

*О.П. Чигвінцева, А.В. Шокар,
І.В. Рула, Ю.В. Бойко*

*Хімія біогенних елементів.
Частина II. Елементи-органогени*

*Дніпро,
“Середняк П.К.”
2021*

УДК 546 + 577.1(075.3)

Ч 58

Рекомендовано до друку вченою радою Дніпровського державного аграрно-економічного університету (протокол № від 2021 р.)

Рецензенти:

В.Ф. Варгалюк, доктор хімічних наук, професор
(Дніпровський національний університет ім. О.Гончара)

О.В. Штеменко, доктор хімічних наук, професор
(ДВНЗ «Український державний хіміко-технологічний університет»)

І.І. Ярчук, доктор с.-г. наук, професор
(Дніпровський державний аграрно-економічний університет).

Ч 58 Чигвінцева О.П., Токар А.В., Рула І.В., Бойко Ю.В. Хімія біогенних елементів. Частина II. Елементи-органогени. – О.П. Чигвінцева, А.В. Токар, І.В. Рула, Ю.В. Бойко – Дніпро: “Середняк Т.К.”, 2021. – 154 с.

У навчальному посібнику наведені загальні теоретичні положення з важливих розділів хімії елементів курсів біонеорганічної і неорганічної хімії. Містить у собі шість розділів, які висвітлюють хімію сполук і біологічну роль шести елементів-органогенів. Кожна тема розкриває основні відомості щодо розповсюдження вказаних елементів-органогенів у природі, отримання і властивостей, їх біологічне значення для рослинництва і тваринництва та застосування в агрономії і ветеринарній практиці. В кінці кожного розділу наведені запитання для самоконтролю та тестові завдання. Навчальний посібник містить необхідні Додатки у вигляді таблиць.

Відповідає типовій програмі з хімії та біонеорганічної і органічної хімії, призначений для початкового систематичного вивчення цих дисципліни і може бути корисним для студентів агрономічних спеціальностей та спеціальності ветеринарна медицина закладів вищої освіти III–IV рівнів акредитації.

УДК 546 + 577.1(075.3)

ISBN 978-617-7953-88-2

© О. П. Чигвінцева, 2021

ПЕРЕДМОВА

Хімія належить до природничих наук, які вивчають матеріальний світ у всій різноманітності його існування. Це наука, що розглядає речовини з точки зору їх взаємних перетворень, які супроводжуються зміною складу та структури хімічних систем. Хімія в житті людей відіграє винятково важливу роль. Вона забезпечує ріст матеріальних благ, а також синтез нових важливих матеріалів. Немає жодної галузі виробництва, де б не застосовувалась хімія чи її продукція. Піддаючи хімічній переробці природну сировину, добувають різноманітні промислові, сільськогосподарські, побутові вироби. А для цього потрібно знати хімічні закони перетворення багатьох речовин.

На сьогодні відомо понад 118 хімічних елементів, з яких 88 містяться у земній корі, інші є короткоживучими або одержані штучно. Усі хімічні елементи, їх прості та складні (окрім сполук Карбону) речовини є предметом вивчення неорганічної хімії, яку раніше ще називали мінеральною. Загалом відомо понад сімсот тисяч неорганічних речовин, які становлять 99,0% від маси земної кори. Проте, лише шість елементів, а саме: Гідроген, Оксиген, Карбон, Нітроген, Фосфор та Сульфур – об'єднані під спільною назвою “органогени” та є основою життя на нашій планеті.

У навчальному посібнику наведено теоретичний матеріал, що стосується хімії органогенів та містить загальні характеристики кожного з цих елементів, а також інформацію про їх природні сполуки, лабораторні та промислові методи одержання, типові властивості та біологічну роль. Кожний з шести розділів включає запитання для самоконтролю, а також тестові завдання для перевірки ступеня засвоєності матеріалу. Наприкінці наводяться корисні додатки, що містять розгорнуті довідникові дані з хімії елементів та мінералогії.

Навчальний посібник буде корисним як для абітурієнтів, так і студентів усіх спеціальностей закладів вищої освіти України незалежно від профілю та спрямованості навчання. Автори виражають особливу вдячність рецензентам навчального посібника професору кафедри агрохімії Дніпровського державного аграрно-економічного університету д.с-г.н. І.І. Ярчуку, професору кафедри фізичної, органічної та неорганічної хімії Дніпровського національного університету, д.х.н. В.Ф. Варгалоку, доктору хімічних наук, завідувачу кафедрі неорганічної хімії ДВНЗ «Український державний хіміко-технологічний університет», професору О.В. Штеменко.

РОЗДІЛ 1. ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ – МАТЕРІАЛЬНА СКЛАДОВА БІОСФЕРИ

Ту частину нашої планети, у якій проявляється життя в усьому своєму розмаїтті, називають **біосферою**. Хімічні елементи знаходяться у ній в постійному русі, що залежить від геологічних та біохімічних процесів, які відбуваються тут, а також під дією антропогенного фактору. У зв'язку із цим хімічні елементи зустрічаються у ґрунтах, воді, повітрі та в організмах рослин, тварин і людини. Вони вибірково концентруються живими істотами залежно від розчинності сполук елементів у середовищі проживання. Зокрема, деякі водорості та злаки накопичують Силіцій, устриці – Купрум, ламінарія – Йод та ін.

1.1. Класифікація і поширеність біогенних елементів в організмі людини та довкіллі

Із понад ста хімічних елементів періодичної системи Д.І. Менделєєва до складу живих організмів входить вісімнадцять.

Завдяки природному відбору основу живих систем складають лише шість елементів: **Гідроген (H), Оксиген (O), Карбон (C), Нітроген (N), Фосфор (P) та Сульфур (S)**, які отримали назву **органогени**. Ці шість елементів є основою усіх біологічних систем, оскільки входять до складу білків та нуклеїнових кислот й становлять основу життя на Землі. Загальна масова частка органогенів в організмі людини складає 97,3%: C – 21,0; H – 9,7; O – 62,4; N – 3,1; P – 0,95 та S – 0,15%. Для органогенів характерна, насамперед, вийнятова різноманітність утворених ними зв'язків, що визначає розмаїття біомолекул у живих організмах. Вони утворюють переважно водорозчинні сполуки, що сприяє їх концентруванню у живих організмах, які містять у своєму складі понад 60% води.

Дванадцять інших елементів також необхідні для нормальної життєдіяльності організмів. До них належать два неметали – **Хлор** та **Йод**, а також десять металів – **Натрій, Калій, Кальцій, Магній, Цинк, Купрум, Ферум, Манган, Кобальт та Молібден**. Вони отримали назву “**металів життя**”, або **біометалів**. На їх частку в організмі припадає 2,4%. Вміст цих елементів у тілі середньостатистичної людини масою 70 кг становить (у г): Кальцію – 1700; Калію – 250; Натрію – 70; Магнію – 42; Феруму – 5; Цинку – 3; Купруму – 0,2; Мангану, Кобальту і Молібдену, разом узятих, – 0,1.

Усі метали життя в організмі або перебувають у вигляді вільних катіонів, або є іонами-комплексоутворювачами, пов'язаними із біолігандами. У вигляді вільних катіонів знаходяться лише Натрій і Калій; катіони Кальцію і Магнію зустрічаються як у вільному, так і в зв'язаному стані (у вигляді комплексів або водонерозчинних сполук). Катіони інших металів життя переважно входять до складу біокомплексів організму, хімічна стійкість яких може змінюватися у широких межах.

За вмістом хімічних елементів у живих організмах О.П. Виноградов розподілив усі елементи на три групи (табл. 1.1):

– **макроелементи** (їх масова частка у живій речовині складає від 10^{-2} до 10%) – це Н, О, С, N, P, S, Na, K, Ca, Mg, Cl;

– **мікроелементи** (масова частка від 10^{-5} до 10^{-2} %) – це Zn, Cu, Fe, Mn, Co, Mo, а також I;

– **ультрамікроелементи** (масова частка є нижчою за 10^{-5} %).

Біологічна роль хімічних елементів в організмі людини є багатогранною. Макроелементи переважно відіграють роль пластичного матеріалу для побудови тканин, підтримують осмотичний тиск, рН середовища, іонну та кислотно-лужну рівновагу тощо. Мікроелементи разом з ферментами, гормонами, вітамінами та іншими біологічно активними речовинами беруть участь у процесах розмноження, росту, обміну білків, жирів та вуглеводів.

З іншого боку, біоелементи можна також поділити на незамінні, домішані та мікродомішані:

– **незамінні елементи** завжди входять до складу організму у вигляді неорганічних та органічних сполук: Н, О, С, N, P, S, K, Na, Ca, Mg, Zn, Cu, Fe, Mn, Co, Mo, V. Їх дефіцит в організмі призводить до значних порушень процесів обміну;

– **домішані елементи** також постійно присутні в організмах людини й тварин, однак, їх біологічна роль не завжди є детально вивченою. Це такі елементи, як Ga, Sn, Br, F, B, Be, Zr, Si, Sn, Cs, Au, Ba, Ge, Rb, Pb, Ra, Bi, Cd, Cr, Ni, Ti, Th, Ag, Hg, U, Se;

– *мікродомішані елементи* (Sc, Te, La, Pr, Sm, W та ін.) присутні в організмі, але відомості про їх вміст та біологічну роль досі залишаються нез'ясованими.

Таблиця 1.1. Масова частка хімічних елементів у земній корі, ґрунтах, морській воді, рослинах та тваринах, % (за О.П. Виноградовим)

Елемент	Земна кора	Ґрунти	Морська вода	Рослини	Тварини
H	1,0	–	10,72	10	9,7
O	49,4	49,0	85,82	70,0	62,4
C	0,15	2,0	0,002	18	21
N	0,02	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$	0,3	3,1
P	0,08	0,08	$5 \cdot 10^{-6}$	0,07	0,95
S	0,05	0,05	0,09	0,05	0,16
Na	2,6	0,63	1,06	0,02	0,1
K	2,5	1,36	0,038	0,3	0,27
Ca	3,5	1,37	0,04	0,3	1,9
Mg	2,0	0,6	0,14	0,07	0,03
Zn	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$
Cu	$1 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-6}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$
Fe	5,0	3,8	$5 \cdot 10^{-6}$	0,02	0,01
Mn	0,09	0,085	$4 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-5}$
Co	$4 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6} - 1 \cdot 10^{-5}$
Mo	$1,5 \cdot 10^{-2}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6} - 1 \cdot 10^{-5}$
Cl	0,048	0,01	1,89	10^{-2}	0,08
I	$3 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-5} - 1 \cdot 10^{-4}$

Хімічний склад живих організмів, як було показано у працях академіка В.І. Вернадського, знаходиться у тісному взаємозв'язку із хімічним складом земної кори та океанів (рис. 1.1). Академік О.П. Виноградов встановив, що кількісний вміст хімічних елементів в організмі є зворотно пропорційним до їх порядкових номерів, оскільки основу організму складають елементи перших

трьох періодів періодичної системи Д.І. Менделєєва. Їх ще називають “*лініями життя*”, оскільки саме ці легкі елементи потрібні для нормального розвитку організмів, причому у набагато більших кількостях, ніж елементи, розташовані у віддаленні від цих ліній та особливо нижче від них.

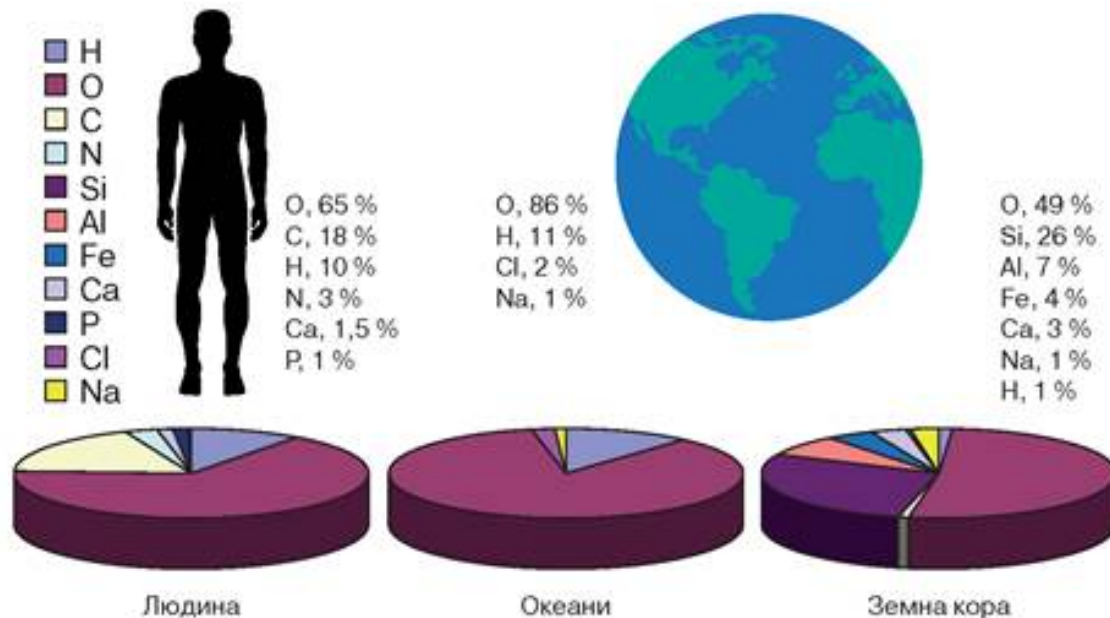


Рис. 1.1. Вміст елементів-органогенів та металів життя у земній корі, морській воді та організмі людини, мас. %

Вирішальне значення у використанні живими організмами тих чи інших хімічних елементів належить співвідношенню їх властивостей, доступності у навколишньому середовищі, а також здатності живих істот вибірково поглинати і концентрувати їх. З точки зору хімії, природний відбір елементів зводиться до вибору тих із них, які здатні до утворення, з одного боку, достатньо міцних, а з іншого – лабільних хімічних зв'язків.

1.2. Принцип відбору хімічних елементів для побудови живих організмів

Загальні принципи відбору вісімнадцяти елементів для побудови живих організмів до кінця ще не встановлені. Слід вважати, що у процесі еволюції рослинного і тваринного світу якісний набір необхідних для життєдіяльності хімічних елементів не зазнавав суттєвих змін. Більш значними були кількісні зміни, особливо для біометалів, оскільки вони беруть участь у каталітичних реакціях ферментних систем, які у процесі еволюції постійно вдосконалювалися.

У міру розширення наших уявлень про хімічний склад земної кори, вод та живих організмів почали вимальовуватись контури нової галузі природознавства – *біогеохімії*, яка об'єднала досягнення геологічних та біологічних наук. Засновником біогеохімії є академік В.І. Вернадський. У його дослідженнях вперше було науково обґрунтовано роль живої речовини у міграції хімічних елементів земної кори, а також значення окремих елементів у життєдіяльності та еволюції живих організмів.

1.3. Вчення О.П. Виноградова про біогеохімічні провінції як основа уявлень про міграцію хімічних елементів

Будь-яке переміщення хімічних елементів у навколишньому середовищі називається їх міграцією, а якщо остання здійснюється за участю живої речовини, її ще називають *біогенною*.

Ділянки, у яких в організмі концентрується переважно один чи кілька елементів називають *біогеохімічними провінціями*. Вчення про біогеохімічні провінції створив О.П. Виноградов. Він поклав у його основу уявлення про міграції хімічних елементів у системі “ґрунт – рослина – живий організм”. При значних аномаліях того чи іншого елемента у межах даної провінції виникають ендемічні захворювання рослин чи тварин. Розрізняють біогеохімічні провінції зі зниженим та підвищеним вмістом у них певних хімічних елементів. Наприклад, відомі провінції зі зниженим вмістом Йоду (західні області України), Кобальту, Купруму, Молібдену (Балтійський регіон та ін.).

Вчення про біогеохімічні провінції відкрило можливості для цілеспрямо-ваного використання хімічних елементів у сільському господарстві, ветеринарії, медицині та інших галузях. Подальшим розвитком теоретичних положень О.П. Виноградова стали дослідження В.В. Ковалевського, одного із творців геохімічної екології – вчення про біохімічні та фізіологічні адаптації організмів до елементів даного середовища. В.В. Ковалевський показав, що навіть у геохімічних провінціях, що відрізняються незвичним вмістом тих чи інших елементів, більшість організмів пристосовується до них й здатні нормально розвиватися.

ЧАСТИНА 2. ЕЛЕМЕНТИ-ОРГАНОГЕНИ

РОЗДІЛ 2.1. ГІДРОГЕН

2.1.1. Загальна характеристика. Природні сполуки

Гідроген – це перший елемент періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва, який має унікальні властивості, що дозволяють розташувати його одночасно у ІА- та VIIA-підгрупах. Електронна конфігурація атома Гідрогену в основному стані ($1s^1$) є подібною до електронної конфігурації валентних електронів атомів лужних металів (рис. 2.1).



У зв'язку із цим його формально можна віднести до ІА-підгрупи. Як і лужні метали, Гідроген здатний віддавати свій єдиний електрон та перетворюватися на позитивно заряджений катіон: $H^0 - 1e^- \rightarrow H^+$.

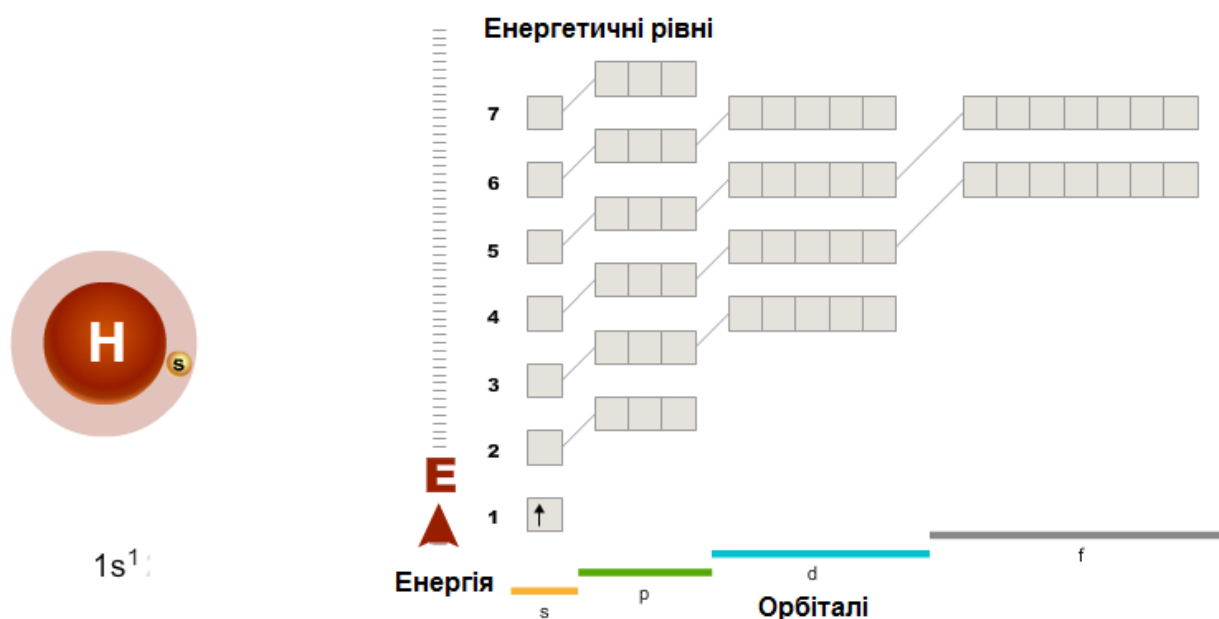


Рис. 2.1. Електронна конфігурація атома Гідрогену

Гідроген має типові відновні властивості та ступінь окиснення (+1), проте його не можна вважати у повній мірі електронним аналогом лужних металів, переважно через відсутність у нього внутрішнього електронного шару. При цьому видалення електрона з атома Гідрогену супроводжується поглинанням значної кількості енергії (табл. 2.1).

Таблиця 2.1. Властивості Гідрогену

Вміст у земній корі, мас. %	0,15
Електронна формула	1s ¹
Радіус атома, нм	0,037
Енергія іонізації, еВ	13,595
Електронегативність (шкала Полінга)	2,2
Густина, г/см ³	0,0000899
Температура плавлення, °С	-259,1
Температура кипіння, °С	-252,6
Ступені окиснення	-1, 0, +1

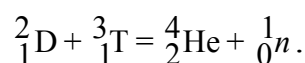
Гідроген є типовим неметалом. Як і галогенам, що розташовані у VIIA-підгрупі, атому Гідрогену для завершення зовнішнього шару не вистачає одного електрона: $H^0 + 1e \rightarrow H^-$. Приєднуючи його, він перетворюється на гідрид-аніон, який має електронну конфігурацію найближчого благородного газу – Гелію (1s²). Крім того, з елементами VIIA-підгрупи його пов'язує газоподібний стан, двохатомність та ковалентність зв'язку у молекулі простої речовини, неелектропровідність у газоподібному, рідкому і твердому стані, а також подібність гідридів із галогенідами. Таким чином, Гідроген займає особливе положення у періодичній системі. Недаремно в її першому варіанті Д.І. Менделєєв розмістив Гідроген в окремому графу.

А.Л. Лавуазьє дав назву “*hydrogene*” (від грец. *ὕδωρ* – вода та *γενναω* – народжую) – “той, що народжує воду”. У 1801 р. послідовник А.Л. Лавуазьє академік В.М. Севергін, який назвав Гідроген “водотворною речовиною”, писав: “*Водотворна речовина у поєднанні з киснетворною складає воду. Це можна довести як через розкладання, так і через складання*”.

Гідроген є одним з найпоширеніших елементів не тільки на нашій планеті (9-те місце), але й у Всесвіті! Зірки, у тому числі й Сонце, а також міжзоряний простір, численні туманності, атмосфери планет-гігантів (наприклад, Юпітера та Сатурна) на 63% (за масою) складаються саме з Гідрогену. У надрах зірок постійно відбуваються термоядерні реакції за участю цього елемента, який є джерелом енергії, що випромінюється зірками у космічний простір. В атмосфері Сонця вміст Гідрогену становить від 75 до 85%.

Гідроген має три ізотопи, тобто існує три різновиди атомів, які мають однаковий заряд ядра (+1), але різну масу. Легкий ізотоп Гідрогену ${}^1_1\text{H}$ – *протій* містить у ядрі лише протон. Назва “*протій*” походить від грец. “*протос*” – первинний, оскільки це головний ізотоп Гідрогену. Його вміст у природі серед інших ізотопів цього елемента складає 99,98%. Ізотоп ${}^2_1\text{D}$ називають *дейтерієм*. До складу ядра важкого ізотопу дейтерію, окрім протона, входить також один нейтрон. Частка дейтерію у природних ізотопах Гідрогену становить 0,02%. Воду, у складі якої замість протію міститься дейтерій, називають *важкою водою* і використовують у ядерній енергетиці. Ізотоп ${}^3_1\text{T}$ називають *тритієм*. Його масове число дорівнює 3,0170. До складу ядра тритію, окрім протона, входить також два нейтрони. Він безперервно утворюється у верхніх шарах атмосфери під дією космічних променів та міститься у природі в дуже малих кількостях. Радіоактивний ізотоп тритію має період напіврозпаду 12,4 року.

Тритій має важливе значення при здійсненні реакцій термоядерного синтезу, зокрема його використовують у водневій бомбі. Реакція, що перебігає в умовах термоядерного вибуху, має вигляд:



Це перетворення супроводжується виділенням великої кількості енергії.

Гідроген є одним з найпоширеніших елементів на Землі: другий (після Оксигену) за атомною часткою у земній корі, що складає 17%, та дев'ятий за масовою часткою, яка становить близько 1%. Переважна більшість Гідрогену перебуває у вигляді хімічних сполук із іншими елементами, що утворюють воду, різноманітні мінерали, нафту та горючі гази. При цьому вода містить до 11,19% Гідрогену. Численну групу сполук цього елемента становлять також вуглеводні. У вільному стані водень зустрічається рідко: він міститься у нафтових і горючих газах, що іноді виділяються із надр Землі, а також перебуває у верхніх шарах атмосфери. Гідроген становить близько 10% від маси усіх живих організмів. Він входить до складу рослинної та тваринної біомаси та є в наявності у всіх живих клітинах. У вигляді простої речовини утворюється при гнитті й бродінні органічних речовин, міститься у кишкових газах людини та тварин. В атмосферу Гідроген потрапляє під час розкладання органічних решток деякими мікроорганізмами.

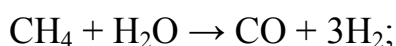
2.1.2. Одержання і властивості

У промисловості водень одержують:

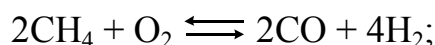
– із природного газу, що складається переважно з метану, який змішують з водяною парою та киснем і нагрівають до температури 800–900°C у присутності нікелевого каталізатора:



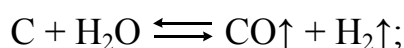
– конверсією з водяною парою за температури 1000°C та тиску 20–30 атм. у присутності нікелевого каталізатора:



– каталітичним окисненням метану киснем:



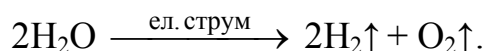
– пропусканням пари води над розжареним коксом за температури близько 1000°C:



– електролізом водних розчинів натрій чи калій хлориду як побічний продукт виробництва лугів, гіпохлоритів та хлоратів:

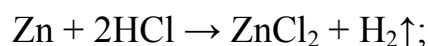


– найбільш чистий водень у промисловості одержують електролізом води:

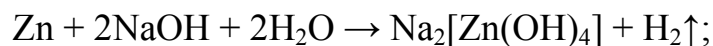
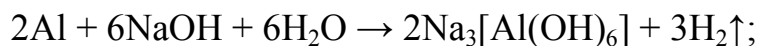


У лабораторних умовах водень одержують:

– дією розбавлених кислот на метали (реакцію проводять в апараті Кіппа):



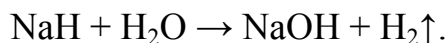
– взаємодією амфотерних металів з водними розчинами лугів:



– взаємодією води з лужними та лужноземельними металами:



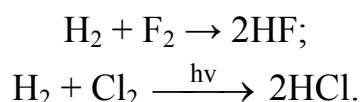
– гідролізом гідридів активних металів:



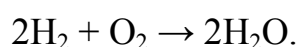
За нормальних умов молекулярний водень – це безбарвний газ, без смаку та запаху. З усіх відомих газів він є найлегшим: його густина становить 0,00009 г/см³, що у 14,32 рази менше за густину повітря.

Водень – це газ, який важко скраплюється. Лише за температури -240°C та під тиском водень перетворюється на безбарвну рідину. Через те, що зв'язок у молекулі водню є ковалентним неполярним, він дуже мало розчиняється у полярних розчинниках: за нормальних умов у 100 об'ємах води розчиняється лише 2,15 об'єму водню. В атомарній формі водень добре розчиняється у багатьох металах: ніколі, платині, паладії та ін. Пояснюється це тим, що частки водню мають дуже малі розміри, тому добре дифундують усередину металу, при цьому більша його частина переходить до атомарного стану і включається у міжатомний простір кристалічної ґратки металу. Внаслідок цього підвищується реакційна здатність водню. Тому подрібнені метали широко застосовують як каталізатори реакції гідрування.

Атоми Гідрогену у молекулі зв'язані міцним ковалентним зв'язком, для розриву якого необхідно витратити енергію 436 кДж/моль. Тому розпад молекули H_2 на окремі атоми відбувається лише при температурі, вищій за 2000°C . За звичайних умов у газоподібному водні активних молекул небагато, тому у молекулярній формі водень є хімічно малоактивним. Він здатний безпосередньо взаємодіяти лише з найбільш активним неметалом – фтором, а при освітленні також із хлором:

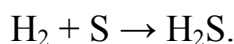


З бромом реакція відбувається менш енергійно, а з йодом не перебігає до кінця навіть за умов високих температур. Суміш водню із киснем при підпалюванні або опромінюванні ультрафіолетовими променями вибухає:

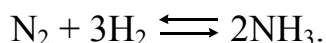


Наведену суміш ще називають *гримучим газом*. Механізм взаємодії водню із киснем є досить складним. Швидкість перебігу цієї реакції у значній мірі залежить від температури. Якщо суміш H_2 та O_2 зберігати за звичайних умов, то, як показують розрахунки, знадобляться мільярди років, щоб реакція синтезу H_2O могла завершитись. Однак за температури 300°C ця реакція закінчується за декілька діб, а за 580°C – вже за кілька годин. При 700°C реакція перебігає майже миттєво та супроводжується вибухом. При дії на H_2 за умов зниженого тиску “тихого” електричного розряду утворюється атомарний водень. Він існує протягом короткого проміжку часу, адже у такій формі Гідроген має надзвичайно високу хімічну активність.

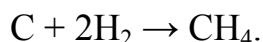
За звичайних умов водень реагує з азотом та фосфором. При нагріванні він зворотно взаємодіє із сіркою з утворенням гідроген сульфїду:



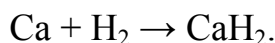
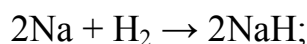
З азотом при нагріванні до 500–550°C за умов підвищеного тиску та у присутності каталізатору (металічного заліза) утворюється амоніак:



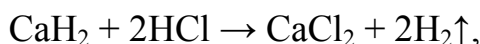
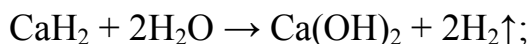
Із сажею водень взаємодіє при сильному нагріванні з утворенням метану:



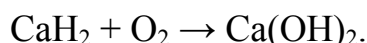
Пропускання молекулярного водню над нагрітими металами призводить до утворення *гідридів*. Найлегше ця реакція перебігає у випадку лужних та лужно-земельних металів:



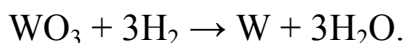
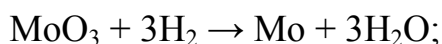
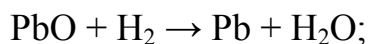
При цьому гідриди являють собою тверді кристалічні речовини, хімічний зв'язок у яких за своїм характером є близьким до іонного. Гідроген у них виявляє ступінь окиснення (–1). Ці сполуки зазвичай енергійно взаємодіють з водою та розбавленою хлоридною кислотою:



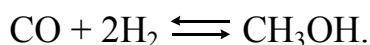
а також окиснюються киснем повітря:



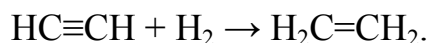
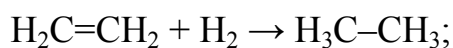
При цьому кожний гідрид-аніон віддає по два електрони атомам Оксигену, набуваючи ступеня окиснення (+1). При нагріванні водень відновлює малоактивні метали з їх оксидів, наприклад:



При 220–300°C, під тиском 150–600 атм. у присутності каталізаторів (суміш оксидів цинку та купрум) з водню і карбон(II) оксиду отримують метанол:

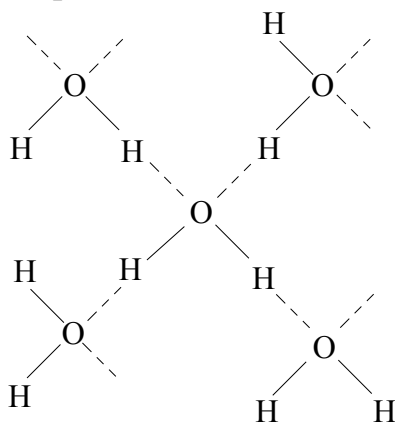


У присутності металічних каталізаторів (нікол, платина) водень легко приєднується до ненасичених вуглеводнів, наприклад етилену чи ацетилену:



Водень у промисловості застосовують для добування неорганічних та органічних речовин: амоніаку, гідроген хлориду, гідридів металічних елементів, метанолу та ін. Гідруванням рідких рослинних жирів отримують твердий маргарин. Водень використовують як відновник у металургії для отримання тугоплавких металів та металів високого ступеня чистоти. Цей газ також є екологічно чистим паливом.

Найважливішою та найпоширенішою сполукою Гідрогену є *вода*. Поверхня земної кулі на $\frac{3}{4}$ вкрита водою. Вона відіграє особливу роль у різноманітних процесах життєдіяльності людини. Більше половини від маси усіх живих організмів становить саме вода. Усі рідкі середовища організму людини, у яких відбуваються важливі біохімічні процеси, є розчинами. У зв'язку із цим важливого значення набувають дослідження фізичних та хімічних властивостей води. Щоб уявити структуру води, необхідно порівняти її з будовою льоду, який являє собою нескінченну решітку із атомів Оксигену, кожен з яких має тетраедричне оточення з Гідрогенів, що утворюють водневі зв'язки:

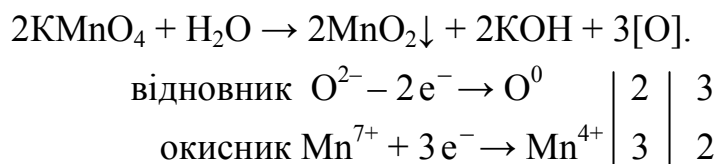


Оскільки водневий зв'язок є значно довшим за ковалентний, міцність льоду є недостатньо високою, а його структура має багато вільних місць (порожнин). Цим пояснюється, перш за все, надзвичайно мала густина льоду – $0,9 \text{ г/см}^3$. Під час його танення частина водневих зв'язків руйнується, й у рідині з'являються молекулярні асоціати, які можуть містити до 100 молекул води. При нагріванні рідкої води відбувається подальше руйнування тетраедричної структури, яке призводить до суттєвого збільшення густини, максимальне значення якої досягається за температури $+4^\circ\text{C}$. Вище та нижче від цієї точки густина води помітно зменшується.

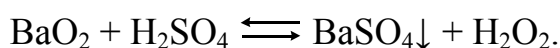
Чиста вода є прозорою та безбарвною рідиною. Вона не має ані запаху, ані смаку. Маса 1 мл води при +4°C становить точно 1,000 г. Вода замерзає при температурі 0°C, а кипить при 100°C за умов атмосферного тиску. У пароподібному стані вона перебуває у вигляді окремих молекул H₂O. Висока температура плавлення та кипіння води пояснюється саме тією енергією, яку слід витратити на частковий чи повний розрив усіх водневих зв'язків в умовах здійснення відповідних фазових переходів. Хімічні властивості води переважно визначаються полярністю її молекул. З цієї точки зору вода є досить реакційноздатною речовиною: вона вступає в окисно-відновні реакції, може брати участь у процесах обміну, а також функціонувати як ліганд у складі комплексних сполук.

Природна вода завжди містить певну кількість неорганічних та органічних домішок. Розчинені мінеральні речовини частіше за все являють собою солі лужних та лужноземельних металів, а також Феруму. Воду, яка містить значну кількість солей Кальцію та Магнію, ще називають *твердою*. При цьому до води, яка використовується у медичній і фармацевтичній практиці, висуваються особливі вимоги, що пов'язані у першу чергу з її чистотою.

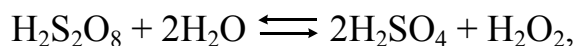
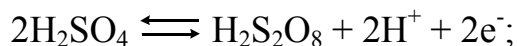
Для приготування рідких лікарських форм використовують *воду очищену (Aqua purificata)*. Вона повинна бути безбарвною, прозорою, без запаху та смаку. Вона не повинна містити нітратів, нітритів, хлоридів, сульфатів, слідів амоніаку та інших домішок, а її рН може змінюватися у межах від 5,0 до 7,0. Серед методів одержання очищеної води найбільш поширеним є метод дистиляції (перегонки). Питну воду, що містить значну кількість органічних речовин, перед дистиляцією обов'язково обробляють розчином калій перманганату (1%):



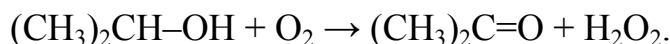
Активний Оксиген, що при цьому утворюється, йде на окиснення органічних домішок, а також на знезараження води від мікроорганізмів та продуктів їх життєдіяльності. Ще однією важливою кисневмісною сполукою Гідрогену є *гідроген пероксид*. Його можна одержати у лабораторних умовах при дії сульфатної або фосфатної кислоти на барій пероксид:



У промисловості гідроген пероксид одержують переважно електрохімічними методами, наприклад шляхом анодного окиснення розчину сульфатної кислоти чи амоній гідрогенсульфату із наступним гідролізом пероксидисульфатної кислоти $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$, що при цьому утворилася:

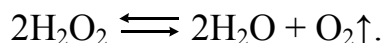


а також каталітичним окисненням ізопропілового спирту:

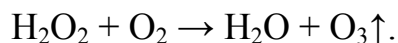


Молекули гідроген пероксиду мають високу полярність, обумовлену їх просторовою будовою (рис. 2.2). Тому структурна формула гідроген пероксиду має вигляд: HO-OH . При цьому енергія зв'язку O-O (210 кДж/моль) у молекулі H_2O_2 є значно меншою, ніж у молекулі кисню (494 кДж/моль).

Між окремими молекулами H_2O_2 виникають водневі зв'язки, завдяки яким гідроген пероксид за нормальних умов є сиропоподібною в'язкою рідиною із густиною $1,47 \text{ г/см}^3$ та температурами плавлення і кипіння $-0,65$ та $+149,9^\circ\text{C}$ відповідно; із водою змішується у будь-яких співвідношеннях завдяки утворенню нових водневих зв'язків. Ця нестійка сполука здатна під дією світла повільно розкладатися на воду та молекулярний кисень:



Реакцію розкладу каталізує MnO_2 , а також катіони важких металів (Cu^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+}). З цієї причини до розчинів H_2O_2 , які виготовляються промисловістю, обов'язково додають стабілізатори. Зберігати гідроген пероксид необхідно з великою обережністю! У присутності каталізаторів під час розкладу гідроген пероксиду у середовищі молекулярного кисню іноді можливе утворення озону:



При дії концентрованого розчину гідроген пероксиду на гідроксиди металів в окремих випадках можливе утворення *пероксидів*, наприклад:

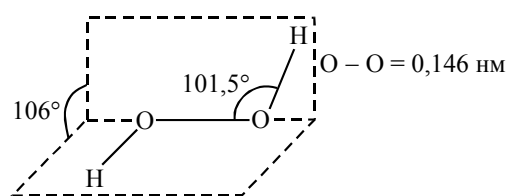
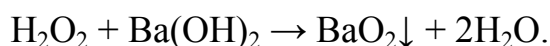
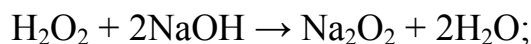
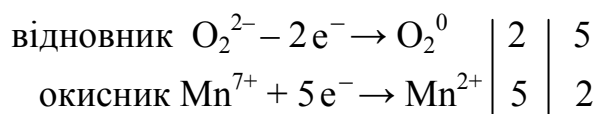
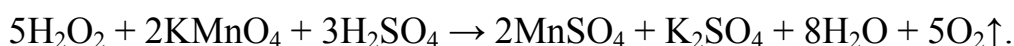
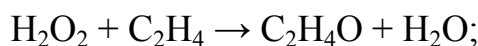
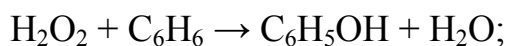
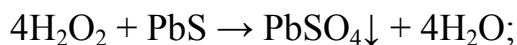
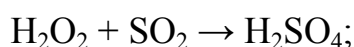
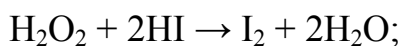
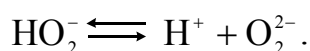
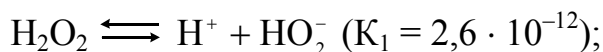


Рис. 2.2. Просторова будова молекули H_2O_2

У молекулі гідроген пероксиду Оксиген має проміжний ступінь окиснення (-1), тому він може виявляти властивості як окисника, так і відновника:



Гідроген пероксид – дуже слабка двоосновна кислота, що у водному розчині розпадається на іони:



2.1.3. Біологічна роль сполук Гідрогену

Масова частка Гідрогену у живій матерії становить близько 64%. Він входить до складу води та молекул органічних речовин, забезпечує перебіг процесів відновлення. Живі організми одержують його завдяки розщепленню води. Гідроген є одним з основних елементів біосфери. Поширеність вільного Гідрогену у ній ще вивчено недостатньо, однак добре відомо, що він продукується багатьма шляхами: від ендогенного земного, якому надається все більше значення, до біогенного – як результат бактеріального розкладання органічних речовин до продуктів окиснення, а також радіолізу води та Гідрогену, що надходить із космічного простору. А.А. Успенський визначив середній вміст Гідрогену у складі органічної речовини рослинних організмів (%): у деревині – 6,1, травах та рослинах-торфоутворювачах – 6,1, квіткових рослинах і донних водоростях – 6,2, планктонних водоростях – 7,7.

Біологічна роль води. Однією із найважливіших та найрозповсюдженіших на Землі хімічних сполук Гідрогену є вода. Гідроген у складі води є головним біологічним компонентом і складає основний обсяг живої речовини. У ґрунтах вміст води є досить мінливим і залежить від багатьох факторів, у першу чергу –

від кліматичних і сезонних, а також від складу ґрунту та рельєфу місцевості. Зазвичай у ґрунтах, незалежно від їх складу, міститься більше 20% вологи.

Вміст води у живій речовині переважає над усіма компонентами і знаходиться у деякій залежності від вологості навколишнього середовища та ґрунтів. У рослин пустель і степів він становить 35–65%, лісостепу – 70–85%, хвойних лісів – до 90%. Усі живі організми є чутливими до зміни концентрації іонів Гідрогену (H^+) у воді, тобто рН середовища. Активність фітопланктону знижується при $pH \leq 6$, а при рН 5 зелені водорості поступово витісняються синьозеленими. Зниження вмісту води у ґрунті (*аридизація*), як і зайве її накопичення (*заболоченість*) є найважливішими негативними факторами для життєдіяльності більшості організмів і призводить до зміни видового складу рослинних угруповань (рис. 2.3). За річної кількості опадів ~ 250 мм і менше виникають пустелі.



а



б

Рис. 2.3. Аридизація (а) і заболоченість (б) ґрунтів

Виключно важливе значення для колообігу води на суші має поглинання атмосферних опадів біотою – *транспірація*. На неї раніше припадало близько $\frac{2}{3}$ від усього випаровування опадів на суші, що забезпечувало замкненість колообігу води. Антропогенний вплив у вигляді заміни лісів агроценозами майже вдвічі скоротив транспірацію. Не менш важливим показником ґрунту є його рН, оскільки для більшості рослин сприятливим залишається саме нейтральне середовище. Разом із тим, у багатьох випадках рН водної витяжки може знижуватися до 5,5 або, навпаки, підвищуватися, що у свою чергу призводить до деградації рослинності та вимагає нейтралізації. Підвищена кислотність зазвичай стосується підзолистих, дерново-підзолистих та деяких торф'яних, рідше – сірих лісових ґрунтів і червоноземів.

Водневі зв'язки, які утворюють атоми Гідрогену із атомами Оксигену, Нітрогену, Сульфуру, підтримують вторинну структуру білків, забезпечують точне копіювання молекул ДНК, а також розпізнавання ферментами (біокатализаторами) окремих сполук, реакції яких прискорюють здатність води розчиняти інші речовини. Гідроген у складі води бере активну участь у переміщенні біологічних рідин (крові, лімфи), процесах забезпечення організму киснем. Найважливішим показником *гомеостазу* організму є концентрація іонів Гідрогену (H^+) у клітинах, плазмі та інших позаклітинних середовищах. Остання впливає на конформацію макромолекул біополімерів, фізико-хімічний і структурний стан мембран, інтенсивність утворення активних форм кисню і пероксидів, збуджуваність, лабільність та провідність окремих тканин, особливо нервових структур, чутливість рецепторів до фармацевтичних препаратів, гормонів, медіаторів, активність ферментативних реакцій та ін.

Водневий показник крові є важливою гомеостатичною константою, що знаходиться у межах від 7,35 до 7,45. Таким чином, кров є слабо лужним середовищем. При рН 7,4 концентрація іонів (H^+) у позаклітинній рідині становить близько $4 \cdot 10^{-8}$ моль/л. Навіть незначні відхилення цього показника від оптимального рівня на 0,1–0,2 од. рН призводять до швидких і суттєвих змін метаболічних процесів, діяльності центральної нервової системи, гемодинаміки, дихання, діяльності різних тканин, органів та систем організму. Відхилення рН на 0,3–0,4 од. від норми призводить до тяжких розладів або навіть розвитку коми. Відхилення понад 0,4 од. зазвичай сприяє повній загибелі організму.

