,110	22,33	19,19	16,08	12,08	10,10
1,120	24,25	20,79	17,43	13,14	11,01
1,130	26,20	22,38	18,76	14,19	11,92
1,160	32,14	27,00	22,67	17,29	14,64
1,170	34,18	28,51	23,95	18,32	15,54
1,180	36,23	30,00	23,21	19,35	16,44
1,190	38,32	31,47	26,47	20,37	17,34
1,200		32,94	27,72	21,38	18,25
1,250		40,58	33,82	26,34	22,82
1,300		48,42	39,67	31,15	27,41
1,350		56,95	45,26	35,82	32,10
1,400		66,97	50,49	40,37	36,99
1,450		79,43	55,45	44,79	42,07
1,500		96,73	60,16	49,10	47,33
1,600			69,09		
1,700			77,63		
1,800			87,69		
1,835			95,72		
1,840			96,00		

**6. Стандартні електродні потенціали металів**

Електрод	Електродна реакція	$\varphi^\circ, \text{В}$	Електрод	Електродна реакція	$\varphi^\circ, \text{В}$
Li <sup>+</sup> /Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,045	Fe <sup>2+</sup> /Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,440
K <sup>+</sup> /K	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2,925	Cd <sup>2+</sup> /Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
Rb <sup>+</sup> /Rb	$\text{Rb}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Rb}$	-2,925	Co <sup>2+</sup> /Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,277
Cs <sup>+</sup> /Cs	$\text{Cs}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cs}$	-2,923	Ni <sup>2+</sup> /Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,250
Ca <sup>2+</sup> /Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,866	Sn <sup>2+</sup> /Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,136
Na <sup>+</sup> /Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,714	Pb <sup>2+</sup> /Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
Mg <sup>2+</sup> /Mg	$\text{Mg}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,363	H <sup>+</sup> / ½H <sub>2</sub>	$\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{H}_2$	+0,000
Al <sup>3+</sup> /Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,662	Cu <sup>2+</sup> /Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,337
Mn <sup>2+</sup> /Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,179	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> / 2Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	+0,788
Zn <sup>2+</sup> /Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763	Ag <sup>+</sup> /Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,799
Cr <sup>3+</sup> /Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744	Au <sup>3+</sup> /Au	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,498

**7. Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем у водних розчинах**

Електродна реакція	$\varphi^\circ, \text{В}$	Електродна реакція	$\varphi^\circ, \text{В}$
$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,00
$\text{S} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,51	$\frac{1}{2}\text{Br}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}^-$	+ 1,065
$\text{PbSO}_4 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}(\kappa) + \text{SO}_4^{2-}$	-0,356	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,195
$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,229
$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	+0,153	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+ 1,36
$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,22	$\frac{1}{2}\text{Cl}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^-$	+ 1,36
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \bar{e} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,44
$\frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{OH}^-$	+0,401	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,455
$\frac{1}{2}\text{I}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{I}^-$	+0,536	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,564	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 1,51
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2(\kappa) + 4\text{OH}^-$	+0,57	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,685
$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,771	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,77
$2\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}$	+0,910	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+ 1,82
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96	$\frac{1}{2}\text{F}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{F}^-$	+2,87

