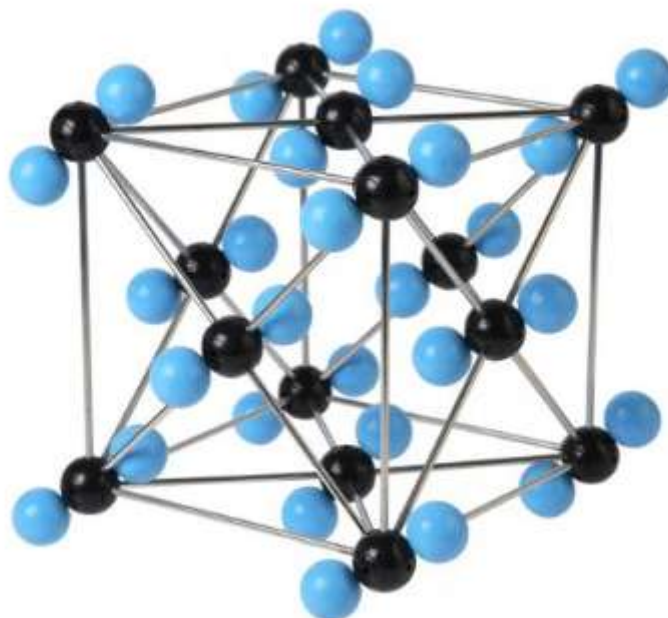


О. А. Гордієнко, М. В. Євсєєва

# ХІМІЯ НЕМЕТАЛІВ



Міністерство освіти і науки України  
Вінницький національний технічний університет

О. А. Гордієнко, М. В. Євсєєва

# **ХІМІЯ НЕМЕТАЛІВ**

*Електронний навчальний посібник*

**Видання друге, перероблене і доповнене**

Вінниця  
ВНТУ  
2026

**УДК 546(075.8)**

**Г68**

Рекомендовано до видання Вченою радою Вінницького національного технічного університету Міністерства освіти і науки України (Протокол № 5 від 27.11.2025 р.)

Рецензенти:

**В. Г. Петрук**, доктор технічних наук, професор

**Г. В. Сакалова**, доктор технічних наук, професор

**Т. І. Ющенко**, кандидат хімічних наук, доцент

**Гордієнко, О. А.**

**Г68** Хімія неметалів : навчальний посібник [Електронний ресурс] / О. А. Гордієнко, М. В. Євсєєва. – [2-ге вид., перероб. і доп.]. – Вінниця : ВНТУ, 2026. – (PDF, 107 с.)

В навчальному посібнику розглянуто фізичні та хімічні властивості, добування і використання неметалів та їх сполук, показано їх вплив на живі організми та стан довкілля. Наведено методики виконання лабораторних дослідів, завдання для самостійної роботи і тести перевірки знань студентів.

**УДК 546(075.8)**

© ВНТУ, 2026

## ЗМІСТ

ВСТУП .....	5
1 ГАЛОГЕНИ .....	7
1.1 Загальна характеристика галогенів .....	7
1.2 Поширення у природі, фізичні властивості та добування галогенів .....	7
1.3 Хімічні властивості галогенів .....	9
1.4 Застосування сполук галогенів .....	14
1.5 Біологічна функція та токсична дія сполук галогенів .....	15
1.6 Завдання для самостійної роботи .....	16
1.7 Експериментальна частина .....	16
1.8 Контрольні тестові завдання.....	21
2 СУЛЬФУР .....	27
2.1 Загальна характеристика Сульфуру .....	27
2.2 Поширення у природі Сульфуру, фізичні властивості та добування сірки .....	27
2.3 Хімічні властивості сполук Сульфуру .....	28
2.4 Застосування сполук Сульфуру .....	34
2.5 Біологічна функція та токсична дія сполук Сульфуру .....	35
2.6 Завдання для самостійної роботи .....	35
2.7 Експериментальна частина .....	36
2.8 Контрольні тестові завдання.....	42
3 НІТРОГЕН .....	48
3.1 Загальна характеристика Нітрогену .....	48
3.2 Поширення у природі Нітрогену, фізичні властивості та добування азоту .....	48
3.3 Хімічні властивості сполук Нітрогену .....	49
3.4 Застосування сполук Нітрогену .....	55
3.5 Біологічна функція та токсична дія сполук Нітрогену .....	55
3.6 Завдання для самостійної роботи .....	56
3.7 Експериментальна частина .....	57
3.8 Контрольні тестові завдання.....	61
4 ФОСФОР .....	67
4.1 Загальна характеристика Фосфору .....	67
4.2 Поширення у природі Фосфору, фізичні властивості та добування простих речовин .....	67
4.3 Хімічні властивості сполук Фосфору .....	68
4.4 Застосування сполук Фосфору .....	72
4.5 Біологічна функція та токсична дія сполук Фосфору .....	73
4.6 Завдання для самостійної роботи .....	73
4.7 Експериментальна частина .....	74
4.8 Контрольні тестові завдання.....	77

5 КАРБОН І СИЛІЦІЙ.....	82
5.1 Загальна характеристика Карбону та Силіцію.....	82
5.2 Поширення у природі Карбону та Силіцію, фізичні властивості та добування простих речовин .....	82
5.3 Хімічні властивості сполук Карбону та Силіцію .....	84
5.4 Застосування сполук Карбону та Силіцію.....	90
5.5 Біологічна функція та токсична дія сполук Карбону та Силіцію	91
5.6 Завдання для самостійної роботи .....	91
5.7 Експериментальна частина .....	92
5.8 Контрольні тестові завдання .....	96
ЛІТЕРАТУРА .....	100
Додаток А Періодична система хімічних елементів .....	101
Додаток Б Відносна електронегативність елементів за шкалою Полінга .....	102
Додаток В Взаємодія металів з деякими кислотами .....	103
Додаток Г Розчинність деяких кислот, основ і солей у воді .....	104
Додаток Д Константи дисоціації деяких електролітів .....	105
Додаток Е Стандартні окисно-відновні потенціали .....	106

## ВСТУП

Навчальний посібник «Хімія неметалів» призначений для здобувачів вищої освіти спеціальностей «Екологія» і «Технології захисту навколишнього середовища», які вивчають хімію на першому курсі. Хімія є однією з фундаментальних природничих наук, що формує науковий світогляд здобувачів вищої освіти, виробляє здатність аналізувати явища, систематизувати і узагальнювати інформацію, розвиває теоретичне мислення, зокрема і екологічне. Фахівці, які працюють в галузі охорони довкілля, мають знати характер і основні властивості елементів та їх сполук, що є найбільш небезпечними для людини, рослинного та тваринного світу; джерела забруднювальних речовин та масштаби їх надходження в природне середовище; методи визначення забруднювальних речовин. Комплекс цих знань формується у здобувачів вищої освіти під час вивчення фундаментальних і професійно-орієнтованих дисциплін, важливе місце серед яких займає хімія – наука, що вивчає склад, властивості і будову речовин, їх перетворення, залежність властивостей від складу та будови, взаємодію, добування і використання речовин.

Глибокі знання законів хімії та їх застосування дозволяють удосконалювати існуючі і створювати нові технології захисту довкілля. Знання хімії конче необхідні для плідної творчої роботи інженера-еколога. Без розуміння механізмів хімічних реакцій неможливо забезпечити ефективну роботу систем утилізації та рекуперації відходів. Велика роль хімічних процесів в інженерній екології, значення якої безперервно зростає. Вивчення механізмів хімічних реакцій дозволяє вибрати раціональні методи охорони навколишнього середовища, створювати нові нешкідливі процеси. Особливо зростає роль хімії в розвитку науки раціонального природокористування, нових технологій захисту навколишнього середовища від забруднень.

Одним із завдань під час вивчення хімії здобувачами вищої освіти спеціальностей «Екологія» і «Технології захисту навколишнього середовища» є формування цілісної системи знань з хімії елементів, зокрема хімії неметалів; надання уявлення про роль хімічних елементів у живій природі, їх біологічну функцію та токсичну дію.

Навчальний посібник «Хімія неметалів» містить лише той матеріал, який має важливе значення для підготовки бакалаврів з екології та з технологій захисту навколишнього середовища і не поданий в попередніх навчально-методичних розробках кафедри. Він складається з п'яти розділів, в яких розглядаються поширення у природі, фізичні та хімічні властивості, добування, використання і вплив на живі організми та стан довкілля сполук галогенів, Сульфуру, Нітрогену, Фосфору, Карбону та Силіцію. Кожен розділ містить теоретичні відомості, завдання для самостійної роботи, методичку виконання лабораторних робіт і контрольні тестові завдання.

В посібнику особлива увага приділена експериментальній частині, оскільки лабораторний практикум є однією з важливих складових частин курсу хімії, глибоке усвідомлення якої неможливе без практичних робіт в лабораторії. Виконання лабораторних робіт дає змогу виробити навички експериментальної роботи, уміння поводитися з хімічним обладнанням і реактивами, аналізувати явища, що спостерігаються, та самостійно робити відповідні висновки з одержаних дослідних даних.

До кожної з тем наведено 6–9 лабораторних дослідів, що дає можливість в процесі їх вибору викладачу врахувати рівень підготовки здобувачів вищої освіти, наявність необхідного обладнання та реактивів у лабораторії. Перед тим, як приступити до виконання дослідів в лабораторії, необхідно повністю прочитати його опис. Під час роботи завжди потрібно строго дотримуватись правил техніки безпеки, окремо позначені в посібнику дослідів проводити тільки у витяжній шафі. В описі до кожного дослідів подано чітку послідовність дій, зазначено, на що необхідно звернути увагу під час його виконання, наведено вимоги до оформлення дослідів та формулювання висновку.

Довідковий матеріал, необхідний для опрацювання теоретичного матеріалу, виконання завдань і оформлення дослідів, винесено як додатки до посібника.

Використання цього навчального посібника підвищить ефективність навчального процесу і дозволить здобувачам вищої освіти глибше оволодіти теоретичним матеріалом з хімії неметалів, закріпити його в процесі виконання лабораторних дослідів, завдань та проконтролювати свої знання за допомогою тестів. Посібник призначений для самостійної роботи здобувачів вищої освіти, підготовки їх до лабораторних, практичних занять, колоквиуму, складання іспиту.

# 1 ГАЛОГЕНИ

## 1.1 Загальна характеристика галогенів

Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Іод I і Астат At становлять головну підгрупу сьомої групи періодичної системи хімічних елементів (додаток А). На зовнішньому електронному рівні атомів цих елементів знаходяться сім електронів  $ns^2np^5$ , з яких лише один  $p$ -електрон є неспареним. Флуор – елемент другого періоду, отже, зростання кількості неспарених електронів за збудження атомів для нього неможливе. Електронегативність Флуору більша за електронегативність будь-якого іншого елемента (додаток Б), тому ступінь окиснення Флуору в усіх його сполуках дорівнює мінус один (-1). Загалом, для галогенів найтипівішими є сполуки зі ступенем окиснення -1.

Атоми Хлору, Броду, Іоду мають незавершений  $d$ -підрівень на зовнішньому електронному рівні, тому для цих елементів під час збудження атомів відбувається збільшення числа неспарених електронів за рахунок використання вільних орбіталей  $d$ -підрівня. Для Хлору і його аналогів характерні також позитивні ступені окиснення +1, +3, +5, +7.

Галогени виявляють виражені неметалічні властивості, тобто легко приєднують електрони. В підгрупі від F до At:

- зростає радіус атома;
- зменшується електронегативність;
- зменшується енергія іонізації;
- зменшується спорідненість до електрона;
- послаблюються неметалічні властивості.

Сполуки галогенів з вищим позитивним ступенем окиснення в реакціях виявляють тільки окисні властивості, з нижчим негативним – тільки відновні. Галоген з проміжним ступенем окиснення може як приєднувати, так і віддавати електрони.

## 1.2 Поширення у природі, фізичні властивості та добування галогенів

Вміст Флуору в земній корі становить  $6 \cdot 10^{-2} \%$ , Хлору, Броду, Іоду відповідно  $2 \cdot 10^{-2}$ ;  $2 \cdot 10^{-4}$ ;  $4 \cdot 10^{-5} \%$ . Галогени мають дуже високу хімічну активність, тому в природі поширені у вигляді складних речовин – переважно у вигляді солей. Найважливішими мінералами галогенів є флюорит  $\text{CaF}_2$ , фторапатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ , кріоліт  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ , галіт  $\text{NaCl}$ , сильвін  $\text{KCl}$ , сильвініт  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ , карналіт  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Бром та Іод власних мінералів не утворюють, трапляються у вигляді солей з лужними, лужноземельними металами та Магнієм. Сполуки галогенів містяться у природній воді.

Галогени утворюють прості речовини, молекули яких складаються з двох атомів. *Елементарні галогени* ( $\text{Hal}_2$ ) – леткі забарвлені речовини, з різким запахом, токсичні, найбільш токсичний серед них фтор. Фізичні властивості елементарних галогенів наведено в табл. 1.1.

Таблиця 1.1 – Фізичні властивості елементарних галогенів

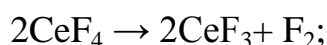
Показник	фтор $\text{F}_2$	хлор $\text{Cl}_2$	бром $\text{Br}_2$	йод $\text{I}_2$
Агрегатний стан	газ	газ	рідина	тверда кристалічна речовина
Колір	світло-жовтий	жовто-зелений	темно-червоний	чорно-сірий
Колір в газо(паро)-подібному стані	світло-жовтий	жовто-зелений	темно-червоний	фіолетовий
Густина	1,69 г/дм <sup>3</sup> (н.у.)	3,2 г/дм <sup>3</sup> (н.у.)	3,19 г/см <sup>3</sup> (0 °C)	4,93 г/см <sup>3</sup> (0 °C)
Температура плавлення, °C	-219,6	-101	-7,2	113,5
Температура кипіння, °C	-188,2	-34,1	59,8	184,4
Розчинність у воді, г/дм <sup>3</sup>	розкладає воду	7,3 (20 °C)	35 (20 °C)	0,34 (25 °C)

У промисловості галогени одержують:

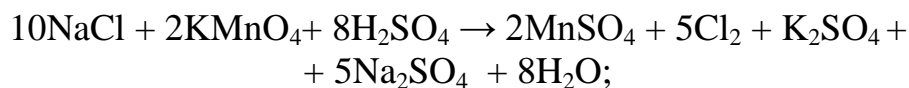
- фтор – електролізом розплаву  $\text{KHF}_2$  (фторид-іони окиснюються на аноді до фтору  $2\text{F}^- - 2e \rightarrow \text{F}_2$ , на катоді виділяється водень  $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$ );
- хлор – електролізом водного розчину натрій хлориду  $\text{NaCl}$  (хлорид-іони окиснюються на аноді до хлору  $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2$ , на катоді виділяється водень  $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ );
- бром з морської води, супутньої води нафтових свердлових, розсолів соляних озер (бромід-іони окиснюються хлором до броду  $2\text{Br}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{Cl}^-$ );
- йод з морської води, супутньої води нафтових свердлових, золи морської рослинності (йодид-іони окиснюються хлором до йоду  $2\text{I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{Cl}^-$ ).

У лабораторії галогени одержують:

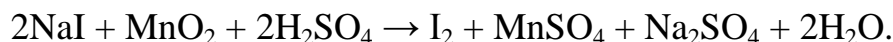
- фтор розкладанням вищих фторидів деяких металів під час нагрівання



- хлор взаємодією хлоридів в кислому середовищі (або концентрованої  $\text{HCl}$ ) з окисниками

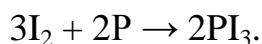
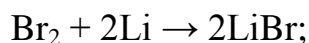
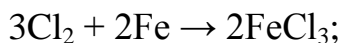
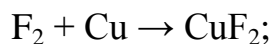


– бром і йод взаємодією бромідів і йодидів в кислому середовищі з окисниками



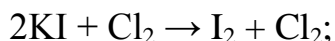
### 1.3 Хімічні властивості галогенів

Елементарні галогени – активні неметали, окисники, які безпосередньо взаємодіють з більшістю простих речовин, відновлюючись до *галогенідів*, наприклад



Галогени взаємодіють майже з усіма металами. В галогенідах лужних і лужноземельних металів хімічні зв'язки переважно іонні. У разі зменшення активності металів зв'язки в галогенідах переходять від іонних до ковалентних. Характер галогенідів також змінюється від типових солей ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{BaCl}_2$ ) до кислотоутворювальних сполук ( $\text{SnCl}_4$ ,  $\text{SbCl}_5$ ).

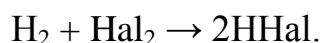
Окисна активність елементарних галогенів зменшується під час переходу від фтору до йоду, тому легко проходять реакції витіснення менш активних галогенів більш активними:



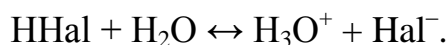
$2\text{KCl} + \text{Br}_2 \rightleftharpoons$  реакція не протікає.

Найсильнішим окисником, який окиснює інші елементи до вищих позитивних ступенів окиснення, є фтор. В молекулі  $\text{F}_2$  енергія зв'язку невелика (159 кДж/моль), в той час коли енергія зв'язку Флуору з іншими елементами досить значна. Цей факт зумовлює виключно високу хімічну активність фтору.

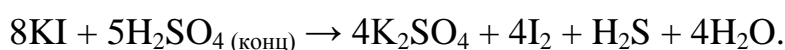
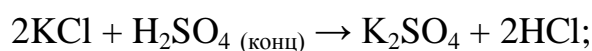
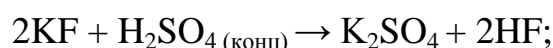
*Гідроген галогеніди* – сполуки галогенів з Гідрогеном – це безбарвні газоподібні речовини, які утворюються під час безпосередньої взаємодії водню з галогенами



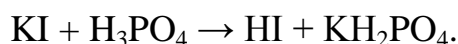
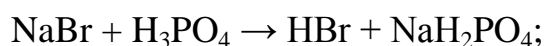
HHal добре розчинні у воді, за цих обставин вони вступають в реакції з водою і утворюють *гідроген галогенові кислоти*



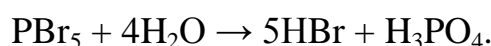
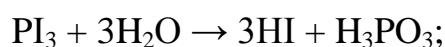
Для HF рівновага сильно зміщена вліво і розчин HF є слабкою кислотою. Міцність зв'язку в молекулах зменшується від HF до HI поряд із збільшенням радіуса йона галогену. Тому йодидна кислота – найсильніша в ряду гідроген галогенових кислот. Цим самим пояснюється різне протікання процесів у разі дії концентрованої сульфатної кислоти на солі гідроген галогенових кислот:



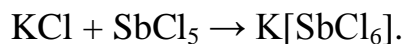
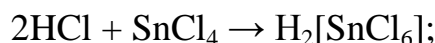
В окисно-відновних реакціях HHal та галогеніди металів – відновники. Відновні властивості практично відсутні у йонів  $\text{F}^-$  і зростають під час переходу від йонів  $\text{Cl}^-$  до йонів  $\text{I}^-$ . Реакції фторидів та хлоридів з концентрованою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відображають загальний спосіб добування гідроген галогенідів – дією досить сильних малолетких кислот на відповідні галогеніди. Для одержання гідроген броміду та гідроген йодиду замість концентрованої сульфатної кислоти використовують ортофосфатну



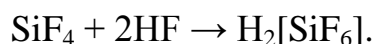
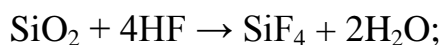
Гідроген галогеніди (HBr, HI) отримують також гідролізом галогенідів фосфору:



Гідроген галогеніди (галогеніди активних металів) взаємодіють з кислотоутворювальними галогенідами з утворенням комплексних сполук:

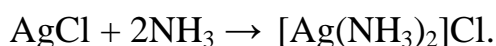


Особливістю гідроген фториду та фторидної кислоти є руйнування кварцу та скла:



Гідроген галогенові кислоти проявляють всі властивості кислот: змінюють колір індикаторів, взаємодіють з металами, розміщеними в електрхімічному ряду напруг до водню (додаток В), оксидами металів, гідроксидами і солями.

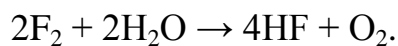
З солей гідроген галогенових кислот малорозчинними є  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$ ,  $\text{AgI}$ ,  $\text{PbHal}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{HgI}_2$ ,  $\text{BiI}_3$ , а також більшість фторидів металів (додаток Г). Реакції хлоридів, бромідів та йодидів з аргентум нітратом  $\text{AgNO}_3$  використовують для їх виявлення у розчині. Хімічні реакції, які використовують для виявлення елементів, молекул і йонів, називають *якісними*. Якісними є хімічні реакції, які супроводжуються будь-якими зовнішніми ефектами: утворенням осаду певного кольору, забарвленої розчинної сполуки, газу з певними фізичними і хімічними властивостями. Малорозчинні у воді галогеніди  $\text{AgCl}$  і  $\text{AgBr}$  розчиняються в розчині амоніаку внаслідок комплексоутворення:



Рівновага подібної реакції з  $\text{AgI}$  через малу розчинність цієї солі зміщена вліво, тому  $\text{AgI}$  в розчині амоніаку не розчиняється. Галогеніди аргентуму  $\text{AgHal}$  не розчиняються в нітратній кислоті  $\text{HNO}_3$ , проте розчиняються в розчині натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  з утворенням комплексної сполуки  $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ .

З киснем галогени безпосередньо не взаємодіють, *оксиди, оксигеновмісні кислоти* та солі цих кислот отримують непрямим шляхом, хімічний зв'язок в них ковалентний. Оксигеновмісні сполуки галогенів є окисниками.

Під час розчинення галогенів у воді проходять хімічні реакції. Для фтору:



Реакція супроводжується утворенням оксиген фториду та озону:



Хлор, бром і йод реагують з водою з утворенням двох кислот:



Найкраще ця реакція протікає під час розчинення хлору, але і за цих обставин рівновага значно зміщена вліво. В розчинах лугів рівновага зміщується вправо і вдається отримати солі оксигеновмісних кислот галогенів. Наприклад, водний розчин NaCl і NaClO (жавелеву воду) отримують внаслідок пропускання хлору через холодний розчин NaOH:



Під час взаємодії галогенів з гарячим розчином лугу утворюються солі двох кислот HX і HXO<sub>3</sub>, де X = Cl, Br, I:

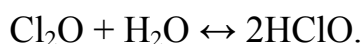


Фтор реагує з лугами за рівнянням:



Найбільше практичне значення мають оксигеновмісні сполуки Хлору.

*Хлор (I) оксид* Cl<sub>2</sub>O – газ жовто-бурого кольору, який легко зріджується в червоно-буру рідину. При взаємодії з водою утворює слабку одноосновну кислоту

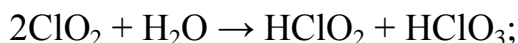


HClO – *гіпохлоритна* (хлорнуватиста) *кислота*, нестійка, існує тільки в розбавленому розчині. HClO та її солі – *гіпохлорити* – сильні окисники. Гіпохлорити отримують пропусканням хлору через холодний розчин лугу. В процесі пропускання хлору через гашене вапно Ca(OH)<sub>2</sub> утворюється хлорне вапно, яке є сумішшю CaCl<sub>2</sub>, Ca(ClO)<sub>2</sub> і Ca(OH)<sub>2</sub>:



HClO та її солі застосовуються для знезараження води, дезінфекції, відбілювання паперу і тканин.

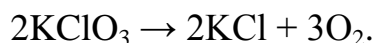
*Хлор (IV) оксид* ClO<sub>2</sub> – газ жовто-зеленого кольору, який за взаємодії з водою утворює дві кислоти, а з розчином лугу – дві солі:



$\text{HClO}_2$  – *хлоритна* (хлориста) кислота, нестійка одноосновна кислота середньої сили. Її солі – *хлорити*.  $\text{HClO}_3$  – *хлоратна* (хлорнувата) кислота, сильна одноосновна кислота, існує тільки в розчинах, концентрація яких не перевищує 40 %. Її солі – *хлорати*, які можна також одержати пропусканням хлору через гарячий розчин лугу

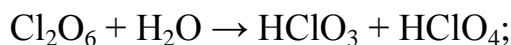


Калій хлорат (бертолетова сіль)  $\text{KClO}_3$  розкладається в присутності каталізатора ( $\text{MnO}_2$ ) з виділенням кисню

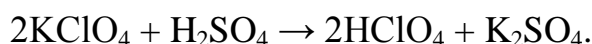


Суміші, що містять  $\text{KClO}_3$  та різні горючі речовини, вибухають від удару. Тому калій хлорат застосовують для виготовлення сірників, у піротехніці.

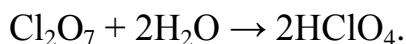
*Хлор (VI) оксид*  $\text{Cl}_2\text{O}_6$  – рідина темно-бурого кольору, взаємодіє з водою з утворенням двох кислот, а з лугом – двох солей:



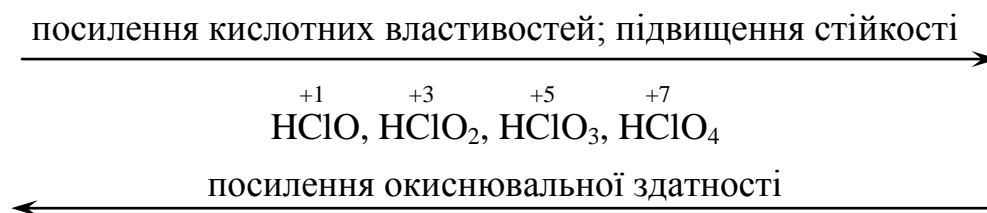
$\text{HClO}_4$  – *перхлоратна* (хлорна) кислота, сильна одноосновна кислота, найстійкіша з оксигеновмісних кислот Хлору. Безводна перхлоратна кислота – рухлива, гігроскопічна рідина, сильний окисник. Її солі – *перхлорати*, використовують для добування перхлоратної кислоти



*Хлор (VII) оксид*  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  – оліїста рідина, з водою не змішується, на поверхні краплин під час взаємодії з водою утворюється перхлоратна кислота:



Зміну властивостей у ряду оксигеновмісних кислот хлору можна подати такою схемою:



Із збільшенням ступеня окиснення Хлору:

- сила оксигеновмісних кислот зростає: найслабша –  $\text{HClO}$ , найсильніша –  $\text{HClO}_4$  (додаток Д);
  - окиснювальна здатність від  $\text{HClO}$  до  $\text{HClO}_4$  зменшується.
- Всі оксигеновмісні сполуки галогенів є окисниками.

### 1.4 Застосування сполук галогенів

Сполуки галогенів широко застосовуються в різних галузях виробництва, побуті, медицині, у лабораторній практиці. Основні галузі застосування галогенів та їх сполук наведено в табл. 1.2.

Таблиця 1.2 – Застосування сполук галогенів

Галузі застосування	Сполуки			
	Флуору	Хлору	Брому	Іоду
Хімічна промисловість	при одержанні органічних фторпохідних, зокрема холодоагентів, фторопластів, фторкаучуків; як каталізатори в органічному синтезі	при одержанні органічних хлорпохідних, зокрема розчинників, полімерів, холодоагентів, барвників, мийних засобів; при одержанні неорганічних речовин, зокрема $\text{HCl}$	при одержанні органічних бромпохідних, зокрема барвників, антипіренів; в неорганічному синтезі	при одержанні органічних іодпохідних; як каталізатори
Металургійна промисловість	при добуванні Th, Zr, Be, Al	при добуванні Ti, Nb, Ta	в металургії Au та Pt	при очищенні Ti, Zr, Hf, Nb
Харчова промисловість		як харчові добавки; при знезараженні питної води	як відбілювачі борошна	для йодування повареної солі
Легка промисловість		як відбілювачі тканин, целюлози	як складові дубильних розчинів; як барвники	
Електронна промисловість	в напівпровідникових приладах, обчислювальних пристроях	хлорвмісні полімери як ізолятори	броморганічні сполуки як вогнестійкі добавки	у виробництві рідкокристалічних дисплеїв
Енергетика, хімічні джерела струму	як окисники ракетного палива	як окисники ракетного палива	як окисники ракетного палива	як складові акумуляторів
Сільське господарство	як пестициди; у виробництві добрив	як добрива; як пестициди	як пестициди	як добрива
Медицина	у складі препаратів для профілактики карієсу зубів; у складі компонентів штучної крові	як антисептики та дезінфекційні засоби	у складі заспокоїливих препаратів	в складі дезінфекційних, антисептичних засобів; у складі препаратів для лікування захворювань щитовидної залози

## 1.5 Біологічна функція та токсична дія сполук галогенів

Сполуки галогенів виконують дуже важливі біологічні функції в живих організмах. Так, Флуор (разом з Кальцієм та Фосфором) в організмі людини виконує низку надзвичайно важливих функцій:

- забезпечення міцності та твердості кісткової тканини, правильного формування скелета, волосся та нігтів;
- формування зубної емалі;
- участь у кровотворенні;
- сприяння засвоєння Феруму, виведенню з організму солей і радіонуклідів.

Біологічні функції Хлору:

- утворення шлункового соку;
- формування плазми крові;
- активація деяких ферментів;
- підтримка електролітного балансу;
- підтримка кислотно-лужної рівноваги;
- підтримка нервових і м'язових функцій.