Кількість іонів (H^+) у певному середовищі організму визначає його *кислотно-лужний стан (КЛС)* або *кислотно-лужну рівновагу (КЛР)*. Величина *КЛС* залежить від вмісту у крові кислот, основ та буферних систем. Інтегральним показником *КЛС* вважається величина рН, що є негативним десятковим логарифмом молярної концентрації іонів Гідрогену. При цьому, чим більшою є концентрація іонів (H^+) у певному середовищі, тим меншою є величина рН. Сталість *КЛС* внутрішнього осередку живого організму, що визначає оптимум активності ферментів та інших процесів життєдіяльності у досить вузькому діапазоні рН, є однією з обов'язкових умов нормального метаболізму та функціонування різних рівнів організації живого організму.

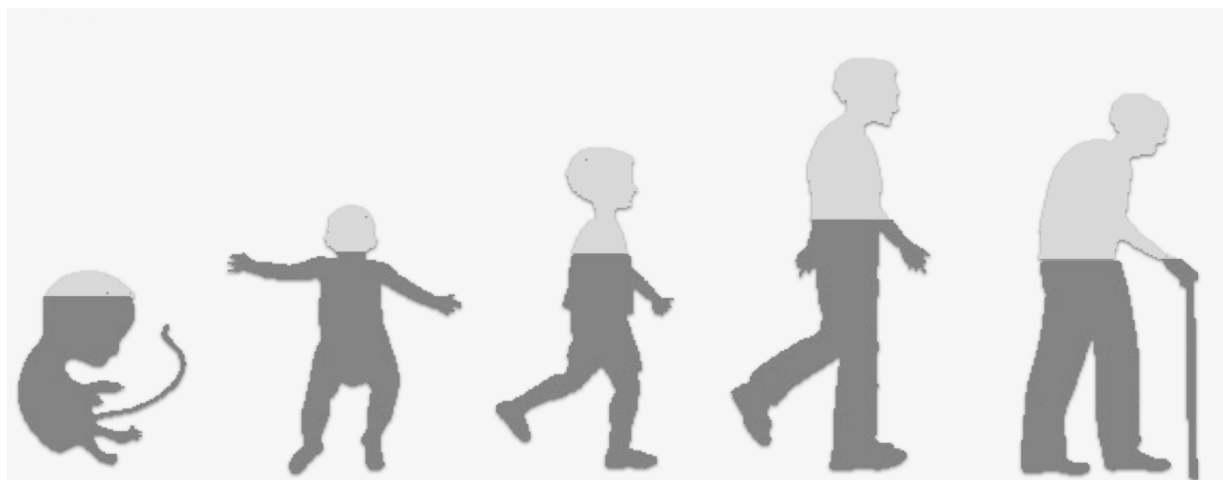
Гідроген є одним з шести елементів-органогенів, які становлять 97,4% від маси людського організму. Він входить до складу різноманітних органічних і неорганічних речовин, що відіграють важливу біологічну роль в організмі людини. Гідроген є дуже важливим елементом, а саме:

– входить до складу води, яка є рідким середовищем організму, складаючи не менше 60% від його маси;

– входить до складу жирів (4,9%), білків (10%), вуглеводів (6,18%), нуклеїнових кислот та інших біоорганічних сполук;

– є необхідним реагентом для здійснення окисно-відновних реакцій, а також джерелом іонів Гідрогену (H^+).

За Ю.І. Москалевим, в організм людини Гідроген надходить переважно у формі води та їжі (в середньому, до 350 г на добу), причому вміст цього елемента у вигляді води помітно знижується із віком: від 90% для ембріону до 55% для людей похилого віку (рис. 2.4).



Ембріон	Немовлята	Діти	Дорослі	Люди похилого віку
90%	80%	75%	65–70%	55%

Рис. 2.4. Вміст води в організмі людини в залежності від віку

У живих організмах вода виконує роль не лише “універсального розчинника”, але й виступає активним учасником різноманітних реакцій обміну, гідролізу, гідратації, а також набрякання. Вона є основою транспортної системи, що забезпечує перенесення поживних речовин, ензимів, продуктів метаболізму, газів, антитіл. Вода є необхідною для утворення численних секретів та екскретів, а також як елемент забезпечення тургору живих тканин.

У різних органах, тканинах та біологічних рідинах людського організму вміст води є неоднаковим (табл. 2.2): найбільше її міститься у слині (99,4%) та шлунковому соку (99,5%), а найменше – у зубній емалі (0,2%). При цьому середньостатистична доросла людина на 65–70% складається з води. Втрата організмом більше 10% цієї життєдайної рідини може становити серйозну небезпеку та призвести до загибелі!

Таблиця 2.2. Вміст води в окремих органах, тканинах та біологічних рідинах людського організму (%)

Головний мозок:	–	Шкіра	72
– сіра речовина	83	Печінка	70
– біла речовина	70	Скелет	46
Спинний мозок	75	Зубна емаль	0,2
Нирки	82	Плазма крові	92
Серце	79	Скловидне тіло ока	99
Легені	79	Слина	99,4
М'язи	75	Шлунковий сік	99,5

Добова потреба дорослої людини у воді становить близько 3 л. У дітей ця норма є значно вищою, особливо, якщо брати до уваги перерахунок на 1 кг маси тіла. У цьому випадку матимемо для дорослої людини майже 40 г води на кожен кілограм живої ваги, а для дитини – вже 150–160 г. Хронічна нестача води є причиною багатьох захворювань. Вода забезпечує процеси життєдіяльності, що перебігають у нашому організмі, а саме:

- зволожує кисень, який ми вдихаємо;
- регулює температуру тіла за рахунок потовиділення;
- забезпечує обмін речовин та сприяє засвоєнню вітамінів і мінералів;
- виводить токсини з організму;
- забезпечує водно-сольовий баланс.

Ось чому протягом дня слід постійно поповнювати нестачу води. Якщо її рівень в організмі людини знижується всього на 2%, то вже спостерігається суттєве погіршення самопочуття, з'являється нудота, сонливість; при зневодненні на 6–10% виникає головний біль, задуха, порушення мислення та концентрації уваги; при втраті води на 11–20% погіршується слух та зір, можливий

спазм окремих м'язів. Суха шкіра та зморшки також говорять про порушення водного балансу внутрішньоклітинної та позаклітинної рідини. В результаті зневоднення клітини тіла швидше старіють, окиснюються та відмирають.

Біологічна роль гідроген пероксиду. Розчин H_2O_2 із масовою часткою 2,7–3,3% широко застосовується у медичній практиці як фармацевтичний препарат, переважно завдяки високій окиснювальній здатності та нешкідливості продукту його відновлення – води. У клітинах під дією ферментів (пероксидази, каталази) гідроген пероксид розщеплюється на воду та кисень, що має протимікробні, дезодоруючі та депігментуючі властивості. Гідроген пероксид виявляє місцеву кровоспиняючу, а у більших концентраціях – й припальну дію. У зв'язку із цим розчин H_2O_2 з масовою часткою 3% застосовується як дезинфікуючий (антисептичний) та кровоспиняючий засіб у стоматології, отоларингології та як депігментуючий засіб у дерматології. Гідроген пероксид використовують також й в агрономії для захисту деяких городніх культур. Іноді його застосовують для знезараження насінневого матеріалу та стимуляції росту рослин.

Запитання для самоконтролю

1. Яким є положення Гідрогену у періодичній системі та в який спосіб можна пояснити його одночасну приналежність до ІА- та VIIA-підгруп?
2. Назвіть основні ізотопи Гідрогену. У чому полягає їх принципова відмінність з точки зору теорії будови атома?
3. Якими є типові ступені окиснення Гідрогену у його сполуках?
4. Наведіть промислові методи одержання молекулярного водню. Які сировинні джерела для цього найчастіше застосовують?
5. Як добувають водень у лабораторних умовах? Складіть відповідні рівняння реакцій.
6. Наведіть приклади взаємодій водню із типовими металами та неметалами. Якими є головні умови для здійснення цих процесів?
7. Що таке атомарний водень? Порівняйте його хімічну активність із молекулярною формою існування цієї простої речовини.
8. Поясніть, які з наведених нижче методів обробки води є фізичними, а які належать до хімічних способів її доочищення: а) відстоювання; б) хлорування; в) фільтрування; г) озонування; д) дистиляція.

9. На чому базується антисептична дія гідроген пероксиду? Відповідь поясніть за допомогою відповідних рівнянь хімічних реакцій.
10. У чому полягає біологічна роль Гідрогену, а також його найпоширеніших сполук – води та гідроген пероксиду?

Тестові завдання до теми

1. Який з наведених нижче елементів є найпоширенішим у Всесвіті?

- (A) Гелій; (C) Силіцій;
(B) Оксиген; (D) Гідроген.

2. Серед наведених нижче тверджень про хімічний елемент Гідроген єдиним правильним є таке:

- (A) Гідроген є найлегшим газом; (C) Гідроген реагує з киснем;
(B) Гідроген входить до складу молекул води та гідроксидів; (D) Гідрогеном наповнюють повітряні та метеорологічні кулі.

3. Для одержання водню у лабораторії зазвичай застосовують взаємодію:

- (A) CH_4 та H_2O ; (C) Fe та H_2O ;
(B) Zn та HCl; (D) Cu та HNO_3 .

4. Взаємодія металічного цинку з хлоридною кислотою є реакцією:

- (A) сполучення; (C) заміщення;
(B) обміну; (D) розкладу.

5. У промисловості водень НЕ одержують взаємодією:

- (A) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{пара})} \rightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$; (C) $\text{Zn} + 2\text{HCl}_{(\text{р-н})} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$;
(B) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{пара})} \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2$; (D) $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ел.струм})} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.

6. Просту речовину водень зазвичай застосовують:

- (A) у скафандрах водолазів; (C) для зварювання та різки металів;
(B) для наповнення повітряних куль та зондів; (D) всього вищезазначеного.

7. Повітря НЕ застосовується як сировина у промисловому виробництві:

- (A) кисню; (C) азоту;
(B) водню; (D) аргону.

8. Яку з наведених нижче простих речовин застосовують для добування металів у промисловості?

- (A) водень; (C) алюміній;
(B) вуглець; (D) все вищезазначене.

9. При пропусканні газоподібного водню над ферум(III) оксидом із прожарюванням водень відіграє роль:

- (A) відновника; (C) кислоти;
(B) окисника; (D) основи.

10. За умов підвищеної температури водень реагує з обома речовинами:

- (A) O_2 та H_2O ; (C) N_2 та H_2O ;
(B) O_2 та CuO ; (D) HCl та Fe_2O_3 .

11. Найпоширенішим ізотопом Гідрогену є:

- (A) дейтерій; (C) протій;
(B) тритій; (D) водень.

12. Ступінь окиснення Гідрогену у сполуках з металами:

- (A) 0; (C) +1;
(B) -1; (D) +2.

13. Гідроген відноситься до:

- (A) *s*-елементів; (C) *d*-елементів;
(B) *p*-елементів; (D) *f*-елементів.

14. Гідроген виявляє властивості:

- (A) лише окисника; (C) як окисника, так і відновника;
(B) лише відновника; (D) не бере участі в окисно-відновних процесах.

15. Електронна формула іона H^+ :

- (A) $1s^0$; (C) $1s^1$;
(B) $1s^2$; (D) $1s^1 2s^1$.

16. Обчисліть об'єм водню (н.у.), який виділиться внаслідок взаємодії цинку з розчином сульфатної кислоти масою 980 г із \square масовою часткою H_2SO_4 – 20%:

- (A) 5,6 л; (C) 22,4 л;
(B) 11,2 л; (D) 44,8 л.

17. Водень можна зібрати:

- (A) витісненням повітря, оскільки він важчий за повітря; (C) витісненням повітря, оскільки він легший за повітря;
(B) витісненням води, оскільки він погано розчиняється у воді; (D) витісненням води, оскільки він добре розчиняється у воді.

18. Який об'єм водню витратиться на взаємодію із 40 л кисню?

- (A) 60 л; (C) 20 л;
(B) 80 л; (D) 40 л.

19. Вкажіть прізвище вченого, який відкрив водень:

- (A) К.В. Шеєле; (C) А. Авогадро;
(B) Дж. Прістлі; (D) Т. Парацельс.

20. Добування водню у лабораторії здійснюють за допомогою:

- (A) апарата Кіппа; (C) колби Бунзена;
(B) колби Вюрца; (D) холодильника Лібіха.

21. Вкажіть тип хімічного зв'язку у молекулі водню:

- (A) водневий; (C) ковалентний неполярний;
(B) ковалентний полярний; (D) іонний.

22. Хімічне рівняння $2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \dots$ буде правильним, якщо крапки замінити на:

- (A) H_2O ; (C) Cl_2 ;
(B) O_2 ; (D) H_2 .

23. Обчисліть, скільки атомів Гідрогену міститься у водні кількістю речовини 0,75 моль:

- (A) $3,01 \cdot 10^{23}$; (C) $4,515 \cdot 10^{23}$;
(B) $1,402 \cdot 10^{23}$; (D) $9,03 \cdot 10^{23}$.

24. Який об'єм займають 2 г водню (н.у.)?

- (A) 22,4 л; (C) 44,8 л;
(B) 11,2 л; (D) 5,6 л.

25. Яким є тип хімічного зв'язку у сполуках металів з Гідрогеном?

- (A) металічний; (C) іонний;
(B) ковалентний полярний; (D) ковалентний неполярний.

26. За звичайних умов водень взаємодіє з:

- (A) хлором; (C) бромом;
(B) киснем; (D) фтором.

27. З якою речовиною водень буде взаємодіяти як відновник?

- (A) O₂; (C) K;
(B) Na; (D) Ca.

28. Як називаються бінарні сполуки металів з воднем?

- (A) гідриди; (C) гідроксиди;
(B) гідрати; (D) ангідриди.

29. З якою речовиною водень буде проявляти окисні властивості?

- (A) Ca; (C) Cl₂;
(B) O₂; (D) Br₂.

30. Маса 11,2 л водню (н.у.) становить:

- (A) 2 г; (C) 0,5 г;
(B) 1 г; (D) 0,1 г.

РОЗДІЛ 2.2. ОКСИГЕН

2.2.1. Загальна характеристика. Природні сполуки

Оксиген – це хімічний елемент 2-го періоду VIA-підгрупи періодичної системи Д.І. Менделєєва. Атом Оксигену має електронну будову зовнішнього енергетичного рівня (s^2p^4), яка поступово наближається до будови завершального у періоді інертного елементу (s^2p^6) (рис. 2.5).

Оксиген майже у всіх своїх сполуках має ступінь окиснення (-2). Виключення складають численні пероксиди (H_2O_2 , Na_2O_2), у складі яких він має ступінь окиснення (-1), а також оксиген фторид (OF_2), де його ступінь окиснення дорівнює (+2). За величиною електронегативності Оксиген поступається лише Флуору (табл. 2.3). У деяких випадках атом Оксигену, маючи неподілені електронні пари, може виступати як донор електронів та утворювати додаткові ковалентні зв'язки за донорно-акцепторним механізмом.

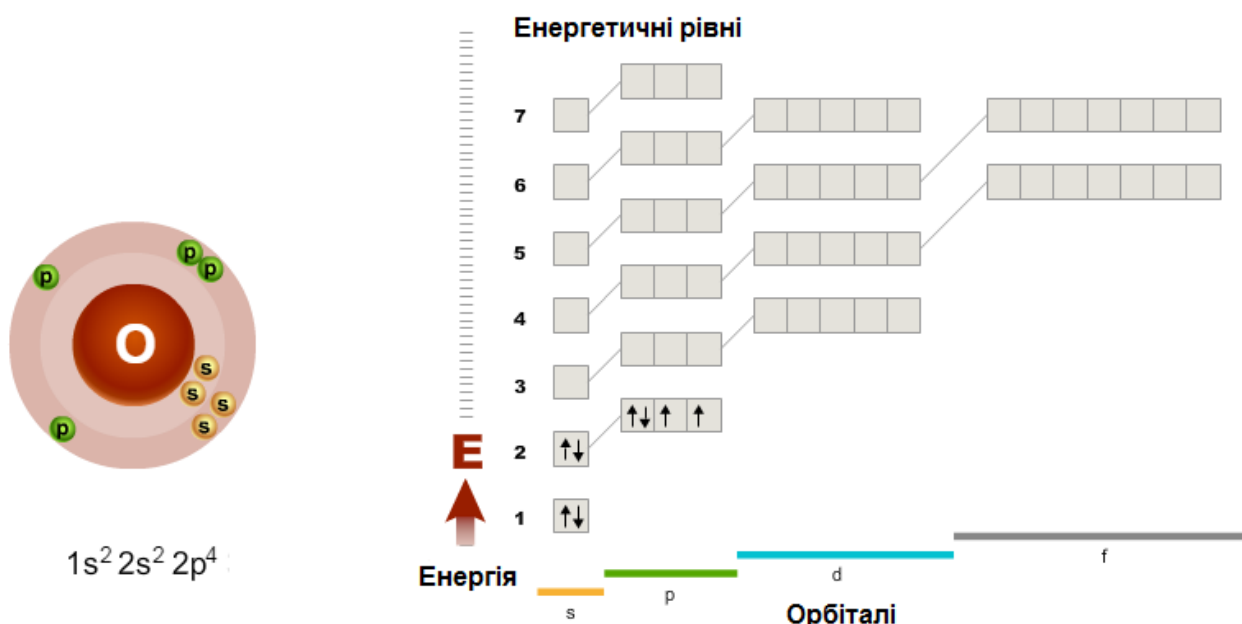
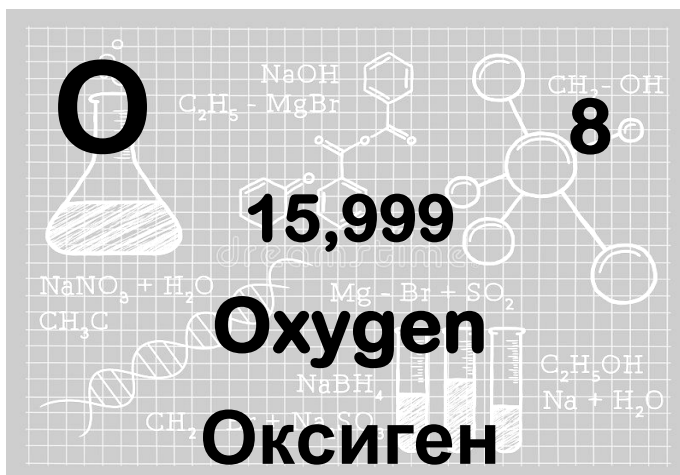


Рис. 2.5. Електронна конфігурація атома Оксигену

Добре відомо про 18 різноманітних ізотопів Оксигену, з яких три є стабільними: ^{16}O , ^{17}O та ^{18}O . Решта 15 мають масові числа від 11 до 28 та є радіоактивними із періодом напіврозпаду менше 2 хв.

Таблиця 2.3. Властивості Оксигену

Вміст у земній корі, мас. %	49,4
Електронна формула	$1s^2 2s^2 2p^4$
Радіус атома, нм	0,066
Енергія іонізації, еВ	13,61
Електронегативність (шкала Полінга)	3,44
Густина, г/см ³	–
– газоподібний кисень	0,00143
– рідкий кисень	1,141
Температура плавлення, °С	–218,8
Температура кипіння, °С	–183,0
Ступені окиснення	–2, –1, 0, +1, +2

Історія відкриття Оксигену пов'язана із вивченням атмосферного повітря й продовжувалася кілька століть. Про те, що повітря за своєю природою не є індивідуальною речовиною, а складається із суміші газів, один з яких підтримує горіння та дихання, а інший – ні, знав ще у VIII ст. китайський алхімік Мао Хоа, а пізніше в Європі – Леонардо Да Вінчі. У 1665 р. англійський натураліст Р. Гук писав, що повітря складається з газу, що міститься у селітрі, а також з неактивного газу, який складає значну частину повітря. Про те, що повітря містить елемент, який підтримує життя, у XVIII ст. було відомо багатьом хімікам. Шведський аптекар К.В. Шеєле почав вивчати склад повітря у 1768 р. Протягом трьох років він розкладав нагріванням різноманітні селітри (KNO_3 , $NaNO_3$), а також й інші речовини, одержуючи “вогненне повітря”, що підтримує дихання і горіння. Але результати своїх дослідів К.В. Шеєле оприлюднив лише у 1777 р. у книзі “Хімічний трактат про повітря і вогонь”. У 1774 р. англійський священник і натураліст Дж. Прістлі нагріванням “паленої ртуті” (HgO) також одержав газ, що підтримує горіння. Перебуваючи у Парижі, Дж. Прістлі, який не знав, що отриманий ним газ входить до складу повітря, повідомив про своє відкриття А.Л. Лавуазьє. Слід відзначити, що до цього часу вже був відкритий азот. У 1775 р. А.Л. Лавуазьє прийшов до висновку, що звичайне повітря складається з двох газів: газу, необхідного для дихання та

підтримки горіння, а також газу “протилежного характеру” – азоту. А.Л. Лавуазьє назвав підтримуючий горіння газ “*oxygene*” – “утворюючий кислоти” (від грец. *oxys* – кислий та *γενναο* – народжую; звідси й походить російська назва “*кисень*”), тому що він тоді вважав, що всі кислоти обов’язково містять у своєму складі Оксиген. Добре відомо, що кислоти бувають й безоксигеновими, проте назва, дана елементу А.Л. Лавуазьє, й досі залишається незмінною.

Оксиген є одним з найбільш розповсюджених елементів на Землі: його вміст у земній корі становить 49,4% за масою (переважно у формі оксидів); у повітрі кисню міститься близько 20,9% (за об’ємом). Окрім *кисню*, повітря у верхніх шарах атмосфери також містить й іншу алотропну модифікацію Оксигену – *озон*. Вода, яка вкриває більшу частину поверхні Землі, на 88% складається з Оксигену. У Всесвіті Оксиген є третім за розповсюдженістю хімічним елементом після Гідрогену та Гелію.

Оксиген зустрічається як у вільному стані, так й у вигляді різноманітних сполук: він входить до складу більш ніж 1400 мінералів, що становить майже 50% від маси земної кори. Переважно – це карбонати та силікати Кальцію, Феруму, Алюмінію, а також оксиди Феруму, Алюмінію, Стануму та Мангану. Найбільш важливими серед них є: *вапняк* CaCO_3 , *пісок* SiO_2 , *магнетит* Fe_3O_4 , *каолін* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, *піролюзит* MnO_2 , *доломіт* $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, *барит* BaSO_4 . Оксиген входить до складу ґрунтів та клітин усіх рослинних і тваринних організмів. Атоми Оксигену входять до складу білків, жирів, вуглеводів та інших біомолекул, важливих для усіх живих істот на Землі.

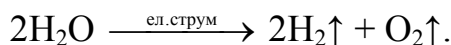
2.2.2. Одержання і властивості

Різнманітність хімічних сполук, що містять Оксиген, дозволяє одержувати його багатьма способами. Слід зауважити, що на сьогоднішній день лабораторні методи одержання кисню неспроможні цілком задовольнити потреби хімічної промисловості та є нерентабельними з економічної точки зору, через що втратили своє технічне призначення. Тому усі сучасні технологічні процеси забезпечуються киснем, який одержують двома способами:

– у промислових масштабах кисень добувають з повітря, яке спочатку зріджують шляхом охолодження до температури нижче -200°C , а потім піддають ректифікації. Оскільки температура переходу азоту у газоподібний стан

складає $-195,8^{\circ}\text{C}$, то вже при температурі близько -190°C він повністю перейде у газоподібний стан, а кисень буде перебувати у рідкому стані з незначними домішками інертних газів. Водяна пара та вуглекислий газ, які у невеликих кількостях містяться у повітрі, за таких умов будуть перебувати у твердому стані;

– кисень підвищеної чистоти добувають електролізом води:



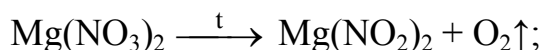
До дистильованої води додають електроліт, аніони якого не повинні брати участь у електродному процесі на аноді (наприклад, H_2SO_4), та здійснюють електроліз утвореного розчину:



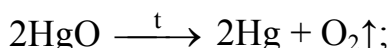
На аноді відбувається розрядка іонів OH^- , які утворюються внаслідок часткової дисоціації молекул води. Чистий кисень зберігають у газоподібному стані під тиском у балонах, пофарбованих у блакитний колір.

У лабораторії кисень одержують за рахунок термічного або каталітичного розкладу сполук, багатих на Оксиген. Значна кількість цих реакцій належить до категорії внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення:

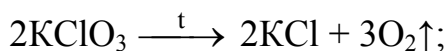
– розкладанням нітратів лужних, лужноземельних та інших активних металів за умов нагрівання (К.В. Шеєле, 1772 р.):



– розкладанням при нагріванні меркурій(II) оксиду (Дж. Прістлі, 1774 р.):



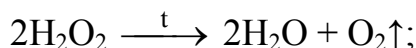
– розкладанням калій хлорату (бертолетової солі) за умов нагрівання у присутності каталізатора MnO_2 :



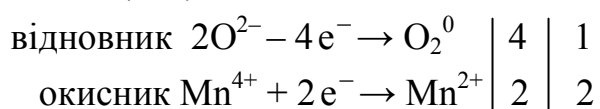
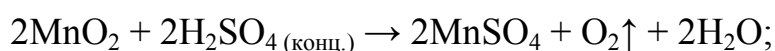
– розкладанням калій перманганату:

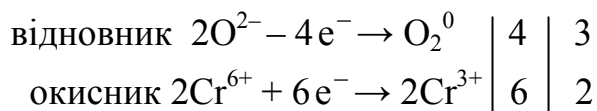
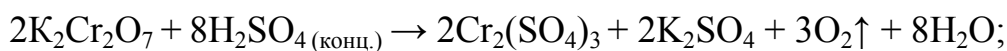


– розкладанням гідроген пероксиду у присутності каталізатора MnO_2 :

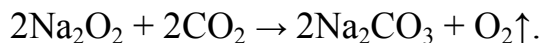


– розкладанням манган(IV) оксиду, а також хроматів і дихроматів у присутності концентрованої сульфатної кислоти:



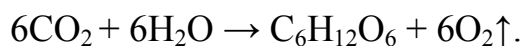


– взаємодією пероксидів лужних металів з карбон(IV) оксидом:



Ця реакція здійснюється у кисневих ізолюючих приладах.

У природі кисень утворюється у зелених частинах рослин внаслідок фотосинтезу із вуглекислого газу та води під дією сонячного світла (рис. 2.6):



Виходячи із маси синтезованої протягом року органічної речовини, було встановлено, що щорічне виділення кисню зеленою рослинністю нашої планети становить $3 \cdot 10^{11}$ т. Близько $\frac{3}{4}$ цієї кількості виробляють рослини суходолу і трохи більше, ніж $\frac{1}{4}$ – фотосинтезуючі організми Світового океану. За допомогою штучних супутників виявлено, що значну масу кисню Земля доотримує від частинок водяної пари: у найвищих шарах атмосфери під дією сонячної радіації молекули води швидко розпадаються на водень і кисень, наприклад, в умовах радіолізу.

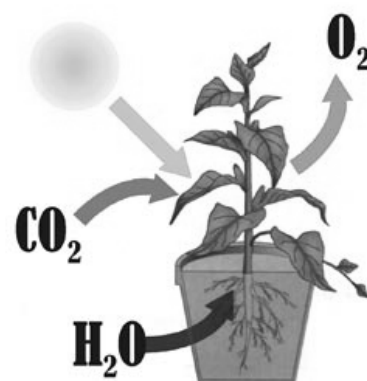


Рис. 2.6. Процес фотосинтезу

У вільному стані Оксиген утворює дві алотропні модифікації: **кисень** O_2 та **озон** O_3 . Кисень – це безбарвний газ, без запаху та смаку, трохи важчий за повітря. За температури $-183,0^\circ\text{C}$ він скраплюється у рідину блакитного кольору (рис. 2.7), яка за температури $-218,7^\circ\text{C}$ замерзає у синю кристалічну масу.



Рис. 2.7. Рідкий кисень

Кисень у твердому стані має α -, β - та γ -модифікації з температурами взаємних переходів $-229,0$ та $-249,0^\circ\text{C}$. У продаж кисень надходить у сталевих балонах під тиском приблизно 150 атм.

В усіх агрегатних станах кисень є парамагнітним. Він мало розчиняється у воді: у 100 об'ємах H_2O за температури 20°C розчиняється лише 3 об'єми кисню. Проте, навіть така мала його кількість забезпечує можливість перебігу біохімічних процесів, необхідних для підтримки життєдіяльності гідробіонтів.

Молекула кисню складається з двох атомів Оксигену. Хімічний зв'язок у ній за своїм характером є ковалентним неполярним. Спрощено структуру молекули O_2 можна уявити як $O=O$ з енергією дисоціації 494 кДж/моль. Специфічною особливістю цієї структури є її парамагнетизм, обумовлений двома неспареними електронами, що розташовані на $2p_y$ - та $2p_z$ -орбіталах.

За хімічною активністю Оксиген поступається лише Флуору, взаємодіючи з багатьма елементами, особливо під час нагрівання з утворенням оксидів, у яких виявляє ступінь окиснення (-2). Він не взаємодіє безпосередньо із галогенами, інертними газами та благородними металами, проте оксиди цих елементів існують й утворюються у непрямий спосіб.

Деякі метали (зокрема, залізо та магній) здатні до горіння в атмосфері кисню. При цьому магній горить яскравим засліплюючим полум'ям із виділенням теплоти та світла (рис. 2.8). Цю реакцію використовують у фейєрверках.

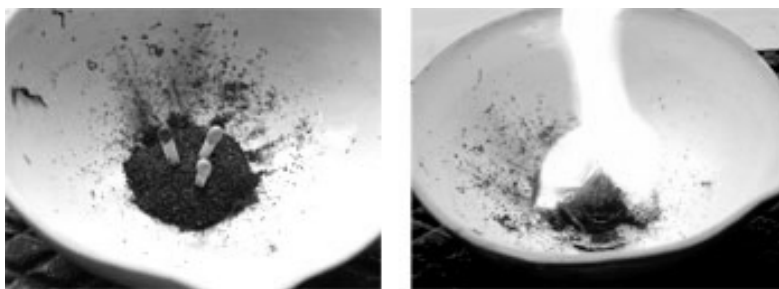
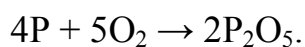
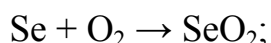
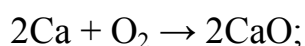
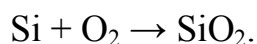
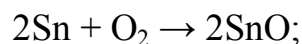


Рис. 2.8. Горіння магнію

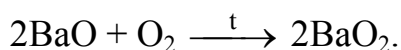
З металами Оксиген утворює оснóвні оксиди, а з неметалами – кислотні:



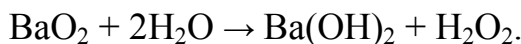
Взаємодією Оксигену з елементами, що за хімічною природою займають проміжне положення між оснóвними та кислотними, утворюються амфотерні оксиди, наприклад:



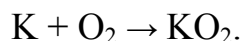
У більшості хімічних реакцій з простими та складними речовинами кисень O_2 відновлюється до ступеня окиснення (-2). Однак з деякими активними металами, такими як натрій та барій, а також їх оксидами кисень здатний до утворення **пероксидів**, у яких атоми Оксигену мають ступінь окиснення (-1):



При гідролізі барій пероксиду утворюється гідроген пероксид:

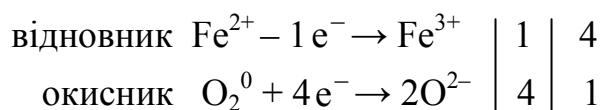
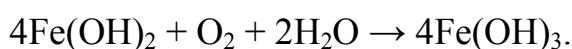
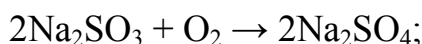


Ще більш незвично реагує Оксиген із Калієм. Останній легко віддає електрон, який приєднується до молекули кисню без порушення її цілісності:

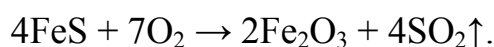


Утворюється калій супероксид – речовина яскраво-жовтого кольору.

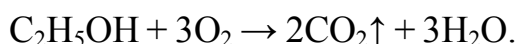
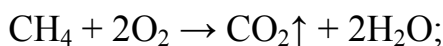
Вільний кисень виявляє окиснювальну дію по відношенню до цілого ряду сполук, наприклад:



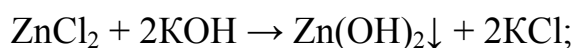
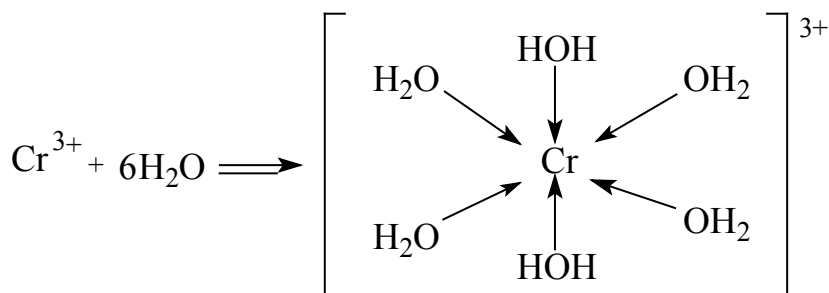
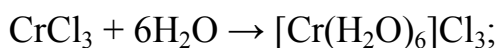
Особливо інтенсивно окиснювальна дія кисню використовується за умов високих температур, зокрема як початковий процес у металургії при випалюванні природних руд:

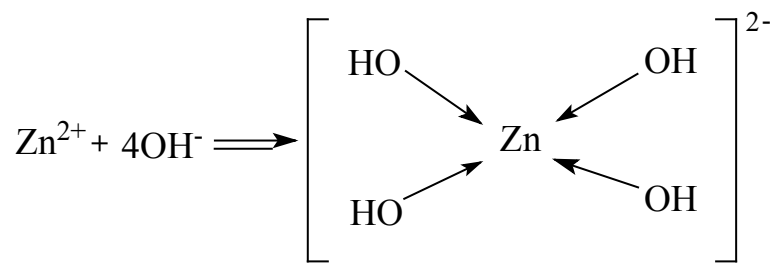


Кисень є головним окисником органічних сполук при спалюванні природного газу, нафтопродуктів, а також у реакціях органічного синтезу:



Атоми Оксигену у складі молекул води, гідроксильних груп та аніонів оксокислот виявляють властивості лігандів та здатні до утворення комплексних сполук за рахунок донорно-акцепторних взаємодій:





У промисловості кисень застосовують для інтенсифікації металургійних процесів при виплавленні чавуну, сталі та кольорових металів. Заміна повітряного дуття на кисневе набагато збільшує продуктивність металоплавильних агрегатів. При цьому у мартенівську піч або конвертор подається не чистий кисень, а збагачене киснем повітря (до 35% O₂). У такий спосіб досягається значно вища температура, що дає можливість поряд із чавуном переробляти одночасно й залізний брухт. При заміні звичайного повітря його сумішшю з киснем, витрати коксу знижуються майже вдвічі, а процеси відновлення металів відбуваються значно повніше. На сьогодні лише чорна металургія поглинає понад 60% кисню, що виробляється. Кисень також застосовується для одержання високих температур шляхом спалювання у ньому різних горючих газів (водень, ацетилен). У спеціальних пальниках досягається температура до 3000°C, яку використовують для різання та зварювання металів.

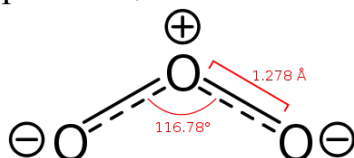
Кисень знаходить широке застосування й у хімічній промисловості. На потреби цієї галузі витрачається близько 30% кисню, що виробляється. Зокрема, заміна повітря на кисень у процесі виробництва сульфатної кислоти контактним способом підвищує продуктивність у 5–6 разів. Чистий кисень дозволяє одержати 100% сульфур(VI) оксиду без додаткових трудомістких операцій, що необхідні при використанні повітря. При добуванні нітратної кислоти шляхом каталітичного окиснення амоніаку, як окисник також використовується кисень. Якщо вміст його у повітрі підвищити до 25%, продуктивність виробництва зростає у 2 рази. За участю кисню у процесі термоокисного крекінгу у великих масштабах одержують ацетилен, який використовується для органічного синтезу та в ацетиленових пальниках:



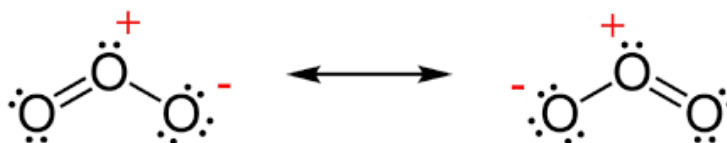
Рідкий кисень у суміші з пористими горючими речовинами (наприклад, деревним пилом або порошком вугілля) використовується як вибухова речовина у підричних роботах. Такі сполуки називають **оксиліквітами**. При цьому ок-

силіквітовий патрон містить у своєму складі горючий матеріал, у який вміщено електронний запал. Його заряджають безпосередньо перед використанням шляхом занурювання у рідкий кисень. Останній є високоефективним окисником палива у ракетних двигунах.

Озон. Цю алотропну модифікацію Оксигену можна розглядати як сполуку на базі кисню, що містить три однакові атоми, які утворюють рівнобедрений трикутник, проте, ця структура не є циклічною:



При цьому центральний атом Оксигену знаходиться у стані sp^2 -гібридизації, а його зв'язки з двома крайніми атомами не є рівноцінними: один з них – простий, а інший – подвійний. Між трьома атомами Оксигену у молекулі озону в цілому можливі два варіанти розміщення електронів:

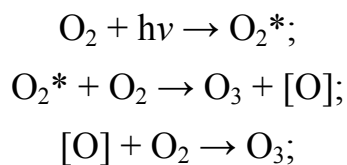


Однак жодна з цих формул не відображає точного розподілу електронної густини у реальних молекулах, яке вважають проміжним між цими крайніми положеннями. Внаслідок делокалізації π -зв'язку та зарядів обидва кінцеві атоми Оксигену є цілком однаковими із довжинами зв'язків 0,1278 нм. При цьому довжина зв'язку є меншою за одинарний (0,149 нм), хоча і трохи перевищує довжину подвійного зв'язку у молекулі O_2 (0,120 нм). Отже, кратність зв'язків у молекулі озону становить 1,5. Останні мають діамагнітні властивості та, на відміну від кисню, характеризуються більшою полярністю та поляризованістю.

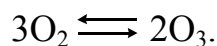
За звичайних умов озон – це блакитний газ, у рідкому стані – темно-синя, непрозора рідина, а у твердому – темно-фіолетові кристали. Озон має характерний запах, який відчувається при вмісті його у повітрі близько 10^{-7} – 10^{-8} (%). Температура кипіння озону становить $-111,9^\circ\text{C}$, а температура плавлення $-192,7^\circ\text{C}$. Він розчиняється у воді значно краще за кисень: у 100 об'ємах H_2O при 0°C розчиняється 49 об'ємів озону. Гранично допустимий вміст цієї речовини у повітрі промислових підприємств становить 0,1 мг/м³ або $4,7 \cdot 10^{-6}$ (%).

У природі озон утворюється з кисню повітря під час грози, а також у розрідженій атмосфері на висоті 20–30 км під дією ультрафіолетових променів. Озоновий шар має неоціненне значення для розвитку життя на Землі: поглинаючи ультрафіолетові промені, він захищає усе живе від згубної дії зовнішнього γ -випромінювання, а також сприяє поглинанню хвиль інфрачервоного діапазону, що йдуть від поверхні Землі, таким чином перешкоджаючи її охолодженню. При повільному окисненні смоли хвойних дерев також утворюється озон. Тому у хвойних лісах відчувається такий самий запах, як у повітрі під час грози, коли має місце утворення деякої кількості озону.

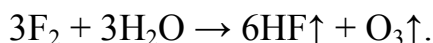
Синтез озону супроводжується виділенням атомарного Оксигену в умовах ланцюгових реакцій, де поява активної частки (*) викликає цілий каскад послідовних перетворень неактивних молекул. При цьому ланцюгову реакцію утворення озону із кисню можна зобразити наступною схемою:



або сумарно:



Основним методом одержання озону у промисловості є електросинтез у “тихому” розряді (рис. 2.9), що здійснюється у спеціальних приладах – озонаторах. За таких умов лише 10% кисню здатні перетворитися на озон. Рідкий O_3 добувають також опромінюванням зрідженого кисню γ -променями від джерела, наприклад ^{60}Co за наявності каталізатора. Невеликі кількості озону утворюються внаслідок перебігу деяких хімічних реакцій, наприклад:



З хімічної точки зору озон характеризується певною нестійкістю, особливо при наявності домішок та за умов нагрівання до температур вище 100°C . Він є

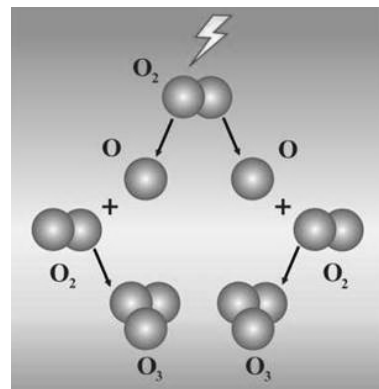
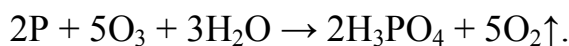


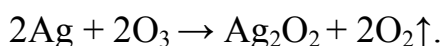
Рис. 2.9. Утворення озону

надзвичайно сильним окисником, дія якого може виявлятися по-різному, наприклад, за рахунок лише одного або усіх трьох атомів Оксигену одночасно.

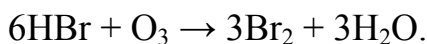
За звичайних умов озон не діє на водень та азот, але йод, сірка та різні модифікації фосфору можуть утворювати з озоном оксиди, а у присутності води – й відповідні кислоти:



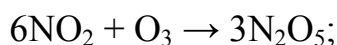
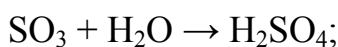
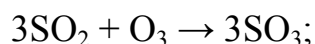
Вологий озон реагує з усіма металами, за винятком золота та платини. При цьому утворюються пероксидні сполуки. Навіть такий стійкий до окиснення метал, як срібло, під дією озону перетворюється на аргентум пероксид:



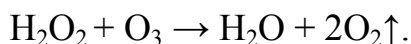
Галогеноводні та гідроген сульфід реагують з озоном із утворенням вільного елемента – простої речовини та води:



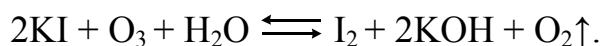
Сульфур(IV) оксид та нітроген(IV) оксид окиснюються вологим озоном, утворюючи, відповідно, сульфатну та нітратну кислоти:



У реакції з гідроген пероксидом озон виступає як відновник:



Якісною реакцією на озон є взаємодія з калій йодидом, в результаті якої виділяється молекулярний йод. При дії озону на вологий йодкрохмальний папір останній набуває яскраво-синього забарвлення:



На відміну від кисню, озон на холоді здатний окиснювати органічні сполуки. Наприклад, гумові шланги швидко руйнуються під впливом озону; етер, спирт та змочена скипидаром вата при дії на них озонованого повітря спалахнуть. Особливо нестійкими по відношенню до озону є органічні сполуки, що містять подвійні зв'язки (бензен та його численні похідні, нафтален та ін.). За своїми окисними властивостями озон поступається лише фтору та деяким нестабі-

льним радикалам, завдяки чому він знаходить широке практичне застосування. При цьому дуже зручною особливістю роботи з цим газом слід вважати те, що він може бути одержаний з кисню повітря безпосередньо на місці використання, а для його виробництва не потрібні додаткові сировинні джерела і реактиви.

