

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДНІПРОВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ АГРАРНО-ЕКОНОМІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

С.В. КРАВЧЕНКО

ХІМІЯ
ТЕОРІЯ І ЗАДАЧІ

Дніпро
«Середняк Т.К.»
2023

УДК 54:577(075.8)

К 77

Друкується за рішенням вченої ради ДДАЕУ як навчальний посібник
(протокол № 6 від 30.03.23 р.)

Рецензенти:

В.Г. Штамбург, доктор хімічних наук, професор

(ДВНЗ «Український державний хіміко-технологічний університет»).

І.І. Ярчук, доктор сільськогосподарських наук, професор

(Дніпровський державний аграрно-економічний університет).

А.О. Аніщенко, кандидат хімічних наук, доцент

(Дніпровський національний університет імені Олеся Гончара).

Кравченко С.В. Хімія з основами біохімії. Теорія і задачі/ **С.В. Кравченко**.
Дніпровський державний аграрно-економічний університет— Дніпро:
Середняк Т. К., 2023, — 178 с.

Навчальний посібник призначений для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної і заочної форм навчання за спеціальностями 204 «Технологія виробництва і переробки продукції тваринництва», 207 «Водні біоресурси та аквакультура». Кожна тема посібника містить теоретичний матеріал, приклади розв'язування задач, задачі та завдання для самоконтролю. Використання посібника сприятиме поглибленню рівня засвоєння теоретичного матеріалу, закріпленню вміння вирішувати проблемні завдання та розрахункові задачі, організації самостійного навчання.

ISBN 978-617-8245-42-9

© Кравченко С.В., 2023

ПЕРЕДМОВА

Дисципліна «Хімія» охоплює найважливіші розділи загальної та неорганічної хімії. Майбутньому спеціалісту мало знати і вміти пояснювати ті чи інші хімічні явища з якісної сторони, їх потрібно характеризувати ще й кількісно. Це вміння формується у процесі систематичного розв'язування розрахункових задач. Тому, пам'ятаючи, що хімія належить до точних наук, потрібно дуже відповідально ставитись до математичних розрахунків.

Основна мета даного навчального посібника – допомогти здобувачам першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної і заочної форм навчання за спеціальностями 204 «Технологія виробництва і переробки продукції тваринництва», 207 «Водні біоресурси та аквакультура» навчитися розв'язувати розрахункові задачі, виконувати завдання з основних тем курсу дисципліни «Хімія». Навчальний посібник складається з двох розділів «Загальна хімія» та «Неорганічна хімія». Кожний розділ вміщує десять тем.

Теоретичні введення до кожної теми разом з прикладами розв'язування задач покликані орієнтувати читача в самостійній роботі і допомогти йому зрозуміти закономірності хімічних процесів, глибше засвоїти хімічні терміни та поняття, властивості хімічних елементів та їх сполук.

Кожна тема посібника закінчується прикладами розв'язування типових задач, вправами та задачами для самоконтролю, до більшості з яких надаються відповіді.

Посібник допоможе здобувачам вищої освіти успішно опанувати навчальний матеріал і сформулювати знання, уміння та навички, необхідні для успішного вивчення наступних професійних дисциплін.

Розділ 1. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

1.1. Основні поняття і закони хімії

Хімія – наука про речовини, їх властивості і перетворення, вивчає склад і будову речовин, залежність властивостей речовин від їх складу і будови, а також явища, які супроводжують ці перетворення.

Речовина – це однорідний вид матерії, кожна частинка якого має однакові властивості. Чиста речовина має постійні фізичні властивості. У хімії, в основному, вивчають чисті речовини.

Речовини складаються із молекул або із атомів чи заряджених часток (йонів).

Молекула – найменша подільна частка речовини, склад і хімічні властивості якої такі самі, як у даної речовини.

Атом – це найменша електронейтральна хімічно неподільна частинка хімічного елемента.

Хімічний елемент – це визначений тип атомів, які мають однаковий заряд ядра, однаковий номер в періодичній таблиці Д. І. Менделєва.

На сьогодні відомо більше 116 елементів, приблизно 90 існують у природі, а інші отримані синтетичним шляхом. Класифікацію хімічних елементів приведено в табл. 1.

Таблиця 1. Класифікація хімічних елементів

За хімічними властивостями	Метали	Лужні: <i>Li, Na, K</i> та ін. Лужноземельні: <i>Ca, Mg, Ba</i> та ін. Лантаноїди: <i>Ce, Pr, Pm</i> та ін. Актиноїди: <i>Th, U, Np, Pu, Md</i> та ін.
	Неметали	Галогени: <i>F, Cl, Br, I, At</i> Халькогени: <i>O, S, Se, Te</i> Інертні гази: <i>He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn</i>
За будовою електронних рівнів		<i>s</i> -елементи: <i>H, Li, Na, Mg</i> та ін. <i>p</i> -елементи: <i>C, N, O, S, Cl</i> та ін. <i>d</i> -елементи: <i>Cu, Mn, Mo, V</i> та ін. <i>f</i> -елементи: лантаноїди, актиноїди

А.о.м. (атомна одиниця маси) – це $1/12$ маси атома Карбону ^{12}C ,

$\text{А.о.м.} = 1/12 \cdot 2 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 1,6605 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$. (Додаток 2).

Відносна атомна маса (A_r) – це фізична величина, яка визначається відношенням маси атома елемента до $1/12$ маси атома Карбону ^{12}C ,

$$A_r(F) = \frac{3,15481 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 18,9984 \approx 19.$$

Відносна молекулярна маса речовини (M_r) – це фізична величина, яка дорівнює відношенню маси молекули речовини до $1/12$ частки маси атома Карбону ^{12}C ,

$$M_r = \sum A_r(\text{елементів})$$

$$M_r(\text{CuSO}_4) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 = 160.$$

Моль — це кількість речовини, яка містить стільки часток цієї речовини (атомів, молекул, йонів), скільки атомів Карбону міститься в 12 г Карбону ^{12}C . Моль – одиниця кількості речовини. Один моль речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ часток (атомів, молекул, йонів).

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ – стала Авогадро.

Молярна маса речовини – фізична величина, яка дорівнює відношенню маси речовини (m) до відповідної кількості речовини (ν),

$$M = \frac{m}{\nu}.$$

Молярна маса має розмірності: кг/моль , г/моль .

Молярну масу речовини можна легко обчислити, знаючи масу молекули. Так, якщо маса молекули води становить $2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$, то молярна маса дорівнюватиме:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 0,018 \text{ кг/моль};$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

У загальному випадку молярна маса, виражена в грамах на моль, чисельно дорівнює відносній атомній або відносній молекулярній масі цієї речовини.

Наприклад, відносні атомні і молекулярні маси C , Fe , H , O , H_2 , O_2 , H_2O становлять 12, 56, 1, 16, 2, 32, 18, відповідно, а їх молярні маси – 12 г/моль, 56 г/моль, 1 г/моль, 16 г/моль, 2 г/моль, 32 г/моль, 18 г/моль, відповідно. Молярну масу можна обчислити для речовин у молекулярному, атомарному та йонному станах.

Закон збереження маси і енергії (М.В. Ломоносов). *Маса речовин, які вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворились у результаті реакції.*

Енергія ізольованої системи не змінюється, а лише переходить із однієї форми в іншу.

Взаємозв'язок маси (m) і енергії (E) виражає рівняння Енштейна:

$$E = m \cdot c^2;$$

c – швидкість світла у вакуумі ($c = 3 \cdot 10^8$ м/с).

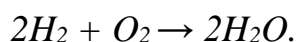
Закон сталості складу речовини (Ж. Пруст). *Кожна хімічна сполука має досить визначений і постійний склад, незалежно від способу і умов її одержання.*

Сучасне формулювання закону: склад сполук молекулярної структури є сталим незалежно від способу одержання. Склад сполук з немоллекулярною структурою залежить від умов одержання (наприклад, склад TiO_2 залежить від температури і тиску кисню, який застосовується при синтезі).

Закон кратних відношень (Д. Дальтон). *Якщо два елементи утворюють між собою декілька сполук, то вагові кількості одного елемента, які сполучаються з тією самою кількістю іншого, сполучаються між собою як невеликі цілі числа.*

Закон об'ємних відношень (Ж. Г. Гей-Люссак). *Об'єми газів, що вступили в реакцію, відносяться один до одного і до об'ємів одержаних газоподібних продуктів як невеликі цілі числа.*

Так, під час взаємодії двох об'ємів водню і одного об'єму кисню утворюються два об'єми водяної пари:



Закон Авогадро (А. Авогадро). У рівних об'ємах різних газів за однакових умов (T, P) міститься однакова кількість молекул.

Наслідки із закону Авогадро:

1. Один моль будь-якого газу при однакових умовах має однаковий об'єм, тобто за н. у. ($P = 101325 \text{ Па}; T = 273 \text{ К}$) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л.

$V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$ – молярний об'єм газу.

$$\boxed{V_m = \frac{V}{\nu}} \quad \boxed{V_m = \frac{V \cdot M}{\rho}},$$

де V – об'єм газу, л;

M – молярна маса газу, кг/моль;

ν – кількість речовини, моль;

ρ – густина газу, кг/м³.

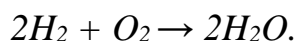
2. Маса одного і того ж об'єму газу тим більше, чим більша маса його молекул.

$D = \frac{M_1}{M_2}$; D – відносна густина газу.

$M = 2 \cdot D_{H_2}$; M – молярна маса газу дорівнює його подвійній густині за воднем.

$M = 29 \cdot D_{нов.}$; M – молярна маса газу за повітрям.

Так, під час взаємодії двох об'ємів водню і одного об'єму кисню утворюється два об'єми водяної пари:



Приклади розв'язування задач

1.	<p>Скільки атомів міститься у фосфорі кількістю речовини 0,25 моль?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Кількість речовини визначається за формулою:</p> $\nu = \frac{N}{N_A}; \quad N = N_A \cdot \nu;$ $N(P) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 1,505 \cdot 10^{23} \text{ (атомів)}.$
----	--

2. Яка кількість речовини міститься в 459 г барій оксиду?
Розв'язування. Записуємо формулу, яка показує співвідношення між кількістю речовини та її масою,

$$\nu = \frac{m}{M}$$

Знаходимо молярну масу барій оксиду:

$$M(\text{BaO}) = 137 + 16 = 153 \text{ г/моль.}$$

Підставляємо значення в початкову формулу:

$$\nu(\text{BaO}) = \frac{459 \text{ г}}{153 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль.}$$

3. Де більше атомів: у залізі масою 16,8 г чи в силіцію масою 16,8 г? У скільки разів?

Розв'язування. Кількість атомів визначаємо за формулою:

$$N = N_A \cdot \nu$$

Знаходимо співвідношення кількостей атомів Феруму і Силіцію:

$$\frac{N(\text{Fe})}{N(\text{Si})} = \frac{\nu(\text{Fe}) \cdot N_A}{\nu(\text{Si}) \cdot N_A}, \text{ або } \frac{N(\text{Fe})}{N(\text{Si})} = \frac{\nu(\text{Fe})}{\nu(\text{Si})}$$

Отже, щоб порівняти кількості атомів Феруму і Силіцію, потрібно порівняти кількості цих речовин:

$$\nu = \frac{m}{M};$$

$$M(\text{Si}) = 28 \text{ г/моль}; M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{Si}) = \frac{16,8 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 0,6 \text{ моль}; \nu(\text{Fe}) = \frac{16,8 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль};$$

$$\frac{N(\text{Si})}{N(\text{Fe})} = \frac{0,6}{0,3} = 2.$$

У 16,8 г силіцію атомів у два рази більше, ніж у 16,8 г заліза.

4.	<p>Сірководень утворюється внаслідок гниття органічних сполук, особливо його багато утворюється під час гниття яєчного білка. Встановіть формулу сірководню, коли відомо, що масові частки Гідрогену і Сульфуру становлять 5,88 та 94,12 %, відповідно.</p> <p><i>Розв'язування.</i> З умови задачі зрозуміло, з яких атомів складається дана речовина, тому залишається встановити їх кількість.</p> <p>У загальному вигляді формулу невідомої сполуки можна подати, умовно позначивши її як речовину А:</p> $A - H_x S_y,$ <p>де x, y – індекси.</p> <p>Відповідно до закону сталості складу речовини співвідношення атомів у молекулі речовини таке саме, як і співвідношення кількостей речовини елементів у будь-якій довільній кількості речовини:</p> $x : y = \nu(H) : \nu(S).$ <p>Нехай $(A) = 100$ г, тоді:</p> $m(H) = 5,88 \text{ г}, m(S) = 94,12 \text{ г}.$ $\nu = \frac{m}{M};$ $M(S) = 32 \text{ г/моль}; M(H) = 1 \text{ г/моль};$ $\nu(H) = \frac{5,88 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 5,88 \text{ моль}; \nu(S) = \frac{94,12 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 2,94 \text{ моль}.$ $x : y = 5,88 : 2,94 = 2 : 1.$ <p>Формула сірководню – H_2S.</p>
5.	<p>Масові частки Калію, Хрому і Оксигену у складі сполуки дорівнюють 26,53, 35,37 і 38,1 %, відповідно. Знайдіть формулу сполуки.</p> <p><i>Розв'язування.</i> У загальному вигляді формулу невідомої сполуки можна подати, умовно позначивши її як речовину А:</p> $A - K_x Cr_y O_z,$ <p>де x, y, z – індекси; $x : y : z = \nu(K) : \nu(Cr) : \nu(O)$.</p>

Припускаємо, що маса невідомої речовини 100 г,

тоді $m(K) = 26,53$ г, $m(Cr) = 35,37$ г, $m(O) = 38,1$ г.

$$\nu = \frac{m}{M};$$

$M(K) = 39$ г / моль; $M(Cr) = 52$ г / моль; $M(O) = 16$ г / моль.

$$\nu(K) = \frac{26,53 \text{ г}}{39 \text{ г / моль}} = 0,68 \text{ моль};$$

$$\nu(Cr) = \frac{35,37 \text{ г}}{52 \text{ г / моль}} = 0,68 \text{ моль};$$

$$\nu(O) = \frac{38,1 \text{ г}}{16 \text{ г / моль}} = 2,38 \text{ моль}.$$

Отже, підставляючи дані в попередню формулу, отримуємо таке співвідношення:

$$x : y : z = 0,68 : 0,68 : 2,38.$$

Поділивши кожне число на найменше, отримуємо 1:1:3,5.

Зрозуміло, що індекс повинен бути цілим числом, тому це співвідношення збільшуємо у два рази: 2:2:7.

Підставляємо ці значення у формулу і отримуємо: $K_2Cr_2O_7$.

6. Який об'єм займе 0,5 моля водню?

Розв'язування. Об'єм водню визначаємо за формулою $\nu = \frac{V}{V_M}$;

$$V = \nu \cdot V_M.$$

Підставляємо значення у формулу, знаючи, що молярний об'єм газів V_M за нормальних умов приблизно дорівнює 22,4 л/моль. Нормальні умови (н.у.) – це умови, коли система перебуває за температури 273 К, або 0 °С; тиск 101325 Па, тобто 101,325 кПа.

$$V(H_2) = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л / моль} = 11,2 \text{ л}.$$

7. Яку густину за воднем і повітрям має газова суміш, що складається з азоту,

<p>водню, амоніаку, якщо об'ємні частки цих газів становлять 30, 10 і 60 %, відповідно.</p> <p><i>Розв'язування.</i> M_r (суміші) = $28 \cdot 0,3 + 2 \cdot 0,1 + 17 \cdot 0,6 = 18,8$;</p> <p>$D_{H_2}$ (суміші) = $18,8/2 = 9,4$; $D_{нов.}$ (суміші) = $18,8/29 = 0,65$.</p>

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	Яка кількість речовини алюмінію міститься у зразку цього металу масою 10,8 г? <i>Відповідь: 0,4 моль.</i>
2.	Яка кількість речовини міститься в сульфур(VI) оксиді масою 12 г? <i>Відповідь: 0,15 моль.</i>
3.	Визначте масу натрій карбонату кількістю речовини 0,25 моль. <i>Відповідь: 26,5 г.</i>
4.	Визначте кількість речовини бромю, що міститься в молекулярному бромі масою 12,8 г. <i>Відповідь: 0,08 моль.</i>
5.	Визначте масу натрій йодиду кількістю речовини 0,6 моль. <i>Відповідь: 90 г.</i>
6.	Яка кількість речовини атомного сульфуру міститься у ферум(II) сульфіді масою 22 г? <i>Відповідь: 0,25 моль.</i>
7.	Визначте кількість речовини атомного бору, що міститься в натрій тетрабораті $Na_2B_4O_7$ масою 40,4 г. <i>Відповідь: 0,8 моль.</i>
8.	Скільки структурних одиниць міститься в молекулярному йоді масою 50,8 г? <i>Відповідь: $1,2 \cdot 10^{23}$.</i>
9.	Скільки атомів фосфору міститься в тетрафосфорі P_4 масою 155 г? <i>Відповідь: $3 \cdot 10^{24}$.</i>
10.	У якій кількості речовини сульфур(IV) оксиду міститься таке саме число атомів сульфуру, що й у піриті FeS_2 масою 24 г? <i>Відповідь: 0,4 моль.</i>
11.	Який об'єм займатиме за нормальних умов хлороводень масою 14,6 г. <i>Відповідь: 8,96 л.</i>
12.	Який об'єм займатиме амоніак масою 51 г за температури 20 °C і тиску

	250 кПа? Відповідь: 29,2 л.
13.	Карбон(IV) оксид міститься в посудині, об'єм якої дорівнює 20 л, за температури 22 °С і тиску 500 кПа. Визначте масу карбон(IV) оксиду. Відповідь: 179,4 г.
14.	Газ масою 30,3 г заповнив посудину об'ємом 15 л за температури 18 °С. Тиск газу всередині посудини становить 122 кПа. Визначте молярну масу газу. Відповідь: 40 г/моль.
15.	Визначте густину бромоводню за воднем і за повітрям. Відповідь: 40,5 – за воднем; 2,8 – за повітрям.
16.	Визначте густину селеноводню за воднем і за повітрям. Відповідь: 40,5 – за воднем; 2,8 – за повітрям.
17.	Густина галогеноводню за повітрям становить 4,41. Визначте густину цього газу за воднем і назвіть його. Відповідь: 64, йодоводень.
18.	Які з перелічених нижче газів легші за повітря: карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид, фтор, неон, етин C_2H_2 , фосфін PH_3 ? Відповідь: карбон(II) оксид, неон, етин.
19.	Визначте густину за воднем газової суміші, що складається з аргону об'ємом 56 л і азоту об'ємом 28 л. Об'єми газів зведено до нормальних умов. Відповідь: 18.
20.	Визначте масову частку кристалізаційної води в дигідраті барій хлориду $BaCl_2 \cdot H_2O$. Відповідь: 14,75 %.
21.	Обчисліть масову частку Карбону в кальцій карбіді CaC_2 . Відповідь: 37,5 %.
22.	Зі зразка гірської породи масою 25 г, що містить мінерал аргентит Ag_2S , виділено срібло масою 5,4 г. Визначте масову частку аргентиту в зразку. Відповідь: 24,8 %.
23.	Склад оксиду деякого металу може бути виражений найпростішою формулою Me_2O_3 . Відомо, що оксид масою 76,5 г містить метал масою 40,5 г. Який метал утворює оксид? Відповідь: Алюміній.
24.	Деякий елемент виявляє в оксиді ступінь окиснення +4. Масова частка цього елемента в оксиді становить 71,17 %. Який це елемент? Відповідь: Селен.
25.	Оксид елемента має склад EO_3 . Масова частка Оксигену в цьому оксиді

становить 60 %. Який елемент утворює оксид? Відповідь: Сульфур.

1.2. Періодичний закон та періодична система елементів

Усі елементи поділяють на чотири типи (родини):

– *s*-елементи: заповнюється електронами *s*-підрівень зовнішнього енергетичного рівня. До них належать перші два елементи кожного періоду;

– *p*-елементи: заповнюється електронами *p*-підрівень зовнішнього рівня. Це останні 6 елементів кожного періоду, крім 1 та 7;

– *d*-елементи: заповнюється електронами *d*-підрівень другого зовнішнього рівня, а на зовнішньому рівні залишаються один або два електрони (у *Pd* – нуль). Вони розміщені у великих періодах між *s*- і *p*-елементами (перехідні);

– *f*-елементи: заповнюється електронами *f*-підрівень третього зовнішнього рівня, а на зовнішньому рівні залишаються два електрони. Це – лантаноїди і актиноїди.

До *p*-родини відносять елементи головних підгруп третьої–восьмої груп.

До *d*-родини – усі елементи побічних підгруп.

Елементи, що відносяться до лантаноїдів та актиноїдів (*f*-родина), мають характерну особливість: зі збільшенням заряду ядра заповнюється *f*-підрівень третього, рахуючи від кінця, рівня.

Треба зазначити, що при забудові *d*-підрівня на зовнішньому енергетичному рівні атомів *d*-елементів залишаються 1–2 електрони. Усі ці елементи мають досить виражені металічні властивості. Звідси можна зробити висновок: по-перше, металічні властивості притаманні в більшості випадків елементам, що мають невелику кількість (1–3) електронів на зовнішньому рівні; по-друге, значно більша кількість металічних елементів, порівняно з неметалічними, пояснюється великою кількістю *d*-елементів (а також *f*-елементів) відносно *p*-елементів.

Початок заповнення електронами нового енергетичного рівня відповідає початку нового періоду.

Періодом, у контексті теорії будови атома, називають низку хімічних елементів, атоми яких мають однакову кількість енергетичних рівнів і розташовані за зростанням зарядів ядер.

Елементи, атоми яких повторюють електронну конфігурацію другого елемента через строго визначений інтервал, утворюють підгрупу періодичної системи.

Аналоги елементів малих періодів утворюють головні підгрупи системи. Їх інакше називають неперехідними елементами. Більша частина з решти елементів називається перехідними, і вони утворюють побічні підгрупи.

У періодичній системі 14 *s*-елементів, 30 *p*-елементів, 38 *d*-елементів, 28 *f*-елементів.

Елементи одного типу виявляють низку спільних хімічних властивостей.

Отже, періодична система Д.І. Менделєєва є природною класифікацією хімічних елементів за електронною структурою їх атомів.

Сьогодні формулювання закону Д.І. Менделєєва базується на сучасних даних і не суперечить закону, сформульованому великим ученим:

Властивості елементів, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини заряду їх атомів.

Періодична зміна властивостей елементів пояснюється періодичною повторюваністю будови зовнішнього енергетичного рівня, а також кількістю електронів на ньому. У цьому полягає фізичний зміст періодичного закону.

Отже, у кожній підгрупі об'єднано елементи, атоми яких мають подібну будову зовнішнього енергетичного рівня. Номер періоду відповідає кількості енергетичних рівнів атомів, що заповнюються електронами.

Групи поділяються на підгрупи тому, що по-різному заповнюються електронами енергетичні рівні. Причому атоми елементів головних підгруп містять на зовнішніх рівнях кількість електронів, яке дорівнює номеру групи (табл. 2).

Таблиця 2. Будова зовнішніх електронних рівнів елементів

Періоди	Ряди	Групи елементів							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1	1s ¹							1s ²
2	2	2s ¹	2s ²	2p ¹	2p ²	2p ³	2p ⁴	2p ⁵	2p ⁶
3	3	3s ¹	3s ²	3p ¹	3p ²	3p ³	3p ⁴	3p ⁵	3p ⁶
4	4	4s ¹	4s ²	3d ¹	3d ²	3d ³	3d ⁵	3d ⁵	3d ⁶⁻⁸
	5	3d ¹⁰	3d ¹⁰	4p ¹	4p ²	4p ³	4p ⁴	4p ⁵	4p ⁶
5	6	5s ¹	5s ²	4d ¹	4d ²	4d ⁴	4d ⁵	4d ⁵	4d ⁷⁻¹⁰
	7	4d ¹⁰	4d ¹⁰	5p ¹	5p ²	5p ³	5p ⁴	5p ⁵	5p ⁶
6	8	6s ¹	6s ²	5d ¹	5d ²	5d ³	5d ⁴	5d ⁵	5d ⁶⁻⁹
	9	5d ¹⁰	5d ¹⁰	6p ¹	6p ²	6p ³	6p ⁴	6p ⁵	6p ⁶
7	10	7s ¹	7s ²	6d ¹	6d ²	6d ³	6d ⁴	6d ⁵	6d ⁶⁻⁸

Номер групи як правило вказує на число електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків. У цьому фізичний зміст номера групи.

До побічних підгруп належать елементи, атоми яких містять на зовнішньому рівні по два або по одному електрону.

Місце елемента в системі визначають за номером періоду і групи.

Будова атома зумовлює такі закономірності:

-у періоді зліва направо послаблюються металічні властивості і посилюються неметалічні;

-у підгрупі зі зростанням порядкового номера посилюються металічні властивості та послаблюються неметалічні;

-кожний період закінчується інертним газом (ns^2np^6);

-найсильніший неметал – це Флуор (*F*), а найсильніший метал – Францій (*Fr*).

Під час хімічних реакцій ядро атома не змінюється. Змін зазнають зовнішні електронні оболонки атомів.

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Скільки нейтронів і протонів містить ядро атома елемента №16?</p> <p><i>Розв'язування.</i> За періодичною системою визначаємо відносну атомну масу елемента № 16: $A_r(S) = 32$.</p> <p>За формулою $A = Z + N$, де A – масове число; Z – кількість протонів, що визначається порядковим номером елемента, Z дорівнює 16. Отже, кількість нейтронів N у ядрі:</p> $N = A - Z = 32 - 16 = 16$ $Z = 16; N = 16.$						
2.	<p>Який склад атома ізотопу $^{52}_{24}Cr$?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Кількість протонів у ядрі $Z=24$. Оскільки атом електронейтральний, то кількість електронів дорівнює кількості протонів у ядрі, тобто $N_{(e^-)} = 24$.</p> <p>Оскільки масове число Cr 52 дорівнює сумі кількості нейтронів й протонів, то число нейтронів у ядрі становитиме: $N = 52 - 24 = 28$.</p>						
3.	<p>Що є спільного в ізотопів калію: $^{39}_{19}K$; $^{40}_{19}K$; $^{41}_{19}K$?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Ізотопи – це різновиди атомів одного й того ж хімічного елемента, до складу ядра яких входить однакова кількість протонів ($^1_{+1}p$), а також така сама кількість електронів (e^-). Відрізняються ізотопи кількістю нейтронів (1_0n) у ядрі:</p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tbody> <tr> <td style="padding-right: 20px;">$^{39}_{19}K$ $N = 39 - 19 = 20$;</td> <td>$^{39}_{19}K$ ($p = 19, n = 20, e^- = 19$);</td> </tr> <tr> <td style="padding-right: 20px;">$^{40}_{19}K$ $N = 40 - 19 = 21$;</td> <td>$^{40}_{19}K$ ($p = 19, n = 21, e^- = 19$);</td> </tr> <tr> <td style="padding-right: 20px;">$^{41}_{19}K$ $N = 41 - 19 = 22$.</td> <td>$^{41}_{19}K$ ($p = 19, n = 22, e^- = 19$).</td> </tr> </tbody> </table>	$^{39}_{19}K$ $N = 39 - 19 = 20$;	$^{39}_{19}K$ ($p = 19, n = 20, e^- = 19$);	$^{40}_{19}K$ $N = 40 - 19 = 21$;	$^{40}_{19}K$ ($p = 19, n = 21, e^- = 19$);	$^{41}_{19}K$ $N = 41 - 19 = 22$.	$^{41}_{19}K$ ($p = 19, n = 22, e^- = 19$).
$^{39}_{19}K$ $N = 39 - 19 = 20$;	$^{39}_{19}K$ ($p = 19, n = 20, e^- = 19$);						
$^{40}_{19}K$ $N = 40 - 19 = 21$;	$^{40}_{19}K$ ($p = 19, n = 21, e^- = 19$);						
$^{41}_{19}K$ $N = 41 - 19 = 22$.	$^{41}_{19}K$ ($p = 19, n = 22, e^- = 19$).						
4.	<p>Складіть електронні формули для йонів: Mg^{2+}, S^{2-}.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Йон Mg^{2+} відрізняється від атома відсутністю двох електронів.</p> <p>Тоді електронна формула Mg^{2+} буде такою: $1s^2 2s^2 2p^6$.</p>						

	<p>Аніон ${}_{16}\text{S}^{2-}$ відрізняється від нейтрального атома ${}_{16}\text{S}$ додатковою кількістю двох електронів (атом Сульфуру прийняв два електрони на останній електронний рівень).</p> <p>Тоді електронна формула S^{2-} може бути зображена в такий спосіб:</p> ${}_{16}\text{S}^{2-} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6.$
5.	<p>Напишіть електронну формулу елемента, атом якого містить на $3d$-підрівні шість електронів. У яких періоді, групі й підгрупі він перебуває; як цей елемент називається?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Відповідно до шкали енергії $3d$-підрівень заповнюється після заповнення підрівня $4s^2$</p> $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^6.$ <p>Загальна кількість електронів в атомі – 26, воно визначає порядковий номер періодичної системи. Це Ферум ${}^{26}\text{Fe}$, елемент перебуває у 4 періоді восьмої групи (вісім валентних електронів, елемент d-родини).</p>
6.	<p>Поясніть причину періодичного повторення властивостей хімічних елементів на прикладі Li та Na.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Причиною є періодичне повторення електронної структури атомів цих елементів:</p> ${}_{3}\text{Li} \quad 1s^2 2s^1;$ ${}_{11}\text{Na} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1.$ <p>На зовнішньому енергетичному рівні s^1 – по одному електрону.</p>
7.	<p>Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 12. Зазначте розподіл електронів за орбіталями (квантовими комірками).</p> <p><i>Розв'язування.</i></p> <p>Таким елементом є ${}_{12}\text{Mg}$; його електронна формула має вигляд:</p> $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \quad (2+2+6+2=12).$

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	Який з елементів – Літій чи Калій – має більш виражені металічні властивості?
2.	Який елемент четвертого періоду періодичної системи Д.І. Менделєєва є найтипівішим металом? Чому?
3.	Які сполуки з Гідрогеном утворюють елементи головної підгрупи VI групи? Назвіть найбільш і найменш міцну з них.
4.	Опишіть хімічні властивості елемента з порядковим номером 23 за його положенням у періодичній системі.
5.	На основі положення Кальцію в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва напишіть формули його вищого оксиду, гідроксиду і хлориду.
6.	Виходячи з положення Галію в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва, опишіть найважливіші властивості простої речовини і сполук елемента.
7.	Один з елементів, передбачених Д.І. Менделєєвим, утворює оксид, масова частка Оксигену в якому становить 0,305. Елемент виявляє в цьому оксиді ступінь окиснення, що дорівнює +4. Визначте відносну атомну масу цього елемента і назвіть його. <i>Відповідь: 73; Германій.</i>
8.	Елемент утворює вищий оксид складу EO_6 . Із Гідрогеном цей самий елемент утворює летку сполуку, в якій масова частка Гідрогену становить 5,88 %. Обчисліть відносну атомну масу елемента і назвіть його. <i>Відповідь: 32; Сульфур.</i>
9.	Купрум має два ізотопи: ^{63}Cu і ^{65}Cu , їх молярні частки у природній міді становлять 73 і 27 %, відповідно. Визначте середню відносну атомну масу міді. <i>Відповідь: 63,5.</i>
10.	Визначте відносну атомну масу елемента Силіцію, якщо він складається з трьох ізотопів: ^{28}Si (молярна частка 92,3 %), ^{29}Si (молярна частка 4,7 %) і ^{30}Si (молярна частка 3,0 %). <i>Відповідь: 28,1.</i>

11.	У ядрах атомів яких ізотопів міститься 20 нейтронів? Виберіть правильну відповідь: $^{30}_{13}\text{P}$; $^{32}_{16}\text{S}$; $^{40}_{20}\text{Ca}$; $^{51}_{23}\text{V}$; $^{65}_{30}\text{Zn}$, $^{80}_{35}\text{Br}$, $^{39}_{19}\text{K}$.
12.	У якого з елементів радіус атома більший і чому? А) <i>Na</i> чи <i>K</i> ; б) <i>K</i> чи <i>Ca</i> ?
13.	Назвіть елементи, атоми яких мають електронні конфігурації: а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4s^2$. До якої родини вони належать?
14.	Складіть електронні і електронно-графічні формули елементів: <i>Si</i> , <i>S</i> , <i>V</i> , <i>Zn</i> , <i>As</i> .
15.	Електронна формула має закінчення $3d^5 4s^2$. Визначте порядковий номер цього елемента. У якому періоді, групі й підгрупі він перебуває, як називається і до якої родини належить?
16.	З'ясуйте порядковий номер елемента, масове число якого 31, а кількість нейтронів у атомі становить 16.
17.	Укажіть елемент, ядро якого не містить нейтронів.
18.	Який склад ядер атомів Натрію, Алюмінію, Фосфору?
19.	Скільки нейтронів у ядрах атомів ізотопів Магнію: ^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg ; Хлору: ^{35}Cl , ^{37}Cl ; Гелію: ^3He , ^4He і Оксигену: ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O ?
20.	Розмістіть енергетичні підрівні в послідовності заповнення їх електронами: а) $3p$, $3d$, $4s$, $4p$; б) $4d$, $5s$, $5p$, $6s$; в) $4f$, $5s$, $4d$, $6s$, $5p$; г) $5d$, $6s$, $7s$, $4f$.
21.	Укажіть кількість електронних шарів в атомах елементів з порядковими номерами 2, 8, 19, 33, 40, 79.

22.	Назвіть номер зовнішнього енергетичного рівня в атомах Mg , Ni , Ag , Hg .
23.	Напишіть електронні формули йонів: Sn^{+2} ; Sn^{+4} ; Mn^{+2} ; Cu^{+2} ; Cr^{+3} .
24.	Складіть електронно-графічні формули йонів: Fe^{+2} ; Fe^{+3} .
25.	Що спільного в будові Нітрогену та Магнію з такими ступенями окиснення: N^{-3} , Mg^{+2} ?

1.3. Хімічний зв'язок

Утворення молекул з атомів спричиняє викид енергії, оскільки за звичайних умов молекулярний стан стійкіший, ніж атомний. Учення про будову атомів пояснює механізм утворення молекул, а також природу хімічного зв'язку.

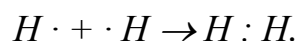
На зовнішньому енергетичному рівні атома може міститися від одного до восьми електронів. Якщо кількість електронів на зовнішньому рівні атома, яке він може вмістити, є максимальною, то такий рівень називається *завершеним*. Завершені рівні характеризуються великою міцністю. Такими є зовнішні рівні атомів благородних газів: у Гелію на зовнішньому рівні два електрони (s^2), у решти – по вісім електронів (ns^2np^6). Зовнішні рівні атомів інших елементів є незавершеними, і в процесі хімічної взаємодії вони завершуються.

Хімічний зв'язок утворюється за рахунок валентних електронів, але здійснюється він по-різному. Розрізняють три основні типи хімічного зв'язку: **ковалентний, йонний і металічний.**

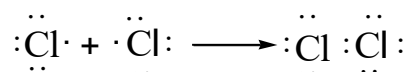
Ковалентний зв'язок. Механізм утворення ковалентного зв'язку розглянемо на прикладі утворення молекули водню:

$H+H=H_2$; $\Delta H = -435$ кДж/моль. Ядро вільного атома Гідрогену оточене сферичною симетричною електронною хмарою, утвореною $1s$ -електроном. Під час зближення атомів до певної відстані відбувається часткове перекривання їх електронних хмар (орбіталей). У результаті між центрами

обох ядер виникає молекулярна двоелектронна хмара, яка має максимальну електронну густину в просторі між ядрами. Збільшення густини негативного заряду сприяє швидкому зростанню сил притягання між ядрами та молекулярною хмарою. Отже, утворення ковалентного зв'язку є результатом перекривання електронних хмар атомів. У результаті виникнення хімічного зв'язку спільної пари електронів між двома атомами Гідрогену кожен із них досягає електронної конфігурації атома благородного газу гелію:



Ковалентний зв'язок у молекулі хлору також утворюється за допомогою спільних електронів або електронної пари:



Отже, кожен атом хлору має три *неподілені пари* і один *неспарений* електрон. Хімічний зв'язок виникає за рахунок неспарених електронів кожного атома. Неспарені електрони зв'язуються у спільну пару електронів, яка називається також поділеною парою.

Тобто, у молекулі хлору кожен його атом має завершений зовнішній рівень із *восьми електронів* (s^2p^6), причому два з них (*електронна пара*) однаковою мірою належать обом атомам.

Якщо між атомами виник один ковалентний зв'язок (одна спільна електронна пара), то він називається *одинарним*; якщо більше, то кратним: *подвійним* (дві спільні електронні пари), *потрійним* (три спільні електронні пари).

Одинарний зв'язок зображується однією рисою (штрихом), подвійний – двома, потрійний – трьома.

$F - F$ (одинарний зв'язок);

$O = O$ (подвійний зв'язок);

$N \equiv N$ (потрійний зв'язок).

Риска між двома атомами показує, що в них пара електронів узагальнена, унаслідок чого і утворився хімічний зв'язок. За допомогою

таких рисок зображають структурні формули молекули. Утворення потрійного зв'язку між атомами Нітрогену супроводжується виділенням найбільшої кількості енергії.

Потрійний зв'язок міцніший, ніж подвійний і первинний (одинарний). Тому молекула азоту є міцнішою за молекулу кисню або водню, чим зумовлена значна інертність азоту в хімічних реакціях.

Таким чином, ковалентним називається зв'язок, який здійснюється однією або декількома спільними електронними парами.

Сполуки з ковалентним зв'язком називаються гомеополлярними або атомними.

Можливий інший механізм утворення ковалентного зв'язку – **донорно-акцепторний**. У цьому випадку хімічний зв'язок виникає за рахунок двохелектронної хмари одного атома і вільної орбіталі іншого атома.

Атом, що надає неподілену електронну пару, називається **донором**, а атом, що приймає її (тобто надає вільну орбіталь) – **акцептором**. Цей механізм утворення ковалентного зв'язку називається **донорно-акцепторним**, або **координаційним**.

Характерними властивостями ковалентного зв'язку вважають його *довжину, енергію, насичуваність і напрямленість*.

Довжина зв'язку – це між'ядерна відстань.

Хімічний зв'язок тим міцніший, чим меншою є його довжина. Вона вимірюється в нанометрах – нм (10^{-9} м).

Енергія зв'язку визначається кількістю енергії, необхідної для розриву зв'язку. Вона вимірюється в кілоджоулях, віднесених до 1 моль речовини (кДж/моль).

Зі збільшенням кратності зв'язку енергія зв'язку збільшується. Наприклад: енергія зв'язку $H-H$ у молекулі H_2 становить 435 кДж/моль, у молекулі F_2 – 159 кДж/моль, у молекулі N_2 – 940 кДж/моль (енергія атомізації молекули). Отже, під час утворення одного моля H_2 , F_2 і N_2 з

ізолюваних атомів виділяється 435 кДж/моль для H_2 , 159 кДж/моль для F_2 і 940 кДж/моль для N_2 .

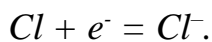
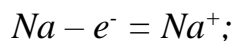
Під насичуваністю розуміють здатність атомів утворювати обмежену кількість ковалентних зв'язків. Унаслідок насичуваності зв'язків молекули мають певний склад (H_2 ; H_2O ; CH_4 ; Cl_2 тощо).

Напрявленість ковалентного зв'язку зумовлює просторову структуру молекул (їх геометрію, форму).

Відомо, що ковалентний зв'язок виникає в напрямку максимального перекривання електронних орбіталей взаємодіючих атомів.

Залежно від способу перекривання орбіталей і симетрії електронної хмари, що утворюється, розрізняють σ (сигма)- і π (пі)- зв'язки.

Йонний зв'язок. Особливості йонного зв'язку розглянемо на прикладі утворення молекули натрій хлориду $NaCl$. Атоми Натрію і Хлору, з яких утворилася ця сполука, значно відрізняються електронегативністю. З електронних формул $Na 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ і $Cl 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ зрозуміло, що це – атоми з незавершеними зовнішніми електронними рівнями. Для завершення зовнішнього рівня атому Натрію легше віддати 1 електрон, ніж приєднати 7, а атому Хлору легше приєднати 1 електрон, ніж віддати 7. Як свідчить досвід, під час хімічних реакцій атом Натрію віддає 1 електрон, а атом Хлору приєднує його. Схематично це можна записати так:



Електронна оболонка атома Na перетворилася на стійку оболонку атома благородного газу $Ne - 1s^2 2s^2 2p^6$ (це натрій-йон Na^+), а оболонка атома Cl – на оболонку атома благородного газу $Ar - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (це хлорид-йон Cl^-). Між йонами Na^+ і Cl^- виникають сили електростатичного притягання, внаслідок чого утворюється сполука $NaCl$.

Хімічний зв'язок між йонами, спричинений електростатичними притяганнями, називається електровалентним, або йонним зв'язком.

Сполуки, які утворилися внаслідок притягання йонів, називаються *гетерополярними* або *йонними*.

Йонний зв'язок, на відміну від ковалентного, характеризується *ненапрямленістю* у просторі (кожний йон здатний притягати йон протилежного знака в будь-якому напрямку) і *ненасичуваністю*. Це сполуки, що складаються з йонів, тверді тіла з йонною кристалічною решіткою. Молекули у цьому випадку відсутні.

Йонні сполуки утворюють атоми елементів, які значно відрізняються за електронегативністю, наприклад атоми елементів головних підгруп I та II груп – від атомів елементів головних підгруп VI та VII груп.

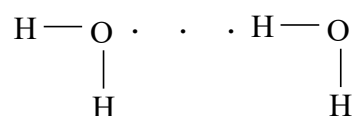
У наведеному прикладі молекулярна електронна хмара в $Na-Cl$ (електронна пара) повністю зміщується до атома хлору. Це рівнозначно переходу електрона від атома Натрію до атома Хлору. Насправді ці зв'язки не бувають йонними на сто відсотків. Тому говорять про ступінь, або частку, йонності зв'язку.

Металічний зв'язок характерний для металів у твердому і рідкому станах. Однак у пароподібному стані атоми металів, як і всіх речовин, сполучаються між собою ковалентними зв'язками. Атоми більшості металів на зовнішньому енергетичному рівні містять невелику кількість електронів і надлишок валентних орбіталей. Під час зближення атомів унаслідок утворення кристалічної решітки валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, електрони вільно переміщуються з однієї орбіталі на іншу, здійснюючи зв'язок між усіма атомами кристала металу. Такий тип хімічного зв'язку називається *металічним зв'язком*.

Хімічний зв'язок у металах суттєво делокалізований, тобто електрони, що здійснюють зв'язок, узагальнені («електронний газ») і переміщуються по всьому шматку металу, який у цілому електронейтральний. Тому кристали з ковалентним зв'язком крихкі, а з металічним – пластичні.