Біологічні функції Бромиду:

- активація деяких ферментів;
- покращення діяльності щитовидної залози;
- регулювання функції центральної нервової системи.

Біологічні функції Йоду:

- участь у виробленні гормонів щитовидної залози, які регулюють процеси обміну речовин в організмі;
- участь у підтримці здорового стану шкіри, волосся, нігтів;
- вплив на розвиток центральної нервової системи;
- регулювання роботи гіпофізу;
- запобігання накопиченню радіоактивного йоду.

Як нестача, так і надлишок галогенів в організмі людини призводить до різних захворювань. Так, наприклад, оптимальною для здоров'я людини концентрацією фторидів у питній воді є 0,7–1,5 мг/л, а йодидів – 0,02–0,03 мг/л.

Галогени та їх сполуки за концентрацій, вище гранично допустимих, шкідливо впливають на живі організми і стан довкілля. Деякі сполуки галогенів надзвичайно отруйні.  $F_2$  має подразнювальну дію, в кілька разів сильнішу за HF. Потрапляючи на шкіру, HF розчиняє білки, глибоко проникає в тканини, викликає тяжкі виразки. Сполуки Флуору впливають на слизову оболонку верхніх дихальних шляхів, легенів, центральну нервову систему та інші органи. Вдихання повітря, що містить невеликі кількості  $Cl_2$  призводить до запалення дихальних шляхів, кашлю, набряку легенів. HCl подразнює дихальні шляхи. Рідкий  $Br_2$  викликає опіки шкіри та виразки, які довго не загоюються, а пара  $Br_2$  – емфізему легень, тяжкі стани за-

гального отруєння. Тому під час роботи з ними потрібно строго дотримуватись правил техніки безпеки.

### 1.6 Завдання для самостійної роботи

1. Атоми якого галогену мають найбільшу спорідненість до електрона?
2. Чому галогени зустрічаються в природі тільки у вигляді сполук?
3. Який з галогенів та чому не може проявляти додатних значень ступенів окиснення?
4. Як добувають галогени в лабораторії та промисловості?
5. Що спільного і відмінного у фізичних властивостях галогенів?
6. Атоми якого з галогенів є найбільш сильним відновником і чому?
7. Якими хімічними властивостями володіють галогени? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
8. Якими хімічними властивостями володіють гідроген галогеніди? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
9. В якій молекулі та чому полярність зв'язку найвища: HBr; HCl; HF; HI?
10. Який тип зв'язку в молекулі PF<sub>3</sub>?
11. Чому розчин фторидної кислоти є слабким електролітом?
12. Ангідридом якої кислоти є оксид Cl<sub>2</sub>O?
13. Як змінюється в ряду HClO – HClO<sub>2</sub> – HClO<sub>3</sub> – HClO<sub>4</sub>:
  - а) стійкість;
  - б) окислювальні властивості;
  - в) кислотні властивості?
14. Сполуки якого з галогенів входять до складу кісток і зубної емалі?
15. Яку біологічну функцію виконують сполуки галогенів в живих організмах?
16. Охарактеризуйте токсичну дію галогенів та їх сполук на живі організми.
17. Визначте продукти реакцій:
  - а) F<sub>2</sub> + NaOH →
  - б) KMnO<sub>4</sub> + HCl →
  - в) HClO<sub>3</sub> + HCl →
  - г) KI + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц) →
  - д) I<sub>2</sub> + HNO<sub>3</sub> (конц) →
  - е) I<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O →

### 1.7 Експериментальна частина

#### Дослід 1. Добування хлору

(дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, шпатель лабораторні, кристалічні PbO<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>, KMnO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, HCl (конц), розчин KI (1M), смужки фільтрувального паперу.

### *Виконання досліду*

1. На чотири смужки фільтрувального паперу нанести 1–2 краплини розчину калій йодиду KI.

2. В чотири пробірки внести по 1 мікрошпателю плюмбум (IV) оксиду PbO<sub>2</sub>, манган (IV) оксиду MnO<sub>2</sub>, калій перманганату KMnO<sub>4</sub>, калій дихромату K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> і додати в кожен пробірку 1–2 краплини концентрованої хлоридної кислоти HCl. Якщо реакції протікають недостатньо енергійно, пробірки обережно нагріти. Відзначити забарвлення газу, який виділяється.

3. Дослідити дію газу, що виділяється в кожній пробірці, на папірець з нанесеним розчином KI, розмістивши його над отвором пробірки. За зміною забарвлення смужки фільтрувального паперу, змоченої розчином калій йодиду, можна розпізнати хлор, який утворюється під час реакції.

### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) добування хлору взаємодією окисників з хлоридною кислотою, враховуючи, що утворюються сполуки Pb<sup>2+</sup>, Mn<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup>;

б) взаємодії хлору з калій йодидом; пояснити, чим обумовлена зміна забарвлення смужки фільтрувального паперу, змоченого розчином KI.

2. У висновку зазначити, взаємодією яких речовин добувають хлор в лабораторії.

## **Дослід 2. Добування бром**

*(дослід проводити у витяжній шафі)*

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, скляна паличка, шпателі лабораторні, кристалічні MnO<sub>2</sub>, KBr або NaBr, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц), хлорна вода.

### *Виконання досліду*

1. В сухій пробірці змішати по одному мікрошпателю калій (натрій) броміду і манган (IV) оксиду та обережно додати 2–3 краплини концентрованої сульфатної кислоти. Відзначити забарвлення газу, який виділяється.

2. В пробірку налити 0,5 мл дистильованої води, внести кілька кристалів калій (натрій) броміду, перемішати скляною паличкою. Після розчинення солі додати кілька краплин хлорної води (розчину хлору у воді). Як змінилось забарвлення?

### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії калій (натрій) броміду і манган (IV) оксиду в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що утворюється сполука Mn<sup>2+</sup>;

б) взаємодії калій (натрій) броміду з хлором.

2. У висновку зазначити, взаємодією яких речовин добувають бром в лабораторії.

### **Дослід 3. Добування йоду** (дослід проводити у витяжній шафі)

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, скляна паличка, шпатель лабораторні, кристалічні KI, MnO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц), хлорна вода, бромна вода.

#### *Виконання досліду*

1. В сухій пробірці змішати по 1 мікрошпателью калій йодиду KI і манган (IV) оксиду MnO<sub>2</sub>, додати 2–3 краплини концентрованої сульфатної кислоти.

2. В дві пробірки налити по 1 мл розчину калій йодиду KI, в одну з них додати кілька краплин хлорної води (розчину хлору у воді), в іншу – кілька краплин бромної води (розчину бром у воді).

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії калій йодиду з манган (IV) оксидом в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що утворюється сполука Mn<sup>2+</sup>;

б) взаємодії калій йодиду з хлором;

в) взаємодії калій йодиду з бромом.

2. У висновку зазначити, взаємодією яких речовин добувають йод в лабораторії.

### **Дослід 4. Хлорна вода та її властивості**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, хлорна вода, сірководнева вода, розчини NaOH (1M), AgNO<sub>3</sub> (0,1M), Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> (0,5M), універсальний індикаторний папірець.

#### *Виконання досліду*

1. В пробірку налити 0,5 мл хлорної води (розчину хлору у воді). Відзначити її колір, запах (*обережно*). Визначити рН хлорної води універсальним індикаторним папірцем. Додати кілька краплин розчину аргентум нітрату AgNO<sub>3</sub>. Що спостерігається?

2. В дві пробірки налити по 0,5 мл хлорної води. В одну додати кілька краплин розчину натрій гідроксиду NaOH, в іншу – сірководневої води (розчину H<sub>2</sub>S у воді). Відзначити зміни. Чи зберігається запах хлорної і сірководневої води?

3. В пробірку внести кілька краплин розчину хром (III) сульфату Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, надлишок розчину натрій гідроксиду NaOH до розчинення осаду і додати хлорну воду. Відзначити зміну забарвлення розчину.

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій (для окисно-відновних реакцій вказати тип – міжмолекулярна, внутрішньомолекулярна чи диспропорціювання):

а) розчинення хлору в воді; зазначити величину рН і пояснити, з якою метою визначали рН хлорної води;

б) взаємодії одного з продуктів реакції а) з аргентум нітратом; пояснити, з якою метою використали розчин  $\text{AgNO}_3$ ;

в) взаємодії хлору з натрій гідроксидом; зазначити, чи зберігається запах хлорної води і чому;

г) взаємодії хлору з сірководнем; зазначити, чи зберігається запах хлорної та сірководневої води і чому;

д) взаємодії хром (III) сульфату з надлишком натрій гідроксиду, враховуючи, що утворюється комплексна сполука;

е) взаємодії продукту реакції д) з хлором, враховуючи, що  $\text{Cr}^{3+}$  переходить у  $\text{CrO}_4^{2-}$ .

2. У висновку зазначити:

а) які три сполуки Хлору містяться у хлорній воді;

б) які властивості проявляє хлор в реакціях г), е)?

### **Дослід 5. Властивості бром та йоду**

*(дослід проводити у витяжній шафі)*

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, фарфорова чашка, скляна паличка, крапельниця з водою або піпетка, кристалічні  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{I}_2$ , порошок  $\text{Al}$ , бромна вода, йодна вода, сірководнева вода.

*Виконання дослідів*

1. В дві пробірки налити по 0,5 мл сірководневої води (розчину  $\text{H}_2\text{S}$  у воді) і в одну додати бромну воду (розчин бром у воді), в другу – йодну воду (розчин йоду у воді). Розчини в пробірках збвтати. Що спостерігається?

2. В фарфоровій чашці перемішати порошок алюмінію ( $\approx 0,05$  г) з розтертим йодом ( $\approx 0,7$  г). Суміш змочити кількома краплями води.

3. В одну пробірку внести 3–5 краплин бромної води, в другу пробірку стільки ж йодної води. Додати в кожную пробірку 1–2 кристала ферум (II) сульфату  $\text{FeSO}_4$ . Що спостерігається? В якому випадку реакція окиснення  $\text{Fe}^{2+}$  не відбувається?

*Оформлення дослідів*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії сірководню з 1) бромом, 2) йодом;

б) взаємодії алюмінію з йодом, враховуючи, що вода – каталізатор;

в) окиснення ферум (II) сульфату галогеном; підтвердити неможливість протікання однієї з реакцій, порівнявши значення стандартних електродних потенціалів систем  $\text{Br}_2/\text{Br}^-$ ,  $\text{I}_2/\text{I}^-$ ,  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  (додаток Е).

2. У висновку зазначити, які властивості (окисні чи відновні) проявляють бром та йод у досліджених реакціях.

## **Дослід 6. Властивості галогенідів** (дослід проводити у витяжній шафі)

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, шпателі лабораторні, кристалічні KCl, KBr, KI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц), розчини K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (0,25M), NaCl (0,5M), KBr (0,5M), KI (0,5M), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (1M).

### *Виконання досліду*

1. Відновлення сульфатної кислоти.

В три сухі пробірки внести по 2 мікрошпателі калій хлориду KCl, калій броміду KBr та калій йодиду KI і додати в кожную пробірку 2–3 краплини концентрованої сульфатної кислоти H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Спостерігати утворення білої пари в кожній пробірці на початку реакції. Звернути увагу на появу бурої пари броміду і йоду у відповідних пробірках. Чи відбувається відновлення сульфатної кислоти гідроген хлоридом?

2. Відновлення калій дихромату.

В три пробірки внести 2–4 краплини розчину калій дихромату K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, 2–3 краплини 1M розчину сульфатної кислоти H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. В першу пробірку додати 2–3 краплини розчину калій йодиду KI; в другу – 2–3 краплини розчину калій броміду KBr; в третю – 2–3 краплини розчину натрій хлориду NaCl. Розчини перемішати струшуванням пробірок. В якому випадку відновлення дихромату не відбувається?

### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) обміну, які протікають між галогенідами калію та сульфатною кислотою з утворенням відповідних гідроген галогенідів;

б) відновлення надлишку сульфатної кислоти гідроген бромідом та гідроген йодидом, враховуючи, що в першому випадку утворюється сульфур (IV) оксид SO<sub>2</sub>, в другому – сірководень H<sub>2</sub>S; пояснити, чому не відбувається відновлення сульфатної кислоти гідроген хлоридом;

в) взаємодії галогенідів лужних металів з калій дихроматом в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> переходить в Cr<sup>3+</sup>.

2. У висновку зазначити:

а) які властивості (окисні чи відновні) проявляють галогенід-іони у досліджених реакціях;

б) як змінюються (посилюються чи послаблюються) ці властивості в ряду Cl<sup>-</sup> – Br<sup>-</sup> – I<sup>-</sup>?

## **Дослід 7. Якісні реакції на йони Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, розчини NaCl (0,5M), KBr (0,5M), KI (0,5M), AgNO<sub>3</sub> (0,1M), HNO<sub>3</sub> (1M), NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O (конц).

### *Виконання досліду*

1. В три пробірки внести 3–4 краплини розчину аргентум нітрату AgNO<sub>3</sub>. В першу пробірку додати 3–4 краплини розчину натрій хлориду

NaCl; в другу – 3–4 краплини розчину калій броміду KBr; в третю – 3–4 краплини розчину калій йодиду KI. Відзначити колір осадів, що утворились.

2. Отримані осаді розділити на дві частини. До однієї частини осадів аргентум хлориду, аргентум броміду та аргентум йодиду додати 0,5–1 мл розчину амоніаку  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (реакції проводити у витяжній шафі). В якому випадку розчинення осаду не спостерігається?

3. До другої частини осадів аргентум хлориду, аргентум броміду та аргентум йодиду додати 0,5–1 мл розчину нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$ . Чи спостерігається розчинення осадів?

#### Оформлення досліду

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

- взаємодії галогенідів лужних металів з аргентум нітратом;
- взаємодії галогенідів аргентуму з розчином амоніаку, враховуючи, що утворюються комплексні сполуки;
- чи відбувається взаємодія галогенідів аргентуму з нітратною кислотою.

2. У висновку зазначити:

- який реагент використовують для виявлення хлорид-, бромід- та йодид-іонів у розчині;
- яким зовнішнім ефектом супроводжуються якісні реакції на хлорид-, бромід- та йодид-іони;
- чи розчиняються осаді аргентум хлориду, аргентум броміду та аргентум йодиду в нітратній кислоті та амоніаку.

### 1.8 Контрольні тестові завдання

- Скільки молекул хлору міститься в 448 л газу за н.у.?  
1)  $6,02 \cdot 10^{23}$ ;      2)  $12,04 \cdot 10^{24}$ ;      3) 2000;      4) 448000.
- Скільки молекул хлору міститься в 710 г газу?  
1) 448;      2)  $24,08 \cdot 10^{23}$ ;      3)  $6,02 \cdot 10^{24}$ ;      4) 224000.
- Яка електронна формула відповідає йону  $\text{F}^-$ ?  
1)  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;      3)  $1s^2 2s^2 2p^4$ ;  
2)  $1s^2 2s^2 2p^5$ ;      4)  $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2$ .
- Яка електронна формула відповідає стану  $\text{Cl}^{3+}$ ?  
1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ;      3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ;  
2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ;      4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$ .
- Яка електронна формула відповідає атому Cl в основному стані?  
1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$       3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$ ;  
2)  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;      4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^2$ .



19. Яке з тверджень є правильним?
- 1) всі галогени – *p*-елементи;
  - 2) галогени не утворюють сполук між собою;
  - 3) всі галогени – гази за нормальних умов;
  - 4) зі збільшенням порядкового номера галогенів зменшуються їх атомні та йонні радіуси.
20. Яке з тверджень є правильним?
- 1) фтор не взаємодіє з водою;
  - 2) найсильнішим окисником серед галогенів є I<sub>2</sub>;
  - 3) хлорну воду використовують для відбілювання тканин і паперу;
  - 4) хлоридну кислоту не можна зберігати у скляному посуді.
21. Який процес передає схему промислового добування хлору?
- 1)  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
  - 2)  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - 3)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$
  - 4)  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}}$
22. Яка схема відображає лабораторний метод отримання HCl?
- 1)  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
  - 2)  $\text{NaCl}_{(\text{кр})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$
  - 3)  $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
  - 4)  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
23. Яка кислота у водному розчині є слабким електролітом?
- 1) HF;
  - 2) HBr;
  - 3) HCl;
  - 4) HI.
24. Яку кислоту не можна зберігати в скляному посуді?
- 1) HClO;
  - 2) HBr;
  - 3) HF;
  - 4) HClO<sub>4</sub>.
25. Які речовини здатні до взаємодії між собою?
- 1) HCl і SiO<sub>2</sub>;
  - 2) I<sub>2</sub> і H<sub>2</sub>O;
  - 3) HF і SiO<sub>2</sub>;
  - 4) Cl<sub>2</sub> і KF.
26. Між якими речовинами відбувається хімічна реакція?
- 1)  $\text{KI} + \text{Br}_2 \rightarrow$
  - 2)  $\text{KBr} + \text{I}_2 \rightarrow$
  - 3)  $\text{KCl} + \text{Br}_2 \rightarrow$
  - 4)  $\text{KCl} + \text{I}_2 \rightarrow$
27. У якому випадку реакція між йонами протікає до кінця?
- 1)  $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow$
  - 2)  $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow$
  - 3)  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow$
  - 4)  $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- \rightarrow$
28. Які речовини утворюються під час дії хлору на розчин KI?
- 1) реакція не відбувається;
  - 2)  $\text{KIO}_3 + \text{HClO} + \text{KCl}$ ;
  - 3)  $\text{KCl} + \text{I}_2$ ;
  - 4)  $\text{I}_2 + \text{Cl}_2$ .
29. Які речовини утворюються за взаємодії F<sub>2</sub> з H<sub>2</sub>O?
- 1)  $\text{HF} + \text{O}_2$ ;
  - 2) реакція не відбувається;
  - 3) HFO;
  - 4)  $\text{H}_2 + \text{HF}$ .

30. Чому фторидну кислоту не можна зберігати в скляному посуді?
- 1) HF є слабкою кислотою;
  - 2) HF реагує з  $\text{CaCl}_2$  з утворенням осаду;
  - 3) HF реагує з  $\text{SiO}_2$  з утворенням розчинної комплексної сполуки;
  - 4) фторид-іони  $\text{F}^-$  практично не володіють відновлювальними властивостями.
31. Яке з тверджень є неправильним?
- 1) галогени легко взаємодіють з киснем за звичайних умов;
  - 2) в ряду HF, HCl, HBr, HI відновлювальні властивості посилюються;
  - 3) хлор – жовто-зелений газ з різким запахом;
  - 4) водний розчин HF – слабкий електроліт.
32. Яке з тверджень є правильним?
- 1) всі галогени за звичайних умов – гази;
  - 2) сполуки Бромиду регулюють діяльність нервової системи в організмі людини;
  - 3) галогеніди аргентуму – добре розчинні у воді солі;
  - 4) кухонна сіль – це суміш KCl і KBr.
33. Які речовини отримують у разі взаємодії холодного розчину KOH і  $\text{Cl}_2$ ?
- 1) KCl + HClO;
  - 2) KCl + KClO +  $\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 3) KClO<sub>3</sub> + KCl +  $\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 4) KCl + HClO<sub>4</sub>.
34. Які речовини отримують під час взаємодії гарячого розчину NaOH і  $\text{Cl}_2$ ?
- 1) NaCl + HClO;
  - 2) NaCl + NaClO +  $\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 3) NaClO<sub>3</sub> + NaCl +  $\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 4) NaCl + HClO<sub>4</sub>.
35. Сполуки якого з галогенів входять до складу кісток і зубної емалі?
- 1) Бромиду;
  - 2) Хлориду;
  - 3) Флуориду;
  - 4) Йодиду.
36. Які речовини утворюються під час взаємодії KI і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц)?
- 1)  $\text{K}_2\text{SO}_4$  + HI +  $\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 2) HI +  $\text{K}_2\text{SO}_4$  +  $\text{H}_2\text{S}$ ;
  - 3)  $\text{K}_2\text{SO}_4$  +  $\text{SO}_2$  +  $\text{I}_2$  +  $\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 4) HI +  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .
37. Які речовини утворюються у разі взаємодії  $\text{MnO}_2$  і HCl (конц)?
- 1)  $\text{MnCl}_2$  +  $\text{Cl}_2$  +  $\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 2)  $\text{MnCl}_4$  +  $\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 3)  $\text{MnCl}_2$  +  $\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 4) MnO + HClO.
38. Яка з наведених схем відображає процес хлорування води?
- 1)  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ;
  - 2)  $2\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cl}_2\text{O}$ ;
  - 3)  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ;
  - 4)  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ .

39. Яка з перерахованих нижче кислот є складовою шлункового соку людини?
- 1)  $\text{HClO}_4$ ;            2)  $\text{HF}$ ;            3)  $\text{HCl}$ ;            4)  $\text{HBr}$ .
40. Які речовини утворюються під час взаємодії  $\text{PCl}_3$  з  $\text{H}_2\text{O}$ ?
- 1)  $\text{H}_3\text{PO}_3$  і  $\text{HCl}$ ;            3)  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$  і  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;  
2)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  і  $\text{HCl}$ ;            4)  $\text{PH}_3$  і  $\text{HClO}$ .
41. Які речовини утворюються у випадку взаємодії  $\text{PBr}_5$  з  $\text{KOH}$ ?
- 1)  $\text{PH}_3 + \text{KBr}$ ;            3)  $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
2)  $\text{K}_3\text{PO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$ ;            4)  $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{KBrO}$ .
42. Яка з наведених солей хлоридної кислоти буде піддаватись гідролізу у водному розчині?
- 1)  $\text{NaCl}$ ;            2)  $\text{CaCl}_2$ ;            3)  $\text{AgCl}$ ;            4)  $\text{MgCl}_2$ .
43. У водному розчині якої солі  $\text{pH} < 7$ ?
- 1)  $\text{NaI}$ ;            2)  $\text{AlCl}_3$ ;            3)  $\text{KCl}$ ;            4)  $\text{KBr}$ .
44. Які речовини утворюються у разі взаємодії  $\text{FeCl}_3$  з  $\text{HI}$  в розчині?
- 1)  $\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{HCl}$ ;            3)  $\text{FeI}_2 + \text{HCl}$ ;  
2)  $\text{FeI}_3 + \text{HCl}$ ;            4) реакція не відбувається.
45. Які речовини утворюються під час взаємодії  $\text{HI}$  з  $\text{MnO}_2$ ?
- 1)  $\text{MnI}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;            3)  $\text{HMnO}_4 + \text{I}_2$ ;  
2)  $\text{MnI}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;            4)  $\text{MnI}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
46. Які речовини утворюються за взаємодії  $\text{SiF}_4$  з  $\text{H}_2\text{O}$ ?
- 1)  $\text{SiO}_2 + \text{F}_2$ ;            3)  $\text{Si} + \text{HF} + \text{O}_2$ ;  
2)  $\text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{HF}$ ;            4)  $\text{Si} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + \text{F}_2$ .
47. Які речовини утворюються у випадку взаємодії  $\text{I}_2$  з  $\text{HNO}_3$  (розв)?
- 1)  $\text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;            3)  $\text{HI} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
2)  $\text{HI} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;            4)  $\text{HI} + \text{HNO}_2$ .
48. Яке з тверджень є правильним?
- 1) всі метали взаємодіють з хлоридною кислотою;  
2) галогени не утворюють сполук з металами;  
3) галогеніди всіх металів гідролізують у воді;  
4) бром за звичайних умов – важка рідина темно-червоного кольору.
49. Якого типу реакція протікає між  $\text{KI}$  і  $\text{Br}_2$ ?
- 1) окисно-відновна;            3) реакція не проходить;  
2) обміну;            4) комплексоутворення.

50. Ангідридом якої кислоти є оксид  $\text{Cl}_2\text{O}$ ?
- 1)  $\text{HClO}_4$ ;      2)  $\text{HClO}_2$ ;      3)  $\text{HClO}_3$ ;      4)  $\text{HClO}$ .
51. Яка з наведених нижче кислот є найсильнішим окисником?
- 1)  $\text{HClO}$ ;      2)  $\text{HClO}_3$ ;      3)  $\text{HClO}_2$ ;      4)  $\text{HClO}_4$ .
52. Яка з оксигеновмісних кислот Хлору є найбільш термічно стійкою?
- 1)  $\text{HClO}$ ;      2)  $\text{HClO}_3$ ;      3)  $\text{HClO}_2$ ;      4)  $\text{HClO}_4$ .
53. Яка з наведених нижче речовин має такі властивості:
- а) розкладається в присутності каталізатора з виділенням кисню;  
б) утворюється під час розчинення хлору в гарячому розчині  $\text{KOH}$ ;  
в) використовується для виготовлення вибухівок?
- 1)  $\text{KClO}_4$ ;      2)  $\text{HClO}$ ;      3)  $\text{KCl}$ ;      4)  $\text{KClO}_3$ .
54. Як змінюються властивості оксигеновмісних кислот Хлору в ряду  $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ ?
- 1) окиснювальні властивості посилюються;  
2) термічна стійкість зменшується;  
3) кислотні властивості посилюються;  
4) сила кислот зменшується.
55. Якою реакцією можна отримати  $\text{HClO}$ ?
- 1)  $\text{H}_2 + \text{O}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$       3)  $\text{O}_2 + \text{HCl} \rightarrow$   
2)  $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow$       4)  $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
56. Яке з тверджень є правильним?
- 1) галогени в природі зустрічаються у вільному стані;  
2) спорідненість до електрона під час переходу від  $\text{F}$  до  $\text{I}$  зростає;  
3) всі солі хлоридної кислоти розчиняються у воді;  
4) кислота  $\text{HClO}$  є більш сильним окисником за  $\text{HClO}_4$ .
57. Яка сполука взаємодіє з водою з утворенням двох кислот?
- 1)  $\text{Cl}_2\text{O}$ ;      2)  $\text{KCl}$ ;      3)  $\text{ClO}_2$ ;      4)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .
58. Якою реакцією можна виявити хлорид-іони  $\text{Cl}^-$  у розчині?
- 1)  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
2)  $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
3)  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ;  
4)  $2\text{HCl} + \text{F}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{HF}$ .

## 2 СУЛЬФУР

### 2.1 Загальна характеристика Сульфуру

Сульфур S – елемент шостої групи головної підгрупи періодичної системи хімічних елементів. Атом Сульфуру в основному стані має таку електронну структуру  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$ . Сульфур – *p*-елемент. На зовнішньому енергетичному рівні атому елемента знаходяться шість електронів. Наявність двох неспарених електронів у незбудженому стані свідчить про те, що атом Сульфуру може проявляти ступінь окиснення мінус 2 і плюс 2.

Зростання числа неспарених електронів під час збудження атомів Сульфуру відбувається за рахунок використання вільних орбіталей *d*-підрівня – електрони 3*s*- і 3*p*-підрівнів можуть розпаровуватись, утворюючи відповідно 4 і 6 неспарених електронів, тому атом Сульфуру може проявляти ступінь окиснення +4 і +6.

Сполуки S з вищим позитивним ступенем окиснення (+6) в реакціях виявляють тільки окисні властивості, з нижчим негативним (-1) – тільки відновні. Сполуки S зі ступенем окиснення 0, +2, +4 можуть бути як окисниками, так і відновниками.

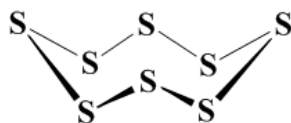
### 2.2 Поширення у природі Сульфуру, фізичні властивості та добування сірки

Вміст Сульфуру у земній корі становить 0,05 %. Сполуки Сульфуру входять до складу вугілля, нафти, мінералів, наявні у вулканічних газах, входять до складу білкових речовин, тобто містяться в живих організмах.

У природі Сульфур трапляється як у самородному стані – у вигляді простої речовини – сірки, так і у вигляді різних мінералів, з яких найважливішими є сульфіди та сульфати, наприклад, пірит FeS<sub>2</sub>, вюрцит ZnS, сфалерит PbS, ангідрит CaSO<sub>4</sub>, гіпс CaSO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O, мірабіліт Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O.

*Сірка* – тверда, крихка речовина жовтого кольору, практично не розчиняється у воді, але добре розчиняється в бензені C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> та сірководнеці CS<sub>2</sub>.

Атоми Сульфуру мають здатність до утворення ланцюгів. Найбільш стабільними є циклічні молекули, що складаються з восьми атомів S<sub>8</sub> і мають форму корони



Можливе існування молекул із замкнутими (S<sub>6</sub>, S<sub>4</sub>) та відкритими ланцюгами (S<sub>∞</sub>). Плавлення сірки супроводжується зміною складу її молекули; в парі містяться молекули S<sub>8</sub>, S<sub>6</sub>, S<sub>2</sub>, S. За дуже високого тиску сірка набуває металічних властивостей.