Озон є дешевим продуктом, оскільки на його виробництво слід витратити набагато менше ресурсів, ніж на одержання таких розповсюджених окисників, як хлорне вапно або гідроген пероксид. Ще однією важливою перевагою озону є те, що він повністю (без відходів) витрачається на окиснення і є цілком екологічно чистим реагентом. На сьогоднішній день озон використовують у багатьох галузях хімічної промисловості та народного господарства: для знезаражування питної води, очищення промислових і стічних вод, відходних і хвостових газів різних виробництв (оксиди Нітрогену та Сульфуру), для дезодорації повітря у виробничих приміщеннях, зберігання харчових продуктів, у нафтовій, фармацевтичній та текстильній промисловості, виробництві пластмас, чорних, кольорових та рідкісних металів, а також для профілактики деяких захворювань. Однак, незважаючи на всі позитивні якості, озон у великих концентраціях залишається високотоксичною речовиною, дія якої на живий організм є аналогічною до дії радіоактивного випромінювання.

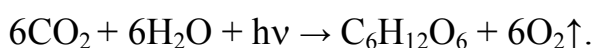
2.2.3. Біологічна роль сполук Оксигену

Оксиген у цілому становить 30–85% від маси тваринних та рослинних тканин. Він входить до складу білків, жирів, вуглеводів та нуклеїнових кислот. Особлива біологічна роль Оксигену пов'язана із його здатністю підтримувати дихання усіх живих істот та розкладати продукти їхньої життєдіяльності під час процесів гниття. У клітинах за участю Оксигену відбувається окиснення вуглеводів та жирів, які є основним джерелом енергії, що необхідна організмам для підтримки їх життєдіяльності. В організм людини та тварин більша частина Оксигену надходить через органи дихання, а також із водою. Людина під час дихання протягом однієї хвилини у середньому споживає до 0,5 л кисню, протягом доби – близько 720 л, а протягом року – до 262,8 м³ кисню!

Проте, не лише живі організми є споживачами кисню атмосфери. Велика

кількість Оксигену витрачається під час гниття та горіння різних речовин, особливо при виникненні лісових пожеж або виверженнях вулканів. Слід зауважити, що за останні 100 років загальне споживання Оксигену людством сильно зросло: теплові електростанції, автомобілі, літаки та інші види транспорту використовують його величезну кількість для спалювання палива. Так, середній автомобіль на 100 км пробігу витрачає близько 21 м³ кисню. Цієї кількості вистачило б одній людині для дихання протягом цілого місяця! Із такими об'ємами споживання кисню його вміст потребує постійного поповнення. Основний постачальник кисню на Землі – це зелені рослини. Вони виділяють його в атмосферу у процесі фотосинтезу. При цьому найбільший внесок становлять тропічні ліси та водорості Світового океану. Останнім часом завдяки своїй бурхливій діяльності людина у величезних кількостях вирубує ліси, що призводить до катастрофічного зменшення кількості кисню в атмосфері. За сучасних обсягів витрат кисню весь його запас дуже швидко би вичерпався, якби не відбувалося його постійне відновлення.

Як відомо, фотосинтез здійснюється із використанням енергії сонячного світла. При цьому рослини поглинають вуглекислий газ з атмосфери та воду з ґрунту, а вже з них синтезують прості і складні цукри, а також кисень. Фотосинтез, як і дихання, за своїм характером є дуже складним процесом й охоплює величезну кількість біохімічних реакцій. У процесі фотосинтезу атоми Оксигену з молекул вуглекислого газу та води частково переходять у молекули кисню. У такий спосіб вони здійснюють свій колообіг у природі (рис. 2.10). Зазвичай у ньому беруть участь також атоми Карбону, Гідрогену та деяких інших елементів. Колообіг Оксигену супроводжується одночасним поглинанням та виділенням енергії: у результаті фотосинтезу енергія Сонця переходить в енергію хімічних зв'язків у молекулі глюкози:



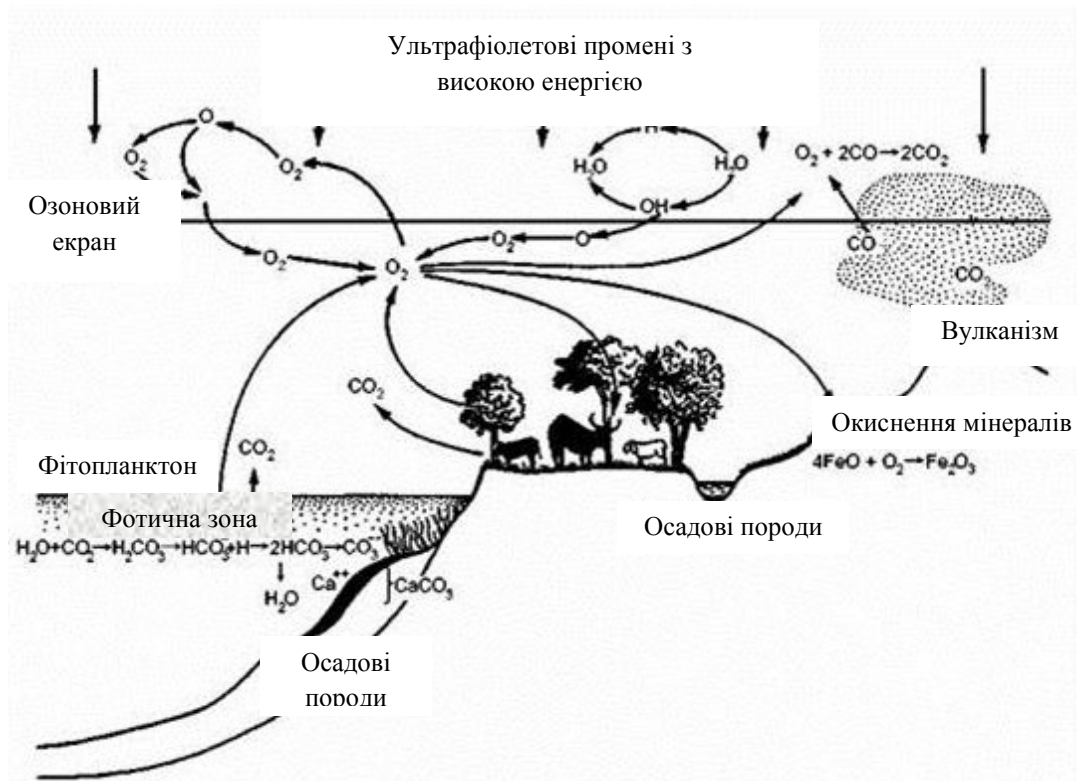


Рис. 2.10. Колообіг Оксигену у природі

Глюкоза, зазнаючи перетворень у живих організмах, вивільнює цю енергію для потреб їх життєдіяльності. Тобто колообіг Оксигену у природі забезпечує транспортування енергії Сонця до живих організмів. При цьому кисень є необхідним й для розкладу решток загиблих тварин і рослин: під час цього процесу складні органічні сполуки перетворюються на більш прості та знову надходять у загальний колообіг речовин. Таким чином, Оксиген є типовим елементом-органогеном, який разом із Карбоном та Гідроґеном забезпечує можливість існування життя на нашій планеті!

Усі реакції окиснення-відновлення в організмі людини відбуваються за участю Оксигену. У кількості 21,5–23,5% він входить до складу таких біологічно важливих сполук як білки, амінокислоти, вуглеводи, ліпіди, нуклеїнові кислоти, вітаміни, гормони та ін. Фагоцитарні функції організму також у значній мірі визначаються рівнем Оксигену, зниження якого призводить до численних порушень у роботі імунної системи. Кисень разом із карбон(IV) оксидом збуджує дихальний та судинно-рушійний центри, у зв'язку із чим знаходить широке застосування при лікуванні серцево-судинних, інфекційних та інших захворювань у вигляді оксигенотерапії або оксигенобаротерапії. В анестезіології кисень застосовується разом із інгаляційними наркотичними речовинами. Радіоактивний ізотоп Оксигену ^{15}O (з періодом піврозпаду $T_{1/2} = 123$ с) використовується для

визначення вмісту кисню в окремих органах та тканинах. У такий спосіб можна визначати фармакологічну дію судинно-розширювальних лікарських препаратів, уточнювати їх дозування, а також реєструвати типові ознаки “звикання” за умов довготривалої терапії.

Звичайний шлях надходження Оксигену в організм проходить через легені, де цей біоелемент проникає у кров, зв’язується з гемоглобіном та утворює сполуку, яка легко дисоціює – оксигемоглобін, а потім з крові надходить в усі органи і тканини. Оксиген може потрапляти до організму також й у зв’язаному стані, зокрема у вигляді води. У тканинах кисень переважно витрачається на окиснення різних речовин у процесах метаболізму. Надалі майже весь Оксиген метаболізується до карбон(IV) оксиду та води, й виводиться з організму через легені та сечовивідну систему. За умов недостатнього постачання кисню або при порушенні його утилізації може розвиватися явище гіпоксії (кисневого голодування). При цьому основними причинами дефіциту Оксигену є такі:

- припинення або зниження рівня надходження Оксигену у легені, низький парціальний тиск кисню у повітрі, що вдихається;
- значне зменшення кількості еритроцитів або різке зниження вмісту у них гемоглобіну;
- порушення здатності гемоглобіну зв’язувати, транспортувати або віддавати тканинам кисень;
- порушення здатності тканин утилізувати Оксиген;
- пригнічення окисно-відновних процесів у тканинах;
- застійні явища у судинному руслі внаслідок розладів серцевої діяльності, кровообігу і дихання;
- ендокринопатії, авітамінози.

Основні прояви дефіциту Оксигену:

- у гострих випадках (за умов повного припинення надходження кисню або при гострих отруєннях) – втрата свідомості, розлад функцій вищих відділів центральної нервової системи;
- у хронічних випадках – підвищена втомлюваність, функціональні порушення діяльності центральної нервової системи, серцебиття і задишка при незначному фізичному навантаженні, зниження реактивності імунної системи.

Оксиген є незамінним, тому при його нестачі ефективним засобом може бути лише відновлення нормального постачання кисню. Навіть короткочасне (до декількох хвилин) припинення надходження Оксигену до організму може викликати важкі порушення його функціонування або спричинити смерть.

Важливою сполукою Оксигену є *озон*. У біологічному відношенні він є важливим фізіологічним газом, який виявляє сильну бактерицидну дію, у зв'язку із чим застосовується для знезараження (озонування) води та дезінфекції повітря. При вдиханні суміші повітря з озоном (озонотерапії) покращується обмін речовин, робота нирок, посилюються захисні функції організму, покращується апетит, сон та загальне самопочуття. Тому озонування широко застосовується при багатьох захворюваннях серця, нирок, органів травлення, шкіри, при лікуванні туберкульозу та ін. Практичне застосування озону ґрунтується на його окисній та стерилізуючій дії. Під впливом O_3 гинуть не тільки бактерії, але й грибкові утворення та віруси. Озонованим повітрям користуються також для дезінфекції приміщень (холодильних складів), усунення неприємних запахів (у кімнатах для куріння), кондиціонування повітря та проведення деяких інших окиснювальних процесів. Можливим також є вживання озону у вигляді розчину цього газу у питній воді. Однак слід пам'ятати й про отруйність цієї речовини, адже гранично допустимий вміст O_3 у повітрі становить всього лише 10^{-5} (%). За такої концентрації ще добре відчувається його запах.

Довге перебування в атмосфері з підвищеним вмістом озону викликає нервозність, відчуття знемоги та головний біль. За більш високих концентрацій до цих симптомів додається нудота, кровотеча з носа та запалення очей. У виробничих умовах озон може утворюватись скрізь, де проходять електричні розряди чи діє короткохвильове випромінювання. Підвищений вміст озону виявляється навіть у рентгенівських кабінетах. Токсичну дію озону та надлишку Оксигену пов'язують з утворенням у тканинах великої кількості радикалів, що виникають у результаті розриву хімічних зв'язків. У невеликих кількостях радикали утворюються й за звичайних умов, як проміжний продукт клітинного метаболізму. При надлишку радикалів ініціюється процес окиснення органічних речовин, у тому числі й пероксидне окиснення ліпідів, із їх подальшим розпадом та утворенням оксигеновмісних продуктів (кетонів, спиртів чи карбонових кислот).

Запитання для самоконтролю

1. Яким є положення Оксигену у періодичній системі та які він має валентні можливості?
2. Які алотропні модифікації Оксигену вам відомі? Чи схожі вони між собою за фізичними та хімічними властивостями?
3. Які ступені окиснення Оксигену переважно виявляє у своїх сполуках?
4. Наведіть приклади промислових методів одержання кисню.
5. Як добувають кисень у лабораторних умовах? Складіть відповідні рівняння реакцій.
6. Наведіть приклади взаємодії кисню із типовими металами та неметалами, а також зі складними речовинами. Які продукти реакцій переважно утворюються у кожному з цих випадків?
7. Охарактеризуйте поширеність Оксигену у природі. Яке місце він посідає за розповсюдженням у повітрі та земній корі?
8. Дайте загальну характеристику процесам окиснення. Чим вони принципово відрізняються від звичайного горіння?
9. У яких галузях застосовують кисень та його похідні? Наведіть приклади.
10. У чому полягає біологічна роль Оксигену? Чи можливе існування живих організмів без цього важливого біоелементу?

Тестові завдання до теми

1. Чому дорівнює протонне число Оксигену?

- (A) 6; (C) 16;
(B) 10; (D) 8.

2. Яку роль відіграє манган(IV) оксид у реакції розкладу гідроген пероксиду?

- (A) каталізатор; (C) реагент;
(B) інгібітор; (D) продукт.

3. Виберіть речовину, з якої можна добути кисень:

- (A) KMnO_4 ; (C) H_2O_2 ;
(B) KClO_3 ; (D) все вищезазначене.

4. Правильне твердження стосовно фізичних властивостей кисню – це:

- (A) безбарвний газ,
важчий за повітря;
(B) газ, важчий за повітря,
з різким характерним запахом;
- (C) газ бурого кольору,
добре розчинний у воді;
(D) безбарвний газ,
легший за повітря.

5. Вкажіть ознаку наявності кисню у посудині:

- (A) скіпка горить та призводить до вибуху;
(B) жевріюча скіпка призводить до вибуху;
- (C) жевріюча скіпка повільно гасне;
(D) жевріюча скіпка миттєво спалахує.

6. Позначте умови горіння:

- (A) речовина повинна бути газоподібною;
(B) речовина повинна бути рідкою або твердою;
- (C) потрібно привести речовину у контакт із водою;
(D) потрібен кисень у достатній кількості.

7. Назву Оксиген хімічному елементу дав:

- (A) К.В. Шеєле;
(B) Дж. Дальтон;
- (C) А.Л. Лавуазьє;
(D) М.В. Ломоносов.

8. У лабораторії кисень можна зібрати методом:

- (A) витіснення повітря;
(B) витіснення води;
- (C) обома вищеназваними методами;
(D) жодним з названих методів.

9. Яким є вміст кисню у чистому повітрі?

- (A) 78%;
(B) 49%;
- (C) 21%;
(D) 1%.

10. Кисень виділяється в результаті:

- (A) гниття відмерлих частин рослин;
(B) фотосинтезу;
- (C) дихання людини і тварин;
(D) бродіння.

11. Серед наведених нижче тверджень про просту речовину кисень єдиним правильним є таке:

- (A) кисень входить до складу оксидів та гідроксидів;
(B) кисень міститься у мінералах та гірських породах земної кори;
- (C) кисень разом з азотом міститься у атмосфері Землі;
(D) кисень разом з воднем входить до складу молекул води.

12. Вкажіть послідовність, у якій наведено лише формули оксидів:

- (A) CO, H₂SO₃, N₂O, P₂O₅, HNO₃; (C) CO, SO₃, NO, Na₂O, BaO;
(B) CO, SO₂, NO₂, Na₂SO₄, SiO₂; (D) H₂O, H₂SiO₃, H₂S, SO₂, N₂O₅.

13. Повітря – це:

- (A) проста речовина; (C) індивідуальна речовина;
(B) складна речовина; (D) однорідна суміш газів.

14. Оберіть лабораторний спосіб одержання кисню:

- (A) розклад гідроген пероксиду; (C) розклад калій хлорату;
(B) розклад калій перманганату; (D) все вищезазначене.

15. У сполуках Оксиген частіше за все проявляє валентність:

- (A) II; (C) IV;
(B) I; (D) VI.

16. Бінарні сполуки, до складу яких входить Оксиген, належать до:

- (A) кислот; (C) солей;
(B) основ; (D) оксидів.

17. Молекула озону складається:

- (A) з одного атома Оксигену; (C) з трьох атомів Оксигену;
(B) з двох атомів Оксигену; (D) з чотирьох атомів Оксигену.

18. Горіння – це хімічна реакція, під час якої:

- (A) відбувається швидке окиснення речовин з виділенням тепла і світла; (C) відбувається обов'язкова зміна забарвлення середовища;
(B) відбувається повільне окиснення речовин без виділення тепла і світла; (D) відбувається обов'язкове виділення газоподібних продуктів.

19. Закінчіть рівняння реакції $K + O_2 \rightarrow \dots$:

- (A) KO; (C) K₂O₂;
(B) K₂O; (D) KO₂.

20. Наведений запис 3O₂ з хімічної точки зору означає:

- (A) три молекули кисню; (C) три атоми Оксигену;
(B) три атоми кисню; (D) три молекули Оксигену.

21. Скільки грамів сірки згоріло у кисні, якщо було утворено 16 г сульфур(IV) оксиду:

- (A) 32; (C) 8;
(B) 16; (D) 4.

22. Визначте масову частку Оксигену у манган(IV) оксиді:

- (A) 37%; (C) 73%;
(B) 64%; (D) 95%.

23. У вигляді простої речовини кисню Оксиген міститься у:

- (A) біосфері; (C) гідросфері;
(B) атмосфері; (D) літосфері.

24. Алотропна модифікація Оксигену озон утворюється:

- (A) при розчиненні кисню у воді; (C) під час грози з кисню повітря;
(B) під час взаємодії кисню з окисниками; (D) під час взаємодії кисню з відновниками.

25. Оксиген належить до електронної родини:

- (A) *s*-елементів; (C) *d*-елементів;
(B) *p*-елементів; (D) *f*-елементів.

26. Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома Оксигену складає:

- (A) 2; (C) 6;
(B) 4; (D) 8.

27. Яка кількість атомів Оксигену міститься у 0,5 моль кисню?

- (A) $6,02 \cdot 10^{23}$; (C) $1,505 \cdot 10^{23}$;
(B) $3,01 \cdot 10^{23}$; (D) $12,04 \cdot 10^{23}$.

28. Серед наведених нижче методів обробки води фізичним є:

- (A) фторування; (C) озонування;
(B) відстоювання; (D) хлорування.

29. Сировиною для одержання кисню у промисловості слугує:

- (A) бертолетова сіль; (C) зріджене повітря;
(B) калій перманганат; (D) гідроген пероксид.

30. Просту речовину кисень застосовують:

- (A) у медицині та ветеринарії; (C) для зварювання та різки металів;
(B) для наповнення скафандрів водолазів; (D) всього вищезазначеного.

РОЗДІЛ 2.3. КАРБОН

2.3.1. Загальна характеристика. Природні сполуки

Карбон належить до IVA-підгрупи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва. Його атом має на зовнішньому енергетичному рівні $2s^2 2p^2$ валентні електрони (рис. 2.11), а у збудженому стані $2s^1 2p^3$, тому характерними ступенями окиснення Карбону є такі: (-4), (+2) та (+4) (табл. 2.4).

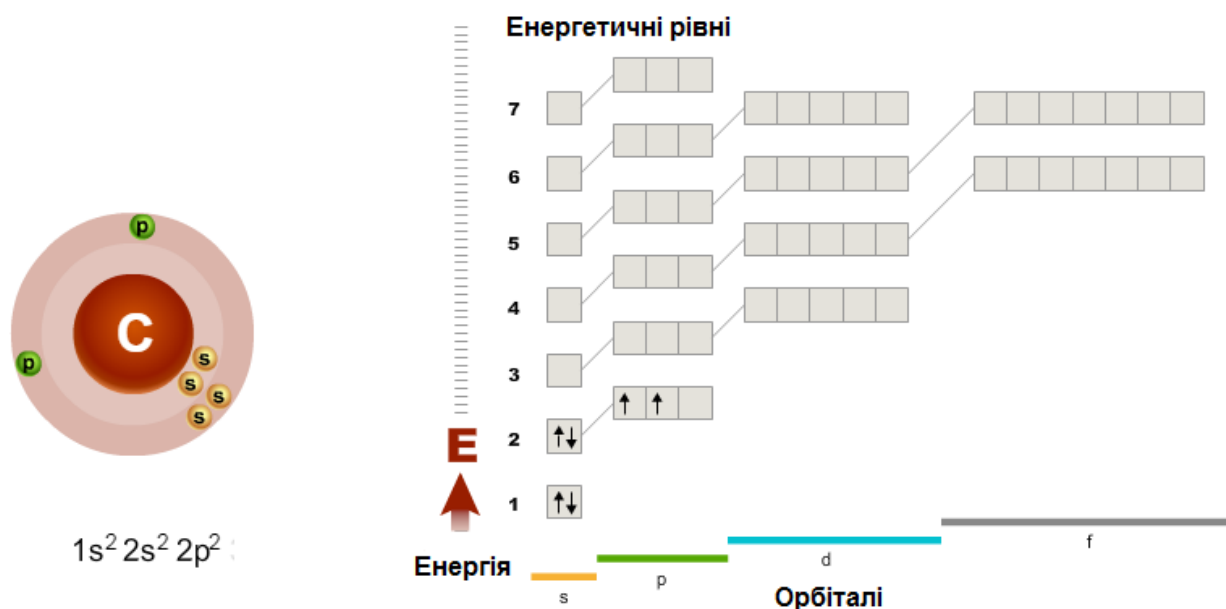
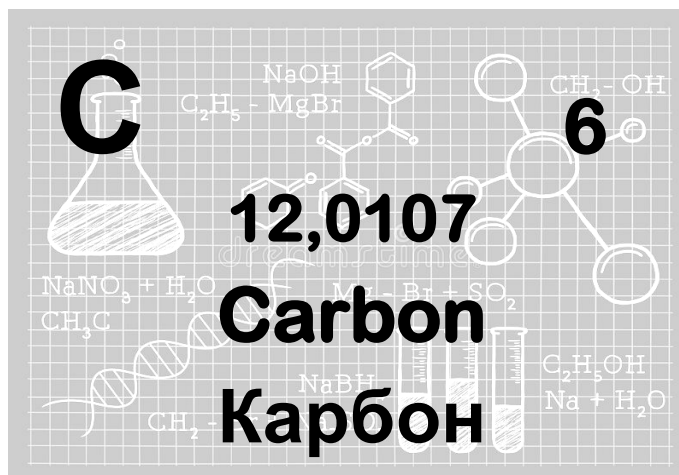


Рис. 2.11. Електронна конфігурація атома Карбону

На відміну від усіх інших елементів IVA-підгрупи, у будь-якому гібридному стані атом Карбону використовує усі свої валентні електрони та орбіталі. При цьому у чотиривалентного Карбону немає власних неподілених електронних пар та вільних орбіталей, що є однією з основних причин великої стійкості одинарного σ -зв'язку. Дійсно, більшість сполук Карбону, й насамперед вуглеводні, мають яскраво виражений ковалентний характер. Міцність простих, подвійних та потрійних зв'язків між атомами Карбону, їх здатність утворювати стійкі ланцюги та цикли обумовлюють існування величезної кількості карбоновмісних сполук, що є предметом вивчення органічної хімії.

Таблиця 2.4. Властивості Карбону

Вміст у земній корі, мас. %	0,1
Електронна формула	$1s^2 2s^2 2p^2$
Радіус атома, нм	0,077
Енергія іонізації, еВ	11,25
Спорідненість до електрона, еВ	1,27
Електронегативність (шкала Полінга)	2,55
Густина (графіт), г/см ³	2,25
Ступені окиснення	-4, 0, +2, +4

Домінуючим є стабільний ізотоп Карбону ^{12}C , що становить близько 99% від маси усіх природних ізотопів цього елемента. Другий за розповсюдженістю стабільний ізотоп ^{13}C є малопоширеним (1%). Поміж радіоактивних ізотопів найважливіше значення має ^{14}C , період піврозпаду якого складає 5720 років.

Карбон у вільному вигляді, зокрема, у формі вугілля, кіптяви та сажі відомий людству дуже давно: близько 100 тис. років тому, коли наші предки оволоділи вогнем, вони щодня мали справу з вугіллям та сажею. Ймовірно, у дуже ранній період люди познайомилися із алотропними видозмінами Карбону – алмазом і графітом, а також із викопним кам'яним вугіллям. Зовсім не дивно, що горіння карбоновмісних речовин було одним із перших хімічних процесів, які зацікавили людину. Оскільки згоряюча речовина “зникала”, поїдаючись вогнем, горіння розглядали як процес розкладання речовини, й тому вугілля (або Карбон) не вважали елементом. Першоосновою був саме вогонь – явище, що супроводжує горіння; у вченнях давнини вогонь зазвичай фігурував у якості одного з важливих елементів.

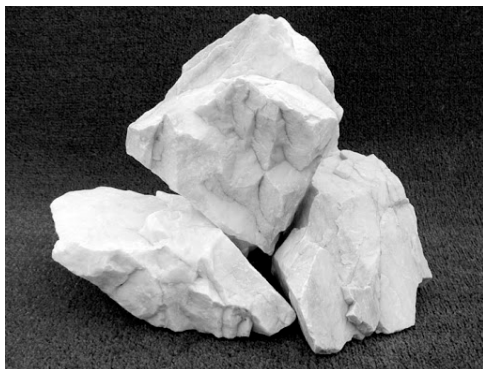
На межі XVII–XVIII ст. виникла теорія флогістону, висунута Й. Бехером та Г. Шталем (1703 р.). Ця теорія визнавала наявність у кожному горючому тілі особливої елементарної речовини – невагомого флогістону, що вивільнюється у процесі горіння. Оскільки після згоряння великої кількості вугілля залишається лише трохи золи, флогістики вважали, що вугілля – це і є майже чистий флогістон. Саме цим пояснювали, зокрема, здатність вугілля відновлювати метали із руд. Пізні флогістики вже почали розуміти, що вугілля є елементарною речовиною. Проте, вперше “чистий вуглець” було визнано елементом лише

А.Л. Лавуазьє, що досліджував процес спалювання у повітрі та кисні вугілля та інших речовин. У відомій книзі “Метод хімічної номенклатури” Гітона де Морво (1787 р.) вперше з’явилася назва “Карбон” (*carbone*) замість французького “чисте вугілля” (*charbone pur*). Під цією ж назвою елемент фігурує у “Таблиці простих тіл” в “Елементарному підручнику хімії” А.Л. Лавуазьє.

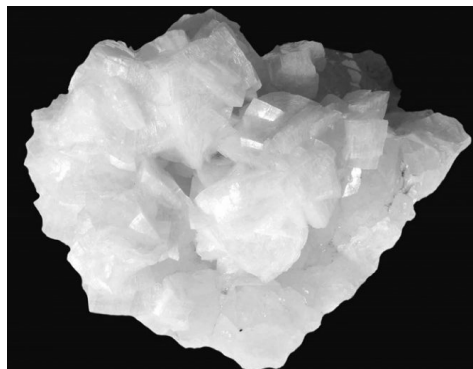
У 1791 р. англійський хімік С. Теннант першим отримав вільний вуглець: він пропускав пари фосфору над прожареною крейдою, у результаті чого утворювався кальцій фосфат та вуглець. Те, що алмаз за умов сильного нагрівання згоряє без залишку, було відомо досить давно. Ще у 1694 р. флорентійські академіки захотіли сплавити кілька невеликих алмазів, щоб одержати один великий, і нагріли їх у фокусі великої оптичної лінзи: при цьому алмази жевріли, немов розжарені вуглини, і врешті згоріли. У 1751 р. французький король Франц I погодився дати алмаз та рубін для дослідів зі спалювання, після чого ці досліді навіть увійшли у моду. Виявилося, що згоряє лише алмаз, а рубін (алюміній оксид із невеликими домішками хрому) витримує без пошкоджень тривале нагрівання у фокусі запальної лінзи. А.Л. Лавуазьє поставив нові досліді зі спалювання алмазу за допомогою великої запальної машини, й також дійшов висновку про те, що алмаз являє собою кристалічний вуглець.

Карбон у природі зустрічається як у вільному стані (алмаз, графіт, карбін і лонсдейліт, фулерен, вуглецеві нанотрубки), так й у вигляді різноманітних сполук. Середній вміст вуглецю у земній корі становить $2,3 \cdot 10^{-2}$ (%); при цьому основна маса Карбону концентрується в осадових гірських породах. Вуглець переважно накопичується у верхніх шарах земної кори, де його присутність пов’язана із живою речовиною, у вигляді горючих копалин – антрациту (94–97% С), бурого (64–80%) та кам’яного вугілля (76–95%), горючих сланців (56–78%), нафти (82–87%), природного газу (до 99% метану), торфу (53–56%) та природних карбонатів (вапняки, доломіти), а також бітумів.

Загалом відомо понад 100 мінералів Карбону, серед яких найбільш поширеними є карбонати Кальцію, Магнію та Феруму (рис. 2.12): *мармур*, *крейда*, *вапняк* – CaCO_3 , *доломіт* – $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, *магнезит* – MgCO_3 , *малахіт* – $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$ та ін. У природі зустрічається також мінерал *шунгіт*, у якому окрім вуглецю (25%), міститься також силіцій діоксид (до 35%).



a



б



в



г

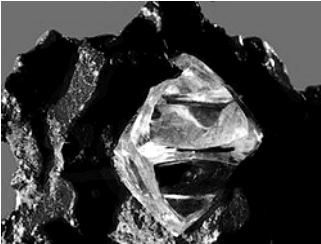
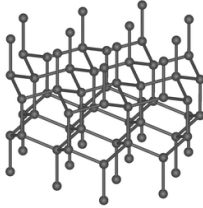
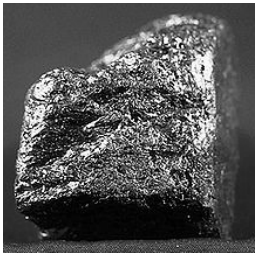
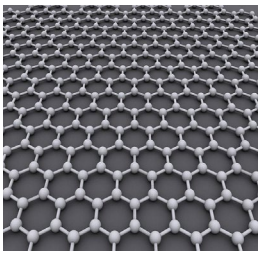
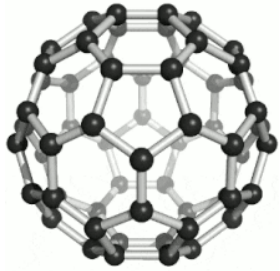
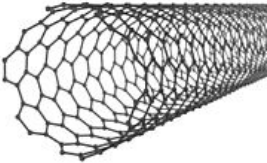
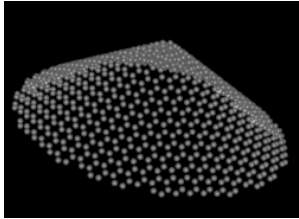


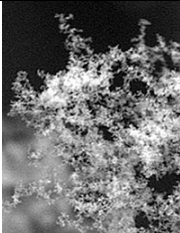
Рис. 2.12. Природні мінерали Карбону: мрамур (а), доломіт (б), магнетит (в), шунгіт (г)




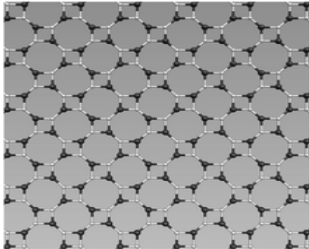
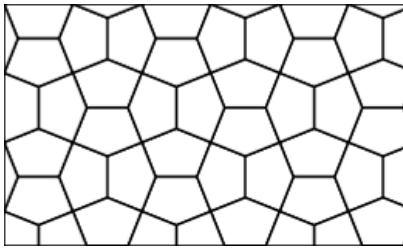
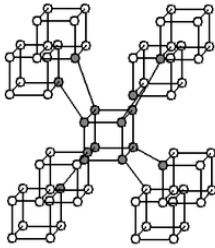
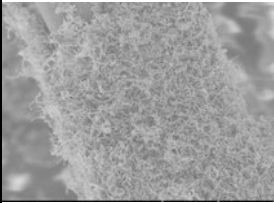
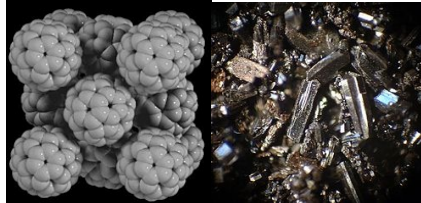
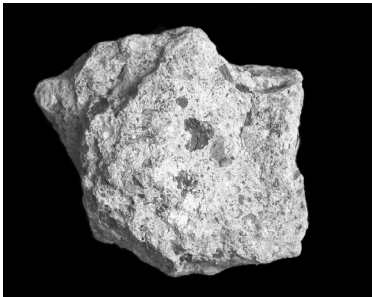
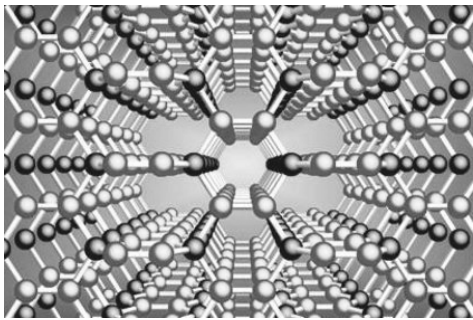

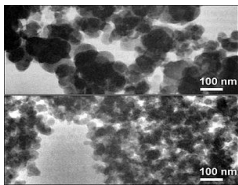
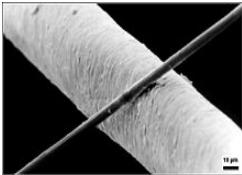
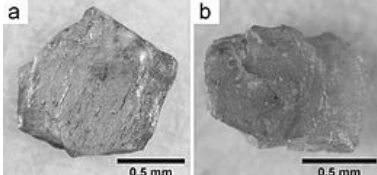

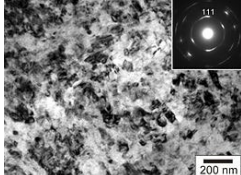
В атмосфері Карбон перебуває у вигляді вуглекислого газу повітря (0,046% CO_2 за масою); у гідросфері (води річок, морів та океанів) його міститься приблизно у 60 разів більше. Важливу роль Карбон відіграє у космосі: на Сонці він є четвертим за розповсюдженістю елементом після Гідрогену, Гелію та Оксигену; ядра Карбону беруть активну участь у численних процесах нуклеосинтезу. У вигляді сполук з Нітрогеном та Гідрогеном, Карбон виявлений в атмосфері багатьох планет Сонячної системи, а також міститься у кам'яних і залізних метеоритах. Деякі з найстаріших зірок містять величезні кількості Карбону, а їх ядра можуть бути представлені у вигляді алмазів розміром з планету!

2.3.2. Одержання і властивості

Карбон утворює кілька алотропних модифікацій. Серед них природними є алмаз, графіт, лонсдейліт, фулерен та вуглецеві нанотрубки. До штучних видозмін Карбону належить карбін, графен, а також аморфний вуглець у вигляді сажі і деревного вугілля. Вони відрізняються тим, у який спосіб поєднуються між собою окремі атоми Карбону у їх структурі (табл. 2.5).

Таблиця 2.5. Алотропні модифікації Карбону

<p><i>sp³-форми</i></p>	<p>Алмаз</p> 	<p>Лонсдейліт</p> 	
<p><i>sp²-форми</i></p>	<p>Графіт</p> 	<p>Графен</p> 	<p>Фулерени</p> 
	<p>Вуглецеві нанотрубки</p> 	<p>Вуглецеві наноконуси</p> 	
<p><i>sp-форми</i></p>	<p>Карбін – складається з вуглецевих фрагментів із потрійними $-C\equiv C-C\equiv C-$ чи подвійними кумульованими $=C=C=C=C=$ карбон-карбоновими зв'язками</p>		
<p><i>Змішані sp³/sp²-форми</i></p>	<p>Склоподібний вуглець – твердий матеріал, що поєднує властивості графіту (висока електропровідність) та скла (висока твердість)</p>		
	 <p>Скловуглець</p>	 <p>Скловуглецеві тиглі</p>	
<p>Аморфний вуглець – стан вуглецю з нерегулярною структурою – (сажа, кокс); вуглецеві нанобруньки, гексагоніт</p>			
<p>Вуглецева нанопіна</p>			

Інші форми	C – атомарний карбон (монокарбон)	C ₂ – дикарбон: C=C:	C ₃ – трикарбон: C=C=C:
			
	Гекеліт 	Пента-графен 	
8 кубічний Карбон 	Нановолокна 	Фулерит 	
Зв'язані форми	Чаоїт 		Металічний вуглець 
	Активоване вугілля 	Технічний вуглець 	
	Вуглецеве волокно 		Гіпералмаз 
	Деревне вугілля 		Наноалмази 

Різна кристалічна будова алмазу та графіту (рис. 2.13), а також карбіну обумовлює відмінність їх фізико-хімічних властивостей.

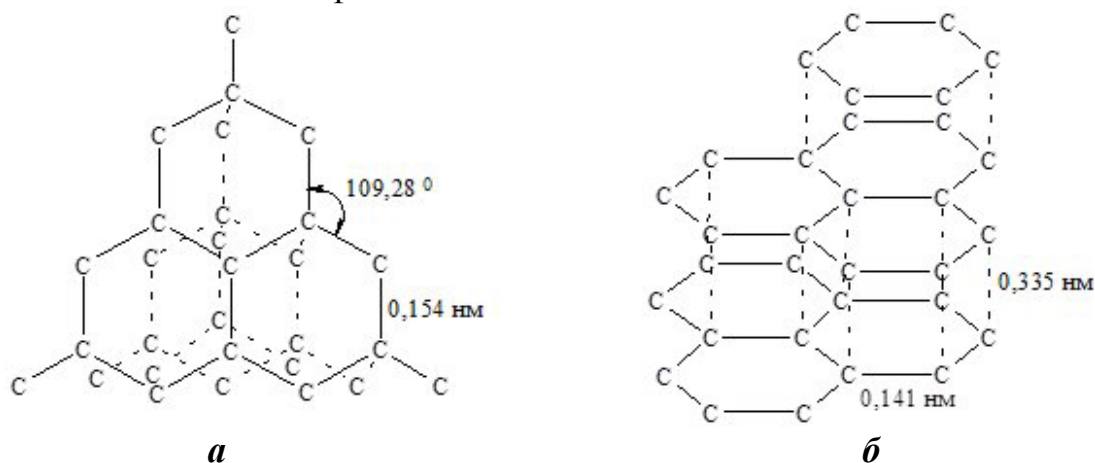


Рис. 2.13. Кристалічні ґратки алмазу (а) та графіту (б)

Алмаз – це зазвичай безбарвний, прозорий мінерал класу самородних неметалів; відноситься до коштовних каменів; може бути як природного, так й синтетичного походження. Алмаз є хімічно дуже стійким. На нього діють лише фтор та кисень, в атмосфері яких за температури вище 800°C він згоряє з утворенням карбон тетрафториду та вуглекислого газу відповідно.

Графіт – сіро-чорна речовина з металічним блиском; дуже м'який, добре проводить електричний струм, тугоплавкий, хімічно інертний матеріал. Графіт має шарувату кристалічну ґратку (рис. 2.13б). При цьому зв'язки між атомами Карбону у межах одного шару є міцними, а між шарами – навпаки, надзвичайно слабкі. Графіт у формі вугілля завдяки пористій структурі має високу адсорбційну здатність. В атмосфері кисню він порівняно легко згоряє з утворенням карбон(IV) оксиду. Слід зауважити, що сажа та деревне вугілля за своєю будовою є невпорядкованими різновидами графіту. При цьому найвищу адсорбційну здатність має саме **активоване вугілля**, що знаходить широке використання для очищення повітря у протигазах, при видаленні отруйних речовин з організму людини, у справі доочищення питної води та ін.

Карбін – це чорна дрібно-кристалічна речовина; у природі не зустрічається, тому є цілком штучним матеріалом. При каталітичному окисненні ацетилену у 1963 р. В.В. Коршак разом зі співробітниками отримали синтетичні різновиди карбіну – α - (**полійн**) та β - (**полікумулен**), що являють собою тверді чорні речовини, побудовані з лінійних полімерних ланцюгів Карбону.

Пізніше також було відкрито ще одну алотропну модифікацію вуглецю – **фулерен**, сферичні поверхні якого містять від 60 до 84 атомів Карбону.

Сажа являє собою найчистіший аморфний вуглець. За способом виробництва сажі поділяють на три групи: каналні, пічні та термічні. Канальні (або дифузійні) сажі отримують при неповному спалюванні природного газу або його суміші з мастилом (наприклад, антраценовим) у так званих пальникових камерах, всередині яких розташовані охолоджувальні поверхні, на яких осідає сажа з полум'я. Пічні сажі одержують при неповному спалюванні мастила, природного газу або їх суміші у факелі, створеному спеціальним пристроєм у реакторах (печах). Сажа у вигляді аерозолі виноситься з реактора продуктами згоряння й уловлюється спеціальними фільтрами. Термічні сажі отримують за умов термічного розкладу природного газу без доступу повітря:



Деревне вугілля добувають шляхом нагрівання дерева без доступу повітря у спеціальних печах в умовах піролізу.

Активоване (активне) вугілля являє собою пористу речовину, яку одержують із різних вуглецевмісних матеріалів органічного походження: деревного вугілля, кам'яновугільного або нафтового коксу, коксового вугілля та ін.

Скловуглець одержують шляхом карбонізації високомолекулярних вуглеводнів. Зазвичай для цього використовують спеціальні термореактивні полімери, яким надають форму потрібного виробу, а потім обробляють при температурі близько 2000°C у вакуумі або інертній атмосфері.

Вуглецеву нанопіну одержують лазерною абляцією скловуглецю у середовищі аргону під тиском від 1 до 100 торр. При цьому вуглець нагрівається до 10000°C та застигає у формі нанопіни.

Кокс (від нім. *koks* та англ. *coke*) – це назва цілого ряду речовин, які одержують промисловими методами. При цьому розрізняють такі види коксу:

- кам'яновугільний кокс (твердий, пористий продукт сірого кольору, який одержують коксуванням кам'яного вугілля);
- нафтовий кокс (твердий залишок вторинної переробки нафтопродуктів);
- пековий кокс (багатий на вуглець твердий залишок, який одержують при розкладанні кам'яновугільного пеку);

- торф'яний кокс (твердий продукт термічного розкладання торфу);
- напівкокс.

Нанотрубки. Розроблено кілька методів для одержання цієї модифікації Карбону у значних кількостях – це, насамперед, електродуговий синтез, лазерна абляція, піроліз карбон(II) оксиду за умов високого тиску, а також хімічне осадження парів. При цьому наростання трубок може відбуватися й у вакуумі або при атмосферному тиску.

Нановолокна одержують шляхом каталітичного газофазного осадження або простим хімічним осадженням у різних варіантах, зокрема у плазмі. При цьому молекули, що перебувають у газовій фазі, розкладаються за умов надзвичайно високих температур, а утворений вуглець осідає у присутності каталізаторів, представлених частіше за все перехідними металами, на особливу підложку, де відбувається подальше зростання волокон навколо частинок каталізатора. У загальному випадку, цей процес включає у себе окремі етапи, такі як розкладання газу, осадження вуглецю, зростання волокна, його утовщення, графітизацію та очищення. Слід відзначити, що діаметр утворюваних нановолокон у значній мірі залежить від розміру часток самого каталізатора.

Астралени. Зразки такого типу було виділено з продуктів переробки графітових стрижнів у квазістаціонарному режимі в умовах дугового розряду. При цьому є цілком можливим виділення окремих вуглецевих наночастинок з вуглецевмісних матеріалів. Сутність методу полягає у тому, що в результаті електролізу, наприклад з метою одержання алюмінію, іноді може утворюватися вуглецева піна (переважно за рахунок електроерозії вугільних електродів), з якої надалі витягують фтористі солі, аморфний вуглець та вуглецеві наноструктури.

Нанобруньки синтезують в аерозольному реакторі безперервної дії.