Водневий зв'язок. Міжмолекулярний водневий зв'язок виникає між молекулами, до складу яких входять Гідроген і сильно електронегативний

елемент (Флуор, Оксиген, Нітроген, рідше – Хлор, Сульфур). Оскільки, в такій молекулі спільна електронна пара сильно зміщена від атома Гідрогену до атома електронегативного елемента, то протон Гідрогену взаємодіє з неподіленою електронною парою іншого атома або йона. У результаті утворюється слабкіший зв'язок, який називається **водневим**. Він набагато слабкіший від ковалентного зв'язку (у 15–20 разів). Водневий зв'язок позначають трьома крапками. Наприклад, утворення димерів води:



Приклади розв'язування задач

1.	<p>Укажіть тип гібридизації молекули метану CH_4.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Центральний атом Карбону у збудженому стані (${}_6\text{C}^*$) має чотири валентних (неспарених) електрони: $1s^2 2s^1 2p^3$.</p> <p>Під час утворення молекули метану в атома Карбону гібридизувались орбіталі одного s-електрона і трьох p-електронів та утворилися чотири однакові гібридизовані орбіталі.</p> <p>Така гібридизація називається sp^3-гібридизацією. Валентний кут становить $109^\circ 28'$.</p> <p>Унаслідок перекривання чотирьох гібридизованих sp^3-орбіталей центрального атома Карбону і s-орбіталей чотирьох атомів Гідрогену утворюється міцна молекула з чотирма однаковими зв'язками.</p>
2.	<p>Укажіть тип хімічного зв'язку в молекулах H_2; Cl_2; HCl.</p> <p><i>Розв'язування:</i></p> <p>а) між атомами Гідрогену утворюється двохелектронний ковалентний зв'язок (неполярний) за схемою:</p> $\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \longrightarrow \text{H}:\text{H}$ <p>б) між атомами Хлору утворюється двохелектронний ковалентний</p>

	<p>зв'язок:</p> $:\ddot{\text{Cl}}\cdot + \cdot\ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow :\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$ <p>в) утворення молекули HCl можна зобразити схемою:</p> $\text{H}\cdot + \cdot\ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow \text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$
3.	<p>Укажіть типи хімічних зв'язків у молекулах таких речовин: H_2O; CO; HCl; BCl; BrCl; LiH; CH_4; Na; NaCl; CaF_2; Cl_2; O_2; N_2.</p> <p><i>Розв'язування.</i> BCl_3; BrCl; CH_4; H_2O; CO; HCl – ковалентний полярний зв'язок;</p> <p>Cl_2; O_2; N_2 – ковалентний неполярний зв'язок;</p> <p>LiH; CaF_2; NaCl – йонний хімічний зв'язок;</p> <p>Na – металічний зв'язок.</p>
4.	<p>Визначте, як змінюється міцність сполук у ряду HF; HCl; HBr; HI.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Міцність зв'язку залежить від довжини зв'язку. Оскільки радіус атома в процесі переходу від Флуору до Йоду зростає, то міцність сполук цих елементів зменшується.</p>

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	Укажіть тип хімічного зв'язку в кожній з наведених сполук: CaO , SiO_2 , Na_3N , NO , NaOH .
2.	Сульфур утворює хімічні зв'язки з Калієм, Гідрогеном, Бромом і Карбоном. Які із зв'язків найбільш і найменш полярні? Вкажіть, у бік якого атома відбувається зміщення електронної густини зв'язку.
3.	Який із хімічних зв'язків H-Cl ; H-Br ; H-I ; H-S ; H-P є найбільш полярним? Укажіть, у який бік зміщується електронна густина зв'язку. <i>Відповідь:</i> $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$.
4.	Напишіть електронні формули таких ковалентних сполук: H_2O ; SiH_4 ; H_2S .
5.	Вкажіть усі можливі валентності для Карбону і Фосфору.

6.	Який тип гібридизації атомних орбіталей Нітрогену в молекулі NH_3 ? Яка структура молекули і який кут між зв'язками?
7.	В основному чи збудженому стані перебувають атоми Фосфору, Сульфуру і Арсену під час утворення молекул PCl_5 і PCl_3 ; H_2S і SO_2 ; AsH_3 і H_3AsO_4 ?
8.	У якій з наведених сполук полярність зв'язку найменша: гідроген йодид, гідроген хлорид, гідроген бромід, вода? Відповідь: HI .
9.	Враховуючи положення Сульфуру й Селену в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва та їх електронегативність, вкажіть, який зв'язок міцніший: $S-H$ чи $Se-H$. Відповідь: $S-H$ міцніший.
10.	Зобразіть електронну схему будови негативного йона Гідрогену (гідрид-йона). До атома якого газу він подібний?
11.	Чому радіус атома Кальцію (0,197 нм) більший від радіуса йона Кальцію (0,106 нм)?
12.	Зобразіть перекривання електронних орбіталей у молекулах: а) F_2 ; б) HF ; в) H_2S ; г) PH_2 .
13.	Чому кут $H-O-H$ у молекулі води дорівнює 105° , а не 90° ?
14.	Чому Кальцій не виявляє валентності 3, а Фосфор – 6, Нітроген – 5?
15.	Наведіть електронну конфігурацію за допомогою електронних комірок: атома Калію, атома Купруму, йонів Ca^{2+} , Cl^- , P^{3+} .
16.	У якій з наведених сполук зв'язок найбільш і найменш полярний: NaI , $NaBr$, CsI ?
17.	Які типи зв'язків є в таких молекулах: NaF ; Li_2O ; K_2CO_3 ; H_2O ; Br_2 ?
18.	Напишіть електронно-йонні схеми реакцій сполучення: а) Кальцію з Гідрогеном; б) Магнію з Хлором; в) Алюмінію з Фосфором.
19.	У якій сполуці найбільше виражена полярність зв'язку: H_2S ; CH_4 ; PH_3 ; HCl ; NH_3 ; H_2O ? До якого з елементів у кожній сполуці зміщена загальна електронна пара?
20.	Складіть електронні схеми будови молекул N_2 , H_2 , HCl .
21.	Електронна формула має закінчення $3d^5 4s^2$. Визначте порядковий номер

	цього елемента.
22.	Укажіть усі можливі валентності для Нітрогену, Сульфуру, Хлору.
23.	Поясніть механізм утворення молекул: а) бор(III) хлориду; б) кальцій хлориду; в) калій флуориду. Вкажіть тип хімічного зв'язку в кожній молекулі.
24.	У яких із наведених сполук є йонні зв'язки: $RbCl$; $MgCl_2$; $Al(OH)_3$; $BaSO_4$; $Fe(NO_3)_3$; KNO_2 ?
25.	Скільки електронів бере участь в утворенні зв'язків у молекулах: Cl_2O_7 ; CO_2 ; NH_3 ; SiF_4 ; OF_2 ; B_2O_3 ?

1.4. Класифікація неорганічних речовин

Найважливішими класами неорганічних сполук є оксиди, кислоти, основи, солі.

Оксидами називають сполуки елемента з Оксигеном. Розрізняють оксиди:

- несолетворні: NO , CO , N_2O ;
- солетворні.

Солетворні оксиди поділяються на кислотні, основні та амфотерні.

До *кислотних оксидів* належать оксиди неметалів: N_2O_5 ; CO_2 ; SO_3 ; P_2O_5 та оксиди металів у найвищому ступені окиснення: CrO_3 ; Mn_2O_7 ; V_2O_5 . Ці оксиди називають ангідридами відповідних кислот.

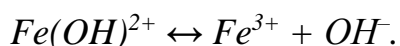
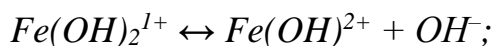
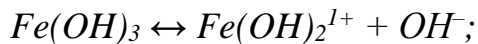
Основні оксиди – це виключно оксиди металів нижчої або основної валентності: Na_2O ; MgO ; FeO .

Амфотерні оксиди мають подвійний характер і, залежно від умов, виявляють кислотні або основні властивості: ZnO ; Al_2O_3 ; Cr_2O_3 .

Основами називаються сполуки металів з гідроксильними групами. У розчинах основи дисоціюють на йони металу та йони гідроксилу OH^- . Розчинні у воді основи називаються *лугами*. За кількістю гідроксильних груп,

здатних заміщуватися на кислотні залишки, основи поділяються на одно-, дво- та багатокислотні: KOH ; $Mg(OH)_2$; $Fe(OH)_3$.

Основи, які містять більше однієї гідроксильної групи, дисоціюють ступінчасто:



Амфотерні гідроксиди виявляють кислотні і основні властивості. З кислотами вони реагують як основи, з основами – як кислоти. Амфотерні гідроксиди реагують тільки з сильними кислотами і лугами. Формулу амфотерного гідроксиду можна записати по-різному: $Al(OH)_3$ – алюміній гідроксид, H_3AlO_3 – ортоалюмінатна кислота.

Кислотами називаються гідрати кислотних оксидів. Кислотами є речовини, які містять Гідроген, здатний заміщуватися металом з утворенням солі. За кількістю атомів Гідрогену кислоти поділяються на одноосновні, двохосновні та багатосновні; у водних розчинах дисоціюють на йони Гідрогену та йони кислотних залишків:



Солі – це тверді, нелеткі кристалічні речовини, що є продуктами заміщення Гідрогену кислоти металом або гідроксильних груп основи кислотним залишком.

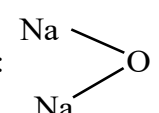
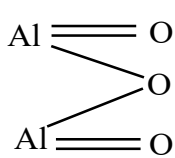
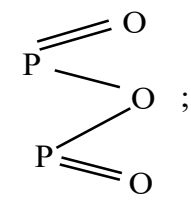
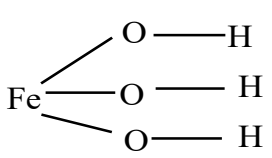
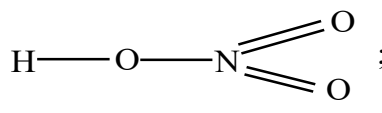
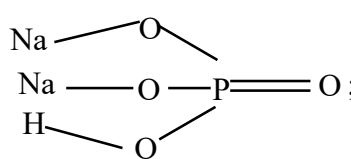
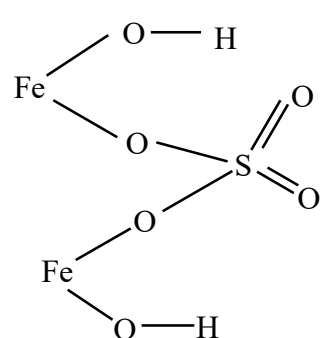
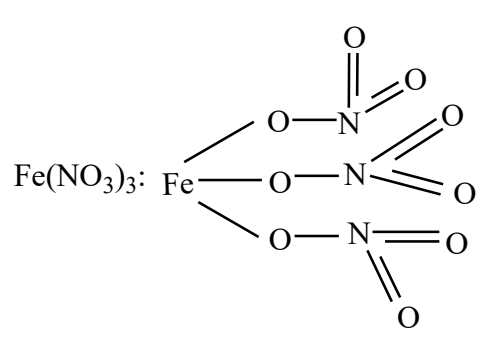
Солі поділяються на середні (нормальні), кислі, основні.

Середні солі – продукт повного заміщення Гідрогену кислоти металом або гідроксильних груп основи кислотним залишком: Na_2SO_4 ; $CuCl_2$.

Кислі солі – продукт неповного заміщення Гідрогену кислоти металом: Na_2HPO_4 ; $NaHSO_4$.

Основні солі – продукт неповного заміщення гідроксильних груп основ кислотним залишком: $Fe(OH)SO_4$; $(CuOH)_2SO_4$; $Al(OH)_2Cl$; $Ni(OH)NO_3$; $Al(OH)SO_4$. Назви найважливіших кислот та їх солей наведено в *Додатку 1*.

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Наведіть графічні формули сполук: Na_2O; Al_2O_3; P_2O_5; $Fe(OH)_3$; HNO_3; $Fe(NO_3)_3$; Na_2HPO_4; $(FeOH)_2SO_4$.</p> <p><i>Розв'язування.</i></p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start;"> <div style="text-align: center;"> Na_2O:  </div> <div style="text-align: center;"> Al_2O_3:  </div> <div style="text-align: center;"> P_2O_5:  </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start; margin-top: 20px;"> <div style="text-align: center;"> $Fe(OH)_3$:  </div> <div style="text-align: center;"> HNO_3:  </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start; margin-top: 20px;"> <div style="text-align: center;"> $NaHPO_4$:  </div> <div style="text-align: center;"> $(FeOH)_2SO_4$:  </div> </div> <div style="text-align: center; margin-top: 20px;"> $Fe(NO_3)_3$:  </div>
2.	<p>Які з перелічених оксидів будуть взаємодіяти з водою: CaO; Na_2O; SiO_2; CuO; P_2O_5; CrO_3?</p> <p><i>Розв'язування.</i> З водою взаємодіють кислотні оксиди, за винятком SiO_2, оксиди лужних і лужноземельних металів:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-between; margin-top: 10px;"> <div style="width: 45%;"> $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$; $CuO + H_2O \neq$; $SiO_2 + H_2O \neq$ </div> <div style="width: 45%;"> $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$; $CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$; $Na_2O + H_2O = 2NaOH$. </div> </div>

3.	<p>Які з перелічених основ будуть реагувати попарно: $LiOH$; $Ba(OH)_2$; $Be(OH)_2$; $Cu(OH)_2$?</p> <p><i>Розв'язування.</i></p> $2LiOH + Be(OH)_2 = Li_2BeO_2 + 2H_2O;$ $Ba(OH)_2 + Be(OH)_2 = BaBeO_2 + H_2O.$
4.	<p>Як можна одержати такі кислоти: HBr, H_3PO_4?</p> <p><i>Розв'язування.</i> HBr – безоксигенова кислота, її одержують такими способами:</p> $H_2 + Br_2 = 2HBr;$ $2NaBr + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HBr.$ <p>H_3PO_4 – оксигеновмісна кислота, її одержують так:</p> $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4;$ $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4.$
5.	<p>До яких типів належать солі:</p> <p>$Mn(NO_3)_2$; $CuSO_4$; $(ZnOH)_2SO_4$; $NaHSO_4$; $FeOHCl_2$; $MgOHCl$?</p> <p><i>Розв'язування.</i></p> <p>Середні солі: $Mn(NO_3)_2$; $CuSO_4$.</p> <p>Основні солі: $(ZnOH)_2SO_4$; $FeOHCl_2$; $MgOHCl$.</p> <p>Кислі солі: $NaHSO_4$; K_2HPO_4.</p>

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	<p>Складіть графічні формули таких оксидів: ZnO; SO_3; P_2O_5; Cl_2O_7; Cr_2O_3; SiO_2; As_2O_5; SeO_3; Mn_2O_7.</p>
2.	<p>Напишіть рівняння реакцій розкладу гідроксидів: $AgOH$; $Cu(OH)_2$; $Fe(OH)_3$; $Cr(OH)_3$.</p>
3.	<p>Напишіть рівняння реакцій, які характеризують амфотерні властивості сполук: SnO; Cr_2O_3; BeO; ZnO; Al_2O_3.</p>

4.	Здійсніть перетворення : а) $K \rightarrow K_2O \rightarrow KOH$; б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(OH)_2$.
5.	Складіть графічні формули таких кислот: нітратної, нітритної, сульфатної, сульфідної, сульфітної, ортофосфатної.
6.	Запишіть молекулярні формули кислот, які відповідають таким оксидам: а) N_2O_3 ; б) CO_2 ; в) SO_3 ; г) Cl_2O_7 .
7.	Запишіть формули середніх солей, утворених кислотами і металами: а) сульфатною кислотою і калієм; б) карбонатною кислотою і барієм; в) нітратною кислотою і алюмінієм.
8.	Назвіть та складіть графічні формули солей: $NaHSO_4$; $KHCO_3$; $Ca(HCO_3)_2$; NaH_2PO_4 ; $Al(OH)Cl_2$.
9.	Напишіть рівняння реакцій неповної нейтралізації, у результаті якої утворюються кислі і основні солі: $NaHSO_4$; $KHCO_3$; $Ca(HCO_3)_2$; KH_2PO_4 ; $Cu(OH)Cl$; $Fe(OH)SO_4$; $Al(OH)_2Cl$.
10.	Які кислоти можна одержати безпосередньою взаємодією простих речовин з воднем? Наведіть приклади, назвіть відповідні кислоти.
11.	Дані такі речовини: барій оксид, ферум(II) сульфат, вода, сульфатна кислота, купрум(II) оксид. Як, використовуючи ці речовини, одержати: а) барій гідроксид; б) ферум(III) гідроксид; в) купрум(II) гідроксид? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
12.	Маючи вугілля, кальцій і кисень, треба одержати кальцій карбонат. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
13.	Як одержати магній сульфат, виходячи з таких речовин: а) магній; б) магній оксид; в) магній гідроксид; г) магній карбонат? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
14.	Суміш купрум(II) оксиду з міддю обробили надлишком хлоридної кислоти і відфільтрували. Що залишилося на фільтрі? Що перейшло в розчин? Напишіть рівняння можливих реакцій.
15.	Як одержати цинк нітрат, якщо є розчини: цинк хлориду, натрій нітрату, калій нітрату, аргентум нітрату?
16.	Назвіть оксиди за міжнародною номенклатурою: CaO ; FeO ; Fe_2O_3 ; Cr_2O_3 ; CrO_3 ; SO_2 ; SO_3 ; H_2O .

17.	Здійсніть перетворення: а) $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$; б) $Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow NaAlO_2$; в) $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCO_3$.
18.	Здійсніть перетворення: а) $S \rightarrow Na_2S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow BaSO_3$; б) $N_2 \rightarrow Bi_3N \rightarrow NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3$; в) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$.
19.	Допишіть наступні рівняння реакцій: $Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow$ $K_2CO_3 + HCl \rightarrow$ $Mg(OH)_2 + HCl \rightarrow$ $CuCl_2 + KOH \rightarrow$ $ZnSO_4 + Mg \rightarrow$ $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow$
20.	Здійсніть перетворення: а) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3$; б) $CO_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3$.
21.	Серед наведених сполук вкажіть амфотерні гідроксиди та напишіть їхні графічні формули: H_3AsO_4 ; $Al(OH)_3$; H_2ZnO_2 ; $Mn(OH)_4$.
22.	Із наведеного переліку назвіть сильні та слабкі кислоти: HNO_3 ; H_2CO_3 ; H_2SiO_3 ; H_2SO_4 ; H_2S ; HCl ; $HClO_4$; $HClO$; HNO_2 ; H_2SO_3 .
23.	Здійсніть перетворення: $Zn \rightarrow ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow S \rightarrow FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
24.	Дайте порівняльну характеристику кислотно-основних властивостей вищих оксидів елементів третього періоду.
25.	Вкажіть основність кислот: H_3PO_4 ; H_2MnO_4 ; HIO_4 ; H_6TeO_6 .

1.5. Хімічна кінетика

Хімічна кінетика вивчає швидкість і механізм хімічних процесів, а також їхню залежність від різних чинників – природи речовин, їх концентрації, температури, наявності каталізаторів, середовища, в якому відбувається реакція, та від інших параметрів.

Розрізняють хімічні реакції гомогенні й гетерогенні. До *гомогенних* належать реакції, під час яких вихідні речовини і продукти їхньої взаємодії знаходяться в одній фазі – газоподібній або рідкій. *Гетерогенними* називають реакції, за яких речовини, що реагують, знаходяться в різних фазах, а сам процес хімічної взаємодії відбувається на межі розподілу цих фаз.

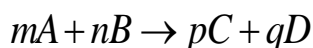
Швидкість реакції залежить від зміни концентрації реагуючих речовин за одиницю часу. *Середньою швидкістю реакції* v називається відношення зменшення концентрації вихідної речовини або збільшення концентрації продукту реакції до інтервалу часу, протягом якого це зменшення або збільшення відбулося:

$$v = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}.$$

Швидкість реакції завжди позитивна. Різниця $\Delta C = C_2 - C_1$ є позитивною величиною, якщо вимірювання ведеться за продуктом реакції; стає негативною, якщо швидкість реакції визначається за вихідною речовиною. Знак мінус у наведеному рівнянні враховує факт зменшення концентрації вихідної речовини.

На швидкість хімічних реакцій впливають такі фактори: а) природа реагуючих речовин; б) їх концентрація; в) умови, за яких перебігає реакція (температура, тиск, світло, наявність каталізатора). Вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції підтверджується різноманітними реакціями. Наприклад, фтор реагує з воднем з вибухом навіть у темряві; а хлор з воднем у темряві взаємодіє настільки повільно, що реакцію майже неможливо помітити.

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин визначається згідно зі законом діючих мас: *швидкість реакції прямо пропорційна добутку концентрацій діючих мас реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам*. Швидкість хімічної реакції



можна виразити так званим кінетичним рівнянням реакції

$$v = k[A]^m \cdot [B]^n,$$

де $[A]$ і $[B]$ – концентрації речовин, що реагують, у даний проміжок часу, (моль/л);

k – коефіцієнт пропорційності, який називають *константою швидкості хімічної реакції*.

Величина константи швидкості залежить не від концентрації речовин, а від їхньої природи і температури. Чисельне значення константи швидкості реакції дорівнює кількості речовини, яка прореагувала за одиницю часу за концентрацією вихідних речовин, що дорівнює одиниці. Константа швидкості хімічної реакції показує, яка кількість із загальної кількості молекул А і В здатна до хімічної взаємодії.

Швидкість хімічної реакції залежить від температури, збільшуючись з її підвищенням. Ця залежність наближено виражається правилом Вант-Гоффа: *під час нагрівання на кожні 10 °C швидкість реакції збільшується у 2–4 рази*, тобто

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10},$$

де V_{t_2} – швидкість реакції за підвищеної температури t_2 ;

V_{t_1} – швидкість реакції за початкової температури t_1 ;

γ – температурний коефіцієнт.

Дослідним шляхом встановлено, що не всі молекули, які зіштовхуються, хімічно взаємодіють між собою, а лише деякі і дуже незначна їх частина.

Реакційноздатними є тільки ті молекули, що мають деякий надлишок внутрішньої енергії порівняно зі середньою для даної температури енергією. Цей надлишок енергії, необхідний для даної реакції у визначених умовах, називається **енергією активації**. Неактивні молекули можна зробити активними, якщо надати їм додаткову енергію. Цей процес називається **активацією**.

Каталізом називають зміну швидкості хімічних реакцій у присутності речовин, які самі після реакції залишаються хімічно незміненими. Зазвичай, **каталізаторами** називають лише прискорювачі реакції, а **інгібіторами** – уповільнювачі.

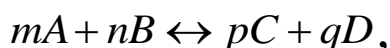
Хімічні реакції, що відбуваються за участю каталізаторів, називаються каталітичними. Розрізняють **гомогенний (однорідний) і гетерогенний (неоднорідний) каталіз**.

Якщо каталізатор і реагуючі речовини перебувають в одній фазі, то каталіз називають гомогенним, якщо в різних фазах – гетерогенним. Дія каталізаторів:

- 1) не змінює теплового ефекту реакції;
- 2) знижує енергію активації як прямої, так і зворотної реакції на одну й ту саму величину ΔE , тому й не порушує рівноваги;
- 3) збільшуючи однаковою мірою швидкість прямої і зворотної реакцій, скорочує час досягнення рівноваги;
- 4) є вибірковою, що визначається природою каталізатора і умовами його застосування.

Використовуючи різні каталізатори, можна з однієї і тієї ж самої речовини добути різні продукти.

Хімічна рівновага. Розрізняють два типи хімічних реакцій – необоротні та оборотні. **Оборотними** називають такі реакції, які водночас проходять у двох протилежних напрямках. **Необоротними** називають реакції, що проходять практично до кінця в одному напрямку і завершуються повним перетворенням вихідних речовин. Якщо проходить оборотна реакція



то згідно із законом діючих мас, швидкість прямої реакції можна виразити рівнянням

$$v_1 = k_1[A]^m \cdot [B]^n,$$

а швидкість зворотної реакції –

$$v_2 = k_2[C]^p \cdot [D]^q.$$

Згодом швидкість прямої реакції зменшується, а швидкість зворотної – збільшується, і в якийсь момент часу швидкості стають однаковими. Такий стан називається *станом рухомої рівноваги*. Отже,

$$v_1 = v_2; k_1[A]^m \cdot [B]^n = k_2[C]^p \cdot [D]^q,$$

звідки

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}.$$

Якщо замінити відношення двох сталих величин k_1/k_2 сталою величиною K , то одержимо рівняння

$$K = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n},$$

де K – константа рівноваги;

$[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – концентрації речовин A , B , C , D в стані рівноваги, моль/л.

Це рівняння є рівнянням константи хімічної рівноваги. Воно свідчить про те, що для оборотних хімічних реакцій, які перебувають у динамічній рівновазі, відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій вихідних речовин дорівнює сталій величині – **константі хімічної рівноваги**.

Поведінка рівноважної системи визначається за принципом Ле Шательє: *якщо на систему, яка перебуває в стані рівноваги, подіяти зовнішнім фактором, змінюючи яку-небудь з умов (концентрація, температура, тиск), то рівновага зміщується в бік тієї реакції, яка зменшує цю дію*.

За підвищенням температури в системі посилюється ендотермічний процес. У разі зниження температури починають переважати екзотермічні процеси.

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Як зміниться швидкість реакції</p> $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O,$ <p>що відбувається в газовій фазі, якщо підвищити у 3 рази концентрацію кисню і концентрацію гідроген хлориду;</p> <p><i>Розв'язування.</i> Позначимо концентрації HCl і O_2 відповідно через a і b, тоді вираз для швидкості реакції матиме вигляд:</p> $v_1 = k[HCl]^4 \cdot [O_2] = k \cdot a^4 \cdot b.$ <p>Після збільшення в 3 рази концентрації речовин будуть дорівнювати $3a$ для HCl та $3b$ для O_2, тому швидкість реакції набуде вигляду:</p> $v_2 = k(3a)^4 \cdot 3b = k3^5 \cdot a^4 \cdot b.$ <p>Збільшення швидкості реакції відносно початкової величини визначаємо відношенням:</p> $\frac{v_2}{v_1} = \frac{k3^5 \cdot a^4 \cdot b}{ka^4 \cdot b} = 3^5 = 243.$ $\frac{v_2}{v_1} = 243.$
2.	<p>На скільки градусів потрібно понизити температуру в реакційній суміші для зменшення швидкості реакції у 27 разів, якщо температурний коефіцієнт цієї реакції дорівнює 3?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Відповідно до правила Вант-Гоффа</p> $\frac{v_{t_1}}{v_{t_2}} = \gamma^{\frac{(t_1 - t_2)}{10}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}} = 27,$ <p>де v_{t_1} і v_{t_2} – швидкість реакції за температур t_1 і t_2, відповідно;</p>

	<p>$\gamma = 3$ – температурний коефіцієнт; $\Delta t = t_1 - t_2$ – зниження температури реакційної суміші.</p> <p>Тоді $3^{\frac{\Delta t}{10}} = 27 = 3^3$, за однакових основ ступенів – показники рівні, тобто $\frac{\Delta t}{10} = 3$, або $\Delta t = 30$ °C. Температуру треба знизити на 30 °C.</p>
3.	<p>Як впливатиме підвищення тиску на хімічну рівновагу в оборотній системі:</p> $Fe_{(T)} + H_2O_{(T)} \leftrightarrow FeO_{(T)} + H_{2(T)}.$ <p><i>Розв'язування.</i> Запишемо вирази для швидкостей прямої (\vec{v}) і зворотної (\overleftarrow{v}) реакцій:</p> $\vec{v} = k[H_2O];$ $\overleftarrow{v} = k[H_2].$ <p>Швидкість прямої і зворотної реакцій не залежить від концентрацій твердих речовин. За підвищення тиску вдвічі на таку саму кількість разів збільшуються концентрації H_2O і H_2. Отже, швидкості прямої і зворотної реакцій збільшаться на однакову кількість разів, і рівновага в системі не зміститься.</p>
4.	<p>У системі $2H_2 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O_{(T)}$; $\Delta H^0 \leq 0$; усі речовини – гази. Як впливають на рівноважну концентрацію речовини $H_2O_{(T)}$:</p> <p>а) підвищення тиску; б) збільшення концентрації кисню; в) підвищення температури?</p> <p><i>Розв'язування.</i></p> <p>а) під час перебігу реакції загальна кількість молів газоподібних речовин зменшується з трьох до двох. Відповідно до принципу Ле Шательє підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги в бік меншої кількості молів газоподібних речовин, тобто в бік утворення води. Отже, концентрація</p>

$H_2O_{(г)}$ збільшиться;

б) збільшення концентрації кисню призведе до зміщення рівноваги в бік утворення $H_2O_{(г)}$, тобто її концентрація збільшиться.

в) оскільки $\Delta H \leq 0$, то теплота виділяється, реакція – екзотермічна. Зворотна реакція буде ендотермічною. Підвищення температури завжди сприяє перебігу реакції з поглинанням теплоти в бік речовин H_2 та O_2 , і концентрація $H_2O_{(г)}$ зменшиться.

5. Реакція за температури $60^\circ C$ відбувається за 2 хв. 33 с. Скільки знадобиться часу для перебігу цієї реакції за температури $80^\circ C$, якщо в даному температурному інтервалі температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3?

Розв'язування. Відповідно до правила Вант-Гоффа

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{(t_2-t_1)}{10}},$$

де v_{t_1} і v_{t_2} – швидкість реакції за даних температур, а $t_2 = 80^\circ C$, $t_1 = 60^\circ C$, відповідно маємо, що

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 3^{\frac{(t_2-t_1)}{10}} = 3^2 = 9,$$

тобто швидкість збільшується в 9 разів.

Швидкість реакції і час є обернено пропорційними залежностями:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \frac{\tau_{t_1}}{\tau_{t_2}},$$

де τ_{t_1} і τ_{t_2} – час перебігу реакції за температури t_1 і t_2 , відповідно,

$$\text{тобто } \tau_{t_2} = \tau_{t_1} \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}.$$

Враховуючи, що $\tau_{t_1} = 153$ с (2 хв 33 с), визначаємо час:

$$\tau_{t_2} = 153 \cdot \frac{1}{9} = 17(\text{с}).$$

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	<p>Як зміниться швидкість реакції:</p> $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$, що відбувається у газовій фазі, якщо збільшити у 2 рази: <p>а) концентрацію кисню і концентрацію гідроген хлориду;</p> <p>б) тиск?</p>
2.	<p>Якими способами в системі $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$; $\Delta H < 0$ можна зміщувати рівновагу в бік більшого виходу SO_3 за умови заданої концентрації SO_2 ?</p>
3.	<p>Як впливатиме зниження тиску на хімічну рівновагу в оборотній системі:</p> $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2?$
4.	<p>На скільки градусів треба знизити температуру в реакційній суміші для зменшення швидкості реакцій у 243 рази? Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3. <i>Відповідь: на 50 °C.</i></p>
5.	<p>Реакція за температури 40 °C відбувається протягом 4 хв. Скільки знадобиться часу для перебігу цієї реакції за температури 70 °C, якщо в даному температурному інтервалі температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3? <i>Відповідь: 30 с.</i></p>
6.	<p>Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції дорівнює 2,3. У скільки разів зміниться швидкість цієї реакції, якщо знизити температуру на 25 °C? <i>Відповідь: у 8 разів.</i></p>
7.	<p>Реакція перебігає за рівнянням: $H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$. Визначте рівноважні концентрації реагуючих речовин, якщо початкові концентрації водню та бромоводню відповідно дорівнюють 4 та 6 моль/л, а константа рівноваги – $K = 1$. <i>Відповідь: $K = 1,1$; $c(N_2) = 7$ моль/л; $c(H_2) = 11$ моль/л.</i></p>
8.	<p>Середня швидкість перетворення озону в реакції $2O_3 = 3O_2$ дорівнює $9,0 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·с). У деякий момент концентрація озону в газовій суміші складала $1,33 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Знайдіть концентрацію озону в цій суміші через 60 хв. <i>Відповідь: $1,01 \cdot 10^{-3}$ моль/л.</i></p>

9.	Реакція проходить за рівнянням $4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2$. У бік якої реакції зміщується хімічна рівновага, якщо концентрацію всіх реагуючих речовин збільшити у 3 рази? <i>Відповідь: у бік прямої реакції.</i>
10.	Як зміниться швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої 2, у разі підвищення температури від 10 °C до 40 °C? <i>Відповідь: збільшиться у 8 разів.</i>
11.	Визначте температурний коефіцієнт реакції, якщо за підвищення температури від 20 °C до 60 °C її швидкість збільшилась у 256 разів. <i>Відповідь: 4.</i>
12.	За температури 30 °C реакція відбувається за 9 хв. Скільки часу буде відбуватися ця реакція за температури 60 °C? температурний коефіцієнт становить 3. <i>Відповідь: 20 с.</i>
13.	Як зміниться швидкість прямої реакції $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, якщо об'єм газової суміші зменшити у 3 рази? <i>Відповідь: збільшиться у 81 раз.</i>
14.	Як зміниться швидкість прямої реакції $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$; якщо тиск у системі підвищити в 3 рази? <i>Відповідь: збільшиться у 27 разів.</i>
15.	У скільки разів потрібно підвищити тиск, щоб швидкість реакції утворення нітроген(IV) оксиду відповідно до реакції $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2NO_{2(g)}$ збільшилась в 1000 разів? <i>Відповідь: у 10 разів.</i>
16.	Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 1,5. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо підвищити температуру на 30 °C? <i>Відповідь: у 3,4 рази.</i>
17.	При підвищенні температури на 10 °C швидкість реакції збільшилась у 2 рази. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції при підвищенні температури на 50 °C і 100 °C? <i>Відповідь: у 32 рази; в 1024 рази.</i>
18.	На скільки градусів потрібно підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшити у 81 раз, якщо температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3? <i>Відповідь: на 40 °C.</i>
19.	Обчисліть температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при

	підвищенні температури від 10 °С до 50 °С швидкість реакції збільшилась у 16 разів. <i>Відповідь: 2.</i>
20.	Обчисліть температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при підвищенні температури від 50 °С до 100 °С швидкість реакції збільшилась у 1200 разів. <i>Відповідь: 4,13.</i>
21.	Як змінюється швидкість реакції, що відбувається безпосередньо між молекулами в закритій посудині, якщо тиск збільшиться у 6 разів? <i>Відповідь: швидкість зростає у 216 разів.</i>
22.	У скільки разів зростає швидкість реакції в результаті підвищення температури від 40 °С до 80 °С, якщо прийняти, що температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 2? <i>Відповідь: у 16 разів.</i>
23.	При нагріванні суміші карбон(II) оксиду з хлором у закритому середовищі встановилася рівновага: $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$. Як зміняться швидкості прямої і зворотної реакцій, якщо при незмінній температурі збільшити тиск через зменшення об'єму газової суміші у 2 рази?
24.	Рівновага реакції $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ встановилася при таких концентраціях реагуючих речовин: $C(H_2) = 0,4$ моль/л; $C(I_2) = 0,5$ моль/л; $C(HI) = 0,9$ моль/л. Розрахуйте константу рівноваги. <i>Відповідь: 4,05.</i>
25.	За деякої температури концентрації речовин у рівноважній системі $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO$ були: $C(N_2O_4) = 0,0055$ моль/л; $C(NO_2) = 0,0189$ моль/л. Розрахуйте константу рівноваги. <i>Відповідь: 0,065.</i>

1.6. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів

Розчин – це гомогенна (однорідна) система, яка складається з двох або більше компонентів (розчинника, розчиненої речовини) і продуктів їх взаємодії.

Для кількісної оцінки вмісту розчиненої речовини використовують такі **способи вираження концентрації розчинів**: масова частка розчиненої речовини, молярна, нормальна і моляльна концентрації.

Масова частка розчиненої речовини (ω) – це фізична величина, яка дорівнює відношенню маси розчиненої речовини ($m_{\text{розч.реч.}}$) до маси всього розчину ($m_{\text{розч.}}$). Її визначають у частках одиниці або у відсотках:

$$\omega = m_{\text{розч. реч.}} / m_{\text{розч.}}$$

Молярна концентрація (C_M) розчиненої речовини – це фізична величина, яка визначається відношенням кількості розчиненої речовини до об'єму розчину,

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V},$$

де C_M – молярна концентрація речовини;

V – об'єм розчину, л;

m – маса речовини, г;

M – молярна маса речовини, г/моль.

Одиницею молярної концентрації є *моль/л*. Розчин, в 1 л якого міститься 1 моль розчиненої речовини, називається *молярним*. Якщо в 1 л розчину міститься 0,1 моля речовини, то він називається *децимолярним*; 0,01 моля речовини – *сантимолярним*; 0,001 моля речовини – *мілімолярним*.

Нормальна концентрація (C_N) – це фізична величина, що визначається кількістю моль-еквівалентів розчиненої речовини, яка міститься в 1 л розчину. Одиниця вимірювання: *моль-екв./л*,

$$C_N = \frac{m}{E \cdot V},$$

де C_N – нормальна концентрація речовини;

V – об'єм розчину, л; E – еквівалентна маса розчиненої речовини.

Моляльна концентрація (C_m) показує, яка кількість розчиненої речовини припадає на 1 кг розчинника в даному розчині. Одиниця вимірювання: *моль/кг*,

$$C_m = \frac{1000 \cdot \nu}{m_p},$$

де C_m – моляльна концентрація розчину;

v – число молів розчиненої речовини;

m_p – маса розчинника, г.

Титром (T) називають масу розчиненої речовини, що міститься в 1 мл розчину. Одиниця вимірювання: г/мл.

Дані про розчинність основ та солей у воді за температури 20 °С представлені в *Додатку 6*.

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Скільки грамів купрум(II) сульфату міститься в 15 г його 5%-вого розчину?</p> <p><i>Розв'язування.</i> В обчисленні маси речовини, яка міститься в розчині, доцільніше використовувати масову частку речовини, виражену в частках одиниці:</p> $m_{(\text{реч.})} = \omega \cdot m_{(\text{р-ну})};$ $m_{(\text{CuSO}_4)} = 0,05 \cdot 15 \text{ г} = 0,75 \text{ г}.$ <p>У 15 г 5%-вого розчину міститься 0,75 г купрум(II) сульфату.</p>
2.	<p>Скільки грамів натрій гідроксиду міститься в 50 мл 10%-вого розчину, якщо його густина дорівнює 1,11 г/мл?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Масу натрій гідроксиду розраховуємо, використовуючи формулу масової частки:</p> $\omega = \frac{m_{(\text{реч.})}}{m_{(\text{р-ну})}};$ $m_{(\text{NaOH})} = \omega_{(\text{NaOH})} \cdot m_{(\text{р-ну})};$ <p>Масу розчину обчислюємо, виходячи з формули густини:</p> $\rho = \frac{m}{V};$ $m_{(\text{р-ну})} = \rho_{(\text{р-ну})} \cdot V_{(\text{р-ну})}.$ <p>Підставляємо числові дані у формули і виконуємо необхідні обчислення:</p>

$$m_{(p-ny)} = 1,11 \text{ г/мл} \cdot 50 \text{ мл} = 55,5 \text{ г};$$

$$m_{(NaOH)} = 0,1 \cdot 55,5 \text{ г} = 5,55 \text{ г}.$$

50 мл 10%-вого розчину містять 5,55 г натрій гідроксиду.

3. Обчисліть масу води, потрібної для розведення 400 г 95%-вого розчину сульфатної кислоти, щоб одержати розчин з масовою часткою H_2SO_4 19 %.

$$\text{Розв'язування. } \omega_2 = \frac{m_1 \cdot \omega_1(H_2SO_4)}{m_2}.$$

За цією формулою знаходимо масу розчину:

$$m_2 = \frac{m_1 \cdot \omega_1(H_2SO_4)}{\omega_2} = \frac{400\text{г} \cdot 95\%}{19\%} = 2000\text{г}.$$

Визначаємо масу води, яку потрібно додати до вихідного розчину,

$$m(H_2O) = m_2 - m_1;$$

$$m(H_2O) = 2000 \text{ г} - 400 \text{ г} = 1600 \text{ г}.$$

Щоб отримати 19%-вий розчин сульфатної кислоти, до вихідного розчину необхідно додати 1600 г води.

4. Мідний купорос масою 25 г розчинили у воді масою 175 г. Визначте масову частку купрум(II) сульфату в добутому розчині.

Розв'язування. Для розв'язання цієї задачі використовуємо формулу обчислення масової частки добутого розчину внаслідок розведення розчину водою

$$\omega_1 = \frac{m \cdot \omega}{m_1}.$$

Знаходимо масову частку купрум(II) сульфату в мідному купоросі:

$$M_r(CuSO_4) = 160;$$

$$M_r(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 250;$$

$$\omega(CuSO_4) = \frac{160}{250} \cdot 100\% = 64\%.$$

Визначаємо масу розчину:

$$m_1 = 25 \text{ г} + 175 \text{ г} = 200 \text{ г}.$$

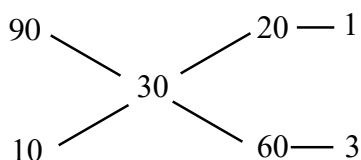
Підставляємо значення у вихідну формулу і розраховуємо масову частку купрум(II) сульфату у добутому розчині:

$$\omega_1 = \frac{25 \text{ г} \cdot 64\%}{200 \text{ г}} = 8\%.$$

Масова частка купрум(II) сульфату в добутому розчині дорівнює 8 %.

5. Визначте маси розчинів з масовою часткою кислоти 10% та 90 %, які необхідні для приготування 160 г розчину з масовою часткою кислоти 30 %.

Розв'язування. За правилом діагоналей визначаємо масові співвідношення вихідних розчинів



Скільки частин становить маса розчину?

$$1 + 3 = 4.$$

Яка маса припадає на одну частину розчину?

$$160 \text{ г} : 4 = 40 \text{ г}.$$

Знаходимо маси вихідних розчинів:

$$40 \text{ г} \cdot 1 = 40 \text{ г} \text{ 90\%-вого розчину};$$

$$40 \text{ г} \cdot 3 = 120 \text{ г} \text{ 10\%-вого розчину}.$$

Для приготування 160 г 30%-вого розчину необхідно змішати 40 г 90%-вого розчину зі 120 г 10%-вого розчину.

6. У розчині об'ємом 200 мл міститься натрій гідроксид масою 8 г. Обчисліть молярну концентрацію цього розчину.

Розв'язування. Обчислюємо кількість речовини натрій гідроксиду, яка перебуває в розчині:

$$v = \frac{m}{M};$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{8 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

Обчислюємо молярну концентрацію розчину:

$$C_M = \frac{\nu}{V};$$

$$C(\text{NaOH}) = \frac{0,2 \text{ моль}}{0,2 \text{ л}} = 1 \text{ моль/л.}$$

Молярна концентрація розчину натрій гідроксиду – 1 моль/л.

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	Яка маса калій фосфату і води необхідна для приготування 250 г розчину з масовою часткою K_3PO_4 8 %? <i>Відповідь: 20 г K_3PO_4 і 230 г H_2O.</i>
2.	Яка маса солі і води необхідна для приготування 40 кг розчину з масовою часткою натрій сульфату 0,12? <i>Відповідь: 4,8 кг натрій сульфату і 35,2 кг води.</i>
3.	У воді об'ємом 200 мл розчинили сіль масою 40 г. Визначте масову частку солі в одержаному розчині, вважаючи, що густина води дорівнює 1 г/мл. <i>Відповідь: 16,7 %.</i>
4.	У бензині об'ємом 170 мл розчинили 1,8 г сірки. Густина бензину становить 0,88 г/мл. Визначте масову частку Сульфуру в розчині. <i>Відповідь: 1,1 %.</i>
5.	Під час упарювання розчину натрій сульфату сіль виділяється у вигляді кристалогідрату $Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$. Яку масу кристалогідрату можна одержати з розчину об'ємом 200 мл з масовою часткою натрій сульфату 15 %, густина якого 1,14 г/мл. <i>Відповідь: 77,6 г.</i>
6.	Яка маса мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ і води необхідна для приготування розчину купрум(II) сульфату масою 40 кг з масовою часткою $CuSO_4$ 2 %? <i>Відповідь: 1,25 кг мідного купоросу і 38,75 кг води.</i>
7.	У воді масою 40 г розчинили залізний купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ масою 3,5 г. Визначте масову частку ферум(II) сульфату в одержаному розчині.