Сірка утворює декілька алотропних модифікацій. Ромбічна і моноклінна сірка знаходяться у кристалічному стані, пластична – в аморфному. В навколишньому середовищі найпоширенішою є ромбічна сірка, яка стійка за температури нижче 95,5 °С. Моноклінна сірка стійка в інтервалі від 95,5 °С до 119 °С. Як ромбічна сірка, так і моноклінна складаються з молекул S<sub>8</sub>, але відрізняються будовою кристалів, і відповідно, властивостями (табл. 2.1). Пластична сірка складається з ланцюжків атомів Сульфуру S<sub>∞</sub>. Її отримують швидким охолодженням розплаву сірки. Пластична сірка нестійка, і досить швидко перетворюється на ромбічну.

Таблиця 2.1 – Фізичні властивості сірки

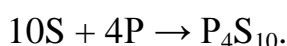
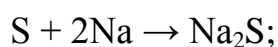
Показник	Сірка		
	ромбічна	моноклінна	пластична
Зовнішній вигляд	світло-жовта кристалічна речовина	темно-жовта кристалічна речовина	коричнева гумоподібна речовина
Густина, г/см <sup>3</sup>	2,07	1,96	2,046
Температура плавлення, °С	112,8	119,3	*
Температура кипіння, °С	444,6	444,6	445

\* аморфні речовини не мають певної температури плавлення, перехід в рідкий стан відбувається поступово, в певному діапазоні, у міру розм'якшення речовини. Пластична сірка стає в'язкою рідиною вище 160 °С.

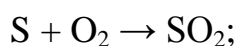
Сірку добувають переважно з самородних родовищ шляхом відкритої розробки або підземної виплавки. З підземних родовищ самородну сірку вилучають перегрітою водяною парою. За підвищеного тиску перегріту пару закачують у сірконосний шар, і розплавлена сірка під тиском гарячого повітря виштовхується на поверхню.

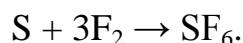
### 2.3 Хімічні властивості сполук Сульфуру

Хімічно сірка досить активна, за підвищених температур взаємодіє з усіма простими речовинами, крім азоту, золота, платини та інертних газів. Сірка окиснює метали (лужні та ртуть за звичайних умов) і деякі неметали з утворенням сульфідів

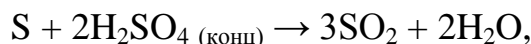
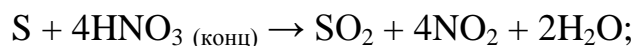


З сильними окисниками сірка виступає відновником

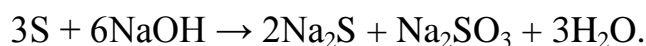




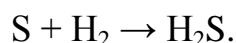
Сірка взаємодіє з кислотами, які є сильними окисниками, наприклад, з концентрованою нітратною і сульфатною кислотами:



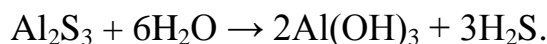
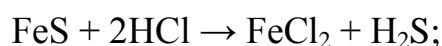
та розчиняється у водних розчинах лугів під час нагрівання



З воднем за температури 444,6 °C сірка утворює сірководень



*Сірководень* – це безбарвний газ із запахом тухлих яєць, дуже отруйний, розчинний у воді. В лабораторії його отримують взаємодією сульфідів з розведеними кислотами або водою:



Водний розчин  $\text{H}_2\text{S}$  – *сульфідна кислота* – слабка двоосновна кислота, дисоціація якої проходить ступінчасто:

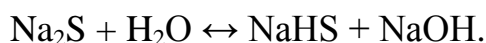


Дисоціація за другим ступенем відбувається незначною мірою.

Сульфідна кислота як двоосновна утворює два ряди солей:

- середні – *сульфіди*, наприклад,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{CdS}$ ,  $\text{CuS}$ ;
- кислі (існують лише у розчинах) – *гідрогенсульфіди*, наприклад,  $\text{NaHS}$ ,  $\text{KHS}$ .

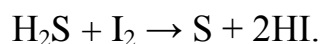
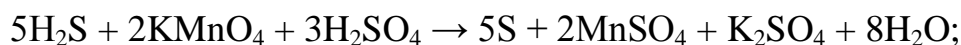
У воді розчинні сульфідні лужних та лужно-земельних металів та амонію. Їх водні розчини мають лужну реакцію



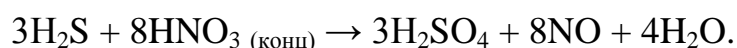
Яскраве і різноманітне забарвлення сульфідів різних металів, різна роз-

чинність в кислотах, інші індивідуальні властивості дають можливість широко використовувати їх в аналітичній практиці для розділення йонів, для виявлення як сульфід-іонів, так і низки катіонів металів.

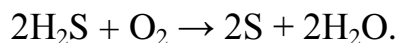
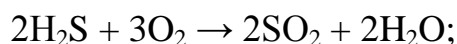
У хімічних реакціях сірководень, сульфідна кислота та сульфіди виявляють себе як відновники. Під час окисно-відновних реакцій  $\text{H}_2\text{S}$  зазвичай окиснюється до сірки



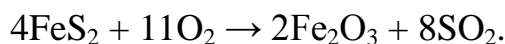
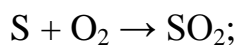
Під час взаємодії з деякими окисниками  $\text{H}_2\text{S}$  окиснюється до сполук зі ступенями окиснення +4 або +6



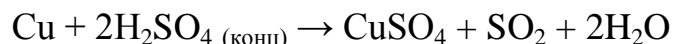
У разі надлишку кисню сірководень згоряє з утворенням  $\text{SO}_2$ , а за недостатньої кількості кисню виділяється сірка



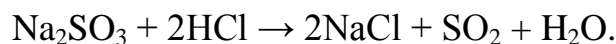
*Сульфур (IV) оксид* (сірчистий газ)  $\text{SO}_2$  – безбарвний газ, у 2,2 раза важчий за повітря, із характерним запахом горілої сірки, легко зріджується. У промисловості  $\text{SO}_2$  одержують спалюванням сірки або випалюванням сульфідних руд



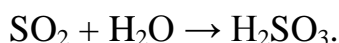
В лабораторних умовах  $\text{SO}_2$  одержують взаємодією концентрованої сульфатної кислоти з міддю



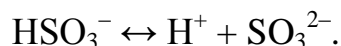
або хлоридної кислоти з сульфітами



Під час розчинення у воді  $\text{SO}_2$  утворює слабку *сульфітну кислоту*, яка існує тільки у розчині



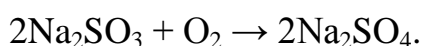
Сульфїтна кислота – двоосновна кислота середньої сили, яка дисоціює ступінчасто:



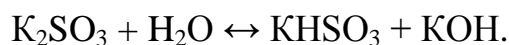
Сульфїтна кислота утворює два ряди солей:

- середні – *сульфїти*, наприклад,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{MgSO}_3$ ;
- кислї (існують лише у розчинах) – *гїдрогенсульфїти*, наприклад,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{KHSO}_3$ .

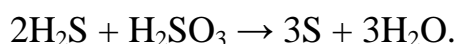
У водї розчинні сульфїти лужних металїв та амонїю. Їх розчини погано зберїгаються на повітрі, швидко окиснюються киснем повітря до сульфатїв



Водні розчини сульфїтїв лужних металїв мають лужну реакцію



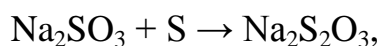
$\text{H}_2\text{SO}_3$  та її солї (*сульфїти* і *гїдрогенсульфїти*) є сильними відновниками, але можуть проявляти і окисні властивостї в реакціях з більш сильними відновниками:



В процесї нагрївання сульфїти диспропорціонують



Кип'ятінням розчину сульфїтїв з сіркою одержують *тіосульфати*



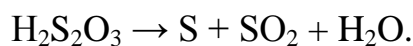
які містять два атоми Сульфуру у різних ступенях окиснення –  $\text{S}^{+6}$  та  $\text{S}^{-2}$ . Тіосульфати також утворюються під час пропускання сірководню і сірчистого газу через розчин лугу



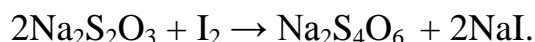
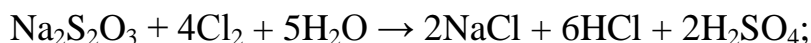
або під час взаємодії натрій сульфїду з розчином натрій карбонату в присутності сірчистого газу:



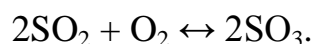
Натрій тіосульфат  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  – сіль нестійкої *тіосульфатної кислоти*  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , яка розкладається відразу під час утворення



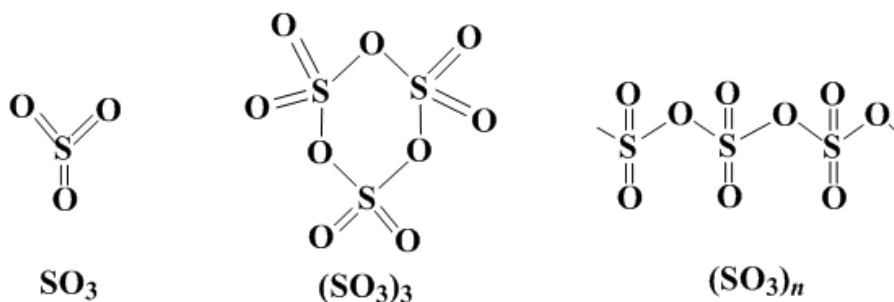
Натрій тіосульфат – відновник. Сильні окисники окиснюють тіосульфати до сульфатів, більш слабкі – до тетратіонатів



*Сульфур (VI) оксид*  $\text{SO}_3$  отримують окисненням  $\text{SO}_2$  за підвищеної температури в присутності каталізатора  $\text{V}_2\text{O}_5$

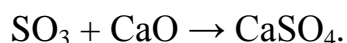
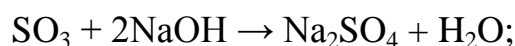
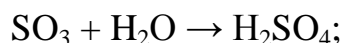


$\text{SO}_3$  – стійкий оксид, що існує в формі газу, рідини і твердих модифікацій:



$\text{SO}_3$  у вигляді молекули перебуває лише в газоподібному стані. Під час його конденсації утворюється летка рідина, що складається переважно з циклічних молекул  $(\text{SO}_3)_3$ . Після охолодження до  $16,8^\circ\text{C}$  рідина твердне та перетворюється на прозору масу, подібну до льоду.

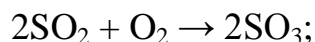
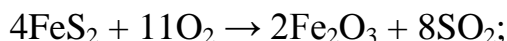
Сульфур (VI) оксид добре розчиняється у воді з виділенням великої кількості теплоти.  $\text{SO}_3$  – кислотний оксид, взаємодіє з водою, гідроксидами і основними оксидами:



*Сульфатна кислота*  $\text{H}_2\text{SO}_4$  є однією з сполук Сульфуру, що найбільш широко використовується. Безводна (100 %)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – безбарвна оліїста рідина з асоційованими молекулами. Розчинення  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  здатна розчинити до

70 %  $\text{SO}_3$ . Такі розчини називають *олеумом*. Олеум може виділяти  $\text{SO}_3$  і тому «димить» на повітрі.

Одним з основних методів добування сульфатної кислоти є контактний:



Товарна концентрована сульфатна кислота містить 96,5 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і має густину  $1,84 \text{ г/см}^3$ .

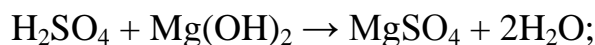
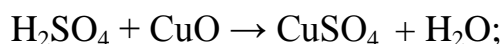
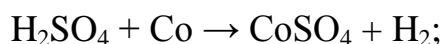
Сульфатна кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – сильна двоосновна кислота



Сульфатна кислота утворює два ряди солей:

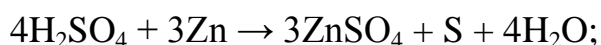
- середні – *сульфати*, наприклад,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ ;
- кислі – *гідрогенсульфати*, наприклад,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{KHSO}_4$ .

Хімічні властивості сульфатної кислоти багато в чому залежать від її концентрації. Розбавлена сульфатна кислота проявляє всі властивості кислот: змінює колір індикаторів, взаємодіє з металами, розміщеними в електрохімічному ряду напруг до водню, оксидами металів, гідроксидами і солями:



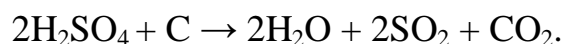
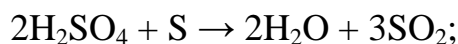
Утворення малорозчинного у воді та у розбавленій нітратній кислоті барій сульфату  $\text{BaSO}_4$  використовують для виявлення сульфат-іонів у розчині.

Концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  реагує інакше, ніж розбавлена (додаток В): відновлюється металами до  $\text{SO}_2$ , S чи  $\text{H}_2\text{S}$  (залежно від активності відновника):

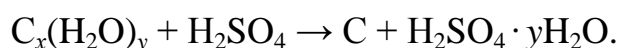




Концентрована сульфатна кислота під час нагрівання відновлюється і неметалами, наприклад, сіркою і вуглецем:



Концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  інтенсивно вбирає водяну пару, тому її використовують для осушування газів. Органічні речовини (вуглеводи) під дією концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$  зуглюються внаслідок зв'язування води кислотою



## 2.4 Застосування сполук Сульфуру

Сполуки Сульфуру широко застосовуються в різних галузях виробництва, будівництві, у медицині, лабораторній практиці. Основні галузі застосування сполук Сульфуру наведено в табл. 2.2.

Таблиця 2.2 – Застосування сполук Сульфуру

Галузі застосування	Сполуки Сульфуру
Металургійна промисловість, оброблення металів	сульфіди – сировина для одержання металів; у збагаченні металевих руд відокремленням їх від пустої породи флотацією; $\text{H}_2\text{SO}_4$ – для травлення сталі; виплавляння кольорових металів електрохімічним способом
Хімічна промисловість	виробництво $\text{H}_2\text{SO}_4$ , яка використовується для отримання $\text{HCl}$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$ , синтетичних волокон, барвників, вибухових речовин, мийних засобів тощо; сірка – вулканізатор каучуку; $\text{CS}_2$ – виготовлення віскозного волокна
Нафтопереробна промисловість	$\text{H}_2\text{SO}_4$ – в процесі очищення нафти
Легка промисловість	$\text{SO}_2$ – для відбілювання вовни; $\text{H}_2\text{SO}_4$ – у виробництві синтетичних волокон, віскози; алюмокалієві галуни $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – у шкіряній промисловості для протравлювання; сульфіти – як відбілювачі паперової маси; $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ – у переробці деревини в сульфатну целюлозу, з якої потім отримують папір
Харчова промисловість	$\text{SO}_2$ – для знешкодження пліснявих грибків у підвалах, винних діжках, бродильних чанах; для відбілювання борошна, цукру; як консервант
Будівництво та силікатна промисловість	для отримання сіркобетону, сіркоасфальту, сіркокераміки; глауберова сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – у виробництві скла; в'язучі матеріали – гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , алебастр $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – у будівництві
Хімічні джерела струму	сульфіди – в сухих батареях $\text{Li/S}$ , $\text{Na/S}$ ; $\text{H}_2\text{SO}_4$ – як електроліт у свинцевих акумуляторах
Сільське господарство	$\text{H}_2\text{SO}_4$ – у виробництві фосфорних добрив, отрутохімікатів, наприклад, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ; $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – для консервації деревини
Медицина	$\text{S}$ входить до складу протимікробних засобів, використовується для лікування захворювань шкіри; входить до складу антибіотиків, радіозахисних засобів; $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – седативна, спазмолітична, діуретична дія; $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – протизапальна, протиалергічна, дезінфікуюча дія

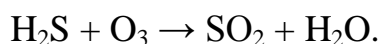
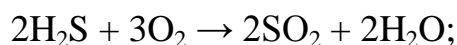
## 2.5 Біологічна функція та токсична дія сполук Сульфуру

Сульфур є важливим біогенним елементом, входить до складу низки амінокислот, і, відповідно, білків, коферментів, вітамінів. Сульфурвмісні сполуки є невід'ємним компонентом багатьох антиоксидантів, важливих для внутрішньоклітинних захисних механізмів. Сульфур відіграє важливу роль у хімічному захисті клітин від опромінення.

Для рослин і багатьох мікроорганізмів сульфат-іони разом з фосфат- і нітрат-іонами є найважливішим джерелом мінерального живлення.

Сірка не токсична, але деякі сполуки Сульфуру шкідливо впливають на організм людини. Так, під час вдихання  $\text{H}_2\text{S}$  у значних концентраціях людина непритомніє, а в деяких випадках це може спричинити параліч верхніх дихальних шляхів.

Сірчистий газ  $\text{SO}_2$  є одним з основних забруднювальних речовин атмосферного повітря. Природним джерелом  $\text{SO}_2$  є окиснення сірководню атмосферним киснем і озоном:



Основними антропогенними джерелами сірчистого газу є спалювання палива, виплавляння металів (димові гази), робота автомобільного транспорту (вихлопні гази).

$\text{SO}_2$  спричинює подразнення очей, горла, верхніх дихальних шляхів, кашель, задуху, викликає утворення «кислотних дощів», шкідливих для усього живого.

## 2.6 Завдання для самостійної роботи

1. Яка валентність атома Сульфуру в основному стані?
2. Вкажіть число неспарених електронів в максимально збудженому атомі Сульфуру.
3. Які хімічні властивості має сірка? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
4. Який тип хімічного зв'язку в молекулі  $\text{H}_2\text{S}$ ?
5. Як в лабораторії отримують  $\text{H}_2\text{S}$ ?
6. Чому в реакціях  $\text{H}_2\text{S}$  проявляє тільки відновлювальні властивості?
7. Як добувають  $\text{SO}_2$  в лабораторії та промисловості?
8. Наведіть приклади реакцій, характерних для  $\text{SO}_2$ .
9. Порівняйте дію на метали розведеної і концентрованої сульфатної кислоти.
10. Назвіть основні галузі використання сульфатної кислоти.

11. Чому не можуть одночасно перебувати в розчині: а)  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  і  $\text{KClO}$ ? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.

12. Чому  $\text{H}_2\text{SO}_4$  тільки окисник, а  $\text{H}_2\text{SO}_3$  окисник і відновник? Складіть рівняння реакцій, в яких  $\text{H}_2\text{SO}_3$ : а) окисник; б) відновник.

13. Кислі солі якої з кислот а)  $\text{H}_2\text{S}$ , б)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , в)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  існують як у розчині, так і в кристалічному стані?

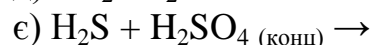
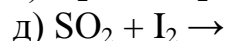
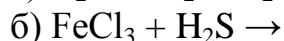
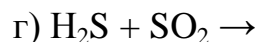
14. Наведіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна виявити йони: а)  $\text{S}^{2-}$ , б)  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ , в)  $\text{SO}_3^{2-}$ , г)  $\text{SO}_4^{2-}$ . Які зовнішні ефекти супроводжують їх протікання?

15. Чи можливе перебування в кислих розчинах одночасно сульфідної і сульфідної кислот?

16. Яку біологічну функцію виконують сполуки Сульфуру в живих організмах?

17. Які токсичні сполуки Сульфуру забруднюють атмосферне повітря?

18. Визначте продукти реакцій:



## 2.7 Експериментальна частина

### Дослід 1. Взаємодія сірки з лугами

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, шпатель лабораторний, сірка, розчини  $\text{NaOH}$  (конц),  $\text{KMnO}_4$  (0,5М).

*Виконання дослідів.*

1. Помістити 1–2 мікрошпателі дрібноподрібненої сірки в пробірку і долити 1–2 мл концентрованого розчину натрій гідроксиду  $\text{NaOH}$ . Суспензію прокип'ятити до повного розчинення сірки.

2. Отриманий розчин охолодити водою і додати 3–4 краплини розчину калій перманганату  $\text{KMnO}_4$ . Як змінилось забарвлення розчину?

*Оформлення дослідів*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій (вказати тип реакцій – міжмолекулярна, внутрішньомолекулярна чи диспропорціювання):

а) взаємодії сірки з натрій гідроксидом;

б) взаємодії продуктів реакції а) з калій перманганатом в лужному середовищі ( $\text{NaOH}$ ), враховуючи, що в обох реакціях  $\text{MnO}_4^-$  відновлюється до  $\text{MnO}_4^{2-}$ .

2. У висновку зазначити:

а) які властивості (окисні чи відновні) проявляє сірка в реакції з лугами;

б) за якої умови сірка розчиняється в лугах;

в) які властивості (окисні чи відновні) проявляють продукти взаємодії сірки з натрій гідроксидом в реакціях з калій перманганатом.

## **Дослід 2. Добування сірководню, якісна реакція на сульфід-іони** (дослід проводити у витяжній шафі)

*Обладнання і реактиви:* пробірка з відповідною трубкою, пробка з лійкою, штатив з лапкою, штатив з пробірками, шпатель лабораторний, кристалічний FeS або Na<sub>2</sub>S, дистильована H<sub>2</sub>O, розчини HCl (конц), Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,5M), смужка фільтрувального паперу, універсальний індикаторний папірець.

### *Виконання досліду*

1. На смужку фільтрувального паперу нанести 1–2 краплини розчину плюмбум (II) нітрату Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.
2. В пробірку налити дистильовану воду.
3. В пробірку з відповідною трубкою помістити кілька шматочків ферум (II) сульфід FeS (або натрій сульфід Na<sub>2</sub>S), закріпити її вертикально в штативі і закрити пробкою. Через лійку додати кілька краплин концентрованої хлоридної кислоти HCl.
4. Газ, який виділяється, направити:
  - а) на смужку фільтрувального паперу, змоченого розчином Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>;
  - б) в пробірку з дистильованою водою. За допомогою універсального індикаторного папірця визначити рН в розчині H<sub>2</sub>S. Яка сполука утворюється під час розчинення сірководню у воді? Пробірку з отриманим розчином зберегти для наступного досліду.

### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:
  - а) добування сірководню;
  - б) його взаємодії з плюмбум (II) нітратом; пояснити, чим обумовлена зміна забарвлення смужки фільтрувального паперу, змоченого розчином Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>;
  - в) ступінчастої дисоціації сульфідної кислоти; зазначити величину рН і пояснити, з якою метою визначали рН в розчині H<sub>2</sub>S.
2. У висновку зазначити:
  - а) взаємодією яких речовин добувають сірководень в лабораторії;
  - б) яка сполука утворюється під час розчинення сірководню у воді;
  - в) який реагент використовують для виявлення сульфід-іонів у розчині;
  - г) яким зовнішнім ефектом супроводжується якісна реакція на сульфід-іони.

## **Дослід 3. Окисно-відновні властивості сірководню**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, сірководнева вода, бромна вода, розчини KMnO<sub>4</sub> (0,5M), K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (0,25M), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (1M).

### *Виконання досліду*

1. В три пробірки налити по 0,5 мл розчинів 1) калій перманганату KMnO<sub>4</sub>; 2) калій дихромату K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; 3) бромної води (розчину Br<sub>2</sub> у воді).

Розчини в першій та другій пробірках підкислити сульфатною кислотою  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

2. В усі три пробірки додати краплями сірководневу воду (розчин  $\text{H}_2\text{S}$  у воді) до зміни забарвлення кожного розчину і його помутніння внаслідок виділення сірки.

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії сірководню з калій перманганатом в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що утворюється сполука  $\text{Mn}^{2+}$ ;

б) взаємодії сірководню з калій дихроматом в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що утворюється сполука  $\text{Cr}^{3+}$ ;

в) взаємодії сірководню з бромом.

2. У висновку зазначити, які властивості (окисні чи відновні) проявляє сірководень в окисно-відновних реакціях.

#### **Дослід 4. Добування сульфідів металів**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, шпатель лабораторний, кристалічний  $\text{FeSO}_4$ , дистильована  $\text{H}_2\text{O}$ , розчини  $\text{CdSO}_4$  (0,5M),  $\text{ZnSO}_4$  (0,5M),  $\text{CuSO}_4$  (0,5M),  $\text{MnSO}_4$  (0,5M),  $\text{Na}_2\text{S}$  (0,5M),  $\text{HCl}$  (1 M).

#### *Виконання досліду*

1. В пробірці розчинити 1 мікрошпатель ферум (II) сульфату  $\text{FeSO}_4$  у дистильованій воді.

2. В чотири пробірки налити по 0,5 мл розчинів 1) кадмій сульфату  $\text{CdSO}_4$ , 2) цинк сульфату  $\text{ZnSO}_4$ , 3) купрум (II) сульфату  $\text{CuSO}_4$ , 4) манган (II) сульфату  $\text{MnSO}_4$ .

3. В усі п'ять пробірок додати розчин натрій сульфідом  $\text{Na}_2\text{S}$ . Звернути увагу на забарвлення осадів, що утворюються.

4. Дослідити розчинність осадів сульфідів металів у хлоридній кислоті  $\text{HCl}$ . Чи всі осадки розчиняються в кислоті?

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії солей феруму (II), кадмію, цинку, купруму (II), мангану (II) з натрій сульфідом;

б) розчинення окремих сульфідів металів в хлоридній кислоті.

2. У висновку зазначити:

а) якими реакціями (окисно-відновними чи обміну) були отримані сульфідні феруму (II), кадмію, цинку, купруму (II), мангану (II);

б) якою є їх розчинність у воді та в хлоридній кислоті.

### **Дослід 5. Добування сульфур (IV) оксиду (сірчистого газу)** (дослід проводити у витяжній шафі)

*Обладнання і реактиви:* пробірка з відвідною трубкою, пробка з лійкою, штатив з лапкою, хімічний стакан об'ємом 50 мл, шпатель лабораторний, кристалічний  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , дистильована  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц), універсальний індикаторний папірець.

#### *Виконання досліду*

1. В хімічний стакан налити 15–20 мл дистильованої води.
2. В пробірку з відвідною трубкою помістити 2–4 мікрошпатель кристалічного натрій сульфїту  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , вертикально закріпити в штативі і закрити пробкою. Кінець відвідної трубки занурити в стакан з водою.
3. Через лійку краплинами приливати концентровану сульфатну кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Спостерігати барботування газу через воду. Слідкувати за тим, щоб воду не затягнуло в пробірку, в якій міститься реакційна суміш.
4. За допомогою універсального індикаторного папірця визначити рН в отриманому розчині. Яка сполука утворюється під час розчинення сірчистого газу у воді? *Розчин зберегти для наступного досліду.*

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:
  - а) добування сірчистого газу;
  - б) взаємодії сірчистого газу з водою;
  - в) ступінчастої дисоціації сульфїтної кислоти; зазначити величину рН і пояснити, з якою метою визначали рН у розчині.
2. У висновку зазначити:
  - а) взаємодією яких речовин добувають сірчистий газ в лабораторії;
  - б) яка сполука утворюється у разі розчинення сірчистого газу у воді.

### **Дослід 6. Властивості сполук Сульфуру (IV)**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, розчини  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$  (0,5M),  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (0,5M),  $\text{Na}_2\text{S}$  (0,5M),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1M),  $\text{HCl}$  (1M), бромна вода.

#### *Виконання досліду*

1. Налити в три пробірки по 0,5 мл розчинів: 1) бромної води (розчину  $\text{Br}_2$  у воді); 2) калій перманганату  $\text{KMnO}_4$ ; 3) калій дихромату  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Розчин в третій пробірці підкислити сульфатною кислотою  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
2. В усі пробірки прилити розчин сульфїтної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_3$  до зміни забарвлення кожного розчину.
3. Налити в пробірку 0,5 мл розчину натрій сульфїду  $\text{Na}_2\text{S}$ , підкислити хлоридною кислотою  $\text{HCl}$ , прилити розчин сульфїтної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Спостерігати, як розчин стає каламутним.

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:
  - а) взаємодії сульфїтної кислоти з бромом;

б) взаємодії сульфїтної кислоти з калій перманганатом, враховуючи, що утворюється сполука  $Mn^{2+}$ ;

в) взаємодії сульфїтної кислоти з калій дихроматом в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що утворюється сполука  $Cr^{3+}$ ;

г) взаємодії сульфїтної кислоти з натрій сульфїдом в присутності хлоридної кислоти; пояснити, чому розчин стає каламутним.

2. У висновку зазначити, під час взаємодії з якими сполуками сульфїтна кислота здатна виступати окисником, а з якими – відновником.

### **Дослід 7. Якісні реакції на сульфїт- та сульфат-іони**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, розчини  $BaCl_2$  або  $Ba(NO_3)_2$  (0,5M),  $Na_2SO_3$  (0,5M),  $Na_2SO_4$  (0,5M),  $HNO_3$  (1M).

*Виконання досліду*

1. Налити в дві пробірки по 0,5 мл розчинів: 1) натрій сульфїту  $Na_2SO_3$ ; 2) натрій сульфату  $Na_2SO_4$ . В обидві пробірки додати розчин солі барію ( $BaCl_2$  або  $Ba(NO_3)_2$ ).

2. До отриманих осадів додати розчин нітратної кислоти  $HNO_3$ . У якому випадку осад не розчиняється?

*Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) натрій сульфїту з хлоридом (нітратом) барію;

б) натрій сульфату з хлоридом (нітратом) барію; пояснити, чи можна дією розчинних солей барію на сульфїти та сульфати розрізнити йони  $SO_3^{2-}$  і  $SO_4^{2-}$ ;

в) розчинення осаду в нітратній кислоті; чи можна цією реакцією розрізнити сульфїт- та сульфат-іони?