Графен. Його окремі шматочки одержують за умов механічного впливу на високоорієнтований піролітичний графіт або киш-графіт. Спочатку плоскі шматки графіту розміщують між липкими стрічками скотчу та розщеплюють раз за разом, створюючи достатньо тонкі шари (серед багатьох плівок можуть траплятися навіть одно- та двошарові). Після злущування скотч із тонкими плівками графіту притискають до підложки з окисненого силіцію. При цьому досить важко одержати плівку заздалегідь визначеного розміру чи форми або у

чітко фіксованих частинах підложки, оскільки горизонтальні розміри плівок зазвичай складають не більше 10 мкм.

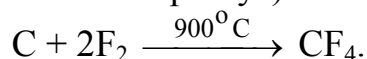
Атомарний Карбон – це дуже нестійка форма вуглецю, що існує протягом нетривалого проміжку часу; він утворюється шляхом передачі струму високої енергії між двома вуглецевими електродами при генеруванні електричної дуги. Цей метод тісно пов'язаний з утворенням фулеренів C_{60} , хоча й вимагає застосування набагато глибшого вакууму.

Дикарбон – це двохатомні молекули Карбону (C_2), що утворюються у парах вуглецю, наприклад в електричній дузі, у кометах, зоряних атмосферах та міжзоряному просторі, а також у синьому вуглеводневому полум'ї. Він також може бути одержаний з графіту в умовах електричного дугового розряду. Іноді його ідентифікують як один із продуктів реакції тетрахлоретилену з металічним натрієм. Молекула C_2 не здатна до існування за звичайних умов, оскільки вуглець є значно стійкішим у інших формах (алмазу, графіту або фулерену).

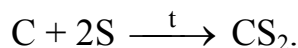
Трикарбон вперше ідентифікували за допомогою спектроскопічних методів у хвості однієї з комет ще на початку ХХ ст. Згодом він був визначений у деяких зоряних атмосферах. Малі кластери такого типу, як C_3 можна розглядати як прекурсори на шляху до утворення промислових алмазів та фулеренів.

За звичайних умов Карбон є хімічно інертним, хоча при високих температурах він здатний до взаємодії з багатьма елементами, виявляючи сильні відновні властивості. Хімічна активність різних форм Карбону закономірно зменшується у ряду: аморфний вуглець, графіт, алмаз; на повітрі вони спалахують при температурах, вищих за 500, 700 та 1000°C відповідно.

При нагріванні вуглець реагує з багатьма неметалами (H_2 , F_2 , O_2 , N_2 , S), металічними елементами, оксидами та кислотами; безпосередньо взаємодіє лише із фтором (з іншими галогенами не реагує):

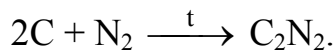


З сіркою реакція відбувається з утворенням карбон дисульфід (1000°C):

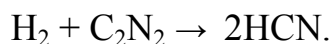


Карбон дисульфід CS_2 – це безбарвна рідина з отруйними випарами. У техніці вона застосовується як розчинник для багатьох смол, жирів, фарб, а також деяких неорганічних речовин (зокрема, сірки, бром та йоду).

При дії електричного розряду на суміш графіту та азоту утворюється диціан:

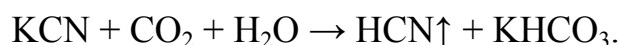


Диціан C_2N_2 – це безбарвний отруйний газ, який подразнює слизові оболонки дихальних шляхів; реагує з воднем, утворюючи ціанідну кислоту:

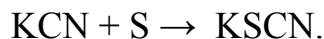


Ціанідна кислота HCN – безбарвна, летка рідина із запахом гіркою мигдалю; надзвичайно отруйна (її летальна доза становить менше 0,05 г). Механізм отруйної дії полягає в утворенні стійких комплексних сполук, особливо із дво-валентним катіоном Феруму, який входить до складу молекул гемоглобіну. Ось чому навіть мінімальна кількість ціанідної кислоти, а також її солей – ціанідів, здатна викликати параліч дихальних шляхів.

Ціанідна кислота є дуже слабкою, завдяки чому вона легко витісняється зі своїх солей навіть під дією вуглекислого газу у присутності води:

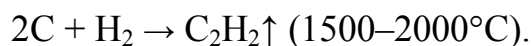
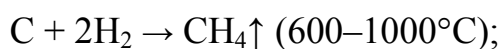


Калій ціанід KCN , **натрій ціанід** NaCN застосовуються при добуванні золота. За умов кип'ятіння цих розчинів із сіркою утворюються **тіоціанати**:

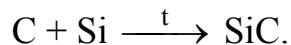


На відміну від ціанідів, тіоціанати є неотруйними: вони відіграють роль лігандів у координаційних сполуках та застосовуються в аналітичній хімії.

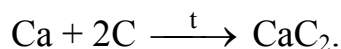
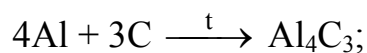
За умов високих температур або наявності каталізатора (Ni/Pt) Карбон реагує з воднем, утворюючи різноманітні за своїм характером вуглеводні:



З кремнієм при нагріванні утворюється **силіцій карбід**:



З металічними елементами Карбон утворює численні **карбіди**:



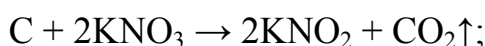
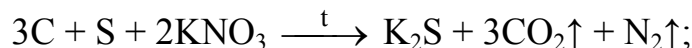
Останні бувають солеподібного типу (Al_4C_3 , Be_2C , CaC_2), а також ковалентні (SiC , B_4C_3) та металоподібні (Fe_3C). При дії води на солеподібні карбіди виділяється метан або ацетилен:



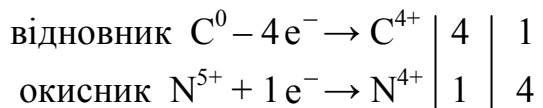
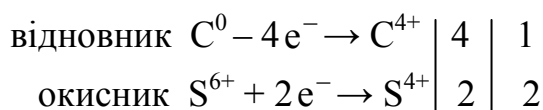
Ковалентні карбіди є хімічно інертними та дуже твердими речовинами; металоподобні аналоги – тверді та жаростійкі матеріали, що під дією кислот утворюють метан і водень:



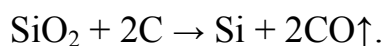
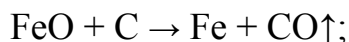
Карбон реагує також з багатьма складними речовинами:



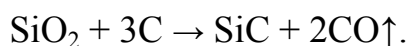
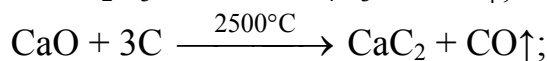
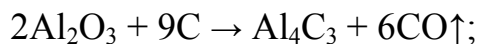
Вуглець окиснюється концентрованою сульфатною або нітратною кислотою при 100°C з утворенням вуглекислого газу:



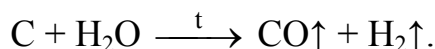
Карбон відновлює оксиди металічних та неметалічних елементів:



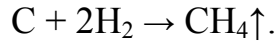
Іноді при цьому утворюються карбіди:



Метод відновлення оксидів вугіллям у металургії ще називають **карботермією**. Розпечений до червоного кольору вуглець реагує з водяною парою із утворенням **водяного газу**:

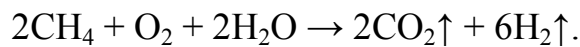


З воднем вугілля за наявності нікелевого каталізатора та за умов нагрівання утворює **метан** – основну складову частину природних горючих газів:



Метан – це газ, що не має ані кольору, ані запаху; майже нерозчинний у воді. Він постійно накопичується у кам'яновугільних шахтах, тому його ще називають рудниковим газом. Суміш метану із повітрям є вкрай вибухонебезпечною, особливо у співвідношенні (1:10). Метан горить майже безбарвним полум'ям з виділенням значної кількості теплоти (879 кДж/моль). Він з вибухом реагує зі фтором, за звичайних умов повільно взаємодіє із хлором та ще повільніше з бромом; з йодом реакція майже не відбувається взагалі.

Важливого значення набуває також каталітична конверсія метану за температури 800–900°C:



Цей процес належить до одного з промислових методів одержання водню.

Оксигеновмісні сполуки Карбону. З киснем Карбон утворює стійкі сполуки – карбон(II) та карбон(IV) оксиди.

Карбон(II) оксид (чадний газ). Атом Карбону у молекулі CO перебуває у основному енергетичному стані та має одну вакантну *p*-орбіталь, а тому здатний до утворення одразу двох ковалентних полярних зв'язків між атомами C та O, а також ще одного зв'язку – за донорно-акцепторним механізмом (рис. 2.14).

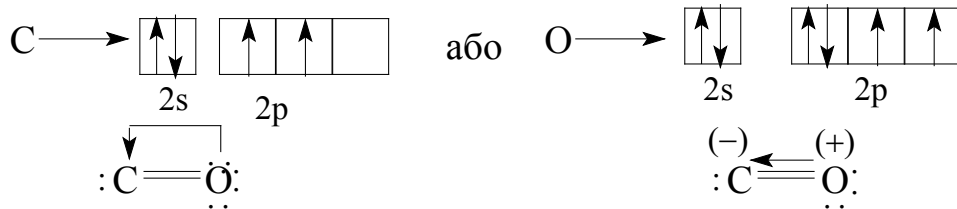
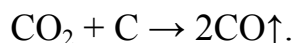
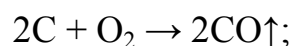


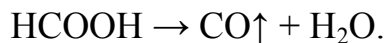
Рис. 2.14. Схема утворення зв'язків у молекулі карбон(II) оксиду

Отже, валентність Карбону у молекулі CO насправді дорівнює трьом та не співпадає із формальним ступенем окиснення (+2).

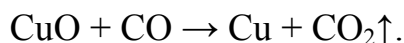
Карбон(II) оксид – це газ без запаху та кольору, майже не розчиняється у воді; набагато легший за повітря, отруйний. Цей оксид утворює з гемоглобіном крові міцну сполуку **карбоксигемоглобін**, яка перешкоджає перенесенню кисню від легенів до тканин організму. Основним засобом проти отруєння чадним газом є свіже повітря. Карбон(II) оксид утворюється при спалюванні вуглецю або його сполук в умовах недостатньої для повного згоряння кількості кисню, а також внаслідок взаємодії карбон(IV) оксиду із розжареним вугіллям:



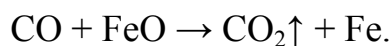
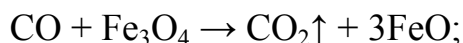
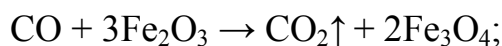
У лабораторних умовах карбон(II) оксид добувають із форміатної кислоти при дії концентрованою сульфатною кислотою за умов нагрівання (100°C):



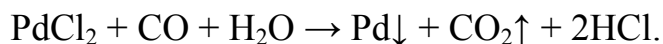
Карбон(II) оксид є несолетворним оксидом: він не взаємодіє з водою, лугами та кислотами; у реакціях виявляє сильні відновні властивості, наприклад відновлює метали з їх оксидів:



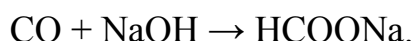
В основі доменного виробництва чавуну лежать реакції відновлення металічного заліза з його оксидів:



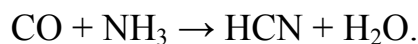
Карбон(II) оксид також відновлює солі благородних металів (Ag, Pd, Pt, Au). Реакцію взаємодії паладій(II) хлориду із чадним газом використовують для виявлення CO за утворенням чорного осаду металічного паладію:



З твердим натрій гідроксидом чадний газ взаємодіє під тиском, утворюючи натрій форміат:



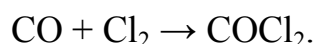
При нагріванні під тиском суміші карбон(II) оксиду з амоніаком, утворюється ціанідна кислота:



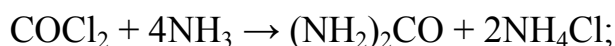
Чадний газ також взаємодіє із сіркою, утворюючи **карбоніл сульфід**:

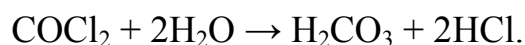


При опроміненні світлом або у присутності каталізатора CO взаємодіє з хлором, утворюючи **оксохлорид (фосген)**:



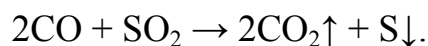
Останній енергійно взаємодіє з амоніаком, утворюючи суміш карбаміду та амоній хлориду, а також гідролізує у присутності води:





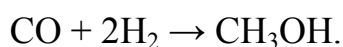
Ці реакції використовуються для експрес-виявлення фосгену: зі змоченого розчином амоніаку ватного тампону у присутності цієї речовини починає помітно виділятися білий дим.

Карбон(II) оксид відновлює також сульфур(IV) оксид:

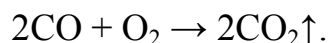


З перехідними металами він утворює горючі та отруйні сполуки координаційного типу – *карбоніли*: $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Cr}(\text{CO})_6$, $\text{Ni}(\text{CO})_4$, $\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}$, $\text{Co}_2(\text{CO})_9$ та ін.

При взаємодії CO та H_2 за температури 250°C під тиском 7 МПа за участю каталізатора (суміш оксидів цинку та купруму) утворюється метиловий спирт:



Карбон(II) оксид горить синім полум'ям з утворенням вуглекислого газу:



Карбон(IV) оксид (вуглекислий газ) – це безбарвний газ, що у півтора рази важчий за повітря. Якщо його охолодити до температури -72°C , він кристалізується та стає схожим на сніг. Тому вуглекислий газ у твердому стані іноді ще називають “*сухим льодом*” (рис. 2.15). Під дією високого тиску (5,11 МПа) за температури $+20^\circ\text{C}$ він повільно перетворюється на безбарвну рідину.



Рис. 2.15. Сухий лід

Близько 0,03% CO_2 входить до складу повітря. Він утворюється при горінні вугілля, а також під час окиснення усіх органічних речовин (процеси дихання, бродіння, гниття), міститься у багатьох мінеральних водах. Карбон(IV) оксид не горить та не підтримує горіння, тому його активно застосовують для гасіння пожеж. Зазвичай, вогнегасник містить у своєму складі рідкий CO_2 або цей газ генерується внаслідок взаємодії натрій карбонату із сульфатною кислотою:



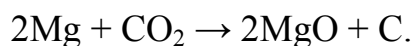
У промисловості вуглекислий газ одержують випалюванням вапняку:



а у лабораторних умовах – дією хлоридної кислоти на мармур в апараті Кіппа:



Карбон(IV) оксид є слабким окисником, тому лише дуже активні метали здатні реагувати із ним, утворюючи вуглець:

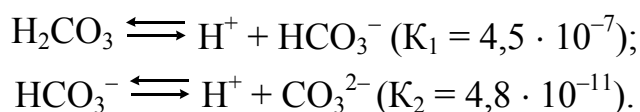


Під тиском вуглекислий газ безпосередньо взаємодіє з амоніаком. При цьому утворюється біла кристалічна речовина, добре розчинна у воді, яку називають карбамідом або *сечовиною*:

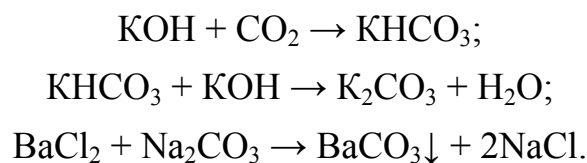


Остання є кінцевим продуктом білкового обміну у живих організмах, тому її одержання у лабораторних умовах (Ф. Велер, 1828 р.) завдало серйозного удару по теорії віталізму, яка довгий час панувала у хімії. Згодом сечовина знайшла широке застосування у сільському господарстві як висококонцентроване азотне добриво, а також добавка до корму жуйних тварин. У промисловості карбамід застосовують для виробництва пластиків.

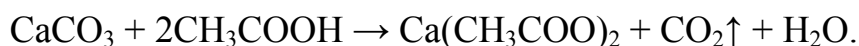
За хімічною природою вуглекислий газ є кислотоутворюючим оксидом. При розчиненні CO_2 у воді утворюється нестійка *карбонатна кислота*, для якої встановлюється ступінчаста рівновага дисоціації:



Карбонатна кислота утворює середні солі (*карбонати*) та кислі (*гідрогенкарбонати*). Усі вони погано розчиняються у воді, окрім солей лужних металів та амонію. Як правило, їх одержують при дії вуглекислого газу на розчини лугів або шляхом обмінних реакцій:



Під дією мінеральних та органічних кислот усі карбонати розкладаються із виділенням карбон(IV) оксиду:

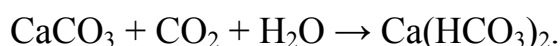


Взаємодію солей карбонатної кислоти із сильними кислотами використовують для того, щоб відрізнити карбонати та гідрогенкарбонати від інших солей. Внаслідок такої взаємодії іони Гідрогену зв'язуються так само ефективно, як й у типових реакціях нейтралізації.

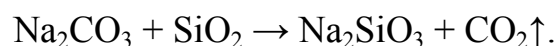
Гідрокарбонати є термічно нестійкими сполуками. Під час нагрівання вони легко перетворюються на відповідні карбонати або оксиди:



Якщо крізь розчин натрій карбонату або суспензію кальцій карбонату у воді пропускати надлишок карбон(IV) оксиду, вони з легкістю перетворюються на вихідні гідрокарбонати (зворотний процес):



Одним із основних продуктів хімічної промисловості є **натрій карбонат (технічна сода)**. Її використовують для одержання скла, мила, паперу, тканин, а також у нафтопереробній галузі. В основі виробництва скла лежить добре відома реакція витіснення леткого карбон(IV) оксиду нелетким кремнеземом. При цьому процес перебігає в умовах спікання суміші вихідних речовин:



Натрій гідрокарбонат (питна сода) являє собою білий кристалічний порошок, який розчиняється у воді значно гірше за відповідний карбонат; останній також має більш яскраво виражений лужний характер середовища. Питна сода широко застосовується у медицині як розчин для промивання слизових оболонок та шкіри, а у харчовій промисловості виконує роль розпушувача тіста під час випікання хліба. **Калій карбонат (поташ)** – це гігроскопічний порошок, який розпливається на повітрі внаслідок активного поглинання водяних парів; утворює сильнолужні розчини, у зв'язку із чим знаходить своє застосування під час виготовлення мила, скла та інших технічних продуктів.

2.3.3. Біологічна роль сполук Карбону

Карбон є одним із найважливіших елементів, що неодмінно входить до складу усіх живих організмів: кожна складна біомолекула побудована на основі карбонового скелету. Атоми Карбону постійно мігрують з однієї частини біосфери в іншу. На прикладі колообігу цього елемента (рис. 2.16) можна простежити всю картину життя на нашій планеті. При цьому основні резерви Карбону на Землі представлено у вигляді вуглекислого газу, що міститься в атмосфері, а також у Світовому океані.

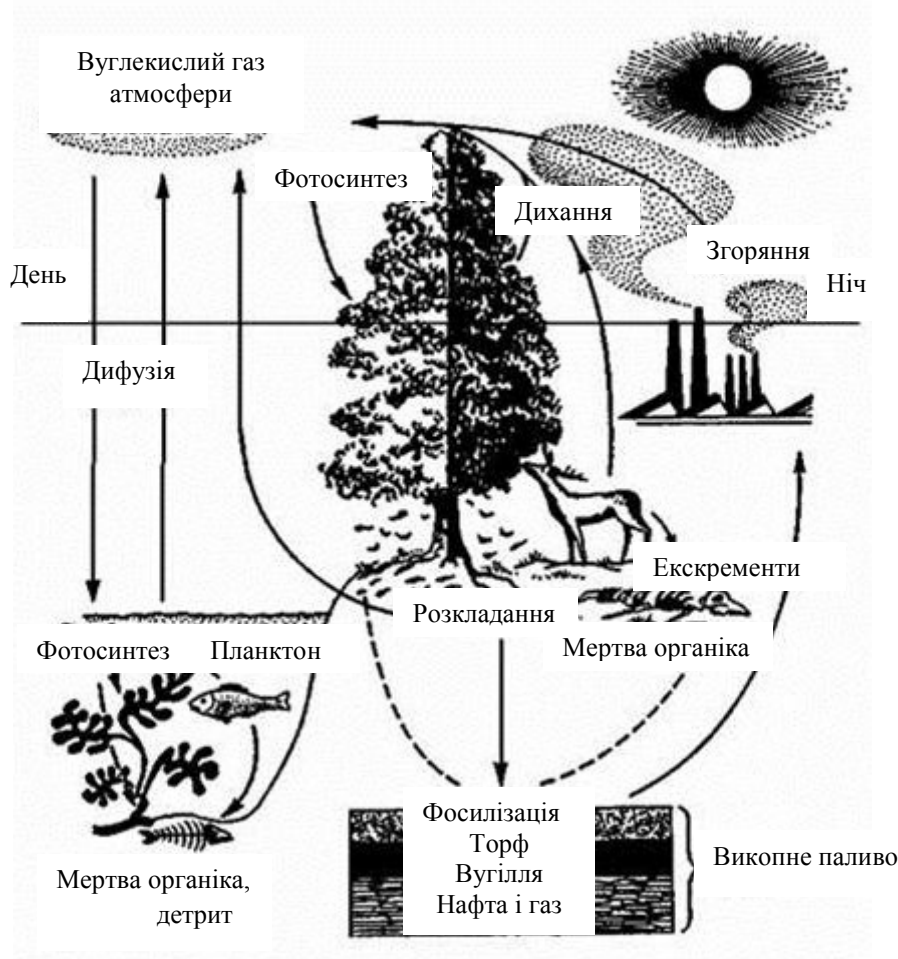


Рис. 2.16. Колообіг Карбону у природі

Важливу роль у колообігу Карбону відіграє саме карбон(IV) оксид, що входить до складу атмосфери Землі, куди він потрапляє внаслідок багатьох різноманітних процесів: від виверження вулканів, горіння палива та розкладання вапняку до дихання усіх живих істот разом із процесами бродіння та гниття.

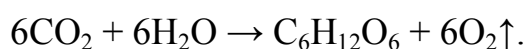
З повітря вуглекислий газ у значних кількостях поглинається наземними рослинами та фітопланктоном Світового океану. Процес поглинання CO_2 відбувається лише на світлі (фотосинтез), внаслідок чого утворюються численні органічні сполуки. Із рослин, які поїдаються тваринами, Карбон переходить до організму останніх. Тварини виділяють його у вигляді вуглекислого газу під час дихання. Живі організми згодом відмирають, а утворені рештки починають перегнивати, окиснюватись й частково перетворюватись на CO_2 , який повертається у повітря та знову поглинається рослинами. Лише частково рослинні та тваринні рештки у ґрунті здатні перетворюватись на горючі копалини – буре та кам'яне вугілля, нафту, природний газ, торф. Їх використовують як паливо, внаслідок згоряння якого CO_2 знову повертається до атмосфери.

Вуглекислий газ повітря здатний до поглинання водами Світового океану, де він повільно реагує з мінералами в умовах їх руйнування. У такий спосіб утворюються осадові породи – вапняки та доломіти, а усе розмаїття геологічних процесів забезпечує постійний характер колообігу Карбону. Проте, через різке збільшення обсягів спалювання викопних порід, вміст вуглекислого газу в атмосфері продовжує збільшуватись, а кисню – навпаки, зменшуватись. Порушення рівноваги між вмістом цих газів в атмосфері може призвести до так званого “парникового ефекту”, оскільки CO_2 відіграє таку саму роль, як й скло у теплиці: вуглекислий газ вільно пропускає на Землю випромінювання від Сонця, однак сильно затримує тепло від поверхні самої планети. У зв’язку із цим порушується нормальна тепловіддача у космічний простір, що у свою чергу сприяє значному потеплінню клімату.

Карбон є структурною одиницею величезної кількості органічних сполук, що беруть участь у побудові живих організмів та забезпечують перебіг їх життєвих процесів. Станом на 1999 р., загальна кількість відомих органічних сполук, що існують у природі або утворені синтетичним шляхом, нараховувала більше 18 млн. (!) До них належить й значна кількість біоорганічних молекул – білків, нуклеїнових кислот, вуглеводів, жирів, ферментів, гормонів, вітамінів, а також фізіологічно-активних речовин. Ось чому саме Карбону належить найголовніша роль в утворенні біосистем!

Атоми Карбону, завдяки особливостям будови зовнішньої електронної оболонки, утворюють міцні та енергомісткі зв’язки – прості, подвійні або потрійні. Вони з’єднуються між собою, утворюючи лінійні, розгалужені або циклічні структури, у тому числі й за участю гетероатомів. Як відомо, серед гетероциклічних сполук існує величезна кількість біологічно активних речовин. Атоми Карбону у межах однієї сполуки здатні виконувати роль як акцептора, так й донора електронної густини. З біологічної точки зору, дуже важливим є той факт, що усі хімічні зв’язки, утворені атомами Карбону, є не лише міцними, але й водночас здатні до розриву в умовах численних біохімічних процесів. Оскільки атоми Карбону можуть мати зовсім різні ступені окиснення навіть у межах однієї й тієї ж молекули, то це також слугує додатковою причиною зростання різноманіття хімічних сполук, утворених цим елементом.

Карбон входить до складу рослинних та тваринних організмів у кількості, що не перевищує 18% за масою. При цьому найпотужнішим механізмом для його засвоєння у формі вуглекислого газу залишається процес фотосинтезу, що перебігає у зелених частинах рослин. Щороку у такий спосіб асимілюється близько 100 млрд. т (!) карбон(IV) оксиду. Рослини поглинають вуглекислий газ із повітря, виділяючи в атмосферу еквівалентний об'єм кисню. У присутності хлорофілу CO_2 взаємодіє з водою, перетворюючись на більш складні органічні сполуки, зокрема вуглеводи. Схематично процес їх утворення може бути представлений за допомогою сумарного рівняння реакції:



Більшість тварин споживає Карбон у вигляді вже готових органічних речовин. Окрім основної функції – джерела Карбону, вуглекислий газ, розчинений у природних водах та біологічних рідинах, бере активну участь у підтриманні оптимальної для життєвих процесів кислотності середовища. У складі кальцій карбонату Карбон утворює зовнішній кістяк багатьох безхребетних тварин, а також міститься у коралах, шкаралупі пташиних яєць та ін. Такі сполуки, як HCN , CO та CCl_4 , що переважали за своїм вмістом у первісній атмосфері Землі, надалі, у процесі біологічної еволюції, перетворилися на сильні антиметаболіти обміну речовин.

В організм людини Карбон надходить із їжею у кількості близько 300 г на добу. При цьому загальний вміст Карбону становить 21%. Цей біоелемент складає $\frac{2}{3}$ від маси всієї м'язової тканини та майже $\frac{1}{3}$ від маси кісток. Карбон виводиться із організму з повітрям, що видихається через легені у формі вуглекислого газу, а також із сечею через вивідну систему. Окиснення сполук Карбону під дією кисню слугує для організму важливим джерелом енергії.

З усіх сполук Карбону у медицині для інгаляцій застосовують вуглекислий газ (5–7%) у суміші з киснем (*карбоген*). Він має прямий та рефлекторний стимулюючий вплив на центр дихання, є його специфічним збуджувачем у багатьох фізіологічних процесах. Вуглекислий газ у суміші з киснем призначається у випадку шокowego стану, пригнічення дихального центру, асфіксії новонароджених та різноманітних отруєннях. Напої, що містять вуглекислий газ, підви-

щують секреторну, моторну та всмоктувальну здатність харчового каналу. Рідкий вуглекислий газ за кімнатної температури та нормального тиску поглинає значну кількість теплоти, перетворюючись на білу кригоподібну масу. Ці властивості використовуються при заморожуванні тканин у гістології; у дерматології “вуглекислий сніг” застосовується місцево при лікуванні червоної вовчанки, прокази, бородавок та ін.

Натрій гідрогенкарбонат разом із його калієвим аналогом у присутності карбонатної кислоти утворює в організмі буферну систему, що сприяє регулюванню кислотно-лужної рівноваги. Він нейтралізує хлоридну кислоту шлункового соку, тобто має антацидні властивості; підвищує лужні резерви крові та знімає явище ацидозу; при виділеннях слизовими оболонками дихальних шляхів сприяє розрідженню мокротиння. Питну соду також застосовують при гіперацидному гастриті, виразковій хворобі шлунку та дванадцятипалої кишки; зовнішньо – у вигляді розчинів в отоларингології, стоматології та офтальмології; для нейтралізації кислот, що потрапляють на слизові оболонки та шкіру.

Активоване вугілля як важливий адсорбуючий засіб має розгалужену поверхню та здатне адсорбувати гази, алкалоїди, токсини; призначається при метеоризмі, харчових інтоксикаціях, отруєннях солями важких металів.

Ціанід-іони у мікрокількостях утворюються в організмі та використовуються ним для побудови деяких біологічних структур, зокрема ціанокобаламіну (вітаміну B₁₂). У цій молекулі ціанід-іони виконують роль лігандів у складі хелатного комплексу.

Запитання для самоконтролю

1. Яким є положення Карбону у періодичній системі елементів? Охарактеризуйте його типові валентні можливості.
2. Наведіть основні алотропні модифікації Карбону. У чому полягають їх принципові відмінності?
3. Чим обумовлене існування значної кількості різноманітних органічних сполук? Відповідь поясніть.
4. Охарактеризуйте загальну поширеність Карбону у природі. До складу яких гірських порід та мінералів він входить?

5. Наведіть приклади взаємодій вуглецю із типовими металічними та неметалічними елементами. Які бінарні сполуки при цьому утворюються?
6. Як впливає на хімічні властивості карбон(II) оксиду наявність у атома Карбону власної неподіленої електронної пари?
7. Охарактеризуйте кислотно-основні перетворення, що відбуваються під час розчинення вуглекислого газу у воді. Як можна пояснити загальну нестійкість карбонатної кислоти?
8. Опишіть колообіг Карбону у природі. Яку роль у процесах міграції цього елемента відіграє фотосинтез?
9. Що таке “парниковий ефект” та в який спосіб він може зашкодити навколишньому середовищу?
10. У чому полягає біологічна роль сполук Карбону в організмі людини та тварин? Наведіть приклади.

Тестові завдання до теми

1. Позначте кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома Карбону:

- (A) 2; (C) 6;
(B) 4; (D) 8.

2. Вкажіть хімічну формулу вапняку:

- (A) CaCO_3 ; (C) Na_2CO_3 ;
(B) NaHCO_3 ; (D) MgCO_3 .

3. Позначте алотропну модифікацію Карбону, яка виявляє найбільшу твердість:

- (A) графіт; (C) алмаз;
(B) фулерен; (D) карбін.

4. Позначте фізичну властивість, що притаманна графіту:

- (A) при нагріванні легко переходить у газоподібний стан; (C) легко проводить електричний струм та тепло;
(B) є діелектриком; (D) розчиняється у воді.

5. Вкажіть причину, завдяки якій алмаз має високу твердість:

- (A) складається з атомів Карбону; (C) має атомні кристалічні ґратки;
(B) не має забарвлення; (D) має високу температуру плавлення.

6. З якою із наведених речовин буде реагувати вуглець?

- (A) HCl; (C) KOH;
(B) CO; (D) CuO.

7. Вкажіть загальну кількість електронів у атомі Карбону:

- (A) 2; (C) 6;
(B) 4; (D) 8.

8. Вкажіть мінімальний та максимальний ступені окиснення Карбону:

- (A) -2, 0; (C) -2, +4;
(B) -2, +3; (D) -4, +4.

9. Карбон виявляє найвищу адсорбційну здатність у формі:

- (A) графіту; (C) сажі;
(B) активованого вугілля; (D) алмазу.

10. Електронна конфігурація атома Карбону у незбудженому стані має вигляд:

- (A) $1s^2 2s^2 2p^2$; (C) $1s^2 2s^2 2p^1$;
(B) $1s^2 2s^2 2p^4$; (D) $1s^2 2s^1 2p^3$.

11. Як добувають карбон(IV) оксид у лабораторних умовах?

- (A) прожарюванням крейди; (C) спалюванням органічних сполук;
(B) взаємодією повітря із розжареним коксом; (D) дією хлоридної кислоти на кальцій карбонат.

12. “Сухий лід” – це:

- (A) зріджений газ CO₂; (C) тверда форма CO₂;
(B) зріджений газ CO; (D) тверда форма CO.

13. Яке з тверджень про карбонатну кислоту є правильним?

- (A) це слабка та нестійка кислота; (C) розчиняється у воді;
(B) утворює солі карбонати; (D) все вищезазначене.

14. Якою є валентність Карбону у молекулі карбонатної кислоти?

- (A) II; (C) III;
(B) IV; (D) I.

15. За допомогою якого з реактивів можна визначити іон CO_3^{2-} ?

- (A) KCl; (C) Na_2SiO_3 ;
(B) H_2SO_4 ; (D) K_2SO_4 .

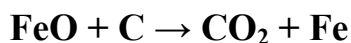
16. Питна сода – це:

- (A) K_2CO_3 ; (C) KHCO_3 ;
(B) Na_2CO_3 ; (D) NaHCO_3 .

17. Карбон(IV) оксид:

- (A) зазвичай не реагує з лугами; (C) не відновлює металів з їх оксидів;
(B) не взаємодіє з основними та амфотерними оксидами; (D) не змінює колір лакмусу при взаємодії з водою.

18. Сума всіх коефіцієнтів у наведеному нижче рівнянні реакції складає:



- (A) 2; (C) 6;
(B) 4; (D) 8.

19. Поташ – це тривіальна назва:

- (A) калій гідрогенкарбонату; (C) кальцій карбонату;
(B) калій карбонату; (D) кальцій гідрогенкарбонату.

20. Органічні сполуки утворюються в процесі фотосинтезу із:

- (A) CO_2 та H_2O ; (C) CH_4 та H_2O ;
(B) CO та H_2O ; (D) CO_2 та CH_4 .

21. Карбон(II) оксид:

- (A) зазвичай не здатний до горіння; (C) не виявляє окисні властивості;
(B) не виявляє відновні властивості; (D) не взаємодіє з оксидами металів.

22. При кип'ятінні водного розчину питної соди вона розкладається з утворенням:

- (A) натрій карбонату; (C) води;
(B) вуглекислого газу; (D) всього вищезазначеного.

23. Валентності Карбону у сполуках CO, CO_2 та CH_4 становлять відповідно:

- (A) III, II та I; (C) II, IV та IV;
(B) I, II та III; (D) III, I та II.

24. При пропусканні вуглекислого газу крізь водний розчин натрій карбонату утворюється:

- (A) натрій гідроксид; (C) натрій гідрогенкарбонат;
(B) натрій оксид; (D) карбонатна кислота.

25. Коефіцієнт перед формулою відновника у наведеному нижче рівнянні реакції дорівнює:



- (A) 1; (C) 3;
(B) 2; (D) 4.

26. При кип'ятінні водного розчину $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ причиною появи каламуті слід вважати:

- (A) зменшення розчинності кальцій гідрогенкарбонату у воді; (C) утворення нерозчинного кальцій карбонату;
(B) виділення вуглекислого газу; (D) випаровування води.

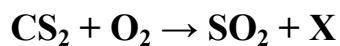
27. Вуглекислий газ можна розпізнати за допомогою:

- (A) вапняної води; (C) хлоридної кислоти;
(B) натрій гідроксиду; (D) хлорної води.

28. Широке застосування активованого вугілля у медичній практиці базується на його:

- (A) малій густині; (C) високій хімічній активності;
(B) високій адсорбційній здатності; (D) низькій розчинності у воді.

29. Формула речовини "X" та коефіцієнт перед нею у рівнянні реакції, схема якої відповідає:



- (A) CO_2 ; (C) C;
(B) CO; (D) 2CO_2 .

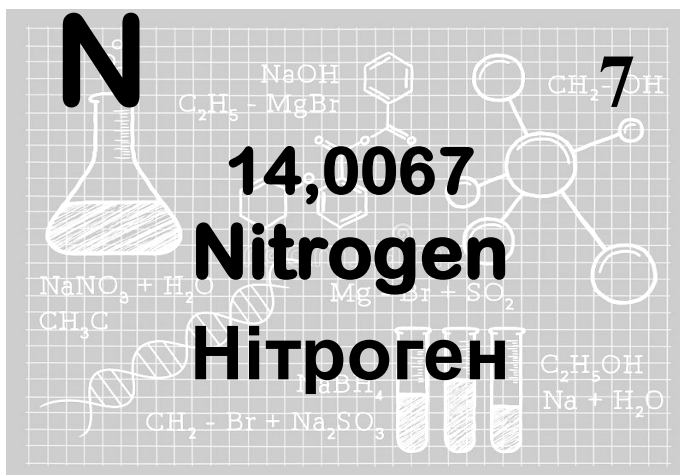
30. Для одержання вуглекислого газу у промисловості зазвичай застосовують реакцію:

- (A) термічного розкладу вапняку; (C) горіння деревного вугілля;
(B) окиснення карбон(II) оксиду; (D) взаємодії крейди з кислотами.

РОЗДІЛ 2.4. НІТРОГЕН

2.4.1. Загальна характеристика. Природні сполуки

Нітроген розташований у VA-підгрупі періодичної системи Д.І. Менделєєва. Атом цього елемента має п'ять валентних електронів (табл. 2.6), з яких два знаходяться на *s*-підрівні та три на *p*-підрівні зовнішнього енергетичного рівня (s^2p^3). Атом Нітрогену має чотири валентні орбіталі (рис. 2.17), які можуть знаходитись у стані sp^3 , sp^2 та sp -гібридизації. Ступінь окиснення Нітрогену у його сполуках змінюється у широких межах – від (-3) до (+5):



-3	-2	0	+1	+2	+3	+4	+5
NH ₃ , NH ₄ ⁺	NH ₂ -NH ₂	N ₂	N ₂ O	NO	N ₂ O ₃ , HNO ₂	NO ₂ , N ₂ O ₄	N ₂ O ₅ , HNO ₃

У більшості сполук Нітрогену хімічний зв'язок між атомами є ковалентним, тому ступінь окиснення Нітрогену та його валентність, як правило, не співпадають.

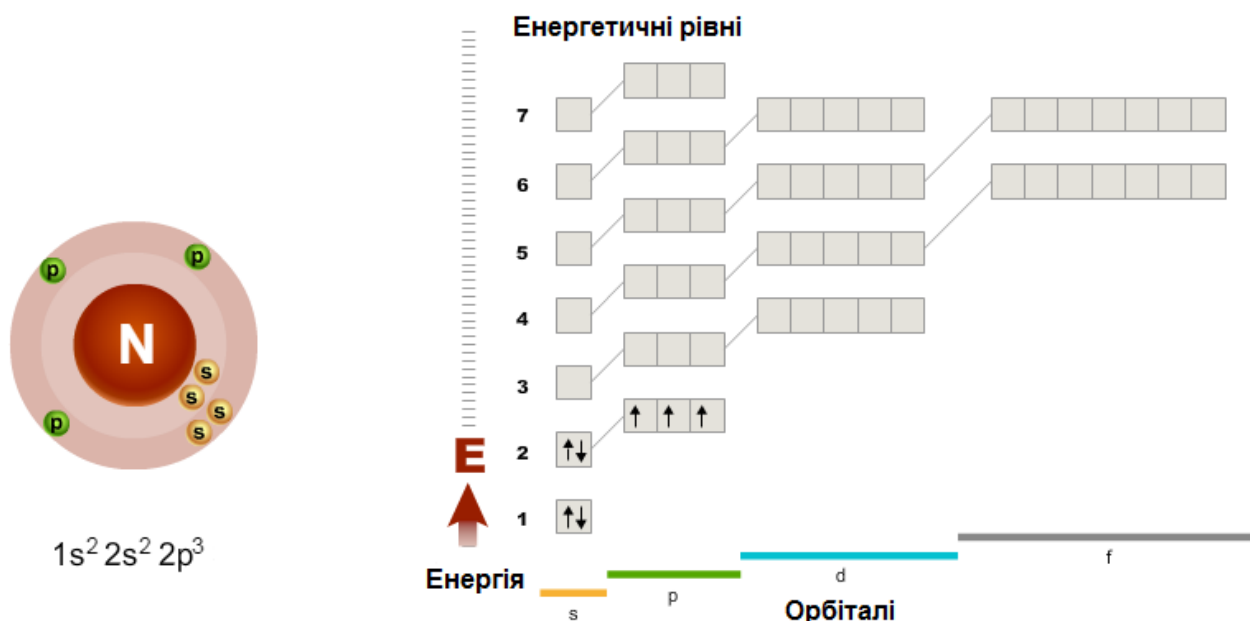


Рис. 2.17. Електронна конфігурація атома Нітрогену

Таблиця 2.6. Властивості Нітрогену

Вміст у земній корі, мас. %	0,02
Електронна формула	$1s^2 2s^2 2p^3$
Радіус атома, нм	0,071
Енергія іонізації, еВ	14,53
Електронегативність (шкала Полінга)	3,04
Густина, г/см ³	0,001251
Температура плавлення, °С	-209,86
Температура кипіння, °С	-195,75
Ступені окиснення	-3, -2, 0, +1, +2, +3, +4, +5

Основна маса Нітрогену зосереджена в атмосфері у вигляді простої речовини – молекулярного азоту (78% за об'ємом). Загальний вміст Нітрогену у поверхневих оболонках Землі складає близько 0,04 мас. %. Зв'язаний Нітроген утворює мінерали у формі нітратів та солей амонію: *чилійська $NaNO_3$, індійська KNO_3 , норвезька $Ca(NO_3)_2$ та амонійна селітра NH_4NO_3* . У вигляді незначних домішок Нітроген входить до складу вугілля та нафти; цей елемент міститься в усіх без виключення живих організмах у вигляді білкових сполук, нуклеїнових кислот, алкалоїдів та ін.

Природний Нітроген складається із двох ізотопів, причому обидва є стабільними нуклідами, а саме: ^{14}N з атомною масою 14,008 та ^{15}N з атомною масою 15,005; їх співвідношення становить (99,635 : 0,365). Також штучно одержані й 14 радіоактивних ізотопів Нітрогену з нуклонними числами від 10 до 13 та від 16 до 25. Усі вони є дуже нестійкими: найстабільніший з них – ^{13}N , має період напіврозпаду 10 хв.

У перекладі з грецької “Нітроген” означає ”нежиттєдіяльний”. Таку назву він одержав за принципову нездатність підтримувати горіння. У своїй праці “Хімічний трактат про повітря і вогонь” шведський хімік К.В. Шеєле описав одержання та властивості “вогняного повітря” й зазначив, що в атмосфері окрім останнього міститься також його “флогістований” різновид. У 1772 р. просту речовину азот під назвою “зіпсованого повітря” описав Д. Резерфорд, який опублікував магістерську дисертацію, де зазначив його основні властивості. Тому саме цей вчений вважається першовідкривачем азоту.

2.4.2. Одержання і властивості

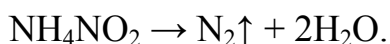
Чистий азот – це безбарвний газ, без запаху, погано розчинний у воді, трохи легший за повітря. Під час сильного охолодження під високим тиском він перетворюється на **рідкий азот** – рідину прозорого кольору (рис. 2.18).

Рідкий азот не вибухонебезпечний та не отруйний, його одержують у промислових масштабах кріогенною перегонкою зрідженого повітря або скрапленням чистого азоту, отриманого з повітря із використанням адсорбції при змінному тиску. Літр рідкого азоту, випаровуючись та нагріваючись за температури до 20°C, утворює близько 700 л газу. З цієї причини рідкий азот зберігають у спеціальних ємностях – посудинах Дьюара із вакуумною ізоляцією відкритого типу або кріогенних ємностях під тиском.



Рис. 2.18. Посудина Дьюара для зберігання рідкого азоту

Азот одержують із рідкого повітря за умов його перегонки. У лабораторії його отримують розкладом амоній нітриту при нагріванні:



У молекулі N_2 атоми зв'язані трьома ковалентними зв'язками (рис. 2.19); при цьому енергія зв'язку є достатньо великою та становить 946 кДж/моль. Саме з цієї причини молекулярний азот є хімічно малоактивною речовиною.