	<i>Відповідь: 4,4 %.</i>
8.	Який об'єм розчину сульфатної кислоти густиною 1,8 г/мл з масовою часткою H_2SO_4 88 % треба взяти для приготування розчину кислоти об'ємом 300 мл і густиною 1,3 г/мл з масовою часткою H_2SO_4 40 %. <i>Відповідь: 98,5 мл.</i>
9.	До розчину сульфатної кислоти об'ємом 400 мл, густина якого становить 1,1 г/мл, а масова частка H_2SO_4 0,15, додали воду масою 60 г. Визначте масову частку сульфатної кислоти в одержаному розчині. <i>Відповідь: 13,2 %.</i>
10.	У лабораторії є розчин з масовою часткою натрій гідроксиду 30 %, густина якого 1,33 г/мл. Який об'єм цього розчину необхідний для приготування розчину об'ємом 250 мл з масовою часткою натрій гідроксиду 14 % і густиною 1,15 г/мл? <i>Відповідь: 100,9 мл.</i>
11.	До розчину масою 250 г, у якому масова частка солі становить 10 %, додали воду об'ємом 150 мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині. <i>Відповідь: 6,25 %.</i>
12.	У воді масою 600 г розчинили амоніак об'ємом 560 мл (н.у.). Визначте масову частку амоніаку в одержаному розчині. <i>Відповідь: 0,071 %.</i>
13.	Яку масу розчину з масовою часткою калій карбонату 40 % треба додати до води масою 500 г для одержання розчину з масовою часткою K_2CO_3 15 %? <i>Відповідь: 300 г.</i>
14.	Яку масу розчину з масовою часткою натрій хлориду 20 % необхідно додати до води об'ємом 40 мл для одержання розчину з масовою часткою солі 6 %? <i>Відповідь: 17,1 г.</i>
15.	Який об'єм розчину густиною 1,33 г/мл з масовою часткою натрій гідроксиду 30 % треба додати до води об'ємом 200 мл для одержання розчину з масовою часткою $NaOH$ 8 %. <i>Відповідь: 54,7 мл.</i>
16.	Визначте, яка маса гліцеролу густиною 1,26 г/мл необхідна для приготування водного розчину об'ємом 50 мл з об'ємною часткою гліцеролу, що становить 30 %. <i>Відповідь: 18,9 г.</i>

17.	До води масою 40 г додали ацетон об'ємом 100 мл і одержали розчин з густиною 0,88 г/мл. Визначте об'ємну частку ацетону в розчині, якщо густина ацетону становить 0,79 г/мл. <i>Відповідь: 74 %.</i>
18.	Визначте масу розчину з масовою часткою натрій карбонату 0,1 і масу кристалогідрату $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, які необхідні для приготування розчину масою 540 г з масовою часткою Na_2CO_3 0,15. <i>Відповідь: 440 г розчину, 100 г кристалогідрату.</i>
19.	Визначте масову частку солі в розчині, якщо у воді масою 800 г розчинили калій хлорид масою 100 г. <i>Відповідь: 0,11.</i>
20.	Змішали два розчини – 20 мл розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 0,2 моль/л і 20 мл розчину натрій гідроксиду з молярною концентрацією 0,2 моль/л. Розрахуйте масу солі, яка утворилась. <i>Відповідь: 0,48 г $NaHSO_4$.</i>
21.	Яка кількість речовини натрій нітрату міститься в розчині об'ємом 1 л з масовою часткою $NaNO_3$ 40 %, густина якого 1,32 г/мл? <i>Відповідь: 6,2 моль.</i>
22.	Визначте масову частку кальцій хлориду в розчині 1,4М $CaCl_2$, густина якого становить 1,12 г/мл. <i>Відповідь: 0,139.</i>
23.	Який об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 9,3 % (густина 1,05 г/мл) необхідний для приготування розчину 0,35М H_2SO_4 об'ємом 40 мл? <i>Відповідь: 14,05 мл.</i>
24.	Який об'єм розчину 5М KOH потрібен для приготування розчину 0,6М KOH об'ємом 250 мл? <i>Відповідь: 30 мл.</i>
25.	Який об'єм розчину з масовою часткою натрій карбонату 0,15 (густина 1,16 г/мл) необхідний для приготування розчину 0,45М Na_2CO_3 об'ємом 120 мл? <i>Відповідь: 32,9 мл.</i>

1.7. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

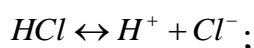
Електролітична дисоціація – процес розпаду речовин на йони під дією молекул розчинника.

Електроліти – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Під час розчинення у воді або в розплавленому стані вони розпадаються на йони.

Неелектроліти – це речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм.

Кислотами називають електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони Гідрогену та відповідні кислотні залишки.

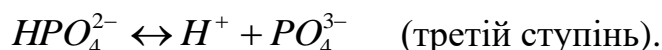
Наприклад:



Основність кислоти визначають кількістю катіонів Гідрогену, які утворюються під час дисоціації.

Двохосновні та багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто (поступово).

Наприклад:



Дисоціація багатоосновної кислоти відбувається головним чином за першим ступенем, меншою мірою – за другим і лише незначною мірою – за третім.

Основами називають електроліти, під час дисоціації яких утворюються гідроксид-йони та катіони металу.

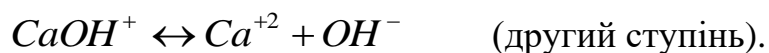
Наприклад:



Розчинні у воді основи називаються лугами, це основи лужних і лужноземельних металів, а також NH_4OH . Більшість основ у воді розчиняються погано.

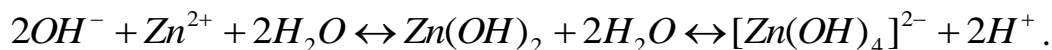
Кислотність основи визначають кількістю її гідроксильних груп (гідроксигруп). Двокислотні і багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто.

Наприклад:



Однак існують електроліти, які під час дисоціації одночасно утворюють катіони Гідрогену і гідроксид-йони. Ці електроліти називають амфотерними, або амфолітами. До них належать вода, гідроксиди цинку, алюмінію, хрому і низка інших речовин. Наприклад, вода в незначних кількостях дисоціює на йони H^+ і OH^- : $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$.

Дисоціацію амфотерного цинк гідроксиду $Zn(OH)_2$ можна виразити рівнянням:

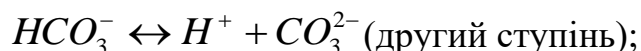


Солями називають електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони металів (або катіон амонію NH_4^+) і аніони кислотних залишків.

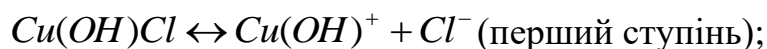
а) середні солі:



б) кислі солі:



в) основні солі:



Ступінь дисоціації – це відношення кількості молекул n , що розпалися на йони, до загальної кількості молекул розчиненої речовини N :

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

Сильні електроліти – це електроліти, ступінь дисоціації яких у 0,1M водному розчині перевищує 30 %.

Слабкі електроліти – це електроліти, ступінь дисоціації яких у 0,1M водному розчині менший, ніж 3 %.

Середні електроліти – це електроліти, ступінь дисоціації яких у 0,1M водному розчині знаходиться в інтервалі від 3% до 30%.

<i>Електроліти</i>		
<i>сильні</i>	<i>середні</i>	<i>слабкі</i>
кислоти: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HF , HBr , HJ , $HClO_4$, луги: $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$; усі розчинні солі: $NaCl$, K_2CO_3	органічні кислоти: $HCOOH$, $C_2H_2O_4$; неорганічні кислоти: H_2SO_3 , H_3PO_4 , HNO_2 ; основи: $Mg(OH)_2$; солі: $CdCl_2$, $ZnCl_2$	органічні кислоти: CH_3COOH ; неорганічні кислоти: H_2CO_3 , H_3BO_3 , HCN , H_2S ; малорозчинні основи і амфотерні гідроксиди, вода: $Fe(OH)_3$, NH_4OH , H_2O

Ступінь дисоціації α залежить від концентрації електроліту і від температури. Зі зменшенням концентрації електроліту ступінь дисоціації завжди збільшується. Оскільки дисоціація – процес ендотермічний, то з підвищенням температури зростає й ступінь дисоціації. Більш зручною характеристикою електроліту є константа дисоціації K , яка не залежить від концентрації розчину.

Якщо до слабких електролітів застосувати закон діючих мас, то



$$K = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

де K – константа дисоціації.

K – характеризує здатність електроліту дисоціювати на йони і залежить від природи електроліту, природи розчинника і від температури.

$$K = c\alpha^2 / (1 - \alpha) \quad \text{– закон Оствальда.}$$

Зі збільшенням загальної концентрації $\alpha \rightarrow 0$, а зі зменшенням $\alpha \rightarrow 1$.

$$V = 1/c \quad \text{– розведення; } K = \alpha^2 / (1 - \alpha)V.$$

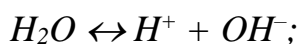
Для слабого електроліту за незначного розведення $1 - \alpha = 1$.

$$\text{Тоді } \alpha^2 / V = K;$$

$$\alpha = \sqrt{K \cdot V}.$$

Закон розведення: **ступінь дисоціації слабого електроліту пропорційний кореню квадратному з розведення розчину.**

Дисоціація води:



$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л (за температури } t = 22 \text{ }^\circ\text{C);}$$

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \quad (K_{\text{в}} \text{ – йонний добуток води),}$$

лужне середовище – $10^{-7} \text{ моль/л} > [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ моль/л}$ – кисле середовище;
 10^{-7} моль/л – нейтральне середовище;

Водневий показник pH – від’ємний десятковий логарифм концентрації йонів H^+ :

$$pH = -\lg [\text{H}^+]$$

кисле середовище – $7 > pH > 7$ – лужне середовище ($pH = 7-14$)

||

7

нейтральне середовище

Хімічні реакції між електролітами. Йонні рівняння

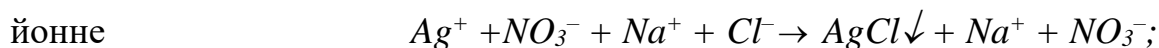
Хімічні реакції між електролітами у водних розчинах за своєю природою є йонними процесами. У таких реакціях взаємодіють один з одним або йони, або молекули слабких електролітів та йони.

Йонні рівняння складають за такими правилами:

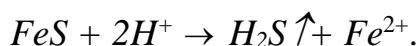
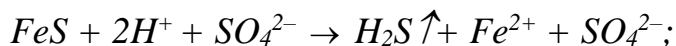
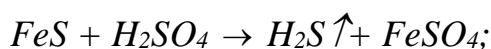
- розчинні у воді сильні електроліти записують у вигляді окремих йонів;
- речовини практично нерозчинні і малодисоційовані (слабкі електроліти) записують у вигляді молекул (атомів);
- утворений осад записують у вигляді молекули;
- у правильно записаному йонному рівнянні алгебраїчна сума зарядів йонів правої і лівої частин хімічного рівняння має дорівнювати нулю.
- у скороченому йонному рівнянні записують хімічні формули лише тих часток (йонів, молекул), які беруть безпосередню участь у реакції.

Перебіг йонних реакцій, які проходять до кінця, спрямований у бік зменшення концентрації йонів у розчині. Це характерно для певних реакцій.

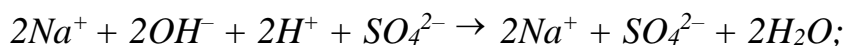
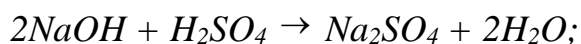
Реакції з утворенням практично нерозчинної речовини (осаду):



Реакції з утворенням газоподібних речовин:



Реакції з утворенням слабких електролітів:



Таблиця розчинності основ, кислот і солей у воді наведена в Додатку 8.

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Напишіть молекулярні та скорочені йонні рівняння реакцій взаємодії розчинів: а) натрій сульфід з хлоридною кислотою; б) плюмбум(II) нітрату з натрій сульфідом.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Молекулярні рівняння реакції мають вигляд:</p> <p>а) $Na_2S + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2S \uparrow$;</p> <p>б) $Pb(NO_3)_2 + Na_2S \rightarrow PbS + 2NaNO_3$.</p> <p>В йонних рівняннях реакцій речовини нерозчинні у воді PbS, газоподібні H_2S і слабкі електроліти H_2O записують як молекули, а сильні електроліти – у вигляді йонів. Тоді повні йонні рівняння реакції мають вигляд:</p> <p>а) $2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + H_2S$;</p> <p>б) $Pb^{2+} + 2NO_3^- + 2Na^+ + S^{2-} \rightarrow PbS + 2Na^+ + 2NO_3^-$.</p> <p>Віднімаючи з обох частин рівняння однакові йони, які не беруть участі в реакції, одержуємо скорочене йонне рівняння:</p> <p>а) $2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S$;</p> <p>б) $Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS$.</p>
2.	<p>Складіть молекулярні рівняння реакцій для наведених йонних:</p> <p>а) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$;</p> <p>б) $CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2 + H_2O$.</p> <p><i>Розв'язування.</i> У лівій частині даних йонних рівнянь реакцій указані вільні йони, тому за складання молекулярних рівнянь реакцій потрібно враховувати те, що йони належать до складу сильних електролітів. Наприклад:</p> <p>а) $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2NaCl$;</p> <p>б) $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow CO_2 + H_2O + 2NaCl$.</p>

18.	Константа дисоціації гіпобромітної кислоти ($HBrO$) дорівнює $2,1 \cdot 10^{-9}$. Обчисліть ступінь дисоціації в $0,02M$ розчині.
19.	Обчисліть pH розчину з концентрацією йонів Гідрогену $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
20.	Визначте рівноважну концентрацію H^+ та OH^- в $0,1M$ розчині HNO_3 .
21.	Як дисоціюють у водному розчині такі сполуки: $Ca(HCO_3)_2$ та $CaOHCl$?
22.	Складіть молекулярні рівняння реакцій за схемами: а) $Fe^0 + Cu^{2+} \rightarrow Cu^0 + Fe^{2+}$; б) $Be(OH)_2 + 2OH^- \rightarrow BeO_2^{2-} + ?$; в) $MgCO_3 + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + CO_2 + ?$; г) $SO_3^{2-} + ? \rightarrow SO_2 + H_2O$.
23.	Напишіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді: а) $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow$ б) $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow$ в) $K_2CO_3 + HNO_3 \rightarrow$ г) $CaCO_3 + HBr \rightarrow$ д) $Fe_2(SO_4)_3 + LiOH \rightarrow$ е) $Al_2(SO_4)_3 + BaCl_2 \rightarrow$
24.	Обчисліть pH $0,012M$ розчину сульфатної кислоти.
25.	Константа дисоціації гіпобромітної кислоти ($HbrO$) дорівнює $2,1 \cdot 10^{-9}$. Обчисліть ступінь дисоціації в $0,01M$ розчині.

1.8. Гідроліз солей

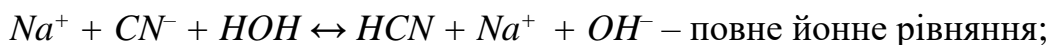
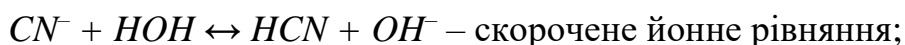
Гідроліз солей – це хімічна взаємодія солей з водою, під час якої утворюється слабкий електроліт.

Гідроліз середніх солей

Якщо розглядати солі як продукти взаємодії кислот з основами, то, залежно від сили даних сполук, розрізняють чотири типи солей:

а) *сіль, утворена сильною кислотою і сильною основою: $NaCl$* , гідролізу не підлягає; $pH = 7$ – нейтральне середовище;

б) *сіль, утворена слабкою кислотою і сильною основою: $NaCN$* , гідроліз відбувається за аніоном:



$NaCN + HON \leftrightarrow HCN + NaOH$ – молекулярне рівняння;

$pH > 7$ – лужне середовище;

в) сіль, утворена сильною кислотою і слабкою основою: NH_4Cl ,

гідроліз відбувається за катіоном:

$NH_4^+ + HON \leftrightarrow NH_4OH + H^+$ – скорочене йонне рівняння;

$NH_4^+ + Cl^- + HON \leftrightarrow NH_4OH + H^+ + Cl^-$ – повне йонне рівняння;

$NH_4Cl + HON \leftrightarrow NH_4OH + HCl$ – молекулярне рівняння;

$pH < 7$ – кисле середовище;

г) сіль, утворена слабкою кислотою і слабкою основою: NH_4CN ,

відбувається повний гідроліз:

$NH_4^+ + CN^- + HON \leftrightarrow NH_4OH + HCN$ – йонне рівняння;

$NH_4CN + HON \leftrightarrow NH_4OH + HCN$ – молекулярне рівняння;

$pH \approx 7$ – середовище близьке до нейтрального.

Гідроліз солей багатоосновних кислот або багатокислотих основ перебігає ступінчасто. Наприклад, за взаємодії натрій сульфід з водою відбуваються такі процеси:

$Na_2S + H_2O \leftrightarrow NaHS + NaOH$;

$S^{2-} + H_2O \leftrightarrow HS^- + OH^-$;

$NaHS + H_2O \leftrightarrow H_2S + NaOH$;

$HS^- + H_2O \leftrightarrow H_2S + OH^-$.

Константа гідролізу $K_2 = \frac{K_6}{K_k}$,

де K_k – константа дисоціації слабкої кислоти, утвореної в результаті гідролізу солі;

K_6 – йонний добуток води; $K_6 = [H^+][OH^-]$.

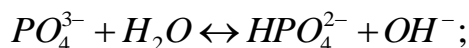
Приклади розв'язування задач

1.	Складіть рівняння гідролізу солей: $Na_3PO_4, Cu(NO_3)_2, NaCl$.
	Розв'язування.

1) Гідроліз Na_3PO_4 відбувається за трьома ступенями, причому в основному за першим.

Перший ступінь:

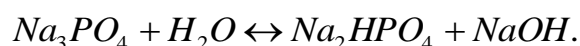
а) рівняння гідролізу в скороченій йонній формі



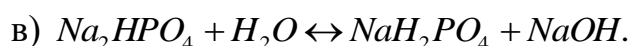
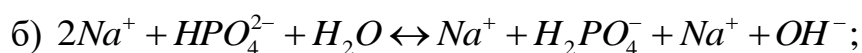
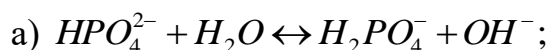
б) рівняння гідролізу в йонній формі



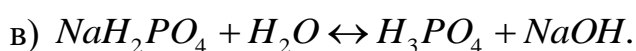
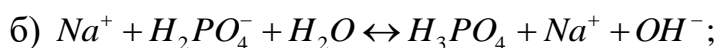
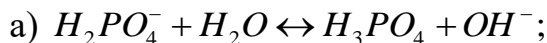
в) рівняння гідролізу в молекулярній формі



Другий ступінь:



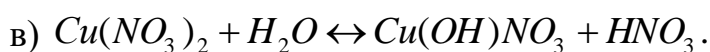
Третій ступінь:



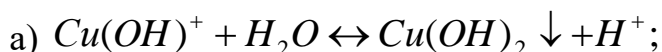
Унаслідок гідролізу Na_3PO_4 за першим і другим ступенями утворюються кислі солі, а розчин має $pH > 7$.

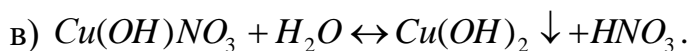
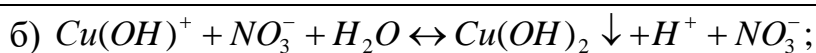
2) Гідроліз $Cu(NO_3)_2$ відбувається ступінчасто і в основному за першим і другим ступенями, причому утворюється основна сіль.

Перший ступінь:



Другий ступінь:



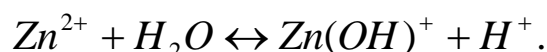
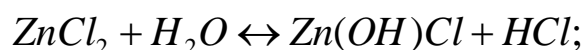


Унаслідок гідролізу концентрація йонів Гідрогену H^+ перевищує концентрацію гідроксид-йонів OH^- ; отже, $\text{pH} < 7$.

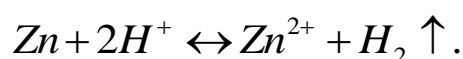
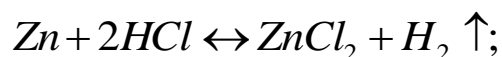
3) Сіль NaCl , утворена сильною кислотою і сильною основою, гідролізу не піддається; $\text{pH} = 7$.

2. Пробірку з розчином ZnCl_2 нагріли і помістили в неї попередньо очищений шматок цинку. Який газ виділяється при цьому? Напишіть рівняння реакцій.

Розв'язування. Нагрівання зумовлює зміщення рівноваги в розчині в бік продуктів гідролізу:



Йони Гідрогену, що утворюються, взаємодіють із металічним цинком:



Збільшення концентрації йонів Zn^{2+} зумовлює зміщення рівноваги реакції в бік утворення вихідної солі, тобто гідроліз її у водному розчині уповільнюється.

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	Складіть рівняння реакцій гідролізу натрій ацетату в скороченій йонній, повній йонній і молекулярній формах. Укажіть реакцію середовища в розчині цієї солі.
2.	Складіть рівняння реакцій гідролізу калій сульфідру в скороченій йонній, повній йонній і молекулярній формах. Укажіть реакцію середовища в розчині цієї солі.
3.	Складіть рівняння реакцій гідролізу ферум(III) хлориду в скороченій йонній, повній йонній і молекулярній формах. Укажіть реакцію середовища в розчині цієї солі.
4.	Складіть рівняння реакцій гідролізу амоній ацетату та натрій йодиду.
5.	Складіть рівняння реакцій необоротного гідролізу соей: $Al(CH_3COO)_3$ і $Cr_2(CO_3)_3$.
6.	Складіть рівняння реакцій гідролізу в скороченій йонній, повній йонній і молекулярній формах для солей: а) NaF ; б) KHS ; в) K_2SO_3 ; г) $FeSO_4$; д) $Fe_2(SO_4)_3$. Укажіть реакцію середовища в розчинах цих солей.
7.	Поясніть, чому водні розчини натрій нітриту і літій карбонату мають лужну реакцію. Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій в йонній і молекулярній формах.
8.	Чому під час додавання води до концентрованого водного розчину станум(II) хлориду випадає в осад основна сіль, а під час додавання розчину хлоридної кислоти випадання осаду не відбувається?
9.	Запишіть формули солей у порядку збільшення їх схильності до гідролізу: натрій флуорид, натрій хлорид, амоній флуорид. Відповідь поясніть.

	Наведіть рівняння гідролізу солей.
10.	Які процеси відбуватимуться під час змішування водних розчинів натрій сульфіді і алюміній хлориду? Складіть рівняння реакцій.
11.	Напишіть рівняння реакції, яка відбуватиметься під час змішування водних розчинів ферум(III) сульфату й калій карбонату, враховуючи, що одним із продуктів реакції є ферум(III) гідроксид. Чому внаслідок реакції не утворюється ферум(III) карбонат?
12.	Чому під час змішування розчинів алюміній сульфату і натрій силікату випадає в осад алюміній гідроксид? Напишіть рівняння процесу.
13.	Маємо рівняння реакцій гідролізу в скороченій йонній формі: а) $Cr(OH)_2^+ + H_2O \leftrightarrow Cr(OH)^{2+} + H^+$; б) $Sn^{2+} + H_2O \leftrightarrow Cr(OH)^+ + H^+$; в) $S^{2-} + H_2O \leftrightarrow HS^- + OH^-$. Напишіть рівняння реакцій в молекулярній формі.
14.	Укажіть, які з наведених нижче солей зазнають гідролізу: а) $BaCl_2$; б) $ZnCl_2$; в) $NaNO_3$; г) NH_4NO_2 ; д) $KHSO_4$. Напишіть рівняння реакцій гідролізу цих солей у скороченій йонній, повній йонній і молекулярній формах.
15.	Складіть рівняння реакцій гідролізу таких солей в скороченій йонній, повній йонній і молекулярній формах: а) $NaNO_2$; б) $NaHCO_3$; в) K_2CO_3 ; г) K_2HPO_4 ; д) K_3PO_4 . Укажіть реакцію середовища в розчині цих солей.
16.	Які зі солей підлягають гідролізу: Na_2S , $MgSO_4$, $Cr(NO_3)_3$, KCl . Складіть рівняння гідролізу солей у молекулярній та йонній формах. Укажіть реакцію середовища.
17.	Наведіть реакцію середовища розчинів солей KCN , $NaCl$, $Cu(NO_3)_2$.

	Напишіть молекулярні та йонні рівняння гідролізу цих солей.
18.	Яку реакцію мають розчини солей $Zn(NO_3)_2$, KNO_3 , $NaCN$? Відповідь підтвердіть молекулярними та йонними рівняннями гідролізу.
19.	До наведених скорочених йонних рівнянь складіть рівняння в молекулярній формі: а) $Fe^{3+} + 2H_2O \leftrightarrow Fe(OH)_2^+ + 2H^+$; б) $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$; в) $NH_3^+ + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + H^+$; г) $Al^{3+} + 2H_2O \leftrightarrow Al(OH)_2^+ + 2H^+$.
20.	Які з наведених солей підлягають гідролізу: $CrCl_3$; $Pb(NO_3)_2$; $LiCl$? Складіть молекулярні та йонні рівняння гідролізу. Напишіть вираз для константи гідролізу.
21.	Чому розчини солей Na_2CO_3 , KCN мають лужну реакцію, а NH_4NO_3 і NH_4Cl – кислу? Складіть рівняння реакцій.
22.	Напишіть йонні й молекулярні рівняння всіх ступенів гідролізу солей: а) натрій сульфіту; б) алюміній хлориду; в) ферум(III) сульфату. Як можна підсилити гідроліз кожної з цих солей і як послабити його? Чому ступінь гідролізу зменшується з кожною наступною стадією?
23.	Напишіть йонні рівняння першого ступеня гідролізу калій карбонату, натрій фосфату і амоній сульфату. В якому випадку ступінь гідролізу найвищий, в якому – найнижчий?
24.	Дайте порівняльну характеристику сульфатів, сульфітів і сульфідів лужних металів за здатністю до гідролізу.
25.	Серед наведених сполук укажіть солі, які гідролізують: $Al_2(SO_4)_3$; K_2S ; KI ; $Pb(NO_3)_2$. Напишіть йонно-молекулярні рівняння реакцій їх гідролізу. Вкажіть реакцію середовища в кожному розчині.

1.9. Окисно-відновні процеси

Усі хімічні реакції можна поділити на два типи. До першого належать реакції, які відбуваються без зміни ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин. Другий тип включає реакції, які перебігають зі зміною ступеня окиснення атомів реагуючих речовин.

Реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення атомів, які входять до складу реагуючих речовин, називаються **окисно-відновними**.

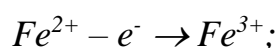
Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в сполуках, розрахований із припущення, що всі зв'язки в сполучі є чисто йонними, а сама сполука складається з йонів.

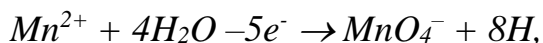
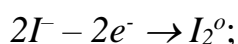
Оскільки чисто йонних зв'язків не існує, то дійсні заряди атомів у сполуках відрізняються від ступенів окиснення.

Для розрахунку ступенів окиснення використовують такі правила:

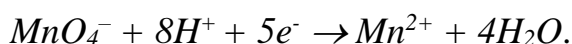
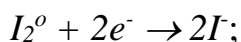
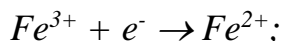
- атоми в молекулах простих речовин мають нульовий ступінь окиснення;
- ступені окиснення катіонів металів дорівнюють: +1 – для лужних металів; +2 – для лужноземельних металів; +3 – для алюмінію.
- Гідроген у всіх своїх сполуках, крім гідридів лужних і лужноземельних металів, має ступінь окиснення +1. У гідридах лужних і лужноземельних металів ступінь окиснення Гідрогену дорівнює –1;
- Оксиген завжди має ступінь окиснення –2. Виняток становлять пероксиди, надпероксиди, озоніди, оксиген флуориди;
- Флуор у всіх сполуках має ступінь окиснення –1;
- сума ступенів окиснення всіх атомів, які входять до складу електронейтральної сполуки або молекули, дорівнює нулю;
- сума ступенів окиснення всіх атомів, які входять до складу багатоатомного або комплексного йона, дорівнює заряду цього йону.

Якщо в результаті реакції ступінь окиснення атома підвищується, то прийнято визнавати, що він окиснюється:





і навпаки, зниження ступеня окиснення атома свідчить про його відновлення:



Із наведених прикладів видно, що окиснення пов'язано з відщепленням – втратою електронів; відновлення пов'язано з приєднанням електронів атомом, який відновлює.

Таким чином, атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називаються **відновниками**. Під час реакції вони окиснюються.

Атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, називаються **окисниками**. Під час реакції вони відновлюються.

Метод електронного балансу

Для складання рівнянь методом електронного балансу здійснюють такі операції:

- записують схему реакції;
- складають електронні рівняння процесів окиснення та відновлення;
- урівнюють кількість приєднаних і втрачених електронів введенням множників, виходячи з найменшого спільного кратного для коефіцієнтів у процесах окиснення й відновлення;
- переносять множники з електронних рівнянь у молекулярні;
- перевіряють виконання закону збереження маси (кількість атомів у лівій частині має дорівнювати кількості атомів у правій), за необхідності вводять нові коефіцієнти або змінюють одержані.

Складаючи електронні рівняння, враховують кількість атомів у молекулах:

- простих речовин (Cl_2 , I_2 , H_2 , O_2 , N_2);

- бінарних сполук: оксидів, карбідів, гідридів, фосфідів;
- органічних речовин.

Найважливіші відновники й окисники

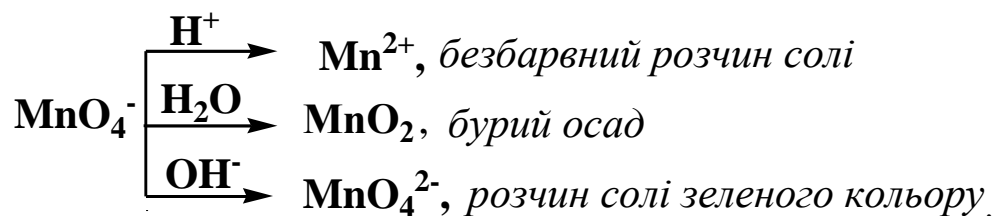
<i>Відновники</i>	<i>Окисники</i>
Метали, водень, вугілля	Галогени
<i>CO, H₂S, SO₂, H₂SO₃, HI, HBr, HCl, SnCl₂, FeSO₄, MnSO₄, Cr₂(SO₄)₃, HNO₂, NH₃, N₂H₄, NO, H₃PO₃.</i>	<i>KMnO₄, K₂MnO₄, MnO₂, K₂Cr₂O₇, K₂CrO₄, HNO₃, O₂, O₃, H₂O₂, H₂SO₄, H₂SeO₄, CuO, Ag₂O, PbO₂, FeCl₃.</i>
Альдегіди, спирти, мурашина і оксалатна кислоти, глюкоза.	Гіпохлорити, хлорати і перхлорати.

На відміну від простих речовин – металів, що виконують роль відновників, прості речовини – неметали виявляють себе і як окисники, і як відновники.

Окисні або відновні властивості складних речовин залежать від ступеня окиснення атома даного елемента. Наприклад, Mn^{+7} може бути тільки окисником, Mn^{+2} – тільки відновником, а Mn^{+4} – і окисником, і відновником; все залежить від умов перебігу реакції і речовин, з якими взаємодіятиме MnO_2 .

Вплив середовища на окисно-відновні реакції

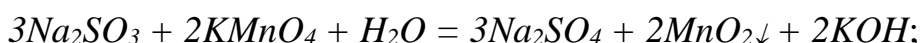
Реакції окиснення–відновлення можуть відбуватися в різних середовищах: у кислому (надлишок H^+ -йонів), нейтральному (H_2O) і лужному (надлишок гідроксид-йонів OH^-). Залежно від середовища може змінюватись і характер перебігу реакції між одними й тими самими речовинами. Середовище впливає на зміну ступенів окиснення атомів. Для створення в розчині кислого середовища використовують H_2SO_4 , HNO_3 і HCl . Для створення лужного середовища застосовують розчини KOH і $NaOH$:



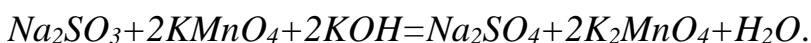
У кислому середовищі –



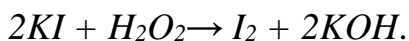
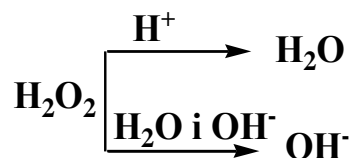
у нейтральному середовищі –



у лужному середовищі –



Гідроген пероксид залежно від реакції середовища відновлюється згідно зі схемою:



Вступаючи в реакцію з дуже сильним окисником – KMnO_4 , гідроген пероксид (H_2O_2) є відновником:



Приклади розв'язування задач

1.	<p>Допишіть схему реакції, дібравши коефіцієнти методом електронного балансу,</p> $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \dots$ <p><i>Розв'язування.</i> Написати продукти окисно-відновних реакцій можна, якщо знати конкретні властивості речовин і найбільш характерні ступені окиснення елементів. Так, для купрум у сполуках найхарактернішим є</p>
----	--

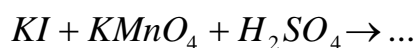
ступінь окиснення +2; отже, в присутності SO_4^{2-} -йонів утвориться купрум(II) сульфат $CuSO_4$. Сульфур у ступені окиснення +6 відновлюється слабкими відновниками (тут – купрум) до ступеня окиснення +4, при цьому утворюється оксид сульфуру(IV) SO_2 . Йони Гідрогену з кислоти під час окисно-відновних реакцій зазвичай входять до складу води. Отже, схема реакції має такий вигляд:



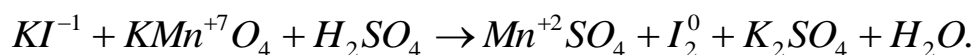
Добираючи коефіцієнти методом електронного балансу, остаточно одержуємо, що



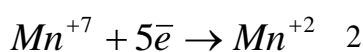
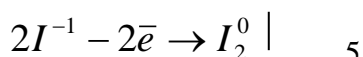
2. Складіть рівняння окисно-відновної реакції:



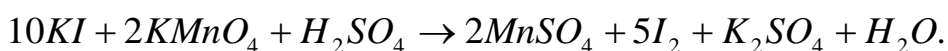
Розв'язування. Манган у калій перманганаті $KMnO_4$ перебуває у вищому ступені окиснення +7; отже, $KMnO_4$ – окисник. У цьому прикладі реакція відбувається в кислому середовищі; отже, продукт відновлення калій перманганату – Mn^{2+} ($MnSO_4$). Відновником буде йодид-йон, який окиснюється до молекулярного йоду I_2 . Крім того, катіони калію зі сульфат-йонами утворюють калій сульфат K_2SO_4 , а йони гідрогену із кислоти утворюють воду з атомами кисню з $KMnO_4$. Остаточний вигляд схеми реакції такий:



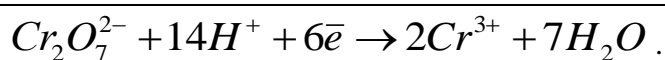
Складаємо електронні рівняння і знаходимо коефіцієнти перед відновником і окисником:



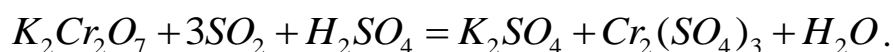
Підставляємо коефіцієнти в схему реакції:



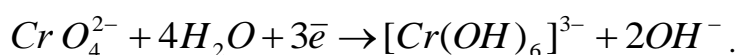
	<p>Добираємо інші коефіцієнти в такій послідовності: сіль, кислота, вода. Остаточнo отримаємо:</p> $10KI + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5I_2 + 6K_2SO_4 + 8H_2O.$
3.	<p>Доберіть коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції: $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$.</p> <p><i>Розв'язування.</i></p> $H^o_2 - 2e \rightarrow 2H^+ \quad \quad 2 \quad 2 \quad 2H^o_2 - 4e \rightarrow 4H^+$ $O^o_2 + 2 \cdot 2e \rightarrow 2O^{-2} \quad 4 \quad 1 \quad O^o_2 + 4e \rightarrow 2O^{-2} \quad .$ <p>Після переносу коефіцієнтів з електронного рівняння в молекулярне одержуємо, що $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$.</p>
4.	<p>Складіть рівняння окисно-відновної реакції:</p> $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow \dots$ <p><i>Розв'язування.</i> У тому випадку, коли в реакції змінюють свій ступінь окиснення більше двох елементів, тоді встановлюють загальну кількість електронів, яку віддає відновник, та загальну кількість електронів, що приймає окисник:</p> $3As_2S_3 + 28HNO_3 + 4H_2O \rightarrow 6H_3AsO_4 + 9H_2SO_4 + 28NO.$ $\begin{array}{l l} 2As^{+3} - 2\bar{e} \rightarrow 2As^{+5} & 28\bar{e} \\ 3S^{-2} - 8\bar{e} \rightarrow 3S^{+6} & 3 \\ N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2} & 28 \end{array} .$
5.	<p>Напишіть рівняння реакцій, які описують перетворення $Cr^{+6} \rightarrow Cr^{+3}$:</p> <p>а) у кислому середовищі; б) у лужному середовищі.</p> <p><i>Розв'язування.</i> а) У кислому середовищі Хром зі ступенем окиснення +6 існує у формі дихромат-йона $Cr_2O_7^{2-}$, а Cr^{+3} – у формі солі хрому(III). Рівняння напівреакції відновлення Хрому в кислому середовищі записується так:</p>



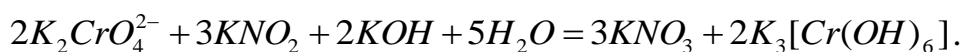
Як відновник можна обрати SO_2 :



б) У лужному середовищі шестивалентний Хром існує у формі хромат-йона CrO_4^{2-} , а тривалентний – у формі гідроксиду $Cr(OH)_3$ або хроміт-йонів $[Cr(OH)_6]^{3-}$ (або $[Cr(OH)_4]^-$). Напівреакція відновлення в надлишку лугу описується рівнянням:



Як відновник можна обрати KNO_2 :



Вправи та задачі для самоконтролю

1.	Визначте еквівалентну масу сульфатної кислоти в реакціях: $HI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2S + H_2O$; $HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + H_2O$.
2.	Як розрахувати еквівалентну масу окисника або відновника? Визначте еквівалентну масу $KClO_4$, якщо він відновлюється до: а) хлорид-йона; б) Cl_2 .
3.	Укажіть, в яких із наведених реакцій виникає окиснення Нітрогену, а в яких відновлення. Як змінюється ступінь окиснення Нітрогену? а) $(NH_4)^+ \rightarrow N_2$; в) $(NO_3)^- \rightarrow NO$; б) $(NO_2)^- \rightarrow (NO_3)^-$; г) $NO \rightarrow (NO_2)^-$.
4.	Обчисліть ступені окиснення підкреслених атомів у таких сполуках: $H\underline{N}O_3$; $K_2C\underline{r}O_4$; $F\underline{e}Cl_3$; $S\underline{O}_3$; $K\underline{N}O_2$; $KC\underline{r}O_2$; $Na_2\underline{S}$; $K\underline{J}$; $Fe\underline{S}O_4$. Яку роль (окисника чи відновника) можуть виконувати ці речовини в реакціях?
5.	У наведених рівняннях окисно-відновних реакцій розставте коефіцієнти: а) $Cl_2 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + NaCl + H_2O$;

	<p>б) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$;</p> <p>в) $NaBrO_3 + NaBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + Na_2SO_4 + H_2O$.</p>
6.	Укажіть кількість електронів, відданих чи приєднаних атомами згідно зі схемами: $(MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$; $(MnO_4)^{2-} \rightarrow MnO_4^-$; $(NO_3)^- \rightarrow NH_4^+$.
7.	Нітрифікацію, що здійснюється в природі мікробами, можна зобразити такою схемою: $NH_3 \rightarrow NH_2OH \rightarrow (NO)^- \rightarrow (NO_2)^- \rightarrow (NO_3)^-$. Який процес (окиснення чи відновлення) перебігає на кожній стадії?
8.	Укажіть відновник і окисник у таких реакціях: а) $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$; б) $2H_2S + H_2SO_3 = 3S + 3H_2O$; в) $8HI + H_2SO_4 = 4I_2 + H_2S + 4H_2O$; г) $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$.
9.	Укажіть відновник і окисник у таких рівняннях окисно-відновних реакцій: а) $Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4$; б) $4HCl + MnO_2 = Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$; в) $2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2$; г) $NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$.
10.	У яких із наведених нижче реакцій манган(IV) оксид MnO_2 виявляє властивості окисника, а в яких – відновника: а) $2MnO_2 + 2H_2SO_4 = 2MnSO_4 + O_2 + 2H_2O$; б) $2MnO_2 + O_2 + 4KOH = 2K_2MnO_2 + 2H_2O$; в) $MnO_2 + H_2 = MnO + H_2O$; г) $2MnO_2 + 3NaBiO_3 + 6HNO_3 = 2Hmno_4 + 3BiONO_3 + 3NaNO_3 + 2H_2O$. Відповідь: у реакціях а) і в) MnO_2 – окисник; у реакціях б) і г) MnO_2 – відновник.
11.	У схемах реакцій внутрішньомолекулярного окиснення–відновлення доберіть коефіцієнти методом електронного балансу: а) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$; б) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O$;

	<p>в) $KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O_2$;</p> <p>г) $KClO \rightarrow KCl + O_2$.</p>
12.	<p>Доберіть коефіцієнти в схемах реакцій диспропорціювання методом електронного балансу:</p> <p>а) $K_2MnO_4 + CO_2 \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + K_2CO_3$</p> <p>б) $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$</p> <p>в) $S + KOH \rightarrow K_2S + K_2SO_3 + H_2O$</p> <p>г) $Na_2SO_3 \rightarrow Na_2S + Na_2SO_4$.</p>
13.	<p>Методом електронного балансу доберіть коефіцієнти в схемах окисно-відновних реакцій:</p> <p>а) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + O_2$;</p> <p>б) $KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4 + H_2O$;</p> <p>в) $KMnO_4 + NO + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + NO_2 + K_2SO_4 + H_2O$;</p> <p>г) $CuO + NH_3 \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$.</p>
14.	<p>Які з йонів і молекул (Fe^{2+}, Br^-, Mg^{2+}, H_2, O_2, I_2, H_2O_2, $KMnO_4$) можуть брати участь у реакціях тільки в ролі окисника чи відновника або ж і окисника і відновника?</p>
15.	<p>Вкажіть, які з наведених речовин: Cl_2; $K_2Cr_2O_7$; Na_2S; $FeSO_4$; $NaNO_2$; KI; PbO_2; Na_2SO_3 а) виявляють лише відновні властивості; б) виявляють лише окисні властивості; в) мають окисно-відновну двоїстість?</p>
16.	<p>Складіть рівняння окисно-відновних реакцій. Доберіть коефіцієнти.</p> <p>$NaBr + NaBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Br_2 + H_2O$;</p> <p>$S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$;</p> <p>$KOH + Cl_2 \rightarrow KClO_3 + KCl + H_2O$;</p> <p>$Cu + HNO_3 \rightarrow NO + Cu(NO_3)_2 + H_2O$;</p> <p>$SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow SnCl_4 + CrCl_3 + KCl + H_2O$;</p> <p>$Zn + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + Zn(NO_3)_2 + H_2O$;</p> <p>$KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4 + H_2O$;</p>

	$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O;$ $Co + HNO_3 \rightarrow N_2 + Co(NO_3)_2 + H_2O;$ $HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + S + H_2O;$ $Cr_2O_3 + KOH + KClO_3 \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O.$
17.	Укажіть періодичність зміни окисно-відновних властивостей елементів періодичної системи Д.І. Менделєєва та поясніть, чому одні з них мають окисні властивості, а інші – відновні.
18.	Допишіть рівняння реакції: $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$
19.	<p>У яких із наведених нижче реакцій сполуки Феруму є окисниками, а в яких – відновниками:</p> <p>а) $Fe_2O_3 + 2Al = 2Fe + Al_2O_3;$</p> <p>б) $Fe_2O_3 + 3KNO_3 + 4KOH = 2K_2FeO_4 + 3KNO_2 + 2H_2O;$</p> <p>в) $FeSO_4 + Mg = MgSO_4 + Fe;$</p> <p>г) $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3.$</p> <p><i>Відповідь: в реакціях б) і г) сполуки Феруму – відновники; в реакціях а) і в) – окисники.</i></p>
20.	<p>Визначте типи окисно-відновних реакцій:</p> <p>а) $H_2S + 8HNO_3 = H_2SO_4 + 8NO_2 + 4H_2O;$</p> <p>б) $2H_2S + H_2SO_3 = 3S + 3H_2O;$</p> <p>в) $2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 + O_2;$</p> <p>г) $2NaNO_3 = 2NaNO_2 + O_2;$</p> <p>д) $NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O;$</p> <p>е) $3HNO_2 = HNO_3 + 2NO + 2H_2O.$</p> <p><i>Відповідь: а) і б) – міжмолекулярний; в) і г) – внутрішньомолекулярний; д) і е) – диспропорціювання.</i></p>
21.	Яка маса калій перманганату потрібна для окиснення калій сульфїту масою 8 г, що міститься в нейтральному розчині? <i>Відповідь: 5,33 г.</i>
22.	Чи достатньо розчину масою 120 г з масовою часткою калій перманганату 4 % для окиснення розчину масою 50 г з масовою часткою натрій сульфїту

	3 %, який містить також калій гідроксид? <i>Відповідь: недостатньо.</i>
23.	Який об'єм сірководню, виміряний за нормальних умов, прореагує з розчином молекулярного йоду масою 150 г, масова частка I_2 в якому становить 2 %? <i>Відповідь: 265 мл.</i>
24.	На повне знебарвлення розчину молекулярного йоду затратили розчин масою 76 г з масовою часткою ферум(II) сульфату 10 %. Яка маса йоду містилася у вихідному розчині? <i>Відповідь: 6,35 г.</i>
25.	На реакцію із зразком технічного натрій сульфіту масою 9 г затратили розчин масою 40 г з масовою часткою калій перманганату $KMnO_4$ 7,9 %. Визначте масову частку Na_2SO_3 в технічному сульфіті. Реакція між калій перманганатом і натрій сульфітом відбувається в присутності сульфатної кислоти. <i>Відповідь: 70 %.</i>
26.	<p>Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:</p> <p>а) $SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$;</p> <p>б) $FeCl_2 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3$;</p> <p>в) $Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO$;</p> <p>г) $KMnO_4 \rightarrow MnO_2 \rightarrow MnCl_2 \rightarrow MnS$.</p> <p>Укажіть, які з реакцій належать до окисно-відновних. Коефіцієнти в цих реакціях доберіть методом електронного балансу.</p>
27.	<p>Складіть рівняння окисно-відновних реакцій:</p> <p>а) $NaNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$;</p> <p>б) $NaNO_2 + KMnO_4 + KOH \rightarrow \dots$;</p> <p>в) $NaNO_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow \dots$;</p> <p>г) $Na_2SO_3 + Na_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$;</p> <p>д) $PbO_2 + HCl \rightarrow PbCl_2 + \dots$;</p> <p>е) $FeSO_4 + KMnO_4 + \dots \rightarrow MnSO_4 + \dots$.</p>
28.	Складіть рівняння окисно-відновної реакції: $KI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$.
29.	Допишіть схему реакції, дібравши коефіцієнти методом електронного

	балансу: $Cu + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow \dots$
30.	<p>Застосовуючи метод електронного балансу, доберіть коефіцієнти в схемах окисно-відновних реакцій. Укажіть, в яких реакціях гідроген пероксид відіграє роль окисника, а в яких – відновника:</p> <p>а) $H_2O_2 + HI \rightarrow I_2 + H_2O$;</p> <p>б) $H_2O_2 + HIO_3 \rightarrow I_2 + O_2 + H_2O$;</p> <p>в) $H_2O_2 + KMnO_4 + HNO_3 \rightarrow Mn(NO_3)_2 + O_2 + KNO_3 + H_2O$;</p> <p>г) $H_2O_2 + CrCl_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$;</p> <p>д) $H_2O_2 + H_2S \rightarrow H_2SO_4 + H_2O$.</p>

1.10. Комплексні сполуки

Багато солей, кислот і основ, а також деяких неелектролітів належить до великого класу складних комплексних сполук, будова і властивості яких уперше були описані в *координаційній теорії А. Вернера (1893 р.)*. Такі сполуки містять центральний атом – **комплексоутворювач**. Зазвичай, це позитивно заряджений йон металу, що координує навколо себе певну кількість протилежно заряджених йонів або полярних молекул (NH_3 , H_2O тощо), які називаються **лігандами (L)**. Таким чином, виникає **внутрішня сфера** комплексної сполуки, або **комплексний йон**, заряд якого визначається алгебраїчною сумою зарядів комплексоутворювача і пов'язаних з ним лігандів. Такий сумарний заряд може бути позитивним (катионний комплекс), негативним (аніонний комплекс) і дорівнювати нулю (нейтральний комплекс-неелектроліт). Число лігандів за умови, що кожен із них пов'язаний з центральним атомом лише одним зв'язком, називається **координаційним числом комплексоутворювача**. Найбільш розповсюдженими є координаційні числа 2, 4 і 6, причому часто вони бувають удвічі більшими за числове значення заряду центрального атома. Усе, що в молекулі комплексної сполуки перебуває за межами комплексного йона, становить

його *зовнішню сферу* зі зарядом, який дорівнює заряду комплексного йона, але має протилежний знак (рисунок).