2. У висновку зазначити:

а) який реагент використовують для виявлення сульфїт- та сульфат-іонів у розчині;

б) яким зовнішнім ефектом супроводжуються якісні реакції на сульфїт- та сульфат-іони;

в) як розрізняють сульфїт- та сульфат-іони.

### **Дослід 8. Властивості натрій тіосульфату**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, бромна вода, йодна вода, розчини  $Na_2S_2O_3$  (0,5M),  $HCl$  (1M).

*Виконання досліду*

1. Налити в пробірку 0,5 мл розчину натрій тіосульфату  $Na_2S_2O_3$  і додати розчин хлоридної кислоти  $HCl$ . Через невеликий проміжок часу спостерігати утворення сірки. За запахом визначити, який газ виділився.

2. В дві пробірки налити по 0,5 мл бромної води (розчину  $Br_2$  у воді) та йодної води (розчину  $I_2$  у воді). В обидві пробірки додати кілька краплин

розчину натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  до знебарвлення розчинів.

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій (вказати тип окисно-відновної реакції – міжмолекулярна, внутрішньомолекулярна чи диспропорціювання):

а) взаємодії натрій тіосульфату з хлоридною кислотою;

б) взаємодії натрій тіосульфату з бромом, враховуючи, що тіосульфат окиснюється до сульфату і в реакції бере участь вода (сірка, яка виділяється – продукт побічної реакції);

в) взаємодії натрій тіосульфату з йодом, враховуючи, що  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  окиснюється до  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ .

2. Зробити висновок щодо:

а) стійкості натрій тіосульфату в кислому середовищі;

б) властивостей (окисних чи відновних), які проявляє натрій тіосульфат в реакціях з бромом і йодом.

### **Дослід 9. Ідентифікація кислотного залишку**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, шпатель лабораторні, кристалічні  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , дистильована  $\text{H}_2\text{O}$ , розчини  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  (0,5M),  $\text{BaCl}_2$  (0,5M),  $\text{HCl}$  (1M), йодна вода (розчину  $\text{I}_2$  у воді).

#### *Виконання досліду*

Цей дослід передбачає самостійне розроблення методики роботи: послідовності дій та вибору потрібних для цього реактивів із запропонованого переліку. Об'єктом дослідження є одна з чотирьох солей: натрій сульфід  $\text{Na}_2\text{S}$ , натрій сульфит  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , натрій сульфат  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  або натрій тіосульфат  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Мета роботи – встановити, чи є досліджувана сіль сульфідом, сульфитом, сульфатом або тіосульфатом натрію.

Отримати у викладача суху сіль, розчинити її в дистильованій воді.

Скласти план дослідження. Для цього потрібно знати, як кожна з можливих солей реагує (чи не реагує) з вибраним реагентом, очікуваний візуальний ефект та який висновок можна зробити.

Провести експериментальні дослідження. Всі досліди проводити з окремими порціями розчину солі. Після додавання кожного реактиву потрібно робити висновок: яку сіль або солі можна вилучити з переліку можливих або яку сіль виявлено (ідентифіковано).

#### *Оформлення досліду*

1. Описати послідовність дій. Для кожного етапу навести рівняння реакцій та спостереження, на підставі яких можна зробити висновок про наявність або відсутність певного йону.

2. У висновку навести формулу солі, яку досліджували.

## 2.8 Контрольні тестові завдання

- Обчисліть масу 448 л  $\text{SO}_2$  за н. у.  
1) 64 г;                    2) 1280 г;                    3) 640 г;                    4)  $12,8 \cdot 10^4$  г.
- Скільки молекул  $\text{H}_2\text{S}$  міститься в 224 л газу за н. у.?  
1)  $6,02 \cdot 10^{24}$ ;            2)  $12,04 \cdot 10^{23}$ ;            3)  $3,01 \cdot 10^{23}$ ;            4) 90000.
- Який об'єм за н. у. займає 68 г  $\text{H}_2\text{S}$ ?  
1) 40 л;                    2) 44,8 л;                    3) 22,4 л;                    4) 11,2 л.
- Яка електронна формула відповідає атому Сульфуру в основному стані?  
1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ;                    3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;  
2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ;                    4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$ .
- Яка електронна формула відповідає йону  $\text{S}^{4+}$ ?  
1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0$ ;                    3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$ ;  
2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5$ ;                    4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$ .
- Яка з наведених схем відображає будову зовнішнього енергетичного рівня атома Сульфуру в  $\text{Na}_2\text{S}$ ?  
1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ;                    3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$ ;  
2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;                    4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$ .
- Яка з речовин проявляє тільки відновні властивості?  
1)  $\text{KHSO}_3$ ;                    2)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;                    3)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;                    4)  $\text{K}_2\text{S}$ .
- Яка речовина проявляє тільки окисні властивості?  
1)  $\text{H}_2\text{S}$ ;                    2)  $\text{SO}_2$ ;                    3)  $\text{SO}_3$ ;                    4)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .
- Яка речовина проявляє як окисні, так і відновні властивості?  
1)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;                    2)  $\text{SO}_3$ ;                    3)  $\text{K}_2\text{S}$ ;                    4)  $\text{S}$ .
- Яка з наведених реакцій є окисно-відновною?  
1)  $\text{ZnS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ ;            3)  $\text{BaO} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{BaSO}_3$ ;  
2)  $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ ;            4)  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ .
- Які речовини утворюються при взаємодії сірки з гарячим розчином  $\text{NaOH}$ ?  
1)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;                    3)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
2)  $\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;                    4)  $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$ .
- Які речовини утворюються при взаємодії  $\text{S}$  і  $\text{HNO}_3$  (конц)?  
1)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;                    3)  $\text{H}_2\text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
2) реакція не проходить;                    4)  $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_2$ .

13. За яких умов буде перебігати реакція:



- 1) за наявності каталізатора;
- 2) за підвищеного тиску;
- 3) за нагрівання суміші;
- 4) за інтенсивного перемішування.

14. Який тип хімічного зв'язку в молекулі  $\text{H}_2\text{S}$ ?

- 1) йонний;
- 2) неполярний ковалентний;
- 3) донорно-акцепторний;
- 4) полярний ковалентний.

15. Які властивості характерні для  $\text{H}_2\text{S}$ ?

- 1) отруйний газ з неприємним запахом;
- 2) під час розчинення у воді утворює сильну кислоту;
- 3) в окисно-відновних реакціях виступає окисником;
- 4) не взаємодіє з киснем.

16. Які властивості проявляє водний розчин  $\text{H}_2\text{S}$ ?

- 1) кислотні і окисні;
- 2) кислотні і відновні;
- 3) основні і окисні;
- 4) основні і відновні.

17. Чому  $\text{H}_2\text{S}$  проявляє тільки відновні властивості?

- 1) тому що добре розчиняється в воді;
- 2) тому що атом Сульфуру в  $\text{H}_2\text{S}$  перебуває в найнижчому із можливих ступенів окиснення;
- 3) тому що проявляє властивості слабкої кислоти у водному розчині;
- 4) тому що дуже токсичний.

18. Яка схема відображає лабораторний спосіб добування  $\text{H}_2\text{S}$ ?

- 1)  $\text{S} + \text{H}_2 \rightarrow$
- 2)  $\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3)  $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 4)  $\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$

19. Продуктом якої реакції є  $\text{H}_2\text{S}$ ?

- 1)  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2)  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$
- 3)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4)  $\text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t}$

20. Які речовини утворюються під час взаємодії  $\text{H}_2\text{S}$  з  $\text{HNO}_3 \text{ (конц)}$ ?

- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$ ;
- 2)  $\text{S} + \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 3)  $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4) реакція не проходить.

21. Яка схема відображає процес утворення купрум (II) сульфідру?

- 1)  $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- 2)  $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- 3)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .

22. Які властивості характерні для солі  $K_2S$ ?
- 1) легко гідролізується у водному розчині;
  - 2) взаємодіє з оксидами металів;
  - 3) погано розчиняється в воді;
  - 4) в окисно-відновних реакціях виступає окисником.
23. Які властивості проявляє  $SO_2$ ?
- 1) відновні;
  - 2) окисні;
  - 3) окисні і відновні;
  - 4) амфотерний оксид.
24. Які властивості характерні для  $SO_2$ ?
- 1) під час розчинення в воді утворює сильну кислоту;
  - 2) не реагує з основними оксидами;
  - 3) легко окиснюється киснем за звичайних умов;
  - 4) в присутності сильних відновників проявляє окисні властивості.
25. За взаємодії яких речовин утворюється  $SO_2$ ?
- 1)  $Mg + H_2SO_4$  (розв)  $\rightarrow$
  - 2)  $Cu + H_2SO_4$  (конц)  $\rightarrow$
  - 3)  $CuO + H_2SO_4$  (розв)  $\rightarrow$
  - 4)  $Zn + H_2SO_4$  (розв)  $\rightarrow$
26. Які речовини утворюються у разі взаємодії  $SO_2$  з  $NaOH$ ?
- 1)  $Na_2SO_4 + H_2O$ ;
  - 2)  $Na_2S + H_2O$ ;
  - 3)  $Na_2SO_3 + H_2O$ ;
  - 4)  $NaHSO_4$ .
27. Які властивості проявляє  $H_2SO_3$ ?
- 1) сильної кислоти;
  - 2) сильної основи;
  - 3) термічно стійкої сполуки;
  - 4) слабкої кислоти, нестійкої сполуки.
28. В якій реакції  $H_2SO_3$  проявляє окисні властивості?
- 1)  $2H_2SO_3 + O_2 \rightarrow 2H_2SO_4$ ;
  - 2)  $H_2SO_3 \leftrightarrow H_2O + SO_2$ ;
  - 3)  $H_2SO_3 + 2H_2S \rightarrow 3S + 3H_2O$ ;
  - 4)  $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HCl$ .
29. В якій реакції  $Na_2SO_3$  виступає відновником?
- 1)  $Na_2SO_3 + HCl \rightarrow$
  - 2)  $Na_2SO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
  - 3)  $Na_2SO_3 + Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow$
  - 4)  $Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$
30. В якій реакції  $Na_2SO_3$  виступає окисником?
- 1)  $Na_2SO_3 + SO_2 + H_2O \rightarrow$
  - 2)  $Na_2SO_3 + Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow$
  - 3)  $Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$
  - 4)  $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
31. Яка з реакцій є якісною на солі сульфїтної кислоти?
- 1)  $K_2SO_3 + NaOH \rightarrow$
  - 2)  $K_2SO_3 + Mg(NO_3)_2 \rightarrow$
  - 3)  $K_2SO_3 + HCl \rightarrow$
  - 4)  $K_2SO_3 + CaCO_3 \rightarrow$

32. Які властивості проявляє  $K_2SO_3$  в реакції  $K_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$ ?
- 1) окиснювальні;
  - 2) ступені окиснення елементів не змінюються;
  - 3) відновлювальні;
  - 4) реакція не проходить.
33. Яка схема відображає процес утворення натрій тіосульфату?
- 1)  $2Na_2SO_3 + O_2 \rightarrow 2Na_2SO_4$
  - 2)  $2Na + H_2S \rightarrow Na_2S + H_2$ ;
  - 3)  $Na_2SO_3 + S \xrightarrow{t} Na_2S_2O_3$  ;
  - 4)  $SO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$ .
34. Які властивості проявляє  $SO_3$ ?
- 1) окисні і відновні, кислотний оксид;
  - 2) окисні, кислотний оксид;
  - 3) відновні, основний оксид;
  - 4) окисні і відновні, амфотерний оксид.
35. В якій реакції утворюється  $SO_3$ ?
- 1)  $SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{каталізатор}} \rightarrow$
  - 2)  $SO_2 + H_2O \rightarrow$
  - 3)  $H_2SO_3 \xrightarrow{t} \rightarrow$
  - 4)  $Cu + H_2SO_4 \text{ (конц)} \rightarrow$
36. Які речовини утворюються під час взаємодії  $SO_3$  з  $Ca(OH)_2$ ?
- 1)  $CaSO_4 + H_2O$ ;
  - 2)  $CaS + H_2O$ ;
  - 3)  $Ca(HSO_3)_2$ ;
  - 4)  $CaSO_3 + H_2O$ .
37. Які властивості проявляє розчин  $H_2SO_4$ ?
- 1) кислотні і окисні;
  - 2) основні і окисні;
  - 3) основні і відновні;
  - 4) кислотні і відновні.
38. Які властивості не характерні для концентрованої сульфатної кислоти?
- 1) активно взаємодіє з водою, використовується як осушувач;
  - 2) розчиняє всі метали без винятку;
  - 3) взаємодіє з солями і лугами;
  - 4) проявляє властивості сильного окисника.
39. Який з наведених нижче хімічних процесів використовують в промисловості для отримання сульфатної кислоти?
- 1)  $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{каталізатор}} 2SO_3$ ;
  - 2)  $2H_2SO_3 + O_2 \rightarrow 2H_2SO_4$ ;
  - 3)  $CuSO_4 + H_2S \rightarrow CuS + H_2SO_4$ ;
  - 4)  $2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$ .

40. В якій реакції бере участь розведена сульфатна кислота?
- 1)  $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 2)  $\text{Hg} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 3)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ ;
  - 4)  $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .
41. Які речовини утворюються за взаємодії Mg з  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)?
- 1)  $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - 2)  $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2$ ;
  - 3)  $\text{MgO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - 4) Mg пасивується в  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.).
42. Які з перерахованих нижче металів пасивуються в розчині холодної концентрованої сульфатної кислоти?
- 1) Fe і Cr;
  - 2) Ag і Sn;
  - 3) Ca і Mg;
  - 4) Al і Mn.
43. Які метали не взаємодіють з розведеною сульфатною кислотою з виділенням водню?
- 1) Cu і Ag;
  - 2) Co і Ni;
  - 3) Mg і Zn;
  - 4) Fe і Al.
44. Які речовини утворюються за взаємодії  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.) з Cu?
- 1)  $\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - 2)  $\text{CuSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - 3)  $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_3$ ;
  - 4)  $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2$ .
45. У випадку взаємодії якого металу з  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.) виділяється  $\text{H}_2\text{S}$ ?
- 1) Co;
  - 2) Fe;
  - 3) Ag;
  - 4) Zn.
46. Які речовини утворюються під час взаємодії HBr з  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)?
- 1)  $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - 2)  $\text{HBrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3$ ;
  - 3) реакція не проходить;
  - 4)  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$ .
47. Які речовини утворюються за взаємодії KI з  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)?
- 1)  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$ ;
  - 2)  $\text{KHSO}_4 + \text{HI}$ ;
  - 3)  $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - 4)  $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HI}$ .
48. Яка реакція є якісною на присутність сульфатної кислоти та її солей в розчині?
- 1)  $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - 2)  $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ ;
  - 3)  $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - 4)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ .
49. Як змінюються властивості кислот в ряду  $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{SO}_4$ ?
- 1) сила кислот і окисні властивості зростають;
  - 2) немає чіткої закономірності;
  - 3) сила кислот зменшується, окисні властивості зростають;
  - 4) сила кислот зростає, окисні властивості послаблюються.



## 3 НІТРОГЕН

### 3.1 Загальна характеристика Нітрогену

Нітроген N – елемент п'ятої групи головної підгрупи періодичної системи елементів. Нітроген – *p*-елемент. Атом Нітрогену на зовнішньому енергетичному рівні має 5 електронів, з яких 2 – спарені, 3 – неспарені:  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Для атома Нітрогену збудження неможливе, тому його валентність дорівнює трьом. Але атом Нітрогену може віддати 1 електрон, за такої умови один *s*-електрон йона  $N^+$  може перейти на звільнену *p*-орбіталь. В цьому випадку валентність йона  $N^+$  дорівнює 4. Таким чином, валентність Нітрогену може дорівнювати 3 і 4, а ступінь окиснення – від мінус 3 до плюс 5.

Сполуки з вищим позитивним (+5) ступенем окиснення Нітрогену в реакціях виявляють тільки окисні властивості, з нижчим негативним (–3) – тільки відновні. Сполуки N зі ступенем окиснення –2, –1, 0, +1, +2, +3, +4 можуть бути як окисниками, так і відновниками.

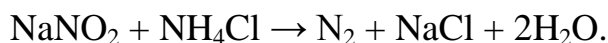
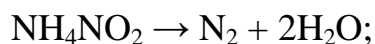
### 3.2 Поширення у природі Нітрогену, фізичні властивості та добування азоту

Вміст Нітрогену в земній корі та атмосфері становить 0,002 %. Атмосферне повітря містить 78 % за об'ємом азоту  $N_2$ . В повітрі у незначних кількостях містяться інші сполуки нітрогену ( $NO$ ,  $NH_3$ ,  $HNO_3$ ). З природних мінералів промислове значення має чилійська ( $NaNO_3$ ) та калійна ( $KNO_3$ ) селітри. Значна кількість Нітрогену входить до складу білкових речовин рослинного і тваринного походження.

За звичайних умов азот  $N_2$  – це газ, безбарвний, без запаху і смаку;  $T_{кип} = -195,8$  °C,  $T_{пл} = -209,86$  °C; густина 1,25 г/л; трохи легший за повітря, малорозчинний у воді (в 1 об'ємі води при 20 °C розчиняється 0,0154 об'єму азоту). За температури плавлення азот переходить у рідкий стан, утворюючи снігоподібну масу. Азот не підтримує процес дихання, тому отримав назву нежиттєдіяльного.

В промисловості основну кількість азоту добувають із зрідженого повітря фракційною перегонкою. Для цього повітря під високим тиском переводять в рідкий стан. Під час поступового нагрівання рідкого повітря азот випаровується першим, оскільки має нижчу температуру кипіння (мінус 195,8 °C), ніж кисень (мінус 183 °C).

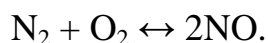
В лабораторії азот отримують в процесі нагрівання концентрованого розчину амоній нітриту або суміші концентрованих розчинів нітриту лужного металу і солі амонію



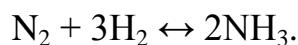
### 3.3 Хімічні властивості сполук Нітрогену

В молекулі азоту  $N_2$  наявні три ковалентних неполярних зв'язки, що пояснює його хімічну інертність і високу стійкість. За кімнатної температури азот не реагує з металами і неметалами, за винятком літію, який повільно вступає в реакцію з утворенням літій нітриду  $Li_3N$ . Підвищення температури до  $500\text{--}600\text{ }^\circ\text{C}$  помітно активує азот і він починає взаємодіяти з активними металами та воднем з утворенням *нітридів*.

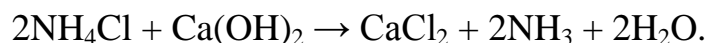
Найвища активність азоту досягається у плазмі електричного розряду. В цих умовах  $N_2$  взаємодіє з малоактивними металами, а також з силіцієм, бором, вуглецем, киснем



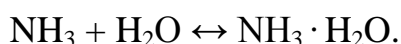
З нітридів найбільше практичне значення має *амоніак*  $NH_3$  – безбарвний газ з характерним запахом, легший за повітря. У промисловості амоніак отримують за температури  $450\text{--}500\text{ }^\circ\text{C}$ , тиску  $10^7\text{--}10^8$  Па та за наявності каталізатора ( $Fe, Al_2O_3$ ) за реакцією



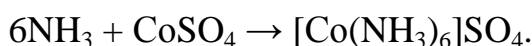
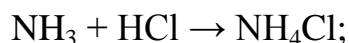
В лабораторії амоніак добувають взаємодією солей амонію з лугами під час нагрівання



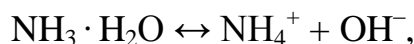
Амоніак добре розчиняється у воді з утворенням гідроксиду:



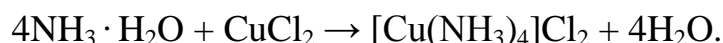
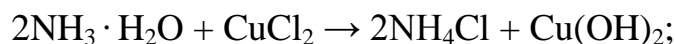
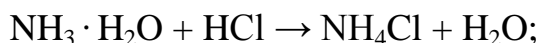
Наявність неподіленої електронної пари у атома Нітрогену зумовлює донорні властивості молекули  $NH_3$  – здатність взаємодіяти з водою, кислотами з утворенням йонів амонію  $NH_4^+$ , а також утворювати комплексні сполуки



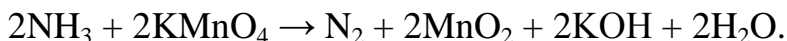
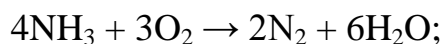
Водний розчин амоніаку – *амоній гідроксид*  $NH_3 \cdot H_2O$  – слабка основа



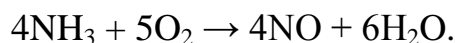
яка взаємодіє з кислотами і солями металів з утворенням солей амонію; з солями деяких металів у разі надлишку амоній гідроксиду утворюються комплексні сполуки:



Амоніак окиснюється різними окисниками до азоту

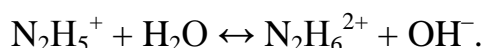


В присутності платинового (Pt) каталізатора амоніак окиснюється киснем повітря до нітроген (II) оксиду



Крім амоніаку відомі і інші сполуки Нітрогену з Гідрогеном:  $\text{N}_2\text{H}_4$  – гідразин,  $\text{NH}_2\text{OH}$  – гідроксиламін,  $\text{HN}_3$  – азидна кислота.

*Гідразин*  $\text{N}_2\text{H}_4$  – безбарвна рідина з різким запахом, змішується з водою у будь-яких співвідношеннях. Водний розчин гідразину – *гідразингідрат*  $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  – має лужну реакцію:



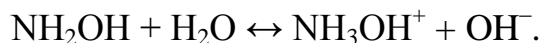
З кислотами гідразин утворює солі *гідразонію*



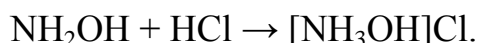
В окисно-відновних реакціях гідразин переважно є відновником



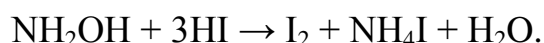
*Гідроксиламін*  $\text{NH}_2\text{OH}$  – біла кристалічна речовина, добре розчинна у воді. Водний розчин гідроксиламіну має лужну реакцію



З кислотами гідроксиламін утворює солі *гідроксиламонію*



В окисно-відновних реакціях  $\text{NH}_2\text{OH}$  переважно є відновником (в лужному середовищі), за наявності сильних відновників є окисником (в кислому середовищі):



*Азидна кислота*  $\text{HN}_3$  – летка безбарвна рідина з різким запахом. Її водний розчин є слабкою кислотою

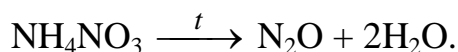


*Азиди* малоактивних металів розкладаються з вибухом.

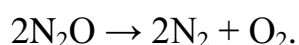
З Оксигеном Нітроген утворює декілька оксидів:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ . З них  $\text{N}_2\text{O}$  і  $\text{NO}$  є несолетворними оксидами.

*Нітроген (I) оксид* – безбарвний газ зі слабким приємним запахом, солодким присмаком, малорозчинний у воді. На відміну від інших оксидів,  $\text{N}_2\text{O}$  не є отруйною речовиною, але вдихання його викликає характерний стан «сп'яніння». Тому  $\text{N}_2\text{O}$  називають «веселильним газом» і використовують в медицині як наркотичний засіб.

Нітроген (I) оксид добувають термічним розкладанням амоній нітрату:



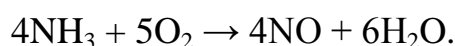
З водою, кислотами та лугами  $\text{N}_2\text{O}$  не реагує. Під час нагрівання розкладається на азот і кисень



Має окисні властивості, але при взаємодії з сильними окисниками поводить себе як відновник.

*Нітроген (II) оксид*  $\text{NO}$  – безбарвний газ, розчиняється у воді, але не реагує з нею.

Промисловий метод добування  $\text{NO}$  – каталітичне окиснення амоніаку на платиновому каталізаторі

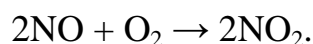


У лабораторії його отримують за реакцією

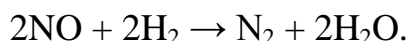


У навколишньому середовищі  $\text{NO}$  утворюється під час грозових розрядів (3000–4000 °C) в процесі взаємодії азоту з киснем.

У реакціях NO переважно проявляє відновні властивості, легко окиснюється киснем:



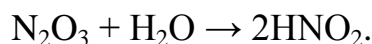
Під час взаємодії з сильними відновниками поводить себе як окисник



*Нітроген (III) оксид*  $\text{N}_2\text{O}_3$  – темно-синя рідина, малостійка сполука, легко розкладається за кімнатної температури



З водою нітроген (III) оксид утворює нітритну кислоту



*Нітритна кислота*  $\text{HNO}_2$  – нестійка сполука, існує лише в розбавлених розчинах, з підвищенням температури розкладається

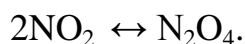


$\text{HNO}_2$  є слабкою одноосновною кислотою

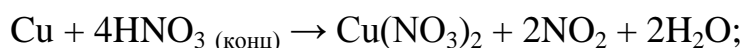


Залежно від умов нітритна кислота та її солі – *нітрити* – можуть проявляти як окисні, так і відновні властивості.

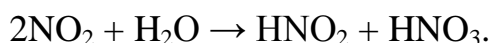
*Нітроген (IV) оксид*  $\text{NO}_2$  – газ бурого кольору з характерним запахом, димеризується в процесі охолодження з утворенням безбарвної рідини



Добувають  $\text{NO}_2$  взаємодією концентрованої нітратної кислоти з міддю або термічним розкладанням деяких нітратів металів:



$\text{NO}_2$  добре розчинний у воді, розчин безбарвний, що пояснюється протіканням реакції



В присутності лугів утворюються солі нітритної та нітратної кислот

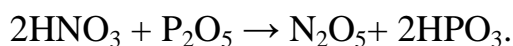
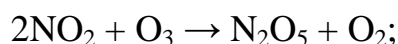


Розчинення  $\text{NO}_2$  у воді в присутності надлишку кисню повітря супроводжується утворенням лише нітратної кислоти

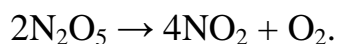


*Нітроген (V) оксид*  $\text{N}_2\text{O}_5$  – біла тверда кристалічна речовина, проявляє кислотні властивості, під час розчинення у воді утворює нітратну кислоту, з лугами утворює солі нітратної кислоти – нітрати.

Одержати  $\text{N}_2\text{O}_5$  можна за реакціями:



За кімнатної температури нітроген (V) оксид розкладається

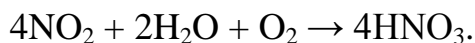
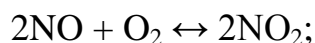
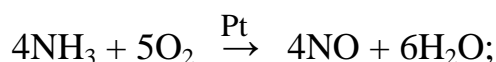


Нітроген (V) оксид – дуже сильний окисник.

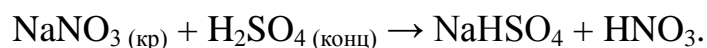
*Нітратна кислота*  $\text{HNO}_3$  – летка безбарвна рідина з різким запахом, змішується з водою у будь-яких співвідношеннях. Під час нагрівання  $\text{HNO}_3$  частково розкладається:



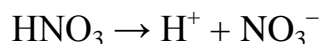
Отримують  $\text{HNO}_3$  в промисловості каталітичним окисненням амоніаку за підвищеної температури:



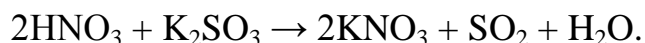
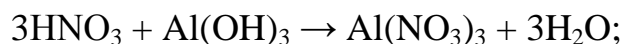
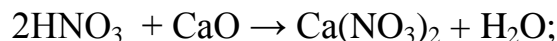
Також нітратну кислоту отримують дуговим способом, перша стадія цього процесу – утворення  $\text{NO}$  з простих речовин за  $3000^\circ\text{C}$ .  $\text{HNO}_3$  можна отримати з натрій нітрату:



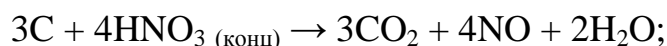
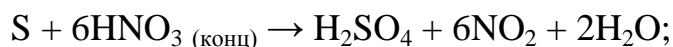
Нітратна кислота – сильна одноосновна кислота



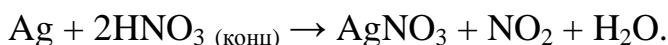
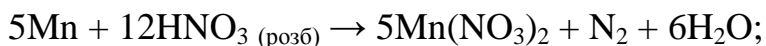
Хімічні властивості нітратної кислоти багато в чому залежать від її концентрації. Розбавлена  $\text{HNO}_3$  проявляє всі властивості кислот – змінює колір індикаторів, взаємодіє з оксидами металів, основами, солями:



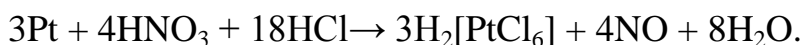
$\text{HNO}_3$  – дуже сильний окисник; як розбавлена, так і концентрована, окиснює неметали, наприклад



і більшість металів, які, залежно від активності, відновлюють кислоту до  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$  чи  $\text{NO}_2$  (додаток В):

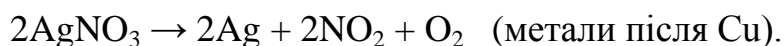
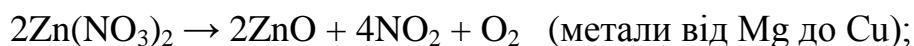


Золото, платина і платинові метали не окиснюються нітратною кислотою, їх окиснює суміш, що складається з 1 частини концентрованої  $\text{HNO}_3$  і 3-х частин концентрованої  $\text{HCl}$ , називають «царською водою». Внаслідок утворення дуже сильного, нестійкого окисника нітрозилхлориду  $\text{NOCl}$  в цій суміші розчиняються благородні метали



Такі метали, як залізо, хром, алюміній і деякі інші – пасивуються концентрованою  $\text{HNO}_3$ .