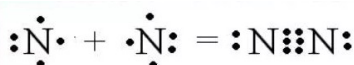
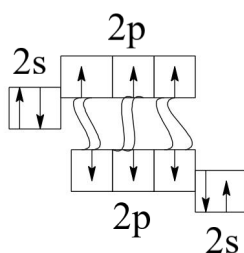
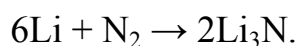


Рис. 2.19. Утворення молекули азоту

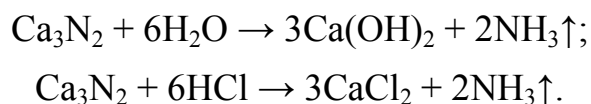
Добре відомо, що азот не підтримує горіння та дихання, а тварини у атмосфері цього газу гинуть внаслідок відсутності кисню. За кімнатної температури він реагує лише з літієм із утворенням літій нітриду:



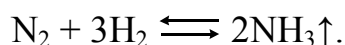
За високих температур та у присутності каталізаторів азот взаємодіє з неметалами (киснем, вуглецем, бором, кремнієм), досить легко сполучається із деякими металами (Mg, Ca, Ti) з утворенням відповідних нітрідів:



При достатньо високих температурах, коли молекули N_2 розкладаються з переходом азоту в атомарний стан, останній порівняно легко утворює бінарні сполуки із частково іонним характером хімічних зв'язків. При цьому атоми Нітрогену заряджаються негативно. Нітриди лужних та лужноземельних металів – це іонні сполуки, які розкладаються водою або розчинами кислот до амоніаку та відповідних гідроксидів чи солей в умовах гідролізу:



З воднем азот реагує лише за високих температур. Цей процес використовують для промислового одержання амоніаку:



Умовами для здійснення синтезу є температура 450–500°C та тиск ~ 30 кПа у присутності залізного каталізатора, активованого оксидами металів (Al_2O_3 , K_2O та ін.). За звичайних умов **амоніак** – це безбарвний газ із різким характерним запахом, добре розчинний у воді. Водний розчин амоніаку з масовою часткою 10% відомий під назвою **нашатирного спирту**.

Молекула амоніаку має форму трикутної піраміди та є полярною внаслідок значної різниці в електронегативностях атомів Нітрогену та Гідрогену, що входять до її складу (рис. 2.20). При цьому Нітроген у молекулі NH_3 зв'язаний трьома ковалентними зв'язками та зберігає власну неподілену електронну пару. Виступаючи донором останньої, він може брати участь в утворенні додаткового ковалентного зв'язку із іншими атомами чи іонами за донорно-акцепторним механізмом. Цим пояснюється надзвичайно характерна для амоніаку здатність вступати у численні реакції приєднання, наприклад із мінеральними та органічними кислотами, утворюючи відповідні солі амонію.

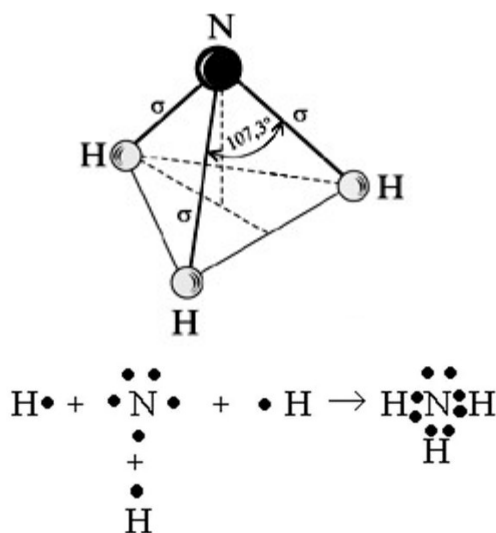
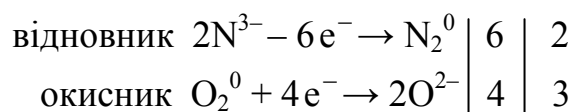
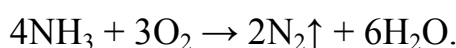
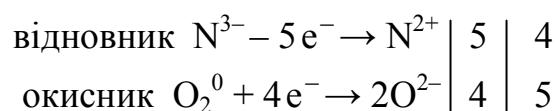
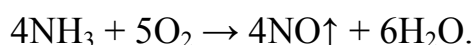


Рис. 2.20. Будова та схема утворення молекули амоніаку

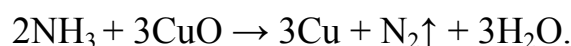
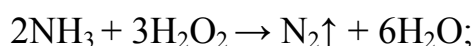
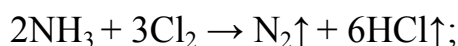
У хімічному відношенні амоніак є доволі активним. Ступінь окиснення Нітрогену у складі NH_3 дорівнює (-3) , тому ця сполука може виявляти лише відновні властивості. На повітрі він не горить, однак в атмосфері кисню повільно окиснюється до вільного азоту:



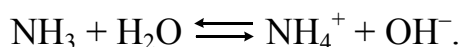
У присутності каталізатора (наприклад, металічної платини) окиснення амоніаку відбувається з утворенням нітроген(II) оксиду:



Амоніак може взаємодіяти із сильними окисниками – хлором, бромом, гідроген пероксидом та оксидами деяких металів:



При розчиненні NH_3 у воді утворюється катіон амонію (рис. 2.21) та гідроксид-аніон:



При взаємодії амоніаку з кислотами утворюються солі амонію:



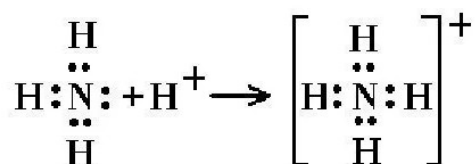
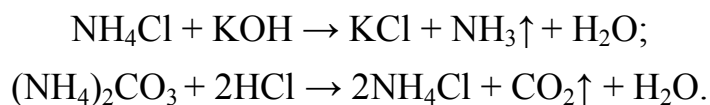


Рис. 2.21. Схема утворення іону амонію

Сухі амонійні солі при нагріванні розкладаються на амоніак та кислоту; цей процес називають термічною дисоціацією:



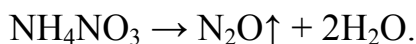
Більшість солей амонію є добре розчинними у воді. При цьому вони виявляють властивості звичайних солей – вступають у реакції обміну з лугами, кислотами та іншими розчинними солями за умов утворення газу, осаду чи слабого електроліту (наприклад, води):



Амоніак та солі амонію знаходять широке практичне застосування. Зокрема, NH_3 використовують як холодоагент у холодильних установках, а його водні розчини активно застосовуються у хімічних лабораторіях, медицині та побуті. Амоній сульфат та амоній нітрат є розчинними мінеральними добривами, що активно використовуються у практиці агровиробництва.

З Оксигеном Нітроген утворює ряд оксидів, зокрема: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 та N_2O_5 , причому перші два є несолетворними, тоді як усі інші виявляють властивості типових кислотних оксидів. За звичайних умов більшість з них є газоподібними речовинами, отруйними по відношенню до живих організмів.

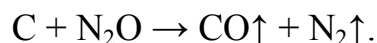
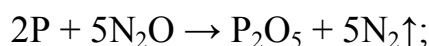
Нітроген(I) оксид N_2O зазвичай одержують шляхом термічного розкладу амоній нітрату за помірних температур:



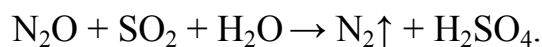
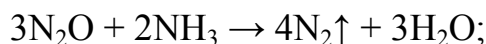
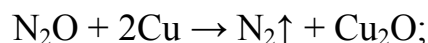
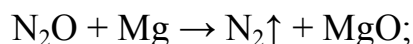
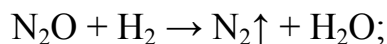
Це безбарвний газ із слабким приємним запахом та солодкуватим присмаком. Нітроген(I) оксид є стійким лише за кімнатної температури; при нагріванні він повільно розкладається з виділенням азоту та кисню:



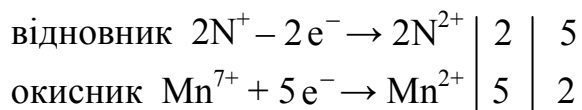
Деякі прості речовини (сірка, фосфор, вуглець) активно горять в атмосфері N_2O , причому навіть більш яскраво, ніж на повітрі:



За нормальних умов нітроген(I) оксид є цілком інертним. Проте при нагріванні він може виявляти типові окисні властивості по відношенню до водню, амоніаку, деяких металів, сульфур(IV) оксиду та ін. При цьому Нітроген відновлюється до молекулярного азоту:

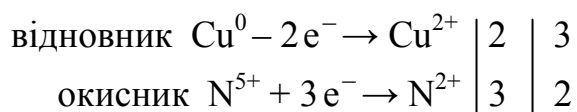


При взаємодії з сильними окисниками N_2O може виявляти й відновні властивості. Наприклад, він окиснюється розчином калій перманганату у присутності сульфатної кислоти:

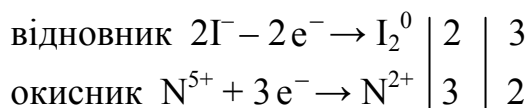
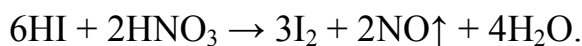
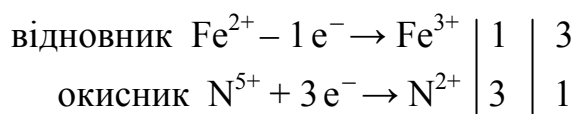
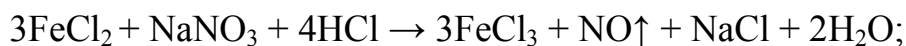


Невеликі концентрації нітроген(I) оксиду викликають легке наркотичне сп'яніння (звідси назва – “*звеселяючий газ*”). При вдиханні чистого газу швидко розвивається стан сонливості, тому цю сполуку використовують у медицині як інгаляційний наркоз у складі так званого штучного повітря, що містить 20% N_2O та 80% O_2 . Оскільки N_2O є більш летким, ніж хлороформ та ефір, він швидко виводиться з організму та виявляє меншу побічну дію.

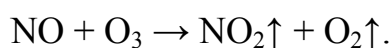
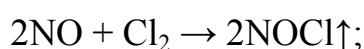
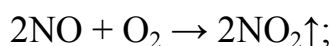
Нітроген(II) оксид NO – це безбарвний, малорозчинний у воді газ. Він є несолетворним оксидом, тому з водою безпосередньо не взаємодіє; утворюється в атмосфері під час грозових розрядів. У промисловості його одержують окисненням амоніаку у присутності каталізаторів (Pt , Cr_2O_3), а у лабораторії – дією розбавленої нітратної кислоти на мідні ошурки:



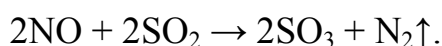
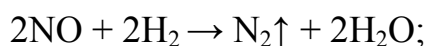
Цей оксид також одержують при окисненні ферум(II) хлориду або йодоводню за участю нітратної кислоти:



Нітроген(II) оксид легко окиснюється під дією кисню, хлору чи озону:



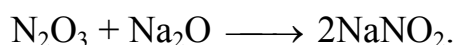
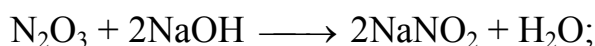
У присутності більш сильних відновників він виявляє типові окисні властивості, зокрема взаємодіє з воднем та сульфур(IV) оксидом:



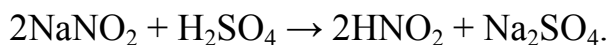
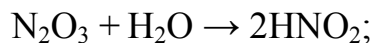
Нітроген(III) оксид N_2O_3 за низьких температур має вигляд темно-синьої рідини, яка кипить при $-3,5^\circ\text{C}$ із розкладанням на нітроген(II) та нітроген(IV) оксиди в умовах диспропорціонування:



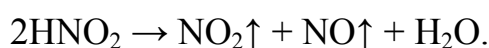
Ця сполука також взаємодіє з основами та основними оксидами:



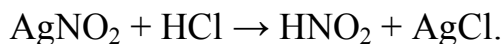
При взаємодії з водою нітроген(III) оксид утворює нітритну кислоту, яку також одержують дією на її солі (нітрити) розбавленої сульфатної кислоти:



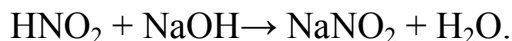
Нітритна кислота HNO_2 – це кислота середньої сили ($K = 4 \cdot 10^{-4}$), яка здатна існувати лише у дуже розбавлених водних розчинах; розкладається під час нагрівання, утворюючи суміш газів:



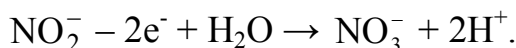
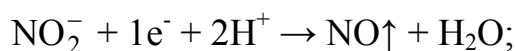
Як уже зазначалося раніше, нітритну кислоту легко одержують витискуванням із нітритів більш сильною кислотою:



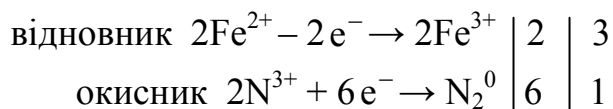
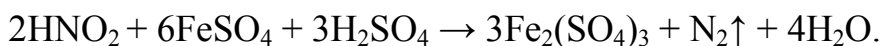
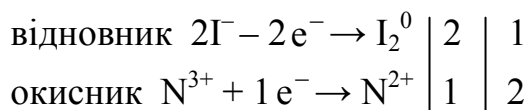
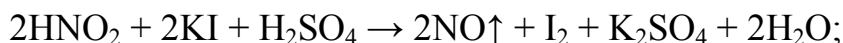
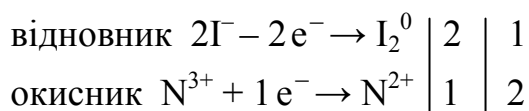
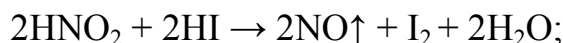
Ця сполука також взаємодіє з сильними основами:



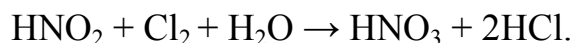
Нітритна кислота та її солі проявляють окисно-відновні властивості, оскільки Нітроген у структурах такого типу перебуває у проміжному ступені окиснення (+3):



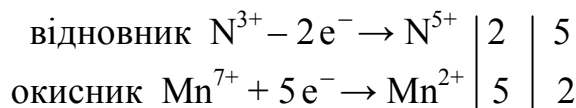
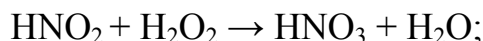
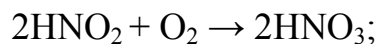
Нітритна кислота при взаємодії з сильними відновниками виявляє слабкі окиснювальні властивості:



Слід зазначити, що ця сполука може проявляти також й відновлювальні властивості. Зокрема, під дією сильних окисників нітритна кислота легко перетворюється на нітратну:



Молекулярний кисень, гідроген пероксид та перманганатна кислота також окиснюють HNO_2 до HNO_3 :



Солі нітритної кислоти є стійкими та добре розчинними у воді.

Нітроген(IV) оксид NO_2 – це буро-червоний отруйний газ із характерним запахом. За температури нижче $+21^\circ C$ він перетворюється на безбарвну рідину, а при $-12^\circ C$ – на білі кристали, що складаються з молекул димеру N_2O_4 .

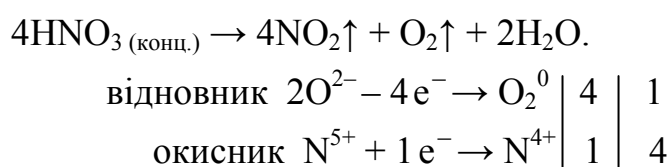
Через свій колір нітроген(IV) оксид отримав назву **“лисячий хвіст”** (рис. 2.22). Опиняючись в організмі людини, ця сполука порушує роботу органів дихання, переважно шляхом агресивного впливу на слизові оболонки, викликаючи при тривалому контакті бронхіт та емфізему. Небезпека отруєння цим газом полягає у тому, що на перших етапах воно залишається практично непомітним. Симптоми з’являються лише при потраплянні до



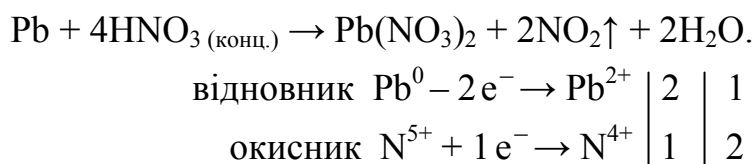
Рис. 2.22. Нітроген(IV) оксид

організму значних кількостей нітроген(IV) оксиду. Першими ознаками отруєння NO_2 вважається головний біль, загальна слабкість, болі в області грудей, кашель та спазми. При збільшенні інтоксикації зростає температура тіла, посилюється нудота, з’являється кашель із мокротою, а також порушується робота легень.

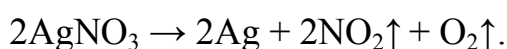
Утворюється нітроген(IV) оксид, наприклад під час розкладання концентрованої нітратної кислоти:



У лабораторії NO_2 одержують дією концентрованої нітратної кислоти на металічну мідь чи свинець:



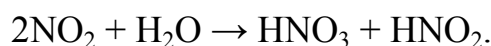
Цей оксид також одержують під час розкладання нітратів важких металів:



Розроблено також більш досконалий лабораторний спосіб одержання NO_2 :



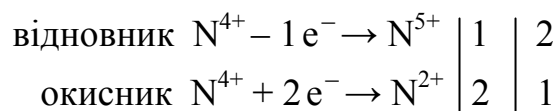
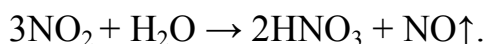
Нітроген(IV) оксид добре розчиняється у воді, утворюючи суміш кислот:



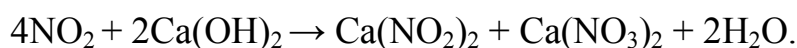
Якщо ж розчинення NO_2 у воді здійснювати за умов надлишку кисню, тоді утворюється лише нітратна кислота:



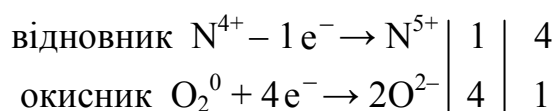
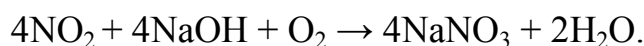
При розчиненні нітроген(IV) оксиду у теплій воді разом з нітратною кислотою утворюється NO:



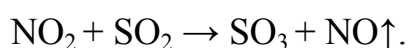
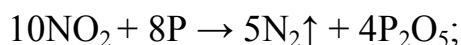
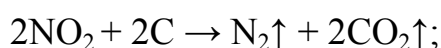
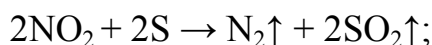
Під час розчинення NO_2 у лугах утворюється суміш нітратів та нітритів:



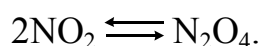
У присутності кисню утворюються лише нітрати:



Нітроген(IV) оксид є сильним окисником; у його атмосфері згоряють фосфор, вуглець та сірка, а SO_2 окиснюється до SO_3 :



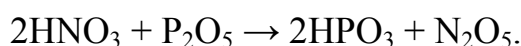
За температури -12°C нітроген(IV) оксид перетворюється на димер N_2O_4 , що являє собою безбарвну кристалічну речовину:



Нітроген(V) оксид N_2O_5 є термічно нестійким; при нагріванні він легко розкладається на нітроген(IV) оксид та кисень (із вибухом):



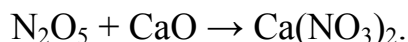
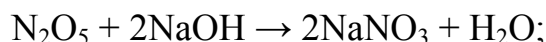
Його одержують шляхом дегідратації нітратної кислоти у присутності фосфор(V) оксиду:



Нітроген(V) оксид є найбільш сильним окисником серед усіх оксидів Нітрогену; зокрема, він здатний до окиснення сірки:



N_2O_5 також є типовим кислотним оксидом, що взаємодіє з основами та основними оксидами із утворенням солей – нітратів:



При розчиненні у воді нітроген(V) оксид утворює нітратну кислоту:

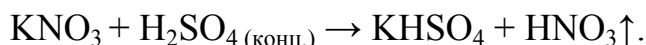


Нітратна кислота HNO_3 – це безбарвна рідина з густиною $1,51 \text{ г/см}^3$, яка при температурі -42°C застигає у прозору кристалічну масу (рис. 2.23). На повітрі вона, подібно до концентрованої хлоридної кислоти, “димить”, оскільки її пара утворює з вологою повітря дрібні краплі туману; з водою змішується у будь-яких співвідношеннях; на світлі частково розкладається з виділенням нітроген(IV) оксиду.



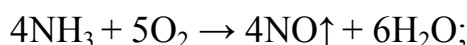
Рис. 2.23. Нітратна кислота

У лабораторії нітратну кислоту одержують дією концентрованої сульфатної кислоти на тверді нітрати. При цьому менш летка сульфатна кислота витискує більш летку нітратну:

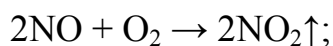


У промисловості нітратну кислоту одержують із амоніаку, причому процес здійснюється у три стадії, що обов’язково включають:

– каталітичне окиснення амоніаку:



– окиснення нітроген(II) оксиду до NO_2 киснем повітря:

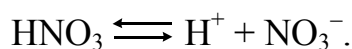


– поглинання нітроген(IV) оксиду водою у присутності надлишку кисню:



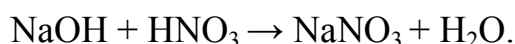
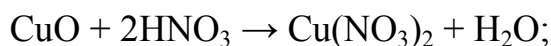
Утворена кислота є однією з найсильніших, причому її характерною особливістю є висока окиснювальна здатність по відношенню до багатьох речовин.

У водному розчині вона практично повністю дисоціює на іони:

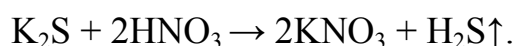


У молекулі нітратної кислоти атом Нітрогену має максимальний ступінь окиснення (+5). При взаємодії з відновниками HNO_3 легко перетворюється на сполуки із різними ступенями окиснення Нітрогену в залежності від активності самого відновника, а також концентрації кислоти у розчині та температури.

Нітратна кислота реагує з основними оксидами, основами, амфотерними оксидами та гідроксидами:



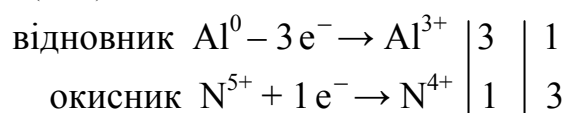
Нітратна кислота витискує більш слабкі кислоти із розчинів їх солей – карбонатів, сульфідів та сульфідів:



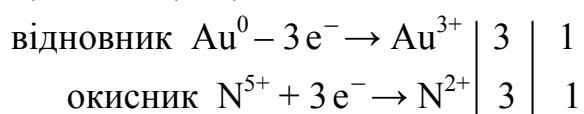
Вона також активно взаємодіє з металами. При цьому ніколи не виділяється водень! За умов взаємодії нітратної кислоти із металами окисником завжди є Нітроген зі ступенем окиснення (+5), який може відновлюватись до різного стану в залежності від концентрації кислоти та активності металу:



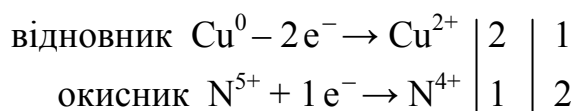
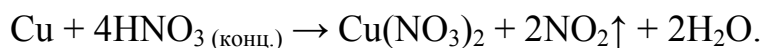
З алюмінієм, хромом чи залізом на холоді концентрована нітратна кислота не взаємодіє – вона “пасивує” метали, оскільки на їх поверхні утворюється щільна плівка оксидів, яка є непроникною для молекул HNO_3 . При нагріванні реакція відбувається активніше – у цьому випадку Нітроген відновлюється до ступеня окиснення (+4):



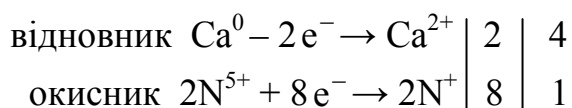
Золото та платина розчиняються у суміші концентрованих нітратної та хлоридної кислоти (у співвідношенні 1 : 3 за об’ємом – “царська горілка”):



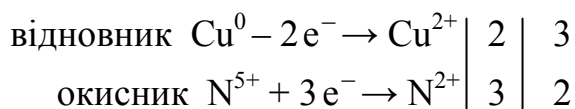
Концентрована нітратна кислота взаємодіє з неактивними металами та металами середньої активності. При цьому утворюється нітроген(IV) оксид:



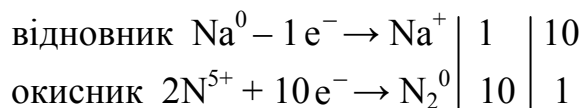
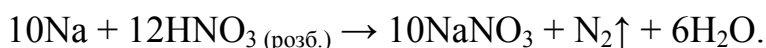
З лужними та лужноземельними металами концентрована нітратна кислота реагує з утворенням нітроген(I) оксиду:



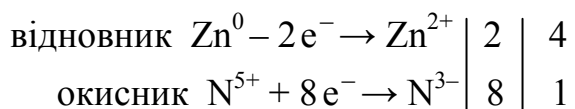
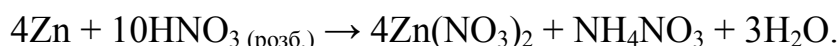
Розбавлена нітратна кислота взаємодіє з неактивними металами та металами середньої активності з утворенням нітроген(II) оксиду:



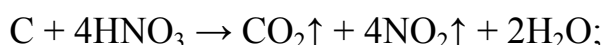
З активними металами, а також оловом та залізом розбавлена нітратна кислота реагує з утворенням молекулярного азоту:



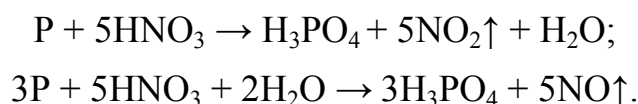
Дуже розбавлена нітратна кислота реагує з утворенням амоній нітрату:



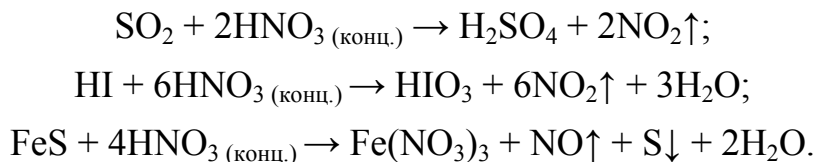
Нітратна кислота окиснює також й неметали (окрім кисню, водню, хлору та фтору). При цьому вона легко відновлюється до нітроген(II) або нітроген(IV) оксиду; неметали, у свою чергу, утворюють відповідні кислоти або оксиди. Зокрема, нітратна кислота окиснює сірку, вуглець та йод:



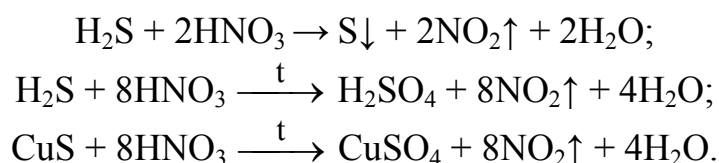
Нітратна кислота легко взаємодіє з червоним та білим фосфором:



Концентрована нітратна кислота окиснює складні сполуки, наприклад сульфіди металів, гідроген сульфід, фосфіди, йодиди, сполуки феруму(II):



Сульфур зі ступенем окиснення (-2) легко окиснюється нітратною кислотою до простої речовини – сірки, тоді як за умов нагрівання утворюється сульфатна кислота:



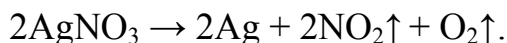
Солі нітратної кислоти – *нітрати* є добре розчинними у воді. При нагріванні вони розкладаються, причому склад утворених продуктів залежить від природи металів. Нітрати найбільш активних металів виділяють кисень та перетворюються на нітрити:



Нітрати важких металів розкладаються з утворенням оксиду металу, нітроген(IV) оксиду та кисню:



Нітрати малоактивних металів розкладаються з утворенням самого металу, нітроген(IV) оксиду та кисню:



Азотні добрива. Як мінеральні добрива в аграрному секторі для вирощування рослин застосовують такі сполуки Нітрогену:

– **калій нітрат (калійна селітра) KNO_3** – дуже цінне мінеральне добриво, у якому міститься одразу два поживних для рослини елементи – Нітроген та Калій. Ця речовина не обводнюється на вологому повітрі та не злежується під час зберігання. За агрохімічними вимогами вміст Нітрогену у такого типу добривах повинен бути більшим, ніж у чистому KNO_3 , тому його застосовують переважно у суміші з амонійними солями;

– **амоній нітрат (амонійна селітра) NH_4NO_3** – дуже багате на Нітроген добриво. Проте, воно має суттєвий недолік – на вологому повітрі легко обводнюється, а після висихання утворює тверді грудки. Цілком суха амонійна селітра може вибухати, тому її застосовують як добриво у суміші з амоній сульфатом. Така суміш не злежується та являє собою дуже цінне добриво, особливо під цукрові буряки, картоплю та інші культури;

– **кальцій нітрат $Ca(NO_3)_2$ (кальцієва, або норвезька селітра)**, яку виробляють у великих кількостях шляхом нейтралізації нітратної кислоти вапном. Цінність кальцієвої селітри як добрива полягає у тому, що іони Ca^{2+} позитивно впливають на структуру ґрунту;

– **натрій нітрат $NaNO_3$ (чилійська селітра)** являє собою чи не єдину сіль нітратної кислоти, яка утворює потужні природні родовища (зокрема, у Чилі). У багатьох країнах світу чилійська селітра активно застосовується як мінеральне добриво;

– **амоній сульфат $(NH_4)_2SO_4$** – одне з найстаріших азотних добрив. Його добувають у великих кількостях шляхом нейтралізації сульфатної кислоти амоніаком. Амоній сульфат не поглинає вологу з повітря та не злежується. Він значно підвищує врожайність таких культур, як жито, пшениця, картопля й особливо чай та рис;

– **амоній хлорид NH_4Cl** одержують нейтралізацією хлоридної кислоти амоніаком. Він також не є гігроскопічним та не утворює грудок. Проте, на відміну від амоній сульфату, його не вносять під такі культури, як цукрові буряки та тютюн, оскільки іони Cl^- на ці рослини впливають негативно;

– **рідкий амоніак $NH_3 \cdot H_2O$ (амоніачна вода)** застосовується як азотне добриво лише останнім часом, коли було розроблено надійні методи внесення у ґрунт добрив у рідкому стані;

– **карбамід або сечовина $CO(NH_2)_2$** – відноситься до амідних добрив. Враховуючи те, що ця сполука містить значну кількість Нітрогену, слід застосовувати меншу її кількість на одиницю площі. Сечовина відмінно зберігається та активно застосовується для вирощування озимих і овочевих культур. У залежності від конкретного виду рослин, відрізняються й способи використання цієї речовини. Сечовину можна комбінувати із селітрою, фосфатами та калійними добривами, проте вона протипоказана для ґрунту із високою кислотністю.

2.4.3. Біологічна роль сполук Нітрогену

Нітрогену у земній корі міститься досить мало (близько 0,04 мас. %). До складу ґрунтів, в залежності від їх генезису, входить від 0,02 до 0,5% загального Нітрогену, накопиченого завдяки діяльності мікроорганізмів та рослин. При цьому концентрація Нітрогену корелює із загальною кількістю гумусу: чим більше у ґрунті гумінових речовин, тим більшим є вміст цього важливого елемента. Загалом, Нітроген вважають одним з найбільш потрібних компонентів, оскільки він є головною складовою частиною білкових тіл. Цей біоелемент є необхідним для нормального росту листя і пагонів, а також для утворення зеленого пігменту листків (хлорофілу). Нітроген є важливою складовою частиною ДНК, ензимів та інших компонентів, необхідних для життєдіяльності рослин. Останні засвоюють більшу частину Нітрогену у вигляді нітрат-іонів (NO_3^-) та іонів амонію (NH_4^+), особливо на ранніх стадіях розвитку. Нестача Нітрогену суттєвим чином гальмує ріст рослин, що виявляється у вигляді **хлорозу**: листя стає світло-зеленим, дрібним та передчасно жовтіє з кінчиків. У зернових культур сповільнюється кушіння, стебла стають короткими, спостерігається погіршення цвітіння та раннє опадання зав'язі (рис. 2.24).



Рис. 2.24. Ознаки нестачі Нітрогену у рослин

Надлишок Нітрогену може стати причиною підвищеної м'якості плодів, сповільненого їх дозрівання, неповноцінного забарвлення, надто тонкої шкірки, а також підвищеної чутливості до атак грибів, осипання квітів та опадання плодів після зав'язі.

У процесі мінералізації органічних решток Нітроген стає доступним для засвоєння рослинами. При гідролізі білків утворюються вільні амінокислоти, які у подальшому дезамінуються з утворенням амоніаку. Останній або поглинається рослинами, або окиснюється до нітратів та нітритів. При цьому колообіг Нітрогену є одним із найбільш складних, але водночас й найбільш довершених колообігів у біосфері (рис. 2.25). Газоподібний азот виникає в результаті реакції

окиснення амоніаку, який утворюється при виверженні вулканів та розкладанні біологічних відходів.

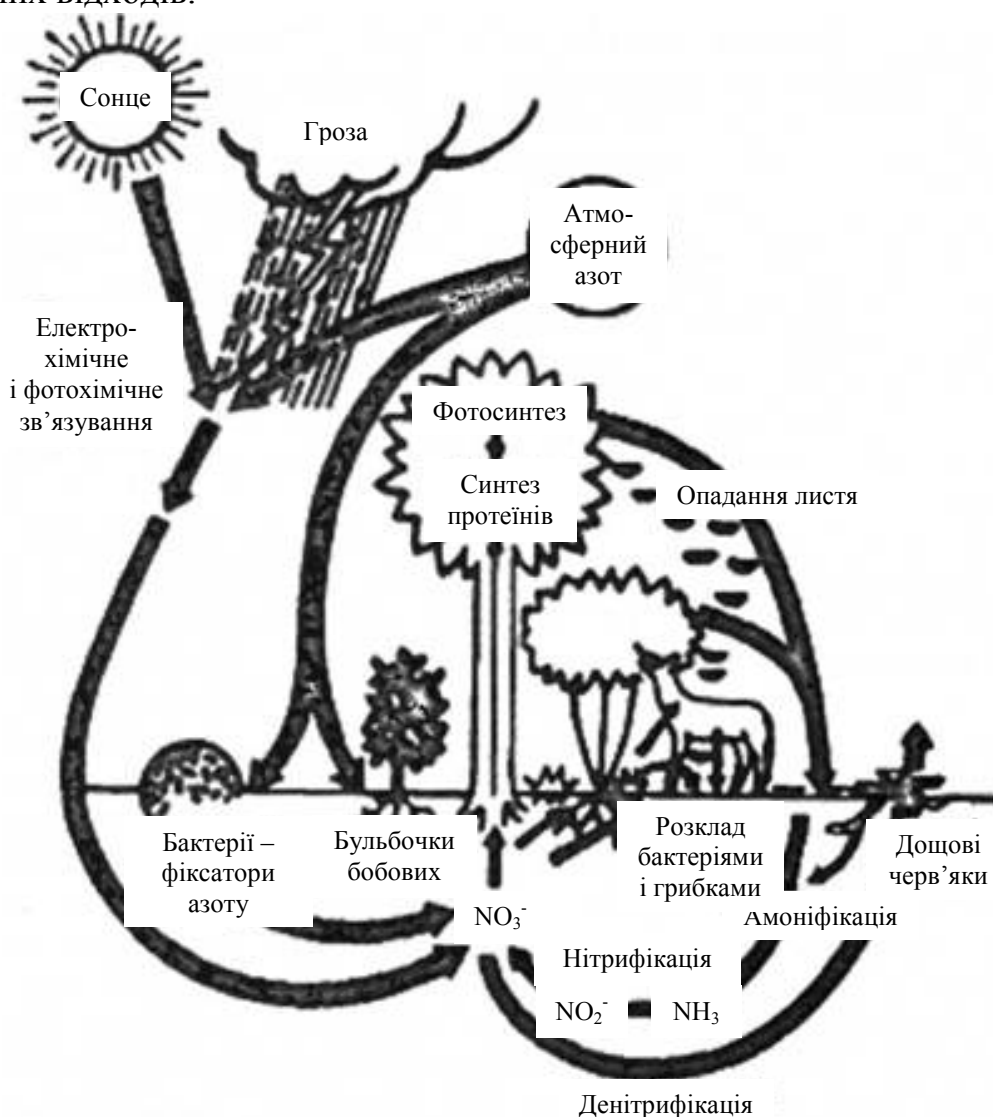


Рис. 2.25. Колообіг Нітрогену у біосфері

Незважаючи на те, що азот становить 78 об. % атмосферного повітря, у більшості випадків він не може бути безпосередньо засвоєний рослинами. Втручання живих істот у колообіг Нітрогену підпорядковується суворій ієрархії, зокрема лише певні категорії організмів можуть справляти суттєвий вплив на окремі фази цього циклу. Газоподібний азот безупинно надходить до атмосфери в результаті життєдіяльності деяких бактерій, тоді як інші з них, навпаки, є фіксаторами азоту й постійно поглинають його із подальшим перетворенням на нітрати. Неорганічним шляхом ці сполуки утворюються й в атмосфері у результаті електричних розрядів, наприклад, під час грози. Найбільш активні споживачі азоту – це бульбочкові бактерії, що містяться на кореневій системі бобових

рослин, причому кожному з їх видів притаманні свої особливі мікроорганізми, що перетворюють атмосферний азот на нітрати.

У процесі біологічного циклу нітрат-іони (NO_3^-) та іони амонію (NH_4^+), що поглинаються рослинами з ґрунтовою вологою, перетворюються на білки та нуклеїнові кислоти. Потім утворюються відходи у вигляді загиблих організмів, що є об'єктами життєдіяльності інших бактерій та грибів, які перетворюють їх на амоніак. У такий спосіб виникає новий цикл колообігу. Також існують організми, здатні перетворювати амоніак на нітрити, нітрати та газоподібний азот. При цьому біологічна активність живих істот суттєвим чином доповнюється промисловими засобами одержання нітрогеновмісних органічних та неорганічних сполук, значна кількість яких застосовується як добрива для підвищення продуктивності агровиробництва.

Нітроген належить до шести елементів-органогенів (C, H, O, N, P та S), які складають основну масу людського тіла (97,4%). Загальний вміст його в організмі людини становить 3,1 мас. %. Нітроген відіграє важливу роль у прижиттєвих процесах обміну речовин. Він є обов'язковою складовою частиною білків (від 15 до 17,6%), а також вітамінів, гормонів та інших біологічно активних сполук. Цей елемент утворює міцні ковалентні зв'язки, здатні під впливом біологічних каталізаторів (ферментів) легко розриватися, створюючи належні умови для здійснення біохімічних реакцій.

До недавнього часу вважалося, що лише бульбочкові бактерії здатні за нормальних умов зв'язувати та переводити атмосферний азот у такий стан, щоб його могли засвоювати рослини, а потім й тваринні організми. І хоча наразі проблема зв'язування Нітрогену ще не є цілком вирішеною, у лабораторних умовах за порівняно невисоких температур (30–50°C) вже вдалося досягнути помітної фіксації Нітрогену із залученням його до процесів обміну (О.Є. Шилов, М.Є. Вольський). Слід також відзначити ще одну важливу властивість Нітрогену – його розчинність у біологічних рідинах. Присутність азоту у крові людини може бути причиною розвитку кесонної хвороби. Різке зняття тиску, наприклад, за умов швидкого спливання водолазів з глибини на поверхню, може викликати виділення у крові бульбашок молекулярного азоту, і якщо не вжити термінових заходів, тобто не помістити людину до барокамери, це може призвести до розвитку паралічу та загибелі.

Нітроген та його сполуки знаходять широке практичне застосування у медицині та ветеринарії, зокрема:

– **рідкий азот** є ефективним засобом для лікування деяких захворювань шкіри та слизових оболонок (бородавок, родимих плям, папілом тощо);

– **нітроген(II) оксид** у суміші з киснем утворює легкий наркоз, що не подразнює дихальні шляхи. Пробудження починається через 2–3 хв після припинення вдихання суміші. Нітроген(II) оксид застосовується при хірургічних операціях, для профілактики травматичного шоку та як інгаляційний наркоз при інфаркті міокарда;

– **нашатирий спирт** містить 9,5–10,5% амоніаку та широко застосовується у медичній практиці. При вдиханні парів цієї речовини спостерігається подразнення рецепторів верхніх дихальних шляхів, а також збуджувальна та протимікробна дія амоніаку. Препарат застосовується при запамороченому стані, алкогольному сп'янінні, а також у хірургії для миття рук як дезінфікуючий засіб;

– **натрій нітрит** є активним спазмолітичним препаратом, судинно-розширюючий ефект якого розвивається поступово, протягом 15 хв та продовжується 1–2 год. Призначається при хронічній коронарній недостатності для профілактики та лікування стенокардії, а також як антидот при отруєнні ціанідами та карбон(II) оксидом;

– **амоній хлорид** використовується як сечогінний засіб при набряках, обумовлених серцевою недостатністю; інколи його застосовують для посилення дії меркурієвих сечогінних препаратів. Крім того, амоній хлорид використовується як активний відхаркувальний засіб;

– **натрій та калій тіоціанати** застосовуються у медицині для лікування гіпертонічної хвороби;

– **нітратна кислота** застосовується зовнішньо для припікання бородавок та мозолів, а у практиці лабораторно-клінічних досліджень – для кількісного визначення білка у сечі та інших біологічних рідинах;

– **радіоактивний нуклід ^{15}N** застосовується у біології та медицині у наукових цілях, зокрема за його допомогою було встановлено здатність деяких організмів використовувати для синтезу білкових молекул амонійні сполуки.

Запитання для самоконтролю

1. Якими є типові ступені окиснення Нітрогену у його сполуках?
2. Поясніть механізм утворення хімічних зв'язків у молекулі N_2 .
3. Яким чином відбувається фіксація атмосферного азоту? Назвіть основні етапи цього процесу.

- У якому гібридному стані знаходиться атом Нітрогену у молекулі NH_3 ? Наведіть її геометричну будову та особливості структури.
- Складіть загальну схему утворення катіону амонію за донорно-акцепторним механізмом.
- Наведіть приклади взаємодій азоту із типовими металами та неметалами. Якими є головні умови для здійснення цих процесів?
- До якого типу електролітів слід віднести NH_4OH ? Наведіть вираз та значення константи дисоціації для цієї сполуки.
- Поясніть, чому N_2O та NO належать до несолетворних оксидів.
- Які чинники впливають на склад продуктів взаємодії нітратної кислоти з металами? Наведіть відповідні рівняння реакцій.
- У чому полягає біологічна роль Нітрогену, а також його найбільш поширених сполук?

Тестові завдання до теми

1. Позначте оксид Нітрогену, який має характерне буре забарвлення:

- (A) N_2O ; (C) NO ;
(B) NO_2 ; (D) N_2O_5 .

2. Оберіть формули сполук, які утворюються при розкладі нітратної кислоти під дією сонячного світла:

- (A) NH_3 та O_2 ; (C) NO та NO_2 ;
(B) NO_2 та O_2 ; (D) NO_2 та N_2O .

3. Оберіть формулу нітроген оксиду, який ще називають “звеселяючим газом”:

- (A) N_2O_3 ; (C) NO_2 ;
(B) N_2O ; (D) N_2O_5 .

4. В результаті термічного розкладу нітритної кислоти утворюються:

- (A) N_2O_3 та O_2 ; (C) NO_2 та H_2O ;
(B) NO та H_2O ; (D) NO_2 та NO .

5. Який газ утворюється в результаті грозових розрядів у атмосфері?

- (A) NO_2 ; (C) N_2O_3 ;
(B) NO ; (D) N_2O .

6. При взаємодії нітратної кислоти з сіркою утворюється нітроген оксид:

- (A) N_2O_5 ; (C) NO_2 ;
(B) N_2O ; (D) NO .

7. Вкажіть ступінь окиснення та валентність атомів Нітрогену

у молекулі простої речовини азоту:

- (A) 0 та III; (C) +5 та V;
(B) -3 та V; (D) 0 та II.

8. Лакмус у розчині нітратної кислоти:

- (A) не змінює забарвлення; (C) набуває синього кольору;
(B) набуває червоного кольору; (D) знебарвлюється.