Хімічні формули, в яких комплексний йон відокремлений квадратними дужками, називають *координаційними*.

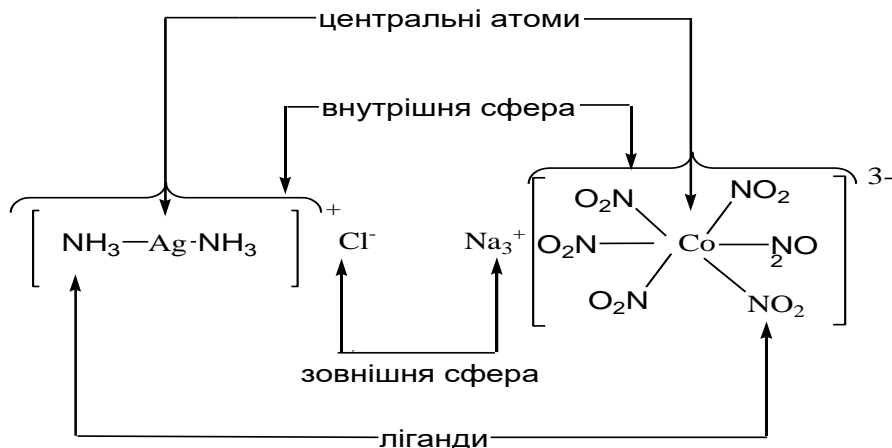


Рис. Схема комплексних сполук

Заряд комплексного йона визначає класифікацію комплексних сполук:

- катіонні $[Cu(NH_3)_4]SO_4$;
- аніонні $K_2[PtCl_4]$;
- нейтральні $[Pt(NH_3)_4]$.

За характером лігандів комплексні сполуки поділяють на аквакомплекси, амінокомплекси, амідоккомплекси, гідроксокомплекси, ацидокомплекси та змішані комплекси.

Координаційне число центрального атома визначає кількість σ -зв'язків, що він утворює з лігандами, а також – кількість координаційних місць, які вони можуть займати у внутрішній сфері. Ліганди, які займають одне координаційне місце, називаються *монодентатними*. Ті ліганди, які здатні займати більшу кількість координаційних місць, у загальному випадку називаються *полідентатними*.

Максимальна кількість координаційних місць, які здатен займати ліганд, називають його *координаційною ємністю* або дентатністю.

Номенклатура комплексних сполук. Назву комплексів починають з лігандів, потім називають центральний атом. Наприклад: $[Ag(NH_3)_2]Cl$ – діамінаргентум(I) хлорид, $[Co(NH_3)_6]Br_3$ – гексаамінкобальт(III) бромід.

Назви аніонних комплексів мають закінчення *-ат*. Наприклад: $K^+[Al(OH)_4]^-$ – калій тетрагідроксоалюмінат.

Назви лігандів:

а) катіонні та нейтральні не відрізняються від назв катіонів і молекул;

б) аніонні – до назв аніонів додають закінчення *-о*.

Якщо назва аніона закінчується на *-ід*, *-ид*, *-ат* (у деяких випадках *-ит*, *-ит*), то після додавання літери *-о*, утворюються *-ідо*, *-идо*, *-ато*, (*-ито*, *-ито*): наприклад, SO_4^{2-} – сульфат-сульфато; NO_3^- – нітрат-нітрато; Cl^- – хлорид-хлоро; OH^- – гідроксид-гідроксо. Ліганди-молекули: NH_3 – амін; H_2O – аква; CO – карбоніл.

Число лігандів кожного виду позначають грецькими числівниками: моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- тощо. Назви лігандів перелічують в алфавітному порядку і вважають єдиним цілим.

Приклади назв комплексних сполук:

$K_3^+[Fe^{3+}(CN)_6]^{3-}$ – калій гексаціаноферат(III);

$[Cu^{2+}(NH_3)_4]^{2+}SO_4^{2-}$ – тетраамінкупрум(II) сульфат;

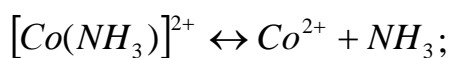
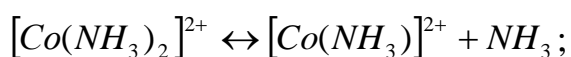
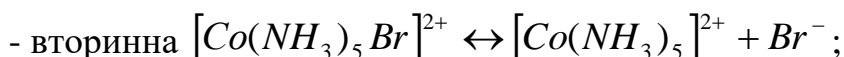
$[Pt^{2+}Cl_2(NH_3)_2]$ – діаміндихлороплатина(II).

Приклади розв'язування задач

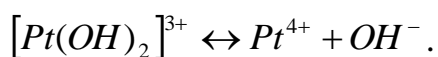
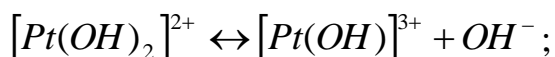
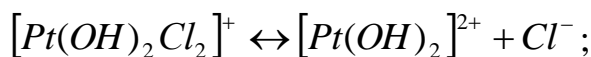
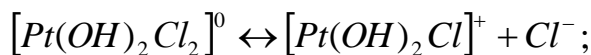
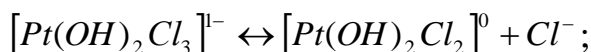
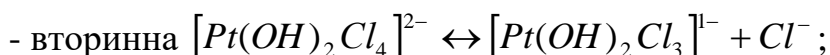
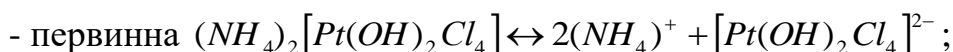
1.	Визначте заряди комплексоутворювача, лігандів, внутрішньої та зовнішньої сфер. Назвіть утворені сполуки: а) $K_2[Cd(CN)_4]$; б) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; в) $[PtCl_2(NH_3)_2]$. <i>Розв'язування:</i> а) $K_2[Cd(CN)_4]$ – калій тетраціанокадміат(II):
----	---

	<p> $2K^+$ – зовнішня координаційна сфера; $[Cd(CN)_4]^{2-}$ – внутрішня координаційна сфера; Cd^{2+} – комплексоутворювач; CN^- – ліганд; 4 – координаційне число; б) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – тетраамінкупрум(II) сульфат: SO_4^{2-} – зовнішня координаційна сфера; $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ – внутрішня координаційна сфера; Cu^{2+} – комплексоутворювач; NH_3 – ліганд; 4 – координаційне число; в) $[PtCl_2(NH_3)_2]$ – діаміндихлороплатина(II): $[PtCl_2(NH_3)_2]^0$ – внутрішня координаційна сфера; Pt^{2+} – комплексоутворювач; Cl^-, NH_3^0 – ліганди; 2 – координаційне число. </p>
2.	<p>Складіть формулу комплексної сполуки за назвою: а) пентаамінхлороплатина(IV) хлорид; б) калій тетраїодомеркуріат(II); в) натрій гексафлуороалюмінат.</p> <p><i>Розв'язування:</i></p> <p>а) пентаамінхлороплатина(IV) хлорид – $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$;</p> <p>б) калій тетраїодомеркуріат(II) – $K_2[HgI_4]$;</p> <p>в) натрій гексафлуороалюмінат – $3NaF \cdot AlF_3 - Na_3[AlF_6]$.</p>
3.	<p>Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук: а) $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$; б) $(NH_4)[Pt(OH)_2Cl_4]$.</p> <p><i>Розв'язування:</i></p>

а) дисоціація комплексної сполуки:



б) дисоціація комплексної сполуки:



4. Складіть формулу комплексної сполуки, одержаної в результаті взаємодії KCN і AgCN. Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакції.

Розв'язування. За взаємодії калій ціаніду з аргентум ціанідом комплексоутворювачем можуть бути йони Аргентуму (як йони *d*-елемента). Оскільки лігандами можуть бути йони протилежного знаку, то до складу внутрішньої сфери ввійдуть ціанід-йони. Оскільки координаційне число чисельно дорівнює подвоєній сумі ступенів окиснення комплексоутворювача, то внутрішня сфера відповідає йону $[Ag(CN)_2]^-$. Заряд

	<p>йона дорівнює $+1 - 2 = -1$, тобто визначається алгебраїчна сума зарядів комплексоутворювача і лігандів. У зовнішній сфері знаходиться катіон Калію, який компенсує заряд внутрішньої сфери комплексного йона $[Ag(CN)_2]^-$. Рівняння реакції матимуть такий вигляд:</p> $AgCN + KCN \rightarrow K[Ag(CN)_2]; AgCN + CN^- \rightarrow [Ag(CN)_2]^-.$
5.	<p>Константа нестійкості $[Ag(NH_3)_2]^+$ дорівнює $9,3 \cdot 10^{-8}$, а $[Ag(CN)_2]^-$ дорівнює $1,1 \cdot 10^{-21}$. Чи буде руйнуватися комплекс $[Ag(NH_3)_2]NO_3$ за дії на нього розчином KCN ?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Запишемо рівняння реакції:</p> $[Ag(NH_3)_2]NO_3 + 2KCN \rightarrow K[Ag(CN)_2] + KNO_3 + 2NH_3;$ $[Ag(NH_3)_2]^+ + 2CN^- \rightarrow [Ag(CN)_2]^- + 2NH_3.$ <p>Чим менше константа нестійкості, тим міцніше комплексний йон. Константа нестійкості йона $[Ag(CN)_2]^-$ менша, ніж константа нестійкості йона $[Ag(NH_3)_2]^+$, тому реакція буде проходити з утворенням більш міцного йона $[Ag(CN)_2]^-$. Комплексний катіон $[Ag(NH_3)_2]^+$ дією розчину KCN перетворюється в йон $[Ag(CN)_2]^-$.</p>

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	<p>Укажіть у складі комплексних сполук внутрішню координаційну сферу, її заряд, йон-комплексоутворювач, ліганди, йони зовнішньої сфери, координаційне число комплексоутворювача. Назвіть ці сполуки за міжнародною номенклатурою:</p> <p>а) $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$; $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$; $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Cl$;</p> <p>б) $K[BF_4]$; $Na[AlCl_4]$; $[Ni(OH)_2]SO_4$;</p> <p>в) $K_2[CuCl_4]$; $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$; $K[Ag(CN)_2]$.</p>
----	---

2.	Наведіть координаційні формули ізомерів для речовини, що має склад $CoBrSO_4 \cdot 5NH_3$. Відомо, що один ізомер утворює осад під час додавання йонів Ba^{2+} , але не утворює осаду за введення йонів Ag^+ , а інший ізомер утворює осад з йонами Ag^+ , але не утворює осаду з йонами Ba^{2+} .
3.	Складіть рівняння дисоціації таких сполук: $Na_3[Co(NO_2)_6]$; $K_4[Mo(CN)_8]$; $Na_2[WS_4]$.
4.	Напишіть математичний вираз для констант нестійкості таких комплексних йонів: $[Fe(CN)_6]^{3-}$; $[Cr(NH_3)_6]^{3+}$; $[Co(NH_3)_4(NO_2)_2]^+$.
5.	Поясніть, чому в процесі проходження сірководню крізь розчин, який містить $K_2[Cd(CN)_4]$, утворюється осад, а за додавання луку – ні?
6.	У комплексних сполуках $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $H_2[SiF_6]$; $[Ni(NH_3)_6(OH)_2]$; $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$; $[Co(NH_3)_5SO_4]$ укажіть зовнішню та внутрішню сфери, комплексоутворювач, ліганди, координаційне число.
7.	Визначте заряд комплексоутворювача та назвіть комплексні сполуки: $K[AuBr_4]$; $K_2[Cd(CN)_4]$; $Ca[ZrF_6]$; $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$; $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$.
8.	Назвіть рівняння реакції, що відбувається з утворенням комплексних сполук з координаційним числом 6: $Cr_2(SO_4)_3 + NaOH(надл.) \rightarrow \dots$; $Fe(OH)_3 + KCN(надл.) \rightarrow \dots$
9.	Назвіть види ізомерії в комплексних сполуках. Наведіть усі можливі ізомери для сполуки $CrCl_3 \cdot 6H_2O$, дайте їм назви.
10.	Складіть рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук: $[Cr(H_2O)_4Cl_2]$; $K_2[PtCl_6]$; $K_5[ZrF_9]$. Наведіть рівняння загальних констант нестійкості.
11.	Складіть формулу комплексної сполуки та назвіть її: $3NaF \cdot AlF_3$.
12.	Складіть формули комплексних сполук за їх назвою: трифлуоротриаква-хром(III); тетраамінкупрум(II) бромід; діамінаргентум(I) хлорид; калій тетрагідроксокупрат (II).
13.	Напишіть координаційні формули сполук з координаційним числом Кобальту(III), що дорівнює 6: $Co(NO_3)_3 \cdot 3NaNO_2$, $CoCl_3 \cdot 5H_2O$; $CoCl_3 \cdot 3NH_3$. Назвіть одержані сполуки.
14.	Назвіть атом-донор і атом-акцептор у сполуках: $K[Cr(OH)_4]$, $[Cu(NH_3)_2]Cl$.

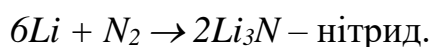
15.	Напишіть рівняння реакцій дисоціації комплексних сполук: $[Co(H_2O)_2(NH_3)_4]Cl_3$; $Cs[Au(CN)_2]$; $Ba[BF_5]$; $Na_2[MoF_6]$.
16.	Допишіть рівняння реакції, що відбувається з утворенням комплексної сплуки з координаційним числом 6: $Ni(OH)_2 + NH_3 \cdot H_2O \rightarrow \dots$
17.	Визначте заряд комплексоутворювача та назвіть комплексні сполуки: $Na_3[FeNO(CN)_5]$; $H[Co(H_2O)_2(CN)_4]$.
18.	Визначте заряд комплексного йона і складіть формули комплексних сполук: $[Bi^{+3}I_4]$; $[Cr^{+3}(NH_3)_5Cl]$; $[Pd^{+2}(NH_3)_2(CN)_2]$; $[Fe^{+3}F_6]$.
19.	Визначте заряд ліганду в комплексній сполуці $Na_3Ag(S_2O_3)_2$.
20.	Допишіть реакції утворення комплексних сполук: а) $Cu(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow$; б) $Zn(OH)_2 + 4NH_4OH \rightarrow$; в) $2KI + HgI_2 \rightarrow$.
21.	Серед наведених сполук укажіть амоніакати: $(NH_4)[Pt(OH)_2Cl_4]$; $Ba[BF_5]$; $Na_2[MoF_6]$; $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$; $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$; $K_2[CuCl_4]$; $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$; $K[Ag(CN)_2]$.
22.	Укажіть сполуки, що містять комплексний аніон: $Na_3[Fe(CN)_6]$; $[Ag(NH_3)_2]Cl$; $K[AlH_4]$; $[Co(NH_3)_6]Br_3$; $K_2[PtCl_4]$.
23.	Складіть формули комплексних сполук за їх назвою: натрій тетрагідроксоалюмінат; тетраамінкупрум(II) сульфат; калій тетрагідроксокупрат (II).
24.	Визначте заряд комплексоутворювача в сполуках: $[Cr(OH)(H_2O)_2(NH_3)_3]I_2$; $[Ag(NH_3)_2]Cl$; $K[AlH_4]$; $Cs[Au(CN)_2]$; $Ba[BF_5]$; $Na_2[MoF_6]$.
25.	Скільки лігандів міститься в даних сполуках: $[Co(H_2O)_2(NH_3)_4]Cl_3$; $Cs[Au(CN)_2]$; $[Cr(H_2O)_4Cl_2]$; $K_2[PtCl_6]$; $K_5[ZrF_9]$?

РОЗДІЛ 2. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

2.1. Елементи групи ІА

До головної підгрупи І групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва належать Гідроген і лужні метали Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій.

У 1807 р. Г. Деві шляхом електролізу одержав чисті натрій та калій. На зовнішньому енергетичному рівні елементів лужних металів міститься по одному електрону. Елементи групи ІА виявляють високу хімічну активність. Зв'язок валентних електронів з атомним ядром послаблюється в процесі переходу до елемента з більшим порядковим номером, тому атоми Рубідію особливо легко віддають електрони. На хімічну активність впливають і розміри утворюваних йонів. Розміри йонів зменшуються від Цезію до Літію, тому Літій утворює більш міцний зв'язок з більшістю неметалів. Серед лужних металів лише літій реагує з азотом за кімнатної температури:



Гідроген

H ; $1s^1$, $+1$ (-1); $Ar(H) = 1,008$; H_2 ($H:H$) – водень.

Атоми Гідрогену існують у вигляді трьох нуклідів: Протію 1H , Дейтерію 2H (D) і Тритію 3H (T).

Протій і Дейтерій – стабільні нукліди. Тритій – бета-радіоактивний елемент з періодом напіврозпаду 12,26 років.

Гідроген – найважливіший біогенний елемент, його фізичні та хімічні властивості унікальні. Особливу роль у формуванні клімату Землі, в руйнуванні первинних мінералів і виникненні вторинних, у міграції біогенних елементів, в обміні речовин у рослин та тварин відіграє найбільш розповсюджена сполука Гідрогену – вода.

Відповідно до електронної конфігурації атома Гідрогену $1s^1$ властиві як процеси, які зумовлені зміщенням електрона до більш електронегативного

атома, так і процеси, зумовлені приєднанням іншого електрона до атома Гідрогену.

Водень – безбарвний газ, без запаху, найлегший з усіх відомих газів. У воді водень розчиняється погано (2 об’єми водню в 100 об’ємах води за температури 0 °С і тиску 101 *кПа*), а в деяких металах, наприклад у нікелі, паладії, платині розчиняється добре; $t_{\text{кип.}} = -252,8 \text{ } ^\circ\text{C}$; $t_{\text{плав.}} = -259 \text{ } ^\circ\text{C}$.

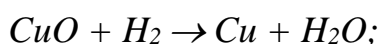
У хімічних реакціях водень поводить себе як неметал. Він горить в атмосфері кисню або повітря, хоч сам не підтримує горіння речовин, які горять у кисні. Унаслідок спалювання водню в кисні утворюється найстійкіша сполука цих речовин – вода.

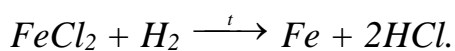
Водень добре взаємодіє з іншими активними неметалами. Суміш водню з фтором вибухає навіть за дуже низьких температур (-253 °С), з азотом – за наявності каталізатора і високого тиску.

Хімічні властивості водню

<i>Подібність H_2 до лужних металів</i>	<i>Подібність H_2 до галогенів</i>
1. Утворює катіон H^+ . 2. У хімічних реакціях виступає відновником.	1. У гідридних сполуках утворює йон H^- (NaH ; CaH_2). 2. Молекули водню і галогенів двохатомні. 3. Газоподібний стан.
Взаємодіє з неметалами: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$; $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$; $H_2 + S \rightarrow H_2S$; $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$.	Взаємодіє з активними металами з утворенням гідридів: $H_2 + Ca \xrightarrow{t} CaH_2$; $H_2 + 2Na \xrightarrow{t} 2NaH$.

Під час нагрівання водень здатний відновлювати метали з їх оксидів та солей. Наприклад:





Під дією електричного розряду за низького тиску на водень утворюється атомарний Гідроген: $H_2 = 2H$.

Одержання водню:

у лабораторії	у промисловості
<p>° взаємодія металів з розчинами HCl або H_2SO_4 (в апараті Кіппа):</p> $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow;$ <p>° взаємодія з лугами метала, гідроксид якого виявляє амфотерні властивості:</p> $2Al + 6NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na_3[Al(OH)_6] + 3H_2\uparrow.$	<p>° конверсійний метод:</p> $C + H_2O \rightarrow CO + H_2;$ $CO + H_2O \xrightarrow{t, kat} CO_2 + H_2;$ <p>° нагрівання метану до 350 °C:</p> $CH_4 \xrightarrow{t, Ni} C + 2H_2;$ <p>° електроліз води:</p> $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2.$

Водень як просту речовину у великих кількостях застосовують у хімічній промисловості, (зокрема для синтезу амоніаку, метанолу, хлороводню, сорбіту), у харчовій промисловості для гідрогенізації жирів, у металургійній – для відновлення металів із руд (добування вольфраму, молібдену, кобальту тощо).

Водень може стати універсальним джерелом енергії.

Натрій та Калій

Na ; +1, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; $Ar (Na)=22,99$;

K ; +1, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; $Ar (K)=39,10$.

Натрій і Калій належать до поширених елементів. У вільному стані не трапляються, входять до складу мінералів: $NaCl$ – кам'яна сіль; $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – глауберова сіль, $KCl \cdot NaCl$ – сильвініт, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ – карналіт.

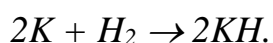
Лужні метали дуже м'які, легкоплавкі, сріблясто-білого кольору, мають високі електро- і теплопровідність. На повітрі лужні метали легко тьмяніють.

Робота з ними потребує обережності, оскільки вони легко займаються, бурхливо реагують з водою та іншими речовинами.

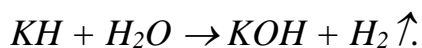
Хімічні властивості. Лужні метали дуже сильні відновники, вони легко віддають електрон із зовнішнього електронного шару й утворюють катіони Me^+ .

Із елементами ІА і ІІА груп та між собою лужні метали утворюють сплави; з галогенами і воднем – лише найпростіші бінарні сполуки, з киснем – оксиди, пероксиди, надпероксиди; з вугіллям – ацетиленіди; зі сіркою – сульфіді і полісульфіді; з фосфором – фосфіді; з кремнієм – силіциди.

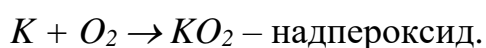
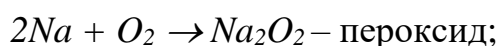
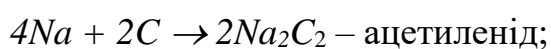
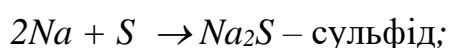
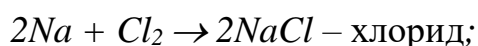
Завдяки дуже високій активності лужні метали здатні реагувати зі сухим воднем під час нагрівання, утворюючи гідриди MeH :



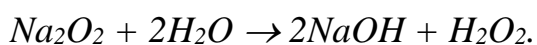
Гідриди лужних металів – тверді речовини, що мають йонні кристалічні ґратки. Гідриди лужних металів – сильні відновники. З водою вони взаємодіють, виділяючи водень, тобто



Взаємодія з іншими неметалами:



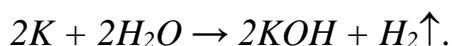
Пероксиди і надпероксиди лужних металів сильні окисники. Під час розчинення у воді пероксиди повністю гідролізують:



Під дією води на надпероксиди утворюються кисень і гідроген пероксид:

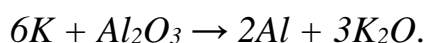
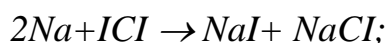
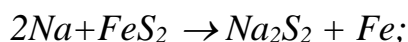


Натрій і калій енергійно взаємодіють з водою:

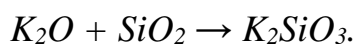
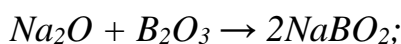
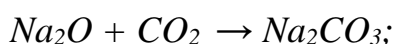


Лужні метали здатні витіснити водень не тільки з води, а й із розбавлених розчинів кислот, амоніаку, спиртів.

Лужні метали проявляють властивості сильних відновників:



За взаємодії твердих бінарних сполук з оксидами, сульфідами, галогенідами утворюються солі:



Одержання Натрію та Калію

Натрій і калій одержують електролізом розплавів солей або гідроксидів.

При цьому на катоді відбувається реакція відновлення: $Na^+ + e^- \rightarrow Na^0$.

Іноді натрій добувають з розплаву $NaOH$ (температура плавлення 321 °C).

Із лужних металів найчастіше застосовують натрій. Його використовують для добування натрій пероксиду, в органічному синтезі, у металургії як відновник у процесі виплавлення деяких рідкісних металів, Натрій також використовують як теплоносій в ядерних реакторах і клапанах авіаційних двигунів. Калій застосовують як каталізатор у процесі добування деяких синтетичних каучуків.

Приклади розв'язування задач

1.	<p>У результаті взаємодії 10,96 г металу з водою виділилось 1,792 л водню. Визначте цей метал, якщо у своїх сполуках він двовалентний.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Оскільки метал двовалентний, то його реакція з водою описується рівнянням:</p>
----	--

	$Me + 2H_2O = Me(OH)_2 + H_2 \uparrow.$ <p>Згідно з рівнянням, $\nu(Me) = \nu(H_2) = 1,792/22,4 = 0,08$ моля. Звідси молярна маса металу дорівнює $M(Me) = m/\nu = 10,96/0,08 = 137$ г/моль. Цей метал – барій.</p>
2.	<p>Як можна встановити, що під час горіння металічного калію утворюється не оксид, а пероксид?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Пероксид калію, на відміну від оксиду, є сильним окисником. Він окиснює йодиди в кислому середовищі до йоду:</p> $K_2O_2 + 2KI + 2H_2SO_4 \rightarrow I_2 \downarrow + 2K_2SO_4 + 2H_2O.$ <p>Калій оксид реагує не з KI, а з H_2SO_4:</p> $K_2O + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2O.$
3.	<p>Обчисліть, яку масу натрій гідроксиду і який об'єм водню можна добути за реакцією між водою і 1000 кг 5%-вої амальгами натрію.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Зазначимо, що амальгамами називають сплави металів несталого складу з Меркурієм. Амальгама натрію взаємодіє з водою з виділенням водню: $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow$. Молекулярна маса натрій гідроксиду дорівнює 40 г/моль. Обчислимо кількість натрію, що міститься в 1000 кг 5%-вої амальгами: $100:5 = 1000:x$; $x = (5 \cdot 1000)/100 = 50$ кг. Обчислюємо кількість натрій гідроксиду (y), яку можна добути з 50 кг металічного натрію: $46:80 = 50:y$, $y = (80 \cdot 50)/46 = 86,9$ кг. Знаходимо, скільки за об'ємом водню (z) утворюється при цьому: $46:22,4 = 50:z$; $z = (22,4 \cdot 50)/46 = 24,3$ м³.</p>
4.	<p>Підірвали 1 л суміші, що містила 60 % хлору і 40 % водню (за об'ємом). Який об'єм хлороводню утворився?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Запишемо рівняння взаємодії хлору і водню:</p> $H_2 + Cl_2 = 2HCl.$ <p>1 л суміші містить за об'ємом 60 % хлору (0,6 л) і 40 % водню (0,4 л). Оскільки у рівнянні реакції коефіцієнти перед хлором і воднем дорівнюють 1, то газид взаємодіють в об'ємних співвідношеннях 1:1, тобто на 0,4 л водню потрібно 0,4 л хлору, а $(0,6 - 0,4) = 0,2$ л залишаться в надлишку; об'єм хлороводню, що утвориться, становитиме:</p>

	$V_{H_2}/1V_M = V_{HCl}/2V_M; V_{HCl} = V_{H_2} = 2 \cdot 0,4 = 0,8 \text{ л.}$
5.	<p>11,4 г кристалічного натрій карбонату утворюють 4,24 г безводної солі. Визначте, скільки молів води в кристалогідраті.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Під час прожарювання кристалічного натрій карбонату відбувається така реакція:</p> $Na_2CO_3 \cdot xH_2O = Na_2CO_3 + xH_2O.$ <p>Визначимо молярну масу кристалогідрату:</p> $m(Na_2CO_3 \cdot xH_2O)/1M(Na_2CO_3 \cdot xH_2O) = m(Na_2CO_3)/1M(Na_2CO_3),$ $M(Na_2CO_3 \cdot xH_2O) = ((M(Na_2CO_3) \cdot m(Na_2CO_3 \cdot xH_2O))/m(Na_2CO_3)) =$ $= (106 \cdot 11,4)/4,24 = 286 \text{ г/моль.}$ <p>Розрахуємо масу води, що входить в 1 моль кристалогідрату:</p> $286 - 106 = 180 \text{ г.}$ <p>Визначимо кількість молів води у вихідному кристалогідраті:</p> $v = m/M, v = 180/18 = 10 \text{ моль.}$ <p>Формула кристалогідрату – $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.</p>

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	<p>Який об'єм водню можна добути дією металів на розчин об'ємом 150 мл з масовою часткою сірчаної кислоти 20 %? Об'єм обчисліть за нормального тиску і температури 30 °С. Густина розчину кислоти дорівнює 1,14 г/мл.</p> <p><i>Відповідь:</i> 8,68 л.</p>
2.	<p>Деякий елемент утворює гідрид EH_3, масова частка водню в якому дорівнює 1,245 %. Який елемент утворює гідрид?</p> <p><i>Відповідь:</i> Уран.</p>
3.	<p>Під дією води на гідрид металу масою 0,84 г виділився водень, об'єм якого за нормальних умов становить 896 мл. Визначте, гідрид якого елемента було взято, якщо відомо, що цей елемент виявляє ступінь окиснення +2.</p> <p><i>Відповідь:</i> Кальцій.</p>
4.	<p>Який об'єм водню, виміряний за нормальних умов, потрібний для відновлення купрум(II) оксиду, добутого при термічному розкладанні купрум(II) гідроксиду масою 19,6 г?</p>

	<i>Відповідь: 4,48 л.</i>
5.	Водень спалили в надлишку кисню. Об'єм газової суміші, приведений до нормальних умов, зменшився на 240 мл. Визначте вихідний об'єм водню. Об'єм обчисліть за нормальних умов. <i>Відповідь: 160 мл.</i>
6.	Об'ємні частки газів у суміші становлять: водню 20 %, азоту 45 % і аргону 35 %. Визначте густину газової суміші за воднем. <i>Відповідь: 13,5.</i>
7.	Визначте відносну густину за воднем газової суміші, що складається з однакових об'ємів водню і гелію. <i>Відповідь: 3.</i>
8.	Газ, добутий внаслідок розкладання натрій гідриду водою, пропустили над розжареним купрум(II) оксидом. Маса твердої речовини зменшилася на 4 г. Визначте масу використаного натрій гідриду. <i>Відповідь: 6 г.</i>
9.	При розкладанні на світлі розчину гідроген пероксиду масою 18,7 г виділився газ об'ємом 672 мл (за нормальних умов). До розчину гідроген пероксиду, що залишився, додали сульфатну кислоту і надлишок розчину калій йодиду. При цьому одержали йод масою 12,7 г. Визначте масову частку гідроген пероксиду у вихідному розчині. <i>Відповідь: 20 %.</i>
10.	Який об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 15 % і густиною 1,1 г/мл є необхідним для реакції з надлишком цинку, щоб одержаним воднем можна було відновити оксид Fe_3O_4 масою 11,6 г до заліза? <i>Відповідь: 118,8 мл.</i>
11.	При дії надлишку соляної кислоти на розчин натрій карбонату об'ємом 100 мл і густиною 1,1 г/мл виділився газ, що займає за нормальних умов об'єм 2,016 л. Визначте масову частку натрій карбонату у вихідному розчині. <i>Відповідь: 8,67 %.</i>
12.	Зола, яку використовують як калійне добриво, містить калій карбонат – поташ (масова частка 25 %). Визначте масову частку каїніту $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$, який може замінити як калійне добриво золу масою

	100 кг. <i>Відповідь: 90 кг.</i>
13.	<p>Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:</p> <p>а) $Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaCl \rightarrow Na$;</p> <p>б) $KOH \rightarrow KHSO_3 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow KCl \rightarrow K$.</p> <p>Рівняння реакцій, що відбуваються в розчинах, напишіть в йонній та скороченій йонній формах.</p>
14.	У сполуці калію з киснем масова частка металу становить 44,8 %. Визначте найпростішу формулу цієї сполуки. <i>Відповідь: KO_3.</i>
15.	Напишіть рівняння реакцій гідролізу солей KCN , K_2SiO_3 , Na_2HPO_4 в скороченій йонній, йонній та молекулярній формах.
16.	Напишіть електронні та графічні електронні формули атомів натрію, калію і рубідію.
17.	Які об'єми розчинів з масовою часткою натрій гідроксиду 32 % (густина 1,35 г/мл) і з масовою часткою фосфорної кислоти 46 % (густина 1,3 г/мл) будуть потрібні для добування натрій дигідрофосфату масою 24 г? <i>Відповідь: розчину лугу 18,5 мл; розчину кислоти 32,8 мл.</i>
18.	Під час електролізу водного розчину калій хлориду добули калій гідроксид масою 11,2 г. Яка маса води утворилася при спалюванні водню, що виділився? <i>Відповідь: 1,8 г.</i>
19.	Маємо суміш натрій карбонату та натрій гідрокарбонату. При прожарюванні зразка суміші масою 60 г виділилася вода масою 2,7 г. Визначте масову частку Na_2CO_3 і $NaHCO_3$ в суміші. <i>Відповідь: Na_2CO_3 – 58 %; $NaHCO_3$ – 42 %.</i>
20.	Який об'єм водню, виміряний за нормальних умов, виділиться під час дії на алюміній масою 32,4 г розчину об'ємом 200 мл з масовою часткою калій гідроксиду 30 % і густиною 1,29 г/мл? <i>Відповідь: 40,32 л.</i>
21.	<p>Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:</p> <p>$NaCl \rightarrow Na \rightarrow NaH \rightarrow NaOH \rightarrow NaHSO_3$.</p>
22.	Напишіть рівняння реакцій нейтралізації, у результаті яких утворяться такі солі: Na_2HPO_4 ; KNO_3 ; Na_3PO_4 ; NaH_2PO_4 ; $KHSO_4$.

23.	Скільки грамів KOH потрібно для перетворення 70 г H_2SO_4 на кислу сіль? <i>Відповідь: 40 г.</i>
24.	У 0,5 л розчину калій хлориду міститься 11,5 г цієї солі. Які йони і в яких молярних концентраціях містяться в розчині? <i>Відповідь: $[K^+] = [Cl^-] = 0,309$ моль/л.</i>
25.	Розчинність натрій гідрокарбонату за 20 °С складає 9,6 г на 100 г води. Яка масова частка цієї солі в розчині? <i>Відповідь: 0,088.</i>

2.2. Елементи групи ІІА

До головної підгрупи ІІ групи періодичної системи належать елементи: Берилій, Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій. Усі ці елементи, крім Берилію, мають яскраво виражені металічні властивості, поступаючись у цьому тільки лужним металам. Для Берилію характерно утворення сполук з ковалентними зв'язками, у той час як інші елементи ІІА групи утворюють сполуки здебільшого йонного характеру. Кальцій, Стронцій, Барій, Радій називають лужноземельними металами, оскільки їх гідроксиди мають лужні властивості, а їх оксиди за своєю тугоплавкістю схожі на оксиди важких металів, які раніше називали «землями».

Усі елементи, крім Радію, є легкими металами і мають відносно високу температуру плавлення і кипіння. У вільному стані це сріблясто-білі речовини, які твердіші за лужні метали. Блискучими на повітрі залишаються тільки Берилій та Магній, а інші подібно до лужних металів на повітрі швидко окиснюються й можуть витіснити водень з води за кімнатної температури. Берилій і Магній взаємодіють з водою дуже повільно, їх гідроксиди малорозчинні у воді. Берилій – амфотерний метал, Радій – радіоактивний метал.

Усі елементи ІІА групи зустрічаються в природі тільки у вигляді сполук. Магній та Кальцій належать до найважливіших біогенних елементів.

Магній та Кальцій

Mg; +2, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; $Ar (Mg) = 24,31$;

Ca; +2, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; $Ar (Ca) = 40,08$.

Вміст елементів цієї підгрупи в земній корі становить: *Mg* – 2,4 %, *Ca* – 2,96 %.

У вільному стані метали головної підгрупи II групи не зустрічаються. Під час випарювання морської води Магній осідає у вигляді гіркої солі $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, кізериту $MgSO_4 \cdot H_2O$, шеніту $K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$, каїніту $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$, бішофіту $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, карналіту $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Досить поширеними мінералами є магнезит $MgCO_3$, доломіт $MgCO_3 \cdot CaCO_3$, азбест $Mg_3Ca(SiO_3)_4$, полігаліт $K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 2CaSO_4 \cdot 2H_2O$.

Найважливішими з кальцієвих мінералів є вапняк, арагоніт, мармур, крейда, склад яких відповідає одній формулі $CaCO_3$, гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, апатит $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$, фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$, плавиківий шпат CaF_2 .

Магній і Кальцій – важливі елементи живої природи. Магній входить до складу хлорофілу (2 % *Mg*). Кальцій – необхідний елемент для підтримання процесів життєдіяльності людини і тварин. Йони Кальцію беруть участь в обміні речовин. Кальцій входить до складу сполук, з яких побудована тверда основа всіх живих організмів.

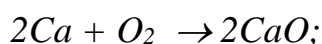
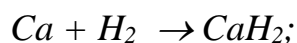
Магній і Кальцій окиснюються киснем повітря, перетворюючись на білі земляні порошки оксидів, які під час розчинення у воді дають луги (звідси назва – лужноземельні). Тому лужноземельні метали доцільно зберігати під шаром органічних інертних рідин.

Згідно з електронною будовою, метали головної підгрупи II групи в сполуках виявляють ступінь окиснення +2.

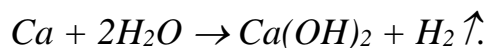
Хімічні властивості металів

Метали головної підгрупи II групи дуже активні, безпосередньо сполучаються з різними неметалами (киснем, сіркою, галогенами, вуглецем, силіцієм), а деякі – і з воднем.