Солі  $\text{HNO}_3$  – *нітрати*, термічно менш стійкі, ніж нітрити, під час нагрівання розкладаються по-різному залежно від умов проведення реакції і природи катіона солі (положення металу в ряду напруг, додаток В):



### 3.4 Застосування сполук Нітрогену

Сполуки Нітрогену широко застосовуються в різних галузях виробництва, медицині, лабораторній практиці. Основні галузі застосування сполук Нітрогену наведено в табл. 3.1.

Таблиця 3.1 – Застосування сполук Нітрогену

Галузь застосування	Сполуки Нітрогену
Оброблення металів	$\text{HNO}_3$ – у травленні металів; $\text{N}_2$ – для створення інертного середовища під час відпалу металів; рідкий $\text{N}_2$ – у криогенному різанні для охолодження металів
Хімічна промисловість	$\text{N}_2$ – у виробництві $\text{NH}_3$ ; $\text{N}_2$ – для створення інертної атмосфери; $\text{NH}_3$ – у виробництві $\text{HNO}_3$ ; $\text{HNO}_3$ та її солі – у виробництві добрив, вибухових речовин, барвників, волокон, пластмас тощо
Легка промисловість	$\text{NH}_3$ – у дубленні шкіри, забарвленні тканин; оксиди – виробництво штучного шовку; нітрати, нітрити – в текстильній, шкіряній промисловості
Харчова промисловість	$\text{N}_2$ – для створення інертного середовища; нітрати та нітрити – як харчові добавки
Будівництво та силікатна промисловість	нітрити – протиморозні добавки до бетону
Енергетика	$\text{N}_2$ – у виробництві коксу; $\text{N}_2\text{H}_4$ – як паливо; $\text{NO}_2$ – як окисник ракетного палива
Сільське господарство	селітри – як мінеральні добрива; $\text{N}_2$ – для створення інертного середовища при зберіганні овочів тощо
Медицина	10 % розчин $\text{NH}_3$ при запамороченнях; сполуки N – складові багатьох лікарських засобів, $\text{N}_2\text{O}$ – засіб для наркозу

### 3.5 Біологічна функція та токсична дія сполук Нітрогену

У вигляді білкових речовин Нітроген входить до складу кожної рослини і тварини. Без білка немає життя, а тому зрозуміло, яку важливу роль відіграє цей елемент. Нітроген утворює пептидні зв'язки і формує всю різноманітність білків, а також входить до складу біологічно-активних гетероциклів.

Велике значення у функціонуванні центральної нервової системи мають фізіологічно активні речовини, які відносяться до біогенних моноамінів – адреналін, норадреналін, дофамін.

Нітроген (II) оксид NO відіграє важливу роль в регуляції різних систем організму: серцево-судинної, травної, дихальної, сечовидільної.

Азот N<sub>2</sub> – нетоксичний газ, але деякі сполуки Нітрогену виявляють токсичну дію. Гостре отруєння амоніаком викликає ураження очей та дихальних шляхів, задишку і запалення легенів. Токсичними є гідразин, гідроксиламін і всі їх похідні, азиди, солі нітритної кислоти і нітратна кислота. NO<sub>2</sub> – отруйний газ, подразнює слизові оболонки очей і дихальних шляхів, він є шкідливим відходом хімічних виробництв, а також утворюється як домішка під час згорання різних видів палива в двигунах внутрішнього згорання і різних паливних установах.

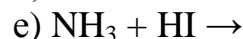
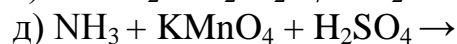
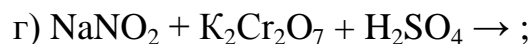
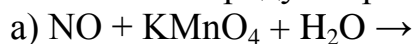
Небезпечним є надлишок нітрат- та нітрит-іонів у питній воді та продуктах харчування. Нітрат-іони у організмі людини відновлюються до нітрит-іонів. Гемоглобін взаємодіє з нітрит-іонами і втрачає здатність переносити кисень. У шлунково-кишковому тракті нітрити перетворюються на нітритроаміни – сильні канцерогенні агенти.

### 3.6 Завдання для самостійної роботи

1. Чим пояснюється невисока хімічна активність азоту у вільному стані?
2. Що таке нітриди? Який нітрид має найбільше практичне значення?
3. Яким способом можна отримати азот в лабораторії? Відповідь підтвердіть рівнянням реакції.
4. Наведіть приклади реакцій, в яких азот виконує роль окисника і приклади реакцій, в яких він є відновником.
5. Які реакції відображають лабораторний та промисловий способи добування амоніаку?
6. Які властивості проявляє амоніак в окисно-відновних реакціях і чому? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
7. Яке забарвлення буде мати фенолфталеїн в розчині амоніаку? Чому?
8. Чи можна видаляти залишки вологи з газоподібного амоніаку за допомогою концентрованої сульфатної кислоти? Відповідь поясніть.
9. Які хімічні властивості проявляють гідразин і гідроксиламін? Наведіть приклади рівнянь реакцій.
10. До якого класу оксидів відносяться N<sub>2</sub>O і NO?
11. Наведіть способи отримання оксидів Нітрогену.
12. Наведіть хімічні реакції, внаслідок яких з природних речовин отримують нітратну кислоту.
13. Порівняйте термічну стійкість нітратів і нітритів. Що відбувається під час нагрівання таких солей: NaNO<sub>3</sub>, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>2</sub>, AgNO<sub>3</sub>? Запишіть рівняння відповідних реакцій.
14. Як отримати NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, використовуючи як вихідні речовини атмосферний азот і воду? Запишіть рівняння реакцій.
15. Яку біологічну функцію виконує Нітроген?

16. Які сполуки Нітрогену є токсичними для людини?

17. Визначте продукти реакцій:



### 3.7 Експериментальна частина

#### Дослід 1. Добування азоту

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, шпатель лабораторний, кристалічний  $\text{NaNO}_2$ , розчин  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (насичений), скіпка.

*Виконання досліду*

1. В пробірку помістити 2–3 мікрошпателі натрій нітриту  $\text{NaNO}_2$  і налити 0,5 мл насиченого розчину амоній хлориду  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

2. Пробірку обережно нагріти. Внести в пробірку розжарену скіпку. Що спостерігається?

*Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакції добування азоту; пояснити, з якою метою використовували розжарену скіпку.

2. У висновку зазначити, взаємодією яких речовин добувають азот в лабораторії.

#### Дослід 2. Добування амоніаку та його властивості

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, пробка з відвідною трубкою, штатив з лапкою, спиртівка, фарфорова чашка, кристалізатор, скляна паличка, шпателі лабораторні, кристалічні  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , дистильована  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$  (конц.), універсальний індикаторний папірець.

*Виконання досліду*

1. В кристалізатор налити дистильовану воду.

2. В фарфорову чашку помістити по 2–3 мікрошпателі амоній сульфату  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  і кальцій гідроксиду  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  та перемішати скляною паличкою.

3. Перекласти суміш в суху пробірку, закріпити в штативі горизонтально з невеликим нахилом отвору пробірки донизу, закрити пробкою з газовідвідною трубкою. На слабкому вогні спиртівки нагріти суміш.

4. До отвору відвідної трубки піднести скляну паличку, яку попередньо змочити концентрованою хлоридною кислотою  $\text{HCl}$ . Що спостерігається?

5. До отвору відвідної трубки піднести вологий універсальний індикаторний папірець і визначити рН.

*Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) добування амоніаку;

б) взаємодії амоніаку з гідроген хлоридом; пояснити, чим обумовлені донорні властивості атому Нітрогену;

в) взаємодії амоніаку з водою;

г) дисоціації амоній гідроксиду; зазначити величину рН.

2. У висновку зазначити:

а) взаємодією яких речовин добувають амоніак в лабораторії;

б) які властивості (кислотні чи основні) проявляє водний розчин амоніаку.

### **Дослід 3. Якісна реакція на йони амонію**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, розчини  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (1М),  $\text{NaOH}$  (1М), універсальний індикаторний папірець.

*Виконання досліду*

1. В пробірку внести 0,5 мл розчину солі амонію  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і 0,5 мл розчину лугу  $\text{NaOH}$ .

2. Нагріти пробірку і переконатись (*обережно*), що виділяється газ із характерним запахом. Для цього розмістити пробірку на відстані 15–20 см від обличчя, не нахилитися над нею і не вдихати глибоко, а спрямувати до себе газ рухами руки.

3. Над отвором пробірки потримати вологий універсальний індикаторний папірець і визначити рН розчину, що утворюється.

*Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії амоній хлориду з натрій гідроксидом;

б) взаємодії амоніаку з водою;

в) дисоціації амоній гідроксиду; зазначити реакцію середовища.

2. У висновку зазначити:

а) який реагент використовують для виявлення йонів амонію у розчині;

б) яким зовнішнім ефектом супроводжується якісна реакція на йони амонію;

в) як можна переконатися, що виділяється амоніак.

### **Дослід 4. Окисно-відновні властивості амоніаку**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, розчини  $\text{KMnO}_4$  (0,5М),  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (0,5М), амоніаку (25 %), бромна вода.

*Виконання досліду*

В три пробірки внести по 0,5 мл розчинів а) бромної води (розчину  $\text{Br}_2$  у воді); б) калій перманганату  $\text{KMnO}_4$ ; в) калій дихромату  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . В кожну пробірку налити 0,5 мл розчину амоніаку  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Розчини нагріти до зміни забарвлення.

### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії амоній гідроксиду з бромом, враховуючи, що утворюється азот  $N_2$ ;

б) взаємодії амоній гідроксиду з калій перманганатом, враховуючи, що утворюються азот і манган (IV) оксид  $MnO_2$ ;

в) взаємодії амоній гідроксиду з калій дихроматом, враховуючи, що утворюються азот і хром (III) оксид  $Cr_2O_3$ .

2. У висновку зазначити, які властивості (окисні чи відновні) проявляє амоніак в окисно-відновних реакціях.

### **Дослід 5. Окисно-відновні властивості нітритів**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, розчини  $K_2Cr_2O_7$  (0,5M),  $KI$  (1M),  $NaNO_2$  (1M),  $H_2SO_4$  (1M).

#### *Виконання досліду*

1. Налити в пробірку 0,5 мл розчину калій йодиду  $KI$ , підкислити сульфатною кислотою  $H_2SO_4$  і додати розчин натрій нітриту  $NaNO_2$ .

2. Налити в пробірку 0,5 мл розчину калій дихромату, підкислити сульфатною кислотою і додати розчин натрій нітриту.

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії натрій нітриту і калій йодиду в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що утворюються нітроген (II) оксид і йод;

б) взаємодії натрій нітриту і калій дихромату в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що утворюються натрій нітрат і сіль  $Cr^{3+}$ .

2. У висновку зазначити, які властивості проявляють нітрити в окисно-відновних реакціях.

### **Дослід 6. Добування калій нітриту**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, шпатель лабораторний, кристалічний  $KNO_3$ , розчини  $K_2Cr_2O_7$  (0,5M),  $KI$  (1M),  $H_2SO_4$  (1M), скіпка.

#### *Виконання досліду.*

1. Помістити в суху пробірку 2–3 мікрошпателі калій нітрату  $KNO_3$ , нагріти її до припинення виділення газу. Внести в пробірку розжарену скіпку. Що спостерігається? Який газ виділяється? Нітрити яких металів можна отримати термічним розкладанням їх нітратів?

2. Щоб довести, що утворений продукт – калій нітрит  $KNO_2$ , після охолодження пробірки розчинити твердий залишок у воді.

3. Налити в дві пробірки по 0,5 мл розчинів 1) калій йодиду  $KI$ , 2) калій дихромату  $K_2Cr_2O_7$ . Розчини в обох пробірках підкислити сульфатною кислотою  $H_2SO_4$  і додати розчин калій нітриту  $KNO_2$ . Спостерігати зміну за-

барвлення розчинів в обох пробірках.

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) термічного розкладання калій нітрату; пояснити, з якою метою використовували розжарену скіпку;

б) взаємодії калій нітриту і калій йодиду в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що утворюються нітроген (II) оксид і йод;

в) взаємодії калій нітриту і калій дихромату в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що утворюються калій нітрат і сіль  $\text{Cr}^{3+}$ .

2. У висновку зазначити, термічним розкладанням нітратів яких металів добувають нітриту.

### **Дослід 7. Властивості нітратної кислоти**

*(дослід проводити у витяжній шафі)*

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, шпатель лабораторні, кристалічні Mg, Zn, Cu, S, дистильована  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HNO}_3$  (конц), розчини  $\text{HNO}_3$  (1M),  $\text{BaCl}_2$  (0,5M), NaOH (1M), скіпка.

#### *Виконання досліду*

1. Налити кілька краплин концентрованої нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$  і нагріти пробірку. Внести в пробірку розжарену скіпку. Що спостерігається?

2. В одну пробірку покласти шматок цинку Zn, в іншу – міді Cu і додати в обидві пробірки кілька краплин концентрованої нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$ . Який газ виділяється? Спостерігати зміну забарвлення розчину в одній з пробірок.

3. В пробірку покласти шматок магнію Mg і додати 0,5 мл розчину нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$ . Рідину в пробірці збовтувати протягом 1–2 хвилин. Потім злити в іншу пробірку розчин з металу, який не розчинився.

4. Довести наявність в отриманому розчині йонів  $\text{NH}_4^+$ , додавши до нього 1 мл розчину натрій гідроксиду NaOH. Нагріти пробірку і за запахом (*обережно*) переконатись, що виділяється амоніак.

5. В пробірку покласти шматок міді Cu і додати 0,5 мл розчину нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$ . Пробірку нагріти. Спостерігати зміну забарвлення розчину та виділення газу.

6. В пробірку налити кілька краплин концентрованої нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$ , покласти шматок сірки S і нагріти.

7. Після охолодження рідину вилити в пробірку з водою і виявити в розчині сульфатну кислоту, додавши до нього розчин барій хлориду  $\text{BaCl}_2$  до утворення білого осаду.

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій (для окисно-відновних реакцій вказати тип – міжмолекулярна, внутрішньомолекулярна чи диспропорціювання):

а) розкладання нітратної кислоти під час нагрівання; пояснити, з якою метою використовували розжарену скіпку;

б) взаємодії концентрованої нітратної кислоти з 1) цинком, 2) міддю; пояснити, чим обумовлена зміна забарвлення розчину в одній з пробірок;

в) взаємодії розбавленої нітратної кислоти з магнієм;

г) взаємодії амоній нітрату з натрій гідроксидом;

д) взаємодії розбавленої нітратної кислоти з міддю; зазначити, чи впливає на перебіг реакції міді з  $\text{HNO}_3$  концентрація кислоти;

е) взаємодії концентрованої нітратної кислоти з сіркою;

ж) взаємодії сульфатної кислоти з барій хлоридом.

2. У висновку зазначити:

а) які властивості проявляє нітратна кислота в реакціях з металами і неметалами;

б) чи впливає на перебіг реакції металів з нітратною кислотою її концентрація і активність металів.

### **Дослід 8. Окисно-відновні властивості нітратів**

*Обладнання і реактиви:* фарфорова чашка, електрична плитка, шпатель лабораторний, порошок  $\text{Al}$ , розчини  $\text{NaNO}_3$  (0,5М),  $\text{NaOH}$  (конц), універсальний індикаторний папірець.

*Виконання дослідів*

1. Внести в фарфорову чашку по 5–10 краплин розчинів натрій нітрату  $\text{NaNO}_3$  і натрій гідроксиду  $\text{NaOH}$  і додати 2–3 мікрошпателі порошку алюмінію  $\text{Al}$ . Обережно нагріти (*не кип'ятити!*) розчин.

2. Над чашкою потримати вологий універсальний індикаторний папірець. За запахом (*обережно*) і зміною забарвлення універсального індикаторного папірця переконатись у виділенні амоніаку.

*Оформлення дослідів*

1. Записати спостереження і рівняння реакції взаємодії алюмінію з натрій нітратом в присутності натрій гідроксиду, враховуючи, що утворюється  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ .

2. У висновку зазначити, які властивості (окисні чи відновні) проявляють нітрати в окисно-відновних реакціях.

### **3.8 Контрольні тестові завдання**

1. Обчисліть масу 112 л  $\text{NO}$  за н. у.

1) 30 г;                      2) 22,4 г;                      3) 150 г;                      4)  $1,12 \cdot 10^3$  г.

2. Скільки молекул  $\text{N}_2$  міститься в 14 г газу за н. у.?

1)  $6,02 \cdot 10^{24}$ ;                      2)  $12,04 \cdot 10^{23}$ ;                      3)  $3,01 \cdot 10^{23}$ ;                      4) 2240000.

3. Яка електронна формула відповідає атому N в основному стані?
- 1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ;                      3)  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;  
 2)  $1s^2 2s^2 2p^1$ ;                              4)  $1s^2 2s^2 2p^3$ .
4. Яка електронна формула відповідає йону  $N^{3-}$ ?
- 1)  $1s^2 2s^2 2p^3$ ;                              3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;  
 2)  $1s^2 2s^2$ ;                                    4)  $1s^2 2s^2 2p^6$ .
5. Яка електронна формула відповідає йону  $N^{4+}$ ?
- 1)  $1s^2 2s^1$ ;                                    3)  $1s^2 2s^2 2p^4$ ;  
 2)  $1s^2 2s^2 2p^5$ ;                              4)  $1s^2 2s^2$ .
6. В якій сполуці ступінь окиснення Нітрогену – додатне число?
- 1)  $Na_3N$ ;                      2)  $NH_3$ ;                      3)  $NF_3$ ;                      4)  $NH_2OH$ .
7. Яка речовина проявляє лише окисні властивості?
- 1)  $NO_2$ ;                      2)  $N_2H_4$ ;                      3)  $N_2$ ;                      4)  $N_2O_5$ .
8. В якій реакції  $N_2$  проявляє відновні властивості?
- 1)  $N_2 + Li \rightarrow$                               3)  $N_2 + H_2 \rightarrow$   
 2)  $N_2 + O_2 \rightarrow$                               4)  $N_2 + Mg \rightarrow$
9. В якій реакції  $N_2$  проявляє окисні властивості?
- 1)  $N_2 + I_2 \rightarrow$                               3)  $N_2 + O_2 \rightarrow$   
 2)  $N_2 + Cl_2 \rightarrow$                               4)  $N_2 + Al \rightarrow$
10. Під час термічного розкладання якої солі утворюється азот?
- 1)  $KNO_3 \rightarrow$                                     3)  $NH_4NO_2 \rightarrow$   
 2)  $AgNO_3 \rightarrow$                                     4)  $NH_4NO_3 \rightarrow$
11. В процесі взаємодії яких речовин утворюється  $N_2$ ?
- 1)  $Zn + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow$                       3)  $N_2O_3 + H_2O \rightarrow$   
 2)  $NH_3 + O_2 \rightarrow$                               4)  $NH_3 + O_2 \xrightarrow{\text{кат}} \rightarrow$
12. Які властивості проявляє водний розчин амоніаку?
- 1) кислотні і окисні;                              3) основні і відновні;  
 2) основні і окисні;                              4) кислотні і відновні.
13. Якою реакцією можна отримати  $NH_3$ ?
- 1)  $Ca(OH)_2 + NH_4Cl \xrightarrow{t} \rightarrow$                       3)  $NH_4NO_2 \xrightarrow{t} \rightarrow$   
 2)  $NH_4NO_3 \xrightarrow{t} \rightarrow$                               4)  $Mg + HNO_3 \text{ (конц)} \xrightarrow{t} \rightarrow$
14. Які речовини утворюються за взаємодії  $Mg_3N_2$  з  $H_2O$ ?
- 1)  $NH_3 + Mg$ ;                                    3)  $Mg(NO_3)_2$ ;  
 2)  $NH_3 + Mg(OH)_2$ ;                              4)  $N_2 + Mg(OH)_2$ .

15. Які властивості проявляє водний розчин гідразину?
- 1) кислотні і відновні;                      3) основні і переважно окисні;  
2) кислотні і окисні;                         4) основні і переважно відновні.
16. Які властивості проявляє водний розчин гідроксиламіну?
- 1) кислотні і відновні;                      3) основні, відновні;  
2) основні, окисні і відновні;            4) кислотні, окисні.
17. Якою реакцією можна отримати сіль гідразонію?
- 1)  $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$                       3)  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HCl} \rightarrow$   
2)  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$                                 4)  $\text{NH}_2\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow$
18. Які оксиди несолетворні?
- 1)  $\text{N}_2\text{O}_5$  і  $\text{NO}_2$ ;                                 3)  $\text{NO}$  і  $\text{N}_2\text{O}$ ;  
2)  $\text{N}_2\text{O}_4$  і  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;                               4)  $\text{N}_2\text{O}_5$  і  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;
19. Якою реакцією можна отримати  $\text{N}_2\text{O}$ ?
- 1)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$                                     3)  $\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t}$   
2)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t}$                                     4)  $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t}$
20. В якій реакції  $\text{NO}$  проявляє окисні властивості?
- 1)  $\text{NO} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$             3)  $\text{NO} + \text{Zn} \rightarrow$   
2)  $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow$                                 4)  $\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
21. В якій з реакцій  $\text{NO}$  виступає відновником?
- 1)  $\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$   
2)  $\text{NO} + \text{CrCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \dots$   
3)  $\text{NO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \dots$   
4)  $\text{NO} + \text{Zn} \rightarrow$
22. Які властивості проявляє  $\text{NO}$  в реакції
- $$\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$$
- 1) окисні;  
2) відновні;  
3) ступінь окиснення елементів не змінюється;  
4) реакція не відбувається.
23. Під час взаємодії яких речовин утворюється  $\text{NO}$ ?
- 1)  $\text{Ni} + \text{HNO}_3$  (розб)  $\rightarrow$                       4)  $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$   
2)  $\text{Ag} + \text{HNO}_3$  (конц)  $\rightarrow$                     5)  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
24. Продуктом якої реакції є  $\text{NO}$ ?
- 1)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3$  (конц.)  $\rightarrow$                     3)  $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$   
2)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$                                 4)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат}}$

25. В якій реакції  $\text{HNO}_2$  проявляє окисні властивості ?
- |   |   |
|---|---|
| 1) $\text{HNO}_2 + \text{HI} \rightarrow$   | 3) $\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$                   |
| 2) $\text{HNO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ | 4) $\text{HNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
26. В якій реакції  $\text{HNO}_2$  проявляє відновні властивості?
- |  |   |
|--|---|
| 1) $\text{HNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$         | 3) $\text{HNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| 2) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | 4) $\text{HNO}_2 + \text{HI} \rightarrow$   |
27. Які речовини утворюються за взаємодії  $\text{HNO}_2$  і  $\text{HI}$ ?
- |  |  |
|--|--|
| 1) $\text{HNO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O};$ | 3) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O};$ |
| 2) $\text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O};$    | 4) $\text{NO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}.$          |
28. Які властивості проявляє  $\text{KNO}_2$  в реакції
- $$\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$$
- 1) окисні;
  - 2) відновні;
  - 3) окисні і відновні;
  - 4) ступінь окиснення елементів не змінюється.
29. Які властивості проявляють нітрити?
- 1) окисні;
  - 2) відновні;
  - 3) окисні і відновні;
  - 4) не проявляють окисних і відновних властивостей.
30. Яка з перелічених властивостей не характерна для  $\text{HNO}_2$ ?
- 1) термічно стійка;
  - 2) існує лише в розбавлених розчинах;
  - 3) є слабкою одноосновною кислотою;
  - 4) взаємодіє з лугами утворенням нітритів.
31. Які властивості проявляє  $\text{NO}_2$ ?
- 1) окисні і відновні; кислотний оксид;
  - 2) окисні; кислотний оксид;
  - 3) окисні і відновні; основний оксид;
  - 4) окисні; несолетворний оксид.
32. Якою реакцією можна отримати  $\text{NO}_2$ ?
- |  |  |
|--|--|
| 1) $\text{KNO}_3 \xrightarrow{t}$                        | 3) $\text{Au}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t}$              |
| 2) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \text{ (розб)} \rightarrow$ | 4) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
33. Якою реакцією можна отримати  $\text{N}_2\text{O}_5$ ?
- |  |  |
|--|--|
| 1) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$  | 3) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow$              |
| 2) $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ | 4) $\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ |

34. Під час взаємодії яких речовин утворюється  $N_2O_5$ ?
- 1)  $NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$                       3)  $N_2O_3 + H_2O \rightarrow$   
 2)  $Cu + HNO_3$  (конц)  $\rightarrow$                       4)  $NO_2 + O_3 \rightarrow$
35. Які властивості проявляє  $N_2O_5$ ?
- 1) відновник; основний оксид;  
 2) відновник; кислотний оксид;  
 3) окисник; амфотерний оксид;  
 4) окисник; кислотний оксид.
36. Якою реакцією можна отримати  $HNO_3$ ?
- 1)  $NH_3 + O_2 \rightarrow$                                       3)  $NO + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$   
 2)  $N_2O_3 + H_2O \rightarrow$                                       4)  $NH_3 \cdot H_2O + HCl \rightarrow$
37. В якій реакції концентрована  $HNO_3$  проявляє окисні властивості?
- 1)  $KCl + HNO_3 \rightarrow$                                       3)  $C + HNO_3 \rightarrow$   
 2)  $Mg(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$                                       4)  $ZnO + HNO_3 \rightarrow$
38. Яка реакція за участю розбавленого розчину нітратної кислоти є окисно-відновною?
- 1)  $MgO + HNO_3 \rightarrow$                                       3)  $Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$   
 2)  $Mg + HNO_3 \rightarrow$                                       4)  $NaCl + HNO_3 \rightarrow$
39. Які речовини утворюються у разі взаємодії  $Zn$  з концентрованою нітратною кислотою?
- 1)  $Zn(NO_3)_2 + NH_3 + H_2O$ ;  
 2)  $ZnO + NO_2 + H_2O$ ;  
 3)  $Zn(NO_3)_2 + H_2$ ;  
 4)  $Zn(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$ .
40. Які речовини утворюються в процесі взаємодії  $Cu$  з розбавленим розчином  $HNO_3$ ?
- 1)  $Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$ ;  
 2)  $Cu(NO_3)_2 + H_2$ ;  
 3)  $Cu(NO_3)_2 + N_2 + H_2$ ;  
 4)  $Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$ .
41. Які речовини утворюються за взаємодії  $Cu$  з концентрованою нітратною кислотою?
- 1)  $CuO + NO_2 + H_2O$ ;  
 2)  $Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2$ ;  
 3)  $Cu(NO_3)_2 + NO + H_2$ ;  
 4)  $Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$ .
42. Яка речовина утворюється за взаємодії  $Mg$  з надлишком  $HNO_3$  (розб)?
- 1)  $NO_2$ ;  
 2)  $NO$ ;  
 3)  $H_2$ ;  
 4)  $NH_4NO_3$ .
43. Які речовини утворюються під час взаємодії  $S$  з  $HNO_3$  (конц)?
- 1)  $H_2SO_4 + N_2O_5$ ;  
 2)  $H_2S + NO_2 + H_2O$ ;  
 3)  $H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$ .;  
 4)  $H_2S + NH_3 + H_2O$ ;

44. Яка з перелічених властивостей характерна для  $\text{HNO}_3$ ?
- 1) є слабкою одноосновною кислотою;
  - 2) існує лише в розбавлених розчинах;
  - 3) проявляє властивості сильного окисника;
  - 4) розчиняє всі метали без винятку.
45. Під час термічного розкладання якої солі утворюється метал?
- 1)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ;
  - 2)  $\text{AgNO}_3$ ;
  - 3)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ;
  - 4)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .
46. Під час термічного розкладу якої солі утворюється нітрит?
- 1)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ;
  - 2)  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ;
  - 3)  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ;
  - 4)  $\text{KNO}_3$ .
47. Під час термічного розкладу якої солі утворюється оксид металу?
- 1)  $\text{NaNO}_3$ ;
  - 2)  $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$ ;
  - 3)  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ;
  - 4)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .
48. Яке з тверджень є правильним?
- 1)  $\text{NO}_2$  проявляє тільки окиснювальні властивості;
  - 2) концентрована  $\text{HNO}_3$  не взаємодіє з металами;
  - 3)  $\text{HNO}_3$  – сильна одноосновна кислота;
  - 4) у воді розчиняються тільки нітрати лужних металів.
49. Яке з тверджень є правильним?
- 1) наявність трьох неспарених електронів у атома Нітрогену в основному стані зумовлює донорні властивості  $\text{NH}_3$ ;
  - 2) ступінь окиснення Нітрогену змінюється від мінус 3 до плюс 4;
  - 3) в  $\text{NH}_2\text{OH}$  ступінь окиснення Нітрогену дорівнює нулю;
  - 4) в молекулі азоту наявні три ковалентних неполярних зв'язки.
50. Яке з тверджень є неправильним?
- 1) для Нітрогену відомо декілька алотропних видозмін;
  - 2)  $\text{NO}_2$  – газ бурого кольору з характерним запахом;
  - 3) у промисловості азот добувають із зрідженого повітря;
  - 4) нітрати калію і натрію використовують в сільському господарстві як добрива.
51. Яку речовину використовують для створення інертного середовища в різних галузях виробництва і лабораторній практиці?
- 1)  $\text{HNO}_3$ ;
  - 2)  $\text{N}_2$ ;
  - 3)  $\text{NO}_2$ ;
  - 4)  $\text{NH}_3$ .