9. Визначте продукти термічного розкладу натрій нітрату:

- (A) натрій нітрит та кисень; (C) нітроген(IV) оксид та кисень;
(B) натрій оксид, нітроген(IV) оксид (D) натрій, нітроген(IV) оксид
та кисень; та кисень.

10. Вкажіть кількість електронів, що віддає або приймає Нітроген відповідно до схеми електронного балансу $N^{-3} \rightarrow N^{+2}$:

- (A) +3 \bar{e} ; (C) -5 \bar{e} ;
(B) +5 \bar{e} ; (D) -3 \bar{e} .

11. Ступені окиснення атомів Нітрогену у амоній нітраті становлять:

- (A) -1 та +3; (C) +1 та +3;
(B) -3 та +5; (D) -2 та +5.

12. Вкажіть ступінь окиснення Нітрогену у сполуці, що утворюється при термічному розкладі амоній нітриту:

- (A) +1; (C) +5;
(B) +3; (D) 0.

13. Вкажіть метал, з яким нітратна кислота не взаємодіє:

- (A) золото; (C) мідь;
(B) цинк; (D) магній.

14. У складі якої речовини Нітроген може виявляти лише окисні властивості?

- (A) NH_3 ; (C) NO_2 ;
(B) N_2 ; (D) HNO_3 .

15. Позначте пару сполук, які використовують для одержання амоніаку у лабораторії:

- (A) амоній хлорид та аморфний силіцій діоксид; (C) амоній хлорид та кальцій гідроксид;
(B) амоній хлорид та металічний кальцій; (D) амоній хлорид та хлоридна кислота.

16. Вкажіть формулу чилійської селітри:

- (A) KNO_3 ; (C) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
(B) NaNO_3 ; (D) NH_4NO_3 .

17. Фенолфталеїн у водному розчині амоніаку:

- (A) знебарвлюється; (C) набуває малинового кольору;
(B) не змінює свого забарвлення; (D) набуває рожевого кольору.

18. Вкажіть продукти некаталітичного окиснення амоніаку:

- (A) NO та H_2O ; (C) NO_2 та H_2O ;
(B) N_2 та H_2O ; (D) N_2O та H_2O .

19. Вкажіть загальну кількість атомів у молекулі нітратної кислоти:

- (A) 3; (C) 5;
(B) 4; (D) 6.

20. Вкажіть речовини, при взаємодії яких утворюється червоно-бурий газ:

- (A) карбон(II) оксид та молекулярний кисень; (C) мідь та розчин хлоридної кислоти;
(B) мідь та концентрована нітратна кислота; (D) кальцій карбонат та розчин нітратної кислоти.

21. Амоніак у промисловості одержують за реакцією:

- (A) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$; (C) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$;
(B) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; (D) $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

22. Нітратну кислоту у промисловості одержують за реакцією:

- (A) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$; (C) $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$;
(B) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HNO}_3$; (D) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HNO}_3$.

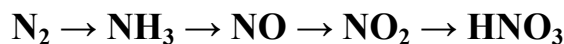
23. Концентровану нітратну кислоту можна транспортувати у сталевих цистернах оскільки:

- (A) залізо не розчиняється у кислотах; (C) нітратна кислота не діє на метали;
(B) концентрована нітратна кислота не реагує із залізом; (D) нітратна кислота є слабким електролітом.

24. Серед наведених нижче тверджень про хімічний елемент Нітроген єдиним правильним є таке:

- (A) Нітроген є важливою складовою атмосфери Землі; (C) Нітроген має меншу густину у порівнянні із киснем;
(B) вибухові речовини тротил та гексоген містять атоми Нітрогену; (D) зріджений Нітроген застосовують для заморожування.

25. Наведена схема перетворень відповідає промислового добуванню:



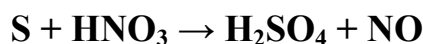
- (A) нітратної кислоти; (C) фосфатної кислоти;
(B) сульфатної кислоти; (D) нітритної кислоти.

26. Коефіцієнт перед формулою відновника у наведеному нижче рівнянні реакції дорівнює:



- (A) 2; (C) 4;
(B) 3; (D) 5.

27. Коефіцієнт перед формулою окисника у наведеному нижче рівнянні реакції дорівнює:



- (A) 1; (C) 3;
(B) 2; (D) 4.

28. Який з наведених нижче елементів є найпоширенішим у атмосфері?

- (A) Нітроген; (C) Силіцій;
(B) Оксиген; (D) Гідроген.

29. Природною сировиною для виробництва нітратної кислоти може слугувати:

- (A) натрій нітрат; (C) амоніак;
(B) амоній хлорид; (D) повітря.

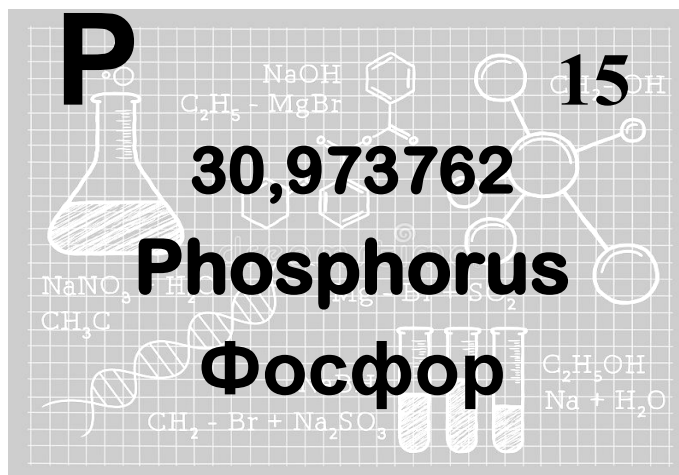
30. Коефіцієнт перед формулою окисника у рівнянні реакції некаталітичного окиснення амоніаку киснем повітря дорівнює:

- (A) 1; (C) 3;
(B) 2; (D) 4.

РОЗДІЛ 2.5. ФОСФОР

2.5.1. Загальна характеристика. Природні сполуки

Фосфор розташований у VA-підгрупі періодичної системи Д.І. Менделєєва. Атом цього елементу має п'ять валентних електронів (табл. 2.7), з яких два знаходяться на s -підрівні та три на p -підрівні зовнішнього енергетичного рівня (s^2p^3). Внаслідок наявності у Фосфору вакантних $3d$ -орбіталей (рис.



2.26) з'являється можливість для переходу $3s$ -електрона на $3d$ -підрівень (у так званому збудженому стані). При цьому п'ять неспарених електронів утворюють еквівалентну кількість ковалентних зв'язків за обмінним механізмом. Найбільш стійкі координаційні числа Фосфору становлять 4 та 6. Окрім sp^3d -гібридизації, що виникає у сполуках типу PF_5 , атомні орбіталі Фосфору можуть перебувати також й у sp^3d^2 -гібридному стані, як наприклад у комплексному аніоні $[PF_6]^-$. З усіх можливих ступенів окиснення Фосфору, а саме (+5), (+3), (+1) та (-3), найбільш характерним є перший та максимально можливий.

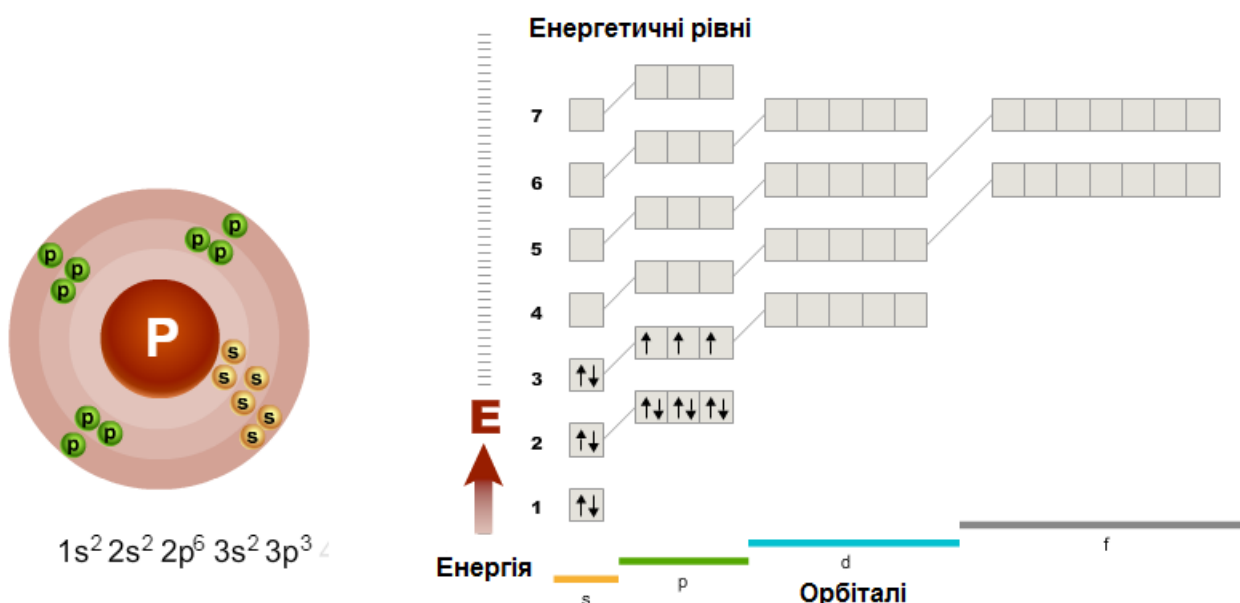


Рис. 2.26. Електронна конфігурація атома Фосфору

Таблиця 2.7. Властивості Фосфору

Вміст у земній корі, мас. %	0,08
Електронна формула	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Радіус атома, нм	0,110
Енергія іонізації, еВ	10,48
Електронегативність (шкала Полінга)	2,19
Густина (білий фосфор), г/см ³	1,82
Температура плавлення (білий фосфор), °С	44,1
Температура кипіння (білий фосфор), °С	287
Ступені окиснення	-3, -1, 0, +1, +3, +5

Вміст Фосфору у земній корі становить 0,08%. Слід зазначити, що у вільному стані цей елемент у природі не зустрічається. У мінералах та ґрунтах він міститься переважно у вигляді солей фосфатної кислоти. Основні мінерали Фосфору – це *апатит* $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$, або $Ca_5(PO_4)_3F$ та *фосфорит* $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(OH)_2$, або $Ca_5(PO_4)_3OH$. Часто зустрічається також різновид *апатиту*, що замість CaF_2 містить, наприклад, кальцій хлорид. Фосфор входить до складу деяких рослинних та тваринних білків. Під час гниття органічних решток, що містять цей біоелемент, утворюються його леткі водневі сполуки, які внаслідок контакту із повітрям загоряються. Це явище і є причиною появи “блукаючих вогників”, які інколи можна спостерігати на болотах та цвинтарях.

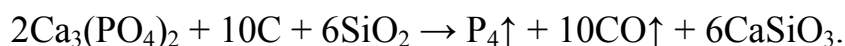
Єдиним стабільним ізотопом Фосфору є ^{31}P . Таким чином, природний Фосфор є ізотопно чистим елементом. Інші його різновиди, зокрема ^{32}P та ^{33}P із періодами напіврозпаду ~14 та ~25 днів відповідно, застосовуються у медицині для діагностичних і лікувальних цілей, а також з метою вивчення деяких особливостей обміну речовин.

Фосфор вперше був відкритий відомим гамбурзьким алхіміком Г. Брандом у 1669 р. При нагріванні суміші білого піску та випареної сечі він отримав речовину, що світилася у темряві, названу спочатку “холодним вогнем”, а пізніше фосфором (від грец. *φωσφορος* – світлоносний). Г. Бранд продав цей спосіб одержання фосфору Д. Крафту, який заробив на цьому свій статок. Трохи згодом фосфор отримав інший німецький хімік – Й. Кункель.

Незалежно від Г. Бранда та Й. Кункеля, фосфор також одержав Р. Бойль, який описав його у статті “Спосіб приготування фосфору з людської сечі”, опублікованій у 1693 р. Удосконалений метод одержання фосфору було оприлюднено у 1743 р. А. Маргграфом. За деякими історичними джерелами, фосфор вміли отримувати арабські алхіміки вже у XII ст.

2.5.2. Одержання і властивості

У зв'язку із тим, що Фосфор у природних сполуках перебуває у найвищому ступені окиснення (+5), для одержання у вільному стані його слід піддати відновленню. При цьому у ролі відновника частіше за все виступає вуглець. В електропіч подають суміш подрібненого фосфориту з піском та вугіллям, яку нагрівають за допомогою електричної дуги. При цьому відбувається процес, який виражають сумарним рівнянням:



Силіцій діоксид зв'язує кальцій у легкоплавкий шлак. Випари фосфору конденсують під шаром води, й при цьому утворюється білий фосфор. На сьогоднішній день відомо кілька алотропних модифікацій простої речовини фосфору: білий, червоний та чорний фосфор. Усі вони є твердими речовинами, колір яких зазначений у їх назвах. Змінюючи температуру, можна з легкістю перетворити одну алотропну модифікацію на іншу.

Білий фосфор (рис. 2.27а) – це м'яка як віск, безбарвна та дуже отруйна речовина із запахом часнику, яка навіть у малих дозах діє смертельно. Протитрутою слугує розчин CuSO_4 , який зв'язує білий фосфор у купрум(II) фосфат.



a



б



в

Рис. 2.27. Алотропні модифікації Фосфору: а – білий фосфор; б – червоний фосфор; в – чорний фосфор

У компактному стані білий фосфор має молекулярну кристалічну ґратку, яка складається з тетраедричних молекул P_4 (рис. 2.28). У останніх зв'язки P–P досить легко руйнуються, а малий валентний кут обумовлює значну їх напруженість. Останнє пояснює високу реакційну здатність білого фосфору, зокрема на повітрі він легко спалахує навіть за умов незначного нагрівання.

Горіння супроводжується розбризуванням. Бризки фосфору утворюють опіки шкіри, які довго не загоюються. Повільне його окиснення на повітрі супроводжується хемілюмінесценцією (світінням). Через високу хімічну активність білого фосфору він підлягає обов'язковому зберіганню під шаром води; утворюється в результаті інтенсивного охолодження пари червоного фосфору.

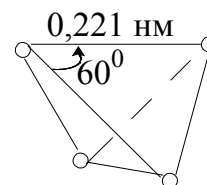
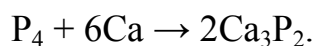
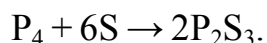
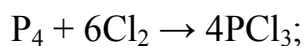
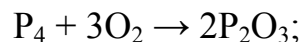


Рис. 2.28. Будова молекули фосфору

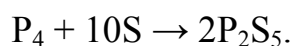
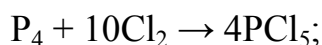
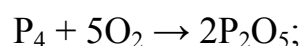
При взаємодії з металами фосфор виявляє окисні властивості:



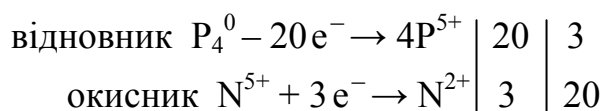
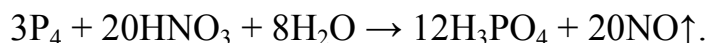
У реакціях з активними неметалами (киснем, галогенами, сіркою) фосфор виступає як відновник. За умов недостатньої кількості окисника утворюються оксид, хлорид та сульфід фосфору у нижчому ступені окиснення (+3):



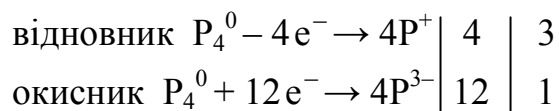
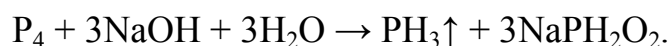
У надлишку кисню, хлору та сірки утворюються сполуки Фосфору у вищому ступені окиснення (+5):



Нітратна кислота окиснює фосфор до ортофосфатної кислоти:



Подібно до багатьох неметалів, таких як галогени, сірка та кремній, фосфор у проміжному ступені окиснення диспропорціонує у розчинах лугів:



Якщо білий фосфор довго нагрівати без доступу повітря при 250–300°C, то він повільно перетворюється на іншу алотропну модифікацію фосфору, що має червоно-фіолетове забарвлення. Таке ж перетворення відбувається й під дією світла. Коли фосфор горить, то утворюється густий білий дим, тому білим фосфором начиняють артилерійські снаряди та авіабомби, що призначені для утворення щільних димових завіс.

Червоний фосфор (рис. 2.27б) порівняно із білим є більш стійким до нагрівання. Він не має запаху, не отруйний, не люмінесцентний, не розчиняється у воді та органічних розчинниках; є менш реакційноздатним, зокрема самозаймається на повітрі лише за температури 240–260°C. Червоний фосфор – це полімерна сполука, будову якої представлено нижче (рис. 2.29).

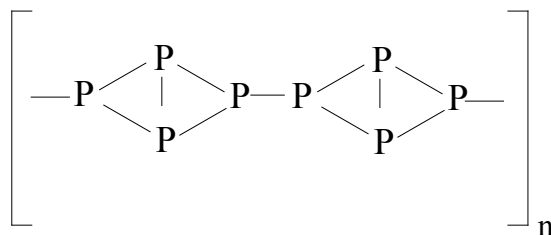


Рис. 2.29. Структура червоного фосфору

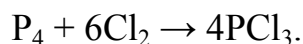
За умов сильного нагрівання червоний фосфор не плавиться, а одразу переходить у пароподібний стан, тобто підлягає сублимації; при охолодженні його випарів утворюється білий фосфор. Полімерна будова червоного фосфору в цілому обумовлює його хімічну інертність. Однак сильні окисники, такі як калій хлорат (бертолетова сіль), взаємодіють із ним вже за умов тертя або удару. Цю властивість використовують при виготовленні сірників.

Подібно до графіту, **чорний фосфор** (рис. 2.27в) має металічний блиск, шарувату будову та напівпровідникові властивості. Чорний фосфор одержують нагріванням білого фосфору при температурі 220°C та тиску 1200 МПа. У хімічному відношенні чорний фосфор є найменш реакційноздатним: він спалахує лише при нагріванні до 400°C. Фосфор входить до складу деяких напівпровідникових матеріалів (наприклад, GaP або InP). Багато фосфору витрачають на

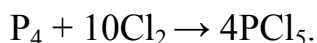
виробництво фосфорорганічних препаратів, зокрема ефективних засобів для знищення комах-шкідників.

Фосфіди – це сполуки Фосфору з металами та неметалами, а також металоїдами (B, Si, As). У фосфідах, залежно від природи металу, частка того чи іншого виду зв'язку може змінюватися у широких межах. Фосфіди *d*-елементів взагалі можна розглядати як іонно-ковалентно-металічні сполуки складу E_3P , E_3P_2 або EP ; у хімічному відношенні вони є достатньо стійкими.

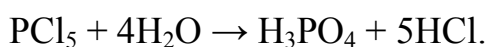
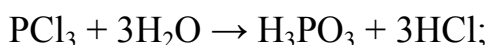
За умов незначного нагрівання фосфору із хлором утворюється рухлива рідина – фосфор(III) хлорид:



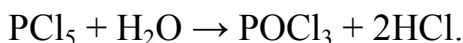
Із надлишком хлору фосфор утворює фосфор(V) хлорид – тверду речовину, що легко сублимується:



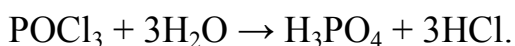
Галогеніди фосфору легко гідролізуються водою, утворюючи галогеноводневу та відповідну оксигеновмісну кислоту:



При частковому гідролізі PCl_5 утворюється **фосфор хлороксид**:

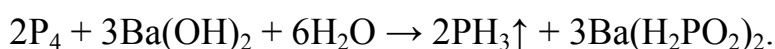
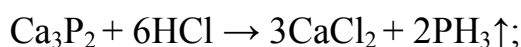
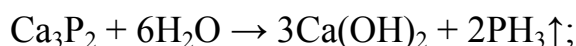


Оксогалогеніди фосфору POF_3 , $POCl_3$ та $POBr_3$ – це рідини, тоді як POI_3 – тверда речовина; усі вони легко розкладаються водою:

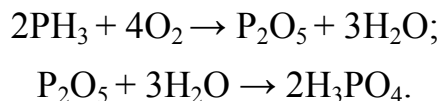


Хлориди фосфору зазвичай використовують для одержання різноманітних фосфорорганічних сполук, а також хлорангідридів карбонових кислот, які є важливими напівпродуктами в органічному синтезі лікарських препаратів.

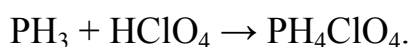
З воднем фосфор безпосередньо не реагує, хоча сполуки із ним утворює. Гідрид фосфору PH_3 (**фосфін**) одержують гідролізом кальцій фосфіду або дією на нього хлоридної кислоти, а також нагріванням білого фосфору у розчині лугу:



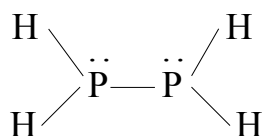
Фосфін – це газ із неприємним запахом тухлої риби. Його повільне окиснення супроводжується хемілюмінесценцією, як й у білого фосфору. Фосфін є малорозчинним у воді та, на відміну від амоніаку, не взаємодіє із нею, що пояснюється відсутністю міжмолекулярних водневих зв'язків. При горінні фосфіну утворюється фосфатний ангідрид та вода, які у свою чергу дають ортофосфатну кислоту:



Оснóвні властивості фосфін виявляє лише по відношенню до найбільш сильних донорів протонів, наприклад перхлоратної кислоти:



Фосфоній перхлорат PH_4ClO_4 – це нестійка кристалічна речовина, яка легко розкладається водою. **Дифосфін** P_2H_4 є цілковитим аналогом гідразину:



Це безбарвна рідина, що за хімічними властивостями є сильним відновником; на повітрі самозаймається з утворенням “білого диму” P_2O_5 . Дифосфін утворюється одночасно із PH_3 при гідролізі фосфідів.

Фосфор утворює оксиди, зокрема P_2O_3 – фосфор(III) оксид та P_2O_5 – фосфор(V) оксид, а також цілий ряд оксигеновмісних кислот: HPO_3 – метафосфатну кислоту; H_3PO_4 – ортофосфатну кислоту; $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфатну кислоту; H_3PO_3 – фосфітну кислоту; H_3PO_2 – гіпофосфітну кислоту.

Фосфор(V) оксид зберігає свою тривіальну назву – фосфатний ангідрид, що склалася історично, проте дійсна молекулярна формула цієї речовини відповідає складу P_4O_{10} (рис. 2.30).

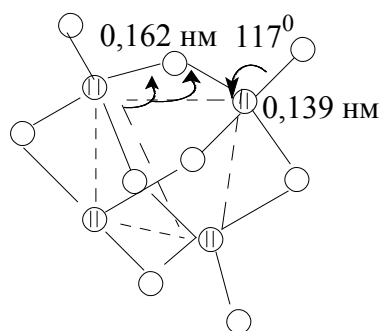
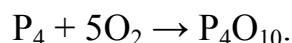
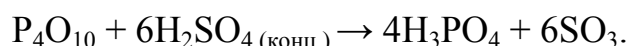
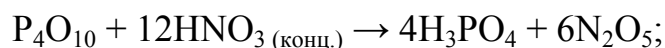


Рис. 2.30. Будова молекули P_4O_{10}

Останній одержують спалюванням білого фосфору у надлишку кисню:



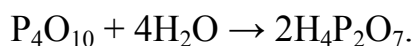
Продукт реакції являє собою білу кристалічну речовину, що активно поглинає вологу з повітря: P_4O_{10} є однією з найбільш гігроскопічних речовин. Він перетворює концентровану нітратну кислоту на нітроген(V) оксид, а концентровану сульфатну – на сульфур(VI) оксид:



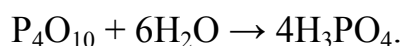
З водою фосфор(V) оксид утворює суміші фосфатних кислот, склад яких у значній мірі визначається співвідношенням вихідного оксиду та води. При розчиненні P_4O_{10} у холодній воді одержують **метафосфатну кислоту**:



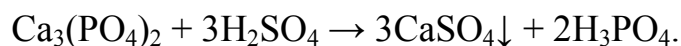
При нагріванні отримують **дифосфатну (пірофосфатну) кислоту**:



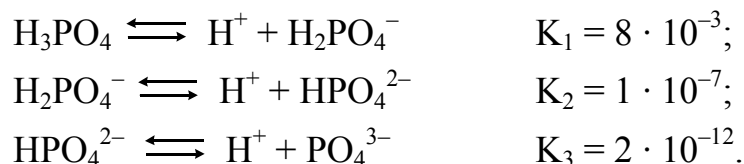
Кип'ятінням P_4O_{10} із надлишком води зазвичай одержують **ортофосфатну кислоту**:



У промисловості останню добувають із кальцій фосфату:



Ортофосфатна кислота у зневодненому стані – це безбарвні, дуже гігроскопічні кристали. У концентрованих водних розчинах молекули H_3PO_4 активно утворюють міжмолекулярні водневі зв'язки, завдяки яким кислота, що надходить у продаж та зазвичай містить не менше 90% цієї речовини, є сиропоподібною рідиною. У водному розчині H_3PO_4 – це трьохосновна кислота середньої сили:



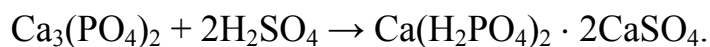
Ця сполука при нагріванні легко втрачає воду та перетворюється на пірофосфатну кислоту:



Ортофосфатна кислота утворює три типи солей: середні солі **фосфати** Na_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, а також кислі **гідрогенфосфати** Na_2HPO_4 , CaHPO_4 та **дигідрогенфосфати** NaH_2PO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Серед фосфатів розчинними у воді є лише солі лужних металів та амонію. У випадку кислих солей високу розчинність мають також гідроген- та дигідрогенфосфати лужноземельних металів. Розчинні солі фосфатної кислоти використовують як добрива у сільському господарстві. Серед них найбільшого розповсюдження набули такі форми, як фосфоритне борошно, простий та подвійний суперфосфат, преципітат та ін. Вихідною сировиною для виробництва фосфатних добрив є природні мінерали фосфорит та апатит.

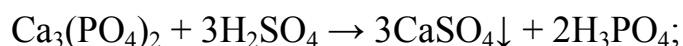
Фосфоритне борошно – це тонко розмелений фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, який не розчиняється у воді, а отже, засвоюється не всіма рослинами та лише на кислих ґрунтах.

Простий суперфосфат – це суміш розчинного кальцій дигідрогенфосфату $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ та малорозчинного кальцій сульфату CaSO_4 . Для його одержання фосфорит або апатит обробляють сульфатною кислотою:



Подвійний суперфосфат – це кальцій дигідрогенфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Процес його одержання відбувається у дві стадії:

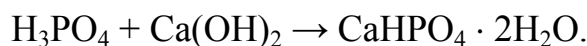
1) під дією розбавленої сульфатної кислоти фосфорит або апатит спочатку перетворюється на ортофосфатну кислоту:



2) внаслідок дії останньої на апатит або фосфорит утворюється кальцій дигідрогенфосфат:



Преципітат – це гідратна форма кальцій гідрогенфосфату CaHPO_4 . Її одержують дією ортофосфатної кислоти на кальцій гідроксид:



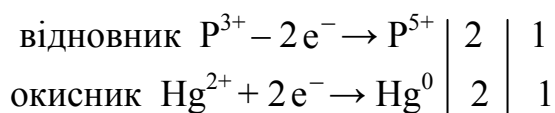
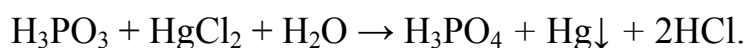
Складними добривами, що містять, окрім Фосфору, також Нітроген, є **амофоси**: $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ та $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$. Із кісток тварин готують ще один різновид фосфатних добрив – **кісткове борошно**.

Фосфор(III) оксид утворюється при взаємодії фосфору з киснем в умовах його недостатчі; існує у вигляді кількох алотропних модифікацій. При цьому основна модифікація має молекулярну кристалічну ґратку, у вузлах якої містяться димерні молекули P_4O_6 ; інші модифікації є полімерними сполуками.

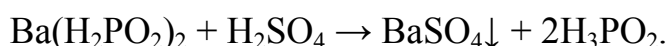
У хімічних реакціях фосфор(III) оксид виявляє переважно кислотну природу. При розчиненні у воді він утворює **фосфітну кислоту**:



Фосфітна кислота – це безбарвні, добре розчинні у воді кристали із температурою плавлення $74^\circ C$. Вона є двоосновною кислотою середньої сили. Загалом, сполуки Фосфору(III) – це сильні відновники, що зокрема здатні до витіснення малоактивних металів із розчинів їх солей:



Також відомі оксигеновмісні сполуки, у яких Фосфор виявляє найнижчий позитивний ступінь окиснення (+1). Прикладом може слугувати **гіпофосфітна кислота** H_3PO_2 , яку одержують у вільному стані витісненням із солей гіпофосфітів, що утворюються внаслідок диспропорціонування Фосфору у розчинах лугів:



Гіпофосфітна кислота – це безбарвні кристали, добре розчинні у воді; у водних розчинах є сильною одноосновною кислотою. Гіпофосфітна кислота та її солі **гіпофосфіти** – це сильні відновники.

2.5.3. Біологічна роль сполук Фосфору

Фосфор є важливим біогенним елементом живої природи. Рослини поглинають його із ґрунту у вигляді мінеральних солей. Рослинна їжа, у свою чергу, є джерелом Фосфору для тварин. До організму людини Фосфор надходить разом із продуктами харчування. Після відмирання усі органічні рештки потрапляють у ґрунт, де органічні сполуки Фосфору перетворюються на мінеральні – фосфати. У такий спосіб здійснюється колообіг Фосфору у природі (рис. 2.31). Діяльність людини суттєвим чином змінює цей природний процес. Разом із врожаєм з полів виноситься значна кількість Фосфору. При цьому рослини погано роз-

виваються, якщо у ґрунті мало фосфатів. Щоб забезпечити добрий урожай сільськогосподарських культур, необхідно вносити у ґрунт фосфатні добрива та гній. Слід також відзначити частково розімкнутий характер колообігу Фосфору через втрати за рахунок утворення осадових порід.

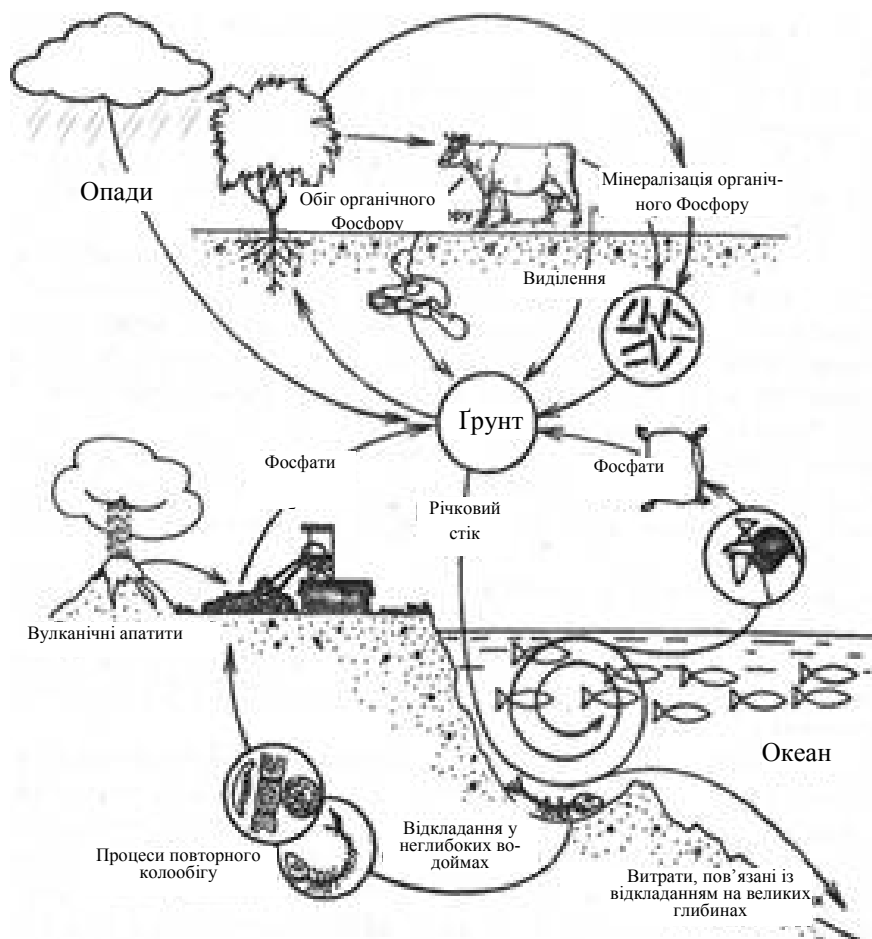


Рис. 2.31. Колообіг Фосфору у природі

Фосфор – це біогенний елемент, який є особливо важливим при дозріванні плодів у рослин: найбільше його потрібно саме під час утворення зав'язі. Він бере активну участь в усіх процесах обміну речовин, зокрема фотосинтезі, за рахунок чого прискорюється ріст вегетативних та генеративних органів рослини, а також диханні та енергетичному обміні із пришвидшенням розпаду білків та їх перенесенням у репродуктивні органи рослини. Фосфор також долучається до процесів утворення клітинних мембран, виступає складовою частиною фосфоровмісних органічних сполук (нуклеопротейдів, нуклеозид-поліфосфатів – АТФ, АДФ та АМФ, коферменту НАДФ), бере активну участь у передачі спадкових властивостей організму, стимулює інтенсивність цвітіння сільськогос-

подарських культур (овочевих, плодово-ягідних, зернових), збільшує зимостійкість та підвищує врожайність навіть за умов нестачі води.

Рослини засвоюють Фосфор у значно менших кількостях порівняно із Нітрогеном, проте перший відіграє вкрай важливу роль у їх життєдіяльності. Вміст Фосфору у рослинах становить 0,5–1% у перерахунку на суху речовину, причому на мінеральні сполуки припадає близько 10–15%, а на органічні – 85–90%. Співвідношення мінеральних та органічних сполук Фосфору залежить від віку рослини та її загального забезпечення цим біоелементом: у молодих рослин частка органічного Фосфору є значно більшою, ніж у старих.

Мінеральні сполуки у рослинах представлені переважно фосфатами, що містять Кальцій, Магній, Калій, а також іони амонію. Накопичення їх у стеблах рослин є ознакою високої забезпеченості Фосфором. Органічні сполуки цього елемента – це переважно ефіри фосфатної кислоти. До них належать у першу чергу фосфатиди, фосфопротеїди, фітин, цукрофосфати, нуклеїнові кислоти, нуклеопротеїди тощо.

Максимальна кількість Фосфору міститься у репродуктивних органах, де його у 3–6 разів більше, ніж у вегетативних та молодих частинах рослин, що сприяє інтенсивному перебігу процесів біосинтезу органічних сполук. У насінні також має бути достатній запас Фосфору, зокрема для формування кореневої системи, яка почне активно його поглинати із ґрунту. При цьому рослини краще засвоюють воду та поживні речовини, швидше формують надземну біомасу. Основну частину Фосфору рослинні організми використовують саме у фазі активного зростання та розвитку, створюючи відповідні його запаси. Потім Фосфор легко переміщується зі старих тканин у молоді, тобто відбувається його реутилізація. Фосфорне голодування рослин у ранньому періоді розвитку сприяє настільки депресивному ефекту, що його неможливо усунути наступним оптимальним фосфорним живленням.

У разі підживлювання рослин розчинами фосфатів через листки переміщення його до інших органів відбувається досить повільно та у невеликій кількості. Оптимальний синтез фосфорорганічних сполук у рослині відбувається лише за умов засвоєння сполук Фосфору через кореневу систему. Якщо ж розчином фосфатних добрив обробляти лише вегетативні органи, то навіть за безопікових концентрацій рослини починають відставати у рості від тих, що були забезпечені кореневим живленням. При цьому листки відмирають раніше, хоча

й містять багато Фосфору, тоді як за кореневого живлення його вміст залишається незначним. Ось чому фосфатне підживлювання рослин має забезпечуватися саме через кореневу систему.

Негативна дія нестачі Фосфору у ранній період позначається на усьому подальшому розвитку рослин: вони залишаються низькорослими, пригніченими, пізніше цвітуть та плодоносять. Це пов'язано із тим, що внаслідок нестачі Фосфору не відбувається ділення клітин для утворення додаткового ядра, а отже, на відміну від рослин, які відчують нестачу Нітрогену та мають через це скорочений цикл розвитку, рослини за нестачі Фосфору є фізіологічно молодшими. Фосфор поліпшує їх водний режим та значно пом'якшує дію посухи внаслідок накопичення у вузлах кущіння більшої кількості цукрів, сприяє нормальній зимівлі озимих культур та багаторічних трав, підвищує стійкість рослин до хвороб, зрівноважує дію азотних добрив.

Оптимальне фосфорне живлення рослин стимулює усі процеси, пов'язані із заплідненням квіток, зав'язуванням, формуванням і досяганням плодів. Надмірна забезпеченість Фосфором призводить до передчасного розвитку і відмирання листкового апарату, раннього досягання плодів, внаслідок чого рослини не встигають сформувати належний врожай. Нестача Фосфору, навпаки, виявляється у затримці росту та розвитку рослин (рис. 2.32). При цьому утворюються дрібні листки, запізнюється цвітіння та досягання плодів. Нижні листки набувають тьмяно-сірого або темно-зеленого відтінку. З часом вони скручуються й передчасно відмирають. Це пов'язано із тим, що листки розвиваються в умовах нестачі хлорофілу.



Рис. 2.32. Ознаки нестачі Фосфору у рослин

Основним джерелом живлення рослин Фосфором є аніони ортофосфатної кислоти – H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} , однак рослини можуть частково засвоювати й мета- та поліфосфати, а також деякі органічні сполуки Фосфору.

Фосфор послаблює шкідливий вплив Алюмінію на кислих ґрунтах внаслідок зв'язування його рухомих форм, а також фіксує їх у кореневій системі, тим самим поліпшуючи вуглеводний та азотний обмін у рослинах. Існує тісний зв'язок між нітратним та фосфатним живленням. Фосфор відіграє роль супутника Нітрогену та білкових сполук. У рослинах його у 2–3 рази менше, ніж Нітрогену. За нестачі Фосфору сповільнюється біосинтез білків та накопичується більше нітратів, тому норми нітратних та фосфатних добрив мають бути збалансованими.

Загальний вміст Фосфору в організмі людини становить близько 1,16% за масою. Добова потреба у цьому біоелементі складає 1,3 г. Фосфор належить до типових органогенів та відіграє важливу роль у процесах обміну. Він входить до складу білків (0,5–0,6%), нуклеїнових кислот, АТФ та інших біологічно активних сполук. Багато Фосфору (до 85% від його загальної кількості) міститься у кістках та зубах, зокрема у формі гідроксилапатиту $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ та карбонатапатиту $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. При нестачі в організмі Фосфору, а також вітаміну D, необхідного для всмоктування та обміну цього елемента, розвивається захворювання на рахіт.

Особливе значення Фосфору полягає також у тому, що цукри та жирні кислоти не можуть бути використані клітинами як джерела енергії, якщо вони попередньо не були фосфорильовані. Багато сполук утворюють із Фосфором складні біологічно активні комплекси, зокрема нуклеопротеїди, фосфопротеїди, фосфатні ефіри вуглеводів та ін. Фосфор у вигляді моно-, ди- та трифосфатів входить до складу активних груп ферментів – носіїв Гідрогену, а також речовин, що акумулюють енергію у процесах обміну. Остання утворюється при переході електронів від окиснюваних у клітинах харчових речовин до кисню повітря. За рахунок цього процесу відбувається біосинтез АТФ з АДФ та фосфату. При цьому організм покриває свої енергетичні витрати (синтез білка, м'язова робота тощо), використовуючи реакцію гідролізу АТФ, в результаті якої знову утворюється АДФ та вивільнюється необхідна клітині енергія.

Органічні сполуки Фосфору входять до складу крові, нервової тканини та мозку. Загальний вміст цього елемента в організмі людини становить близько 590–600 г. Фосфор необхідний для підтримки нормальної функції нирок – він допомагає виводити з організму токсини та інші шкідливі речовини. Фосфор необхідний для нормального засвоєння вітамінів та мінералів. Крім того, він підтримує метаболізм та важливі функції травлення, а також нормалізує обмін. Після потрапляння до організму, Фосфор сприяє регуляції кислотно-лужного балансу, впливає на роботу м'язів, а його нестача може призвести до загальної слабкості та поганого самопочуття. Фосфор необхідний для нормальної роботи мозку. Його дефіцит пов'язують зі зниженням когнітивної діяльності та розвитком таких захворювань як хвороба Альцгеймера. Фосфор є життєво важливим для нормального розвитку дитини під час вагітності, дитинства та юнацького віку (до 18 років). Фосфор, разом із Кальцієм та вітаміном D, є важливим для формування здорової емалі зубів, а також сприяє зміцненню кісткової тканини. Він поповнюється вживанням таких продуктів, як боби, квасоля, рис, борошно та вівсяні пластівці.

Без Фосфору не можуть існувати й тварини: його нестача в організмі обумовлює затримку росту, слабкість, прогресивне схуднення та зрештою може призвести до загибелі. Додавання до раціону тварин навіть незначної кількості Фосфору (близько 1,5 мг на день) сприяє покращенню апетиту, збільшенню ваги, зростанню кількості еритроцитів у крові, а також зміцненню кісток. Продуктивність тварин значною мірою залежить від вмісту Фосфору у кормах, а його дефіцит не можна повністю компенсувати введенням у раціон кормових фосфатів, адже цей елемент повинен міститися саме як натуральний інгредієнт, причому у достатній кількості (0,35–0,50% у перерахунку на суху речовину).

Зі сполук Фосфору, які знаходять широке практичне застосування у медицині та ветеринарії, перш за все, слід відзначити такі як:

– **ортофосфатна кислота**, що бере активну участь в обміні білків, жирів, вуглеводів та вітамінів. В організмі вона разом із фосфатами утворює буферні системи, що регулюють рН середовища у тканинах. Кількісне визначення ортофосфатної кислоти у вигляді мінеральних солей, що містяться у сечі, відіграє важливу роль у клінічному аналізі;

– **натрій аденозинтрифосфат**, що часто застосовується при дистрофії та атрофії м'язів, міокардіодистрофії, стенокардії, а також легкій формі гіпертонічної хвороби тощо;

– **натрій фосфат** у вигляді розчину для ін'єкцій, міченого ізотопом ^{32}P , застосовується із лікувальною метою при хронічному лейкозі, а також для діагностики злоякісних пухлин. Нукліди Фосфору часто використовуються у біологічних дослідженнях та виконують роль мічених атомів;

– **натрій гідрогенфосфат**, що входить до складу лікарського препарату “Уродан”, активно застосовується для лікування сечокам'яної хвороби. Слабко-лужне середовище, яке створюється внаслідок гідролізу цієї солі, сприяє розчиненню каменів, утворених сечовою кислотою;

– **кальцій гліцерофосфат**, що посилює анаболічні процеси та нормалізує функцію нервової системи. Призначається за умов перевтомлення та неврастєнні, а також дистрофії та інших станів;

– **амоній фосфат** як складова частина вогнетривкої маси “Кристосил-2”, що використовується для виготовлення зубопротезних виробів. Ортофосфатна кислота, а також її солі (фосфати) входять до складу пломбуєчих рідин, що застосовуються у стоматологічній практиці.

Запитання для самоконтролю

1. Яким є положення Фосфору у періодичній системі та які з орбіталей його атома беруть участь в утворенні хімічних зв'язків із іншими елементами у наступних сполуках та іонах: PH_3 , PH_4^+ , PCl_3 , PO_4^{3-} ?
2. Яку реакцію застосовують для промислового одержання фосфору та до якого типу вона відноситься?
3. Наведіть графічні формули, що відображають будову фосфор(III) та (V) оксидів. Якими є їх типові хімічні властивості?
4. У чому полягають принципові особливості одержання оксидів фосфору?
5. Наведіть приклади взаємодій фосфору із типовими металами та неметалами. Складіть відповідні рівняння реакцій.
6. Якими властивостями можна охарактеризувати різні алотропні модифікації Фосфору та яка з них є найбільш стійкою?
7. Наведіть типові реакції, що характерні для фосфатної кислоти. До якого

типу електролітів її слід віднести?