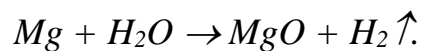
Взаємодія з неметалами:



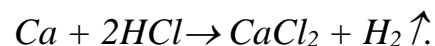
Взаємодія з водою:



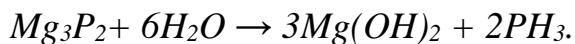
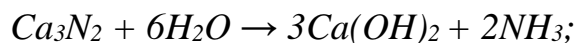
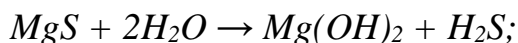
Магній не розчиняється у воді, але в процесі нагрівання доволі легко взаємодіє з водяною парою:



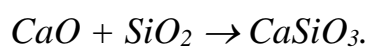
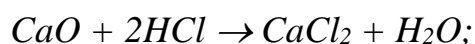
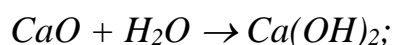
Взаємодія з кислотами:



Хімічні властивості сполук лужноземельних металів:

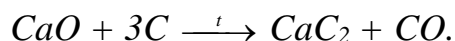


Кальцій оксид CaO – біла речовина, плавиться за температури близько $3000^\circ C$, виявляє основні властивості. Взаємодіє з водою, кислотами, кислотними оксидами:

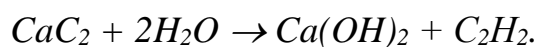


Процес взаємодії кальцій оксиду з водою називається гашенням. Гашене вапно в суміші з піском і водою використовують у будівництві.

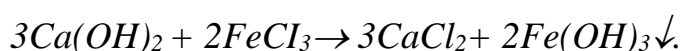
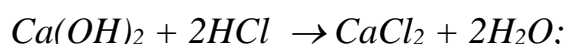
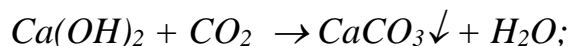
Кальцій оксид взаємодіє з вугіллям з утворенням кальцій карбїду:



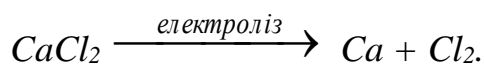
У разі взаємодії кальцій карбїду з водою виділяється ацетилен:



Кальцій гідроксид $Ca(OH)_2$ – тверда біла речовина, погано розчиняється у воді. На повітрі взаємодіє з вуглекислим газом. Кальцій гідроксид є лугом. Він легко взаємодіє з кислотами, кислотними оксидами і солями:



Одержання:



Магній оксид та кальцій оксид у промисловості одержують прожарюванням карбонатів:



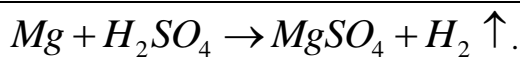
Метали головної підгрупи II групи мають широке практичне застосування.

Магній у великій кількості використовують у металургії для добування титану, урану, рідкісноземельних металів та як модифікатор чавуну, а також в органічному синтезі.

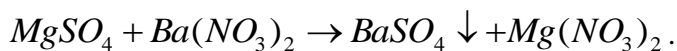
Кальцій застосовують у металотермії, зокрема у виробництві урану та торію, а також використовують для добування сплавів зі свинцем, з яких виготовляють підшипники.

Приклади розв'язування задач

1.	Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgO \rightarrow (CH_3COO)_2Mg.$ Розв'язування. Магній розчиняється в розведеній сульфатній кислоті:
----	--



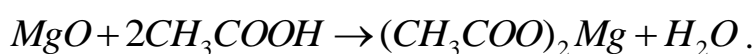
Сульфат магнію вступає в обмінну реакцію у водному розчині з барій нітратом:



Під час сильного прожарювання магній нітрат розкладається:

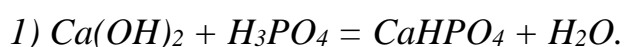


Магній оксид – типовий основний оксид. Він розчиняється в оцтовій кислоті:

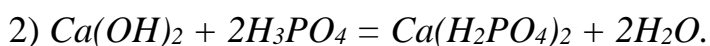


2. 1 моль кальцій гідроксиду додано в першому випадку до розчину, що містить 1 моль ортофосфатної кислоти, а в другому – до розчину, що містить 2 моль ортофосфатної кислоти. Який склад мають солі, що утворилися в першому і в другому випадках?

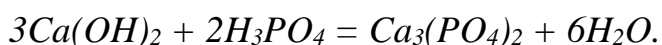
Розв'язування.



При співвідношенні кількості молей $Ca(OH)_2$ і H_3PO_4 1:1 в результаті реакції утвориться кальцій гідрогенортофосфат – кисла сіль.



При співвідношенні кількості молей $Ca(OH)_2$ і H_3PO_4 1:2 в результаті реакції утвориться кисла сіль кальцій дигідрогенортофосфат. А для утворення середньої солі необхідно на 1 моль $Ca(OH)_2$ необхідно тільки 2/3 моль H_3PO_4 :

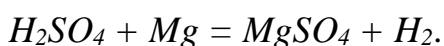


Відповідь: 1) $CaHPO_4$; 2) $Ca(H_2PO_4)_2$.

3. 10 г суміші, що складається з металічного магнію і магній оксиду, розчинили в сульфатній кислоті. Обчисліть склад суміші у відсотках, якщо відомо, що внаслідок реакції зі сульфатною кислотою виділилось 4,48 л водню.

Розв'язування.

Магній під час взаємодії з кислотою витискує водень:



	<p>Обчислюємо кількість магнію в суміші: $24:22,4 = x:4,48$ $x = (24 \cdot 4,48) / 22,4 = 4,8 \text{ г}$.</p> <p>Знаходимо відсотковий вміст металічного магнію в суміші: $10:4,8 = 100:y$, $y = 48 \%$.</p> <p>Відсотковий вміст магній оксиду буде: $100 \% - 48 \% = 52 \%$.</p> <p><i>Відповідь: 48 % Mg, 52 % MgO.</i></p>
4.	<p>Яка масова частка домішок у залізній руді, якщо під час виготовлення чавуну на кожну тисячу тонн руди витрачається вапняк масою 175 т, і при цьому утворюється шлак масою 328 т.</p> <p><i>Розв'язування.</i></p> <p>У шлак входять домішки і кальцій оксид, що утворюється з вапняку: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$; 100 т CaCO_3 – 56 т CaO; 175 т CaCO_3 – x т CaO; $x = 98 \text{ т}$.</p> <p>Маса домішок, які перейшли у шлак із руди: $328 - 98 = 230 \text{ т}$.</p> <p>Масова частка домішок у руді: $230/1000 = 0,23$ або 23 %. <i>Відповідь: 23 %.</i></p>

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	<p>Під дією води на гідрид металу масою 0,84 г виділився водень, об'єм якого за нормальних умов становить 896 мл. Визначте, гідрид якого елемента було взято, якщо відомо, що цей елемент виявляє ступінь окиснення +2.</p> <p><i>Відповідь: Кальцій.</i></p>
2.	<p>Під час взаємодії лужно-земельного металу масою 3,425 г з водою виділився водень об'ємом 560 мл (за нормальних умов). Визначте, який метал було взято для реакції.</p> <p><i>Відповідь: барій.</i></p>
3.	<p>Для нейтралізації розчину, добутого при взаємодії кальцій гідриду з водою,</p>

	<p>витратили розчин об'ємом 43,67 мл з масовою часткою хлороводню 29,2 % і густиною 1,145 г/мл. Який об'єм водню, виміряний за нормальних умов, виділився при розкладанні гідриду?</p> <p><i>Відповідь: 8,96 л.</i></p>
4.	<p>Напишіть рівняння реакцій, які необхідно провести для здійснення таких перетворень:</p> <p>а) $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca$;</p> <p>б) $MgCO_3 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(NO_3)_2$.</p> <p>Рівняння реакцій, які відбуваються в розчинах, напишіть в йонній та скороченій йонній формах.</p>
5.	<p>Використовуючи метод електронного балансу, доберіть коефіцієнти в схемах таких окисно-відновних реакцій:</p> <p>а) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$;</p> <p>б) $Ca + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + S + H_2O$;</p> <p>в) $V_2O_5 + Ca \rightarrow V + CaO$.</p> <p>Вкажіть окиснювач і відновник.</p>
6.	<p>Вапняк масою 1,5 кг з масовою часткою кальцій карбонату 90 % прожарили у печі. До твердого залишку додали надлишок води. Яку масу кальцій гідроксиду одержано? <i>Відповідь: 999 г.</i></p>
7.	<p>Визначте об'єм розчину з масовою часткою нітратної кислоти 25 % та густиною 1,15 г/мл, необхідний для розведення зразка доломіту $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ масою 46 г. <i>Відповідь: 219 мл.</i></p>
8.	<p>Тверда вода містить кальцій гідрокарбонат (масова частка 0,015 %) та магній гідрокарбонат (масова частка 0,005 %). Яку масу кальцій гідроксиду необхідно додати до води об'ємом 10 л, щоб усунути твердість? Прийняти, що густина води дорівнює 1 кг/л. <i>Відповідь: 1,19 г.</i></p>
9.	<p>Вода має некарбонатну твердість: містить кальцій сульфат (масова частка 0,02 %) та магній сульфат (0,01 %). Який об'єм розчину натрій карбонату з масовою часткою 15 % (густина 1,16 г/мл) треба додати до такої води об'ємом 100 л, щоб усунути постійну твердість? Прийняти, що густина води дорівнює 1 кг/л. <i>Відповідь: 140 мл.</i></p>
10.	<p>Який об'єм води необхідний для гашення вапна, одержаного із вапняку</p>

	масою 200 кг? Вода потрібна в трикратному надлишку. Масова частка кальцій карбонату у вапняку становить 90 %. Густина води становить 1 кг/л. <i>Відповідь: 97,2 л.</i>
11.	Яку масу кальцій хлориду гексагідрату $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ і яку масу води потрібно взяти для приготування розчину об'ємом 150 мл з масовою часткою кальцій хлориду 16 % і густиною 1,14 г/мл? <i>Відповідь: 54 г кальцій хлориду гексагідрату і 117 г води.</i>
12.	Масова частка кальцій карбонату у вапняку становить 90 %. Яка маса вапняку необхідна для добування кальцій гідроксиду (гашеного вапна) масою 20 кг? Напишіть рівняння реакцій, які треба здійснити. <i>Відповідь: 30 кг.</i>
13.	На суміш кальцій карбонату, кальцій фосфату та кальцій оксиду масою 20 г подіяли надлишком розчину нітратної кислоти. При цьому виділився газ об'ємом 560 мл (за нормальних умов), і залишилась тверда речовина масою 6,2 г. Визначте масові частки речовин у вихідній суміші. <i>Відповідь: масова частка кальцій карбонату 12,5 %, кальцій фосфату 31 %, кальцій оксиду 56,5 %.</i>
14.	Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення: $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)Cl}.$
15.	Ортофосфатна кислота утворює три види солей: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, CaHPO_4 . Назвіть їх за міжнародною номенклатурою.
16.	Охарактеризуйте зміну кислотно-основних властивостей оксидів: $\text{BeO} - \text{MgO} - \text{CaO} - \text{SrO} - \text{BaO}.$
17.	Укажіть, який із s-елементів II групи має амфотерні властивості? Підтвердіть його амфотерність відповідними рівняннями реакцій, які відбуваються з утворенням аква- та гідроксокомплексів з координаційним числом 4.
18.	За допомогою відповідних рівнянь реакцій зробіть перетворення: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2.$
19.	Магній утворює із сурмою інтерметалічну сполуку, в якій масова частка

	Стибію становить 78 %. Яка маса цієї сполуки утвориться під час сплавлення магнію масою 21,6 г і сурми масою 89,6 г? <i>Відповідь: 98,4 г.</i>
20.	У зразку суперфосфату масова частка фосфор(V) оксиду становить 20 %. Обчисліть масову частку $Ca(H_2PO_4)_2$ в добриві. <i>Відповідь: 33 %.</i>
21.	Обчисліть, яку масу кальцієвої селітри, що використовують як добриво, можна добути з кальцій гідроксиду масою 148 г, у якого масова частка сторонніх домішок становить 8 %. <i>Відповідь: 301,8 г.</i>
22.	Суміш магнію та магній оксиду масою 10 г обробили розчином хлоридної кислоти, взятої в надлишку. Об'єм газу, який при цьому виділився, становив 2,8 л. Визначте масові частки компонентів суміші. <i>Відповідь: 30 % магнію; 70 % магній оксиду.</i>
23.	Є суміш кальцію, кальцій оксиду і кальцій карбїду з молярним співвідношенням 1:3:4. Який об'єм води може прореагувати з такою сумішшю масою 35 г? <i>Відповідь: 17,6 мл.</i>
24.	Яку кількість речовини кальцій гідроксиду необхідно додати до 162 г розчину з масовою часткою кальцій гідрокарбонату 5 % для добування середньої солі? <i>Відповідь: 0,05 моль.</i>
25.	Для розчинення 1,056 г твердої суміші CaO і $CaCO_3$ з утворенням хлориду потрібно 10 мл 2,2М розчину хлоридної кислоти (густина 1,1 г/мл). Розрахуйте масові частки компонентів у вихідній суміші. <i>Відповідь: 5,3 % CaO; 94,6 % $CaCO_3$.</i>

2.3. Елементи групи ІІІА

До головної підгрупи ІІІ групи періодичної системи входять елементи: Бор, Алюміній, Галій, Індій, Талій. Вони належать до р-елементів і мають на зовнішньому енергетичному рівні три валентних електрони. Елементи ІІІА групи виявляють менш виражені металічні властивості, ніж елементи ІІА та ІА груп.

Елемент Бор виявляє неметалічні властивості. Алюміній має амфотерні властивості. В інших елементів підгрупи зі збільшенням атомного радіуса металічні властивості посилюються.

Алюміній, Галій, Індій, Талій та їх сполуки широко застосовують у приладобудуванні та електроніці. Талій та його сполуки токсичні.

Алюміній

Al ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; (+3); $Ar(Al)=26,98$.

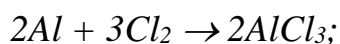
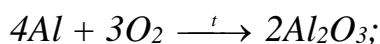
Вміст Алюмінію в земній корі становить 8 %. За поширенням Алюміній займає четверте місце (після O , H і Si). Алюміній входить до складу алюмосилікатів, з яких утворена земна кора. Він зустрічається у вигляді частково гідратованого оксиду $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ (боксит), а найбільша його кількість входить до складу алюмосилікатів: $KAlSi_3O_8$ – польовий шпат, $KAl_3H_8(SiO_4)_3$ – мусковіт (слюда), $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ – каолін.

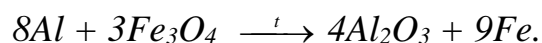
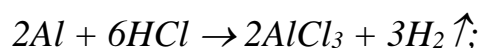
Зустрічається і чистий Al_2O_3 – мінерал корунд. Коштовні камені – рубін, сапфір – це кристали корунду, забарвлені домішками оксиду хрому (рубін) та оксидами титану і феруму (сапфір).

Алюміній – сріблясто-білий метал, має високу електропровідність і теплопровідність, пластичний. Це хімічно активний метал. За кімнатної температури він реагує з хлором, бромом, а під час нагрівання – з фтором, йодом, сіркою, азотом, вугіллям, утворюючи відповідні бінарні сполуки. З воднем алюміній не реагує. Після видалення оксидної плівки алюміній інтенсивно окиснюється, утворюючи оксид Al_2O_3 і реагує з водою, витискуючи з неї водень. Алюміній – амфотерний метал, він реагує з розчинами кислот і лугів.

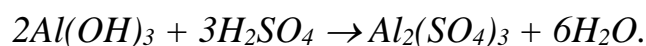
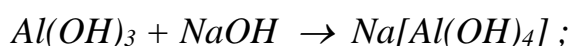
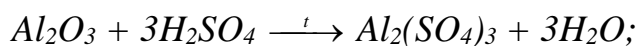
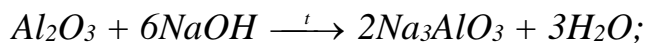
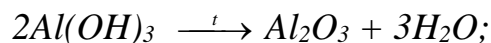
Хімічні властивості

1. Реакції з неметалами:





2. Оксид та гідроксид алюмінію – амфотерні сполуки:



Одержання

Алюміній одержують електролізом розплавів солей:



Велику кількість алюмінію добувають електролізом розплавленої суміші Al_2O_3 з криолітом Na_3AlF_6 . Використання криоліту дає змогу знизити температуру електролізу.

Алюміній використовують в електротехніці завдяки невеликій парамагнітності, високій електро- і теплопровідності. Це дуже легкий метал, тому його застосовують у конструкціях, власна маса яких має вирішальне значення (ракети, літаки), для виготовлення побутових речей, тари.

Застосовують як чистий алюміній, так і його сплави – дюраль, силумін, алюмінієву бронзу.

Дюраль – основний матеріал у літакобудуванні. Велику кількість алюмінію використовують для виготовлення проводів. Із порошкоподібного алюмінію використовують сріблясту фарбу.

Алюміній використовують у промисловості для одержання багатьох металів із їхніх оксидів (алюмінотермія). Він другий (після заліза) метал за масштабом застосування в новітній техніці.

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Скільки хрому можна одержати алюмотермічним способом з хром(III) оксиду масою 1 т, якщо надлишок оксиду складає 12 %. Яка маса алюмінію буде для цього потрібна?</p> <p style="text-align: center;"><i>Розв'язування.</i></p> <p>Реакція одержання хрому відбувається за рівнянням</p> $Cr_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Cr.$ <p>Якщо надлишок 12 % маси взятого оксиду, то в реакції взаємодіє лише 88 % оксиду, тобто 880 кг.</p> <p>Вихід хрому визначають із пропорції:</p> $152 \text{ кг } Cr_2O_3 - 104 \text{ кг } Cr$ $880 \text{ кг } Cr_2O_3 - x \text{ кг } Cr$ $x = (104 \cdot 880) / 152 = 602 \text{ кг.}$ <p>Потрібна маса алюмінію:</p> $27 \text{ кг } Al - 52 \text{ кг } Cr$ $x \text{ кг } Al - 602 \text{ кг } Cr$ $x = 312,6 \text{ кг.}$ <p>Відповідь: 602 кг Cr ; 312,6 кг Al.</p>
2.	<p>Напишіть рівняння реакції між розчином алюміній-калій дисульфату (калієво-алюмінієвого галуноу) і розчином калій гідроксиду.</p> <p style="text-align: center;"><i>Розв'язування.</i></p> <p>Згадаємо природу і властивості цих речовин. Перша сполука – подвійна сіль, кристалогідрат; друга – розчинна основа (їдкий луг). Їх формули відповідно мають вигляд: $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ і KOH, відповідно. У розчині перша сполука поводитиметься як подвійна сіль, а друга – як сильна основа.</p> <p>Як взаємодіють солі більшості металів з лугами? Утворюють нерозчинні основи.</p> <p>Чи розчиняється алюміній гідроксид у воді? Не розчиняється.</p> <p>Таким чином, робимо висновок: розчинна сіль алюмінію з лугом утворює гідроксид. Калій і кислотний залишок SO_4^{2-} залишаються в розчині, але в молекулярному рівнянні позначаємо калій сульфат. Кристалізаційну воду у</p>

	<p>формулі розчиненої речовини не пишемо. Молекулярне рівняння має вигляд:</p> $KAl(SO_4)_2 + 3KOH = Al(OH)_3 + 2K_2SO_4.$ <p>Але за певних умов продукти реакції можуть бути й інші. Так, якщо взяти надлишок калій гідроксиду, то замість алюміній гідроксиду утворюватиметься калій алюмінат $KAlO_2$. Тоді рівняння буде таким:</p> $KAl(SO_4)_2 + 4KOH = KAlO_2 + 2K_2SO_4 + 2H_2O.$ <p>Калій алюмінат – це сіль, розчинена у воді сполука, електроліт. Рівняння в йонному вигляді:</p> $Al^{3+} + 4OH^- = AlO_2^- + 2H_2O.$
3.	<p>В одній пробірці міститься розчин магній хлориду, в іншій – розчин алюміній хлориду. За допомогою якого одного реактиву можна встановити, в яких пробірках міститься кожна із солей?</p> <p><i>Розв'язування.</i></p> <p>Алюміній відрізняється від Магнію тим, що його гідроксид $Al(OH)_3$ амфотерний і розчиняється в лугах, тому під час додавання надлишку розчину лугу до розчину $AlCl_3$ утворюється прозорий розчин:</p> $AlCl_3 + 4KOH = K[Al(OH)_4] + 3KCl.$ <p>Магній гідроксид в лугах не розчиняється, тому в результаті додавання розчину лугу до розчину магній хлориду випадає осад:</p> $MgCl_2 + 2KOH = Mg(OH)_2 \downarrow + 2KCl.$
4.	<p>До 25 г розчину з масовою часткою алюміній хлориду 8 % додали 25 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 8 %. Осад, що утворився, відфільтрували і прожарили. Визначте склад і масу твердого залишку.</p> <p><i>Розв'язування.</i></p> <p>Унаслідок дії лугів на розчини солей алюмінію утворюється осад алюміній гідроксиду:</p> $AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3 + 3NaCl.$ <p>Зробимо розрахунок за цим рівнянням. Кількість речовини</p> $n(AlCl_3) = 25 \cdot 0,08 / 133,5 = 0,015, \quad n(NaOH) = 25 \cdot 0,08 / 40 = 0,05.$ <p>$AlCl_3$ є в нестачі. У результаті даної реакції витрачається $0,015 \cdot 3 = 0,045$ моль $NaOH$ і утворюється $0,015$ моль $Al(OH)_3$. Надлишок $NaOH$ кількістю $0,05 - 0,045 = 0,005$ моль розчиняє $0,005$ моль $Al(OH)_3$ за рівнянням:</p>



Таким чином, в осаді залишається $0,015 - 0,005 = 0,01$ моль $Al(OH)_3$. Під час прожарювання цього осаду в результаті реакції

$2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$ утворюється $0,01 : 2 = 0,005$ моль Al_2O_3 масою $0,005 \cdot 102 = 0,51$ г.

Відповідь: 0,51 г Al_2O_3 .

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	Барій одержують алюмінотермічним відновленням барій оксиду. Яка маса барію буде одержана під час взаємодії оксидного концентрату масою 600 г (масова частка BaO 91,8 %) з технічним алюмінієм масою 100 г (масова частка алюмінію 98,55 %)? <i>Відповідь: 493,2 г.</i>
2.	Визначте масу технічного алюмінію (масова частка алюмінію 98,45 %), потрібну для алюмінотермічного одержання ванадію масою 15,3 кг з ванадій(V) оксиду. <i>Відповідь: 13,7 кг.</i>
3.	Сировина для алюмінотермічного одержання хрому, крім хром(III) оксиду, містить різні домішки, масова частка яких становить 20 %. До такої сировини масою 38 г додали технічний алюміній масою 10 г, після чого відбулася реакція відновлення. Яка маса хрому утворилася, якщо масова частка алюмінію в технічному металі становить 97,2 %, а вихід хрому – 75 %? <i>Відповідь: 14,04 г.</i>
4.	Який мінімальний об'єм розчину з масовою часткою калій гідроксиду 22 % і густиною 1,2 г/мл потрібен для розчинення суміші масою 200 г, що складається з алюмінію (масова частка 21,6 %), алюміній оксиду (10,4 %) і алюміній гідроксиду (68 %)? <i>Відповідь: 1,754 л.</i>
5.	Алюміній одержують електролізом алюміній оксиду. Кисень, що виділяється на аноді, окиснює графітовий анод, утворюючи карбон(IV) оксид. Яка маса алюмінію була одержана, якщо внаслідок реакцій на аноді зібрали газ об'ємом (за нормальних умов) 67,2 л? <i>Відповідь: 108 г.</i>

6.	<p>Маємо суміш ошурків алюмінію, цинку і міді. Маса твердого залишку після обробки зразка цієї суміші масою 8 г надлишком концентрованої нітратної кислоти становила 1,52 г. Зразок цієї суміші масою 3 г внесли в надлишок концентрованого розчину луку, маса нерозчинного залишку становила 0,6 г. Визначте масові частки металів у суміші.</p> <p><i>Відповідь: 19 % Al; 61 % Zn; 20 % Cu.</i></p>
7.	<p>У воді розчинили калієво-алюмінієвий галун $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ масою 23,7 г, додали розчин об'ємом 24,6 мл з масовою часткою натрій гідроксиду 20 % і густиною 1,22 г/мл. Яка сполука алюмінію утвориться? Визначте її масу.</p> <p><i>Відповідь: $Al(OH)_3$ масою 3,9 г.</i></p>
8.	<p>До розчину, що містить алюміній хлорид масою 32 г, додали розчин, що містить калій сульфід масою 33 г. Який осад утвориться? Визначте масу осаду.</p> <p><i>Відповідь: $Al(OH)_3$ масою 15,6 г.</i></p>
9.	<p>Напишіть рівняння хімічних реакцій, що відповідають такій схемі:</p> <p>$Al^0 \rightarrow Al^{3+} \rightarrow AlO_2^- \rightarrow Al^{3+} \rightarrow Al^0$</p>
10.	<p>Як можна одержати з алюміній нітрату калій алюмінат? Напишіть рівняння реакцій у молекулярному та в йонному вигляді.</p>
11.	<p>1,38 г суміші алюмінію і алюміній оксиду розчинили в розведений сульфатній кислоті, одержавши 5,7 г безводного сульфату. Визначте склад вихідної суміші.</p> <p><i>Відповідь: 0,36 г і 1,02 г.</i></p>
12.	<p>До водного розчину, який містить 2,42 г суміші алюміній сульфату та натрій сульфату, додали надлишок розчину барій хлориду. Маса утвореного осаду дорівнювала 4,66 г. Визначте масу алюміній сульфату і масу натрій сульфату в розчині.</p> <p><i>Відповідь: 1,725 г і 0,695 г.</i></p>
13.	<p>Розрахуйте об'єм газу (за нормальних умов), що виділиться в результаті взаємодії алюмінію масою 2,7 г з розчином калій гідроксиду масою 50 г, в якому масова частка розчиненої речовини 40 %.</p> <p><i>Відповідь: 3,36 л H_2.</i></p>
14.	<p>Розрахуйте масову частку Бору в бурі $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$.</p> <p><i>Відповідь: 0,115.</i></p>
15.	<p>У результаті реакції алюмінотермії з ферум(II, III) оксидом утворилось залізо кількістю речовини 1 моль. Яка маса алюміній оксиду, що утворився в результаті цієї реакції?</p> <p><i>Відповідь: 45,3 г Al_2O_3.</i></p>

16.	Суміш з порошку алюмінію і натрій карбонату (маса суміші 35 г) сплавляють у відкритому тиглі в атмосфері кисню. Визначте масові частки речовин у суміші, що утворилась, якщо її маса після сплавлення стала дорівнювати 37,9 г. <i>Відповідь: 11,7 % Al_2O_3; 88,3 % $NaAlO_2$.</i>
17.	До 50 г розчину з масовою часткою алюміній броміду 4 % додали 50 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 4 %. Визначте масові частки речовин у розчині, що утворився. <i>Відповідь: 2,3 % $NaBr$; 0,8 % $NaOH$; 0,9 % $Na[Al(OH)_4]$.</i>
18.	Яку мінімальну масу розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 50 % необхідно додати до алюміній сульфату масою 6,84 г, щоб осад, який утворився спочатку, повністю розчинився? <i>Відповідь: 11,2 г.</i>
19.	Масова частка алюмінію в його сплаві з міддю становить 70 %. Яку масу сплаву обробили концентрованим розчином калій гідроксиду, якщо в результаті цього виділився 61 мл водню (за нормальних умов)? <i>Відповідь: 0,07 г.</i>
20.	Змішали 400 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 20 % і 225,5 г розчину з масовою часткою алюміній хлориду 30 %. Розрахуйте масові частки речовин у добутому розчині. <i>Відповідь: 14,1 % $NaCl$; 9,5 % $Na[Al(OH)_4]$.</i>
21.	Яку масу ортоборатної кислоти і який об'єм 23%-вого розчину соди (густина 1,25 г/мл) необхідно затратити для добування 1 кг бури? <i>Відповідь: 649 г H_3BO_3; 0,965 л розчину Na_2CO_3.</i>
22.	Який об'єм 3,5M розчину необхідний для повного розчинення 32 г суміші берилій гідроксиду та алюміній гідроксиду, якщо масова частка Оксигену в суміші гідроксидів становить 65 %? <i>Відповідь: 200 мл.</i>
23.	Обчисліть максимальну масу барій гідроксиду, яка прореагує зі 150 г 5 % розчину алюміній сульфату. <i>Відповідь: 15 г.</i>
24.	До 50 мл 0,2M розчину алюміній нітрату (густина 1,03 г/мл) додали 6,84 г барій гідроксиду. Обчисліть масу розчину після закінчення реакції.

	<i>Відповідь: 58,34 г.</i>
25.	Суміш кальцію і алюмінію масою 18,8 г прожарили без доступу повітря з надлишком порошку графіту. Продукт реакції обробили розведеною хлоридною кислотою, у результаті виділилось 11,2 л газу (за нормальних умов). Визначте масові частки металів у суміші. <i>Відповідь: 42,6 % Ca; 57,4 % Al.</i>

2.4. Елементи групи IVA

До головної підгрупи IV групи періодичної системи входять п'ять елементів: Карбон, Силіцій, Германій, Станум і Плюмбум. З переходом від Карбону до Плюмбуму здатність до приєднання електронів, а відповідно і неметалічні властивості послаблюються, здатність до відщеплення електронів зростає. Це пов'язано зі збільшенням атомного радіуса.

Карбон і Силіцій виявляють типові неметалічні властивості, Германій – металічні й неметалічні властивості, а у Стануму і Плюмбуму металічні властивості переважають над неметалічними, тобто це амфотерні метали.

Карбон і Силіцій входять до складу тканин організму людини. Карбон є основою важливих для організму сполук – білків, вуглеводів, ліпідів, нуклеїнових кислот.

Карбон

$C; 1s^2 2s^2 2p^2; (+2; +4); Ar(C) = 12,011.$

Карбон у природі перебуває як у вільному стані, так і у вигляді різних сполук. Уміст Карбону в земній корі становить 0,14 %. У вільному стані Карбон існує у вигляді графіту і алмазу. Основна маса Карбону входить до складу карбонатів ($CaCO_3, MgCO_3$), нафти, кам'яного та бурого вугілля, сланців, природного газу. Карбон є складовою частиною тканини всіх живих організмів.

Алотронія Карбону

Алмаз – атомна решітка	Графіт – молекулярна решітка	Карбін – полімер –C ≡ C – C ≡ C –
------------------------	------------------------------	--------------------------------------

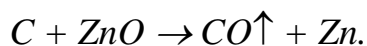
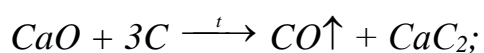
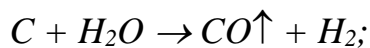
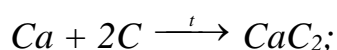
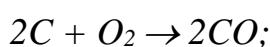
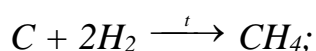
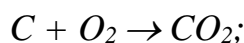
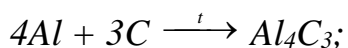
Найбільш поширеним є графіт – м'яка темно-сіра кристалічна речовина зі слабким металічним блиском і густиною $2,22 \text{ г/см}^3$. Графіт електропровідний, його температура плавлення сягає $3800 \text{ }^\circ\text{C}$. Завдяки високій температурі плавлення, стійкості протидії різних реагентів та електропровідності зі суміші графіту з глиною виготовляють електроди.

Алмаз – безбарвна прозора речовина, яка здатна значно заломлювати світлові промені, його густина вища, ніж густина графіту, і дорівнює $3,51 \text{ г/см}^3$. Алмаз дуже твердий, у 10 разів твердіший за графіт. Він не проводить електричного струму. Завдяки високій твердості, алмаз застосовують для різання, обробки і шліфування твердих матеріалів; він дуже стійкий проти дії хімічних реагентів, не окиснюється, навіть такими сильними окисниками, як HClO_3 і HClO_4 . Суттєва відмінність властивостей алмазу і графіту зумовлена різною кристалічною структурою цих речовин.

Штучно можна добути аморфний вуглець, але він не є індивідуальною модифікацією. Аморфний вуглець (вугілля) утворюється внаслідок нагрівання сполук Карбону без доступу повітря і має приховану кристалічну будову графіту. Залежно від природи вихідних речовин бувають такі види вугілля: деревне, кісткове, кокс, сажа. Сажа – найчистіший аморфний вуглець.

Хімічні властивості Карбону

У реакціях Карбон може виступати і як окисник, і як відновник:



Оксиди Карбону

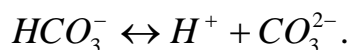
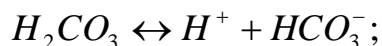
$2C + O_2 \rightarrow 2CO$ (чадний газ)	$C + O_2 \rightarrow CO_2$ (вуглекислий газ)
<i>Хімічні властивості оксидів</i>	
$2CO + O_2 \xrightarrow{t} 2CO_2;$ $CO + CaO \xrightarrow{t} Ca + CO_2;$	$CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3;$ $CO_2 + CaO \leftrightarrow CaCO_3;$ $Ca(OH)_2 + CO_2 \leftrightarrow CaCO_3 + H_2O;$ $6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2.$

Карбонатна кислота

H_2CO_3 – слабка, нестійка кислота. Карбонатна кислота може існувати тільки в розведених розчинах. Із нагріванням частково розкладається, а за кип'ятіння розкладається повністю:

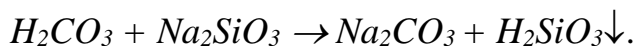
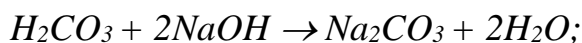
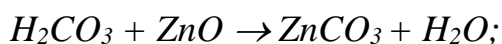
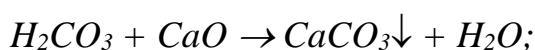


Дисоціація:

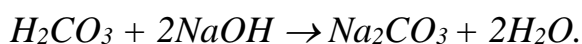
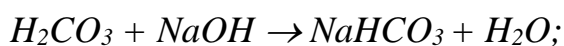


Хімічні властивості карбонатної кислоти

Карбонатна кислота взаємодіє з основними та амфотерними оксидами, лугами, солями:



Карбонатна кислота є двохосновною і в разі взаємодії з лугами утворює кислі та середні солі, які називаються гідрокарбонатами і карбонатами, відповідно:



Карбонати та гідрокарбонати мають велике значення в хімічному синтезі, господарстві, побуті.

Одержання

У природі зустрічаються поклади графіту. Нині налагоджено виробництво графіту з коксу: через масу зернистого коксу, змішаного зі смолою і піском, пропускають змінний струм великої сили. В такій електричній дузі через 24–36 год вугілля перетворюється на графіт.

Сажу одержують термічним розкладом вуглеводнів:



Алмази використовують для протягування тонкого дроту, різання скла, виготовлення спеціальних шліфувальних порошоків. Ограновані прозорі кристали алмазів називаються діамантами.

Графіт широко використовують в електротехніці для виготовлення електродів, спеціальних термостійких мастил, олівців. Сажу використовують як наповнювач під час вулканізації каучуку та для виготовлення фарб і туші.

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Визначте, який об'єм CO_2 (за нормальних умов) можна добути із 1,5 т вапняку, в якому масова частка $CaCO_3$ становить 90 %.</p> <p><i>Розв'язування.</i> У 1,5 т вапняку міститься $1,5 \cdot 0,9 = 1,35 \cdot 10^3$ кг $CaCO_3$, що складає $1,35 \cdot 10^3 / 100 = 13,5$ кмоль. Під час прожарювання вапняку або дії на нього хлоридної кислоти:</p> $CaCO_3 \xrightarrow{t^{\circ}C} CaO + CO_2 \uparrow;$ $CaCO_3 + 2HCl \xrightarrow{t^{\circ}C} CaCl_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$ <p>можна добути також 1,35 кмоль CO_2 об'ємом $1,35 \cdot 22,4 = 302,4$ м³.</p>
2.	<p>При обпалюванні 100 г вапняку вийшло 40 г карбон(IV) оксиду. Вважаючи, що весь кальцій карбонат розклався, знайдіть його вміст (у відсотках) у</p>

	<p>цьому зразку вапняку.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Рівняння реакції розкладу кальцій карбонату:</p> $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^{\circ}\text{C}} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>Визначимо масу кальцій карбонату, яка потрібна для одержання 40 г CO_2:</p> $m(\text{CaCO}_3)/M(\text{CaCO}_3) = m(\text{CO}_2)/M(\text{CO}_2);$ $m(\text{CaCO}_3) = (m(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CaCO}_3))/M(\text{CO}_2) = (40 \cdot 100)/44 = 90,9 \text{ г.}$ <p>Визначимо масову частку CaCO_3 (у відсотках) у зразку вапняку:</p> $w(\text{CaCO}_3) = (m(\text{CaCO}_3)/m(\text{вапняку})) \cdot 100 \% = 90,9 \%. $ <p><i>Відповідь:</i> 90,9 % CaCO_3.</p>
3.	<p>Під час сплавлення натрій гідроксиду і силіцій(IV) оксиду виділилось 4,5 л водяної пари (виміряно за температури 100 °C і тиску 101 кПа). Яка кількість речовини натрій силікату утворилася в результаті реакції?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Під час сплавлення відбувається реакція:</p> $2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $T = 273 + 100 = 373 \text{ K.}$ <p>Кількість речовини води, яка виділилася, дорівнює:</p> $v(\text{H}_2\text{O}) = PV/RT = 101 \cdot 4,5 / (8,31 \cdot 373) = 0,147 \text{ моль.}$ <p>Кількість Na_2SiO_3, що утворився, також дорівнює 0,147 моль. <i>Відповідь:</i> 0,147 моль Na_2SiO_3.</p>
4.	<p>У результаті взаємодії складної речовини А з надлишком магнію в процесі нагрівання утворюються дві речовини, одна з яких – В – під дією хлоридної кислоти виділяє отруйний газ С. Під час спалювання газу С утворюються вихідна речовина А і вода. Назвіть речовини А, В і С. Напишіть рівняння названих хімічних реакцій.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Речовина А – силіцій оксид SiO_2. У результаті взаємодії SiO_2 з магнієм спочатку утворюється кремній, який реагує з надлишком магнію і утворює магній силіцид Mg_2Si (речовина В):</p> $\text{SiO}_2 + 4\text{Mg} = \text{Mg}_2\text{Si} + 2\text{MgO.}$ <p>Магній силіцид легко гідролізується з утворенням отруйного газу силану SiH_4 (речовина С):</p> $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl} = \text{SiH}_4 \uparrow + 2\text{MgCl}_2.$ <p>Під час згоряння силану утворюються вихідна речовина SiO_2 і вода:</p> $\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O.}$

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	<p>За допомогою яких реакцій можуть відбуватися такі перетворення: $C \rightarrow CO_2 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3$?</p> <p>Напишіть рівняння відповідних реакцій.</p>
2.	<p>Запишіть за допомогою хімічних рівнянь такі перетворення:</p> <p>а) $CO_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3$;</p> <p>б) $SiO_2 \rightarrow Si \rightarrow Mg_2Si \rightarrow SiH_4$;</p> <p>в) $SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3$.</p>
3.	<p>При повному розкладанні водою кальцій карбїду масою 2 кг виділився ацетилен об'ємом 560 л (за нормальних умов). Обчисліть масову частку CaC_2 у вихідному зразку кальцій карбїду.</p> <p><i>Відповідь: 80 %.</i></p>
4.	<p>Масова частка води у кристалогідраті $Na_2CO_3 \cdot xH_2O$ становить 62,94 %.</p> <p>Визначте x.</p> <p><i>Відповідь: 10.</i></p>
5.	<p>Як відновник при добуванні силіцію часто застосовують кокс. Рівняння процесу:</p> $SiO_2 + 2C \rightarrow Si + 2CO.$ <p>Яку масу силіцій(IV) оксиду можна відновити за допомогою коксу масою 40 кг, якщо масова частка карбону в коксі становить 90 %?</p> <p><i>Відповідь: 90 кг.</i></p>
6.	<p>У промисловості кальцій карбїд добувають за схемою:</p> $CaO + C \rightarrow CaC_2 + CO.$ <p>Обчисліть, скільки було потрібно кальцій оксиду для добування кальцій карбїду масою 3,2 т. Який об'єм карбон(II) оксиду, виміряний за нормальних умов, виділився при цьому?</p> <p><i>Відповідь: CaO – 2,8 т; CO – 1120 м³.</i></p>

7.	Обчисліть, який об'єм карбон(IV) оксиду, виміряний за нормальних умов, можна добути з 2 т вапняку, у якому масова частка CaCO_3 становить 95 %. <i>Відповідь: 425,6 м³.</i>
8.	Склад мінералу азбесту можна зобразити формулою $3\text{MgSiO}_3 \cdot \text{CaSiO}_3$. Визначте масову частку карбон(IV) оксиду в азбесті. <i>Відповідь: 57,68 %.</i>
9.	Масові частки елементів у мінералі смарагді дорівнюють: 5,06 % <i>Be</i> , 10,05 % <i>Al</i> ; 31,49 % <i>Si</i> і 53,40 % <i>O</i> . Визначте формулу мінералу і напишіть її у вигляді сполук оксидів металів. <i>Відповідь: 3BeO · Al₂O₃ · 6SiO₂.</i>
10.	Яка маса вапняку з масовою часткою кальцій карбонату 80 % необхідна, щоб добути карбон(IV) оксид об'ємом 112 л (за нормальних умов)? <i>Відповідь: 625 г.</i>
11.	При дії надлишку хлоридної кислоти на кальцій карбонат масою 25 г добули карбон(IV) оксид масою 10 г. Обчисліть вихід продукту. <i>Відповідь: 90,9 %.</i>
12.	Обчисліть масу натрій карбонату, який утворюється при пропусканні карбон(IV) оксиду масою 0,88 г крізь розчин масою 10 г з масовою часткою натрій гідроксиду 20 %. <i>Відповідь: 2,12 г.</i>
13.	Під час пропускання повітря об'ємом 2 м ³ (за нормальних умов) крізь розчин кальцій гідроксиду утворився кальцій карбонат масою 3 г. Визначте об'ємну частку карбон(IV) оксиду в повітрі. <i>Відповідь. 0,0336 %.</i>
14.	При спалюванні суміші газів CO та CO_2 , об'ємом 48 мл у надлишку кисню об'єм суміші зменшився на 6 мл. Обчисліть масову частку карбон(II) оксиду у вихідній суміші. Всі об'єми приведені за нормальних умов. <i>Відповідь: 17,4 %.</i>
15.	Яка сіль утвориться при пропусканні всього карбон(IV) оксиду, що утворився при спалюванні метану об'ємом 2,24 л (за нормальних умов),

	крізь розчин об'ємом 19,1 мл з масовою часткою натрій гідроксиду 32 % і густиною 1,35 г/мл? Визначте масову частку солі в добутому розчині. <i>Відповідь: Na_2CO_3; 35 %.</i>
16.	Яка маса поташу з масовою часткою K_2CO_3 80 %, крейди з масовою часткою $CaCO_3$ 90 % і піску з масовою часткою SiO_2 95 % необхідна для одержання скла складу $K_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$ масою 300 кг? <i>Відповідь: 101,5 кг поташу; 65,4 кг крейди; 222,9 кг піску.</i>
17.	Обчисліть масу карбон(IV) оксиду, який можна добути при взаємодії кальцій карбонату масою 7 г з розчином соляної кислоти масою 30 г, у якому масова частка HCl дорівнює 20 %. <i>Відповідь: 3,08 г.</i>
18.	При пропусканні карбон(IV) оксиду крізь розчин масою 200 г з масовою часткою кальцій гідроксиду 0,148 % спочатку випав осад, а потім він почав розчинятися. Який мінімальний об'єм CO_2 , виміряний за нормальних умов, потрібно пропустити крізь розчин для утворення і повного розчинення осаду? Яка маса твердої речовини випаде в осад при кип'ятінні добутого розчину? <i>Відповідь: CO_2 об'ємом 179,2 мл; осад масою 0,4 г.</i>
19.	Суміш кремнію і вугілля масою 20 г обробили надлишком концентрованого розчину лугу. Внаслідок реакції виділився водень об'ємом 13,44 л (за нормальних умов). Визначте масову частку кремнію у вихідній суміші. <i>Відповідь: 42%.</i>
20.	При нагріванні суміші кальцій оксиду масою 19,6 г з коксом масою 20 г добули кальцій карбід масою 16 г. Визначте вихід кальцій карбіду, якщо масова частка карбону в коксі складає 90 %. <i>Відповідь: 71,4 %.</i>
21.	При прожарюванні вапняку масою 54 г втрата маси становить 22 г. Обчисліть масову частку кальцій карбонату у вапняку. <i>Відповідь: 92,6 %.</i>
22.	При сплавленні природного вапняку масою 150 г зі силіцій(IV) оксидом утворився кальцій силікат масою 145 г. Визначте масову частку кальцій карбонату в природному вапняку. <i>Відповідь: 83,3 %.</i>

23.	Газ, який добули дією надлишку розчину хлоридної кислоти на кальцій карбонат масою 40 г, поглинули розчином натрій гідроксиду. В результаті утворився натрій карбонат. Обчисліть об'єм розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 20 % і густиною 1,22 г/мл, який витратили для поглинання газу, що утворився. <i>Відповідь: 131,15 мл.</i>
24.	Суміш солей натрій карбонату, натрій нітрату та натрій сульфату масою 41,8 г обробили під час нагрівання сульфатною кислотою масою 98 г з масовою часткою H_2SO_4 10 %. При цьому виділився газ об'ємом 2,24 л (за нормальних умов). При подальшому додаванні до добутого розчину барій хлориду випав осад масою 46,6 г. Визначте маси солей у вихідній суміші. <i>Відповідь: 10,6 г Na_2CO_3; 17 г $NaNO_3$; 14,2 г Na_2SO_4.</i>
25.	Суміш карбон(IV) оксиду і азоту займає за нормальних умов об'єм 4,032 л. Масові частки газів у ній однакові. Яка сіль утворюється під час пропускання цієї суміші об'ємом 2 л через розчин масою 20 г з масовою часткою натрій гідроксиду 28 % ? <i>Відповідь: Na_2CO_3.</i>

2.5. Елементи групи VA

До головної підгрупи V групи періодичної системи належать елементи: Нітроген, Фосфор, Арсен, Стий, Бісмут. Ці елементи мають на зовнішньому енергетичному рівні 5 валентних електронів і характеризуються загалом як елементи, що виявляють неметалічні властивості. Однак здатність до приєднання електронів виражена в них значно слабкіше, ніж у елементів головних підгруп у групах VI і VII.