## 4 ФОСФОР

### 4.1 Загальна характеристика Фосфору

Фосфор Р – елемент п'ятої групи головної підгрупи періодичної системи хімічних елементів. Фосфор – *p*-елемент. Атом Фосфору має електронну формулу  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . У збудженому стані один електрон з  $3s$ -орбіталі може переходити на вакантну  $3d$ -орбіталь. Тому атом Фосфору проявляє валентність 3 і 5, а ступінь окиснення його змінюється від мінус 3 до плюс 5.

Сполуки з нижчим негативним (–3) ступенем окиснення Фосфору в реакціях виявляють тільки відновні властивості, з – вищим позитивним (+5) тільки окисні. Сполуки Фосфору з проміжними ступенями окиснення можуть бути як відновниками, так і окисниками. На відміну від Нітрогену негативні ступені окиснення для Фосфору є менш характерними. Найбільш стійкими є сполуки Фосфору з ступенем окиснення +5.

### 4.2 Поширення у природі Фосфору, фізичні властивості та добування простих речовин

Вміст Фосфору в земній корі становить 0,093 %. Основна кількість Фосфору перебуває у вигляді його п'ятивалентних сполук, у вільному стані він не трапляється. Найбільш поширеними мінералами фосфору є апатити: фторапатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ , гідроксоapatит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$ , фосфорит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3$ .

Для Фосфору відомо декілька алотропних видозмін. *Білий фосфор* – м'яка безбарвна легкоплавка ( $T_{\text{пл}} = 44,1$  °С) речовина з жовтуватим відтінком, схожа на віск. Білий фосфор має молекулярну кристалічну решітку. Молекули фосфору мають склад  $\text{P}_4$  і форму правильної тригранної піраміди.

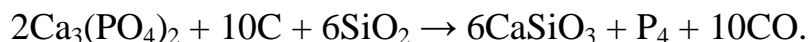
Білий фосфор – дуже отруйний, легко самозаймається, тому його зберігають під шаром води, в якій він практично не розчиняється. Розчиняють білий фосфор в органічних розчинниках, зокрема у сірковуглеці  $\text{CS}_2$ . На повітрі  $\text{P}_4$  легко окиснюється. Частина хімічної енергії перетворюється в світло. Наслідком цього є світіння білого фосфору у темряві. Білий фосфор під час нагрівання до 320 °С без доступу повітря переходить у червоний фосфор.

*Червоний фосфор* – порошкоподібна речовина червоно-бурого кольору. Встановлено, що існує не менше шести різних видів червоного фосфору, які відрізняються за кольором. Червоний фосфор має атомну кристалічну решітку, яка складається із угруповань  $\text{P}_8$  та  $\text{P}_9$ , пов'язаних містками з двох атомів Фосфору. Він не отруйний, не розчиняється у сірковуглеці, не світиться у темряві, менш активний за білий. Під час нагрівання червоний фосфор не плавиться, а переходить безпосередньо з твердого в газоподіб-

ний стан (сублімує). Під час охолодження пари фосфору переходять у білий фосфор.

*Чорний фосфор* – найбільш стійка модифікація, за зовнішнім виглядом він нагадує графіт та є напівпровідником. Він має шарувату атомну кристалічну решітку. Чорний фосфор утворюється з білого в процесі нагрівання до 220 °С та за дуже високого тиску (200 МПа). Чорний фосфор під час сильного нагрівання сублімується.

Сировиною для отримання фосфору є фосфорит, який прожарюють в електричних печах у суміші з кварцовим піском і коксом при за 800 °С:

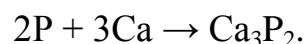
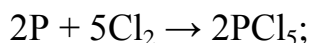
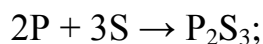
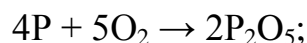


Пари фосфору конденсують під водою у вигляді білого фосфору  $\text{P}_4$ .

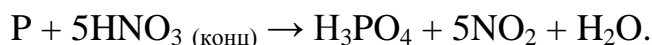
Молекули  $\text{P}_4$  за температури понад 800 °С дисоціюють з утворенням двох молекул  $\text{P}_2$ , які також розкладаються на окремі атоми під час нагрівання понад 2000 °С.

### 4.3 Хімічні властивості сполук Фосфору

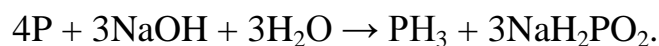
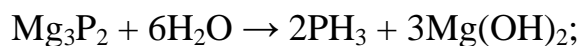
Фосфор взаємодіє з багатьма простими речовинами: з киснем з утворенням оксидів, галогенами – галогенідів, сіркою – сульфідів, а також деякими металами з утворенням фосфідів, виявляючи окисні та відновні властивості:



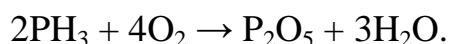
Фосфор реагує з деякими складними речовинами, наприклад



Фосфор утворює декілька сполук з Гідрогеном. Одна з них – *фосфін*  $\text{PH}_3$  є аналогом амоніаку. Безпосередньо взаємодія між фосфором і воднем відбувається повільно, тому фосфін добувають гідролізом фосфідів активних металів або взаємодією білого фосфору з лугами:



$\text{PH}_3$  – безбарвний газ із запахом гнилої риби, дуже отруйний, самозаймається на повітрі:



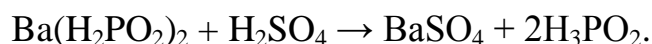
На відміну від амоніаку фосфін обмежено розчиняється у воді. У водному розчині  $\text{PH}_3$  практично не виявляє основні властивості. З сильними кислотами утворює солі *фосфонію*, наприклад фосфоній хлорид  $[\text{PH}_4]\text{Cl}$ .

Крім газоподібного за звичайних умов фосфіну відомий *дифосфан*  $\text{P}_2\text{H}_4$  – жовта рідина з температурою кипіння  $63^\circ\text{C}$ , яка за складом подібна до гідразину  $\text{N}_2\text{H}_4$ , і тверда жовта речовина  $(\text{PH})_x$ , яка має ланцюгову будову  $-\text{PH}-\text{PH}-\text{PH}-$ . Сполуки Фосфору з Гідрогеном та їх похідні є сильними відновниками.

З Оксигеном Фосфор утворює низку сполук. *Фосфорнуватиста* (гіпофісфітна) *кислота*  $\text{H}_3\text{PO}_2$  ( $\text{H}[\text{H}_2\text{PO}_2]$ ) не має ангідриду, термічно нестійка, досить сильна, одноосновна, яка дисоціює за схемою:

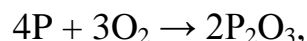


Фосфорнуватисту кислоту отримують дією сульфатної кислоти на барій гіпофосфіт

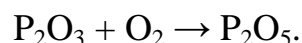


Фосфорнуватиста кислота і її солі – *гіпофосфіти* – сильні відновники, окисні властивості для них не характерні.  $\text{H}_3\text{PO}_2$  та її солі окиснюються сильними окисниками до сполук Фосфору +5, середньої сили – Фосфору +3.

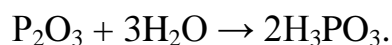
З Оксигеном Фосфор утворює декілька оксидів. *Фосфор (III) оксид*  $\text{P}_2\text{O}_3$  (більш точно  $\text{P}_4\text{O}_6$ ) – біла кристалічна речовина, яка утворюється при повільному окисненні фосфору за низьких температур



здатний до самоокиснення на повітрі за  $50\text{--}60^\circ\text{C}$



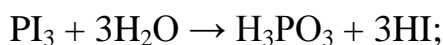
З холодною водою  $\text{P}_2\text{O}_3$  повільно реагує з утворенням *фосфітної* (фосфористої) *кислоти*



У вільному стані  $\text{H}_3\text{PO}_3$  ( $\text{H}_2[\text{HPO}_3]$ ) – безбарвна кристалічна речовина, добре розчинна у воді та спирті, двоосновна кислота середньої сили, яка дисоціює за схемою:



Фосфітну кислоту отримують у випадку взаємодії галогенідів фосфору (III) з водою, фосфіти – з розчинами лугів:

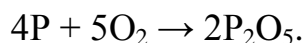


Під час нагрівання фосфітна кислота розкладається з утворенням фосфіну і ортофосфатної кислоти

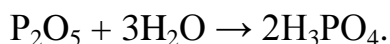
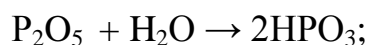


Фосфітна кислота та її солі – досить сильні відновники, окиснюються до  $\text{H}_3\text{PO}_4$  та її солей.

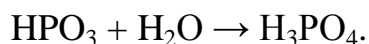
*Фосфор (V) оксид*  $\text{P}_2\text{O}_5$  (більш точно  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ) – біла речовина, яка є основним продуктом спалювання фосфору



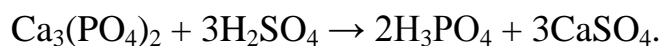
Фосфор (V) оксид добре поглинає воду, тому є ефективним осушувачем. На холоді  $\text{P}_2\text{O}_5$  розчиняється у воді з утворенням *метафосфатної кислоти*  $\text{HPO}_3$  (більш точно  $(\text{HPO}_3)_n$ ,  $n = 3-8$ ), під час нагрівання – *ортофосфатної кислоти*  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :



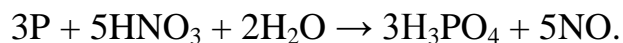
В гарячій воді внаслідок реакції гідратації метафосфатна кислота перетворюється в ортофосфатну



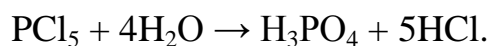
У промисловості ортофосфатну кислоту отримують за взаємодії кальцій ортофосфату з концентрованою сульфатною кислотою



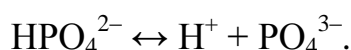
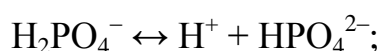
Чисту  $\text{H}_3\text{PO}_4$  отримують за реакцією



Ортофосфатну кислоту можна отримати у випадку взаємодії галогенідів фосфору (V) з водою



Безводна  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – безбарвна кристалічна речовина, з водою змішується в будь-яких співвідношеннях.  $\text{H}_3\text{PO}_4$  як триосновна кислота дисоціює ступінчасто, за першим ступенем дисоціації  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – кислота середньої сили, а за другим і третім – слабка кислота:

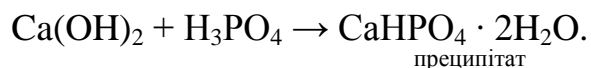
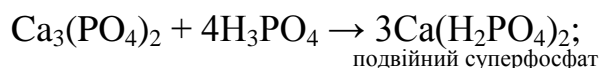
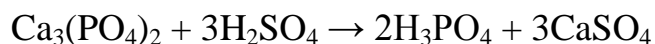
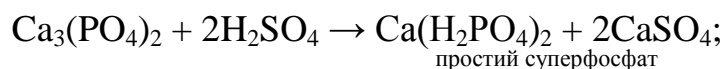


Ортофосфатна кислота утворює три ряди солей:

- середні – *ортофосфати*, наприклад,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ;
- однозаміщені кислі – *гідрогенортофосфати*, наприклад,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$ ;
- двозаміщені кислі – *дигідрогенортофосфати*, наприклад,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

З них розчинними у воді є дигідрогенортофосфати, а також гідрогенортофосфати і ортофосфати лужних металів (крім літію).

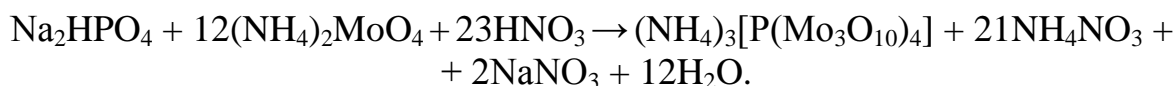
Солі ортофосфатної кислоти використовують у сільському господарстві як добрива. Суперфосфати (простий і подвійний) отримують шляхом обробки фосфоритів сульфатною кислотою:



Амофос (переважно містить солі  $(\text{NH}_4)\text{H}_2\text{PO}_4$  і  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ ) є добривом, що містить два поживних елементи – Фосфор і Нітроген. Фосфорно-калійним добривом є  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ .

Ортофосфатна кислота проявляє всі властивості кислот: змінює колір індикаторів, взаємодіє з оксидами металів, з лугами і солями.

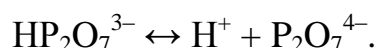
$\text{H}_3\text{PO}_4$  легко утворює гетерополікислоти та їх солі внаслідок заміщення атома Оксигену кислоти на аніони ізополікислот (наприклад,  $\text{Mo}_3\text{O}_{10}^{2-}$ ,  $\text{W}_3\text{O}_{10}^{2-}$ ,  $\text{Mo}_2\text{O}_7^{2-}$  та інших):



$\text{H}_3\text{PO}_4$  під час нагрівання поступово відщеплює воду



*Дифосфатна (піродифосфатна) кислота*  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  – прозора м'яка речовина, добре розчинна у воді.  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  – чотириосновна кислота середньої сили, сильніша за  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :



$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  утворює два ряди солей:

- середні – *дифосфати*, наприклад,  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ;
  - двозаміщені кислі – *дигідрогендифосфати*, наприклад,  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ .
- Під час нагрівання дифосфатна кислота поступово відщеплює воду



$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ , на відміну від  $(\text{HPO}_3)_n$ , не спричиняє зсідання білка, що використовують для того, щоб розрізнити ці кислоти та їх солі у розчині.

#### 4.4 Застосування сполук Фосфору

Сполуки Фосфору широко застосовуються в різних галузях виробництва, медицині, лабораторній практиці. Основні галузі застосування сполук Фосфору наведено в табл. 4.1.

Таблиця 4.1 – Застосування сполук Фосфору

Галузь застосування	Сполуки Фосфору
1	2
Металургійна промисловість, оброблення металів	червоний Р – у виробництві фосфористих бронз (з високою в'язкістю); $\text{H}_3\text{PO}_4$ – як складова розчинів для електрохімічного полірування металів; фосфати – як складова розчинів для хімічного знежирення; дигідрогенортофосфати – у фосфатуванні поверхні металів; гіпофосфіти – відновники при нікелюванні та кобальтуванні поверхонь

Продовження таблиці 4.1

1	2
Хімічна промисловість	сполуки Р широко застосовуються в органічному та неорганічному синтезі; $\text{H}_3\text{PO}_4$ – у виробництві комбінованих і фосфорних добрив
Легка промисловість	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – для вогнезахисного просочення тканин
Харчова промисловість	$\text{H}_3\text{PO}_4$ , фосфати, солі дифосфатної кислоти – як харчові добавки; поліфосфати – як емульгатори, стабілізатори
Деревообробна промисловість	червоний Р – під час виготовлення сірників
Сільське господарство	фосфорні добрива – як мінеральні добрива; фосфорорганічні сполуки – як інсектициди
Медицина	препарати Р – у лікуванні захворювань м'язів, хронічної серцевої недостатності, посилюють розвиток кісткової тканини, стимулюють кровообіг; фосфати – в стоматології як пломбувальний матеріал

#### 4.5 Біологічна функція та токсична дія сполук Фосфору

Фосфор відіграє велику роль в житті клітин і організмів. Рослини споживають Фосфор з ґрунту у вигляді фосфатів. В клітинах рослин і тварин Фосфор входить до складу різних органічних сполук. Після відмирання організмів Фосфор повертається в ґрунт, але цього недостатньо для забезпечення рослин. Тому сільське господарство потребує постачання його у вигляді фосфорних добрив.

Фосфор називають «елементом життя і думки», оскільки він міститься в усіх частинах рослин, в організмах тварин він накопичується у скелеті, м'язах і нервовій тканині. У тих самих органах організм людини містить приблизно 1,5 кг Фосфору. Велика кількість Фосфору міститься в кістковій і зубній тканині, в яких перебуває у вигляді  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$  та  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Фосфатна буферна система бере участь у підтримці кислотно-основної рівноваги.

Найважливіші фізіологічні процеси пов'язані з перетворенням фосфорорганічних сполук. Фосфор є складовою частиною білків, нуклеїнових кислот, аденозинтрифосфату (АТФ) і інших фізіологічно активних сполук. Виконання енергетичної функції вуглеводами, жирними кислотами та іншими речовинами потребує їх попереднього фосфорилування.

Деякі сполуки Фосфору виявляють токсичну дію. Так, білий фосфор та його пара дуже токсичні: смертельна доза для людини становить 0,1–0,15 г. Під час згорання фосфор спричинює болючі опіки, які важко загоюються і можуть викликати загальне отруєння організму. Фосфін дуже отруйний. У разі отруєння ним, насамперед, уражується нервова система. Фосфіди металів, фосфориста кислота та її солі, метафосфатна кислота та її солі також належать до токсичних речовин.

#### 4.6 Завдання для самостійної роботи

1. Яка валентність атома Фосфору в основному стані?
2. Як добувають фосфор в промисловості? Запишіть рівняння реакції.

3. Як довести, що червоний і білий фосфор є алотропними модифікаціями одного і того самого елемента?
4. Наведіть два рівняння реакцій, в одній з яких фосфор виявляє властивості окисника, в другій – відновника.
5. Які сполуки утворює Фосфор з Гідрогеном?
6. Як отримують фосфін? Порівняйте його властивості з властивостями амоніаку.
7. Яка з кислот Фосфору є одноосновною і досить сильною кислотою?
8. Якими реакціями можна добути ортофосфатну кислоту?
9. Які сполуки називають фосфідами? Складіть рівняння реакції взаємодії магній фосфіду з водою.
10. Чому в окисно-відновних реакціях фосфін проявляє тільки властивості відновника?
11. Чому фенолфталеїн змінює забарвлення в розчині  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ? Відповідь підтвердіть рівнянням гідролізу в молекулярній та йонній формах.
12. Яка сполука Фосфору є ефективним осушувачем? Які продукти утворюються під час його взаємодії з холодною та гарячою водою?
13. В яких галузях промисловості використовують фосфор та його сполуки?
14. Які фосфорні добрива використовують у сільському господарстві? Наведіть рівняння реакцій отримання простого і подвійного суперфосфатів і преципітату.
15. Яку біологічну функцію виконує Фосфор в живих організмах?
16. Які сполуки Фосфору є токсичними речовинами?
17. Визначте продукти реакцій:
 

а) $\text{PCl}_5 + \text{KOH} \rightarrow$	г) $\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t}$
б) $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	д) $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
в) $\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	е) $\text{Mg}_3\text{P}_2 + \text{HCl} \rightarrow$

## 4.7 Експериментальна частина

### Дослід 1. Добування фосфіну

(дослід проводити у витяжній шафі)

*Обладнання і реактиви:* фарфорова чашка, пінцет, кристалічний  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ , розчин  $\text{HCl}$  (4М).

#### Виконання дослідів

В фарфорову чашку помістити 10–15 крапель розчину хлоридної кислоти  $\text{HCl}$  і пінцетом внести 2–3 шматочки кальцій фосфіду  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ . Спостерігати виділення газу та його samozapalювання.

#### Оформлення дослідів

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) добування фосфіну;

б) горіння фосфіну.

2. У висновку зазначити, взаємодією яких речовин добувають фосфін.

### **Дослід 2. Властивості гіпофосфіту**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, розчини  $\text{NaH}_2\text{PO}_2$  (0,1M),  $\text{AgNO}_3$  (0,1M),  $\text{KMnO}_4$  (0,5M),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1M).

*Виконання досліду*

1. В пробірку налити 1 мл розчину натрій гіпофосфіту  $\text{NaH}_2\text{PO}_2$ , додати 2–3 краплини розчину аргентум нітрату  $\text{AgNO}_3$  і нагріти суміш. Спостерігати утворення чорного осаду срібла.

2. В пробірку налити 1 мл розчину калій перманганату, кілька краплин розчину сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і 1 мл розчину натрій гіпофосфіту  $\text{NaH}_2\text{PO}_2$ . Спостерігати зміну забарвлення розчину.

*Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії натрій гіпофосфіту з аргентум нітратом, враховуючи, що утворюються сполуки Фосфору +3 і Аргентуму 0;

б) взаємодії натрій гіпофосфіту з калій перманганатом в присутності сульфатної кислоти, враховуючи, що утворюються сполуки Фосфору +5 і Мангану +2.

2. У висновку зазначити, які властивості (окисні чи відновні) проявляє натрій гіпофосфіт в досліджених реакціях.

### **Дослід 3. Якісні реакції на йони фосфорних кислот**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, шпатель лабораторний, кристалічний  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ , розчини  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (0,5M),  $\text{NaPO}_3$  (1M),  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$  (0,25M),  $\text{HNO}_3$  (1M),  $\text{AgNO}_3$  (0,1M),  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (1M), амоніаку (25 %), білка.

*Виконання досліду*

1. В три пробірки налити 0,5 мл розчинів 1) натрій гідрогенортофосфату  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , 2) натрій метафосфату  $\text{NaPO}_3$ , 3) натрій дифосфату  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ . В кожен пробірку додати розчин аргентум нітрату  $\text{AgNO}_3$ . Звернути увагу на колір осадів.

2. Кожен з отриманих осадів розділити на дві частини. До однієї частини додати розчин нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$ ; до другої – водний розчин амоніаку  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Що спостерігається?

3. В пробірку налити 0,5 мл розчину натрій гідрогенортофосфату  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , додати 1 мікрошпатель амоній молібдату  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ , підкислити нітратною кислотою  $\text{HNO}_3$ . Суміш нагріти. Відзначити колір осаду.

4. Налити в дві пробірки водний розчин білка. Прилити в одну пробірку розчин натрій метафосфату  $\text{NaPO}_3$ , в іншу – натрій дифосфату  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,

потім в обидві пробірки додати розчин оцтової кислоти  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . В якій з пробірок спостерігається зсідання білка?

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

- а) взаємодії натрій гідрогенортофосфату з аргентум нітратом, враховуючи, що утворюються аргентум фосфат і натрій дигідрогенортофосфат;
- б) взаємодії натрій метафосфату з аргентум нітратом;
- в) взаємодії натрій дифосфату з аргентум нітратом;
- г) розчинення осадів в нітратній кислоті;
- д) розчинення осадів в розчині амоніаку, враховуючи, що утворюється комплексна сполука;
- е) зазначити, чи можна розрізнити метафосфат- і дифосфат-іони дією водного розчину білка.

2. У висновку зазначити, дією яких реагентів можна виявити ортофосфат-, метафосфат- і дифосфат-іони в розчині та якими зовнішніми ефектами супроводжуються якісні реакції на ці йони.

#### **Дослід 4. Добування ортофосфатної кислоти**

*(дослід проводити у витяжній шафі)*

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, фарфорова чашка, електроплитка, шпатель лабораторний, кристалічний  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , розчини  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (60 %),  $\text{AgNO}_3$  (0,1M),  $\text{NaOH}$  (1M), універсальний індикаторний папірець.

#### *Виконання досліду*

1. В фарфорову чашку внести приблизно 0,5 г кальцій ортофосфату  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  і 3–4 мл сульфатної кислоти. Суміш прокип'ятити 5 хвилин, дати відстоятись осаду, розчин з осаду злити в пробірку.

2. Щоб довести, що отримано ортофосфатну кислоту, в пробірку налити 0,5 мл її розчину, нейтралізувати розчином лугу  $\text{NaOH}$  до слабколужної реакції і додати розчин аргентум нітрату  $\text{AgNO}_3$ . Спостерігати утворення жовтого осаду.

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

- а) взаємодії кальцій ортофосфату з сульфатною кислотою;
- б) нейтралізації ортофосфатної кислоти натрій гідроксидом до натрій гідрогенортофосфату;
- в) взаємодії натрій гідрогенортофосфату з аргентум нітратом, враховуючи, що утворюються аргентум ортофосфат і натрій дигідрогенортофосфат.

2. У висновку зазначити, взаємодією яких речовин добувають ортофосфатну кислоту.

### Дослід 5. Гідроліз розчинних ортофосфатів

Обладнання і реактиви: розчини  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  (0,5М),  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (0,5М),  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  (0,5М), універсальний індикаторний папір.

Виконання дослідів

Визначити рН в розчинах натрієвих солей ортофосфатної кислоти. Розчин якої солі має кислу реакцію середовища?

Оформлення дослідів

1. Записати рівняння реакцій:

а) гідролізу натрій ортофосфату, натрій гідрогенортофосфату і натрій дигідрогенортофосфату; зазначити рН і реакцію середовища у розчині кожної солі;

б) пояснити кислу реакцію середовища в розчині натрій дигідрогенортофосфату, порівнявши процес дисоціації  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ -іона з його гідролізом; для цього використати чисельні значення двох констант: константи дисоціації  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ -іона  $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ ; константи гідролізу  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ -іона  $K_r = 1,4 \cdot 10^{-12}$ .

2. Зробити висновок щодо реакції середовища в розчинах натрієвих солей ортофосфатної кислоти.

### Дослід 6. Розчинність кальцієвих солей ортофосфатної кислоти

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, розчини  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  (0,5М),  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (0,5М),  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  (0,5М),  $\text{CaCl}_2$  (0,5М).

Виконання дослідів

В три пробірки налити 0,5 мл розчинів 1) натрій дигідрогенортофосфату  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , 2) натрій гідрогенортофосфату  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , 3) натрій ортофосфату  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . В кожну пробірку додати розчин кальцій хлориду  $\text{CaCl}_2$ . У яких пробірках утворюється осад?

Оформлення дослідів

1. Записати спостереження і рівняння реакцій взаємодії натрієвих солей ортофосфатної кислоти з кальцій хлоридом, що супроводжуються утворенням малорозчинних у воді сполук; пояснити, чому в одній з пробірок реакція не протікає.

2. Зробити висновок щодо розчинності у воді кальцієвих солей ортофосфатної кислоти.

### 4.8 Контрольні тестові завдання

1. Яка електронна формула відповідає йону  $\text{P}^{+1}$ ?

1)  $\dots 3s^2 3p^3$ ;      2)  $\dots 3s^2 3p^4$ ;      3)  $\dots 3s^2 3p^2$ ;      4)  $\dots 3s^2$ .

2. Яка електронна формула відповідає йону  $\text{P}^{3-}$ ?

1)  $\dots 3s^2 3p^5$ ;      2)  $\dots 3s^2 3p^3$ ;      3)  $\dots 3s^2$ ;      4)  $\dots 3s^2 3p^6$ .

3. Яка електронна формула відповідає атому Р в збудженому стані?  
 1)  $\dots 3s^1 3p^3 3d^1$ ;    3)  $\dots 3s^2 3p^3 3d^1$ ;    2)  $\dots 3s^2 3p^3$ ;    4)  $\dots 3s^2 3p^3 3d^2$ .
4. Який ступінь окиснення має Фосфор у найстійкіших сполуках?  
 1)  $-3$ ;    2)  $+3$ ;    3)  $+5$ ;    4)  $+1$ .
5. В якій сполуці Фосфор має проміжний ступінь окиснення?  
 1)  $H_4P_2O_7$ ;    2)  $NaNH_2PO_2$ ;    3)  $PH_3$ ;    4)  $NaNH_2PO_4$ .
6. В якій із сполук Фосфор має найменший ступінь окиснення?  
 1)  $NaNH_2PO_2$ ;    2)  $[PH_4]Cl$ ;    3)  $Mg_2P_2O_7$ ;    4)  $Na_2HPO_4$ .
7. В якій реакції фосфор є відновником?  
 1)  $P + O_2 \rightarrow$     2)  $P + Mg \rightarrow$     3)  $P + Cu \rightarrow$     4)  $P + Zn \rightarrow$
8. В якій реакції фосфор проявляє окисні властивості?  
 1)  $P + F_2 \rightarrow$     2)  $P + Mg \rightarrow$     2)  $P + Cl_2 \rightarrow$     4)  $P + I_2 \rightarrow$
9. Яка сполука Фосфору є природною?  
 1) фосфор червоний;    3)  $Mg_3P_2$ ;  
 2)  $Ca_3(PO_4)_2$ ;    4)  $P_2O_5$ .
10. Яка з речовин розчиняє білий фосфор або реагує з ним?  
 1)  $H_2O$  (гаряч);    2)  $H_2SO_4$  (розб);    3)  $C_6H_6$ ;    4)  $H_2O$  (холодн).
11. Які продукти утворюються під час взаємодії білого фосфору з розчином натрій гідроксиду?  
 1)  $Na_3PO_4 + H_3PO_3$ ;    3)  $NaNH_2PO_2 + P_2O_5$ ;  
 2)  $NaNH_2PO_2 + PH_3$ ;    4)  $Na_3P + PH_3$ .
12. Які властивості проявляє  $PH_3$  в окисно-відновних реакціях?  
 1) окисні;  
 2) відновні;  
 3) окисні та відновні;  
 4) не бере участь в окисно-відновних реакціях.
13. Як можна отримати фосфін  $PH_3$ ?  
 1)  $Ca_3P_2 + H_2O \rightarrow$     3)  $Na_3PO_4 + H_2O \rightarrow$   
 2)  $PI_3 + H_2O \rightarrow$     4)  $P_2O_3 + H_2O \rightarrow$
14. Які продукти утворюються в реакції магній фосфіду  $Mg_3P_2$  з водою?  
 1)  $Mg_3(PO_4)_2 + H_2$ ;    3)  $Mg(OH)_2 + PH_3$ ;  
 2)  $Mg + PH_3$ ;    4)  $Mg(H_2PO_4)_2$ .
15. Яким оксидом є фосфор (III) оксид  $P_2O_3$ ?  
 1) амфотерним;    3) основним;  
 2) несолетворним;    4) кислотним.