8. Складіть рівняння гідролізу фосфату, гідрогенфосфату та дигідрогенфосфату натрію. Яким є рН у водних розчинах цих солей?
9. Наведіть приклади фосфатних добрив та особливості їх застосування у сільськогосподарському виробництві.
10. У чому полягає біологічна роль сполук Фосфору в організмі рослин, тварин та людини?

Тестові завдання до теми

1. Позначте електронну конфігурацію атома Фосфору:

- | | |
|----------------------------------|---|
| (A) $1s^2 2s^2 2p^3$; | (C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 p^6 3d^3 4s^2$; |
| (B) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; | (D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. |

2. Позначте та вкажіть кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні у атома Фосфору:

- | | |
|--------|--------|
| (A) 1; | (C) 5; |
| (B) 3; | (D) 7. |

3. Визначте валентність Фосфору у сполуці P_2O_5 :

- | | |
|----------|---------|
| (A) II; | (C) IV; |
| (B) III; | (D) V. |

4. Вкажіть загальну кількість атомів у молекулі білого фосфору:

- | | |
|--------|--------|
| (A) 2; | (C) 6; |
| (B) 4; | (D) 8. |

5. Ортофосфатна кислота у водному розчині легко вступає у взаємодію з:

- | | |
|-------------------------|---------------------------|
| (A) хлоридною кислотою; | (C) сульфур(IV) оксидом; |
| (B) натрій гідроксидом; | (D) карбонатною кислотою. |

6. Яка з наведених нижче кислот відповідає ангідриду P_2O_3 ?

- | | |
|-----------------|-------------------|
| (A) H_3PO_4 ; | (C) $H_4P_2O_7$; |
| (B) HPO_3 ; | (D) H_3PO_3 . |

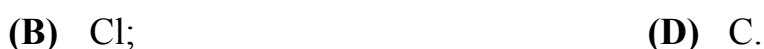
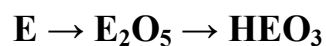
7. Позначте алотропну модифікацію Фосфору, що займається на повітрі:

- | | |
|----------------------|------------------------|
| (A) червоний фосфор; | (C) чорний фосфор; |
| (B) білий фосфор; | (D) фіолетовий фосфор. |

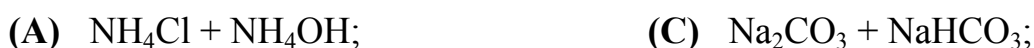
8. Яке з наведених рівнянь описує взаємодію фосфор(V) оксиду з водою?



9. Елементом "Е" у схемі перетворень може бути:



10. Для підтримки певного значення рН середовища використовують буферні розчини. Вкажіть склад фосфатного буферу:



11. Формула речовини "Х" та коефіцієнт перед нею у рівнянні реакції, схема якої відповідає: $PH_3 + O_2 \rightarrow P_2O_5 + X$



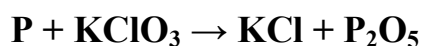
12. Коефіцієнт перед формулою відновника у рівнянні реакції фосфору із надлишком кисню дорівнює:



13. Взаємодія фосфору з киснем є прикладом реакції:



14. Коефіцієнт перед формулою окисника у наведеному нижче рівнянні реакції дорівнює:



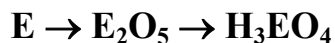
15. Визначте сполуку, у якій Фосфор може виявляти лише окисні властивості:



16. Вкажіть ступінь окиснення Фосфору у його оксиді P_2O_5 :

- (A) -5 ; (C) $+5$;
(B) $+2$; (D) -2 .

17. Елементом “Е” у схемі перетворень може бути:



- (A) S; (C) P;
(B) Ca; (D) Cl.

18. Коефіцієнт перед формулою окисника у рівнянні реакції фосфору із надлишком хлору дорівнює:

- (A) 2; (C) 4;
(B) 3; (D) 5.

19. Де застосовується суміш червоного фосфору із бертолетовою сіллю?

- (A) як складова зубної пасти; (C) у виробництві сірників;
(B) як харчова добавка; (D) для захисту металів від корозії.

20. Зазначте склад подвійного суперфосфату:

- (A) $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$; (C) $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2CaSO_4$;
(B) $Ca(H_2PO_4)_2$; (D) $Ca(NO_3)_2$.

21. Позначте формулу преципітату:

- (A) $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$; (C) $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2CaSO_4$;
(B) $Ca(H_2PO_4)_2$; (D) $CaSO_4$.

22. При спалюванні фосфору кількістю речовини 3 моль та розчиненні утвореного фосфор(V) оксиду у воді утворюється ортофосфатна кислота кількістю речовини:

- (A) 4 моль; (C) 2 моль;
(B) 3 моль; (D) 1 моль.

23. Обчисліть масу 1 моль фосфор(V) оксиду:

- (A) 160 г; (C) 142 г;
(B) 284 г; (D) 324 г.

24. Хімічними елементами, що беруть участь у побудові скелету та входять до складу гідроксилапатиту кісткової тканини, є:

- (A) Натрій та Хлор; (C) Кальцій та Фосфор;
(B) Ферум та Цинк; (D) Калій та Магній.

25. Ортофосфатна кислота здатна до утворення:

- (A) лише середніх солей; (C) кислих та середніх солей;
(B) лише кислих солей; (D) кислих або середніх солей.

26. Хімічними елементами, що входять до складу кісткової тканини зубів, а також бічних залишків нуклеїнових кислот (ДНК та РНК), є:

- (A) Кальцій та Магній; (C) Йод та Хлор;
(B) Ферум та Калій; (D) Флуор та Фосфор.

27. Коефіцієнт перед формулою окисника у наведеному нижче рівнянні реакції дорівнює:



- (A) 2; (C) 4;
(B) 3; (D) 5.

28. Електронна формула атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Формули водневої сполуки та вищого оксиду цього елемента:

- (A) H_2S та SO_3 ; (C) NH_3 та N_2O_5 ;
(B) PH_3 та P_2O_5 ; (D) CH_4 та CO_2 .

29. Електронна формула зовнішнього енергетичного рівня атома елемента, що має формули газоподібної водневої сполуки RH_3 та вищого оксиду R_2O_5 :

- (A) $ns^2 np^5$; (C) $ns^2 np^1$;
(B) $ns^2 np^3$; (D) $ns^2 np^2$.

30. Валентність Фосфору у сполуках P_2O_3 , H_3PO_4 та PCl_3 відповідно становить:

- (A) VI, II та II; (C) III, II та VI;
(B) III, V та III; (D) II, II та II.

РОЗДІЛ 2.6. СУЛЬФУР

2.6.1. Загальна характеристика. Природні сполуки

Сульфур – це хімічний елемент VIA-підгрупи, III періоду періодичної системи Д.І. Менделєєва. Конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атома Сульфуру у незбудженому стані $3s^2 3p^4$ (рис. 2.33). При цьому валентна електронна оболонка також містить незаповнений $3d$ -підрівень, й внаслідок збудження атома розпаровані електрони можуть переходити на нього. Відповідно до кількості неспарених електронів, атом Сульфуру може виявляти ступені окиснення (-2), (0), (+4) та (+6).

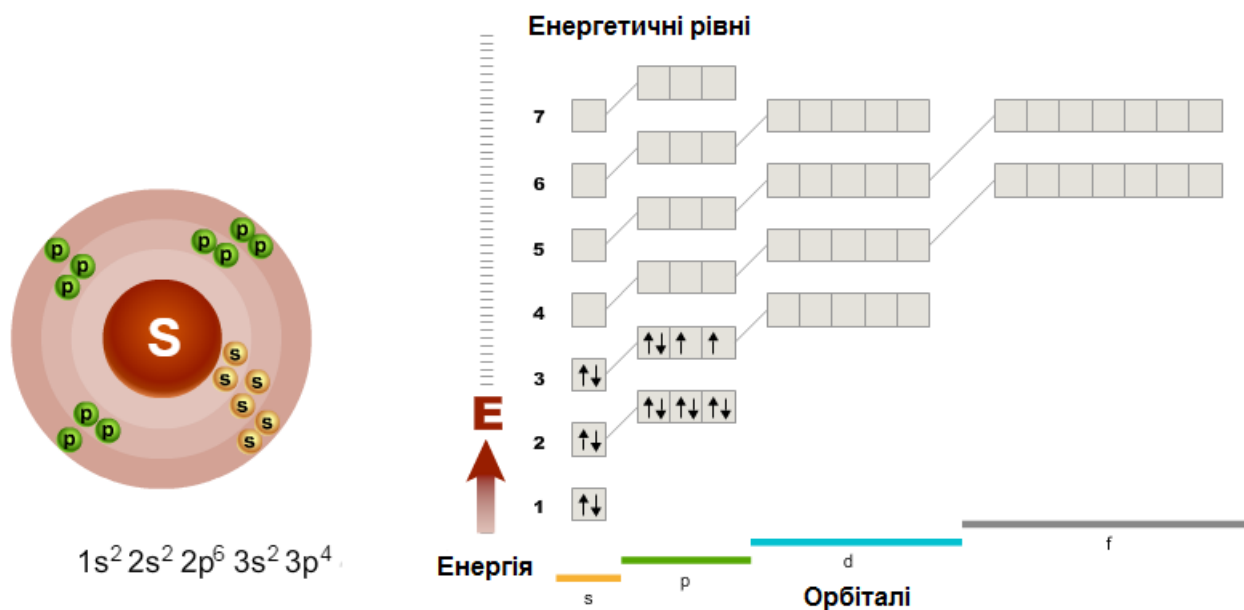
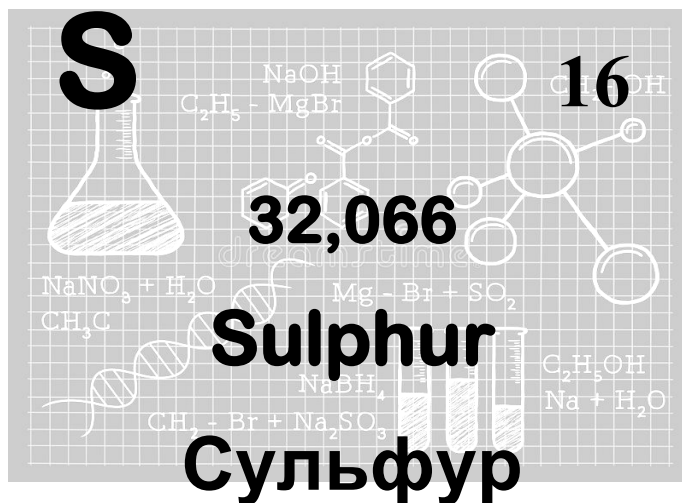


Рис. 2.33. Електронна конфігурація атома Сульфуру

Елементарну природу сірки вперше встановив А.Л. Лавуазьє у своїх дослідах зі спалювання цієї речовини. Слід зазначити, що природний Сульфур складається із суміші одразу чотирьох стійких ізотопів з масовими числами ^{32}S , ^{33}S , ^{34}S та ^{36}S ; штучно одержано ще сім радіоактивних ізотопів, з яких лише ^{32}S та ^{36}S є цілком стабільними.

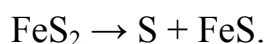
Вміст Сульфуру у земній корі складає 0,05% за масою (табл. 2.8). При цьому він може перебувати як у самородному стані, так й у вигляді сполук: сульфідів (FeS_2 – *пірит*, PbS – *галеніт* або *свинцевий блиск*, ZnS – *цинкова обманка*, Cu_2S – *мідний блиск*) та сульфатів ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – *гіпс*, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – *глауберова сіль*, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – *гірка сіль*). Сульфур міститься у кам'яному вугіллі та нафті. В останньому випадку він може бути присутнім в різноманітних формах – від елементарної сірки та гідроген сульфіду до сульфурорганічних сполук і меркаптанів.

Таблиця 2.8. Властивості Сульфуру

Вміст у земній корі, мас. %	0,05
Електронна формула	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Радіус атома, нм	0,104
Енергія іонізації, еВ	10,35
Електронегативність (шкала Полінга)	2,58
Густина, г/см ³	2,07
Температура плавлення, °С	
ромбічна модифікація	112,8
моноклінна модифікація	119,0
Температура кипіння, °С	444,6
Ступені окиснення	-1, -2, 0, +1, +2, +4, +6

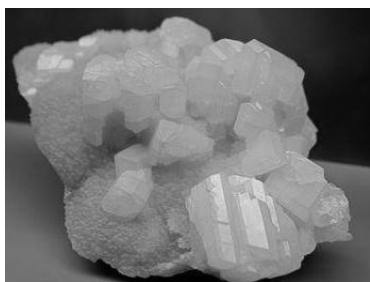
2.6.2. Одержання і властивості

Важливим джерелом добування сірки є залізний колчедан FeS_2 , який називають також піритом, та поліметалічні руди, що містять сульфідні сполуки Купруму, Цинку та інших кольорових металів. Із піриту сірку одержують нагріванням його у спеціальних печах до температури 600°C:

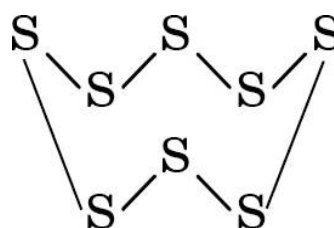


Деяку кількість сірки добувають також із газів, що утворюються під час коксування та газифікації вугілля. З підземних родовищ самородну сірку вилучають гарячою водою. За підвищеного тиску перегріту воду закачують у сірконосний шар, й розплавлена сірка ($119,8^{\circ}\text{C}$) під тиском гарячого повітря піднімається на поверхню. У країнах, які не мають власної самородної сірки, її одержують із H_2S та SO_2 (природний газ, продукти випалювання сульфідних руд). Сірку високого ступеня чистоти одержують перекристалізацією із сірковуглецю CS_2 .

Чиста сірка – це крихка кристалічна речовина жовтого кольору, добре розчинна у бензені та сірковуглеці, погано розчинна у воді (рис. 2.34а). Сірка виявляє типові неметалічні властивості: вона не має металічного блиску, не проводить електричний струм та тепло. Якщо потерти шматочок сірки сухою долонею або вовняною тканиною, вона електризується. За нормальних умов сірка утворює молекули S_8 , що складаються з восьми атомів, зв'язаних між собою зигзагоподібними ковалентними зв'язками (рис. 2.34б).



a



б

Рис. 2.34. Зовнішній вигляд самородної сірки (а) та будова її молекули (б)

Сірка існує у двох алотропних модифікаціях (рис. 2.35): **кристалічна** (**ромбічна** та **моноклінна**) й **аморфна** (або **пластична**). Кожна з них має певну температуру плавлення, густину та будову кристалічної ґратки. У ромбічній та моноклінній модифікаціях, як уже зазначалося раніше, молекули сірки складаються з восьми атомів, що утворюють кільце, а у пластичній – ланцюги.

За кімнатної температури стійкою є саме ромбічна сірка. Поступове нагрівання до $94,5^{\circ}\text{C}$ перетворює її на моноклінну. Кристали ромбічної та моноклінної сірки відрізняються взаємною орієнтацією у просторі кільцевих молекул S_8 .



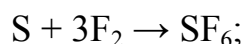
Рис. 2.35. Алотропні модифікації сірки

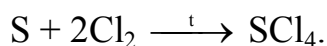
В інтервалі температур 94,5–119,3°C стійкою є моноклінна сірка. Подальше нагрівання перетворює її на жовту рухливу рідину. За температур вище 160°C кільцеві молекули починають розмикатися та виникають відкриті ланцюги із вільними зв'язками на кінцях – так звані довголанцюгові радикали. За подальшого нагрівання вони взаємодіють між собою, утворюючи подовжені ланцюги. При цьому рідина стає більш темною та в'язкою. При нагріванні до 250°C в'язкість знову зменшується, оскільки гомогенна структура молекул поступово руйнується. Нагріту до такої температури сірку можна повільно охолодити. При цьому утворюється моноклінна модифікація, яка згодом перетворюється на ромбічну. Якщо розплавлену сірку вилити у холодну воду, утворюється чорна липка та тягуча маса – пластична сірка. Приблизно за годину фрагменти гомоланцюгів знову перетворюються на восьмиатомні молекули – пластична сірка світлішає та трансформується у ромбічну.

При нагріванні випари сірки набувають змін, які можна описати наступними рівновагами:



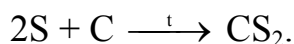
Сульфур є досить активним неметалом. Він взаємодіє з галогенами (окрім йоду), утворюючи сполуки різного складу: сульфур(VI) флуорид SF_6 та сульфур(IV) хлорид SCl_4 :



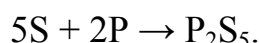
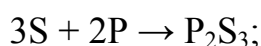


Під час взаємодії з менш електронегативними елементами (Гідрогеном, Карбоном, Фосфором, деякими металами) Сульфур виявляє властивості окисника, відновлюючись до ступеня окиснення (-2).

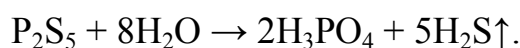
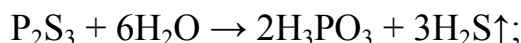
За температури 900–1000°C сірка з вуглецем утворює сірковуглець, який використовується як органічний розчинник:



При взаємодії з фосфором сірка утворює сульфіді різного складу:



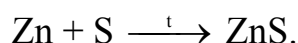
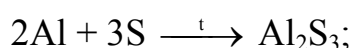
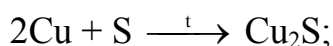
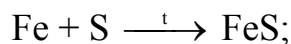
Останні належать до класу тіоангідридів, які легко розкладаються водою з утворенням гідроген сульфїду та відповідних фосфоровмісних кислот:



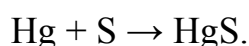
В результаті взаємодії з лугами утворюються солі:



З металами сірка взаємодіє під час нагрівання, утворюючи сульфїди:

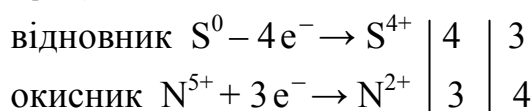


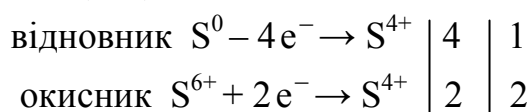
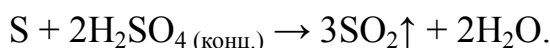
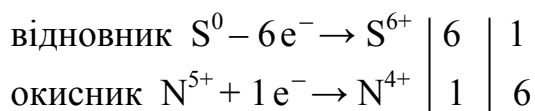
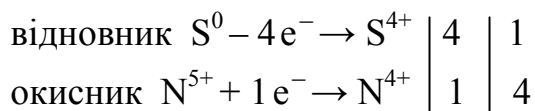
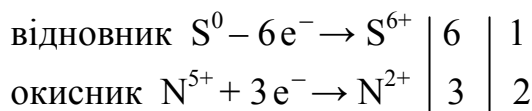
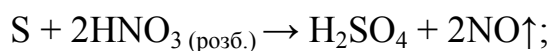
Із металічною ртуттю сірка взаємодіє вже за кімнатної температури:



Сульфїди металів, як правило, характеризуються різною розчинністю у воді та кислотах, що покладено в основу якісного визначення катіонів за сульфїдною класифікацією в аналітичній хімії.

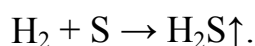
Сильні окисники, зокрема нітратна та сульфатна кислота, окиснюють Сульфур до ступенів окиснення (+4) та (+6):



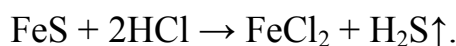


Сірку широко застосовують у хімічній промисловості, зокрема для перетворення каучуку на гуму: свої цінні властивості перший набуває лише після змішування із цією речовиною та нагрівання до певної температури. Такий процес називають **вулканізацією**. Каучук зі значним вмістом сірки (**ебоніт**) є хорошим електроізолятором. Сірку використовують для знищення деяких шкідників рослин, при виготовленні сірників та ультрамарину, а також під час одержання цінних хімічних сполук, зокрема гідроген сульфїду. У країнах, багатих на вкопні родовища сірки, остання є сировиною для добування сульфатної кислоти.

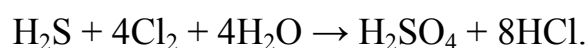
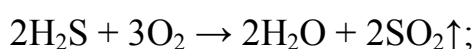
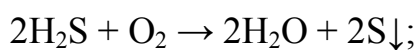
Під дією високої температури сірка взаємодіє з воднем, утворюючи **гідроген сульфїд** – малорозчинний у воді газ із неприємним запахом тухлих яєць:



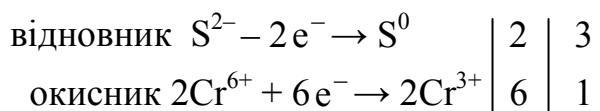
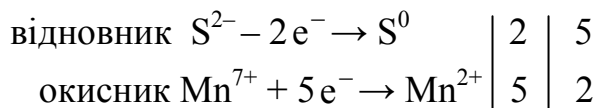
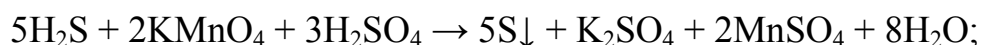
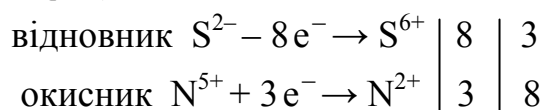
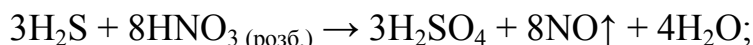
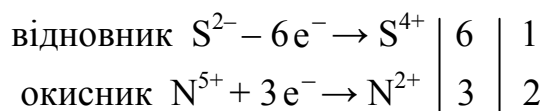
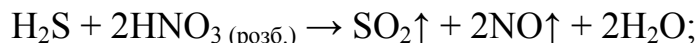
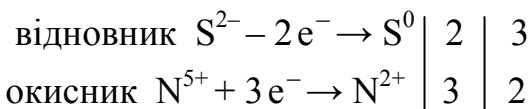
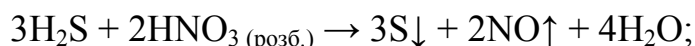
Гідроген сульфїд є дуже токсичним: при його вдиханні швидко настає стан непритомності або навіть загибель від паралічу дихання. У лабораторії його добувають в апараті Кіппа дією хлоридної кислоти на ферум(II) сульфїд:



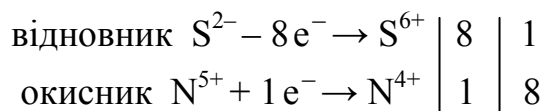
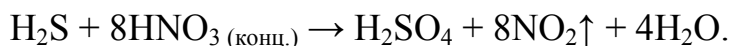
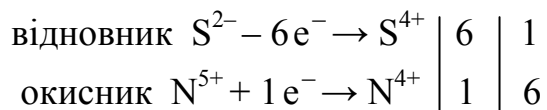
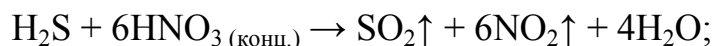
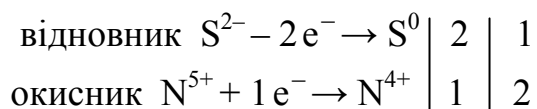
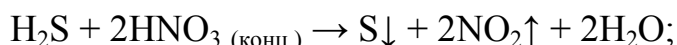
При розчиненні H_2S у воді утворюється слабка **сульфїдна кислота**. Остання має сильні відновні властивості. При цьому продуктами окиснення можуть бути вільна сірка, сульфур(IV) оксид або сульфатна кислота:



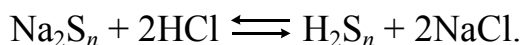
Сильні окисники, зокрема нітратна та сульфатна кислота, а також калій перманганат та дихромат у кислому середовищі, можуть окиснювати гідроген сульфід до сполук Сульфуру із різними ступенями окиснення:



Концентрована нітратна кислота утворює такі ж продукти окиснення Сульфуру, відновлюючись до NO_2 :

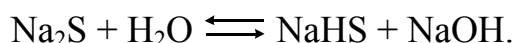


Гідроген сульфід є складовою частиною деяких природних мінеральних вод, які застосовуються у медицині. Отримано численні полісульфіди типу H_2S_n ($n = 2-23$). Вони утворюються при дії кислот на амоній або натрій полісульфіди та є маслянистими розчинами:



Гідроген полісульфід (персульфід) H_2S_2 є аналогом гідроген пероксиду, а BaS_2 – аналогом BaO_2 . Персульфіди, як і пероксиди, виявляють відновні та окисні властивості. Вони також застосовуються у медицині.

Водний розчин гідроген сульфід утворює два типи солей: середні – **сульфіди** та кислі – **гідрогенсульфіди**. У воді розчинними є лише сульфід лужних та лужноземельних металів, а також амонію. Як правило, вони гідролізуються за типом солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою із утворенням лужного середовища:

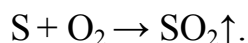


Деякі сульфід (Al_2S_3 , Cr_2S_3 , Fe_2S_3) гідролізуються незворотно із утворенням слабкої нерозчинної у воді основи та гідроген сульфід:

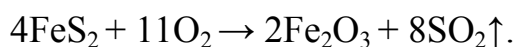


Тому такі сполуки можна одержати лише “сухим” шляхом, наприклад при сплавленні металічних ошурок із сіркою; їх утворення у водному розчині є неможливим. Більшість сульфідів металів не розчиняються у воді. Низьку розчинність та характерне індивідуальне забарвлення цих речовин, як уже зазначалося раніше, активно використовують у хімічному аналізі.

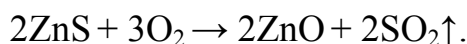
Якщо сірку спалювати на повітрі чи в атмосфері кисню, то утворюється **сульфур(IV) оксид SO_2** (або **сірчистий газ**):



У промисловості для одержання SO_2 зазвичай використовують більш дешеву сировину, переважно пірит (залізний колчедан). Його випалювання відбувається за реакцією:

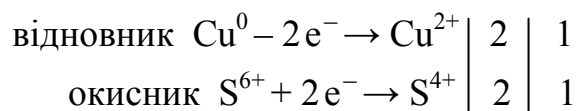


Значні кількості сульфур(IV) оксиду одержують також як побічний продукт у кольоровій металургії при випалюванні сульфідних руд, наприклад, цинкової обманки:



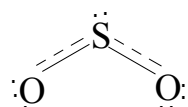
У лабораторних умовах сульфур(IV) оксид одержують при дії на натрій гідросульфід сульфатної чи хлоридної кислоти, або шляхом розчинення металічної міді у концентрованій сульфатній кислоті при нагріванні:





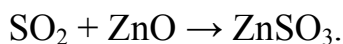
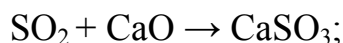
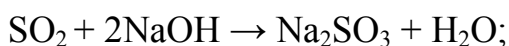
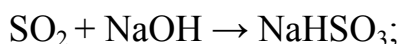
Сульфур(IV) оксид – це безбарвний газ із різким характерним запахом палених кісток, отруйний; вдихання повітря, яке містить більше 0,2% SO₂ за масою, є шкідливим для здоров'я людини та може викликати появу захворювань.

Молекула сульфур(IV) оксиду має кутову будову:

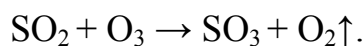
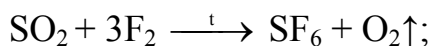


У цій сполуці атомні орбіталі Сульфуру знаходяться у стані sp^2 -гібридизації, про що свідчить величина валентного кута, яка є близькою до 120°. За хімічними властивостями сульфур(IV) оксид має кислотний характер.

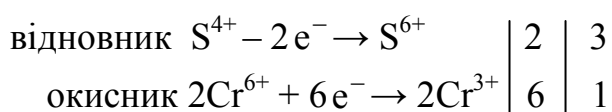
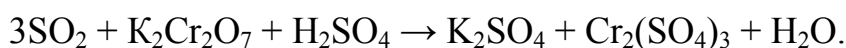
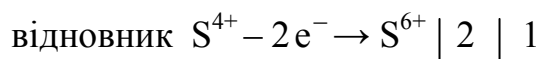
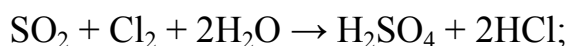
При взаємодії SO₂ з лугами, основними чи амфотерними оксидами утворюються кислі (*гідрогенсульфіти*) чи середні солі (*сульфіти*):



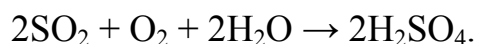
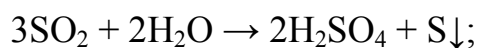
За підвищених температур сульфур(IV) оксид реагує з деякими неметалами:



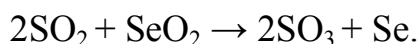
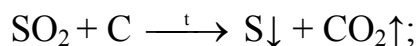
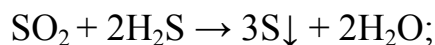
У молекулі SO₂ атом Сульфуру має проміжний ступінь окиснення (+4). Тому в залежності від умов, він може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Останні виражаються у здатності взаємодіяти із більш сильними окисниками, зокрема киснем, галогенами та калій біхроматом:



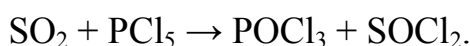
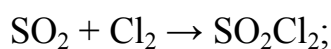
При пропусканні сульфур(IV) оксиду крізь воду за умов слабого нагрівання або наявності кисню утворюється сульфатна кислота:



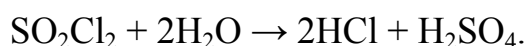
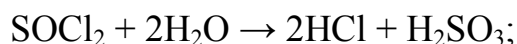
При взаємодії з більш сильними відновниками сульфур(IV) оксид виявляє типові окисні властивості:



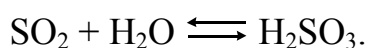
Сульфур(IV) оксид на світлі легко окиснюється хлором з утворенням хлористого сульфурилу SO_2Cl_2 ; тіонілхлорид SOCl_2 одержують за реакцією галогенування із п'ятихлористим фосфором:



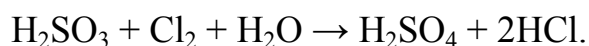
Тіонілхлорид – це безбарвна рідина із різким запахом, яка димить на повітрі; подразнює слизові оболонки очей та носу. Її використовують в органічній хімії для одержання хлорангідридів карбонових кислот. Ця сполука активно реагує з водою, утворюючи суміш хлоридної та сульфідної кислот; **сульфурилхлорид** за аналогічних умов замість H_2SO_3 дає сульфатну кислоту:



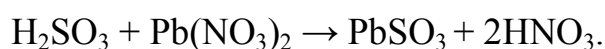
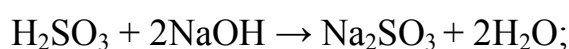
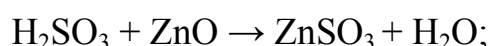
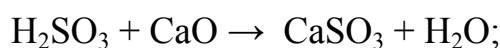
При розчиненні у воді сульфур(IV) оксид утворює слабку двохосновну **сульфідну кислоту** H_2SO_3 :



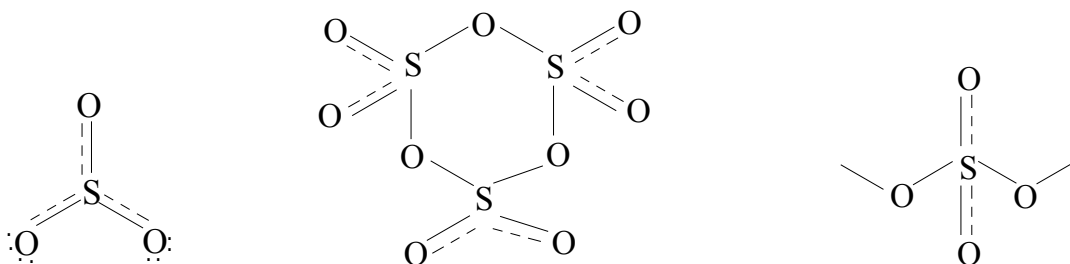
Остання є нестійкою та існує лише у водних розчинах. В окисно-відновних реакціях вона відіграє роль відновника й окиснюється до сульфатної кислоти:



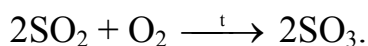
Сульфідна кислота реагує з основними та амфотерними оксидами, а також лугами та розчинами солей:



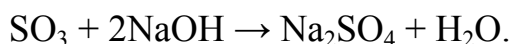
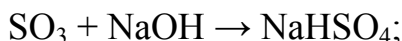
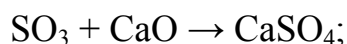
Сульфур(VI) оксид SO_3 (або сірчаний ангідрид) є вищим оксидом Сульфуру. За стандартних умов – це безбарвна летка рідина із різким запахом. При температурі нижче $17^\circ C$ він перетворюється на білу кристалічну речовину; токсичний, здатен вражати слизові оболонки та дихальні шляхи, а також розкласти деякі органічні сполуки. Сірчаний ангідрид у вигляді індивідуальних молекул перебуває лише у газоподібному стані. Атомні орбіталі Сульфуру у цьому випадку знаходяться у стані sp^2 -гібридизації. Для рідкого SO_3 властива форма тримеру з sp^3 -гібридними атомними орбіталями. У твердому сульфур(VI) оксиді переважають полімерні зигзагоподібні ланцюги.



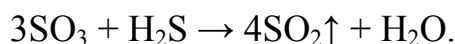
Сульфур(VI) оксид здатний розчиняється у концентрованій сульфатній кислоті з утворенням **олеуму**, який може містити до 65% SO_3 . Добувають сірчаний ангідрид окисненням сірчастого газу за температури $500^\circ C$ у присутності каталізатора (V_2O_5):



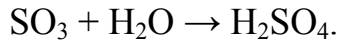
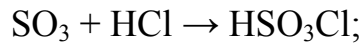
Ця сполука є типовим кислотним оксидом, що взаємодіє з оксидами металів, а також лугами, утворюючи кислі та середні солі:



Сульфур(VI) оксид є сильним окисником, властивості якого зумовлені максимально можливим ступенем окиснення атома Сульфуру (+6). Зазвичай, він відновлюється до сірчастого газу:

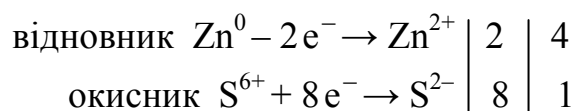
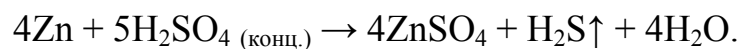
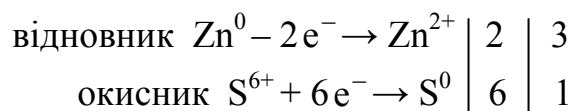
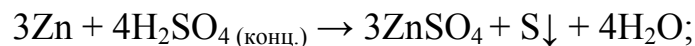
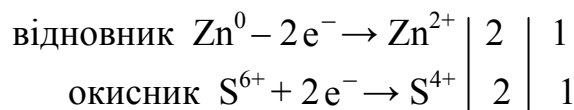
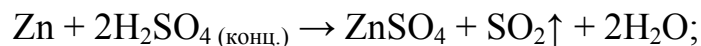


Взаємодією сульфур(VI) оксиду із гідроген хлоридом одержують **хлорсульфонову кислоту**, яка знаходить широке застосування у органічному синтезі як активний сульфохлоруючий агент; при взаємодії сірчаного ангідриду з водою утворюється **сульфатна кислота H_2SO_4** :



Хімічно чиста сульфатна кислота – це важка, масляниста рідина, що має густину $1,84 \text{ г/см}^3$ та містить 96% H_2SO_4 за масою. Концентрована сульфатна кислота активно поглинає водяну пару, відщеплює воду від багатьох органічних речовин, а також легко переходить у розчинений стан, причому розчинення супроводжується виділенням значної кількості теплоти внаслідок утворення стійких гідратів. Щоб розбавити концентровану сульфатну кислоту, її повільно виливають у воду за умов постійного перемішування утвореного розчину.

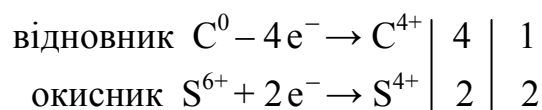
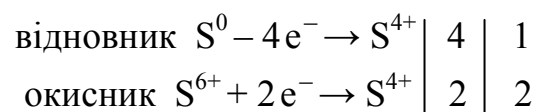
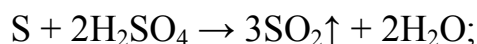
Концентрована сульфатна кислота є одним із найсильніших окисників: вона легко розчиняє майже всі метали незалежно від їх положення у ряду напруг (окрім Au та Pt). Під час взаємодії з активними металами паралельно відбувається кілька реакцій з утворенням сполук Сульфуру, у яких він має різні ступені окиснення (SO_2 , S, H_2S), зокрема:



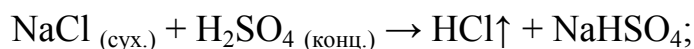
Як уже зазначалося раніше, концентрована сульфатна кислота при взаємодії з малоактивними металами переважно відновлюється до сульфур(IV) оксиду:



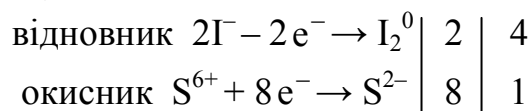
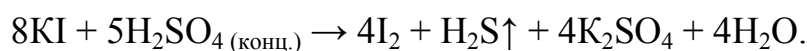
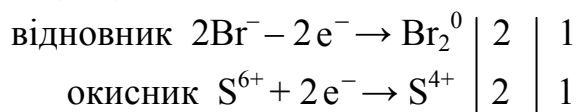
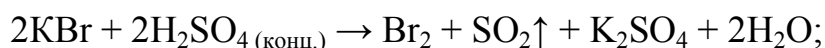
Концентрована сульфатна кислота окиснює також й деякі неметали:



Концентрована сульфатна кислота є нелеткою сполукою. Тому вона може витіснити леткі кислоти з їх солей під час нагрівання. Такі реакції застосовують для добування хлоридної та нітратної кислот у лабораторії:

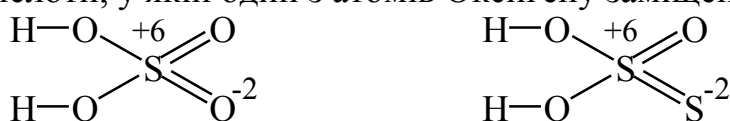


Із галогенідами концентрована сульфатна кислота реагує по-різному. Хлорид-іон нею не окиснюється, а бромід- та йодид-іони утворюють вільні галогени – Br_2 та I_2 ; при цьому H_2SO_4 відновлюється до SO_2 та H_2S відповідно:

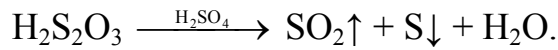


Більшість солей сульфатної кислоти легко розчиняються у воді. При цьому малорозчинними є сульфати плумбуму(II) та кальцію, тоді як практично нерозчинними у воді та кислотах виявляються барій та стронцій сульфати. Багато солей сульфатної кислоти кристалізуються із розчинів у вигляді кристалогідратів, які ще називають *купоросами*. Мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ має вигляд синіх кристалів, залізний купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – зеленуватих. Ці солі використовують для боротьби зі шкідниками та хворобами рослин. Сульфатна кислота утворює також подвійні солі – *галуни*: $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ або $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Їх застосовують у медицині, а також для фарбування тканин, дублення шкір, проклеювання паперу тощо. У хімічній промисловості сульфатна кислота використовується для отримання фосфатних та нітратних мінеральних добрив, пластмас, штучних волокон, лікарських препаратів та вибухових речовин. Солі сульфатної кислоти застосовують у сільському господарстві як добрива та отрутохімікати.

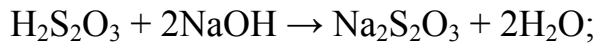
Тіосульфатна кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ за своїм складом та будовою є похідною від сульфатної кислоти, у якій один з атомів Оксигену заміщений на Сульфур:



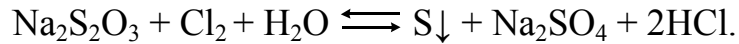
У присутності H_2SO_4 тіосульфатна кислота миттєво розкладається:



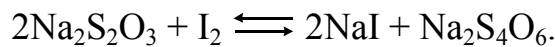
Вона також активно взаємодіє із лугами та галогенами:



Тіосульфатна кислота є малостійкою сполукою, проте її солі (*тіосульфати*) – цілком стабільні речовини, що виявляють сильні відновні властивості. Наприклад, натрій тіосульфат легко окиснюється до вільної сірки:



Слабкі окисники, зокрема йод, а також іони Fe^{3+} та Cu^{2+} , зазвичай окиснюють натрій тіосульфат до відповідного тетраціанату:



При цьому розчин йоду знебарвлюється. Ця реакція лежить в основі одного з аналітичних методів кількісної аналізу – йодометрії.

2.6.3. Біологічна роль сполук Сульфуру

Сульфур є важливим біогенним елементом, необхідним для синтезу сульфуровмісних амінокислот (метіоніну та цистеїну), вітаміну B_1 , а також деяких ферментів. У живленні рослин він посідає третє місце після Нітрогену та Фосфору. Колообіг Сульфуру у природі (рис. 2.36) включає перетворення, що відбуваються у гідросфері, літосфері та атмосфері. Резервний фонд Сульфуру переважно утворений осадовими породами, мінералами та горючими копалинами. Основними доступними формами цього елемента для хімічних перетворень є гідроген сульфід та сульфати. У вигляді останніх Сульфур поглинають рослини та фіксують його у складі органічних сполук. Через рослинну їжу Сульфур потрапляє до організму тварин.

Основні біотичні перетворення здійснюються за участю бактерій: хемосинтезуючі аеробні сіркобактерії та фотосинтезуючі анаеробні пурпурні сіркобактерії використовують сірководень як джерело Гідрогену, а сульфато-відновлювальні бактерії перетворюють сполуки Сульфуру на сульфати, які знову використовуються рослинами, або гідроген сульфід, що надходить до атмосфери. Останній, разом із газуватими оксидами Сульфуру, зазнає абіотичних перетворень, даючи сульфати, які потрапляють у ґрунт та океан.

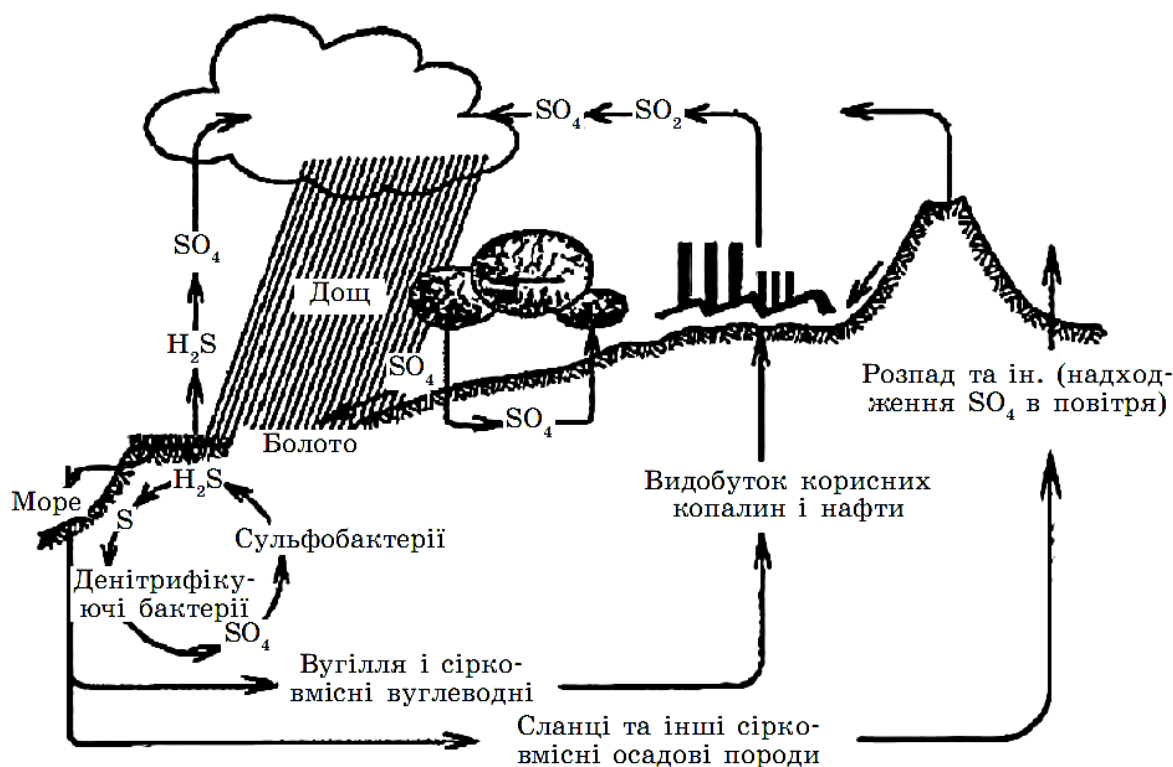


Рис. 2.36. Колообіг Сульфуру у природі

Сульфур у ґрунті присутній у вигляді як органічних, так й неорганічних сполук. В залежності від ґрунтових умов, неорганічні форми можуть бути представлені елементарною сіркою або її окисненими формами (сульфідами, сульфатами, тіосульфатами тощо). Органічний Сульфур переважно міститься в амінокислотах, протеїнах, поліпептидах та інших структурних компонентах. Накопичення сульфуровмісних органічних сполук у ґрунтах відбувається за рахунок рослинних решток, мікроорганізмів й у меншій мірі – тварин. Органічні речовини, накопичені у ґрунті, піддаються мінералізації, в результаті якої утворюються сульфуровмісні неорганічні продукти, необхідні для живлення рослин.