Нітроген

N ; $1s^2 2s^2 2p^3$; (-3; -2; +2; +3; +4; +5); $Ar(N) = 14,0067$.

Масова частка Нітрогену в земній корі становить 0,04 %. Основна його маса зосереджена в атмосфері: об'ємна частка азоту в повітрі становить 78,03 %.

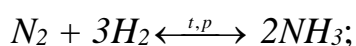
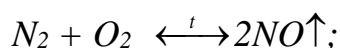
Нітроген – необхідний елемент для життєдіяльності тваринного і рослинного світу. Помітна кількість Нітрогену входить до складу органічних речовин – білків, нуклеїнових кислот, вітамінів, алкалоїдів. Найпоширенішим мінералом, що містить у своєму складі Нітроген, є селітра $NaNO_3$, багаті поклади якої виявлено у Чилі. Рідше трапляється калійна селітра KNO_3 .

За звичайних умов азот (N_2) – безбарвний газ, без запаху і смаку, з температурою плавлення -210 °C і температурою кипіння -196 °C. Азот погано розчиняється у воді, неотруйний, не підтримує дихання живих організмів.

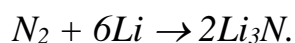
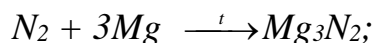
Хімічні властивості

За хімічними властивостями азот відрізняється інертністю; малоактивний через міцність зв'язків у молекулі. За звичайної температури азот майже нездатний вступати в реакції. Під час нагрівання азот досить легко сполучається з деякими металами, наприклад з літієм, магнієм, кальцієм, титаном, утворюючи нітриди. При $t > 2000$ °C або при $t = 400-500$ °C і $P = 27-34$ МПа азот взаємодіє з воднем:

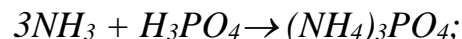
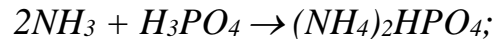
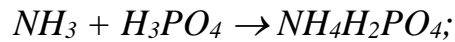
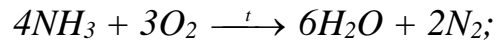
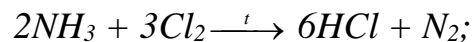
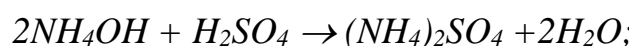
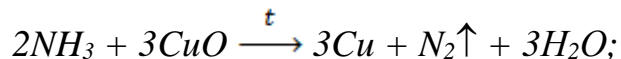
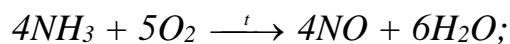
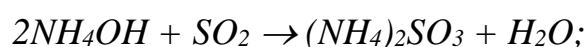
з неметалами:



з металами:



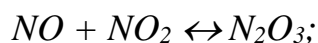
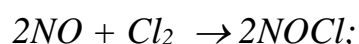
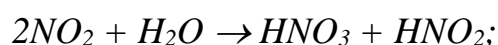
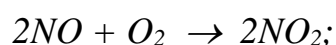
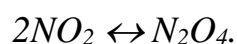
Амоніак NH₃ та солі амонію



Оксиди Нітрогену

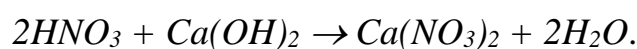
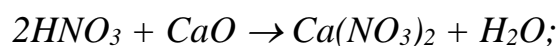
Оксид	Ступінь окиснення	Агрегатний стан	Колір, за нормальних умов	Характер оксиду	Якій кислоті відповідає
N ₂ O	+1	Г	Безбарвний	Несолетворний	-
NO	+2	Г	Безбарвний	Несолетворний	-
N ₂ O ₃	+3	Р	Синій	Кислотний	HNO ₂
NO ₂ *	+4	Г	Бурий	Кислотний	-
N ₂ O ₄ *	+4	Г	Безбарвний	Кислотний	-
N ₂ O ₅	+5	Тв.	Безбарвний	Кислотний	HNO ₃

Примітка: у газовій і рідинній фазах відбувається рівновага:



Нітратна кислота – це сильна кислота і окисник. У розчині дисоціює майже повністю: $HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$.

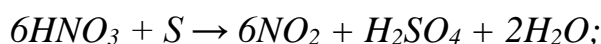
Реагує з оксидами та гідроксидами з утворенням солі і води:



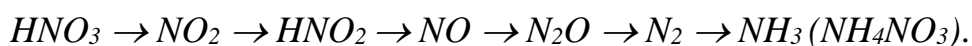
Взаємодіє з солями:



Реагує з неметалами:



Нітратна кислота, залежно від її концентрації та активності металу, може відновлюватися до таких сполук:



За взаємодії концентрованої нітратної кислоти з металами завжди виділяється нітроген(IV) оксид:



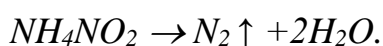
У концентрованій нітратній кислоті під час нагрівання розчиняється більшість металів, крім золота, платини, іридія, родія, рутенія. На холоді деякі метали, а саме залізо і хром, пасивуються і не розчиняються.

Одержання азоту

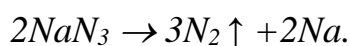
У промисловості азот добувають ректифікацією зрідженого повітря.

У лабораторних умовах використовують азот промислового виробництва, який доставляють у сталевих балонах, або рідкий азот, який зберігають у посудинах Дьюара.

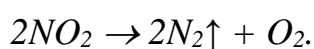
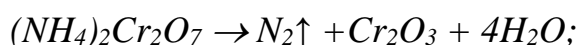
Невеликі кількості азоту зручно добувати термічним розкладанням нітриту амонію:



Азот високого ступеня чистоти добувають термічним розкладанням натрій азиду:



Азот можна добути також за реакціями:



Більшу кількість отриманого в промисловості азоту використовують для виробництва амоніаку і кальцій ціанаміду. Азотом наповнюють електродламп (створення інертного середовища).

Фосфор

P ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; (+5; +3; -3); $Ar(P) = 30,97$;

$t_{\text{кип.}} = 281\text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{пл.}} = 44,2\text{ }^\circ\text{C}$.

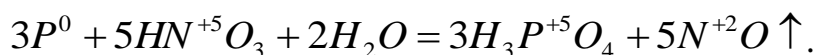
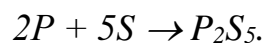
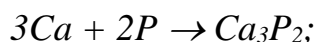
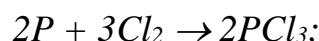
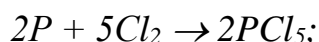
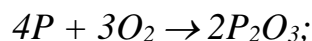
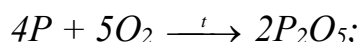
Фосфор досить поширений елемент: уміст його в земній корі становить 0,04 %. У вільному стані Фосфор у природі не зустрічається. Основними мінералами Фосфору є фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$ та апатит, що містять, крім $Ca_3(PO_4)_2$, ще й CaF_2 і $CaCl_2$.

Відомо кілька алотропних видозмін Фосфору. Найбільш вивчені з них білий, червоний та чорний фосфор. Білий фосфор поводить себе як активний неметал уже за звичайних умов. Інші видозміни Фосфору виявляють високу реакційну здатність у разі нагрівання.

Хімічні властивості

Для Фосфору характерні такі ступені окиснення: -3 (фосфін PH_3); +1 (натрій гіпофосфіт NaH_2PO_2); +3 (фосфітна кислота H_3PO_3); +5 (ортофосфатна кислота H_3PO_4). Найхарактернішим для нього є ступінь окиснення +5.

Фосфор активно реагує з галогенами, металами, сіркою, розчиняється в нітратній кислоті:

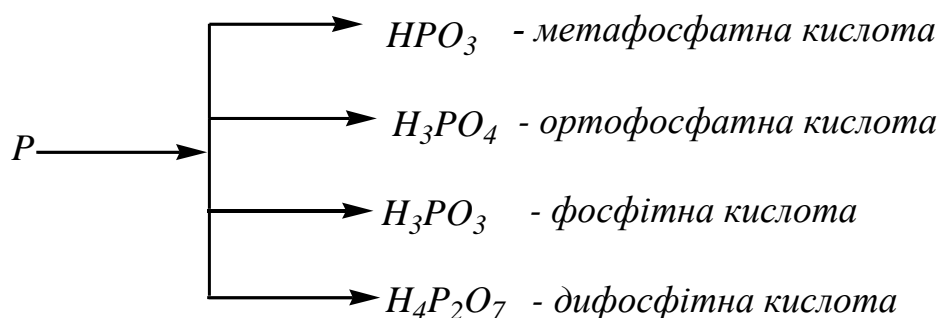


На відміну від азоту, фосфор з воднем не взаємодіє. Фосфін добувають гідролізом кальцій фосфіду:

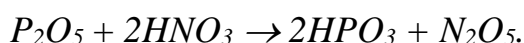
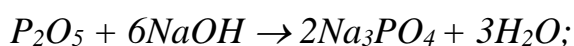


Фосфін PH_3 – газ із запахом гнилої риби, погано малорозчинний у воді, дуже отруйний.

Оксигеновмісні сполуки фосфору:

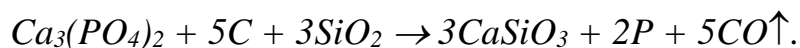


P_2O_5 – фосфор(V) оксид, гігроскопічний, $t_{пл.} = 565\text{ }^\circ\text{C}$.



Одержання фосфору

Фосфор добувають із фосфоритів. Для цього подрібнений фосфорит змішують з піском і коксом, суміш нагрівають в електропечах до 1400–1500 °C без доступу повітря:

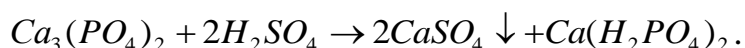


Червоний фосфор застосовують у виробництві сірників. Він входить до складу пасти, яку наносять на сірникову коробку.

Фосфор також використовують для виробництва димоутворювальних, запалювальних бомб і снарядів, отрутохімікатів, для одержання фосфороорганічних речовин. Значна кількість фосфору витрачається на одержання ортофосфатної кислоти.

Хімічна промисловість виробляє розчинні фосфорні добрива – суперфосфат, подвійний суперфосфат, преципітат.

Суперфосфат виготовляють нагріванням суміші дрібно розмеленого фосфориту зі сульфатною кислотою:



Дигідрогенфосфат кальцію розчиняється у воді і тому легко засвоюється рослинами. Суміш $CaSO_4$ зі $Ca(H_2PO_4)_2$ називається суперфосфатом.

Подвійний суперфосфат, на відміну від простого суперфосфату, не містить у своєму складі баласту – кальцій сульфату; його добувають за реакцією:



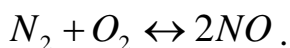
Преципітат – це мінеральне добриво, до складу якого входить кальцій гідрогенфосфат $CaHPO_4$, який не розчиняється у воді, але розчиняється в кислотах ґрунту і тому засвоюється рослинами.

Сполуки $POCl_3$ і PCl_3 є компонентами для синтезу різних фосфороорганічних сполук. Це біологічно активні речовини, застосовуються як лікарські засоби, а також для боротьби зі шкідниками в сільському господарстві.

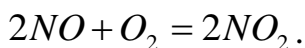
Приклади розв'язування задач

1.	<p>Складіть рівняння хімічних реакцій для здійснення таких перетворень: $NH_4Cl \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow AgNO_3 \rightarrow NO_2$.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Для виділення амоніаку із його солей на них діють кальцій гідроксидом:</p> $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O.$ <p>Амоніак енергійно реагує з нітритною кислотою:</p> $NH_3 + HNO_2 = NH_4NO_2.$ <p>Під час прожарювання амоній нітриту відбувається внутрішньомолекулярна реакція диспропорціювання з виділенням молекулярного азоту:</p> $NH_4NO_2 \xrightarrow{t^oC} N_2 \uparrow + 2H_2O.$
----	--

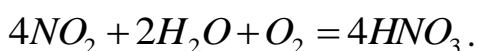
За високих температур (електрична дуга, грозвий розряд) азот вступає в оборотну реакцію:



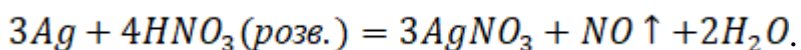
За звичайних умов NO легко реагує з киснем:



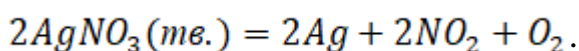
Під час розчинення NO_2 у воді за наявності кисню відбувається необоротна реакція утворення нітратної кислоти:



Нітратна кислота HNO_3 є сильним окисником і реагує з металами, що стоять у ряді стандартних електродних потенціалів як перед Гідрогеном, так і після нього. Залежно від концентрації кислоти продуктами її відновлення можуть бути або NO_2 (концентрована), або NO (розведена), або N_2O (ще більше розведена):



Нітрати «важких» металів, що стоять у ряді активності після Купруму, у процесі прожарювання розкладаються з утворенням вільного металу:



2. Масова частка Нітрогену в одному з його оксидів дорівнює 30,43 %. Густина парів цієї речовини за гелієм дорівнює 23. Встановити молекулярну формулу оксиду.

Розв'язування.

Залишимо формулу оксиду у вигляді N_xO_y . Візьмемо 100 г оксиду і знайдемо кількості речовини елементів:

$$v(N) = 30,43/14 = 2,174 \text{ моль}, v(O) = 69,57/16 = 4,348 \text{ моль}.$$

$$v(N) : v(O) = x : y = 2,174 : 4,348 = 1:2.$$

Найпростіша формула оксиду – NO_2 .

Молярну масу оксиду визначаємо за густиною парів:

$$M(N_xO_y) = D(He) \cdot D(He) = 23 \cdot 4 = 92 \text{ г/моль}.$$

	<p>Найпростішій формулі NO_2 відповідає молярна маса 46 г/моль. Отже, молекулярна формула оксиду в парах дорівнює подвоєній найпростішій формулі – N_2O_4. <i>Відповідь:</i> N_2O_4.</p>
3.	<p>Який об'єм амоніаку (за нормальних умов) потрібно спалити, щоб утворилося 700 кг 99%-вого розчину нітратної кислоти, якщо в процесі виробництва в нітратну кислоту перетворюється 98,56 % амоніаку?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Процес утворення нітратної кислоти при каталітичному спалюванні амоніаку відбувається за такими рівняннями реакцій:</p> $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O;$ $2NO + O_2 = 2NO_2;$ $4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3.$ <p>Під час перетворення з 1 моля NH_3 утворюється 1 моль $4HNO_3$. За умовою задачі потрібно одержати 700 кг 99%-вого розчину нітратної кислоти, тобто $(700 \cdot 99)/10 = 693$ кг. З наведеної схеми перетворення амоніаку в нітратну кислоту можна спостерігати, що 63 кг HNO_3 утворюється із $22,4$ м³ NH_3;</p> <p>693 кг HNO_3 утворюється із x м³ NH_3;</p> $x = (693 \cdot 22,4)/63 = 246,4 \text{ м}^3.$ <p>Оскільки в нітратну кислоту перетворюється лише 98,56 % амоніаку, то спалити його потрібно $(246 \cdot 100)/98,56 = 250$ м³. <i>Відповідь:</i> 250 м³.</p>
4.	<p>Як одержати ортофосфатну кислоту, маючи: а) вільний фосфор; б) кальцій ортофосфат?</p> <p><i>Розв'язування:</i></p> <p>а) можна отримати ортофосфатну кислоту окисненням вільного фосфору концентрованою нітратною кислотою:</p> $P + 5HNO_3 = H_3PO_4 + 5NO_2 + H_2O;$ <p>б) для одержання ортофосфатної кислоти можна також обробити кальцій ортофосфат сульфатною кислотою:</p> $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4 \downarrow.$

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	Визначте масову частку азоту в таких сполуках: а) NO ; б) NO_2 ; в) HNO_3 ; г) NH_4NO_3 . В якій сполуці вона найбільша? <i>Відповідь: а) 46,7 %; б) 30,4 %; в) 22,2 %; г) 35 %.</i>
2.	Яка маса амоніаку потрібна для добування азотної кислоти масою 12,6 т, враховуючи, що втрати в процесі виробництва становлять 5 %? <i>Відповідь: 3,58 т.</i>
3.	Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти у схемах таких окисно-відновних реакцій: а) $Ca + N_2 \rightarrow Ca_3N_2$; б) $P_4 + O_2 \rightarrow P_4O_6$; в) $NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow HNO_3$.
4.	Амоніак об'ємом 20 л (за нормальних умов) розчинили у воді масою 400 г. Визначте масову частку амоніаку в розчині. <i>Відповідь: 3,7 %.</i>
5.	Визначте масу азоту, який за температури 20 °С і тиску $1,4 \cdot 10^5$ Па займає об'єм 10 л. <i>Відповідь: 16,1 г.</i>
6.	Складіть рівняння реакцій таких перетворень: $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow N_2O_3 \rightarrow NO$.
7.	Визначте масову частку Нітрогену в сполуках NO_2 ; HNO_3 ; NH_4NO_3 .
8.	Здійсніть перетворення: а) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow NO_2 \rightarrow N_2O_4 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow NH_3$; б) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow N_2O$.
9.	Масова частка Нітрогену в добриві становить 14 %. Весь Нітроген входить у добриво в складі сечовини $CO(NH_2)_2$. Обчисліть масову частку сечовини у цьому добриві. <i>Відповідь: 30 %.</i>
10.	Фосфоровмісний компонент добрива – кальцій дигідрофосфат $Ca(H_2PO_4)_2$. Визначте масову частку цієї речовини в добриві, якщо масова частка Фосфору становить 18,6 %. <i>Відповідь: 69,6 %.</i>
11.	Який об'єм кисню за температури 60 °С і тиску 96 кПа потрібен для реакції з фосфором масою 6,2 г? <i>Відповідь: 7,2 л.</i>
12.	Яка маса фосфор(V) оксиду утвориться під час повного згоряння

	фосфіну PH_3 , добутого з кальцій фосфіду Ca_3P_2 масою 18,2 г? <i>Відповідь: 14,2 г.</i>
13.	Визначте масову частку фосфор(V) оксиду в преципітаті $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$. <i>Відповідь: 41,2 %.</i>
14.	Під час нагрівання солі масою 12,8 г утворюються вода масою 7,2 г і азот об'ємом 4,48 л (за нормальних умов). Визначте формулу солі, якщо її молярна маса становить 64 г/моль. <i>Відповідь: NH_4NO_2.</i>
15.	Визначте найпростішу формулу речовини, якщо масові частки її складових елементів становлять: Оксигену 56,47 %, Нітрогену 16,47 %, Натрію 27,06 %. Який об'єм газу виділиться під час нагрівання цієї речовини масою 340 г? Об'єм обчисліть за нормальних умов. <i>Відповідь: $NaNO_3$; 44,8 л.</i>
16.	Із природного фосфориту масою 310 кг отримали ортофосфатну кислоту масою 195 кг. Обчисліть масову частку $Ca_3(PO_4)_2$ у природному фосфориті. <i>Відповідь: 99,5 %.</i>
17.	Водний розчин, що містить ортофосфатну кислоту масою 19,6 г, нейтралізували кальцій гідроксидом масою 18,5 г. Визначте масу преципітату $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$, що утворився. <i>Відповідь: 34,4 г.</i>
18.	Із азоту об'ємом 67,2 л і водню об'ємом 224 л утворився амоніак (об'єми газів приведено до нормальних умов). Використовуючи цей амоніак, одержали розчин об'ємом 400 мл з масовою часткою нітратної кислоти 40 % і густиною 1,25 г/мл. Визначте вихід продукту реакції. <i>Відповідь: 52,9 %.</i>
19.	Амоніак об'ємом 7,84 л (нормальні умови) піддали каталітичному окисненню і подальшому перетворенню на нітратну кислоту. У результаті одержали розчин масою 200 г. Вважаючи, що вихід HNO_3 становить 40 %, визначте її масову частку в одержаному розчині. <i>Відповідь: 4,41 %.</i>
20.	У ґрунт під плодове дерево необхідно внести фосфор(V) оксид масою

	0,4 кг. Яка маса суперфосфату треба необхідна в даному випадку, якщо масова частка фосфор(V) оксиду, що засвоюється рослиною, становить у ньому 20 %? <i>Відповідь: 2 кг.</i>
21.	Обчисліть, яку масу амоній сульфату треба взяти, щоб внести в ґрунт Нітроген масою 0,5 т на площу 1 га. <i>Відповідь: 2,357 т.</i>
22.	Яку масу амоній нітрату треба внести на площу в 100 га, якщо маса внесеного Нітрогену на площу 1 га має становити 60 кг? <i>Відповідь: 17,1 т.</i>
23.	Під плодове дерево треба внести амонійну селітру масою 140 г з масовою часткою Нітрогену 35 %. Яку масу амоній сульфату треба взяти, щоб внести таку саму кількість Нітрогену? <i>Відповідь: 231 г.</i>
24.	Яку масу розчину з масовою часткою ортофосфатної кислоти 40 % можна одержати з фосфориту масою 100 кг з масовою часткою $Ca_3(PO_4)_2$ 93 %? <i>Відповідь: 1471 кг.</i>
25.	Під час пропускання надлишку амоніаку крізь розчин масою 600 г з масовою часткою нітратної кислоти 42 % одержали амоній нітрат масою 300 г. Визначте вихід амоній нітрату у відсотках. <i>Відповідь: 93,75 %.</i>

2.6. Елементи групи VIA

До головної підгрупи групи VI періодичної системи елементів належать Оксиген, Сульфур, Селен, Телур, Полоній. Ці елементи мають на зовнішньому енергетичному рівні 6 валентних електронів, виявляють неметалічні властивості. Здатність приєднувати електрони виражена у них значно слабкіше, ніж у галогенів.

Оксиген

O; $1s^2 2s^2 2p^4$; (-2; -1); Ar (O) = 15,999.

Оксиген – найпоширеніший елемент у земній корі, його вміст становить 47 мас.%, або 55 ат.%. Кисень – проста речовина, утворена Оксигеном–

міститься в атмосферному повітрі. У зв'язаному стані Оксиген входить до складу води, кварцу, силікатів, алюмосилікатів, сполук тваринного і рослинного походження. До складу природного Оксигену входять три стабільних нукліди: ^{16}O (99,76 %); ^{17}O (0,04 %) та ^{18}O (0,2 %).

У разі проходження тихого електричного розряду крізь кисень утворюється озон. Озон O_3 – це алотропна видозміна Оксигену. Озон – це газ, що має синій колір і різкий запах. Зріджений озон набуває темно-синього забарвлення, твердий – чорного. Озон отруйний, здатний вибухати, особливо в рідкому і твердому станах. Граничнодопустимий вміст озону в повітрі становить 10^{-5} %. Озон має дуже важливе значення, оскільки затримує жорстке (короткохвильове) сонячне проміння, тривала дія якого смертельно небезпечна для всіх живих організмів. За хімічними властивостями озон є сильним окисником, окиснює золото і платину.

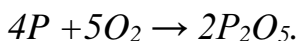
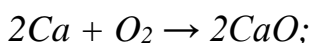
O_2 – кисень, газ без кольору, смаку та запаху, в 1,107 раза важчий за повітря, погано розчиняється у воді.

Хімічні властивості

Для атома Оксигену, що входить до складу більшості сполук, характерні ступені окиснення: -2 та -1 ; оксигеновмісних сполук з іншими ступенями окиснення Оксигену мало, і вони не знайшли широкого застосування. Найпоширенішою і найважливішою сполукою Оксигену зі ступенем окиснення -2 є вода H_2O .

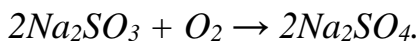
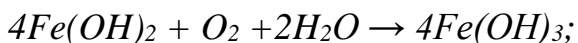
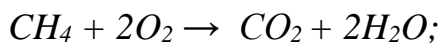
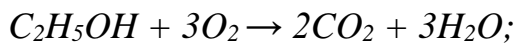
З більшістю простих речовин кисень взаємодіє безпосередньо, утворюючи оксиди. Лише відносно флуору кисень виявляє відновні властивості. За звичайних умов з киснем безпосередньо не взаємодіють інертні гази, деякі благородні метали (золото, іридій), галогени, азот.

Більшість металів та неметалів енергійно сполучаються з киснем:



Реакції окиснення відбуваються з різною швидкістю. Повільне окиснення органічних речовин називається *гниттям*.

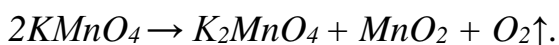
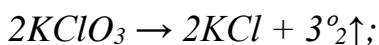
Окиснення, яке відбувається з інтенсивним виділенням теплової та світлової енергії, називається *горінням*. Щоб речовина зайнялась, її потрібно нагріти до температури спалаху і забезпечити умови для підтримування горіння. Кисень – найпоширеніша з речовин, яка підтримує горіння:



Одержання кисню

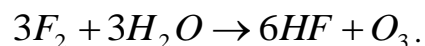
Кисень можна добути з повітря або розкладанням сполук Оксигену.

У лабораторних умовах кисень одержують розкладом бертолетової солі чи калій перманганату:



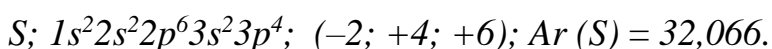
Озон добувають у спеціальних приладах – озонаторах.

Невеликі кількості озону утворюються також унаслідок перебігу деяких хімічних реакцій, наприклад:



Кисень застосовують для досягнення високих температур (до 3200 °C), спалюючи в спеціальних пальниках суміші з ним горючих газів (ацетилену або водню). Таке полум'я застосовують для плавлення кварцу та інших тугоплавких речовин. Рідкий кисень використовують як високоефективний окисник палива в ракетних двигунах. Застосовують кисень і в медицині (кисневі подушки, палати).

Сульфур



Сульфур зустрічається в природі як у вільному стані, так і у вигляді різноманітних сполук. Найбільш поширені сполуки Сульфуру з різними металами. Багато з них є цінними рудами: свинцевий блиск PbS , цинкова

обманка ZnS , мідний блиск CuS . Із сполук Сульфуру в природі поширені й сульфати.

Оксиди Сульфуру:

$S^{+4}O_2$ – Сульфур(IV) оксид $S^{+6}O_3$ – Сульфур(VI) оксид

За взаємодії з водою утворюються кислоти:

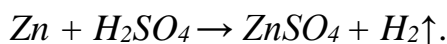
$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ – сульфїтна (сірчиста);

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ – сульфатна (сірчана).

Концентрована сульфатна кислота – один із найсильніших окисників.

Взаємодія кислоти з металами залежить від її концентрації.

Метали, які стоять у ряду напруг до Гідрогену, із розведеної сульфатної кислоти витискують водень:

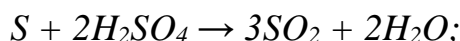


Концентрована сульфатна кислота розчиняє майже всі метали незалежно від положення їх у ряду напруг (крім золота і платини). Як продукти відновлення при цьому виділяються сульфур(IV) оксид, вільна сірка чи гідроген сульфід, сіль, вода.

Концентрована сульфатна кислота під час взаємодії з малоактивними металами відновлюється до сульфур(IV) оксиду:



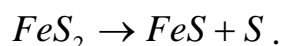
Концентрована сульфатна кислота окиснює і деякі неметали:



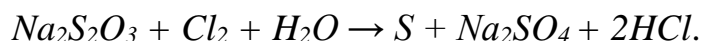
Одержання сірки

Сірку добувають із газів, які містять H_2S і SO_2 (природний і коксовий гази або гази, що утворюються під час випалювання сульфідних руд, тощо).

Важливим джерелом добування сірки є залізний колчедан, або пірит FeS_2 . Під час нагрівання піриту без доступу повітря відбувається реакція розкладу:



Тіосульфатна кислота $H_2S_2O_3$ малостійка, але її солі – більш міцні і є сильними відновниками:



У хімічній промисловості сульфатну кислоту використовують для одержання фосфатних і нітратних мінеральних добрив, пластичних мас, штучного волокна, лікарських препаратів та вибухових речовин.

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Доведіть, що сульфур(IV) оксид є речовиною з подвійною окисно-відновною функцією.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Сульфур в SO_2 має проміжне значення ступеня окиснення +4 і може як підвищувати ступінь окиснення (бути відновником), так і знижувати його (бути окисником). Відновні властивості сульфур(IV) оксид проявляє в реакціях із сильними окисниками, наприклад з калій перманганатом, а окисні – в реакціях із сірководнем:</p> $5SO_2 + 2KMnO_4 + 2H_2O = 2H_2SO_4 + K_2SO_4 + 2MnSO_4;$ $SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O.$
2.	<p>Під час розкладання якої маси води утвориться 4 г кисню?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Складаємо рівняння реакції:</p> $2H_2O = 2H_2 + O_2.$ <p>Підрахуємо молярні маси води і кисню, необхідні для обчислення: $M(H_2O) = 2 + 16 = 18$ (г/моль); $M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32$ (г/моль).</p> <p>Знаходимо невідому масу води з пропорції, складеної на основі хімічного рівняння:</p> $2 \cdot 18 \text{ г } H_2O \text{ дають під час розкладу } 32 \text{ г } O_2;$

	<p>x г H_2O дають під час розкладу 4 г O_2;</p> <p>$x = 36 \cdot 4 / 32 = 4,5$ г H_2O.</p> <p>Відповідь: 4,5 г H_2O.</p>
3.	<p>Який об'єм за нормальних умов займає кисень, що виділяється з кожної речовини, взятої кількістю 1 моль: $KClO_3$, $KMnO_4$, KNO_3, HgO?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Всі реакції розкладання даних речовин перебігають під час нагрівання:</p> $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2;$ $2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2;$ $2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2;$ $2HgO = 2Hg + O_2.$ <p>Відповідно до цих рівнянь з одного моля $KClO_3$ виділяється 1,5 моля O_2, з одного моля інших трьох речовин – по 0,5 моля O_2.</p>
4.	<p>Продукти повної взаємодії 1,17 г калію і 0,80 г сірки обережно додали у воду. Прозорий розчин, що утворився, розвели водою до об'єму 50 мл. Визначте молярні концентрації сполук в утвореному розчині. Обчисліть максимальну масу бромю, який може прореагувати з добутим розчином.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Знайдемо кількості реагуючих речовин:</p> $\nu(K) = 1,17 / 39 = 0,03 \text{ моль}; \nu(S) = 0,80 / 29 = 0,025 \text{ моль}.$ <p>Для утворення калій сульфїду за рівнянням $2K + S = K_2S$ необхідно $0,03 / 2 = 0,015$ моль сірки. Решта $0,025 - 0,015 = 0,01$ моль сірки реагує з K_2S з утворенням дисульфїду K_2S_2:</p> $K_2S + S = K_2S_2. \text{ Кількість речовини } \nu(K_2S) = 0,015 - 0,01 = 0,005 \text{ моль};$ $\nu(K_2S_2) = 0,01 \text{ моль}.$ <p>У результаті розведення розчину до об'єму 50 мл (0,05 л) молярні концентрації дорівнюють:</p> $C(K_2S) = 0,005 / 0,05 = 0,1 \text{ моль/л}; C(K_2S_2) = 0,01 / 0,05 = 0,2 \text{ моль/л}.$

<p>Під час додавання до даного розчину бромів відбуваються такі реакції:</p> $K_2S + Br_2 = S + 2KBr;$ $K_2S_2 + Br_2 = 2S + 2KBr.$ <p>$v_1(Br_2) = v(K_2S) = 0,005$ моль; $v_2(Br_2) = v(K_2S_2) = 0,01$ моль;</p> <p>$v_{\text{заг.}}(Br_2) = 0,005 + 0,01 = 0,015$ моль; $m(Br_2) = 0,015 \cdot 160 = 2,4$ г.</p> <p><i>Відповідь:</i> 0,1 М K_2S; 0,2 М K_2S_2; 2,4 г Br_2.</p>
--

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	Обчисліть масову частку сульфатної кислоти в розчині, в якому масова частка сульфур(IV) оксиду становить 4 %. <i>Відповідь:</i> 4,9 %.
2.	Обчисліть, скільки теплоти виділиться під час згоряння сірки масою 12 г, якщо відомо, що ентальпія утворення сульфур(IV) оксиду з кисню і сірки становить $-296,9$ кДж/моль. <i>Відповідь:</i> 111,3 кДж.
3.	Обчисліть, яка кількість теплоти виділиться під час згоряння телуру масою 0,8 г, якщо для TeO_2 (к.) $\Delta H = -321,7$ кДж/моль. <i>Відповідь:</i> 2,0 кДж.
4.	Яка кількість теплоти поглинеться під час добування кисню об'ємом 6,72 л (за нормальних умов) за реакцією $2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2,$ $\Delta H = -254,8$ кДж/моль. <i>Відповідь:</i> 76,44 кДж.
5.	Який об'єм концентрованої сульфатної кислоти густиною 1,84 г/мл, у якій масова частка кислоти становить 98 %, необхідний, для повного розчинення міді масою 8 г? Який об'єм сульфур(IV) оксиду, виміряний за нормальних умов, виділиться при цьому? <i>Відповідь:</i> об'єм розчину 13,6 мл; об'єм газу 2,8 л.
6.	Який об'єм сірководню, виміряний за нормальних умов, можна добути з технічного ферум сульфідом масою 3 кг, у якому масова частка FeS становить 95 %? <i>Відповідь:</i> 725 л.
7.	Як здійснити такі перетворення: $Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_3 \rightarrow BaCl_2 \rightarrow BaSO_4$?

	Напишіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та йонній формах.
8.	Напишіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення таких перетворень: $Zn \rightarrow ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4$.
9.	Який об'єм сірководню, виміряний за нормальних умов, треба розчинити у воді масою 300 г для одержання розчину сірководневої кислоти з масовою часткою H_2S 1,2 %? <i>Відповідь: 2,4 л.</i>
10.	Який об'єм сульфур(IV) оксиду, виміряний за температури 27 °C і тиску 98,5 кПа, утвориться під час випалу піриту масою 30 г, який, крім ферум дисульфід FeS_2 , містить 20% домішок, що не утворюють SO_2 ? <i>Відповідь: 10,1 л.</i>
11.	Під час взаємодії розчину сульфатної кислоти масою 16 г з надлишком розчину барій хлориду виділився осад масою 5,7 г. Визначте масову частку сульфатної кислоти у вихідному розчині. <i>Відповідь: 15 %.</i>
12.	Який об'єм кисню, виміряний за температури 18 °C і тиску 100 кПа, необхідний для спалення сірководню масою 5 г? <i>Відповідь: 5,3 л.</i>
13.	Під час розчинення срібла в надлишку концентрованої сульфатної кислоти при нагріванні виділився сульфур(IV) оксид об'ємом 10 мл (за нормальних умов). Визначте масу розчиненого срібла. <i>Відповідь: 0,096 г.</i>
14.	Який об'єм повітря і яка маса води є необхідними для перетворення сульфур(IV) оксиду об'ємом 10 мл (за нормальних умов) на сульфатну кислоту? Об'ємна частка кисню в повітрі становить 20,95 %, масова частка – 23,1 %. <i>Відповідь: повітря – 23,9 л; вода – 8,04 г.</i>
15.	Яку масу розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 70 % можна одержати з піриту масою 200 кг, що містить FeS_2 і сторонні домішки? Масова частка домішок у піриті становить 10 %, а вихід сульфатної кислоти – 80 %. <i>Відповідь: 336 кг.</i>
16.	На суміш цинк сульфід, натрій хлорид і кальцій карбонату масою 80 г подіяли надлишком хлоридної кислоти. При цьому утворилася суміш газів об'ємом 13,44 л (за нормальних умов). Під час взаємодії цієї газової суміші з надлишком сульфур(IV) оксиду утворилася тверда речовина масою 19,2 г. Визначте масові частки речовин у вихідній суміші. <i>Відповідь: ZnS – 0,485; $CaCO_3$ – 0,25; $NaCl$ – 0,265.</i>

17.	Під час прожарювання суміші калій хлорату $KClO_3$ і калій хлориду KCl масою 50 г виділився газ об'ємом 6,72 л (за нормальних умов). Визначте масову частку KCl у вихідній суміші солей. <i>Відповідь: 51 %.</i>
18.	Є суміш натрій сульфід, натрій сульфату і натрій хлориду масою 20 г. Суміш розчинили у воді. До половини отриманого розчину додали надлишок розчину купрум(II) сульфату; при цьому утворився осад масою 4,8 г. Під час додавання до іншої половини розчину надлишку барій хлориду утворився осад масою 4,66 г. Визначте масові частки солей у вихідній суміші. <i>Відповідь: 32,0 % NaS; 29,3 % Na_2SO_4; 31,7 % $NaCl$.</i>
19.	У закритій посудині змішано нітроген(II) оксид масою 30 г і кисень масою 20 г. Обчисліть масу нітроген(IV) оксиду, що вийшов. Який газ залишиться в надлишку? Яка надлишкова маса цього газу? <i>Відповідь: нітроген(IV) оксид – 46 г; надлишок O_2 – 4 г.</i>
20.	Аналізуючи сплав магнію і цинку масою 10 г, його обробили надлишком розведеної сульфатної кислоти. Внаслідок реакції одержали 34,5 г сульфатів. Обчисліть масову частку магнію і цинку у сплаві. <i>Відповідь: 62 %; 38 %.</i>
21.	При нагріванні бертолетової солі хімічна реакція перебігає у двох напрямках. Визначіть склад сухого залишку, якщо при нагріванні 1,47 г бертолетової солі виділилось 0,32 г кисню. <i>Відповідь: 0,6 г; 0,55 г.</i>
22.	До суміші нітроген(II) оксиду і азоту об'ємом 2 мл додали 2 мл кисню. Через деякий час об'єм суміші становив 3,4 мл. Обчисліть об'ємні частки газів у вихідній суміші, якщо всі виміри проведені за однакових умов. <i>Відповідь: 60 % нітроген(II) оксиду; 40 % азоту.</i>
23.	Спалили 60 мл суміші водню і кисню. Водень витратився весь. Після приведення суміші до попередніх умов об'єм її зменшився на 15 мл. Визначте об'ємні частки газів у вихідній суміші та об'єм кисню, що не прореагував. <i>Відповідь: початкові об'єми – 30 мл H_2 та 30 мл O_2; кисень, що не прореагував – 15 мл.</i>
24.	Підірвали 40 мл суміші метану й кисню. Після видалення води та вуглекислого газу залишилось 4 мл кисню. Обчисліть об'ємні частки газів у вихідній суміші, якщо виміри зроблено за нормальних умов.

	<i>Відповідь: 30 % метану; 70 % кисню.</i>
25.	Є 2 л суміші сульфур(IV) оксиду і кисню. В результаті реакції між ними утворилось 0,17 г сульфур(VI) оксиду. Визначте склад (у літрах) вихідної суміші, враховуючи, що сульфур(IV) оксид повністю прореагував. <i>Відповідь: 0,05 л SO₂; 1,95 л O₂.</i>

2.7. Елементи групи VIIA

Елементи головної підгрупи VII групи періодичної системи елементів мають яскраво виражені неметалічні властивості та існують переважно у вигляді солей галогеноводневих кислот, тому їх назвали *галогенами* (ті, що народжують солі).

Атоми галогенів (*F, Cl, Br, I*) мають на зовнішньому рівні сім електронів. До завершення оболонки атомів інертних елементів їм не вистачає тільки одного електрона. Тому галогени – це сильні окисники, типові неметали. У водних розчинах вони поведуть себе як кислоти (*HF, HCl, HBr, HI*). Найсильнішою є *HI*.

Хлор

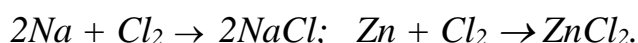
Cl; 1s²2s²2p⁶3s²3p⁵; (-1; +1; +3; +5; +7); Ar(Cl) = 35,453.

Хлор належить до поширених елементів (*0,02 ат.%*). У вільному стані в природі не зустрічається. Найпоширенішими мінералами Хлору є кам'яна сіль *NaCl* (галіт), сильвін *KCl*, сильвініт *NaCl · KCl*, карналіт *KCl · MgCl₂ · 6H₂O*. Велика кількість хлоридів міститься в морській воді, входить до складу живих організмів.

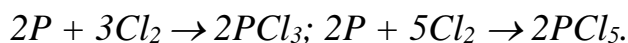
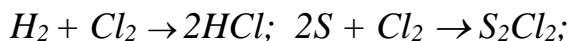
Cl₂ – хлор, зеленувато-жовтий газ з різким запахом, у 2,5 раза важчий за повітря, отруйний. Хлор добре розчиняється у воді.