## 8. Варіанти контрольних завдань

Варіант	Номери завдань														
<b>1</b>	A1 D1	A21 D21	A41 D41	A61 D61	A81 E1	A101 E17	A121 E22	B14 F1	B15 F21	B16	B36	B43	B57	C1	C21
<b>2</b>	A2 D2	A22 D22	A42 D42	A62 D62	A82 E2	A102 E17	A122 E23	B14 F2	B16 F21	B17	B37	B43	B58	C2	C22
<b>3</b>	A3 D3	A23 D23	A43 D43	A63 D63	A83 E3	A103 E17	A123 E24	B14 F3	B16 F21	B18	B38	B43	B59	C3	C23
<b>4</b>	A4 D4	A24 D24	A44 D44	A64 D64	A84 E4	A104 E17	A124 E25	B14 F4	B16 F21	B19	B39	B43	B60	C4	C24
<b>5</b>	A5 D5	A25 D25	A45 D45	A65 D65	A85 E5	A105 E17	A125 E26	B14 F5	B16 F21	B20	B40	B43	B61	C5	C25
<b>6</b>	A6 D6	A26 D26	A46 D46	A66 D66	A86 E6	A106 E17	A126 E27	B14 F6	B16 F21	B21	B41	B43	B62	C6	C26
<b>7</b>	A7 D7	A27 D27	A47 D47	A67 D67	A87 E7	A107 E17	A127 E28	B14 F7	B16 F21	B22	B42	B43	B63	C7	C27
<b>8</b>	A8 D8	A28 D28	A48 D48	A68 D68	A88 E8	A108 E17	A128 E29	B14 F8	B16 F21	B23	B43	B44	B64	C8	C28
<b>9</b>	A9 D9	A29 D29	A49 D49	A69 D69	A89 E9	A109 E17	A129 E30	B14 F9	B16 F21	B24	B43	B45	B65	C9	C29
<b>10</b>	A10 D10	A30 D30	A50 D50	A70 D70	A90 E10	A110 E17	A130 E31	B14 F10	B16 F21	B25	B43	B46	B66	C10	C30
<b>11</b>	A11 D11	A31 D31	A51 D51	A71 D71	A91 E11	A111 E17	A131 E32	B14 F11	B16 F21	B26	B43	B47	B67	C11	C31
<b>12</b>	A12 D12	A32 D32	A52 D52	A72 D72	A92 E12	A112 E17	A132 E33	B14 F12	B16 F21	B27	B43	B48	B68	C12	C32
<b>13</b>	A13 D13	A33 D33	A53 D53	A73 D73	A93 E13	A103 E17	A133 E34	B14 F13	B16 F21	B28	B43	B49	B69	C13	C33
<b>14</b>	A14 D14	A34 D34	A54 D54	A74 D74	A94 E14	A114 E17	A134 E35	B14 F14	B16 F21	B29	B43	B50	B70	C14	C34
<b>15</b>	A15 D15	A35 D35	A55 D55	A75 D75	A95 E15	A115 E17	A135 E36	B14 F15	B16 F21	B30	B43	B51	B71	C15	C35
<b>16</b>	A16 D16	A36 D36	A56 D56	A76 D76	A96 E16	A116 E17	A136 E37	B14 F16	B16 F21	B31	B43	B52	B72	C16	C36
<b>17</b>	A17 D17	A37 D37	A57 D57	A77 D77	A97 E17	A117 E18	A137 C41	B14 F17	B16 F21	B32	B43	B53	B73	C17	C37
<b>18</b>	A18 D18	A38 D38	A58 D58	A78 D78	A98 E17	A118 E19	A138 C42	B14 F18	B16 F21	B33	B43	B54	B74	C18	C38
<b>19</b>	A19 D19	A39 D39	A59 D59	A79 D79	A99 E17	A119 E20	A139 C43	B14 F19	B16 F21	B34	B43	B55	B75	C19	C39
<b>20</b>	A20 D20	A40 D40	A60 D60	A80 D80	A100 E17	A120 E21	A140 C44	B14 F20	B16 F21	B35	B43	B56	B76	C20	C40

**Навчально-методичне видання**

***КАСЬЯНЕНКО*** *Генадій Якович*

## **ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ**

Навчально-методичний посібник  
для самостійної роботи студентів

Комп'ютерний набір та верстка Г.Я. Касьяненко

Підп. до друку 26.04.2021.

Формат 60x84/16. Гарнітура Times New Roman.

Папір офсетний. Друк офсетний. Ум. друк. арк. 7,85.

Ум. фарб.-відб. 7,85. Обл.-вид. арк. 5,51.

Тираж 100 пр. Вид. №45

Видавець і виготовлювач:

ФОП Цьома С.П. 40002, м. Суми, вул. Роменська, 100.

Тел.: 066-293-34-29.

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

серія ДК, № 5050 від 23.02.2016.