Майже всі види рослинних організмів використовують неорганічний сульфат-аніон (SO_4^{2-}) як найпоширеніше джерело Сульфуру. Цей іон є негативно зарядженим й тому, подібно до нітрату, не адсорбується ґрунтовими частками. Він легко вимивається у нижні шари ґрунту або втрачається із поверхневим стоком. При цьому його загальні втрати можуть сягати 50% від внесеної мінеральної форми. Найчастіше дефіцит Сульфуру спостерігається на ґрунтах із низьким вмістом гумусу, вивітрених ґрунтах із високим вмістом Феруму, а також на піщаних, сірих і дерново-підзолистих ґрунтах легкого гранулометричного складу.

Основна частина поглинутого рослинами Сульфуру входить до складу біо-органічних сполук, і лише невелика його кількість знаходиться в тканинах у мінеральній формі, переважно у вигляді CaSO_4 . Найбільше Сульфуру містять такі сільськогосподарські культури як ріпак, соняшник, соя, горох, кукурудза; значно менше його у зернових та картоплі. У насінні та листі Сульфуру міститься більше, ніж у стеблах і коренях (бульбах). Однак, недбале господарювання та зменшення кількості внесених органічних добрив може призвести до виникнення дефіциту Сульфуру у переважній більшості ґрунтів.

Візуальні ознаки нестачі цього елемента (рис. 2.37) є подібними до симптомів дефіциту Нітрогену: з'являється хлороз у молодих листків або некроз верхівок, спостерігається невисокий та веретеноподібний (кволий) зріст, виникає загальна затримка розвитку рослини та її стиглості, а також погано утворюються бульбочки у бобових, що як правило супроводжується неповним дозріванням плодів.

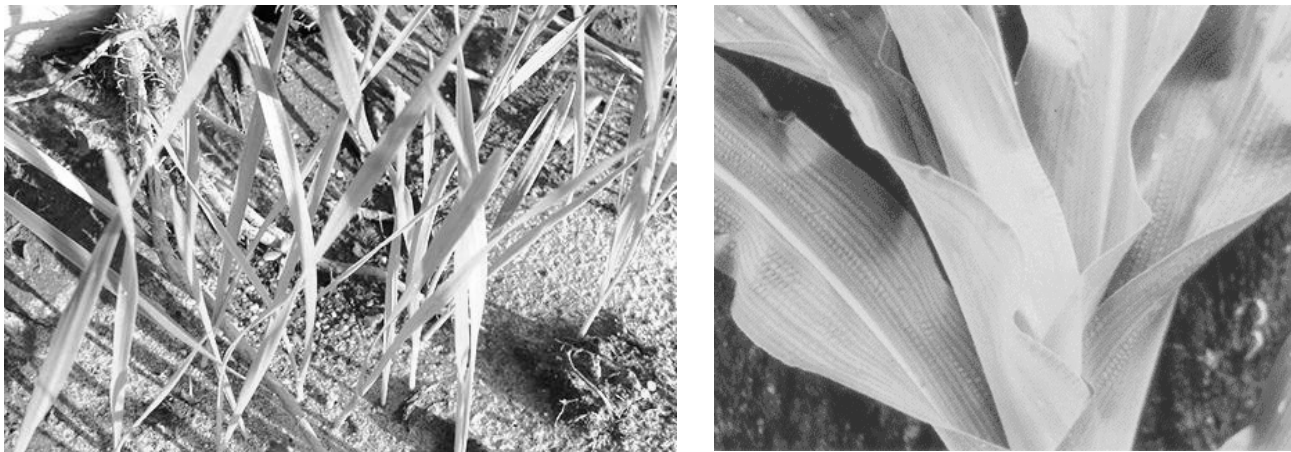


Рис. 2.37. Ознаки нестачі Сульфуру у рослин

Найбільш ефективним способом нейтралізації дефіциту Сульфуру є підживлення сульфуровмісними добривами. Проте, при виборі останніх необхідно зважати на форму присутніх елементів живлення. Насамперед, вони повинні легко дисоціювати, тобто повністю розчинятися у воді, не містити шкідливих домішок та вільної сульфатної кислоти. Це дасть змогу рослинам швидше засвоїти Сульфур, відновити їх фізіологічні та біохімічні процеси. Саме такі властивості має, наприклад, **магній сульфат**. Це добриво випускається у двох формах: кристалічне (MgO – 16%, SO_3 – 30%), яке використовується для поза-

кореневого підживлення рослин, та гранульоване ($MgO - 17\%$, $SO_3 - 35\%$), яке застосовується для внесення у ґрунт.

При надлишку Сульфуру листя рослин поступово жовтіє з країв та скручується, підвертаючись всередину, а потім буріє та відмирає. Іноді воно набуває бузкового відтінку (рис. 2.38).

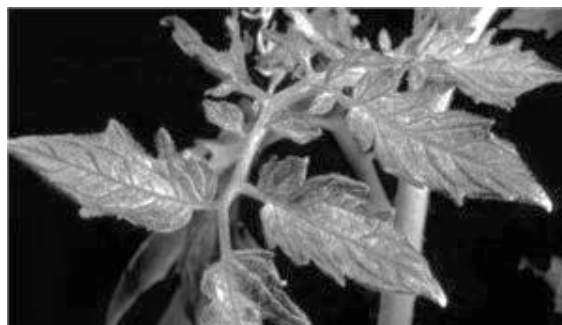


Рис. 2.38. Ознаки надлишку Сульфуру у рослин

Сульфур є важливим біогенним елементом для нормального розвитку тварин. Він входить до складу таких амінокислот, як метіонін, цистеїн та цистин, а також деяких вітамінів (тіаміну та біотину). Мікроорганізми, що живуть у шлунку овець та кіз, потребують Сульфур для здійснення нормального обміну речовин. Цей елемент є важливим для якості волосся людини, а також вовни та хутра тварин. Дефіцит Сульфуру викликає анорексію, втрату ваги, слабкість, млявість, виснаження, слинотечу та навіть загибель. Хронічна нестача Сульфуру може відбитися на стані кишкової мікрофлори, що супроводжується погіршенням апетиту та засвоєння їжі, сповільненням біосинтезу протеїнів мікрофлорою. Тому часто до складу кормів тварин додають L- та D-метіонін, а також сульфати натрію, калію, амонію, кальцію, магнію або навіть чисту сірку.

Загальний вміст Сульфуру в організмі людини становить 0,16% за масою, а добова потреба у цьому елементі – від 4 до 5 г. Він є неодмінною складовою усіх клітин та тканин, забезпечує просторову організацію білків, необхідну для їх функціонування, захищає клітинні структури від окиснення, а весь організм – від токсичної дії чужорідних речовин. Багато Сульфуру міститься у нервовій, сполучній та кістковій тканинах, він є важливим компонентом структурного білка колагену. Поповнення організму Сульфуром забезпечується за рахунок правильної організації харчування, до якого обов'язково включають м'ясо, яйця, вівсяну та гречану крупи, борошняні вироби, молоко, сири та капусту.

В організмі Сульфур окиснюється з утворенням сульфатної кислоти, яка бере активну участь у знешкодженні отруйних продуктів обміну (фенолу, крезолу, скатолу, індолу тощо), а також чужорідних сполук, наприклад, лікарських препаратів. Порушення сульфатного обміну зазвичай супроводжується численними патологіями. При цьому основними проявами дефіциту Сульфуру є симп-

томи захворювань печінки, суглобів, шкіри, порушення метаболізму біологічно активних сульфуровмісних сполук.

Одним із джерел надлишкового надходження Сульфуру до організму людини є сульфіти, які входять до складу багатьох харчових продуктів, а також алкогольних та безалкогольних напоїв як консерванти. Особливо багато сульфідів міститься у копчених продуктах, картоплі, свіжих овочах, салатах, пиві та вині. Для зниження негативного впливу сульфідів на організм людини рекомендується збільшувати вміст у раціоні сирів, яєць, жирного м'яса, птиці.

У медичній практиці широко застосовується сірка у вільному стані. Особливо слід відзначити *сірку очищену*, яка має протимікробну та антигельмінтну дію. Зовні її застосовують у дерматології. *Сульфур(IV) оксид* слугує активним дезінфікуючим засобом, за допомогою якого окурюють підвали та погреби, винні діжки, бродильні чани з метою запобігання розвитку плісняви. Сульфазин (розчин сірки у персиковій олії з масовою часткою 1%) застосовується при лікуванні шизофренії, прогресивного паралічу, алкоголізму.

Натрій тіосульфат та його водний розчин із масовою часткою 30% застосовується як детоксикуючий, протизапальний, антипаразитарний та протиалергічний засоби. Радіоактивний нуклід *Сульфуру* ^{35}S знаходить практичне застосування у науково-дослідних роботах. Наприклад, ним мітять різноманітні речовини, у тому числі й лікарські препарати, з метою їх подальшого введення в організм та вивчення особливостей поведінки, метаболічних перетворень, а також встановлення можливого механізму дії.

Запитання для самоконтролю

1. Складіть електронну та графічну формули атома Сульфуру. Вкажіть його можливі валентності в основному та збудженому станах.
2. В якому ступені окиснення Сульфур може бути: а) лише окисником; б) лише відновником; в) як окисником, так й відновником? Наведіть відповідні приклади сполук та рівняння їх реакцій.
3. Поясніть особливості геометричної будови молекул SO_2 та SO_3 . В якому стані гібридизації перебуває атом Сульфуру у кожному з цих оксидів?
4. Як добувають гідроген сульфід у лабораторних умовах? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

5. Чи взаємодіють метали середньої активності з розбавленою та концентрованою сульфатною кислотою? Відповідь поясніть.
6. Наведіть приклади взаємодій концентрованої сульфатної кислоти із типовими неметалами. Які сполуки при цьому можуть утворюватися?
7. Складіть графічну формулу тіосульфатної кислоти та поясніть її типові властивості. Де зазвичай використовують тіосульфати?
8. Чому сульфур(IV) оксид та відповідна йому сульфитна кислота характеризуються своєю окисно-відновною подвійністю? Покажіть цю властивість на прикладі реакцій з гідроген сульфідом та калій перманганатом у кислому середовищі.
9. У чому полягає біологічна роль сполук Сульфуру?
10. Наведіть приклади біологічно активних речовин, які мають найбільш важливе значення для нормального функціонування живих організмів та містять у своєму складі один чи кілька атомів Сульфуру.

Тестові завдання до теми

1. Взаємодія металічного магнію з сульфатною кислотою є реакцією:

- | | |
|-----------------|----------------|
| (A) сполучення; | (C) заміщення; |
| (B) обміну; | (D) розкладу. |

2. Валентність Сульфуру у сполуках SO_3 , H_2S та Al_2S_3 відповідно становить:

- | | |
|---------------------|--------------------|
| (A) VI, II та II; | (C) III, II та VI; |
| (B) III, II та III; | (D) II, II та II. |

3. Концентровану сульфатну кислоту можна транспортувати у сталевих цистернах оскільки:

- | | |
|---|---|
| (A) залізо не розчиняється у кислотах; | (C) сульфатна кислота не діє на метали; |
| (B) концентрована сульфатна кислота не реагує із залізом; | (D) сульфатна кислота є слабким електролітом. |

4. Із розбавленою сульфатною кислотою взаємодіють обидві речовини:

- | | |
|--------------------------|---------------------------|
| (A) $BaCl_2$ та CO_2 ; | (C) H_3PO_4 та $NaCl$; |
| (B) Mg та Na_2CO_3 ; | (D) Cu та $AgCl$. |

5. Природною сировиною для промислового виробництва сульфатної кислоти може бути:

- (A) SO₂; (C) FeS₂;
(B) H₂S; (D) SO₃.

6. Якісний склад сульфатної кислоти можна встановити, застосувавши аналітичні реагенти:

- (A) BaCl₂ та лакмус; (C) BaCl₂ та фенолфталеїн;
(B) NaNO₃ та Zn; (D) NaOH та Zn.

7. Електронна формула атома 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴. Формули водневої сполуки та вищого оксиду цього елементу:

- (A) H₂S та SO₂; (C) H₂S та SO₃;
(B) NH₃ та N₂O₅; (D) CH₄ та CO₂.

8. У промисловості сульфур(IV) оксид одержують взаємодією:

- (A) Na₂SO₃ та HCl (р-н); (C) S та H₂SO₄ (конц.);
(B) Cu та H₂SO₄ (конц.); (D) FeS₂ та O₂.

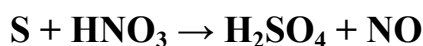
9. Із утворенням солі, води та сульфур(IV) оксиду перебігає взаємодія між наступними речовинами:

- (A) Zn та H₂SO₄ (розб.); (C) Cu та H₂SO₄ (конц.);
(B) Cu та H₂SO₄ (розб.); (D) Zn та H₂SO₄ (конц.).

10. До складу якого з природних мінералів входить Сульфур?

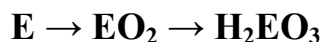
- (A) галіт; (C) плюмбіт;
(B) пірит; (D) малахіт.

11. Коефіцієнт перед формулою окисника у наведеному нижче рівнянні реакції дорівнює:



- (A) 1; (C) 3;
(B) 2; (D) 4.

12. Елементом «Е» у схемі перетворень може бути:



- (A) K; (C) S;
(B) P; (D) Ca.

13. Формула речовини “X” та коефіцієнт перед нею у рівнянні реакції, схема якої відповідає:



- (A) 2H₂SO₄; (C) 4H₂SO₄;
(B) 3H₂SO₄; (D) 3SO₃.

14. Концентрована сульфатна кислота за кімнатної температури реагує з обома речовинами:

- (A) Al та Al₂O₃; (C) Mg та MgO;
(B) Fe та Fe₂O₃; (D) C та CO₂.

15. Із утворенням солі та виділенням водню перебігає взаємодія:

- (A) Fe та H₂SO₄ (розб.); (C) Mg та H₂SO₄ (конц.);
(B) Cu та H₂SO₄ (розб.); (D) Ag та H₂SO₄ (конц.).

16. Сульфат-аніони можна визначити у водному розчині за допомогою реагенту, що містить:

- (A) Ag⁺; (C) Ba²⁺;
(B) Cu²⁺; (D) Fe³⁺.

17. Вищу та нижчу валентність Сульфур проявляє у відповідних сполуках:

- (A) SO₃ та ZnS; (C) SO₃ та SO₂;
(B) SO₂ та H₂S; (D) H₂S та SO₃.

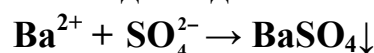
18. У промисловості концентровану сульфатну кислоту у вигляді олеуму одержують поглинанням:

- (A) SO₃ водою; (C) SO₂ водою;
(B) SO₃ сульфатною кислотою; (D) SO₂ сульфатною кислотою.

19. Найменший за розміром атом серед наведених нижче має хімічний елемент:

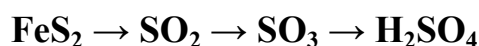
- (A) Te; (C) S;
(B) Se; (D) Po.

20. Скорочене іонне рівняння відповідає взаємодії речовин:



- (A) Ba(NO₃)₂ та H₂SO₄; (C) BaO та SO₃;
(B) Ba(OH)₂ та SO₃; (D) BaO та H₂SO₄.

21. Наведена схема перетворень відповідає промислового добуванню:



- (A) нітратної кислоти; (C) фосфатної кислоти;
(B) сульфатної кислоти; (D) сульфитної кислоти.

22. Сульфур(IV) оксид реагує з обома речовинами:

- (A) Fe та NaOH; (C) O₂ та H₂O;
(B) CaO та CO₂; (D) NaCl та P₂O₅.

23. Позначте формулу природного мінералу гіпсу:

- (A) 2CaSO₄ · H₂O; (C) Na₂SO₄ · 10H₂O;
(B) CuSO₄ · 5H₂O; (D) CaSO₄ · 2H₂O.

24. Вкажіть ступінь окиснення Сульфуру у сполуці, що утворюється при згорянні гідроген сульфід у надлишку кисню:

- (A) +4; (C) 0;
(B) +6; (D) -2.

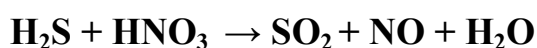
25. Позначте схему хімічного перетворення, у якому Сульфур виявляє властивості відновника:

- (A) H₂S → SO₂; (C) H₂SO₄ → SO₂;
(B) Na₂SO₃ → S; (D) S → H₂S.

26. Вкажіть забарвлення лакмусового папірця у водному розчині сульфатної кислоти:

- (A) синій; (C) червоний;
(B) жовтий; (D) малиновий.

27. Коефіцієнт перед формулою відновника у наведеному нижче рівнянні реакції дорівнює:



- (A) 1; (C) 3;
(B) 2; (D) 4.

28. Виберіть продукт взаємодії нітратної кислоти із сіркою:

- (A) SO₂; (C) H₂SO₃;
(B) H₂S; (D) H₂SO₄.

29. Вкажіть формулу свинцевого блиску:

- (A) PbO; (C) PbO₂;
(B) PbS; (D) PbSO₄.

30. Магній сульфат застосовується у медицині як заспокійливий, спазмолітичний та проносний засіб. Обчисліть ступінь окиснення Сульфуру у MgSO₄:

- (A) -2; (C) +6;
(B) +4; (D) 0.

ДОДАТКИ

ДОДАТОК 1

Електронні конфігурації зовнішніх оболонок нейтральних атомів

№ з/п	Елемент	Електронна конфігурація	№ з/п	Елемент	Електронна конфігурація
1	2	3	4	5	6
1	H	1s ¹	39	Y	(Kr)4d ¹ 5s ²
2	He	1s ²	40	Zr	(Kr)4d ² 5s ²
3	Li	(He)2s ¹	41	Nb	(Kr)4d ⁴ 5s ¹
4	Be	(He)2s ²	42	Mo	(Kr)4d ⁵ 5s ¹
5	B	(He)2s ² 2p ¹	43	Tc	(Kr)4d ⁵ 5s ²
6	C	(He)2s ² 2p ²	44	Ru	(Kr)4d ⁷ 5s ¹
7	N	(He)2s ² 2p ³	45	Rh	(Kr)4d ⁸ 5s ¹
8	O	(He)2s ² 2p ⁴	46	Pd	(Kr)4d ¹⁰ 5s ⁰
9	F	(He)2s ² 2p ⁵	47	Ag	(Kr)4d ¹⁰ 5s ¹
10	Ne	(He)2s ² 2p ⁶	48	Cd	(Ag ⁺)5s ²
11	Na	(Ne)3s ¹	49	In	(Ag ⁺)5s ² 5p ¹
12	Mg	(Ne)3s ²	50	Sn	(Ag ⁺)5s ² 5p ²
13	Al	(Ne)3s ² 3p ¹	51	Sb	(Ag ⁺)5s ² 5p ³
14	Si	(Ne)3s ² 3p ²	52	Te	(Ag ⁺)5s ² 5p ⁴
15	P	(Ne)3s ² 3p ³	53	I	(Ag ⁺)5s ² 5p ⁵
16	S	(Ne)3s ² 3p ⁴	54	Xe	(Ag ⁺)5s ² 5p ⁶
17	Cl	(Ne)3s ² 3p ⁵	55	Cs	(Xe)6s ¹
18	Ar	(Ne)3s ² 3p ⁶	56	Ba	(Xe)6s ²
19	K	(Ar)4s ¹	57	La	(Xe)5d ¹ 6s ²
20	Ca	(Ar)4s ²	58	Ce	(Xe)4f ² 6s ²
21	Sc	(Ar)3d ¹ 4s ²	59	Pr	(Xe)4f ³ 6s ²
22	Ti	(Ar)3d ² 4s ²	60	Nd	(Xe)4f ⁴ 6s ²
23	V	(Ar)3d ³ 4s ²	61	Pm	(Xe)4f ⁵ 6s ²
24	Cr	(Ar)3d ⁵ 4s ¹	62	Sm	(Xe)4f ⁶ 6s ²
25	Mn	(Ar)3d ⁵ 4s ²	63	Eu	(Xe)4f ⁷ 6s ²
26	Fe	(Ar)3d ⁶ 4s ²	64	Gd	(Xe)4f ⁷ 5d ¹ 6s ²

Продовження Додатка 1

1	2	3	4	5	6
27	Co	(Ar)3d ⁷ 4s ²	65	Tb	(Xe)4f ⁹ 6s ²
28	Ni	(Ar)3d ⁸ 4s ²	66	Dy	(Xe)4f ¹⁰ 6s ²
29	Cu	(Ar)3d ¹⁰ 4s ¹	67	Ho	(Xe)4f ¹¹ 6s ²
30	Zn	(Cu ⁺)4s ²	68	Er	(Xe)4f ¹² 6s ²
31	Ga	(Cu ⁺)4s ² 4p ¹	69	Tm	(Xe)4f ¹³ 6s ²
32	Ge	(Cu ⁺)4s ² 4p ²	70	Yb	(Xe)4f ¹⁴ 6s ²
33	As	(Cu ⁺)4s ² 4p ³	71	Lu	(Xe)4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
34	Se	(Cu ⁺)4s ² 4p ⁴	72	Hf	(Xe)4f ¹⁴ 5d ² 6s ²
35	Br	(Cu ⁺)4s ² 4p ⁵	73	Ta	(Xe)4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²
36	Kr	(Cu ⁺)4s ² 4p ⁶	74	W	(Xe)4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²
37	Rb	(Kr)5s ¹	75	Re	(Xe)4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²
38	Sr	(Kr)5s ²	76	Os	(Xe)4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²
77	Ir	(Xe)4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	90	Th	(Rn)6d ² 7s ²
78	Pt	(Xe)4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹	91	Pa	(Rn)5f ² 6d ¹ 7s ²
79	Au	(Xe)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	92	U	(Rn)5f ³ 6d ¹ 7s ²
80	Hg	(Au ⁺)6s ²	93	Np	(Rn)5f ⁴ 6d ¹ 7s ²
81	Tl	(Au ⁺)6s ² 6p ¹	94	Pu	(Rn)5f ⁵ 6d ¹ 7s ²
82	Pb	(Au ⁺)6s ² 6p ²	95	Am	(Rn)5f ⁶ 6d ¹ 7s ²
83	Bi	(Au ⁺)6s ² 6p ³	96	Cm	(Rn)5f ⁷ 6d ¹ 7s ²
84	Po	(Au ⁺)6s ² 6p ⁴	97	Bk	(Rn)5f ⁸ 6d ¹ 7s ²
85	At	(Au ⁺)6s ² 6p ⁵	98	Cf	(Rn)5f ⁹ 6d ¹ 7s ²
86	Rn	(Au ⁺)6s ² 6p ⁶	99	Es	(Rn)5f ¹⁰ 6d ¹ 7s ²
87	Fr	(Rn)7s ¹	100	Fm	(Rn)5f ¹¹ 6d ¹ 7s ²
88	Ra	(Rn)7s ²	101	Md	(Rn)5f ¹² 6d ¹ 7s ²
89	Ac	(Rn)6d ¹ 7s ²	102	No	(Rn)5f ¹³ 6d ¹ 7s ²

**Розміри та властивості атомів хімічних елементів
(орбітальні радіуси, потенціали іонізації, спорідненості до електрона)**

Елемент	$r_0, \text{Å}$	I, eV	F, eV	Елемент	$r_0, \text{Å}$	I, eV	F, eV
1	2	3	4	5	6	7	8
H	0,529	13,60	0,754	V	1,401	6,74	1,0
He	0,291	24,59	-0,22	Cr	1,453	6,77	-1,0
Li	1,586	5,39	0,59	Mn	1,278	7,44	0,6
Be	1,040	9,32	0,38	Fe	1,227	7,89	–
B	0,776	8,29	0,30	Co	1,181	7,87	1,0
C	0,620	11,26	1,27	Ni	1,139	7,63	1,3
N	0,521	14,53	-0,21	Cu	1,191	7,72	1,23
O	0,450	13,62	1,47	Zn	1,065	9,39	0,1
F	0,396	17,42	3,45	Ga	1,254	5,99	0,4
Ne	0,354	21,56	-0,2	Ge	1,090	7,9	1,7
Na	1,713	5,14	0,3	As	0,982	9,82	1,04
Mg	1,279	7,64	-0,2	Se	0,918	9,75	1,02
Al	1,312	5,99	0,2	Br	0,851	11,84	3,37
Si	1,068	8,15	1,8	Kr	0,795	13,99	-0,4
P	0,919	10,49	0,8	Rb	2,287	4,18	0,6
S	0,810	10,36	2,08	Sr	1,836	5,69	-1,5
Cl	0,725	12,97	3,61	Y	1,693	6,22	-0,4
Ar	0,659	15,76	-0,37	Zr	1,593	6,84	0,4

Продовження Додатка 2

1	2	3	4	5	6	7	8
K	2,162	4,34	0,3	Nb	1,589	6,98	1,1
Ca	1,690	6,11	-1,9	Mo	1,520	7,10	1,2
Sc	1,570	6,56	-0,7	Tc	1,391	7,28	1,0
Ti	1,477	6,82	0,6	Ru	1,410	7,37	1,4
Rh	1,364	7,46	1,6	W	1,360	7,98	0,5
Pd	0,567	8,34	1,0	Re	1,310	7,88	0,2
Ag	1,286	7,58	1,3	Os	1,266	8,5	1,4
Cd	1,184	8,99	-0,3	Ir	1,227	9,1	2,0
In	1,382	5,70	0,2	Pt	1,221	8,9	2,13
Sn	1,240	7,34	1,0	Au	1,187	9,23	2,13
Sb	1,140	8,64	0,9	Hg	1,126	10,44	-0,20
Te	1,111	9,01	2	Tl	1,319	6,11	0,5
I	1,044	10,44	3,08	Pb	1,215	7,42	1,0
Xe	0,986	12,13	-0,4	Bi	1,130	13,25	1,0
Cs	2,518	3,89	0,6	Po	1,212	8,43	1,3
Ba	2,060	5,21	-0,5	At	1,146	9,2	2,8
La	1,915	5,58	0,5	Rn	1,090	10,75	–
Ce	1,978	5,47	–	Fr	2,447	3,98	–
Pr	1,942	5,42	–	Ra	2,042	5,28	–
Nd	1,912	5,49	–	Ac	1,895	5,12	–
Pm	1,882	5,55	–	Th	1,788	6,08	–
Sm	1,854	5,63	–	Pa	1,804	5,89	–

Продовження Додатка 2

1	2	3	4	5	6	7	8
Eu	1,826	5,66	–	U	1,775	6,12	–
Gd	1,713	6,16	–	Np	1,741	6,20	–
Tb	1,775	5,85	–	Pu	1,784	6,06	–
Dy	1,750	5,93	–	Am	1,757	5,99	–
Ho	1,727	6,02	–	Cm	1,657	6,09	–
Er	1,703	6,10	–	Bk	1,625	6,30	–
Tm	1,689	6,18	–	Cf	1,598	6,41	–
Yb	1,658	6,25	–	Es	1,578	6,52	–
Lu	1,553	5,42	–	Fm	1,557	6,64	–
Hf	1,476	7,5	-0,6	Md	1,527	6,74	–
Ta	1,413	7,89	0,2	No	1,581	0,84	–

ДОДАТОК 3

Електронегативності (ЕН) хімічних елементів за шкалою Л. Полінга

Елемент	ЕН	Елемент	ЕН	Елемент	ЕН	Елемент	ЕН
1	2	3	4	5	6	7	8
H	2,1	F	4,0	Cl	3,2	V(IV)	1,7
Li	1,0	Na	0,9	K	0,8	V(V)	1,9
Be	1,5	Mg	1,2	Ca	1,1	Cr(II)	1,5
B	2,0	Al	1,6	Sc	1,3	Cr(III)	1,6
C	2,6	Si	1,9	Ti(II)	1,4	Cr(VI)	2,4
N	3,0	P	2,2	Ti(III)	1,6	Mn(II)	1,4
O	3,1	S	2,6	V(III)	1,5	Mn(III)	1,5

Продовження Додатка 3

1	2	3	4	5	6	7	8
Mn(IV)	2,1	Zr(IV)	1,5	I	2,6	Au	2,3
Mn(VII)	2,5	Nb	1,6	Cs	0,7	Hg	2,0
Fe(II)	1,8	Mo(IV)	1,7	Ba	0,9	Tl(I)	1,4
Fe(III)	1,9	Mo(VI)	2,3	La	1,1	Tl(III)	1,9
Co(II)	1,8	Tc(V)	1,9	Lu	1,2	Pb(II)	1,8
Ni(II)	1,8	Tc(VII)	2,3	Hf	1,4	Pb(IV)	2,1
Cu(I)	1,8	Ru(III)	2,0	Ta	1,5	Bi(III)	2,0
Cu(II)	2,0	Ru(IV)	2,1	W(IV)	1,6	Bi(V)	2,2
Zn	1,6	Rh	2,1	W(VI)	2,2	Po	2,2
Ga	1,7	Pd	2,1	Re(V)	1,9	At	2,3
Ge	2,0	Ag	1,9	Re(VII)	2,1	Fr	0,7
As	2,1	Cd	1,7	Os(III)	2,0	Ra	0,9
Se	2,5	In	1,8	Os(IV)	2,1	Ac	1,1
Br	3,0	Sn(II)	1,8	Os(VIII)	2,4	U(IV)	1,4
Rb	0,8	Sn(IV)	2,0	Ir	2,1	U(VI)	1,9
Sr	1,0	Sb(III)	1,9	Pt(II)	2,1		
Y	1,2	Sb(V)	2,2	Pt(IV)	2,2		
Zr(II)	1,3	Te	2,3	Pt(VI)	2,6		

Атомні радіуси (в Å) за Дж. Слейтером

№ з/п	Елемент	r_a	№ з/п	Елемент	r_a	№ з/п	Елемент	r_a
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	H	0,25	21	Sc	1,60	39	Y	1,80
3	Li	1,45	22	Ti	1,40	40	Zr	1,55
4	Be	1,05	23	V	1,35	41	Nb	1,45
5	B	0,85	24	Cr	1,40	42	Mo	1,45
6	C	0,70	25	Mn	1,40	43	Tc	1,35
7	N	0,65	26	Fe	1,40	44	Ru	1,30
8	O	0,60	27	Co	1,35	45	Rh	1,35
9	F	0,50	28	Ni	1,35	46	Pd	1,40
11	Na	1,80	29	Cu	1,35	47	Ag	1,60
12	Mg	1,50	30	Zn	1,35	48	Cd	1,55
13	Al	1,25	31	Ga	1,30	49	In	1,55
14	Si	1,10	32	Ge	1,25	50	Sn	1,45
15	P	1,00	33	As	1,15	51	Sb	1,45
16	S	1,00	34	Se	1,15	52	Te	1,40
17	Cl	1,00	35	Br	1,15	53	I	1,40
19	K	2,20	37	Rb	2,35	55	Cs	2,60
20	Ca	1,80	38	Sr	2,00	56	Ba	2,15

Продовження Додатка 4

1	2	3	4	5	6	7	8	9
57	La	1,95	69	Tm	1,75	81	Tl	1,90
58	Ce	1,85	70	Yb	1,75	82	Pb	1,80
59	Pr	1,85	71	Lu	1,75	83	Bi	1,60
60	Nd	1,85	72	Hf	1,55	84	Po	1,90
61	Pm	1,85	73	Ta	1,45	88	Ra	2,15
62	Sm	1,85	74	W	1,35	89	Ac	1,95
63	Eu	1,85	75	Re	1,35	90	Th	1,80
64	Gd	1,80	76	Os	1,30	91	Pa	1,80
65	Tb	1,75	77	Ir	1,35	92	U	1,75
66	Dy	1,75	78	Pt	1,35	93	Np	1,75
67	Ho	1,75	79	Au	1,35	94	Pu	1,75
68	Er	1,75	80	Hg	1,50	95	Am	1,75

ДОДАТОК 5

Поширеність у природі деяких ізотопів за С.П. Кларком

Атомний номер	Символ	Масове число	Відносна поширеність, %	Атомний номер	Символ	Масове число	Відносна поширеність, %
1	2	3	4	5	6	7	8
1	H	1	99,99			40	0,01
		2	0,01			41	6,9
2	He	3	10^{-4} - 10^{-5}	20	Ca	40	97,0
		4	~100			42	0,6
6	C	12	98,9			43	0,1
		13	1,1			44	2,1
		14	10^{-10}			46	0,003
7	N	14	99,6			48	0,2
		15	0,4	37	Rb	85	77,2
8	O	16	~99,8			87	27,8
		17	0,04	38	Sr	84	0,5
		18	0,2			86	9,9
16	S	32	95,0			87	7,0
		33	0,8			88	82,6
		34	4,2	50	Sn	112	1,0
		36	0,02			114	0,6
18	Ar	36	0,3			115	0,3
		38	0,06			116	14,2
		40	99,6			117	7,6

Продовження Додатка 5

1	2	3	4	5	6	7	8
19	K	39	93,1			118	24,0
		119	8,6			207	21,5
		120	33,0			208	52,0
		122	4,7	90	Th	232	100,0
		124	6,0	92	U	234	0,006
82	Pb	204	1,4			235	0,72
		206	25,2			238	99,28

ДОДАТОК 6

Класифікація мінералів за їх хімічним складом

Клас	Мінерал	Формула
Самородні мінерали	Золото самородне	Au
Сульфіди та сульфосоли	Кіновар	HgS
Карбіди	Муасаніт	SiC
Оксиди	Гематит	Fe ₂ O ₃
Гідроксиди	Брусит	Mg(OH) ₂
Галогеніди	Флюорит	CaF ₂
Карбонати	Кальцит	CaCO ₃
Нітрати	Калієва селітра	KNO ₃
Борати	Бура	Na ₂ B ₄ O ₇ ·10H ₂ O
Фосфати	Апатит	Ca ₅ (PO ₄) ₃ (Cl,OH,F)
Сульфати	Гіпс	CaSO ₄ ·2H ₂ O
Хромати	Крокоїт	PbCrO ₄
Вольфрамати	Шееліт	CaWO ₄
Силікати	Альбіт	Na[AlSi ₃ O ₈]

Кольори рисок деяких мінералів

Риска	Мінерали
<i>Мінерали з металічним блиском</i>	
Срібляста	Срібло самородне, миш'як самородний
Сіра	Платина самородна
Золотаво-жовта	Золото самородне
Червона	Самородна мідь
<i>Мінерали з неметалічним блиском</i>	
Сіра	Галеніт, антимоніт, марказит, графіт
Коричнева	Сфалерит, рутил
Чорна	Магнетит
Червоно-бура	Гематит
Жовта	Сірка самородна
Зелена	Малахіт, вівіаніт
Синя	Азурит, лазурит
Пурпурна	Вівіаніт

Твердість деяких мінералів за шкалою Ф. Мооса

Мінерал	Характеристика	Твердість
Тальк	Легко дряпаються нігтем	1,0
Графіт		1,0-2,0
Галіт	Дряпаються нігтем	2,0-2,5
Мідь (самородна), золото, срібло		
Борніт, церусит	Дряпаються мідною монетою	3,0
Кальцит, целестин		3,0-3,5
Тетраедрит, халькопірит, сфалерит, родохрозит, доломіт		3,0-4,0
Платина		4,0-4,5
Бірюза, геміморфіт, шеєліт, вівіаніт, апатит	Дряпаються сталлю	4,5-5,0
Гетит, лазурит, монацит		5,0-5,5
Уранініт, актиноліт, тремоліт, датоліт, опал		5,5-6,0
Ортоклаз, содаліт, діопсид, родоніт, олівін		Погано дряпають скло
Пірит, марказит, рутил	6,0-6,5	
Каситерит, циркон, гематит, жадеїт, нефрит	6,5-7,0	
Кварц, епідот, халцедон, сподумен, grosular	Легко дряпають скло	7,0
Піроп, спесартін, турмалін, альмандин		7,0-7,5
Фенакіт, берил, шпінель		7,5-8,0
Топаз, хризоберил		8,0-8,5
Корунд		9,0
Алмаз	Може бути подряпаний лише іншим алмазом	10,0

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Буря О.І., Чигвінцева О.П. Біонеорганічна хімія. Дніпропетровськ: “Пороги”. – 2005. – 360 с.
2. Левітін Є.Я., Ключєва Р.Г., Бризицька А.М. Загальна та неорганічна хімія. – Видання 2-е. Вінниця: “НОВА КНИГА”. – 2009. – 464 с.
3. Загальна та неорганічна хімія / О.І. Карнаухов, Д.О. Мельничук, К.О. Чеботько, В.А. Копілевич. Вінниця: “НОВА КНИГА”, 2003. – 544 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія / Підручник для студентів вищ. навч. закладів. – Київ; Ірпінь: ВТФ “Перун”, 1998. – 480 с.
5. Загальна хімія / В.В. Григор’єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич, О.А. Голуб – К. : Вища школа, 2009. – 471 с.
6. Левітін Є. Я., Ведерникова І. О., Коваль А. О., Криськів О. С. Біоактивність неорганічних сполук: навч. посібн. для аудит. та самост. роботи студентів / за ред. проф. Є. Я. Левітіна. – Х.: НФаУ, 2017. – 83 с.
7. Гомонай В.І., Мільович С.С. Біонеорганічна хімія. – Ужгород: “Патент”, 2006. – 200 с.
8. Хомченко Г.И., Цитович И.К. Неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1987. – 464 с.
9. Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я., Павленко Н.В. Химия биогенных элементов. – К.: Высшая школа, 1990. – 208 с.
10. Ленский, А. С. Биофизическая и бионеорганическая химия: Учебное пособие для вузов / А. С. Ленский, И. Ю. Белавин, С. Ю. Былинкин. – М.: Медицинское информационное агентство, 2008. – 416 с.
11. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для вузов / Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд и др.; Под ред. Ю.А. Ершова. – М.: Высшая школа, 2003. – 560 с.
12. Кабата-Пендиас А., Пендиас Х. Микроэлементы в почвах и растениях: Перевод с английского. – М.: “Мир”, 1989. – 439 с.
13. <https://uk.wikipedia.org>
14. Павлишин В.І., Довгий С.О. Мінералогія: підруч. – К.: КНТ, 2008. – 536 с.
15. Стадник О.Г. Методичні рекомендації щодо користування навчальною колекцією “Мінерали та гірські породи”. – Х.: “Ранок”, 2007. – 32 с.
16. Стадник О.Г. Методичні рекомендації щодо користування навчальною колекцією “Корисні копалини”. – Х.: “Ранок”, 2007. – 32 с.

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	3
ЧАСТИНА 1. ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ – МАТЕРІАЛЬНА СКЛАДОВА БІОСФЕРИ	4
1.1. Класифікація і поширеність біогенних елементів в організмі людини та довкіллі.	4
1.2. Принцип відбору хімічних елементів для побудови живих організмів	7
1.3. Вчення О.П. Виноградова про біогеохімічні провінції як основа уявлень про міграцію хімічних елементів	8
ЧАСТИНА 2. ЕЛЕМЕНТИ-ОРГАНОГЕНИ	9
РОЗДІЛ 2.1. ГІДРОГЕН	9
2.1.1. Загальна характеристика. Природні сполуки.	9
2.1.2. Одержання і властивості	12
2.1.3. Біологічна роль сполук Гідрогену	18
Запитання для самоконтролю	23
Тестові завдання до теми	24
РОЗДІЛ 2.2. ОКСИГЕН	28
2.2.1. Загальна характеристика. Природні сполуки.	28
2.2.2. Одержання і властивості	30
2.2.3. Біологічна роль сполук Оксигену	39
Запитання для самоконтролю	44
Тестові завдання до теми	44
РОЗДІЛ 2.3. КАРБОН	48
2.3.1. Загальна характеристика. Природні сполуки.	48
2.3.2. Одержання і властивості	51
2.3.3. Біологічна роль сполук Карбону	64
Запитання для самоконтролю	68
Тестові завдання до теми	69
РОЗДІЛ 2.4. НІТРОГЕН	73

2.4.1. Загальна характеристика. Природні сполуки.	73
2.4.2. Одержання і властивості	75
2.4.3. Біологічна роль сполук Нітрогену	89
Запитання для самоконтролю	92
Тестові завдання до теми	93
РОЗДІЛ 2.5. ФОСФОР	97
2.5.1. Загальна характеристика. Природні сполуки.	97
2.5.2. Одержання і властивості	99
2.5.3. Біологічна роль сполук Фосфору	106
Запитання для самоконтролю	112
Тестові завдання до теми	113
РОЗДІЛ 2.6. СУЛЬФУР	117
2.6.1. Загальна характеристика. Природні сполуки.	117
2.6.2. Одержання і властивості	118
2.6.3. Біологічна роль сполук Сульфуру	130
Запитання для самоконтролю	134
Тестові завдання до теми	135
ДОДАТОК 1. Електронні конфігурації зовнішніх оболонки нейтральних атомів	140
ДОДАТОК 2. Розміри та властивості атомів хімічних елементів (орбітальні радіуси, потенціали іонізації, спорідненості до електрона)	142
ДОДАТОК 3. Електронегативності (ЕН) хімічних елементів за шкалою Л. Полінга.	144
ДОДАТОК 4. Атомні радіуси (в Å) за Дж. Слейтером	146
ДОДАТОК 5. Поширеність у природі деяких ізотопів за С.П. Кларком	148
ДОДАТОК 6. Класифікація мінералів за їх хімічним складом	149
ДОДАТОК 7. Кольори рисок деяких мінералів	150
ДОДАТОК 8. Твердість деяких мінералів за шкалою Ф. Мооса	151
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА	152

Навчальне видання

ЧИГВІНЦЕВА Ольга Павлівна
ТОКАР Андрій Володимирович
РУЛА Ірина Василівна
БОЙКО Юлія Володимирівна

**ХІМІЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ.
ЧАСТИНА ІІ. ЕЛЕМЕНТИ-ОРГАНОГЕНИ**

Редактор С.Г. Пустовгорова
Комп'ютерний набір і верстка О.П. Чигвінцева

Підписано до друку 28.06.2021 р.
Формат 60 × 84/16. Папір офсетний.
Обл. вид. арк.6,03. Ум. друк. арк. 9,0. Тираж 100 прим. Зам. №

Видавець “ФОП Середняк Т.К.”
Ідентифікатор видавця у системі ISBN: 7761
49000, Дніпро, 18, а/я 1212,
пр. Гагаріна, 11, оф. 5
тел.(066)-55-312-55, (056)-798-04-00
E-mail: 7984722@gmail.com
www.isbn.com.ua

Віддруковано на базі поліграфічно-видавничого
центру “Адверта”
49000, м. Дніпро, 18, а/я №1212
тел.(066)-55-312-55, (096)-308-00-38
www.facebook.com/adverta.Izdatelstvo