Хімічні властивості хлору

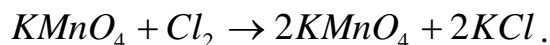
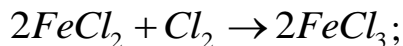
За хімічними властивостями хлор дуже активний, взаємодіє майже з усіма металами:



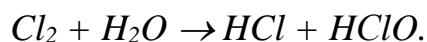
Взаємодіє також з неметалами:



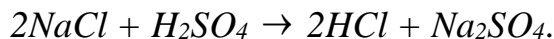
Хлор – активний окисник. Легко окиснює різні складні сполуки:



Під час взаємодії з водою хлор утворює дві кислоти:



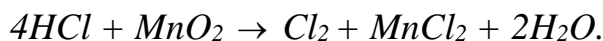
У лабораторії хлороводень одержують дією сульфатної кислоти на $NaCl$:



Одержання хлору

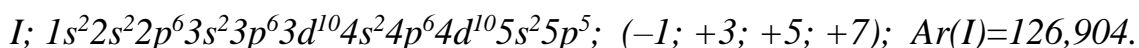
У промисловості хлор, як просту речовину, добувають електролізом водного розчину натрій хлориду.

У лабораторії хлор одержують, діючи сильним окисником $HMnO_4$, $KClO_3$, MnO_2 при нагріванні на концентровану хлоридну кислоту:



Хлор застосовують для відбілювання паперу і тканини, дезінфекції питної води, виробництва різноманітних отрутохімікатів, хлоридної кислоти, хлорорганічних сполук і розчинників.

Йод

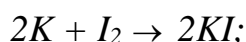


Йод досить поширений елемент на Землі. Атомний вміст Йоду дорівнює 10^{-4} %. Трапляється в морській воді, здебільшого нагромаджується в тканинах деяких водоростей. Значна кількість Йоду є в підземних бурових водах.

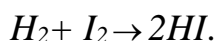
I_2 - йод, тверда темно-сіра кристалічна речовина зі слабким металічним блиском. Йод добре розчинний в органічних розчинниках і в розчині калій йодиду, слабо розчинний у воді.

Хімічні властивості йоду

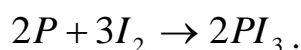
За хімічними властивостями йод подібний до хлору і бром, але менш активний. Він легко сполучається з багатьма металами, утворюючи солі – йодиди:



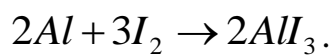
Йод взаємодіє з воднем тільки під час нагрівання, реакція відбувається не до кінця:



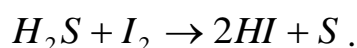
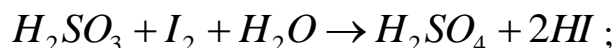
Під час нагрівання йод взаємодіє з фосфором:



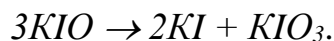
У присутності води йод легко реагує з алюмінієм:



Йод окиснює сульфитну кислоту і сірководень:

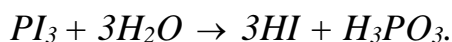


З водою йод майже не реагує, з лугами реагує подібно хлору і бром:



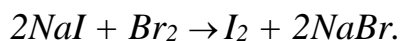
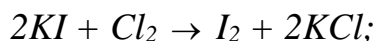
Йодоводень – безбарвний газ з різким запахом, добре розчинний у воді.

Його одержують у такий спосіб:

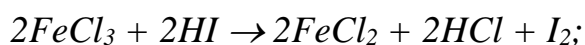


Одержання йоду

У промисловості йод одержують дією хлору та бром на йодиди:



Лабораторно йод можна одержати дією концентрованої йодидної кислоти на окисники (MnO_2 , $KMnO_4$, $KClO_3$, $KBrO_3$, $FeCl_3$, $CuSO_4$):

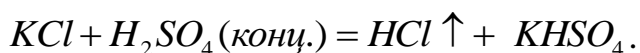
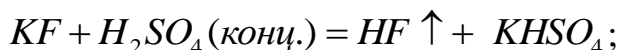


Йод застосовують у медицині у вигляді настойки (5%-вий водно-спиртовий розчин), він входить до складу багатьох медичних препаратів. Нестача йоду в організмі призводить до тяжких захворювань.

Приклади розв'язування задач

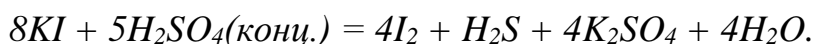
1. Напишіть рівняння реакцій, які можуть відбуватися під дією концентрованої сульфатної кислоти на всі тверді галогеніди калію. Чи можливі ці реакції у водному розчині?

Розв'язування. Під дією концентрованої сульфатної кислоти на калій флуорид і калій хлорид під час нагрівання виділяються відповідно флуороводень і хлороводень:



Це лабораторний спосіб добування згаданих галогенідів.

Бромоводень та йодоводень – сильні відновники, вони легко окиснюються сульфатною кислотою до вільних галогенів, при цьому HBr відновлює сульфатну кислоту до SO_2 , а HI (як сильніший відновник) – до H_2S :



У водному розчині сульфатна кислота вже не є сильним окисником. Крім того, всі галогеноводневі кислоти – сильні, за винятком флуоридної (плавикової) кислоти, і сульфатна кислота не може витискувати їх із солей.

	<p>У водному розчині можлива єдина обмінна реакція:</p> $2KF + H_2SO_4 = 2HF + K_2SO_4.$ <p>Ознака реакції – це утворення малодисоційованої речовини (слабкої флуоридної кислоти).</p>
2.	<p>Через розчин, що містить 170 г суміші натрій флуориду та натрій йодиду, пропустили надлишок хлору. При цьому виділилось 12,7 г йоду. Визначте масові частки солей натрію в суміші.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Хлор, будучи кращим окисником, ніж йод, заміщатиме його в сполучі з металом. Реакція хлору з натрій флуоридом не відбувається через меншу окиснювальну здатність хлору, ніж флуору. Знаходимо масу натрій йодиду в суміші:</p> $2NaI + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + I_2; M(NaI) = \nu(NaI) \cdot M(NaI); M(NaI) = 150 \text{ г/моль};$ $\nu(NaI) : \nu(I_2) = 2 : 1; \nu(NaI) = 2 \cdot \nu(I_2);$ $M(I_2) = 254 \text{ г/моль};$ $\nu(I_2) = 12,7 \text{ г} : 254 \text{ г/моль} = 0,05 \text{ моль};$ $\nu(NaI) = 2 \cdot 0,05 \text{ моль} = 0,1 \text{ моль};$ $m(NaI) = 0,1 \text{ моль} \cdot 150 \text{ г/моль} = 15 \text{ г}.$ <p>Знаходимо масу натрій флуориду:</p> $m(NaF) = m(\text{сум.}) - m(NaI);$ $m(NaF) = 170 \text{ г} - 15 \text{ г} = 155 \text{ г}.$ <p>Розраховуємо масову частку солей:</p> $w(NaF) = (155 : 170) \cdot 100 \% = 91,2 \%; \quad w(NaI) = (15 : 170) \cdot 100 \% = 8,8 \%.$ <p><i>Відповідь:</i> $w(NaF) = 91,2 \%; \quad w(NaI) = 8,8 \%$.</p>
3.	<p>Підірвали 1 л суміші, що містить 60 % хлору і 40 % водню (за об'ємом). Який об'єм хлороводню утвориться?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Запишемо рівняння реакції взаємодії хлору і водню:</p> $H_2 + Cl_2 = 2HCl.$ <p>1 л суміші містить за об'ємом 60 % хлору (0,6 л) і 40 % водню (0,4 л). Оскільки коефіцієнти, що стоять у рівнянні реакції перед хлором і воднем,</p>

	<p>дорівнюють 1, то гази що взаємодіють, є в об'ємних співвідношеннях 1:1. Отже, на 0,4 л водню потрібно 0,4 л хлору, а $(0,6 - 0,4) = 0,2$ л хлору залишаться в надлишку. Об'єм хлороводню, що утворився, становитиме: $V(\text{H}_2)/1V_m = V(\text{HCl})/2V_m$; $V(\text{HCl}) = 2V(\text{H}_2) = 2 \cdot 0,4 = 0,8$ л. Відповідь: 0,8 л.</p>
4.	<p>За допомогою яких реакцій розчин калій йодиду можна відрізнити від розчину натрій хлориду? Розв'язування: 1) можна скористатись окисно-відновними властивостями галогенід-йонів: калій йодид – сильний відновник і окиснюється під дією хлору: $2\text{KI} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{I}_2$, ознака реакції – це забарвлення розчину в темний колір унаслідок утворення вільного йоду. Натрій хлорид з хлором не реагує; 2) якісна реакція на галогенід-йони – це випадання осадів під дією аргентум нітрату: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$; $\text{AgNO}_3 + \text{KI} = \text{AgI} + \text{KNO}_3$; AgCl – білий осад; AgI – яскраво-жовтий.</p>

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	<p>Хлороводень, добутий сульфатним способом з натрій хлориду масою 11,7 г, пропустили крізь розчин аргентум нітрату. Одержали осад масою 20,09 г. Вважаючи, що вихід продукту другої реакції кількісний, визначте вихід хлороводню. Відповідь: 70 %.</p>
2.	<p>Яку масу манган(IV) оксиду і який об'єм розчину з масовою часткою HCl 36 % і густиною 1,18 г/мл треба взяти для одержання хлору, який може витіснити з розчину калій йодиду молекулярний йод масою 30,48 г? Вважайте, що вихід продуктів на кожній стадії процесу</p>

	<p>становить 80 % від теоретично можливого. <i>Відповідь: 16,3 г MnO_2; 64,4 мл розчину.</i></p>
3.	<p>Кам'яна сіль одного з родовищ містить натрій хлорид (масова частка 96 %), кальцій хлорид (0,2 %), магній хлорид (0,2 %) та інші компоненти, що не містять хлор. Який об'єм хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 36 % і густиною 1,18 кг/л можна одержати зі зразка кам'яної солі масою 5 кг? <i>Відповідь: 7,08 л.</i></p>
4.	<p>Весь хлороводень, добутий дією надлишку сульфатної кислоти на калій хлорид масою 14,9 г, був поглинутий водою масою 200 г. Визначте масову частку хлороводню в розчині, якщо його вихід у реакції становив 70 %. <i>Відповідь: 2,5 %.</i></p>
5.	<p>Хлороводень, одержаний зі зразка технічного натрій хлориду масою 12 г, використали для одержання концентрованої хлоридної кислоти. Вся одержана кислота вступила в реакцію з манган(IV) оксидом. При цьому утворився газ об'ємом 1,12 л (за нормальних умов). Визначте масову частку $NaCl$ у вихідному зразку. <i>Відповідь: 97,8 %.</i></p>
6.	<p>Залишок, одержаний після термічного розкладу калій хлорату $KClO_3$ в присутності манган(IV) оксиду, розчинили у воді. До розчину додали надлишок розчину аргентум нітрату, одержавши осад масою 57,4 г. Який об'єм кисню виділився під час розкладу калій хлорату? Об'єм обчисліть за нормальних умов. <i>Відповідь: 13,44 л.</i></p>
7.	<p>Калій хлорат $KClO_3$ масою 12,25 г піддали розкладу, причому утворився кисень, об'єм якого за нормальних умов становив 336 мл. Визначте масову частку калій хлориду в сухому залишку після закінчення реакції. <i>Відповідь: 6,33 %.</i></p>
8.	<p>Є розчин масою 500 г, що містить натрій хлорид і натрій флуорид. До половини розчину додали надлишок розчину аргентум нітрату, одержавши осад масою 5,74 г. До іншої половини розчину додали надлишок розчину кальцій хлориду, внаслідок чого утворився осад масою 2,34 г. Визначте масові частки натрій хлориду і натрій флуориду у вихідному розчині. <i>Відповідь: натрій хлорид – 0,94 %, натрій флуорид – 1,01 %.</i></p>
9.	<p>Невідомий метал масою 6,75 г сполучається з хлором, об'єм якого за нормальних умов становить 8,4 л. Цей самий метал може реагувати з йодом, причому в хлориді та йодиді він виявляє один і той самий ступінь окиснення. Яка маса йодиду утворюється під час взаємодії металу масою 6,75 г з йодом? <i>Відповідь: 102 г.</i></p>
10.	<p>Якісний аналіз лабораторного зразка показав, що він складається з натрій карбонату та натрій сульфату. Суміш масою 10 г обробили</p>

	надлишком розчину хлоридної кислоти, одержавши при цьому 1,12 л газу. Які масові частки солей у даному зразку? <i>Відповідь: 53 % натрій карбонату; 47 % натрій сульфату.</i>
11.	У потоці хлору спалили 0,088 г суміші мідних і залізних ошурок, у результаті чого одержали 0,23 г суміші хлоридів металів. Обчисліть масову частку міді в суміші. <i>Відповідь: 36,4 %.</i>
12.	До підкисленого розчину, що містить 0,543 г деякої солі, до складу якої входять Натрій, Хлор і Оксиген, додали розчин калій йодиду до припинення виділення йоду. Маса утвореного йоду дорівнює 3,05 г. Встановіть формулу солі. На скільки відсотків зменшиться маса твердої речовини за умови повного термічного розкладання вихідної солі? <i>Відповідь: NaClO₂, втрата маси 35,4 %.</i>
13.	Який об'єм хлору (за нормальних умов) можна добути із 1 м ³ розчину (густина 1,23 г/см ³), в якому масова частка натрій хлориду становить 20,7 % і магній хлориду – 4,3 %? <i>Відповідь: 61,2 м³.</i>
14.	Визначте масу йоду, що виділився в результаті взаємодії розчину KI, підкисленого сульфатною кислотою, зі 150 мл 6%-вого розчину калій перманганату (густина 1,04 г/см ³). <i>Відповідь: 37,6 г.</i>
15.	Який об'єм 5%-вого розчину йодатної кислоти (густина 1,02 г/мл) необхідний для окиснення 40 мл 8%-вого розчину йодоводню (густина 1,06 г/мл)? Яка маса йоду виділиться в результаті реакції? <i>Відповідь: 18,3 мл; 4 г.</i>
16.	Після розчинення хлору у воді з розчину виділилось 11,2 л кисню (за нормальних умов). Знайдіть масу кальцій гідроксиду, необхідну для нейтралізації розчину, що залишився. <i>Відповідь: 74 г.</i>
17.	Деяку кількість речовини хлору розчинили в 150 мл води, після закінчення реакції з розчину виділилось 1,12 л кисню (за нормальних умов). Яка масова частка розчиненої речовини в кінцевому розчині? <i>Відповідь: 4,69 % HCl.</i>
18.	Визначте об'єм 10%-вого розчину хлоридної кислоти ($\rho=1,05$ г/см ³) необхідний для нейтралізації амоніаку масою 5,1 г. <i>Відповідь: 104,3 мл.</i>
19.	Яка маса амоній хлориду утвориться під час взаємодії хлороводню масою 7,3 г з амоніаком масою 5,1 г? Який газ залишиться в надлишку? <i>Відповідь: 10,7 г; надлишок амоніаку 1,7 г.</i>
20.	До розчину, що містить 3,88 г суміші калій броміду і натрій йодиду, додали 78 мл 10%-вого розчину аргентум нітрату (густина 1,09 г/мл). Осад, що випав, відфільтрували. Фільтрат може взаємодіяти з 13,3 мл хлоридної кислоти, концентрація якої 1,5 моль/л. Визначте масові частки солей у вихідній суміші та об'єм хлороводню (за нормальних умов),

	необхідний для виготовлення використаної хлоридної кислоти. <i>Відповідь: 61,3 % KBr; 38,7 % NaI; 448 мл HCl.</i>
21.	Через трубку з сумішню порошків натрій хлориду та натрій йодиду масою 3 г пропустили 1,3 л хлору за температури 42 °C і тиску 101,3 кПа. Речовину, що утворилась у трубці, прожарили за температури 300 °C, після чого залишилося 2 г речовини. Визначте масові частки солей у вихідній суміші. <i>Відповідь: 54,8 % NaI; 45,2 % NaCl.</i>
22.	Для окиснення 2,17 г сульфїту лужноземельного металу додали хлорну воду, що містить 1,42 г хлору. До суміші, що утворилася, додали надлишок калій бромїду, внаслідок чого виділилось 1,6 г брому. Визначте склад осаду, що міститься в суміші, і розрахуйте його масу. <i>Відповідь: 2,33 г BaSO₄.</i>
23.	До підкисленого розчину, що містить 0,543 г деякої солї, у складї якої Літїй, Хлор і Оксиген, додали розчин натрій йодиду до припинення виділення йоду. Маса йоду, що утворилася, дорівнює 4,57 г. Встановїть формулу солї. На скїльки відсотків зменшиться маса твердої речовини за повного термічного розкладання вихідної солї? <i>Відповідь: LiClO₃, на 53,0 %.</i>
24.	Під час нагрївання бертолетової солї за відсутності каталїзатора її розклад відбувається одночасно за двома напрямками: а) з утворенням кисню; б) з утворенням калїй хлорату. Розрахуйте, яка частина (у відсотках від вихідної солї) розклалася за реакціями а) і б), якщо в результатї повного розкладання бертолетової солї добули 33,5 г калїй хлориду. <i>Відповідь: з утворенням O₂ – 66,7 %; з утворенням KClO₄ – 33,3 %.</i>
25.	Через 75 г гарячого 10%-вого розчину мурашиної кислоти пропускали газоподібний хлор до того часу, поки масові частки обох кислот у розчинї не стали однаковими. Визначте, яка кїлькїсть речовини (моль) кожної сполуки в суміші, що утворилася, припадає на 1 моль води. <i>Відповідь: 0,0267 моль HCOOH і 0,0336 моль HCl.</i>

2.8. Елементи групи ІВ

До побїчної пїдгрупи І групи належать елементи Купрум, Аргентум і Аурум. Кожен із них у своєму перїодї є передостаннім *d*-елементом. Отже, в зовнїшньому електронному шарї атомів елементів пїдгрупи Купруму в (*n* – 1)

d -стані повинно знаходитися по дев'ять електронів. Оскільки цей підрівень близький до завершення, то енергетично вигідним є перехід одного з s -електронів із зовнішнього шару в $(n - 1)$ d -стан. Тому атоми Cu , Ag , Au на зовнішньому електронному шарі містять по одному електрону, а в попередньому – по 18 електронів ($s^2p^6d^{10}$).

У разі збудження атомів Cu , Ag , Au в утворенні хімічного зв'язку можуть брати участь один або два d -електрони передостаннього електронного шару, оскільки завершення d -підрівня атомів цих елементів відбувається внаслідок переходу зовнішнього s -електрона, і повна стабілізація 18-електронної структури не відбувається. Відповідно до цього елементи підгрупи Купруму виявляють ступені окиснення не тільки +1, а й +2 та +3. Зі збільшення кількості протонів хімічна активність елементів підгрупи Купруму послаблюється. Отже, Купрум є найактивнішим металом у своїй підгрупі, а Аурум – найпасивнішим.

Купрум

Cu ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$; (+1; +2); $Ar (Cu)=63,55$.

Купрум існує як у зв'язаному, так і у вільному стані. Маса найбільших самородків міді сягає сотень кілограмів. Уміст Купруму в земній корі становить $4,7 \cdot 10^{-3}$ мас. %.

Із природних сполук Купруму найбільше значення мають такі мінерали: мідний колчедан $CuFeS_2$, мідний блиск Cu_2S , куприт Cu_2O , малахіт $(CuOH)_2CO_3$. Природний Купрум складається з двох стабільних нуклідів: ^{63}Cu (69 %) і ^{65}Cu (31 %).

Фізичні та хімічні властивості

Чиста мідь – це м'який, блискучий метал рожевого кольору, легко піддається прокатуванню в тонкі листи. Мідь має дуже високі електро- і теплопровідність, тому її широко застосовують у електротехніці (для виготовлення проводів і кабелів). Із міді виготовляють різну промислову

апаратуру: котли, перегонні куби тощо. Широко застосовують також сплави міді, найважливішим з яких є латуні (сплави міді з 20–50 % цинку, а також іншими металами), бронзи (сплави міді з оловом, берилієм, алюмінієм та іншими металами) і мідно-нікелеві сплави.

Усі сплави міді мають високу стійкість проти атмосферної корозії.

Кристали міді мають гранецентровані кубічні ґратки.

У газоподібному стані атоми Купруму частково сполучаються в молекули Cu_2 (енергія дисоціації молекул становить 174,3 кДж/моль).

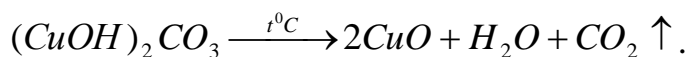
Мідь – малоактивний метал, у ряді електрохімічних потенціалів вона стоїть після водню, отже, нездатна витіснити водень із розбавлених розчинів кислот.

Мідь легко розчиняється в нітратній кислоті:



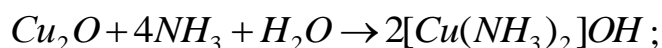
У сполуках Купрум виявляє ступені окиснення +1, +2, але характернішим для нього є ступінь окиснення +2. Сполуки Купруму зі ступенем окиснення +3 дуже нестійкі.

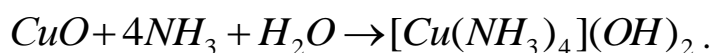
З воднем мідь безпосередньо не взаємодіє, з киснем утворює два оксиди – чорний CuO і червоний Cu_2O . Купруму(II) оксид CuO утворюється під час нагрівання міді до 400–500 °С за наявності кисню. CuO внаслідок нагрівання до температури понад 1100 °С розкладається на Купрум(I) оксид і кисень. Купруму(II) оксид зручно добувати термічним розкладанням основного карбонату купруму (малахіту):



Купруму(I) і Купруму(II) оксиди з водою не взаємодіють, розчиняються в кислотах з утворенням солей Купруму(I) і Купруму(II).

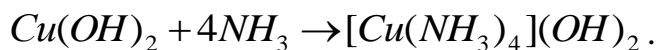
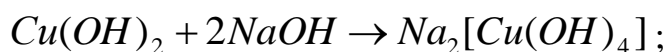
Оскільки для Купруму дуже стійкими є амінокомплекси, то Cu_2O і CuO легко розчиняються у водному розчині амоніаку:



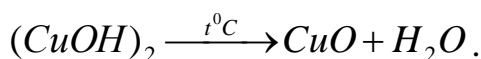


Під час сплавляння CuO з лугами утворюються темно-сині купрати $Me_2^{+1}CuO_2$.

Під дією лугів на розчини солей Купруму(II) осаджується синій гідроксид $Cu(OH)_2$. Це слабка основа, що виявляє також слабкі амфотерні властивості, вона розчиняється в концентрованих розчинах лугів з утворенням яскраво-синіх розчинів тетрагідроксокупратів $Me_2^{+1}[Cu(OH)_4]$ та амоніаку з утворенням сильної комплексної основи $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ – гідроксиду тетраамінкупруму(II):

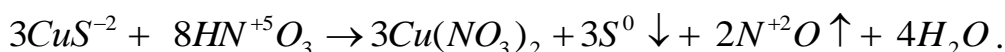


Усі солі Купруму(II), як солі слабкої основи, здатні сильно гідролізувати. Розчини солей Купруму(II) здебільшого мають кислу реакцію. Зі слабкими кислотами Купрум утворює основні солі; $Cu(OH)_2$ під час нагрівання легко розкладається:

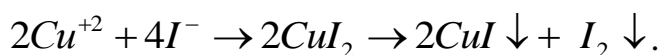


Мідь, як і її аналоги, краще сполучається з сіркою, ніж з киснем. У парі сірки мідь горить з утворенням чорного, нерозчинного у воді купруму(I) сульфїду Cu_2S .

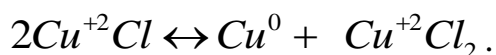
Під дією сірководню на розчинні солі Купруму(II) утворюється чорний осад купрум(II) сульфїду CuS . Осад не розчиняється в розбавлених розчинах хлоридної і сульфатної кислот, але розчиняється під час нагрівання у 2н розчині HNO_3 :



Найлегше мідь сполучається з галогенами, особливо з фтором. CuI_2 розкладається в момент утворення:



Для похідних Купруму(I) характерні реакції диспропорціонування:

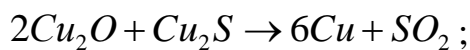


Із солей Купруму практично важливою є сіль $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – мідний купорос. Під час нагрівання мідний купорос зневоднюється. Зневоднений $CuSO_4$ – безбарвний. Мідний купорос застосовують у сільському господарстві для боротьби зі шкідниками і хворобами рослин, у виробництві мінеральних фарб та органічних барвників. Сполуки Купруму отруйні.

Одержання міді

Мідь одержують різними способами:

- пірометалургійним (із сульфідних руд):



- гідрометалургійними (розчинення мідних мінералів у розбавлених розчинах сульфатної кислоти або амоніаку).

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Напишіть повні рівняння реакцій, що відповідають послідовності перетворень:</p> $CuCl_2 \xrightarrow{Cu} X_1 \xrightarrow{NH_3(p-n)} X_2 \xrightarrow{K_2S} X_3 \xrightarrow{HNO_3(конц)} X_4.$ <p>Визначте невідомі речовини.</p> <p><i>Розв'язування.</i> Твердий купрум(II) хлорид реагує з міддю під час нагрівання в інертній атмосфері з утворенням купрум(I) хлориду (речовина X_1):</p> $CuCl_2 + Cu = 2CuCl.$ <p>Купрум(I) хлорид розчиняється у водному розчині амоніаку з утворенням амоніачного комплексу $[Cu(NH_3)_2]Cl$ (речовина X_2):</p> $CuCl + 2NH_3 = [Cu(NH_3)_2]Cl.$ <p>Калій сульфід руйнує комплекс $[Cu(NH_3)_2]Cl$ з утворенням погано</p>
----	--

	<p>розчинного Cu_2S (речовина X_3):</p> $2[Cu(NH_3)_2]Cl + K_2S = Cu_2S \downarrow + 4NH_3 + 2KCl.$ <p>Купрум(I) сульфід розчиняється під час нагрівання в концентрованій нітратній кислоті з утворенням купрум(II) нітрату (речовина X_4):</p> $Cu_2S + 14HNO_3 = 2Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + 10NO_2 + 6H_2O.$ <p>Отже, $X_1 - CuCl$; $X_2 - [Cu(NH_3)_2]Cl$; $X_3 - Cu_2S$; $X_4 - Cu(NO_3)_2$.</p>
2.	<p>Визначте концентрацію купрум(II) сульфату в розчині, який утворюється під час розчинення 100 г мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ в 400 г 4%-вого розчину купрум(II) сульфату.</p> <p><i>Розв'язування.</i> У 1 молі або 250 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ міститься 160 г $CuSO_4$ та 90 г H_2O. У 400 г 4%-вого розчину, який містить $400 \cdot 0,04 = 16$ г $CuSO_4$, розчинили 100 г або $100/250 = 0,4$ моля мідного купоросу, який містить $0,4 \cdot 160 = 64$ г $CuSO_4$.</p> <p>Маса утвореного розчину становить: $400 + 100 = 500$(г).</p> <p>Маса $CuSO_4$ в утвореному розчині становить: $16 + 64 = 80$ (г).</p> <p>Визначаємо концентрацію утвореного розчину: $(80 \cdot 100) / 500 = 16$ %.</p>

ЗАДАЧІ

1.	<p>Мідна руда містить малахіт $CuCO_3Cu(OH)_2$ і азурит $2CuCO_3Cu(OH)_2$. Яку масу міді можна одержати з руди масою 5 т, якщо масова частка малахіту становить 8,0 %, азуриту 3,6 %? Визначте масову частку міді в руді. <i>Відповідь:</i> 330,5 кг; 6,61 %.</p>
2.	<p>Під час пропускання постійного електричного струму крізь розчин купрум(II) сульфату, в який занурено інертні електроди, в розчині утворилася кислота, на повну нейтралізацію якої затрачено розчин об'ємом 16 мл з масовою часткою калій гідроксиду 6 % і густиною 1,05 г/мл. Яка маса міді одержана на катоді? <i>Відповідь:</i> 0,576 г.</p>
3.	<p>Із мідної руди масою 16 т, яка містить халькозин Cu_2S одержали метал масою 650 кг. Визначте масові частки Купруму й халькозину в руді, якщо масова частка Купруму в одержаному металі становить 98,46 %.</p> <p><i>Відповідь:</i> Купрум 4 %; халькозин 5 %.</p>

4.	Маємо суміш порошків заліза, алюмінію і міді масою 16 г. На одну половину суміші подіяли надлишком концентрованого розчину калій гідроксиду, одержавши газ об'ємом 3,36 л. До іншої половини суміші додали надлишок хлоридної кислоти. При цьому виділився газ об'ємом 4,48 л. Визначте масові частки металів у суміші. <i>Відповідь: Алюміній 33,75 %; Ферум 35 %; Купрум 31,25 %.</i>
5.	На суміш міді і купрум(II) оксиду масою 75 г подіяли надлишком концентрованої нітратної кислоти. При цьому утворився газ об'ємом 26,88 л (за нормальних умов). Визначте масову частку купрум(II) оксиду у вихідній суміші. <i>Відповідь: 48,8 %.</i>
6.	До розчину купрум(II) сульфату масою 248 г додали порошок магнію масою 20 г. Через деякий час металевий осад зібрали і висушили. Його маса становила 28 г. Визначте масову частку магній сульфату в одержаному розчині. <i>Відповідь: 10 %.</i>
7.	Під час лабораторного аналізу суміші заліза, золота й міді спочатку 12 г її обробили концентрованою нітратною кислотою, одержавши 5,6 л газу бурого кольору. Потім таку саму наважку суміші обробили розчином хлоридної кислоти, одержавши 1,12 л водню. Встановіть масову частку золота в суміші. <i>Відповідь: 10 %.</i>
8.	При проведенні лабораторного аналізу зразка сплаву магнію з міддю виявилось, що при обробленні 30 г цього сплаву розчином сульфатної кислоти виділяється 1,12 л газу. Обчисліть масові частки міді й магнію у сплаві. <i>Відповідь: 4 % магнію; 96 % міді.</i>
9.	Для аналізу взяли 0,4 г порошкоподібної міді з домішками алюмінію. Зразок обробили надлишком розчину натрій гідроксиду, одержавши при цьому 28 мл водню. Визначте склад суміші у відсотках. <i>Відповідь: 5,4 % алюмінію; 94,6 міді %.</i>
10.	Скільки грамів купрум(II) сульфату було в розчині, якщо при взаємодії цинку з розчином цієї солі маса металу зменшилася на 0,04 г? <i>Відповідь: 6,4 г.</i>
11.	Скільки грамів меркурій(II) нітрату вступило в хімічну реакцію з мідною деталлю, якщо на кінець реакції її маса збільшилася на 5,48 г? <i>Відповідь: 13 г.</i>
12.	Який об'єм розчину з масовою часткою нітратної кислоти 10 % (густина 1,05 г/мл) необхідний для розчинення міді масою 2,5 г? <i>Відповідь: 62,5 мл.</i>
13.	Обчисліть, яка з мідних руд багатша на купрум: куприт Cu_2O , халькозин Cu_2S , халькопірит $CuFeS_2$ чи малахіт $CuCO_3 \cdot 3Cu(OH)_2$. <i>Відповідь: куприт.</i>

14.	Яка маса мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ і води необхідна для виготовлення 40 кг розчину з масовою часткою купрум(II) сульфату 20 %? <i>Відповідь: 12,5 кг $CuSO_4 \cdot 5H_2O$; 27,5 кг H_2O.</i>
15.	Яка масова частка речовин у розчині, що утворився після розчинення міді в надлишку розчину, в якому масова частка нітратної кислоти 17,8 %, якщо після закінчення реакції маси кислоти і солі стали рівними? <i>Відповідь: 9,2 % HNO_3; 9,2 % $Cu(NO_3)_2$.</i>
16.	У розчин, що містить 14,1 г купрум(II) нітрату і 14,6 г меркурій(II) нітрату, занурили кадмієву пластинку масою 50 г. На скільки відсотків збільшилася маса пластинки після повного виділення Купруму і Меркурію з розчину? <i>Відповідь: на 0,8 %.</i>
17.	В якому співвідношенні за масою необхідно взяти дві наважки міді, аби внаслідок внесення однієї в концентровану сульфатну кислоту, а другої – в розведену нітратну кислоту виділились рівні об'єми газів? <i>Відповідь: 2:3.</i>
18.	Мідну пластинку масою 13,2 г занурили в 300 г розчину ферум(III) нітрату з масовою часткою солі 0,112. Після деякого витримування пластинки в розчині її вийняли та зважили. З'ясувалося, що масова частка ферум(III) нітрату стала дорівнювати масовій частці солі купруму, яка утворилась. Визначте масу пластинки після того, як її вийняли з розчину. <i>Відповідь: 10 г.</i>
19.	Залізну пластинку масою 5,2 г протягом тривалого часу витримували в розчині, що містив 1,6 г купрум(II) сульфату. Після закінчення реакції пластинку вийняли з розчину і висушили. Якою стала її маса? <i>Відповідь: 5,28 г.</i>
20.	Залізну пластинку масою 100 г занурили у 250 г 20%-вого розчину $CuSO_4$. Через деякий час пластинку вийняли, промили, висушили і зважили; її маса виявилася рівною 102 г. Розрахуйте масові частки речовин у розчині після вилучення з нього пластинки. <i>Відповідь: 15,3 % $FeSO_4$; 4,0 % $CuSO_4$.</i>
21.	У розчині масою 100 г, що містить суміш хлоридної і нітратної кислот, розчиняється максимум 24 г купрум(II) оксиду. Після випарювання розчину і прожарювання маса залишку складає 29,5 г. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються, і визначте масові частки хлоридної і нітратної кислот у вихідному розчині. <i>Відповідь: 7,3 % HCl; 25,2 % HNO_3.</i>
22.	Електроліз 400 мл розчину з масовою часткою купрум(II) сульфату 6 % (густина 1,02 г/мл) продовжували до того часу, поки маса розчину не зменшилась на 10 г. Визначте масові частки сполук у розчині, що

	залишився, і маси продуктів, що виділились на інертних електродах. <i>Відповідь: 3,1 % H_2SO_4; 1,12 % $CuSO_4$; 8 г Cu; 2 г O_2.</i>
23.	200 г розчину з масовою часткою купрум(II) сульфату 32 % піддали електролізу струмом силою 1 А до повного осадження міді. Обчисліть: а) час, протягом якого вся мідь осіла на катоді; б) масову частку сульфатної кислоти в розчині, що залишився після закінчення електролізу. <i>Відповідь: а) 77200 с; б) 23,3 %.</i>
24.	У результаті розчинення 3,0 г сплаву міді зі сріблом у концентрованій нітратній кислоті добули 7,24 г нітратів. Визначте масові частки металів у сплаві. <i>Відповідь: 64 % Cu; 36 % Ag.</i>
25.	Унаслідок розчинення срібла у 53%-вій нітратній кислоті масова частка кислоти зменшилася до 46 %. У добутому розчині кислоти розчинили мідь, у результаті масова частка кислоти зменшилася до 39 %. Визначте масові частки солей у розчині, що утворився. <i>Відповідь: 7,55 % $AgNO_3$; 5,5 % $Cu(NO_3)_2$.</i>

2.9. Елементи групи ІВ

До побічної підгрупи ІІ групи належать елементи Цинк Zn , Кадмій Cd , Меркурій Hg . Zn , Cd і Hg – повні аналоги; це останні d -елементи, кожен у своєму періоді. Завдяки більш високому заряду ядер атомів елементів підгрупи Цинку, порівняно з передуючими в періодах атомами Cu , Ag , Au , зв'язок d -електронів у атомах Zn , Cd , Hg з ядром міцніший. Тому елементи підгрупи Цинку виявляють у сполуках ступінь окиснення не вищий ніж +2.

Активність елементів підгрупи Цинку збільшується знизу вгору.

Особлива стійкість псевдоінертногазової $6s^2$ -електронної конфігурації зумовлює дуже високий потенціал йонізації Меркурію, він вищий, ніж у решти d -елементів. Цією особливістю Меркурію і пояснюється його істотна відмінність від Цинку і Кадмію, існує ряд похідних йона Hg_2^{2+} , в яких атоми Меркурію сполучені між собою ковалентними зв'язками $Hg-Hg$. Йони Hg_2^{2+} стійкі у водних розчинах.

Цинк

Zn ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$; (+2); $Ar (Zn) = 65,39$.

Уміст Цинку в земній корі становить $2 \cdot 10^{-2}$ мас.%. У вільному стані *Zn* як активний метал у природі не існує. Зустрічається він у вигляді цинкової обманки *ZnS*, значно рідше у вигляді мінералу галмею, або смітсону, *ZnCO₃*. Цинк входить до складу деяких рослин (у подорожнику його приблизно 0,02 %, у фіалці – майже 0,05 %). В організмі людини Цинк накопичується в зубах (близько 0,02 %), його виявлено у складі панцирів деяких тварин, наприклад черепах.

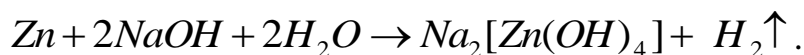
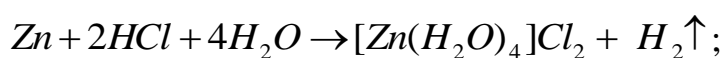
Природний цинк – це суміш п'яти стабільних ізотопів з масовими числами 64,66–68,70.

Фізичні та хімічні властивості цинку

Цинк – блакитно-сріблястий метал, досить м'який, крихкий, кристалізується в гексагональних ґратках, плавиться за температури 419 °С. Цинк на повітрі вкривається захисною плівкою (плівка містить і карбонат).

Цинк знаходить широке застосування. Ним вкривають поверхні залізних і сталевих виробів, його використовують для виготовлення сплавів (латуні, дюралю), друкарських кліше, гальванічних елементів. Цинк застосовують як відновник під час добування силіцію, бору.

Цинк, згідно з його розміщенням у ряду електрохімічних потенціалів, належить до хімічно активних металів, він легко розчиняється в кислотах і лугах:



Вода майже не діє на цинк, хоча він стоїть у ряду електрохімічних потенціалів до водню. Пояснюється це тим, що гідроксид цинку, який утворюється на поверхні цинку під час взаємодії його з водою, практично не розчиняється у воді.

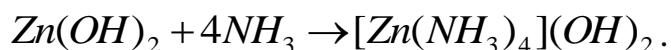
Під час нагрівання цинкового пилу в кисні цинк займається і горить зеленкувато-білим полум'ям з утворенням оксиду *ZnO* білого кольору. Оксид цинку досить стійкий проти дії води і повітря, тому його

використовують як білу фарбу (цинкове білило), а також вводять до складу пудри. Значну кількість ZnO використовують у фармацевтичній промисловості для виготовлення присипок, гігієнічних паст, мазей. ZnO застосовують як каталізатор синтезу органічних речовин.

Цинк оксид у воді не розчиняється, відповідний йому гідроксид $Zn(OH)_2$ можна добути непрямим способом під дією лугів на розчинні солі Цинку.

$Zn(OH)_2$, як і ZnO – амфотерна сполука. Взаємодіючи з розчинами лугів, утворює гідроксоцинкати (наприклад, $Na_2[Zn(OH)_4]$), під час сплавлення з лугами або основними оксидами – цинкати (Me_2ZnO_2).

Цинк здатний до комплексоутворення. Особливо стійкими є комплексні амоніакати цинку. Гідроксид цинку розчиняється в амоніаку з утворенням комплексного йона $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$:

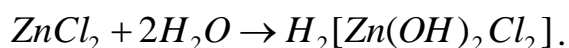


Унаслідок цієї реакції утворюється комплексна основа, яку за ступенем дисоціації можна віднести до лугів.

Цинк має підвищену реакційну здатність до галогенів і сірки.

Галогеніди сірки добувають прямим синтезом, а також під час взаємодії цинк оксиду з галогеноводневими кислотами. Сполуки типу ZnF_2 добре розчиняються у воді, за винятком ZnF_2 . Галогеніди цинку мають сольову природу і, як солі слабкої кислоти, у водних розчинах сильно гідролізують.

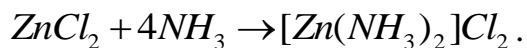
Хлорид цинку на повітрі розпливається, приєднуючи дві молекули води, і набуває властивостей кислоти:



Концентрований розчин цинк хлориду («травлена» хлоридна кислота) застосовують для очищення поверхонь металів під час паяння.

Кислота $H_2[Zn(OH)_2Cl_2]$ здатна розчиняти клітковину, тому концентровані розчини $ZnCl_2$ використовують у виробництві рослинного пергаменту.

Під дією амоніаку на галогеніди цинку утворюються амонійні комплекси:



Прямим синтезом під дією сірководню на розчини солей Цинку можна добути білий сульфід цинку ZnS . Він існує у двох кристалічних модифікаціях, використовується як складова частина малярської фарби ліпотон. ZnS у воді не розчиняється.

Завдяки акцепторній здатності йонів Zn^{2+} Цинк утворює ряд комплексних сполук, для яких є характерним координаційне число 4 і тетраедричне розміщення лігандів. Можуть утворюватися й комплексні сполуки Цинку з координаційним числом 6. Найбільш поширеними є амоніакати та галогеніди цинку.

Слід зазначити, що здатність Цинку до комплексоутворення нижча, ніж у його аналогів – Кадмію і Меркурію.

Одержання цинку

Цинк одержують декількома способами:

- випалюванням збагаченого концентрату ZnS :

$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$; цинк оксид, що утворився, відновлюють вуглецем: $ZnO + C \rightarrow Zn + CO$;

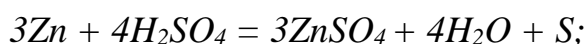
- гідрометалургійним способом (цинкові руди випалюють, обробляють розбавленим розчином H_2SO_4 , потім піддають електролізу).

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Газ, що виділився в результаті дії цинку масою 2,0 г на 18,7 мл 14,6 % хлоридної кислоти (густина розчину 1,07 г/мл), пропустили над нагрітим купрум(II) оксидом масою 4,0 г. Яка маса твердої суміші, що утворилась?</p> <p><i>Розв'язування.</i> У процесі взаємодії цинку з хлоридною кислотою виділяється водень:</p> $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow,$ <p>який під час нагрівання відновлює купрум(II) оксид до міді:</p> $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}.$ <p>Знайдемо кількості речовин у першій реакції:</p> $m(p - \text{нуHCl}) = 18,7 \cdot 1,07 = 20,0 \text{ г},$ $m(\text{HCl}) = 20,0 \cdot 0,146 = 2,92 \text{ г},$ $\nu(\text{HCl}) = 2,92 / 36,5 = 0,08 \text{ моль},$ $\nu(\text{Zn}) = 2,0 / 65 = 0,031 \text{ моль}.$ <p>Цинк міститься в нестачі, тому кількість речовини водню дорівнює:</p> $\nu(\text{H}_2) = \nu(\text{Zn}) = 0,031 \text{ моль}.$ <p>У другій реакції в нестачі міститься водень, оскільки</p> $\nu(\text{CuO}) = 4,0 / 80 = 0,05 \text{ моль}.$ <p>В результаті реакції 0,031 моля CuO перетворюється в 0,031 моля Cu і втрата маси становитиме:</p> $m(\text{CuO}) - m(\text{Cu}) = 0,031 \cdot 80 - 0,031 \cdot 64 = 0,50 \text{ г}.$ <p>Маса твердої суміші CuO з Cu після пропускання водню дорівнює</p> $4,0 - 0,5 = 3,5 \text{ г}.$
2.	<p>Чому для добування водню рекомендується обробляти цинк розведеною соляною кислотою, а не сульфатною кислотою?</p> <p><i>Розв'язування.</i> У результаті взаємодії цинку з HCl утворюється лише одна газоподібна речовина – водень. Йони Cl⁻ у цьому випадку</p>

відновлюватися не можуть.