36. У розчині натрій ортофосфату  $\text{pH} > 7$ . Яка реакція це підтверджує?
- 1)  $2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{NaOH}$ ;
  - 2)  $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH}$ ;
  - 3)  $2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{NaOH}$ ;
  - 4)  $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaCl}$ .
37. Які речовини здатні взаємодіяти між собою у розчині?
- 1)  $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{KH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$
  - 2)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$
  - 3)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
  - 4)  $\text{CaCl}_2 + \text{KH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$
38. Які йони не можуть одночасно знаходитись в розчині?
- 1)  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ;
  - 2)  $\text{Ag}^+$  і  $\text{PO}_4^{3-}$ ;
  - 3)  $\text{Ag}^+$  і  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ;
  - 4)  $\text{K}^+$  і  $\text{PO}_4^{3-}$ .
39. Як можна отримати дифосфатну кислоту  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ?
- 1)  $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - 2)  $\text{Mg}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - 3)  $\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t}$
  - 4)  $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
40. Яка кислота викликає коагуляцію білка з розчину?
- 1)  $(\text{HPO}_3)_n$ ;
  - 2)  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ;
  - 3)  $\text{H}_3\text{PO}_2$ ;
  - 4)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .
41. Яка кислота є одноосновною?
- 1)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;
  - 2)  $\text{H}_3\text{PO}_2$ ;
  - 3)  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ;
  - 4)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .
42. Яке з тверджень є неправильним?
- 1) ортофосфатна кислота під час нагрівання поступово відщеплює воду;
  - 2) фосфор (V) оксид використовують як осушувач газів;
  - 3) фосфорнуватиста кислота – одноосновна сильна кислота;
  - 4) на відміну від амоніаку, фосфін не утворює солей з сильними кислотами.
43. Яке з тверджень є правильним?
- 1) сполуки Фосфору з Гідрогеном є сильними окисниками;
  - 2) Фосфор в природі зустрічається у вільному стані;
  - 3) найбільш стійкими є сполуки Фосфору зі ступенем окиснення +5;
  - 4) з усіх алотропних видозмін Фосфору найактивнішою є червона.
44. Яке з тверджень є неправильним?
- 1) ортофосфатна кислота – кислота середньої сили;
  - 2) кислі солі – дигідрогенортофосфати – добре розчинні у воді;
  - 3) середні та кислі ортофосфати кальцію використовуються як добриво;
  - 4) фосфін можна добути розчиненням білого фосфору у воді.

## 5 КАРБОН ТА СИЛІЦІЙ

### 5.1 Загальна характеристика Карбону та Силіцію

Карбон С та Силіцій Si – елементи головної підгрупи четвертої групи періодичної системи хімічних елементів. Карбон та Силіцій – *p*-елементи. На останньому енергетичному рівні атоми цих елементів мають чотири електрони ( $ns^2np^2$ ). У збудженому стані один електрон з *s*-орбіталі може переходити на вакантну *p*-орбіталь. Тому атоми Карбону та Силіцію виявляють валентність 2 і 4, а ступені окиснення змінюється від мінус 4 до плюс 4.

Сполуки з вищим позитивним (+4) ступенем окиснення Карбону та Силіцію в реакціях виявляють тільки окисні властивості, з нижчим негативним (–4) – тільки відновні. Сполуки Карбону та Силіцію з проміжними ступенями окиснення можуть бути як відновниками, так і окисниками.

### 5.2 Поширення у природі Карбону та Силіцію, фізичні властивості та добування простих речовин

Карбон належить до поширених елементів, його вміст у земній корі становить 0,023 %. У природі він трапляється як у вільному стані, так і у вигляді різних сполук. Серед неорганічних сполук найважливішими є карбонати: вапняк, кальцит, мармур  $\text{CaCO}_3$ , магнезит  $\text{MgCO}_3$ , сидерит  $\text{FeCO}_3$ , доломіт  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  та інші. Велике значення для колообігу Карбону в природі має вуглекислий газ  $\text{CO}_2$ , вміст якого в атмосфері Землі становить 0,04 %.

Серед природних органічних сполук Карбону найважливішими є нафта та горючі гази (метан  $\text{CH}_4$  та інші). Він також входить до складу всіх рослинних і тваринних організмів. Частка Карбону в живих організмах (18 %) значно вища, ніж у неживій природі.

Силіцій за поширенням у земній корі (28 %) займає друге місце після Оксигену. Він є активним елементом, тому у природі зустрічається лише у вигляді сполук. Si є основою неживої матерії. У природі трапляється у вигляді силіцій (IV) оксиду  $\text{SiO}_2$ , силікатів – сполук, утворених  $\text{SiO}_2$  і оксидами інших елементів, зокрема алюмосилікатів – силікатів, які містять алюміній. Речовина земної кори на понад 90 % за об'ємом складається з силікатів та алюмосилікатів. Більшість гірських порід становлять саме алюмосилікати, наприклад, польові шпати  $\text{K}_2\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{16}$  ( $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ ), каолін  $\text{H}_4\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_9$  ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) та інші. Природними сполуками Силіцію є пісок, кварц і його різновиди – гірський криштал, димчастий кварц, аметист.

Для Карбону відомо декілька алотропних видозмін. В алмазі атоми Карбону мають  $sp^3$ -гібридизацію. Тому кожний з них утворює рівноцінні

зв'язки з чотирма сусідніми атомами, які містяться у вершинах тетраедра. Рівноцінність зв'язків і валентних кутів в алмазі зумовлює його високу твердість. Алмаз є еталоном максимальної твердості (10 балів за шкалою Мооса). Він не проводить електричний струм.

*Графіт* має шарувату структуру. Атоми Карбону в графіті знаходяться в стані  $sp^2$ -гібридизації і розташовані в паралельних шарах, кожен з яких складається з шестичленних кілець. В площині шару атом Карбону сполучений  $\sigma$ -зв'язками з трьома сусідніми атомами Карбону. Негібридизовані  $2p$ -орбіталі, перпендикулярні шару, перекриваються та утворюють систему делокалізованих  $\pi$ -зв'язків. Шари у графіті зв'язані між собою слабкими ван-дер-ваальсовими силами. Через шарувату структуру графіт досить м'який і легко розшаровується. Він має слабкий металічний блиск, високу температуру плавлення та високу електропровідність. Під тиском  $10^4$  МПа за температури 1800–2000 °С графіт перетворюється на алмаз.

Молекули *фулеренів* мають сферичну форму. Найбільш вивченим є фулерен  $C_{60}$ . Його молекула складається зі з'єднаних між собою п'яти- та шестичленних циклів. Фулерен  $C_{60}$  має високу термічну стабільність, розчиняється в органічних розчинниках. Відомі також фулерени з більшою та меншою кількістю атомів Карбону в молекулі.

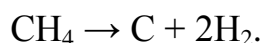
*Вуглецеві нанотрубки* являють собою циліндричні структури, що складаються з однієї або декількох згорнутих в трубку гексагональних площин графіту. Мають високу міцність, гнучкість, можуть виявляти властивості металів або напівпровідників.

*Карбін* – лінійна полімерна видозміна Карбону, чорний, дрібнокристалічний порошок. Атоми Карбону з'єднуються у ланцюги завдяки  $sp$ -гібридним зв'язкам. Карбін має напівпровідникові властивості. За високої температури та тиску він перетворюється в алмаз.

В аморфних формах Карбону (*вугілля, сажі, скловуглеці*) присутні атоми Карбону в різних гібридних станах. Сажу (аморфний вуглець) добувають термічним розкладанням органічних сполук.

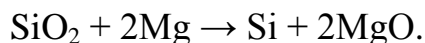
*Силіцій* – тверда речовина, існує у кристалічному і аморфному станах, які різняться тільки за ступенем дисперсності. Кристалічний силіцій має вигляд твердих темно-сірих кристалів, але досить крихких. Аморфний силіцій – бурий порошок. *Силіцій* має алмазоподібну структуру, виявляє властивості напівпровідника.

Графіт і алмази добувають із природних родовищ. Штучний графіт отримують в процесі нагрівання кращих сортів кам'яного вугілля в електропечах за температури 3000 °С без доступу повітря. Штучні алмази одержують з графіту в умовах високих температури і тиску. Сажу в промисловості отримують спалюванням смоли та інших карбонвмісних речовин за нестачі повітря та шляхом термічного розкладання метану:

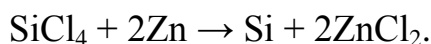


Фулерени, вуглецеві нанотрубки отримують випаровуванням графітових електродів в плазмі дугового розряду в атмосфері інертного газу.

Силіцій добувають прожарюванням піску з коксом або магнієм у електропечі:

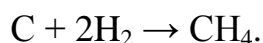
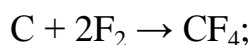


Силіцій високого ступеня чистоти добувають відновленням пари силіцій (IV) хлориду воднем або цинком:

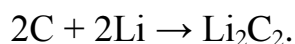


### 5.3 Хімічні властивості сполук Карбону та Силіцію

У хімічні перетворення найлегше вступає аморфний вуглець, який за звичайних умов реагує лише з фтором, а за нагрівання – з воднем, киснем, хлором, сіркою, наприклад:

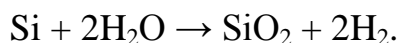
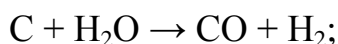


З силіцієм, бором, металами під час нагрівання вуглець утворює *карбіди*, наприклад



За звичайних умов силіцій – інертна речовина, яка з простими речовинами (крім фтору) реагує лише під час нагрівання з утворенням оксиду  $\text{SiO}_2$ , хлориду  $\text{SiCl}_4$ , бромиду  $\text{SiBr}_4$ , сульфїду  $\text{SiS}_2$ , нїтриду  $\text{Si}_3\text{N}_4$  і карбїду  $\text{SiC}$ . З деякими металами у розплавах силіцій утворює *силїциди*, наприклад  $\text{Li}_3\text{Si}$ ,  $\text{Mg}_2\text{Si}$ ,  $\text{CaSi}$ .

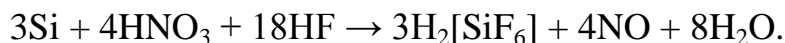
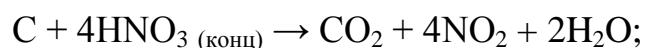
Вуглець і силіцій за високих температур реагують з водяною парою:



Вуглець не розчиняється в лугах, а силіцій повільно реагує з холодним розчином лугу і енергійно – з гарячим з утворенням силїкату



Вуглець розчиняється в концентрованих нїтратній та сульфатній кислотах, силіцій – лише в сумїші фторидної та нїтратної кислот:



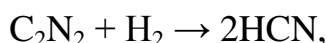
З Нітрогеном Карбон утворює дуже отруйну газоподібну сполуку *диціан*  $\text{C}_2\text{N}_2$ , який добувають дією ціанідів лужних металів на сполуки купруму (II) або гідраргіриту (II):



$\text{C}_2\text{N}_2$  реагує з лугами:



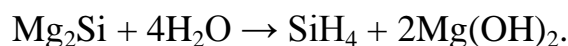
З воднем диціан утворює сполуку – *гідроген ціанід*



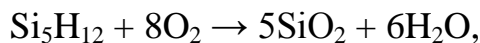
водні розчини якого називають *ціанідною* або *синильною кислотою*. Ціанід-іони мають високу здатність утворювати внутрішню сферу комплексів, а тому широко використовуються на практиці. Ціаніди металів приєднують кисень, сірку або селен, утворюючи *ціанати*, *тіоціанати (роданіди)* та *селеноціанати* металів:



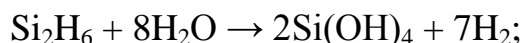
Карбон утворює з Гідрогеном величезну кількість органічних сполук, властивості яких розглядаються в курсі органічної хімії. Сполуки Силіцію з Гідрогеном – *силани* – мають загальну формулу  $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$  ( $n = 1-8$ ). З воднем силіцій, на відміну від вуглецю, безпосередньо не реагує. Силани добувають взаємодією силіцидів металів з водою або розбавленими розчинами кислот:

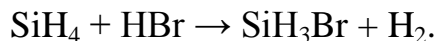


Силани нагадують гомологічний ряд вуглеводнів, проте наявність у атома Силіцію силанів вільних *3d*-орбіталей зумовлює їх високу реакційну здатність. На повітрі, на відміну від вуглеводнів, силани самозаймаються:

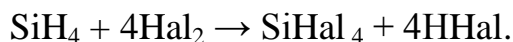


а також взаємодіють з водою, лугами, гідроген галогенідами:

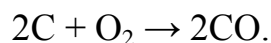




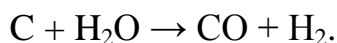
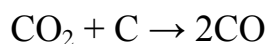
Як сильні відновники силани реагують з галогенами з вибухом, утворюючи продукти неповного або повного заміщення атомів Гідрогену силанів на атоми галогенів:



З Оксигеном Карбон і Силіцій утворюють низку сполук. *Карбон (II) оксид (чадний газ)* CO – безбарвний, отруйний газ, без запаху, не взаємодіє з водою і лугами, тобто є несолетворним оксидом. Утворюється у разі неповного згорання вуглецю



У промисловості його добувають за реакціями

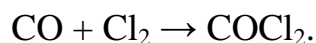
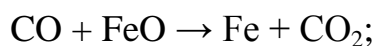


Під час нагрівання і підвищення тиску CO реагує з лугами, утворюючи солі мурашиної кислоти:



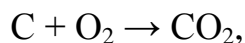
З більшістю металів CO утворює комплексні сполуки, які називають *карбонілами*:  $[\text{Mn}(\text{CO})_5]_2$ ,  $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$ ,  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ ,  $[\text{Co}(\text{CO})_4]_2$ ,  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$  тощо. У цих сполуках метал має нульовий ступінь окиснення.

CO – сильний відновник:



*Карбон (IV) оксид (вуглекислий газ)* CO<sub>2</sub> – безбарвний, важчий за повітря газ, який не підтримує горіння. За тиску 5720 кПа і температури 20 °C CO<sub>2</sub> зріджується у безбарвну рідину. У випадку швидкого виливання внаслідок випаровування рідкий CO<sub>2</sub> порівняно легко перетворюється у кристалічну масу («сухий лід»). Завдяки випаровуванню «сухого льоду» можна підтримувати низьку температуру в побутових умовах.

Вуглекислий газ – кінцевий продукт горіння вугілля



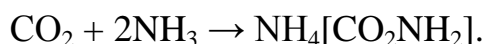
та горіння (окиснення) всіх органічних речовин. У промисловості його добувають термічним розкладанням вапняку:



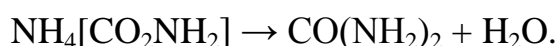
а в лабораторії – взаємодією мармуру з кислотою:



$\text{CO}_2$  взаємодіє з амоніаком за тиску 10,1 МПа і температури 130 °С з утворенням *карбамату амонію*



Останній в процесі нагрівання перетворюється на *карбамід (сечовину)*



$\text{CO}_2$  – кислотний оксид, йому відповідає малостійка *карбонатна кислота*  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , яка утворюється під час розчинення  $\text{CO}_2$  у воді. У водному розчині переважна частина  $\text{CO}_2$  перебуває у вигляді гідратованих молекул, лише незначна частка – у вигляді карбонатної кислоти.

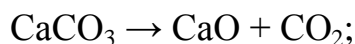
$\text{H}_2\text{CO}_3$  – слабка двоосновна кислота:



Як двоосновна кислота вона утворює кислі і середні солі:

- середні – *карбонати*, наприклад,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$ ;
- кислі – *гідрогенкарбонати*, наприклад,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ .

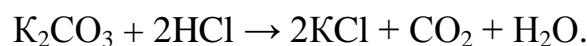
Солі карбонатної кислоти (за винятком солей лужних металів) термічно нестійкі: карбонати лужно-земельних металів розкладаються за температури 800–1000 °С:



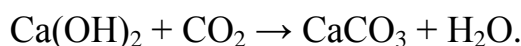
термічна стійкість карбонатів малоактивних металів (мідь, срібло та інші) дуже низька. Гідрогенкарбонати лужноземельних та лужних металів під час нагрівання перетворюються в карбонати



Якісною реакцією на карбонат-іон є утворення вуглекислого газу внаслідок дії кислоти



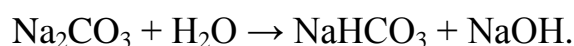
Пропускання  $\text{CO}_2$ , який утворився, через розчин вапняної води приводить до помутніння, що і є доказом утворення вуглекислого газу



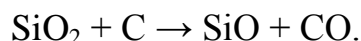
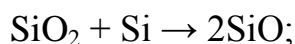
Подальше пропускання  $\text{CO}_2$  приводить до прояснення розчину внаслідок розчинення осаду  $\text{CaCO}_3$



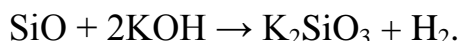
Розчини карбонатів лужних металів внаслідок гідролізу мають сильно-лужне середовище



Силіцій з Оксигеном утворює оксиди  $\text{SiO}$  і  $\text{SiO}_2$ . Силіцій (II) оксид  $\text{SiO}$  у природі не трапляється, його можна добути в процесі нагрівання:

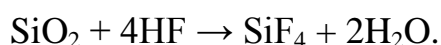
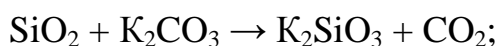
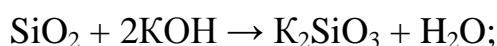


$\text{SiO}$  – нестійка сполука, яка розкладається на  $\text{SiO}_2$  і  $\text{Si}$ . З розчинами лугів  $\text{SiO}$  взаємодіє із виділенням водню

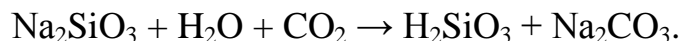


Найбільш поширеною сполукою Силіцію є *силіцій (IV) оксид (кремнезем)*  $\text{SiO}_2$ . За звичайної температури та тиску існує три кристалічні модифікації  $\text{SiO}_2$ : *кварц, триміт, кристобаліт*, кожна з яких стійка в певному інтервалі температур.

Хімічна стійкість  $\text{SiO}_2$  зумовлена полімерною структурою  $\text{SiO}_2$ , в якій кожен атом Силіцію зв'язаний із чотирма атомами Оксигену, тобто атом Силіцію в  $\text{SiO}_2$  є координаційно насиченим, тому з водою  $\text{SiO}_2$  не реагує. Силіцій (IV) оксид реагує з лугами, розчинними у воді карбонатами за нагрівання, фторидною кислотою:

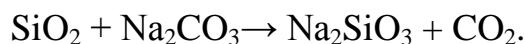
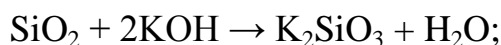
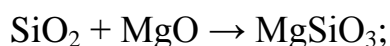


Кислотний оксид  $\text{SiO}_2$  – ангідрид *силікатних кислот*  $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ . У водних розчинах доведена наявність таких кислот: *метасилікатної*  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , *ортосилікатної*  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ , *дисилікатної*  $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ , *піросилікатної*  $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$ . Силікатні кислоти добувають з їх солей дією кислоти. Метасилікатна кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  – дуже слабка кислота, слабша за карбонатну кислоту:



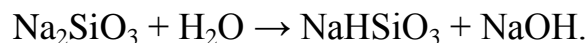
$\text{H}_2\text{SiO}_3$  погано розчиняється у воді, проте легко утворює колоїдні розчини (золі). Нагріванням і прожарюванням осадів силікатних кислот добувають дрібнодисперсний пористий  $\text{SiO}_2$  – *силікагель*, який використовується як адсорбент.

Солі силікатних кислот називають *силікатами*. Солі метасилікатної кислоти  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  отримують у разі сплавлення  $\text{SiO}_2$  з основними оксидами, гідроксидами або карбонатами відповідних металів:

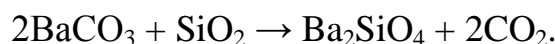


Розчинними у воді є тільки силікати натрію та калію. Їх розчини називають «рідким склом». Розчин  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  використовують як клей (силікатний).

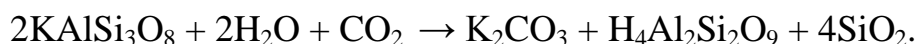
Розчини силікатів лужних металів внаслідок гідролізу мають сильно-лужне середовище



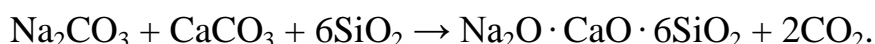
Ортосилікатна кислота  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  дуже слабка кислота. Її солі добувають аналогічно солям метасилікатної кислоти, наприклад



Природні силікати можна розглядати як солі *ізополісилікатних* кислот. Ортоклаз  $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$  – природний алюмосилікат – під дією вологи та вуглекислого газу повітря розкладається з утворенням каоліну та кварцу



До штучних силікатів належать різні сорти скла. Скло – це аморфний твердий розчин, до складу якого крім  $\text{SiO}_2$  входять оксиди натрію, калію, кальцію, магнію, алюмінію та інші. Процес утворення звичайного віконного скла ( $t \approx 1500$  °C):



## 5.4 Застосування сполук Карбону та Силіцію

Сполуки Карбону та Силіцію широко застосовуються в різних галузях виробництва, у будівництві, медицині, водоочищенні, лабораторній практиці. Основні галузі застосування сполук Карбону та Силіцію наведено в таблиці 5.1.

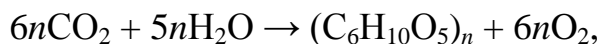
Таблиця 5.1 – Застосування сполук Карбону та Силіцію

Галузь застосування	Сполуки	
	Карбону	Силіцію
Хімічна промисловість	C – у виробництві CS <sub>2</sub> ; CO – як реагент у органічному синтезі; карбоніли – як каталізatori у органічному синтезі; CO <sub>2</sub> – виробництво соди тощо; графіт – у виробництві мастильних матеріалів	Si – сировина для отримання силіційорганічних сполук, силанів; SiO <sub>2</sub> – отримання P; силікати лужних металів – у виробництві фарб, мастил, мила
Металургійна промисловість, оброблення металів	C – складова сталі та чавуну; C, CO – як відновники в пірометалургії; графіт – для виготовлення електродів; карбоніли – для одержання високочистих Fe, Ni, Mn; алмази – для обробки особливо твердих матеріалів; SiC, B <sub>4</sub> C – як абразивні матеріали	Si – як відновник, легувальний компонент, у виробництві сплавів; природні силікати – як сировина у виробництві Li, Al, Be, Cs, Zr, Hf; (Na,K)AlSiO <sub>4</sub> – як розріджувач шлаків
Легка промисловість	CS <sub>2</sub> – виробництво віскози, вулканізація каучуку	виробництво штучних силікатних волокон; Si-вмісні полімери – для виготовлення водонепроникних тканин; силікати K, Na – для надання тканинам вогнетривкості
Харчова промисловість	CO <sub>2</sub> – у виробництві цукру, пива, газованих напоїв; активоване вугілля – як адсорбент у виробництві цукру, напоїв, жирів і олій	SiO <sub>2</sub> , силікати, алюмосилікати – як харчові добавки
Електронна промисловість	SiC для виготовлення діодів, тензорезисторів, лічильників частинок високої енергії, польових транзисторів тощо	Si – для виготовлення робочих елементів електронної техніки
		із природних матеріалів, що містять Si, виготовляють скло, цемент, кераміку (будівельну – цеглу, черепицю, труби, плитку; побутову – фаянсові та порцелянові вироби; технічну – ізолятори, автомобільні свічки запалювання, високотемпературні тиглі тощо)
Будівництво та силікатна промисловість	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , CaCO <sub>3</sub> – для виготовлення скла; CaCO <sub>3</sub> – у виробництві будівельних матеріалів	
Сільське господарство	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> – як добрива	силікати Na та K – для хімічного укріплення слабких ґрунтів; цеоліти – для покращення якості ґрунту
Медицина	активоване вугілля – як адсорбент; графіт у вигляді мазей – для лікування захворювань шкіри	SiO <sub>2</sub> – як допоміжна речовина, ентеросорбент; тальк – як адсорбувальна та поглинальна речовини

## 5.5 Біологічна функція та токсична дія сполук Карбону та Силіцію

Карбон – важливий елемент живої природи, адже всі живі істоти значною мірою складаються з Карбону. В організмі людини міститься 21 % за масою цього елемента. Карбон входить до складу всіх органічних речовин, зокрема, білків, вуглеводів, ферментів, гормонів, вітамінів, які забезпечують життєдіяльність живих організмів.

CO<sub>2</sub> відіграє значну роль у біологічних процесах, оскільки бере участь у фотосинтезі



в ході якого під впливом сонячного світла за участю фотосинтетичних пігментів з вуглекислого газу та води утворюються полісахариди і виділяється кисень в атмосферу.

Проте, Карбон утворює цілу низку токсичних сполук: фосген COCl<sub>2</sub>, диціан C<sub>2</sub>N<sub>2</sub>, синильна кислота HCN та її солі – дуже отруйні сполуки. Чадний газ CO, потрапляючи в кров, сполучається з гемоглобіном, який після цього втрачає здатність переносити кисень до тканин організму.

Силіцій як структурний матеріал сполучної тканини входить до складу рослинних і тваринних організмів, бере активну участь в обміні речовин, впливає на утворення колагену і кісткової тканини. До отруйних сполук Силіцію належать силіцій тетрафторид SiF<sub>4</sub> та гексафторсилікатна кислота H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>], які діють на організм подібно до фторидної кислоти: уражують органи дихання, викликають опіки на шкірі. Силани Si<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub> подразнюють шкіру, очі та слизові оболонки.

## 5.6 Завдання для самостійної роботи

1. Чому алотропні видозміни Карбону мають різні властивості?
2. Чи є кристалічний і аморфний силіцій алотропними видозмінами Силіцію і чому?
3. Як добувають силіцій в промисловості? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
4. Наведіть два рівняння реакцій, в одній з яких вуглець виявляє властивості окисника, в другій – відновника.
5. В яких кислотах розчиняється силіцій? Запишіть рівняння реакції.
6. В яких кислотах розчиняється вуглець? Запишіть рівняння реакцій.
7. Чи можна вуглець і силіцій розчинити в лугах?
8. Які сполуки утворює Карбон з Нітрогеном?
9. Які сполуки утворює Силіцій з Гідрогеном? Як їх отримують?
10. Що таке карбоніли? Яке практичне значення вони мають?

11. Які хімічні властивості має  $\text{CO}_2$ ? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.

12. Як в лабораторії можна добути карбон (IV) оксид?

13. Яким чином у природі відбувається перетворення  $\text{CaCO}_3$  у  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ?

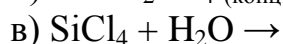
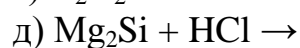
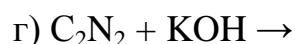
14. Як отримати метасилікатну кислоту?

15. Чому Карбон називають основою життя, а Силіцій – основою неживої матерії?

16. Яку біологічну функцію виконують Карбон і Силіцій в живих організмах?

17. Які токсичні сполуки Карбону і Силіцію Вам відомі?

18. Визначте продукти реакцій:



## 5.7 Експериментальна частина

### Дослід 1. Окисно-відновні властивості вугілля

(дослід проводити у витяжній шафі)

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, шпатель лабораторний, вугілля,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц), розчин  $\text{KMnO}_4$  (0,5М), смужки фільтрувального паперу.

*Виконання дослідів*

1. На смужку фільтрувального паперу нанести 1–2 краплини розчину калій перманганату  $\text{KMnO}_4$ .

2. В пробірку внести 1 мікрошпатель розтертого вугілля, додати 5–6 краплин концентрованої сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і обережно нагріти пробірку.

3. Дослідити дію газу, що виділяється, на папірець з нанесеним розчином  $\text{KMnO}_4$ , розмістивши його над отвором пробірки. Що спостерігається?