Під час взаємодії цинку із сульфатною кислотою відновлюватися можуть, крім йонів H^+ , також йони або молекули сульфатної кислоти, що містять Сульфур зі ступенем окиснення +6. У результаті водночас із реакцією $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$ за досить високої концентрації H_2SO_4 і високої температури можуть перебігати й інші реакції:



Унаслідок цього H_2 може бути забруднений сульфур діоксидом або сірководнем.

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	Технічний цинк масою 1,32 г обробили надлишком розчину сульфатної кислоти. Водень, що виділився, зайняв за нормальних умов об'єм 448 мл. Визначте масову частку цинку в технічному металі. <i>Відповідь: 98,5 %.</i>
2.	У 50 г розчину сульфату двовалентного металу помістили цинкову пластинку. Через деякий час маса пластинки збільшилася на 0,8 г, а масова частка цинк сульфату в розчині становила 3,29 %. Визначте метал. <i>Відповідь: олово.</i>
3.	Цинкову пластинку помістили в розчин сульфату двовалентного металу. Через деякий час маса пластинки збільшилася на 1,41 г. До добутого розчину цинк сульфату долили розчин барій сульфату, в результаті чого утворився осад масою 6,99 г. Визначте метал. <i>Відповідь: кадмій.</i>
4.	У розчин, що містить 4,12 г двовалентного металу у вигляді сульфату, занурили цинкову пластинку. Після повного виділення металу маса пластинки збільшилася на 0,94 г. Визначте метал. <i>Відповідь: кадмій.</i>
5.	Яка маса ртуті виділилась на мідній деталі, яку на деякий час занурили в розчин ртуті нітрату, якщо маса деталі збільшилася на 1,5 г?

	<i>Відповідь: 0,7 г.</i>
6.	Суміш магній йодиду та цинк йодиду обробили надлишком бромної води, добутий розчин випарили. Маса сухого залишку виявилась у 1,445 раза меншою, ніж маса вихідної суміші. У скільки разів маса осаду, добутого після обробки такої самої суміші надлишком натрій карбонату, буде меншою, ніж маса вихідної суміші? <i>Відповідь: у 2,74 раза.</i>
7.	Невідомий метал масою 13 г повністю розчинили в надлишку дуже розведеної нітратної кислоти без виділення газу. В результаті обробки добутого розчину надлишком лугу і легкого нагрівання виділилось 1,12 л газу (за нормальних умов). З'ясуйте, який метал розчинили у розведеній нітратній кислоті. <i>Відповідь: цинк.</i>
8.	У розчин, що містить 14,64 г кадмій хлориду, занурили цинкову пластинку. Маса її зросла на 3,29 г. Визначте ступінь виділення Кадмію і склад солей, що утворились у розчині. <i>Відповідь: 87,5 % виділення Кадмію; 0,07 моль цинк хлориду, 0,01 моль кадмій хлориду.</i>
9.	Для повного розкладання деякої кількості цинк нітрату затратили 168 кДж теплоти. Добутий цинк оксид розчинили у 635,2 г розчину з масовою часткою калій гідроксиду 14,1 %. Обчисліть масову частку солі, яка утворилась у цій реакції. Тепловий ефект реакції розкладання цинк нітрату становить 210 кДж/моль. <i>Відповідь: 24,1 % $K_2[Zn(OH)_4]$.</i>
10.	Розрахуйте масу цинку і об'єм розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 25 % (густина 1,28 г/мл), які необхідні для добування водню, достатнього для відновлення 12,3 г нітробензену до аніліну. <i>Відповідь: 19,5 г Zn, 75 мл 25%-вого розчину NaOH.</i>
11.	Газ, що виділився в результаті дії 3,0 г цинку на 18,69 мл 14,6 % хлоридної кислоти (густина 1,07 г/мл), пропустили з нагріванням над 4,0 г купрум(II) оксиду. Розрахуйте, яким мінімальним об'ємом 19,6 % сульфатної кислоти (густина 1,14 г/мл) необхідно обробити добуту суміш, щоб виділити з неї металічну мідь? <i>Відповідь: 4,4 мл розчину H_2SO_4.</i>
12.	Газ, добутий у результаті випалювання 5,82 г цинк сульфід, пропустили через суміш 77,6 г розчину з масовою часткою калій хромату 10 % і 36,3 г розчину з масовою часткою калій гідрогенсульфату 30 %. Визначте масові

	частки речовин у кінцевій суміші. <i>Відповідь: 5,91 % K_2SO_4; 6,69 % $Cr_2(SO_4)_3$.</i>
13.	До 20 мл розчину $Na_2[Zn(OH)_4]$ з концентрацією 0,05 моль додали по краплинах розчин, що містить суміш хлороводню і бромоводню. Встановлено, що максимальна маса осаду утворилась після додавання 10 мл розчину. Якою стане маса осаду, якщо всього додати 12 мл розчину суміші кислот? <i>Відповідь: 79,2 мг.</i>
14.	Як здійснити такі перетворення: цинк \rightarrow цинк хлорид \rightarrow цинк гідроксид \rightarrow цинк нітрат?
15.	Обчисліть, скільки моль становить 1,3 кг цинку. <i>Відповідь: 20 моль.</i>
16.	Під час нагрівання меркурій(II) оксид розкладається на ртуть і кисень. Скільки грамів кисню виділиться при утворенні 8,04 г ртуті? <i>Відповідь: 0,64 г.</i>
17.	Розрахуйте масу цинку, необхідну для одержання 6,8 г цинк хлориду в реакції з хлором. <i>Відповідь: 3,25 г.</i>
18.	У надлишку хлоридної кислоти розчинили магній масою 6 г і цинк масою 6,5 г. Який об'єм водню, виміряний за нормальних умов, виділиться при цьому? <i>Відповідь: 7,84 л.</i>
19.	Коефіцієнт розчинності меркурій(II) хлориду за температури 60 °C дорівнює 0,149. Визначте масову частку меркурій(II) хлориду в насиченому розчині. <i>Відповідь: 13 %.</i>
20.	При зануренні в розчин мідного купоросу кадмієвої пластинки маса її зменшилася на 3 г. Визначте масу кадмію, що перейшов у розчин. <i>Відповідь: 7 г.</i>
21.	При розчиненні у сульфатній кислоті 5,24 г суміші купрум(II) оксиду і цинк оксиду утворилось 10,446 г безводних купрум(II) сульфату і цинк сульфату. Визначте склад суміші. <i>Відповідь: 2,5 г купрум(II) оксиду та 2,71 г цинк оксиду.</i>
22.	Обчисліть, яку масу технічного цинку, що містить 96 % чистого металу, і яку масу 27,5%-вого розчину хлороводню у воді потрібно взяти для одержання 1 т 45%-вого розчину цинк хлориду. <i>Відповідь: 224 кг технічного цинку, 878,3 кг розчину хлороводню.</i>
23.	Шматок мідного дроту масою 20,48 г деякий час витримували в розчині

	меркурій(II) нітрату, після чого маса дроту зросла до 26,84 г. Обчисліть масову частку купрум сульфату в розчині після реакції. <i>Відповідь: 2,97 г.</i>
24.	Після нагрівання суміші цинк нітрату та натрій нітрату масою 20,5 г газів, що утворилися, були пропущені через воду, причому 1,12 л газової суміші (за нормальних умов) не поглинулося. Визначте склад суміші нітратів. <i>Відповідь : 8,5 г натрій нітрату, 12,0 г цинк нітрату.</i>
25.	В якому масовому відношенні треба взяти дві наважки одного і того ж самого металу: а) цинкового пилу; б) алюмінію, щоб при внесенні однієї наважки до розчину лугу, а іншої – до розчину хлоридної кислоти, виділилися рівні об'єми газів? <i>Відповідь: 1:1.</i>

2.10. Елементи групи VIII

Побічна підгрупа VIII групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва охоплює три триади *d*-елементів. Першу триаду утворюють елементи Ферум, Кобальт, Нікол; другу – Рутеній, Родій, Паладій; третю – Осмій, Іридій, Платина. На зовнішньому енергетичному рівні ці елементи мають 2 електрони; всі вони виявляють металічні властивості. Ферум, Кобальт, Нікол дуже подібні між собою і разом з тим значно відрізняються від елементів другої і третьої триад. Тому елементи Ферум, Кобальт, Нікол віднесені до родини Феруму, а елементи двох інших триад, які подібні до Платини, об'єднані в родину платиноїдів, які малоактивні за своїми властивостями.

Ферум

$Fe; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2; (+2; +3; +4; +5; +6); Ar(Fe) = 55,84.$

Ферум – найпоширеніший після Алюмінію елемент на земній кулі: його вміст у земній корі становить 4 мас.%. Іноді трапляється в природі у вільному стані (метеоритного походження). Природний Ферум складається з чотирьох стабільних ізотопів.

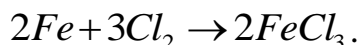
Найважливішими рудами заліза є магнітний залізняк Fe_3O_4 , червоний залізняк Fe_2O_3 , бурий залізняк $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$, шпатовий залізняк (сидерит) $FeCO_3$, залізний колчедан (пірит) FeS_2 .

Фізичні та хімічні властивості

Залізо – сріблясто-білий, м'який та пластичний метал, здатний проводити електричний струм. Виражена парамагнітність, залізо притягується магнітом, намагнічується і тому називається феромагнітним. Залізо існує у вигляді чотирьох алотропних видозмін (α -, β -, γ -, δ -залізо), кожна з них має певний інтервал термодинамічної стійкості. Залізо і сплави становлять основу сучасної техніки. Постійні магніти виготовляють із сплаву заліза з алюмінієм, який має феромагнітні властивості.

Залізо – метал середньої активності. Характерні ступені окиснення +2 і +3.

Під час нагрівання залізо взаємодіє з сіркою, галогенами, киснем, фосфором. З багатьма металами Ферум утворює сплави (у деяких випадках з утворенням інтерметалічних хімічних сполук). Сухий хлор із залізом не взаємодіє, тому його зберігають у сталевих балонах. За наявності вологи Ферум енергійно взаємодіє з хлором:



Зі Сульфуром Ферум утворює сульфід FeS , що має чорне забарвлення.

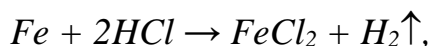
Із воднем Ферум не утворює стехіометричних сполук, однак здатен вбирати значні кількості водню, особливо у високодисперсному стані.

За невисоких температур залізо утворює з азотом нітриди Fe_2N , проте в разі сильного нагрівання ці сполуки розкладаються.

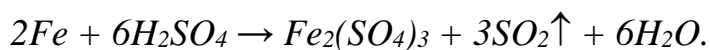
Залізо у подрібненому стані здатне самозайматися на повітрі за звичайних умов.

Найважливіші із сполук елементів родини Феруму – оксиди та солі.

Хлоридна і розведена сульфатна кислоти окиснюють залізо до $Fe(II)$:



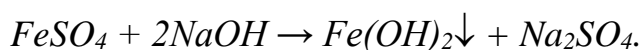
концентровані нітратна та сульфатна кислоти, а також «царська горілка» – до $Fe(III)$:



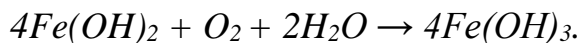
Під дією димлячої нітратної кислоти на холоді залізо пасивується з утворенням на поверхні оксидного шару. Водні розчини лугів на залізо не діють.

Для Феруму характерні два ряди сполук: сполуки Феруму(II) та сполуки Феруму(III). До першого ряду належить ферум(II) оксид FeO , до другого – ферум(III) оксид Fe_2O_3 .

Ферум(II) оксид взаємодіє з кислотами з утворенням солей, тобто виявляє основні властивості. Ферум(II) гідроксид $Fe(OH)_2$ одержують дією лугів на розчини солей Феруму(II):

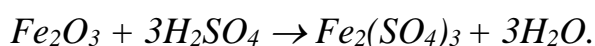


Ферум(II) гідроксид легко окиснюється киснем повітря до червоно-бурого ферум(III) гідроксиду:

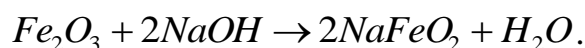


Як оксид, так і гідроксид Феруму(III) є амфотерними сполуками.

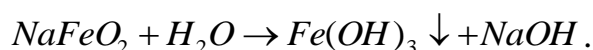
Ферум(III) оксид Fe_2O_3 – червоно-бурий порошок. З кислотами утворює солі Феруму(III):



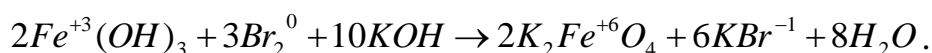
У процесі сплавлення з лугами утворюються ферити:



Під дією води ферити повністю гідролізують:



Крім ступенів окиснення +2 та +3, Ферум може виявляти ступінь окиснення +6. Під дією сильних окисників у лужному середовищі $Fe(OH)_3$ або Fe_2O_3 утворюють ферати (солі фератної кислоти H_2FeO_4), наприклад:



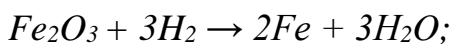
Ферати лужних металів здатні розчинятися у воді з утворенням розчинів, забарвлених у червоний колір. Погано розчиняються у воді ферати лужно-земельних металів. Ферати – дуже сильні окисники, сильніші за $KMnO_4$, тому вони, а особливо їх розчини погано зберігаються.

Ферум є комплексоутворювачем. Із комплексних сполук Феруму особливий інтерес викликають калій гексаціаноферат(II) (жовта кров'яна сіль) $K_4[Fe(CN)_6]$ та калій гексаціаноферат(III) (червона кров'яна сіль) $K_3[Fe(CN)_6]$, які одержують дією калій ціаніду на ферум хлорид.

Одержання заліза

Залізо одержують декількома способами:

- відновленням воднем ферум(III) оксиду за високої температури:



- алюмотермічним або кремнійтермічним відновленням $Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$.

Приклади розв'язування задач

1.	<p>Залізну пластинку масою 5,2 г протягом тривалого часу витримували в розчині, що містить 1,6 г купрум(II) сульфату. Після закінчення реакції пластинку вийняли з розчину і висушили. Якою стала її маса?</p> <p><i>Розв'язування.</i> Ферум у ряді активності стоїть лівіше від Купруму, тому залізо буде витискувати мідь з розчинів солей Купруму:</p> $Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu \downarrow + FeSO_4.$ <p>Мідь, що виділяється, осідає на залізній пластинці.</p> <p>Кількість речовини</p> $\nu(FeSO_4) = 1,6/160 = 0,01 \text{ моль}, \quad \nu(Fe) = 5,2/56 = 0,093 \text{ моль}.$ <p>Купрум (II) сульфат міститься в нестачі. В реакцію вступило 0,01 моль <i>Сu</i>.</p> <p>Маса пластинки після реакції дорівнює:</p> $m = 5,2 + m(Cu) - m(Fe) = 5,2 + 0,01 \cdot 64 - 0,01 \cdot 56 = 5,28 \text{ г}.$
2.	Для виробництва чавуну використовують червоний залізняк, формула якого

Fe_2O_3 . Скільки молів становлять 240 т цієї речовини?

Розв'язування. Записуємо формулу, яка показує співвідношення між кількістю речовини та її масою,

$$\nu = \frac{m}{M};$$

Знаходимо молярну масу ферум(III) оксиду:

$$M(Fe_2O_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ г/моль} = 0,16 \text{ кг/моль}.$$

Підставляємо значення у початкову формулу:

$$\nu(Fe_2O_3) = \frac{24000 \text{ кг}}{0,16 \text{ кг/моль}} = 150000 \text{ моль}.$$

3. При титруванні ферум(II) сульфату в присутності сульфатної кислоти витратили 50 мл 1 M_E розчину $KMnO_4$ (в 1 л M_E розчину $KMnO_4$ міститься 1/5 моля $KMnO_4$). Скільки грамів $FeSO_4$ містилось у розчині?

Розв'язування. Реакція, яка використовується для визначення вмісту ферум(II) сульфату, перебігає згідно з рівнянням:



Моль-еквівалент $KMnO_4$ у цій реакції рівний 1/5 M ($KMnO_4$), а моль-еквівалент солі $FeSO_4$ дорівнює її молекулярній масі:

$M_E(FeSO_4) = M(FeSO_4) = 151,92 \text{ г/моль-екв}$. Тобто 1 молю $FeSO_4$ необхідно для реакції 1/5 або 0,2 M $KMnO_4$.

В 50 мл 1 M_E (0,2 M) розчину $KMnO_4$ містяться

$0,05 \cdot 1 \text{ моль-екв/л} = 0,05 \text{ моль-екв } KMnO_4$, які вступають в реакцію з 0,05 моль-еквівалентами $FeSO_4$, отже, в розчині містилось

$$0,05 \text{ моль-екв} \cdot 151,92 \text{ г/моль-екв} = 7,596 \text{ г } FeSO_4.$$

Відповідь: 7,596 г.

Вправи та задачі для самоконтролю

1.	У ферум карбіді масова частка карбону становить 6,67 %. Визначте формулу ферум карбіду. <i>Відповідь: Fe₃C.</i>
2.	Визначте формулу сполуки, якщо масові частки речовин, які входять до її складу, становлять: кристалізаційної води – 40,10 %, Феруму –13,86 %, Нітрогену–10,40 %, Оксигену, не враховуючи того, що входить до кристалізаційної води –35,64 %. <i>Відповідь: Fe(NO₃)₃·9H₂O.</i>
3.	На відновлення ферум оксиду масою 11,6 г до металу витратили водень об'ємом 4,48 л (за нормальних умов). Визначте формулу ферум оксиду. <i>Відповідь: Fe₃O₄.</i>
4.	Дією водного розчину амоніаку на розчин, що містить ферум хлорид масою 3,81 г, одержали ферум гідроксид, маса якого становить 2,70 г. Визначте формулу ферум хлориду. <i>Відповідь: FeCl₂.</i>
5.	Залізну пластинку масою 20,4 г занурили в розчин купрум(II) сульфату. Яка маса заліза перейшла в розчин до того моменту, коли маса пластинки становила 2,0 г? <i>Відповідь: 11,2 г.</i>
6.	Визначте мінімальний об'єм розчину з масовою часткою нітратної кислоти 80 % і густиною 1,45 г/мл, який потрібен для розчинення срібла, одержаного під час взаємодії зразка заліза масою 2,8 г з розчином, який містить аргентум нітрат масою 24 г. <i>Відповідь: 10,86 мл.</i>
7.	Зразок ферум оксиду масою 32 г відновили до металу карбон(II) оксидом. Визначте формулу ферум оксиду, якщо об'єм CO, що вступив у реакцію, становив за нормальних умов 13,44 л. <i>Відповідь: Fe₂O₃.</i>
8.	На часткове відновлення ферум(III) оксиду масою 120 г затратили водень об'ємом 5,6 л (за нормальних умов). Який ферум оксид утворився внаслідок реакції? <i>Відповідь: Fe₃O₄.</i>
9.	Унаслідок реакції між залізом масою 22,4 г і хлором об'ємом 15,68 л (за нормальних умов) одержали ферум(III) хлорид, який розчинили у воді

	масою 500 г. Визначте масову частку $FeCl_3$ в одержаному розчині. <i>Відповідь: 11,5 %.</i>
10.	Залізо масою 14 г сплавили із сіркою масою 4,8 г. До одержаної суміші речовин додали надлишок хлоридної кислоти. Які гази при цьому утворилися? Визначте об'єми цих газів, виміряних за нормальних умов. <i>Відповідь: H_2 об'ємом 2,24 л; H_2S об'ємом 3,36 л.</i>
11.	Складіть рівняння реакцій хімічних перетворень: $Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow FeS$; $Fe \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3$; $FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow NaFeO_2$.
12.	Який об'єм 2М розчину сульфатної кислоти є необхідним для того, щоб розчинити залізо масою 10 г? <i>Відповідь: 89 мл.</i>
13.	Яка масова частка кристалізаційної води міститься в 69,5 г $FeSO_4 \cdot 7H_2O$? <i>Відповідь: 31,5 %.</i>
14.	Скільки натрій гідроксиду потрібно для повного осадження йонів $Fe(II)$ із 2 г ферум(II) сульфату? <i>Відповідь: 1,05 г.</i>
15.	Нікель одержують відновленням нікель(II) оксиду вуглецем за реакцією $NiO + C = Ni + CO$. Яка маса вугілля необхідна для одержання нікелю масою 354 г, якщо масова частка вуглецю у вугіллі становить 92 % і для реакції потрібен подвійний надлишок вуглецю? <i>Відповідь: 156,5 г.</i>
16.	Який мінімальний об'єм розчину з масовою часткою хлороводню 20 % і густиною 1,1 г/мл потрібен для розчинення суміші цинку і нікелю масою 49 г, якщо масова частка нікелю в суміші становить 60,2 %? <i>Відповідь: 265,5 мл.</i>
17.	Залізну дротину помістили в розчин нітрату одновалентного металу. Через деякий час маса дротини збільшилась на 0,9 г, а маса ферум(II) нітрату становила 0,9 г. Визначте метал. <i>Відповідь: срібло.</i>
18.	Скільки грамів ферум(II) хлориду утвориться при взаємодії залізної пластинки з розчином купрум(II) хлориду, якщо маса пластинки збільшилась на 0,08 г? <i>Відповідь: 1,35 г.</i>

19.	У розчин мідного купоросу занурили залізну пластинку. Яка маса міді виділилась на пластинці, якщо маса пластинки збільшилася на 0,4 г? <i>Відповідь: 3,2 г.</i>
20.	Маса магнієвої дротини, поміщеної в розчин нікол сульфату, за деякий час збільшилася на 0,6 г. Яка маса нікелю виділилася з розчину? <i>Відповідь: 1,01 г.</i>
21.	Маса залізної пластинки, зануреної в розчин купрум(II) сульфату, за деякий час збільшилася на 1,2 г. Визначте масу купрум(II) сульфату, яка прореагувала. <i>Відповідь: 24 г.</i>
22.	Залізну пластинку помістили в розчин купрум(II) сульфату. Через деякий час пластинку зважили і виявилось, що її маса збільшилася на 1,2 г. визначте масу міді, яка виділилася на пластинці. <i>Відповідь: 9,6 г.</i>
23.	До 50 мл розчину з масовою часткою ферум(III) хлориду 10 % (густина 1,09 г/мл) додали калій гідроксид масою 5,0 г. Осад, що утворився, відфільтрували і прожарили. Обчисліть масу твердого осаду. <i>Відповідь: 2,38 г Fe₂O₃.</i>
24.	Визначте масову частку речовини в розчині, що утворився в результаті взаємодії 150 мл розчину хлоридної кислоти з масовою часткою хлороводню 20 % (густина 1,1 г/мл) спочатку з 10 г залізної окалини Fe ₃ O ₄ , а потім з надлишком заліза. <i>Відповідь: 29,8 % FeCl₂.</i>
25.	До 10 мл розчину, що містить суміш двох сульфатів феруму, додавали 1,25М розчин амоніаку до припинення випадання осаду. Всього затратили 4,0 мл розчину. Осад відфільтрували і прожарили до сталої маси, яка дорівнює 152 мг. Знайдіть молярні концентрації солей у вихідному розчині (всі процедури проводили в атмосфері інертного газу). <i>Відповідь : 0,1М FeSO₄; 0,05М Fe₂(SO₄)₃.</i>

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Цветкова Л.Б. Неорганічна хімія: навчальний посібник. (2019). Львів: Новий Світ – 2000. 352 с.
2. Цветкова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі. (2010). Львів: Магнолія. 398 с.
3. Буря О.І., Чигвінцева О.П. (2005). Біонеорганічна хімія. Дніпропетровськ: Пороги. 359 с.
4. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключєва Р.Г. (2017). Загальна та неорганічна хімія: підручник для студентів вищих навчальних закладів. Харків: НФаУ: Золоті сторінки. 512 с.
5. Гомонай В.І., Мільович С.С. (2016). Загальна та неорганічна хімія: підручник. Вінниця: Нова книга. 448 с.
6. Петрушина Г.О., Пугач Л.І., Завріна С.В. (2016). Загальна та неорганічна хімія. Дніпропетровськ: Пороги. 328 с.
7. Панасенко О.І. [та ін.]. Загальна хімія: підручник. (2015). Запоріжжя: Вид-во ЗДМУ. 422 с.
8. Левітін Є.Я., Ведерникова І.О., Коваль А.О., Криськів О.С. (2017). Біоактивність неорганічних сполук: навч. посібн. для аудит. та самост. роботи студентів / за ред. проф. Є.Я. Левітіна. Харків: НФаУ. 83 с.
9. Загальна та неорганічна хімія: навчальний посібник для студентів закладів вищої освіти. Є.Я. Левітін, І.О. Ведерникова, О.В. Антоненко та ін.; за ред. Є.Я. Левітіна. (2019). Харків: НФаУ. 368 с.

ДОДАТКИ

Додаток 1. Найважливіші кислоти та їх солі

Формула	Кислота	Сіль
HF	Фторидна (фтороводнева, плавикова)	Фторид
HCl	Хлоридна (хлороводнева, соляна)	Хлорид
$HClO$	Гіпохлоритна (хлорноватиста)	Гіпохлорит
$HClO_2$	Хлоритна (хлориста)	Хлорит
$HClO_3$	Хлоратна (хлорновата)	Хлорат
$HClO_4$	Перхлоратна	Перхлорат
HI	Йодидна (йодоводнева)	Йодид
HBr	Бромідна (бромоводнева)	Бромід
$HMnO_4$	Перманганатна (марганцева)	Перманганат
H_2MnO_4	Манганатна (марганцевиста)	Манганат
HNO_3	Нітратна (азотна)	Нітрат
HNO_2	Нітритна (азотиста)	Нітрит
HPO_3	Метафосфорна	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфатна (фосфатна)	Ортофосфат
$H_4P_2O_7$	Пірофосфорна	Пірофосфат
H_3PO_3	Фосфітна (фосфориста)	Фосфіт
H_2S	Сульфідна (сірководнева)	Сульфід
H_2SO_3	Сульфітна (сірчиста)	Сульфіт
H_2SO_4	Сульфатна (сірчана)	Сульфат
$H_2S_2O_3$	Тіосірчана	Тіосульфат
H_2SiO_3	Силікатна (кремнієва)	Силікат
$H_2Cr_2O_7$	Дихроматна	Дихромат
H_2CrO_4	Хроматна	Хромат

Додаток 2. Стандартні термодинамічні функції утворення деяких речовин

Речовина	Ентальпія $\Delta H_{\text{утв.298}}^0$, кДж/моль	Ентропія S_{298}^0 , Дж/моль · К	Енергія Гіббса $\Delta G_{\text{утв.298}}^0$, кДж/моль
Al_2O_3 (к)	-1676,0	50,9	-1582,0
C (графіт)	0	5,7	0
CH_4 (г)	-74,9	186,2	-50,8
C_2H_4 (г)	52,3	219,4	68,1
C_2H_5OH (р)	-277,6	160,7	-174,8
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO_2 (г)	-393,5	213,7	-394,4
Cl_2 (г)	0	222,9	0
H_2 (г)	0	130,5	0
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
HJ (г)	26,6	206,5	-1,8
H_2O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H_2O (р)	-285,8	70,1	-237,3
H_2S (г)	-21,0	205,7	-33,8
N_2 (г)	0	200,0	0
NH_3 (г)	-46,2	192,6	-16,7
NO_2 (г)	33,5	240,2	51,5
O_2 (г)	0	205,0	0
S (к., ромб.)	0	0	31,9
SO_2 (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO_3 (г)	-395,8	256,7	-371,2
Fe_2O_3 (к)	-822,0	87,0	-740,3
Fe (к)	0	27,15	0

Примітка: к – кристалічний стан, г – газоподібний стан, р – рідинний стан.

Додаток 3. Розчинність основ і солей у воді (г/100 см³)

за температури 20 °С

	K^+	Na^+	Li^+	Ag^+	Ti^{2+}	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Pb^{2+}
Cl^-	32,95	35,86	77,79	0,0316	0,3	37,24	51,09	73,19	55,81	203,9	1,49
Br^-	65,86	88,76	168,7	0,041	0,04	103,6	96,52	143,3	103,1	478,2	0,598
I^-	167,5	177,9	161,5	0,0635	0,006	201,4	169,2	200	148,2	419	0,08
F^-	92,56	4,44	0,27	195,4	72,05	0,16	0,012	0,0016	0,0076	0,005	0,07
NO_3^-	30,34	83,97	71,43	213,4	8,91	8,74	66,27	121,8	74,31	117,8	51,66
OH^-	142,9	116,4	12,04	0,01	40,04	3,7	0,77	0,17	0,001	0,035	0,01
SO_4^{2-}	11,11	13,83	35,64	0,55	4,74	0,0323	0,011	0,20	35,43	53,12	0,004
$C_2O_4^{2-}$	30,27	3,34	7,22	0,0035	1,48	0,0086	0,0046	0,0356	0,03	0,036	0,032
CO_3^{2-}	108,0	19,39	1,3	0,003	4,95	0,0023	0,0011	0,0013	0,1	0,004	0,043

**Додаток 4. Густина водних розчинів деяких сполук за температури
20 °С , г/см³**

Концентрація, %	<i>H₂SO₄</i>	<i>HNO₃</i>	<i>HCl</i>	<i>KOH</i>	<i>NaOH</i>	<i>NH₃</i>	<i>Na₂CO₃</i>
2	1,012	1,009	1,008	1,016	1,021	0,990	1,0190
4	1,025	1,020	1,018	1,036	1,043	0,981	1,0398
6	1,038	1,031	1,028	1,048	1,065	0,983	1,0606
8	1,052	1,043	1,038	1,065	1,087	0,965	1,0816
10	1,066	1,054	1,047	1,082	1,109	0,958	1,1029
12	1,080	1,066	1,057	1,100	1,131	0,950	1,1244
14	1,095	1,078	1,068	1,118	1,153	0,943	1,1463
16	1,109	1,090	1,078	1,137	1,175	0,936	-
18	1,124	1,103	1,088	1,156	1,197	0,930	-
20	1,139	1,115	1,098	1,176	1,219	0,923	-
22	1,155	1,128	1,108	1,196	1,241	0,915	-
24	1,170	1,140	1,119	1,217	1,263	0,910	-
26	1,186	1,153	1,129	1,240	1,285	0,904	-
28	1,202	1,167	1,139	1,263	1,306	0,8988	-
30	1,219	1,180	1,149	1,286	1,328	0,892	-
32	1,235	1,193	1,159	1,310	1,349	-	-
34	1,252	1,207	1,169	1,334	1,370	-	-
36	1,268	1,221	1,179	1,358	1,390	-	-

Додаток 5. Таблиця розчинності основ, кислот і солей у воді*

КАТІОНИ	А Н І О Н И												
	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	CH_3COO^-
H^+	-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P
NH_4^+	-	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	-	P
Na^+, K^+	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg^{2+}	M	H	P	P	P	P	H	P	P	H	H	H	P
Ca^{2+}	M	H	P	P	P	M	H	M	P	H	H	H	P
Ba^{2+}	P	M	P	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Al^{3+}	H	M	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	M
Cr^{3+}	H	H	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	P
Zn^{2+}	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Mn^{2+}	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Co^{2+}, Ni^{2+}	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe^{2+}	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe^{3+}	H	H	P	P	P	-	-	P	P	H	H	H	P
Cd^{2+}	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Hg^{2+}	-	-	P	M	H	H	H	P	P	H	H	-	P
Cu^{2+}	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Ag^+	-	P	H	H	H	H	H	M	P	H	H	H	P
Sn^{2+}	H	P	P	P	P	H	-	P	-	H	-	-	P
Pb^{2+}	H	H	M	M	H	H	H	H	P	H	H	H	P

P – розчинна речовина; - речовина не існує або розкладається водою;
M – малорозчинна речовина; H – нерозчинна речовина.

Додаток 6. Періодична система хімічних

ПЕРІОДИ	ГРУПИ				
	I	II	III	IV	V
1	H ^{1,-1} 1 Гідроген 1,0079 Водень 1s ¹				
2	Li ¹ 3 Літій 6,941 [He]2s ¹	Be ² 4 Берилій 9,0122 [He]2s ²	B ³ 5 Бор 10,811 [He]2s ² 2p ¹	C ^{4,2,-4} 6 Карбон 12,011 Вуглець [He]2s ² 2p ²	N ^{5,4,3,2,1,-1,-2,-3} 7 Нітроген 14,007 Азот [He]2s ² 2p ³
3	Na ¹ 11 Натрій 22,990 [Ne]3s ¹	Mg ² 12 Магній 24,305 [Ne]3s ²	Al ³ 13 Алюміній 26,982 [Ne]3s ² 3p ¹	Si ^{4,(2),-4} 14 Силіцій 28,086 Кремній [Ne]3s ² 3p ²	P ^{5,(4),3,(-2),-3} 15 Фосфор 30,974 [Ne]3s ² 3p ³
4	K ¹ 19 Калій 39,098 [Ar]4s ¹	Ca ² 20 Кальцій 40,078 [Ar]4s ²	21 ³ Sc 44,956 Скандій [Ar]3d ¹ 4s ²	22 ^{4,3,(2)} Ti 47,88 Титан [Ar]3d ² 4s ²	23 ^{5,4,3,2} V 50,942 Ванадій [Ar]3d ³ 4s ²
	29 ^{(3),2,1} Cu 63,546 Купрум [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Мідь	30 ² Zn 65,39 Цинк [Ar]3d ¹⁰ 4s ²	Ga ³ 31 Галій 69,723 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	Ge ^{4,(2)} 32 Германій 72,59 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	As ^{5,3,-3} 33 Арсен 74,922 Миш'як [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³
5	Rb ¹ 37 Рубідій 85,468 [Kr]5s ¹	Sr ² 38 Стронцій 87,62 [Kr]5s ²	39 ³ Y 88,906 Ітрій [Kr]4d ¹ 5s ²	40 ^{4,(3),(2)} Zr 91,224 Цирконій [Kr]4d ² 5s ²	41 ^{5,(4),(3)} Nb 92,906 Ніобій [Kr]4d ⁴ 5s ¹
	47 ^{(3),(2),1} Ag 107,87 Аргентум [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Срібло	48 ² Cd 112,41 Кадмій [Kr]4d ¹⁰ 5s ²	In ^{3,(1)} 49 Індій 114,82 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	Sn ^{4,2,-(4)} 50 Станум 118,71 Олово [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	Sb ^{5,3,-3} 51 Стибій 121,75 Сурма [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³
6	Cs ¹ 55 Цезій 132,91 [Xe]6s ¹	Ba ² 56 Барій 137,33 [Xe]6s ²	57 ^{2,1} *La 138,91 Лантан [Xe]5d ¹ 6s ²	72 ^{4,(3),(2)} Hf 178,49 Гафній [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	73 ^{5,(4)} Ta 180,95 Тантал [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²
	79 ^{3,(2),1} Au 196,97 Аурум [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Золото	80 ^{2,1} Hg 200,5 Меркурій [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Ртуть	Tl ^{3,1} 81 Талій 204,38 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹	Pb ^{4,2,-(4)} 82 Плюмбум 207,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²	Bi ^{3,5} 83 Бісмут 208,98 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³
7	Fr ¹ 87 Францій [223] [Rn]7s ¹	Ra ² 88 Радій 226,03 [Rn]7s ²	89 ^{3,**} Ac [227] Актиній [Rn]6d ¹ 7s ²	104 Rf [261] Резерфордій [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	105 Db [262] Дубній [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²
	111 Rg [280] Рентгеній	112 Cn [285] Коперніцій	113 Uut [277] Унунтрій	114 Fl [289] Флеровій	115 Uup [288] Унунпентій
Вищі оксиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅
Сполуки з Гідрогеном	RH	RH ₂	RH ₃	RH ₄	RH ₃

*Лантаноїди

58 ^{4,3} Ce 140,12 Церій [Xe]4f ² 5d ⁰ 6s ²	59 ^{(4),3} Pr 140,91 Празеодим [Xe]4f ³ 5d ⁰ 6s ²	60 ^{(4),3,(2)} Nd 144,24 Неодим [Xe]4f ⁴ 5d ⁰ 6s ²	61 ³ Pm [147] Прометій [Xe]4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	62 ^{3,(2)} Sm 150,36 Самарій [Xe]4f ⁶ 5d ⁰ 6s ²	63 ^{3,(2)} Eu 151,96 Європій [Xe]4f ⁷ 5d ⁰ 6s ²	64 ³ Gd 157,25 Гадоліній [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
---	---	--	---	---	---	---

**Актиноїди

90 ⁴ Th 232,04 Торій [Rn]5f ⁰ 6d ² 7s ²	91 ^{5,(4)} Pa [231] Протактиній [Rn]5f ² 6d ¹ 7s ²	92 ^{6,4,(3)} U 238,03 Уран [Rn]5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 ^{(7),6,5,4,(3)} Np [237] Нептуній [Rn]5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 ^{6,5,4,3} Pu [244] Плутоній [Rn]5f ⁶ 6d ⁰ 7s ²	95 ^{6,5,4,3} Am [243] Америцій [Rn]5f ⁷ 6d ⁰ 7s ²	96 ^{4,3} Cm [247] Кюрій [Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ²
---	--	---	---	---	---	--

елементів Д.І. Менделєєва

ГРУПИ							ПЕРІОДИ
VI	VII	VIII					
		He 2 Гелій 4,0026 1s ²	Ступені окиснення (в оксидах і гідридах) у дужках – малопоширені Символ Назва елемента систематична Порядковий номер Назва простої речовини Атомна маса Електронна конфігурація				1
O (2),(1),-1,-2 8 Оксиген 15,999 Кисень [He]2s ² 2p ⁴	F -1 9 Флуор 18,998 Фтор [He]2s ² 2p ⁵	Ne 3 10 Неон 20,179 [Ne]2s ² 2p ⁶	26 6,(5),(4),3,2 55,847 [Ar]3d ⁶ 4s ²				2
S 6,4,2,-2 16 Сульфур 32,066 Сірка [Ne]3s ² 3p ⁴	Cl 7,(6),5,(4),3,1,-1 17 Хлор 35,453 [Ne]3s ² 3p ⁵	Ar 3 18 Аргон 39,948 [Ne]3s ² 3p ⁶	27 3,2 58,933 [Ar]3d ⁷ 4s ²				3
24 6,(4),3,2 51,996 [Ar]3d ⁵ 4s ¹	25 7,6,(5),4,(3),2 54,938 [Ar]3d ⁵ 4s ²	26 6,(5),(4),3,2 55,847 [Ar]3d ⁶ 4s ²	27 3,2 58,933 [Ar]3d ⁷ 4s ²	28 3,2 58,69 [Ar]3d ⁸ 4s ²			4
Cr Хром [Ar]3d ⁵ 4s ¹	Mn Манган [Ar]3d ⁵ 4s ² Марганець	Fe Ферум [Ar]3d ⁶ 4s ² Залізо	Co Кобальт [Ar]3d ⁷ 4s ²	Ni Нікол [Ar]3d ⁸ 4s ² Нікель			
Se 6,4,-2 34 Селен 78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	Br (7),5,(3),1,-1 35 Бром 79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	Kr (4),(2) 36 Криптон 83,80 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶					5
42 6,5,4,(3),(2) 95,94 [Kr]4d ⁵ 5s ¹	43 7,(6),(5),4 [99] [Kr]4d ⁵ 5s ²	44 8,(6),4,3,(2) 101,07 [Kr]4d ⁷ 5s ¹	45 4,(3),(2) 102,91 [Kr]4d ⁸ 5s ¹	46 (4),2 106,42 [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰			
Mo Молібден [Kr]4d ⁵ 5s ¹	Tc Технецій [Kr]4d ⁵ 5s ²	Ru Рутеній [Kr]4d ⁷ 5s ¹	Rh Родій [Kr]4d ⁸ 5s ¹	Pd Паладій [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰			
Te 6,4,-2 52 Телур 127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	I 7,5,1,-1 53 Йод 126,90 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	Xe (6),(4),(2) 54 Ксенон 131,29 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶					6
74 6,(5),(4),(3),(2) 183,85 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	75 7,6,4,(2) 186,21 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	76 8,6,4,3,2 190,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	77 6,4,3,2 192,22 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	78 (6),4,2 195,08 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹			
W Вольфрам [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	Re Реній [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	Os Осмій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	Ir Іридій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	Pt Платина [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹			
Po 6,4,2,-2 84 Полоній [209] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴	At 7,5,3,1,-1 85 Астат [210] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵	Rn 86 Радон [222] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶					7
106 Sg [263] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²	107 Bh [262] [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²	108 Hs [265] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²	109 Mt [266] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²	110 Ds [271] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁸ 7s ²			
116 Lv [292] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²	117 Uus [291] [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²	118 Uuo [294] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²					
R ₂ O ₅	RO ₃	RO ₄				Вищі оксиди	
H ₂ R	HR					Сполуки з Гідроеном	

65 (4),3 3 158,93 [Xe]4f ⁹ 5d ⁰ 6s ²	66 (4),3 3 162,50 [Xe]4f ¹⁰ 5d ⁰ 6s ²	67 3 3 164,93 [Xe]4f ¹¹ 5d ⁰ 6s ²	68 3 3 167,26 [Xe]4f ¹² 5d ⁰ 6s ²	69 3,(2) 3 168,93 [Xe]4f ¹³ 5d ⁰ 6s ²	70 3,(2) 3 173,04 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ²	71 3 3 174,97 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
Tb Тербій	Dy Діспрозій	Ho Гольмій	Er Ербій	Tm Тулій	Yb Ітербій	Lu Лютецій

97 4,3 3 [247] [Rn]5f ⁹ 6d ⁰ 7s ²	98 (4),3 3 [251] [Rn]5f ¹⁰ 6d ⁰ 7s ²	99 3 3 [252] [Rn]5f ¹¹ 6d ⁰ 7s ²	100 3 3 [257] [Rn]5f ¹² 6d ⁰ 7s ²	101 3 3 [258] [Rn]5f ¹³ 6d ⁰ 7s ²	102 3,2 3 [259] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ²	103 3 3 [260] [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
Bk Берклій	Cf Каліфорній	Es Ейнштейній	Fm Фермій	Md Менделєвій	No Нобелій	Lr Лоуренсій

З М І С Т

ПЕРЕДМОВА	3
РОЗДІЛ 1. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ	4
1.1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ	4
1.2. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ	13
1.3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК	20
1.4. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН	28
1.5. ХІМІЧНА КІНЕТИКА	34
1.6. РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ	43
1.7. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ	51
1.8. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ	59
1.9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ	66
1.10. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ	77
РОЗДІЛ 2. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ	85
2.1. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІА	85
2.2. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІА	94
2.3. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІІА	102
2.4. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІІА	110
2.5. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІІА	118
2.6. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІІА	129
2.7. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІІА	138
2.8. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІІВ	146
2.9. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІІВ	154
2.10. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІІІВ	162
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА	170
ДОДАТКИ	171

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДНІПРОВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ АГРАРНО-ЕКОНОМІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

С.В. КРАВЧЕНКО

ХІМІЯ

ТЕОРІЯ І ЗАДАЧІ



Підписано до друку 22.06.2023. Формат 60×84 1/16. Папір офсетний
Умовн. друк. арк. 10,40. Обл. вид. арк. 6,12. Зам. № 2262.
Наклад 14 прим.

Видавець «ФОП Середняк Т.К.», 49000, Дніпро, 18, а/с 1212
Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного
реєстру видавців, виготівників і розповсюджувачів
видавничої продукції ДК № 4379 від 02.08.2012.
Ідентифікатор видавця в системі ISBN 8245
49000, Дніпро, 18, а/с 1212
тел. (096)-308-00-38, (056)-798-04-00
E-mail: 7980400@gmail.com

Віддруковано на базі поліграфічно-видавничого центру «Кавун»
49000, Дніпро, 18, а/с 1212
тел. (066)-55-312-55, (056)-798-22-47
E-mail: arbuz.in.ua@gmail.com
www.arbuz.in.ua