*Оформлення дослідів*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії вугілля з концентрованою сульфатною кислотою, враховуючи, що утворюються оксиди карбону (IV) і сульфуру (IV);

б) взаємодії одного з продуктів реакції а) з калій перманганатом, враховуючи, що утворюється сполука  $\text{Mn}^{2+}$ ; пояснити, чим обумовлена зміна забарвлення смужки фільтрувального паперу, змоченої розчином  $\text{KMnO}_4$ .

2. У висновку зазначити, які властивості (окисні чи відновні) проявляє вугілля в реакції з концентрованою сульфатною кислотою.

## **Дослід 2. Добування карбон (IV) оксиду (вуглекислого газу) та дослідження властивостей карбонатів**

*Обладнання і реактиви:* пробірка з відвідною трубкою, пробка з лійкою, штатив з лапкою, штатив з пробірками, пробіркотримач, шпатель лабораторний, спиртівка, мармур, дистильована  $H_2O$ , розчини  $HCl$  (1:4),  $Ca(OH)_2$  (насичений), метиловий оранжевий.

### *Виконання досліду*

1. В одну пробірку налити дистильовану воду і додати 1–2 краплини індикатора метилового оранжевого, в другу – 1–2 мл розчину кальцій гідроксиду  $Ca(OH)_2$  (вапняної води).

2. В пробірку з відвідною трубкою покласти 3–4 шматки мармуру  $CaCO_3$ , закрити пробкою і вертикально закріпити в штативі. Через лійку налити розчин хлоридної кислоти  $HCl$ . Кінець відвідної трубки занурити в пробірку з дистильованою водою та індикатором і пропускати газ протягом 2–3 хвилин. Відзначити зміну забарвлення розчину.

3. Потім кінець відвідної трубки занурити в пробірку з вапняною водою. Спостерігати утворення осаду і його розчинення під час подальшого пропускання вуглекислого газу.

4. Отриманий прозорий розчин розділити на дві частини, до однієї додати розчин кальцій гідроксиду  $Ca(OH)_2$ , іншу нагріти. Що спостерігається?

### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

- а) взаємодії кальцій карбонату з хлоридною кислотою;
- б) взаємодії карбон (IV) оксиду з водою; пояснити зміну забарвлення індикатора;
- в) ступінчастої дисоціації карбонатної кислоти;
- г) взаємодії карбон (IV) оксиду з кальцій гідроксидом з утворенням осаду; пояснити, з якою метою використали вапняну воду;
- д) розчинення осаду під час його взаємодії з карбон (IV) оксидом;
- е) взаємодії продукту реакції д) з кальцій гідроксидом;
- ж) розкладання продукту реакції д) в процесі нагрівання.

2. У висновку зазначити:

- а) взаємодією яких речовин добувають вуглекислий газ в лабораторії;
- б) яка сполука утворюється під час розчинення вуглекислого газу у воді;
- в) який реагент використовують для ідентифікації вуглекислого газу, що виділяється під час реакції, та яким зовнішнім ефектом супроводжується ця якісна реакція;
- г) як з карбонатів можна одержати гідрогенкарбонати;
- д) як з гідрогенкарбонатів можна одержати карбонати.

### **Дослід 3. Добування карбонатів**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, розчини  $\text{CaCl}_2$  (0,5M),  $\text{BaCl}_2$  (0,5M),  $\text{MnSO}_4$  (0,5M),  $\text{ZnSO}_4$  (0,5M),  $\text{CoSO}_4$  (0,5M),  $\text{CuSO}_4$  (0,5M),  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  (0,2M),  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  (0,2M),  $\text{FeCl}_3$  (0,2M),  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (0,5M).

#### *Виконання досліду*

1. В три пробірки налити по 0,5 мл розчинів 1) кальцій хлориду  $\text{CaCl}_2$ , 2) барій хлориду  $\text{BaCl}_2$ , 3) манган (II) сульфату  $\text{MnSO}_4$ . В кожну пробірку додати розчин натрій карбонату  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Відзначити забарвлення осадів, що утворюються.

2. В три пробірки налити по 0,5 мл розчинів 1) цинк сульфату  $\text{ZnSO}_4$ , 2) кобальт (II) сульфату  $\text{CoSO}_4$ , 3) купрум (II) сульфату  $\text{CuSO}_4$ . В кожну пробірку додати розчин натрій карбонату  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Відзначити забарвлення осадів, що утворюються.

3. В три пробірки налити по 0,5 мл розчинів 1) алюміній (III) сульфату  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , 2) хром (III) сульфату  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ , 3) ферум (III) хлориду  $\text{FeCl}_3$ . В кожну пробірку додати розчин натрій карбонату  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Відзначити забарвлення осадів, що утворюються.

#### *Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії кальцій хлориду, барій хлориду, манган (II) сульфату з натрій карбонатом, враховуючи, що утворюються осади середніх солей – карбонатів;

б) взаємодії цинк сульфату, кобальт (II) сульфату, купрум (II) сульфату з натрій карбонатом, враховуючи, що в реакціях бере участь вода і утворюються осади основних солей – гідроксид карбонатів;

в) взаємодії алюміній (III) сульфату, хром (III) сульфату, ферум (III) хлориду з натрій карбонатом, враховуючи, що в реакціях бере участь вода і утворюються осади гідроксидів та вуглекислий газ.

2. Зробити висновок щодо можливості добування карбонатів (середніх та основних солей) у разі взаємодії розчину натрій карбонату з розчинними солями  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ .

### **Дослід 4. Термічне розкладання карбонатів**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, пробка з газовідвідною трубкою, штатив з лапками, шпатель лабораторні, спиртівка, кристалічні  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ , розчин  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (насичений).

#### *Виконання досліду*

1. В дві пробірки налити по 1–2 мл розчину кальцій гідроксиду  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (вапняної води).

2. В суху пробірку внести 1–2 мікрошпатель натрій гідрокарбонату  $\text{NaHCO}_3$ . Закріпити її в штативі з невеликим нахилом униз і закрити пробкою з газовідвідною трубкою. Кінець газовідвідної трубки занурити в про-

бірку з вапняною водою. Пробірку нагріти. Спостерігати, як розчин у пробірці з вапняною водою стає каламутним внаслідок виділення вуглекислого газу при термічному розкладанні  $\text{NaHCO}_3$ .

3. В суху пробірку внести 1–2 мікрошпателі солі  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ . Закріпити її в штативі з невеликим нахилом униз і закрити пробкою з газовідвідною трубкою. Кінець газовідвідної трубки занурити в пробірку з вапняною водою. Пробірку нагріти. Що спостерігається?

*Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) розкладання натрій гідрогенкарбонату і основного карбонату купруму (II), враховуючи, що у першому випадку утворюється натрій карбонат, а в другому – купрум (II) оксид;

б) взаємодії вуглекислого газу з кальцій гідроксидом.

2. Зробити висновок щодо термічної стійкості досліджених карбонатів.

### **Дослід 5. Добування золю і гелю силікатної кислоти**

*Обладнання і реактиви:* штатив з пробірками, скляна паличка, пробіркотримач, спиртівка, розчини  $\text{HCl}$  (1M),  $\text{HCl}$  (конц.),  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (0,5M),  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (насичений).

*Виконання досліду*

1. В пробірку налити 0,5 мл розчину натрій силікату  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (0,5M) і додати 0,5 мл розчину хлоридної кислоти  $\text{HCl}$  (1M). Перемішати скляною паличкою і спостерігати утворення драглистого осаду силікатної кислоти.

2. В пробірку внести 4–5 краплин концентрованої хлоридної кислоти  $\text{HCl}$  і 1–2 краплини насиченого розчину натрій силікату  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ , суміш перемішати скляною паличкою і спостерігати утворення прозорого розчину – золю силікатної кислоти.

3. Отриманий золь силікатної кислоти нагріти до переходу його в гель.

*Оформлення досліду*

1. Записати спостереження і рівняння реакції взаємодії натрій силікату з хлоридною кислотою.

2. У висновку зазначити:

а) взаємодією яких речовин добувають силікатну кислоту в лабораторії;

б) умови, за яких отримують золь і гель силікатної кислоти;

в) як золь силікатної кислоти перетворити на гель.

### **Дослід 6. Гідроліз карбонатів і силікатів лужних металів**

*Обладнання і реактиви:* розчини  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (0,5M),  $\text{NaHCO}_3$  (0,5M),  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (0,5M), універсальний індикаторний папір.

### Виконання досліду

Визначити рН в розчинах натрієвих солей карбонатної і силікатної кислот.

### Оформлення досліду

1. Записати рівняння реакцій гідролізу натрій карбонату  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , натрій гідрогенкарбонату  $\text{NaHCO}_3$  і натрій силікату  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ; зазначити рН і реакцію середовища у розчині кожної солі.

2. Зробити висновок щодо реакції середовища в розчинах натрієвих солей карбонатної і силікатної кислот.

## 5.8 Контрольні тестові завдання

1. Яка електронна формула відповідає атому Si в збудженому стані?  
1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ;                      3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;  
2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^2$ ;                      4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ .
2. Яка електронна формула відповідає йону  $\text{Si}^{4-}$ ?  
1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ;                      3)  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;  
2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ;                      4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .
3. Яка електронна формула відповідає йону  $\text{C}^{2+}$ ?  
1)  $1s^2 2s^2$ ;                      2)  $1s^2 2s^2 2p^2$ ;                      3)  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;                      4)  $1s^2 2s^2 2p^4$ .
4. Яка електронна формула відповідає атому Карбону в основному стані?  
1)  $1s^2 2s^2 3s^2 3p^2$ ;                      2)  $1s^2 2s^2 2p^2$ ;                      3)  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;                      4)  $1s^2 2s^1 2p^3$ .
5. Який тип гібридизації валентних орбіталей атому Карбону в алмазі?  
1)  $sp$ ;                      3)  $sp^2$ ;                      2)  $sp^3$ ;                      4)  $sp^3 d^2$ .
6. В якій сполуці Карбон має проміжний ступінь окиснення?  
1)  $\text{CH}_4$ ;                      2)  $\text{CO}$ ;                      3)  $\text{CO}_2$ ;                      4)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .
7. В якій сполуці Карбон має найвищий ступінь окиснення?  
1)  $\text{C}$ ;                      2)  $\text{NaHCO}_3$ ;                      3)  $\text{CO}$ ;                      4)  $\text{CH}_4$ .
8. В якій із сполук Силіцій має найменший ступінь окиснення?  
1)  $\text{Mg}_2\text{Si}$ ;                      2)  $\text{SiO}_2$ ;                      3)  $\text{SiO}$ ;                      4)  $\text{H}_2\text{SiO}_2$ .
9. Визначте окисник в реакції  $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ .  
1)  $\text{C}^0$ ;                      2)  $\text{O}^{-2}$ ;                      3)  $\text{H}^+$ ;                      4)  $\text{N}^{+5}$ .
10. Які властивості проявляє Карбон в реакції  $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$ ?  
1) окисні і відновні;                      3) Карбон не змінює ступінь окиснення;  
2) окисні;                      4) відновні.





33. Яку речовину потрібно додати до розчину натрій карбонату  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , щоб отримати розчин натрій гідрогенкарбонату  $\text{NaHCO}_3$ ?
- 1)  $\text{NaOH}$ ;                    2)  $\text{H}_2$ ;                    3)  $\text{CO}_2$ ;                    4)  $\text{CO}$ .
34. Продуктом якої реакції є калій гідрогенсилікат  $\text{KHSiO}_3$ ?
- 1)  $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$                     3)  $\text{SiO}_2 + \text{KOH}_{(\text{надлишок})} \rightarrow$   
 2)  $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} \rightarrow$                     4)  $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl}_{(\text{надлишок})} \rightarrow$
35. Визначте продукти реакції  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 1)  $\text{KHCO}_3$ ;                    3)  $\text{KOH} + \text{CO}$ ;  
 2)  $\text{KHCO}_3 + \text{H}_2$ ;                    4)  $\text{KHCO}_3 + \text{KOH}$ .
36. Яка речовина утворюється під час обробки  $\text{MgCO}_3$  кислотою  $\text{HCl}$ ?
- 1)  $\text{CCl}_4$ ;                    2)  $\text{CO}_2$ ;                    3)  $\text{O}_2$ ;                    4)  $\text{CO}$ .
37. Якою реакцією можна довести, що в розчині присутній карбонат-іон?
- 1)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ ;  
 2)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaHCO}_3$ ;  
 3)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 4)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ .
38. Яка з перелічених властивостей не характерна для карбонатів лужних металів?
- 1) розчинні у воді;  
 2) водний розчин має лужну реакцію;  
 3) є дуже сильними окисниками;  
 4) взаємодіють з кислотами з виділенням  $\text{CO}_2$ .
39. Які з сполук не є алотропними видозмінами?
- 1) графіт і алмаз;  
 2) карбін і аморфний вуглець;  
 3) фулерени і вуглецеві нанотрубки;  
 4) кристалічний силіцій і аморфний силіцій.
40. Яке з тверджень є правильним?
- 1) вуглець в окисно-відновних реакціях завжди є відновником;  
 2) розчини натрій силікату і натрій карбонату мають  $\text{pH} > 7$ ;  
 3) силікатну кислоту добувають взаємодією  $\text{SiO}_2$  з водою;  
 4) Карбон не утворює алотропних модифікацій.
41. Яке з тверджень є неправильним?
- 1) вуглець, як і силіцій, легко розчиняється в лугах;  
 2)  $\text{H}_2\text{CO}_3$  – слабкий електроліт, дисоціює за двома ступенями;  
 3)  $\text{CO}_2$  – кислотний оксид;  
 4) вищий ступінь окиснення Силіцію – плюс чотири.

## ЛІТЕРАТУРА

### ОСНОВНА

1. Мартиненко В. Г., Мартиненко А. П., Медведєва О. В. Хімія неметалів з основами біогеохімії : навчальний посібник для студентів вищих навчальних закладів екологічного та агрономічного профілю. Кропивницький : ЦНТУ, 2018. 330 с.
2. Загальна хімія / Григор'єва В. В. та ін. Київ : Вища шк., 2009. 471 с.
3. Загальна та неорганічна хімія. Ч. 2 / Степаненко О. М. та ін. Київ : Пед. преса, 2000. 784 с.

### ДОДАТКОВА

4. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищ. навч. закладів. Київ, Ірпінь : ВТФ «Перун», 2007. 479 с.
5. Хімія біогенних елементів. Частина II. Елементи-органогени / Чигвінцева О. П. та ін. Дніпро : Середняк Т. К., 2021. 154 с.
6. Яворський В. Неорганічна хімія : підручник. Львів : Вид-во Львів. політехніки, 2016. 324 с.
7. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключєва Р. Г. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.

## Додаток А

### Періодична система хімічних елементів

Період	Ряд	Г Р У П П И																						
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII															
1	1	<b>H</b> 1 Гідроген 1,0079 водень											<b>He</b> 2 Гелій 4,0026	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>Символ елемента</p> <p>Порядковий номер</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; display: inline-block;"> <b>Li</b> 3 Літій 6,941                 </div> </div> <div style="text-align: center;"> <p>Назва елемента</p> <p>Атомна маса</p> </div> </div>										
2	2	<b>Li</b> 3 Літій 6,941	<b>Be</b> 4 Берилій 9,012	<b>B</b> 5 Бор 10,81	<b>C</b> 6 Карбон 12,011 вуглець	<b>N</b> 7 Нітроген 14,007 азот	<b>O</b> 8 Оксиген 15,999 кисень	<b>F</b> 9 Флуор 18,998 фтор	<b>Ne</b> 10 Неон 20,179															
3	3	<b>Na</b> 11 Натрій 22,990	<b>Mg</b> 12 Магній 24,305	<b>Al</b> 13 Алюміній 26,981	<b>Si</b> 14 Силіцій 28,086	<b>P</b> 15 Фосфор 30,973	<b>S</b> 16 Сульфур 32,06 сірка	<b>Cl</b> 17 Хлор 35,453	<b>Ar</b> 18 Аргон 39,948															
4	4	<b>K</b> 19 Калій 39,098	<b>Ca</b> 20 Кальцій 40,08	<b>21</b> 44,956 <b>Sc</b> Скандій	<b>22</b> 47,90 <b>Ti</b> Титан	<b>23</b> 50,941 <b>V</b> Ванадій	<b>24</b> 51,996 <b>Cr</b> Хром	<b>25</b> 54,938 <b>Mn</b> Манган		<b>26</b> 55,847 <b>Fe</b> Ферум залізо	<b>27</b> 58,933 <b>Co</b> Кобальт	<b>28</b> 58,70 <b>Ni</b> Нікель												
	5	<b>29</b> 63,546 <b>Cu</b> Купрум мідь	<b>30</b> 65,39 <b>Zn</b> Цинк	<b>31</b> 69,72 <b>Ga</b> Галій	<b>32</b> 72,59 <b>Ge</b> Германій	<b>33</b> 74,921 <b>As</b> Арсен	<b>34</b> 78,96 <b>Se</b> Селен	<b>35</b> 79,904 <b>Br</b> Бром	<b>36</b> 83,30 <b>Kr</b> Криптон															
5	6	<b>Rb</b> 37 Рубідій 85,468	<b>Sr</b> 38 Стронцій 87,62	<b>39</b> 88,906 <b>Y</b> Ітрій	<b>40</b> 91,22 <b>Zr</b> Цирконій	<b>41</b> 92,906 <b>Nb</b> Ніобій	<b>42</b> 95,94 <b>Mo</b> Молібден	<b>43</b> [99] <b>Tc</b> Технецій		<b>44</b> 101,07 <b>Ru</b> Рутеній	<b>45</b> 102,905 <b>Rh</b> Родій	<b>46</b> 106,4 <b>Pd</b> Паладій												
	7	<b>47</b> 107,87 <b>Ag</b> Аргентум срібло	<b>48</b> 112,41 <b>Cd</b> Кадмій	<b>49</b> 114,82 <b>In</b> Індій	<b>50</b> 118,71 <b>Sn</b> Станум олово	<b>51</b> 121,75 <b>Sb</b> Стійбій	<b>52</b> 127,60 <b>Te</b> Телур	<b>53</b> 126,904 <b>I</b> Йод	<b>54</b> 131,30 <b>Xe</b> Ксенон															
6	8	<b>Cs</b> 55 Цезій 132,91	<b>Ba</b> 56 Барій 137,33	<b>57</b> 138,905 <b>*La</b> Лантан	<b>72</b> 178,49 <b>Hf</b> Гафній	<b>73</b> 180,948 <b>Ta</b> Тантал	<b>74</b> 183,85 <b>W</b> Вольфрам	<b>75</b> 186,207 <b>Re</b> Реній		<b>76</b> 190,2 <b>Os</b> Осмій	<b>77</b> 192,22 <b>Ir</b> Іридій	<b>78</b> 195,09 <b>Pt</b> Платина												
	9	<b>79</b> 196,97 <b>Au</b> Аурум золото	<b>80</b> 200,59 <b>Hg</b> Меркурій ртуть	<b>81</b> 204,37 <b>Tl</b> Талій	<b>82</b> 207,2 <b>Pb</b> Пломбум свинць	<b>83</b> 208,980 <b>Bi</b> Бісмут	<b>84</b> [209] <b>Po</b> Полоній	<b>85</b> [210] <b>At</b> Астат	<b>86</b> [222] <b>Rn</b> Радон															
7	10	<b>Fr</b> 87 Францій 223]	<b>88</b> 226,025 <b>Ra</b> Радій	<b>89</b> [227] <b>**Ac</b> Актиній	<b>104</b> [261] <b>Rf</b> Резерфордій	<b>105</b> [262] <b>Db</b> Дубній	<b>106</b> [263] <b>Sg</b> Сиборгій	<b>107</b> [262] <b>Bh</b> Борій		<b>108</b> [262] <b>Hs</b> Гасій	<b>109</b> [266] <b>Mt</b> Майтнерій	<b>110</b> [271] <b>Ds</b> Дармштадтій												
	11	<b>111</b> [272] <b>Rg</b> Рентгеній	<b>112</b> [285] <b>Cn</b> Коперніцій	<b>113</b> [284] <b>Nh</b> Ніхоній	<b>114</b> [289] <b>Fl</b> Флеровій	<b>115</b> [288] <b>Mc</b> Московій	<b>116</b> [292] <b>Lv</b> Ліверморій	<b>117</b> [295] <b>Tc</b> Теннессин	<b>118</b> [294] <b>Og</b> Оганесон															
Висні оксиди		$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$R_2O_7$	$RO_4$															
Легкі водневі сполуки					$RH_4$	$RH_3$	$H_2R$	$HR$																
* Лантаноїди	<b>58</b> 140,12 <b>Ce</b> Церій	<b>59</b> 140,906 <b>Pr</b> Празеодим	<b>60</b> 144,24 <b>Nd</b> Неодим	<b>61</b> 147 <b>Pm</b> Прометій	<b>62</b> 150,4 <b>Sm</b> Самарій	<b>63</b> 151,96 <b>Eu</b> Європій	<b>64</b> 157,25 <b>Gd</b> Гадоліній	<b>65</b> 158,925 <b>Tb</b> Тербій	<b>66</b> 162,50 <b>Dy</b> Диспрозій	<b>67</b> 164,93 <b>Ho</b> Гольмій	<b>68</b> 167,26 <b>Er</b> Ербій	<b>69</b> 168,93 <b>Tm</b> Тулій	<b>70</b> 173,04 <b>Yb</b> Ітербій	<b>71</b> 174,97 <b>Lu</b> Лютецій										
** Актиноїди	<b>90</b> 232,038 <b>Th</b> Торій	<b>91</b> [231] <b>Pa</b> Протактиній	<b>92</b> 238,029 <b>U</b> Уран	<b>93</b> [237] <b>Np</b> Нептуній	<b>94</b> [244] <b>Pu</b> Плутоній	<b>95</b> [243] <b>Am</b> Америцій	<b>96</b> [247] <b>Cm</b> Кюрій	<b>97</b> [247] <b>Bk</b> Берклій	<b>98</b> [251] <b>Cf</b> Каліфорній	<b>99</b> [252] <b>Es</b> Ейнштейній	<b>100</b> [257] <b>Fm</b> Фермій	<b>101</b> [258] <b>Md</b> Менделевій	<b>102</b> [259] <b>No</b> Нобелій	<b>103</b> [260] <b>Lr</b> Лоуренсій										

## Додаток Б

### Відносна електронегативність елементів за шкалою Полінга

Період	Групи										
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2,20										He
2	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98				Ne
3	Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16				Ar
4	K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,80	Co 1,88	Ni 1,91	
	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96				Kr
5	Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,60	Mo 2,16	Tc 1,90	Ru 2,28	Rh 2,20	Pd 2,20	
	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66				Xe
6	Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,30	Ta 1,50	W 2,36	Re 1,90	Os 2,20	Ir 2,20	Pt 2,28	
	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 2,04	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20				Rn
7	Fr 0,70	Ra 0,90	Ac 1,10								

## Додаток В

### Взаємодія металів з деякими кислотами

**Li K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Ti Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H<sub>2</sub>) Cu Ag Hg Pt Au**

Кислота	Окисник	Продукти відновлення	Метали, що вступають в реакцію
HCl (розв)	H <sup>+</sup>	H <sub>2</sub>	Всі метали, що стоять лівіше H <sub>2</sub>
HCl (конц)	H <sup>+</sup>	H <sub>2</sub>	Всі метали, що стоять лівіше H <sub>2</sub>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (розв)	H <sup>+</sup>	H <sub>2</sub>	Всі метали, що стоять лівіше H <sub>2</sub>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц)	S <sup>+6</sup>	SO <sub>2</sub>	Малоактивні метали від Ni до Pt (Fe, Cr, Ni – пасивуються)
	S <sup>+6</sup>	S або H <sub>2</sub> S	Активні метали до Cr
HNO <sub>3</sub> (розв)	N <sup>+5</sup>	NO	Малоактивні метали від Cr до Pt
	N <sup>+5</sup>	N <sub>2</sub> O, N <sub>2</sub> або NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	Активні метали до Cr
HNO <sub>3</sub> (конц)	N <sup>+5</sup>	NO <sub>2</sub>	Всі метали, крім Au і Pt (Al, Fe, Cr, Ni, Co – пасивуються)

## Додаток Г

### Розчинність деяких кислот, основ і солей у воді

Катіони	Аніони												
	OH <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	
H <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р	р	—
Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Mg <sup>2+</sup>	н	м	р	р	р	—	н	р	р	н	н	н	н
Ca <sup>2+</sup>	м	н	р	р	р	—	н	м	р	н	н	н	н
Ba <sup>2+</sup>	р	м	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	н
Al <sup>3+</sup>	н	м	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н	н
Cr <sup>3+</sup>	н	м	р	р	н	н	—	р	р	н	—	н	н
Zn <sup>2+</sup>	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	н
Mn <sup>2+</sup>	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	н
Co <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup>	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	н
Fe <sup>2+</sup>	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	н
Fe <sup>3+</sup>	н	м	р	р	—	—	—	р	р	н	—	н	н
Cd <sup>2+</sup>	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	н
Hg <sup>2+</sup>	—	р	р	м	н	н	н	р	р	н	—	—	—
Cu <sup>2+</sup>	н	р	р	р	—	н	н	р	р	н	н	н	н
Ag <sup>+</sup>	—	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н	н
Sn <sup>2+</sup>	н	р	р	р	м	н	—	р	—	н	—	—	—
Pb <sup>2+</sup>	н	н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н	н

р – розчинна, м – малорозчинна, н – нерозчинна речовина,  
— – речовина не існує або розкладається водою

## Додаток Д

### Константи дисоціації деяких електролітів

Електроліт	Константи дисоціації
<i>кислоти</i>	
Азидна кислота	$\text{HN}_3$ $K = 1,9 \cdot 10^{-5}$
Гіпобромідна кислота	$\text{HBrO}$ $K = 2,5 \cdot 10^{-9}$
Гіпойодитна кислота	$\text{HIO}$ $K = 2,3 \cdot 10^{-11}$
Гіпохлоритна кислота	$\text{HClO}$ $K = 2,95 \cdot 10^{-8}$
Дифосфатна кислота	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ $K_1 = 1,2 \cdot 10^{-1}$ $K_2 = 7,9 \cdot 10^{-3}$ $K_3 = 2,0 \cdot 10^{-7}$ $K_4 = 4,8 \cdot 10^{-10}$
Карбонатна кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3$ $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Нітритна кислота	$\text{HNO}_2$ $K = 5,1 \cdot 10^{-4}$
Ортосилікатна кислота	$\text{H}_4\text{SiO}_4$ $K_1 = 1,3 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$ $K_3 = 2,0 \cdot 10^{-14}$
Ортофосфатна кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4$ $K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
Сульфатна кислота	$\text{H}_2\text{SO}_4$ $K_2 = 1,15 \cdot 10^{-2}$
Сульфідна кислота	$\text{H}_2\text{S}$ $K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
Сульфітна кислота	$\text{H}_2\text{SO}_3$ $K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Тіосульфатна кислота	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $K_1 = 2,5 \cdot 10^{-1}$ $K_2 = 1,9 \cdot 10^{-2}$
Фосфітна кислота	$\text{H}_3\text{PO}_3$ $K_1 = 5,0 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 2,0 \cdot 10^{-7}$
Фторидна кислота	$\text{HF}$ $K = 6,2 \cdot 10^{-4}$
Хлоритна кислота	$\text{HClO}_2$ $K = 1,1 \cdot 10^{-2}$
Ціанідна кислота	$\text{HCN}$ $K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
<i>основи</i>	
Розчин амоніаку	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Розчин гідразину	$\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $K = 9,3 \cdot 10^{-7}$
Розчин гідроксиламіну	$\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ $K = 8,9 \cdot 10^{-9}$

## Додаток Е

### Стандартні окисно-відновні потенціали

Рівняння електродного процесу	$E^\circ$ , В
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6e \rightarrow 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 6\text{OH}^-$	-0,74
$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e \rightarrow \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,66
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4e \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,39
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 8\text{OH}^-$	-0,125
$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8e \rightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 9\text{OH}^-$	-0,12
$2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$	0
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,09
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	+0,17
$2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e \rightarrow \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	+0,29
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e \rightarrow \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,45
$\text{I}_2 + 2e \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,54
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
$\text{Fe}^{3+} + e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Br}_2 + 2e \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,07
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,24
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Cl}_2 + 2e \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e \rightarrow \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,38
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{F}_2 + 2e \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,87

*Електронне навчальне видання*

Ольга Анатоліївна Гордієнко,  
Марія Василівна Євсєєва

# **ХІМІЯ НЕМЕТАЛІВ**

Навчальний посібник

Рукопис оформила *О. Гордієнко*

Редактор. *Т. Старічек*

Оригінал-макет виготовила *Т. Старічек*

Підписано до видання 19.03.2026 р.

Гарнітура Times New Roman.

Зам. № P2026-031.

Видавець та виготовлювач

Вінницький національний технічний університет,

Редакційно-видавничий відділ.

ВНТУ, ГНК, к. 114.

Хмельницьке шосе, 95,

м. Вінниця, 21021.

press.vntu.edu.ua;

Email: irvc.vntu@gmail.com

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи

серія ДК No 3516 від 01.07.2009 р.